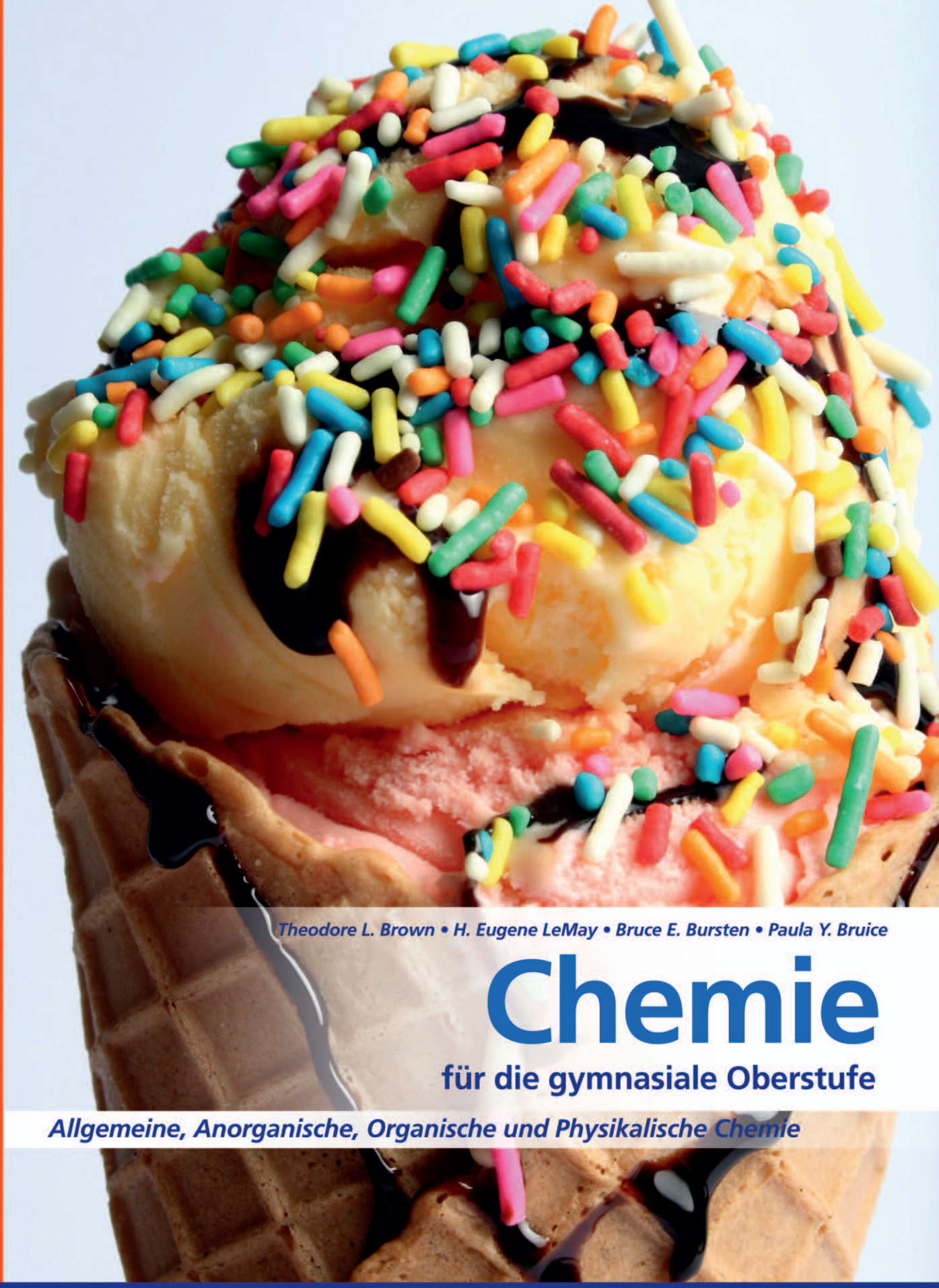


Theodore L. Brown • H. Eugene LeMay • Bruce E. Bursten • Paula Y. Bruice

Chemie

für die gymnasiale Oberstufe

Allgemeine, Anorganische, Organische und Physikalische Chemie

ALWAYS LEARNING

PEARSON

Theodore L. Brown
H. Eugene LeMay
Bruce E. Bursten
Paula Y. Bruice

Chemie

für die gymnasiale Oberstufe

PEARSON

Higher Education
München • Harlow • Amsterdam • Madrid • Boston
San Francisco • Don Mills • Mexico City • Sydney
a part of Pearson plc worldwide

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.

Die Informationen in diesem Buch werden ohne Rücksicht auf einen eventuellen Patentschutz veröffentlicht. Warennamen werden ohne Gewährleistung der freien Verwendbarkeit benutzt. Bei der Zusammenstellung von Texten und Abbildungen wurde mit größter Sorgfalt vorgegangen. Trotzdem können Fehler nicht ausgeschlossen werden. Verlag, Herausgeber und Autoren können für fehlerhafte Angaben und deren Folgen weder eine juristische Verantwortung noch irgendeine Haftung übernehmen. Für Verbesserungsvorschläge und Hinweise auf Fehler sind Verlag und Autor dankbar.

Teil I:
Authorized Translation from the English language edition, entitled CHEMISTRY: THE CENTRAL SCIENCE, 10th Edition, 9780131096868 by THEODORE BROWN; H. EUGENE LEMAY; BRUCE BURSTEN; CATHY MURPHY, published by Pearson Education, Inc, publishing as Prentice Hall, Copyright © 2006 by Pearson Education, Inc.

Teil II:
Authorized Translation from the English language edition, entitled ORGANIC CHEMISTRY, 5th Edition, 9780131963160 by PAULA BRUICE, published by Pearson Education, Inc, publishing as Prentice Hall, Copyright © 2007 by Pearson Education, Inc. All rights reserved. No part of this book may be reproduced or transmitted in any form or by any means, electronic or mechanical, including photocopying, recording or by any information storage retrieval system, without permission from Pearson Education, Inc.

GERMAN language edition published by PEARSON DEUTSCHLAND GMBH, Copyright © 2013.

Fast alle Produktbezeichnungen und weitere Stichworte und sonstige Angaben, die in diesem Buch verwendet werden, sind als eingetragene Marken geschützt. Da es nicht möglich ist, in allen Fällen zeitnah zu ermitteln, ob ein Markenschutz besteht, wird das ®-Symbol in diesem Buch nicht verwendet.

10 9 8 7 6 5 4 3 2 1

13 14 15

ISBN 978-3-86894-904-9

© 2013 by Pearson Deutschland GmbH
Lilienthalstraße 2, 85399 Hallbergmoos/Germany
Alle Rechte vorbehalten
www.pearson.de
A part of Pearson plc worldwide

Lektorat: Kathrin Mönch, kmoench@pearson.de
Fachlektorat: Ursula Pfangert-Becker, Eppelborn
Übersetzung: FRANK Sprachen + Technik GmbH, Niederkassel (Teil I); Dr. Thomas Lazar, Paderborn (Teil II)
Korrektorat: Ursula Pfangert-Becker, Eppelborn
Einbandgestaltung: Thomas Arlt, tarlt@adesso21.net
Fotonachweis: Gettyimages München / Fotograf: Renata Voss

Herstellung: Martha Kürzl-Harrison
Satz & Layout: PTP-Berlin Protago-TEX-Production GmbH, www.ptp-berlin.eu
Druck und Verarbeitung: Firmengruppe APPL, aprinta druck, Wemding

Printed in Germany

Inhaltsverzeichnis

Vorwort IX

TEIL I

Allgemeine und Anorganische Chemie

1 Einführung: Stoffe und Maßeinheiten 3

1.1 Das Studium der Chemie 4
1.2 Einteilung von Stoffen. 4
1.3 Eigenschaften von Stoffen 9
1.6 Maßeinheiten 14
1.7 Messunsicherheiten 18
1.8 Dimensionsanalyse 21

2 Atome, Moleküle und Ionen 23

2.1 Die Atomtheorie 24
2.2 Die Entdeckung der Atomstruktur. 24
2.3 Die moderne Sichtweise der Atomstruktur . . . 28
2.4 Atommasse. 29
2.5 Das Periodensystem der Elemente (PSE). 31
2.6 Ionen und ionische Verbindungen. 33
2.7 Molekular aufgebaute Verbindungen und ihre Darstellung in Formeln 36
2.8 Moleküle und molekulare Verbindungen. 39

3 Stöchiometrie: Das Rechnen mit chemischen Formeln und Gleichungen 41

3.1 Chemische Gleichungen 42
3.2 Häufig vorkommende chemische Reaktionsmuster 43
3.3 Formelmasse. 46
3.4 Die Avogadrokonstante und das Mol 46
3.5 Bestimmung der empirischen Formel aus Analysen. 49
3.6 Quantitative Informationen aus Reaktionsgleichungen 51

4 Reaktionen in Wasser und Stöchiometrie in Lösungen 55

4.1 Allgemeine Eigenschaften wässriger Lösungen 57
4.2 Fällungsreaktionen 59
4.3 Säure-Base-Reaktionen 62
4.4 Redoxreaktionen. 65
4.5 Konzentrationen von Lösungen. 69
4.6 Stöchiometrie und chemische Analyse. 72

5 Thermochemie 75

5.1 Die Natur der Energie 76
5.2 Der Erste Hauptsatz der Thermodynamik. 79
5.3 Die Enthalpie, eine Zustandsgröße 83
5.4 Reaktionsenthalpien 85
5.5 Kalorimetrie 87
5.6 Der Hess'sche Satz 91
5.7 Bildungsenthalpien 92
5.8 Nahrungsmittel und Brennstoffe 97

6 Die elektronische Struktur der Atome 101

6.1 Die Wellennatur des Lichts 102
6.2 Gequantelte Energien und Photonen 104
6.3 Linienspektren und das Bohr'sche Atommodell 106
6.4 Das wellenartige Verhalten von Materie 109
6.5 Quantenmechanik und Atomorbitale 110
6.6 Darstellung von Orbitalen 113
6.7 Mehr-Elektronen-Atome 116
6.8 Elektronenkonfigurationen 117
6.9 Elektronenkonfigurationen und das Periodensystem (PSE) 122

7 Periodische Eigenschaften der Elemente 125

7.1 Entwicklung des Periodensystems 126
7.2 Effektive Kernladung. 127
7.3 Größen von Atomen und Ionen 129
7.4 Ionisierungsenergie. 132
7.5 Elektronenaffinitäten 135
7.6 Metalle, Nichtmetalle und Halbmetalle 136

8 Grundlegende Konzepte der chemischen Bindung . . . 141

8.1 Chemische Bindungen, Lewis-Symbole und die Oktettregel . . . 142
8.2 Ionenbindung . . . 143
8.3 Kovalente Bindung . . . 147
8.4 Bindungspolarität und Elektronegativität . . . 149
8.5 Valenzstrichformeln zeichnen . . . 152
8.6 Mesomere Grenzformeln . . . 154
8.7 Ausnahmen von der Oktettregel . . . 154
8.8 Stärken von kovalenten Bindungen . . . 156

9 Molekülstruktur und Bindungstheorien . . . 157

9.1 Molekülformen . . . 158
9.2 Das VSEPR-Modell . . . 159
9.3 Molekülform und Molekülpolarität . . . 165
9.4 Kovalente Bindung und Orbitalüberlappung . . . 166
9.5 Hybridorbitale . . . 168
9.6 Mehrfachbindungen . . . 173
9.7 Molekülorbitale . . . 176
9.8 Zweiatomige Moleküle der zweiten Periode . . . 178

10 Gase . . . 181

10.1 Eigenschaften von Gasen . . . 182
10.2 Die ideale Gasgleichung . . . 182
10.3 Gasmischungen und Partialdrücke . . . 183
10.4 Die kinetische Gastheorie . . . 184

11 Intermolekulare Kräfte, Flüssigkeiten und Festkörper . . . 187

11.1 Ein molekularer Vergleich von Gasen, Flüssigkeiten und Festkörpern . . . 188
11.2 Intermolekulare Kräfte . . . 189
11.3 Eigenschaften von Flüssigkeiten . . . 194
11.4 Phasenübergänge . . . 196
11.5 Dampfdruck . . . 199
11.6 Phasendiagramme . . . 200
11.7 Strukturen von Festkörpern . . . 201
11.8 Bindung in Festkörpern . . . 203

12 Moderne Werkstoffe . . . 207

12.1 Stoffklassen . . . 208
12.2 Weitere Werkstoffe . . . 212

13 Eigenschaften von Lösungen . . . 213

13.1 Der Lösevorgang . . . 214
13.2 Gesättigte Lösungen und Löslichkeit . . . 217
13.3 Welche Faktoren beeinflussen die Löslichkeit? . . . 218
13.4 Möglichkeiten für die Angabe von Zusammensetzungen . . . 221
13.5 Kolligative Eigenschaften . . . 224
13.6 Kolloide . . . 228

14 Chemische Kinetik . . . 231

14.1 Faktoren, die die Reaktionsgeschwindigkeit beeinflussen . . . 232
14.2 Reaktionsgeschwindigkeiten . . . 233
14.3 Konzentration und Reaktionsgeschwindigkeit 235
14.4 Die Änderung der Konzentration mit der Zeit 240
14.5 Temperatur und Reaktionsgeschwindigkeit . . . 244
14.6 Reaktionsmechanismen . . . 249
14.7 Katalyse . . . 252

15 Chemisches Gleichgewicht . . . 255

15.1 Der Begriff des Gleichgewichts . . . 257
15.2 Die Gleichgewichtskonstante . . . 258
15.3 Interpretation von Gleichgewichtskonstanten . . . 261
15.4 Heterogene Gleichgewichte . . . 262
15.5 Berechnung von Gleichgewichtskonstanten . . . 263
15.6 Aussagen von Gleichgewichtskonstanten . . . 265
15.7 Das Prinzip von Le Châtelier . . . 268

16 Säure-Base-Gleichgewichte . . . 275

16.1 Säuren und Basen: Eine kurze Wiederholung 276
16.2 Brønsted–Lowry-Säuren und Basen . . . 276
16.3 Die Autoprotolyse von Wasser . . . 280
16.4 Die pH-Skala . . . 282
16.5 Sehr starke Säuren und Basen . . . 284
16.6 Schwächere Säuren . . . 286
16.7 Schwächere Basen . . . 291
16.8 Die Beziehung zwischen K_S und K_B . . . 291
16.9 Säure-Base-Eigenschaften von Salzlösungen . . . 293
16.10 Säure-Base-Verhalten und chemische Struktur 294
16.11 Lewis-Säuren und -Basen . . . 296

17 Weitere Aspekte von Gleichgewichten in wässriger Lösung . . . 299

17.1 Der Einfluss gleicher Ionen . . . 300
17.2 Gepufferte Lösungen . . . 300

17.3 Säure-Base-Titrationen 307
17.4 Fällungsgleichgewichte 314
17.5 Faktoren, die die Löslichkeit beeinflussen 317
17.6 Ausfällen und Trennen von Ionen 323

18 Umweltchemie 325

18.1 Die Erdatmosphäre 326
18.2 Ozon in der oberen Erdatmosphäre. 327
18.3 Chemie der Troposphäre. 330
18.4 Weltmeere und Süßwasser 336

19 Chemische Thermodynamik 337

19.1 Spontane Prozesse 338
19.2 Entropie und der Zweite Hauptsatz der Thermodynamik 339
19.3 Die molekulare Betrachtung der Entropie 341
19.4 Entropieänderungen bei chemischen Reaktionen 344
19.5 Freie Enthalpie 346
19.6 Freie Enthalpie und Temperatur 349
19.7 Freie Enthalpie und die Gleichgewichtskonstante 351

20 Elektrochemie 355

20.1 Oxidationszahlen 356
20.2 Das Ausgleichen von Redoxgleichungen 357
20.3 Galvanische Zellen 361
20.4 Die EMK einer galvanischen Zelle unter Standardbedingungen 365
20.5 Freie Enthalpie und Redoxreaktionen 372
20.6 Die EMK einer galvanischen Zelle unter Nichtstandardbedingungen. 375
20.7 Batterien, Akkumulatoren und Brennstoffzellen 379
20.8 Korrosion 383
20.9 Elektrolyse 385

21 Nuklearchemie 391

21.1 Radioaktivität 392
21.2 Radioaktive Zerfallsraten 393
21.3 Nachweis und Messung von Radioaktivität . . . 396
21.4 Energieumsatz bei Kernreaktionen 397

22 Chemie der Nichtmetalle 399

22.1 Sauerstoff. 400
22.2 Schwefel. 401
22.3 Stickstoff 402
22.4 Phosphor 406
22.5 Kohlenstoff. 407

23 Metalle und Metallurgie 411

23.1 Pyrometallurgie. 413
23.2 Hydrometallurgie 415
23.3 Elektrometallurgie. 416
23.4 Metallbindung und Legierungen 419
23.5 Übergangsmetalle. 421

24 Chemie von Koordinationsverbindungen 425

24.1 Metallkomplexe 426
24.2 Liganden mit mehr als einem Donoratom 429
24.3 Nomenklatur der Koordinationschemie 434
24.4 Isomerie 435
24.5 Farbe und Magnetismus 438
24.6 Kristallfeldtheorie 440

TEIL II

Organische Chemie

25 Elektronenstruktur und Bindung · Säuren und Basen 447

25.1 Bindung in Methan und Ethan: Einfachbindungen. 448
25.2 Bindung im Ethen: Doppelbindung 451
25.3 Bindung im Ethin: Dreifachbindung. 452
25.4 Bindung im Methylkation, im Methylradikal und im Methylanion 454
25.5 Orbitalhybridisierung, Bindungslängen, Bindungsstärken und Bindungswinkel. 455
25.6 Organische Säuren und Basen. 456
25.7 Vorhersage des Resultats von Protonenübertragungsreaktionen 457
25.8 Der Einfluss der Struktur auf die Säurestärke . . 457
25.9 Der Einfluss von Substituenten auf die Säurestärke. 460
25.10 Einfluss der Elektronendelokalisation. 461
25.11 Der Effekt des pH-Wertes auf die Struktur. . . . 462

26 Organische Verbindungen: Nomenklatur, physikalische Eigenschaften und die Darstellung von Strukturen 465

26.1 Nomenklatur der Alkylradikale 470
26.2 Nomenklatur der Alkane 472
26.4 Nomenklatur der Halogenalkane 475
26.5 Nomenklatur der Ether 476
26.6 Nomenklatur der Alkohole 477
26.7 Nomenklatur der Amine 478
26.8 Strukturen der Halogenalkane, Alkohole, Ether und Amine 480
26.9 Physikalische Eigenschaften der Alkane, Halogenalkane, Alkohole, Ether und Amine . . 481
26.10 Rotation um Kohlenstoff–Kohlenstoff-Bindungen 488
26.11 Cycloalkane: Ringspannung 490
26.12 Konformationen der Cyclohexane 491

27 Alkene – Struktur, Nomenklatur, Reaktivität · Thermodynamik und Kinetik 495

27.1 Summenformeln und der ungesättigte Charakter 496
27.2 Nomenklatur der Alkene 496
27.3 Die Struktur der Alkene 499
27.4 *Cis/trans*-Isomerie 499
27.5 Reaktionsverhalten der Alkene 501
27.6 Thermodynamische und kinetische Grundlagen 503
27.7 Reaktionskoordinatendiagramm für die Addition von HBr an But-2-en 509

28 Die Reaktionen der Alkene 511

28.1 Die Addition von Halogenwasserstoffen an Alkene 513
28.2 Die Stabilität von Carbokationen 514
28.3 Die Regioselektivität der elektrophilen Addition 515
28.4 Die Addition von Wasser und die Addition von Alkoholen 516
28.5 Die Addition von Halogenen 519
28.6 Die Addition von Wasserstoff · Die relativen Stabilitäten der Alkene 520

29 Stereochemie – Anordnung von Atomen im Raum 523

29.1 *Cis/trans*-Isomere 524
29.2 Chiralität 525
29.3 Asymmetrisch substituierte Kohlenstoffatome 526
29.4 Isomere mit einem asymmetrisch substituierten Kohlenstoffatom 526
29.5 Das Zeichnen von Enantiomeren 527
29.6 Die Benennung von Enantiomeren: Das *R, S*-System 528
29.7 Optische Aktivität 531
29.8 Die Messung einer spezifischen Drehung 533
29.9 Isomere mit mehr als einem asymmetrisch substituierten Kohlenstoffatom 534
29.10 Mesoverbindungen 536

30 Reaktionen der Alkine 539

30.1 Nomenklatur der Alkine 540
30.2 Die Benennung von Verbindungen mit mehr als einer funktionellen Gruppe 541
30.3 Die physikalischen Eigenschaften ungesättigter Kohlenwasserstoffe 542
30.4 Die Struktur der Alkine 543
30.5 Reaktionsverhalten der Alkine 544
30.6 Addition von Halogenwasserstoffen und von Halogenen an Alkine 544
30.7 Addition von Wasser an Alkine 546
30.8 Addition von Wasserstoff 547
30.9 Azidität eines an ein *sp*-hybridisiertes Kohlenstoffatom gebundenen Wasserstoffatoms 547

31 Delokalisierte Elektronen und ihre Effekte auf Stabilität und pK_S-Wert 549

31.1 Delokalisierte Elektronen im Benzol 550
31.2 Die Bindung im Benzolmolekül 552
31.3 Mesomere Grenzformeln und der mesomere Zustand 553
31.4 Das Zeichnen mesomerer Grenzformeln 554
31.5 Die vorhergesagten Stabilitäten von mesomeren Grenzformeln 557
31.6 Delokalisationsenergie 558
31.7 Der Effekt der Elektronendelokalisation auf den pK_S-Wert 559

32 Substitutionsreaktionen der Halogenalkane 563

32.1 Reaktionen der Halogenalkane 564
32.2 Der Mechanismus der S_N2-Reaktion 565
32.3 Der Mechanismus der S_N1-Reaktion 570
32.4 Die Rolle des Lösemittels bei S_N1-Reaktionen . 572

33 Eliminierungsreaktionen der Halogenalkane · Konkurrenz zwischen Substitution und Eliminierung 575

33.1 Die E2-Reaktion 576
33.2 Die E1-Reaktion 577
33.3 Substitution und Eliminierung in der Synthese 579

34 Reaktionen der Alkohole 581

34.1 Nucleophile Substitution an Alkoholen: Halogenalkanbildung 582
34.2 Eliminierungsreaktionen von Alkoholen: Dehydratisierung. 584
34.3 Die Oxidation von Alkoholen. 586

35 Radikale · Reaktionen der Alkane . . . 589

35.1 Alkane: reaktionsträge Verbindungen 592
35.2 Chlorierung und Bromierung der Alkane. 592
35.3 Radikalstabilität. 594
35.4 Radikalische Reaktionen in biologischen Systemen 594

36 Aromatizität · Reaktionen des Benzols 597

36.1 Stabilität aromatischer Verbindungen 598
36.2 Die beiden Kriterien für Aromatizität. 600
36.3 Anwendung der Aromatizitätskriterien 601
36.4 Aromatische Heterozyklen 602
36.5 Nomenklatur der monosubstituierten Benzole 603
36.6 Reaktionen des Benzols. 604
36.7 Der allgemeine Mechanismus der elektrophilen aromatischen Substitution 606
36.8 Halogenierung des Benzols 607
36.9 Nitrierung des Benzols 609
36.10 Sulfonierung des Benzols 609
36.11 Friedel-Crafts-Acylierung des Benzols 610
36.12 Friedel-Crafts-Alkylierung des Benzols 611

37 Reaktionen substituierter Benzole 613

37.1 Die Nomenklatur disubstituierter Benzole 615
37.2 Reaktivität eines Benzolrings 616
37.3 Der Effekt von Substituenten auf die Orientierung 621
37.4 Der Effekt von Substituenten auf den pK_S-Wert 624
37.5 Mechanismus der Reaktion von Aminen mit salpetriger Säure 625
37.6 Polyzyklische benzoide Kohlenwasserstoffe . . . 626

38 Carbonylverbindungen I – Die nucleophile Acylsubstitution 629

38.1 Die Nomenklatur der Carbonsäuren und Carbonsäurederivate. 631
38.2 Strukturen der Carbonsäuren und Carbonsäurederivate. 636
38.3 Ausgewählte physikalische Eigenschaften von Carbonylverbindungen 636
38.4 Reaktionsverhalten der Klasse I-Carbonylverbindungen 638
38.5 Allgemeiner Mechanismus der nucleophilen Acylsubstitution 639
38.6 Reaktionen der Säurehalogenide. 640
38.7 Reaktionen der Säureanhydride. 641
38.8 Reaktionen der Ester 641
38.9 Säurekatalysierte Esterhydrolyse 642
38.10 Basenvermittelte Esterhydrolyse 645
38.11 Seifen, Detergenzien und Micellen 646
38.12 Reaktionen der Carbonsäuren. 648
38.13 Die Hydrolyse von Amiden 650
38.14 Dicarbonsäuren und ihre Derivate 651

39 Aldehyde und Ketone – Vertreter der Carbonylverbindungen II 653

39.1 Nomenklatur der Aldehyde und Ketone 655
39.2 Relative Reaktivitäten der Carbonylverbindungen 657
39.3 Reaktionen von Aldehyden und Ketonen 658

40 Carbonylverbindungen III – Reaktionen am α-Kohlenstoffatom 663

40.1 Azidität von α-Wasserstoffatomen 664
40.2 Keto-Enol-Tautomerie 666
40.3 Enolisierung 667
40.4 Die Aldoladdition 667
40.5 Die Bildung α,β-ungesättigter Aldehyde und Ketone. 669

41 Weiteres zu Redoxreaktionen 671

41.1 Reduktionen 674
41.2 Oxidation von Alkoholen. 674
41.3 Oxidation von Aldehyden und Ketonen. 675

42 Kohlenhydrate 677

42.1 Klassifizierung der Kohlenhydrate 679
42.2 Die d-/l-Nomenklatur der Kohlenhydrate 679
42.3 Die Konfigurationen der Aldosen 681

42.4 Die Konfigurationen der Ketosen 682
42.5 Die Stereochemie der Glucose: Der Konfigurationsbeweis von Fischer 683
42.6 Halbacetalbildung 684
42.7 Die Stabilität der Glucose 686
42.8 Glycosidbildung 687
42.9 Reduzierende und nichtreduzierende Zucker . . 689
42.10 Disaccharide 689
42.11 Polysaccharide 691

43 Aminosäuren, Peptide und Proteine 695

43.1 Klassifizierung und Nomenklatur der Aminosäuren 697
43.2 Konfiguration der Aminosäuren 701
43.3 Säure/Base-Eigenschaften der Aminosäuren . . 701
43.4 Der isoelektrische Punkt 703
43.5 Trennung von Aminosäuren 704
43.6 Peptidbindungen und Disulfidbindungen 708
43.7 Proteinstruktur – Eine Einführung 711
43.8 Sekundärstruktur von Proteinen 711
43.9 Tertiärstruktur von Proteinen. 713
43.10 Quartärstruktur von Proteinen. 714
43.11 Proteindenaturierung 715

44 Lipide 717

44.1 Fettsäuren: Langkettige Carbonsäuren 718
44.2 Wachse: Hochmolekulare Ester 720
44.3 Fette und Öle 720
44.4 Phospholipide und Sphingolipide: Bestandteile biologischer Membranen. 722

45 Nucleoside, Nucleotide und Nucleinsäuren 725

45.1 Nucleoside und Nucleotide 726
45.2 Nucleinsäuren 729

Anhang 731

A Normalpotenziale bei 25 °C 732
B Thermodynamische Größen ausgewählter Substanzen bei 298,15 K (25 °C) 733
C Gleichgewichtskonstanten in wässriger Lösung 735
D Sachregister 739
E Bildnachweis. 751

Vorwort

Das vorliegende Lehrbuch kann sowohl in der Sekundarstufe II eingesetzt werden, als auch den Übergang von der Schule in das Grundstudium der Chemie als Haupt- oder Nebenfach begleiten. Es schließt die Lücke zwischen Schulbuch und wissenschaftlicher Fachliteratur. Die Themen zur allgemeinen, anorganischen, physikalischen und organischen Chemie decken die verbindlichen Lerninhalte der Oberstufenlehrpläne der deutschen Bundesländer fachwissenschaftlich fundiert ab. Das Buch vermittelt die chemischen Kenntnisse fachsystematisch mit Fokus auf generalisierende Konzepte und Prinzipien. Die Orientierung an Struktur-Eigenschafts-Beziehungen bei Stoffen bildet die Verständnisgrundlage für tendenzielle Veränderungen physikalischer und chemischer Eigenschaften, sowohl innerhalb einer Stoffklasse, als auch zwischen unterschiedlichen Typen von Stoffklassen. Die makroskopisch-phänomenologische Betrachtung von Stoffen und ihren Reaktionen erfolgt im Kontext der elektronischen Struktur und dem Einfluss sterischer Effekte. Stoffe werden hinsichtlich ihrer prinzipiellen Reaktionsmöglichkeiten untersucht, sodass spezifische Reaktionen letztlich in übergeordnete Mechanismen integrierbar sind. Der Text erörtert Faktoren, die die Reaktivität von Edukten, sowie die Stabilität von Produkten beeinflussen. Dabei trägt der regelmäßige Rückgriff auf geschaffenes Vorwissen und konzeptionelles Verständnis dazu bei, dass der Lernende zunehmend befähigt wird, fachlich basierte Prognosen zu treffen. Übersichtliche Zusammenfassungen (in Form von Tabellen, Grafiken, Flussdiagrammen und Schemata) ermöglichen eine strukturierte Wissenssicherung.

Bezüge zur Lebenswelt und fächerübergreifende Aspekte verweisen auf die Relevanz der Chemie in unserem Alltag. Eine Vielzahl an Anschauungshilfen erleichtert das Begreifen abstrakter Sachverhalte. So werden Moleküle durch verschiedene dreidimensionale Darstellungsformen illustriert. Begriffe, Verfahren und Bindungsmodelle werden anhand von Abbildungen visualisiert, Fakten durch anschauliche Vergleiche und Beispiele vorstellbar. Versuchsabläufe werden auf der makroskopischen Stoffebene und auch auf der submikroskopischen Teilchenebene bildhaft wiedergegeben. Die Schrittfolge laborpraktischer Arbeiten wird durch Bildreihen einprägsam beschrieben.

Anhand von Übungsaufgaben werden exemplarisch Lösungsstrategien vermittelt, die einem gleichbleibenden Muster folgen. Merkkästen in der Randspalte rekapitulieren besonders wichtige Textinhalte. Hinweise zu Zusatzmaterialien für spezifische Inhalte, die online abrufbar sind, erfolgen über das CWS-Logo. In den Feature-Kästen der Randspalten sind Portraits und Kurzbiografien von Wissenschaftlern zu finden, die mit der behandelten Thematik in direktem Zusammenhang stehen.

Beim Fachlektorat wurde – stets unter wertschätzender Beachtung des Sprachstils der Autoren – der Blick auf fachsprachliche Präzision und Prägnanz gelegt. So ermöglichen plausible und gut nachvollziehbare Erläuterungen, zusammen mit folgerichtiger Aufarbeitung komplexer Sachverhalte, dass der Leser beim Selbststudium potentiell in die Lage versetzt wird, sachimmanente Zusammenhänge zu erfassen und ein nachhaltiges Verständnis für die in der Chemie praktizierten Arbeits- und Denkweisen aufzubauen. Die Synthese von deklarativem, konditionalem und prozeduralem Wissen ist initiiert und damit wird beim Leser die Begeisterung geweckt, Zusammenhänge zu entdecken und zu verstehen.

Eppelborn Ursula Pfangert-Becker

TEIL I

Allgemeine und Anorganische Chemie

1 Einführung: Stoffe und Maßeinheiten ... 3
2 Atome, Moleküle und Ionen ... 23
3 Stöchiometrie: Das Rechnen mit chemischen Formeln und Gleichungen ... 41
4 Reaktionen in Wasser und Stöchiometrie in Lösungen ... 55
5 Thermochemie ... 75
6 Die elektronische Struktur der Atome ... 101
7 Periodische Eigenschaften der Elemente ... 125
8 Grundlegende Konzepte der chemischen Bindung ... 141
9 Molekülstruktur und Bindungstheorien ... 157
10 Gase ... 181
11 Intermolekulare Kräfte, Flüssigkeiten und Festkörper ... 187
12 Moderne Werkstoffe ... 207
13 Eigenschaften von Lösungen ... 213
14 Chemische Kinetik ... 231
15 Chemisches Gleichgewicht ... 255
16 Säure-Base-Gleichgewichte ... 275
17 Weitere Aspekte von Gleichgewichten in wässriger Lösung ... 299
18 Umweltchemie ... 325
19 Chemische Thermodynamik ... 337
20 Elektrochemie ... 355
21 Nuklearchemie ... 391
22 Chemie der Nichtmetalle ... 399
23 Metalle und Metallurgie ... 411
24 Chemie von Koordinationsverbindungen ... 425

I

Kapitel 1

Einführung: Stoffe und Maßeinheiten

- ✔ Das Studium der Chemie
- ✔ Einteilung von Stoffen
- ✔ Eigenschaften von Stoffen
- ✔ Maßeinheiten
- ✔ Messunsicherheiten
- ✔ Dimensionsanalyse

Haben Sie sich je gefragt, warum Eis schmilzt oder Wasser verdunstet? Warum die Blätter im Herbst eine andere Farbe bekommen oder wie in Batterien Elektrizität erzeugt wird? Warum im Kühlschrank Lebensmittel langsamer verderben oder wie der menschliche Körper Nahrung verwertet? Die Chemie bietet Ihnen auf diese und viele andere Fragen eine Antwort. **Chemie** ist die Lehre von den Eigenschaften und Umwandlungen von Stoffen. Einer der interessantesten Aspekte des Studiums der Chemie ist ihre Anwendbarkeit auf viele Bereiche unseres Lebens, von alltäglichen Vorgängen wie dem Anzünden eines Streichholzes bis hin zu anspruchsvolleren Bereichen wie der Arzneimittelentwicklung in der Krebsforschung. Die chemischen Gesetze sind dabei sowohl in den Weiten unserer Galaxie als auch in unseren Körpern und unserer unmittelbaren Umgebung gültig.

1.1 Das Studium der Chemie

Chemie ist die Lehre der Zusammensetzung, Struktur sowie der Eigenschaften und Umwandlungen von **Materie**. Die Zusammensetzung von Materie hängt mit den **Elementen** zusammen, die in ihr enthalten sind. Die Struktur von Materie hängt von der Art und Weise ab, wie die **Atome** dieser Elemente angeordnet sind. Eine **Eigenschaft** ist ein Merkmal, das einer Probe Materie ihre einzigartige Identität verleiht. Ein **Molekül** ist eine Einheit, die aus zwei oder mehr Atomen zusammengesetzt ist, wobei diese auf eine bestimmte Art verbunden sind.

1.2 Einteilung von Stoffen

Materie tritt in drei physikalischen Zuständen auf, als **Gas**, **Flüssigkeit** oder **Festkörper**. Diese Zustände werden als **Aggregatzustände** bezeichnet. Es gibt zwei Arten von **Reinstoffen**: **Elemente** und **Verbindungen**. Jedes Element besteht aus einer einzigen Atomart und wird durch ein chemisches Symbol beschrieben, das aus einem oder zwei Buchstaben besteht, wobei der erste Buchstabe groß geschrieben wird. Verbindungen bestehen aus zwei oder mehr Elementen, die chemisch verbunden sind. Das **Gesetz der konstanten Proportionen** besagt, dass die relative elementare Zusammensetzung einer reinen Verbindung immer gleich ist. Meistens tritt Materie als Gemisch verschiedener Stoffe auf. **Gemische** haben eine variable Zusammensetzung und können entweder homogen oder heterogen sein.

Wir beginnen unser Studium der Chemie mit einigen grundlegenden Verfahren, Stoffe in verschiedene Kategorien einzuteilen und zu beschreiben. Zwei Hauptkriterien dabei sind ihr physikalischer Zustand (gasförmig, flüssig oder fest) und ihre Zusammensetzung (Element, Verbindung oder Gemisch).

Zustände von Stoffen

Stoffe in verschiedenen Aggregatzuständen unterscheiden sich in einigen beobachtbaren Eigenschaften. Ein **Gas** hat weder eine definierte Ausdehnung noch eine definierte Form, sondern es nimmt die Ausdehnung und Form des umgebenden Gefäßes an. Es kann auf ein kleineres Volumen komprimiert werden oder sich auf ein größeres Volumen ausdehnen. Eine **Flüssigkeit** besitzt ein definiertes, nicht vom Behälter abhängiges Volumen, hat aber keine bestimmte Form: Sie nimmt die Form des Behälters an, in dem sie sich befindet. Ein **Festkörper** hat sowohl eine definierte Form als auch eine definierte Ausdehnung. Weder Flüssigkeiten noch Festkörper können wesentlich komprimiert werden.

Die Eigenschaften der Aggregatzustände lassen sich auf Teilchenebene erklären (► Abbildung 1.1). In einem Gas sind die Teilchen weit voneinander entfernt und bewegen sich mit großen Geschwindigkeiten. Es kommt zu wiederholten

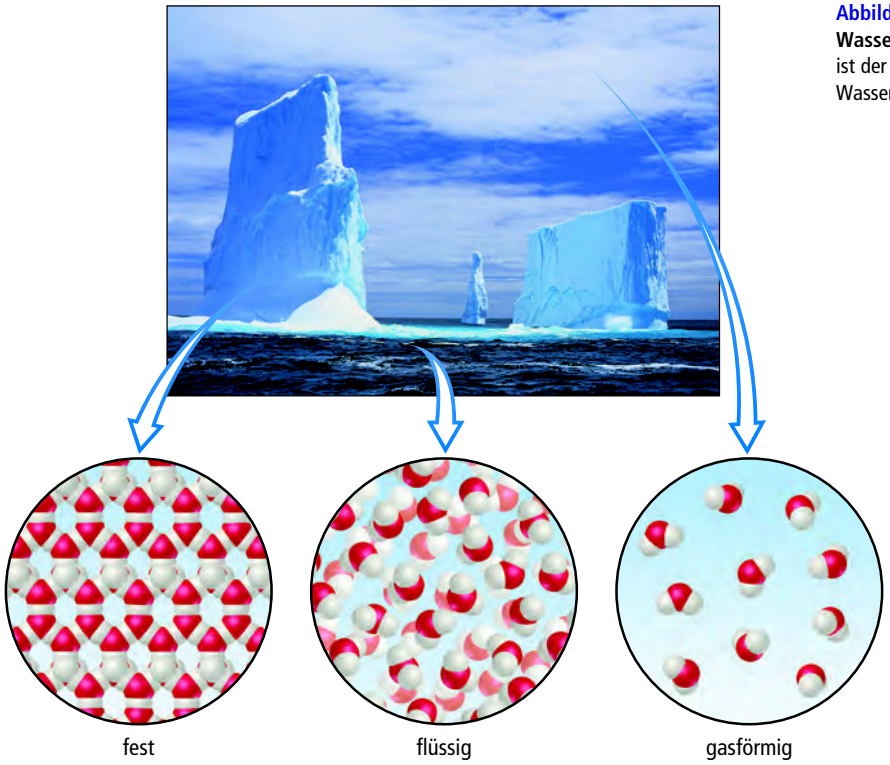


Abbildung 1.1: Die drei Aggregatzustände von Wasser – Wasserdampf, flüssiges Wasser und Eis. Auf diesem Foto ist der flüssige und der feste Zustand von Wasser zu sehen. Wasserdampf können wir nicht sehen.

Stößen untereinander und mit der Gefäßwand. In einer Flüssigkeit befinden sich die Teilchen viel näher aneinander, bewegen sich aber trotzdem noch schnell und haben keine feste Position. Aus diesem Grund sind Flüssigkeiten formunbeständig und können gegossen werden. In einem Festkörper sind die Teilchen normalerweise regelmäßig angeordnet und fest aneinander gebunden. Sie schwingen nur wenig um eine ansonsten feste Position.

Reinstoffe

Die meisten Stoffe, die uns im täglichen Leben begegnen, z. B. die Luft, die wir atmen (ein Gasgemisch), Treibstoff für Autos (eine Flüssigkeit) oder der Beton, auf dem wir gehen (ein Festkörper), sind chemisch nicht rein. Man kann diese Stoffe jedoch in verschiedene Reinstoffe zerlegen bzw. trennen. Ein **Reinstoff** (oft einfach als *Substanz* bezeichnet) besitzt definierte Eigenschaften und seine Zusammensetzung hängt nicht von der jeweiligen Probe ab. Wasser und herkömmliches Speisesalz (Natriumchlorid), die Hauptbestandteile von Meerwasser, sind Beispiele für Reinstoffe.

Reinstoffe können entweder Elemente oder Verbindungen sein. **Elemente** können nicht weiter in einfachere Substanzen getrennt werden. Auf Teilchenebene besteht jedes Element nur aus einer Art von Atomen (► Abbildung 1.2 a und b). **Verbindungen** sind Substanzen, die aus zwei oder mehreren Elementen aufgebaut sind, sie enthalten also zwei oder mehrere verschiedene Arten von Atomen (► Abbildung 1.2 c) oder Ionen. Wasser ist z. B. eine Verbindung, die aus den zwei Elementen Wasserstoff und Sauerstoff besteht. In ► Abbildung 1.2 d ist ein Gemisch aus Substanzen dargestellt. **Gemische** sind Zusammensetzungen von zwei oder mehreren Substanzen, in denen jede Substanz ihre eigene chemische Identität beibehält.

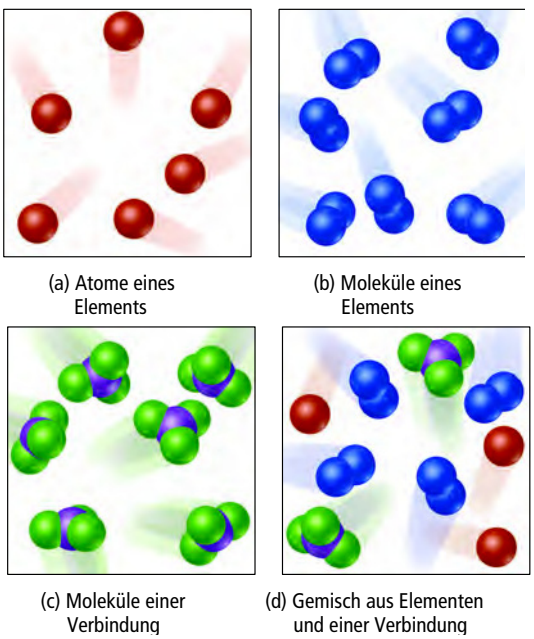


Abbildung 1.2: Vergleich zwischen Elementen, Verbindungen und Gemischen. Elemente können aus einzelnen Atomen (a) oder aus Molekülen (b) aufgebaut sein. Verbindungen enthalten zwei oder mehr verschiedene Elemente, die chemisch miteinander verbunden sind (c). Ein Gemisch (d) enthält die jeweiligen Einheiten seiner Bestandteile.

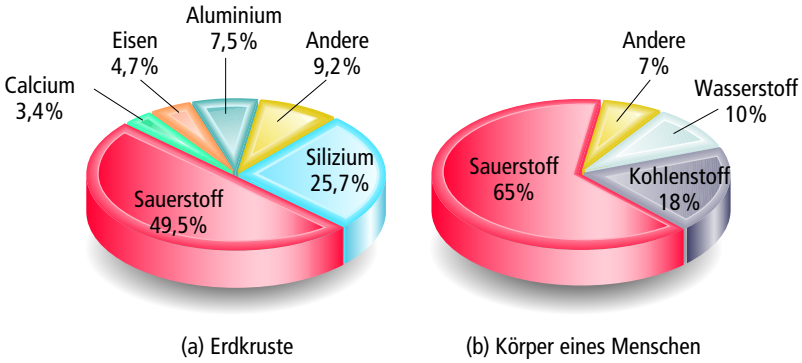


Abbildung 1.3: Relative Häufigkeiten der Elemente. Elemente in Massenprozent (a) in der Erdkruste (einschließlich Ozeane und Atmosphäre) und (b) im menschlichen Körper.

Elemente

Zurzeit sind 116 verschiedene Elemente bekannt. Wie in ► Abbildung 1.3 zu sehen ist, variieren diese Elemente stark in ihrer Häufigkeit. So sind z. B. nur fünf Elemente für den Aufbau von mehr als 90 % der Erdkruste verantwortlich: Sauerstoff, Silizium, Aluminium, Eisen und Calcium. Der menschliche Körper hingegen besteht zu mehr als 90 % aus nur drei Elementen (Sauerstoff, Kohlenstoff und Wasserstoff).

Einige der am häufigsten vorkommenden Elemente sind zusammen mit ihren chemischen Abkürzungen – bzw. chemischen *Symbolen* – in ► Tabelle 1.1 aufgeführt. Eine Liste aller bekannten Elemente und ihrer Symbole finden Sie im vorderen Einband des Buches. Die Tabelle, in der die Symbole aller Elemente in Kästchen dargestellt sind, heißt *Periodensystem der Elemente*. Im Periodensystem der Elemente sind miteinander verwandte Elemente so angeordnet, dass sie sich in der gleichen Spalte befinden.

Die chemischen Symbole bestehen aus einem oder zwei Buchstaben, wobei der erste Buchstabe groß geschrieben wird. Die Symbole stehen bisweilen für den deutschen Namen des Elements, häufig werden sie stattdessen aber auch vom entsprechenden Namen in einer anderen Sprache abgeleitet (letzte Spalte in ► Tabelle 1.1).

Kohlenstoff	C	Aluminium	Al	Kupfer	Cu
Fluor	F	Brom	Br	Eisen	Fe
Wasserstoff	H	Calcium	Ca	Blei	Pb
Iod	I	Chlor	Cl	Quecksilber	Hg
Stickstoff	N	Helium	He	Kalium	K
Sauerstoff	O	Lithium	Li	Silber	Ag
Phosphor	P	Magnesium	Mg	Natrium	Na
Schwefel	S	Silizium	Si	Zinn	Sn

Tabelle 1.1: Häufig vorkommende Elemente und ihre Symbole.

Verbindungen

Die meisten Elemente können mit anderen Elementen Verbindungen eingehen. Die beiden Elemente Wasserstoff und Sauerstoff bilden z. B. die Verbindung Wasser, wenn Wasserstoff in Sauerstoff verbrannt wird. Umgekehrt kann Wasser in seine Bestandteile Wasserstoff und Sauerstoff gespalten werden, wenn, wie

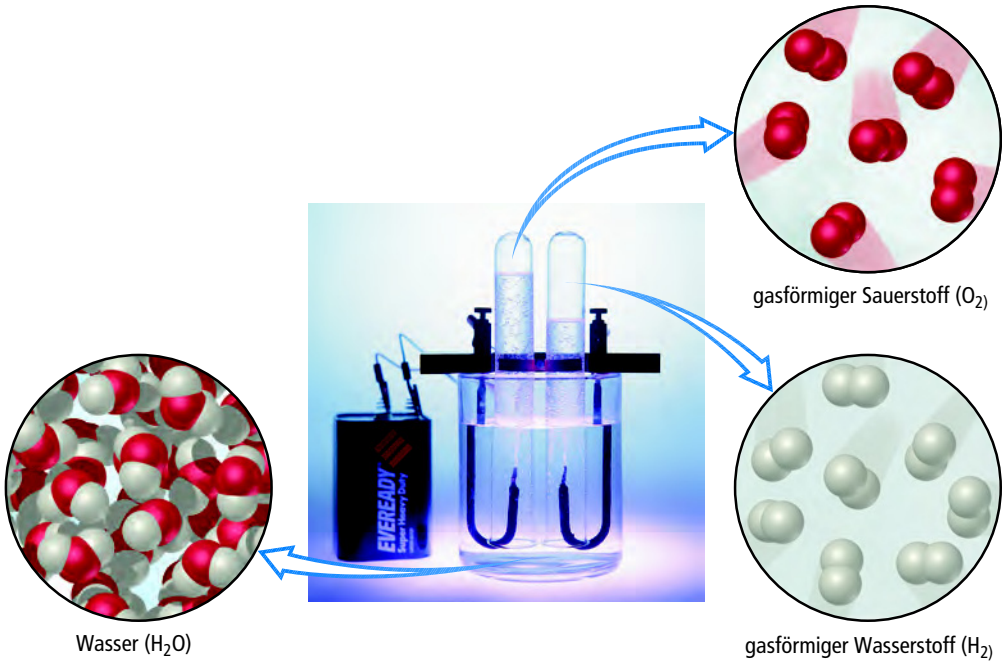
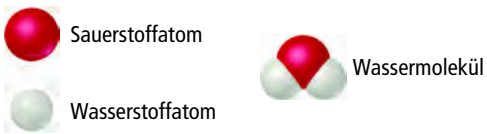
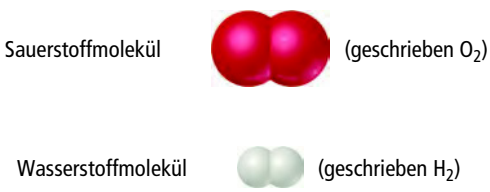


Abbildung 1.4: Elektrolyse von Wasser. Wenn ein elektrischer Gleichstrom durch Wasser geleitet wird, wird es in seine Elemente aufgespalten. Der dabei entstehende Wasserstoff, der im rechten Reagenzglas aufgefangen wird, nimmt das doppelte Volumen ein wie der ebenfalls entstehende Sauerstoff im linken Reagenzglas.

in ► Abbildung 1.4 gezeigt, ein elektrischer Strom durch Wasser geleitet wird. Reines Wasser besteht unabhängig von seiner Herkunft aus Massenanteilen von 11 % Wasserstoff und 89 % Sauerstoff. Die makroskopische Zusammensetzung entspricht der molekularen Zusammensetzung, die aus zwei Wasserstoffatomen und einem Sauerstoffatom besteht:



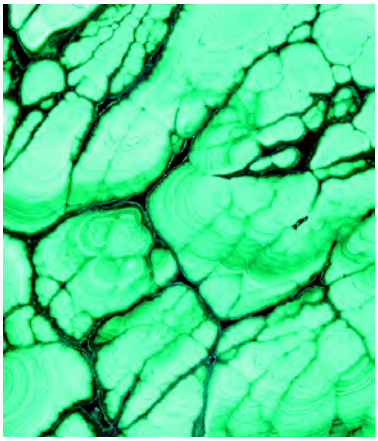
Die Elemente Wasserstoff und Sauerstoff kommen unter natürlichen Bedingungen als zweiatomige Moleküle vor:



Wie in ► Tabelle 1.2 deutlich wird, unterscheiden sich die Eigenschaften von Wasser völlig von denen der Elemente, aus denen es aufgebaut ist. Wasserstoff, Sauerstoff und Wasser sind jeweils eigene Substanzen, eine Konsequenz aus der Verschiedenheit ihrer entsprechenden Moleküle.

Elektrolyse von Wasser (Video)

Die Beobachtung, dass die relative elementare Zusammensetzung einer reinen Verbindung immer gleich bleibt, wird als **Gesetz der konstanten Proportionen** bezeichnet. Es wurde erstmals um 1800 vom französischen Chemiker Joseph Louis Proust (1754–1826) aufgestellt. Obwohl dieses Gesetz seit mehr als 200 Jahren bekannt ist, hält sich bei einigen Menschen die Ansicht, dass es



(a)

(b)

Abbildung 1.5: Gemische. (a) Viele häufig vorkommende Materialien (z. B. Gesteine) sind heterogen. Abgebildet ist eine Nahaufnahme von *Malachit*, einem Kupfermineral. (b) Viele Stoffe, einschließlich des blauen Festkörpers auf diesem Foto (Kupfersulfat), bilden mit Wasser Lösungen, die homogene Gemische sind.

	Wasser	Wasserstoff	Sauerstoff
Zustand*	flüssig	gasförmig	gasförmig
Normaler Siedepunkt	100 °C	−253 °C	−183 °C
Dichte*	1,00 g/ml	0,084 g/l	1,33 g/l
Brennbar	nein	ja	nein

* Bei Zimmertemperatur und Atmosphärendruck (siehe Abschnitt 10.2).

Tabelle 1.2: Vergleich von Wasser, Wasserstoff und Sauerstoff.

zwischen im Labor hergestellten und in der Natur vorkommenden chemischen Verbindungen einen grundlegenden Unterschied gebe. Eine Verbindung hat jedoch unabhängig von ihrer Herkunft immer die gleiche Zusammensetzung. Manchmal kommt es jedoch vor, dass ein reiner Feststoff in mehreren kristallinen Formen auftreten kann, die unterschiedliche Eigenschaften besitzen.

Gemische

Die meisten Stoffe, denen wir täglich begegnen, sind Gemische verschiedener Substanzen. Jede Substanz eines Gemisches behält ihre eigene chemische Identität und damit auch ihre eigenen Eigenschaften. Während reine Substanzen eine festgelegte Zusammensetzung haben, kann die Zusammensetzung einer Mischung variieren. Eine Tasse gesüßter Kaffee z. B. kann viel oder wenig Zucker enthalten. Die Substanzen, aus denen sich ein Gemisch (z. B. Zucker und Wasser) zusammensetzt, werden *Bestandteile* des Gemisches genannt.

Einige Gemische ähneln sich ganz und gar nicht in ihrer Zusammensetzung, ihren Eigenschaften oder ihrem Erscheinungsbild. Jede Probe Stein oder Holz z. B. unterscheidet sich im Hinblick auf ihre Struktur und ihr Erscheinungsbild wesentlich von anderen Proben desselben Materials. Solche Gemische bezeichnet man als *heterogen* (► Abbildung 1.5 a). Gemische mit einheitlichem Erscheinungsbild bezeichnet man dagegen als *homogen*. Luft ist ein homogenes Gemisch der gasförmigen Substanzen Stickstoff, Sauerstoff und kleine Anteile weiterer Gase. Der Stickstoff in Luft hat die gleichen Eigenschaften wie reiner Stickstoff, weil sowohl der Reinstoff als auch das Gemisch die gleiche Art Stickstoffmoleküle enthält. Salz, Zucker und viele andere Substanzen können in Wasser gelöst werden und bilden auf diese Weise homogene Gemische (► Abbildung 1.5 b). Homogene Gemische sind z. B. **Lösungen**. In ► Abbildung 1.6 wird die Einteilung von Stoffen in Elemente, Verbindungen und Gemische zusammengefasst.

A 1 Aspirin hat unabhängig von seiner Herkunft Massenanteile von 60,0 % Kohlenstoff, 4,5 % Wasserstoff und 35,5 % Sauerstoff. Charakterisieren und klassifizieren Sie Aspirin mit Hilfe des Flussdiagramms in Abbildung 1.6.

Übungsbeispiel 1.1: Differenzierung zwischen Elementen, Verbindungen und Gemischen (Lösung CWS)

Das für die Schmuckherstellung verwendete „Weißgold" besteht aus zwei Elementen, Gold und Palladium. Zwei verschiedene Proben Weißgolds unterscheiden sich hinsichtlich ihres entsprechenden Gold- und Palladiumanteils. Beide haben über ihre gesamte Ausdehnung eine einheitliche Zusammensetzung. Führen Sie mit diesen Informationen mit Hilfe des Flussdiagramms in Abbildung 6 eine Klassifizierung von Weißgold durch.

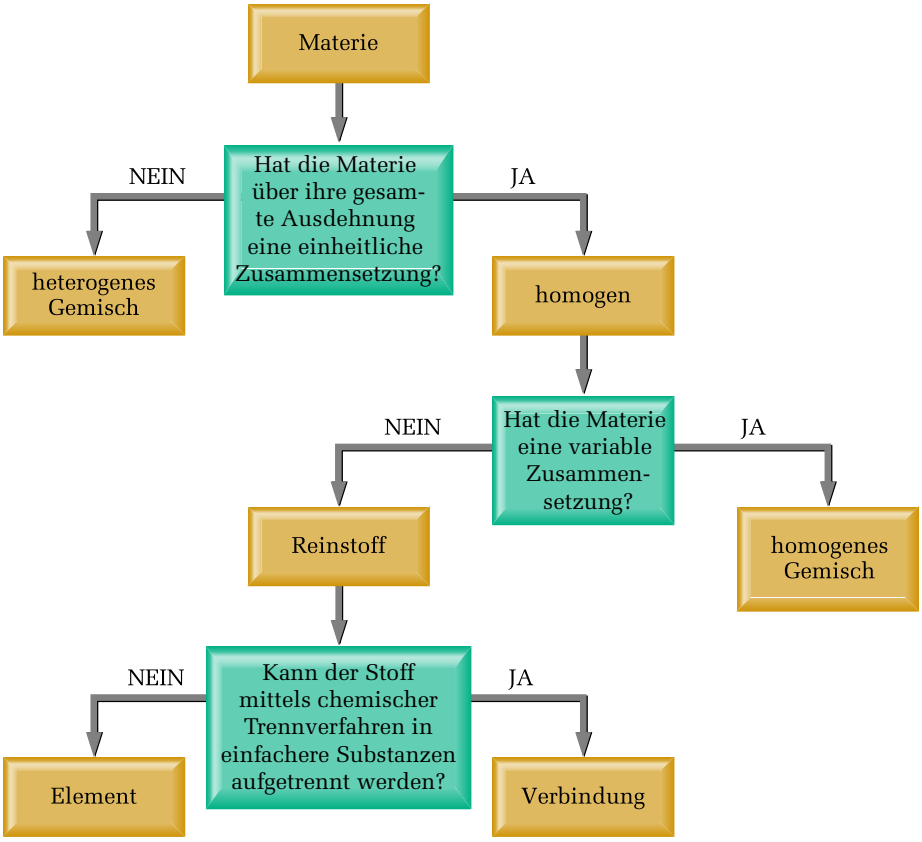


Abbildung 1.6: **Einteilung von Stoffen.**

1.3 Eigenschaften von Stoffen

Jede Substanz hat einzigartige **physikalische** und **chemische Eigenschaften**, die zur Identifizierung der Substanz herangezogen werden können. Während einer **physikalischen Umwandlung** wird die Zusammensetzung der Substanz nicht verändert. **Änderungen des Aggregatzustands** sind physikalische Änderungen. Bei **chemischen Umwandlungen** (oder **chemischen Reaktionen**) wird eine Substanz in eine chemisch unterschiedliche Substanz umgewandelt. **Intensive Eigenschaften** sind nicht von der Menge der untersuchten Materie abhängig und können deshalb zur Identifizierung von Substanzen verwendet werden. **Extensive Eigenschaften** beziehen sich auf die vorliegende Menge einer Substanz. Unterschiede der physikalischen und chemischen Eigenschaften werden ausgenutzt, um Substanzen zu trennen.

Die **wissenschaftliche Methodik** ist ein dynamischer Prozess, mit dessen Hilfe Fragen zur physikalischen Welt beantwortet werden. Beobachtungen und Experimente führen zu **Gesetzmäßigkeiten**, allgemeinen Regeln, mit denen das Verhalten der Natur zusammengefasst wird. Beobachtungen führen u. a. zu begründeten Annahmen (**Hypothesen**). Wenn eine Hypothese sich vielfach bestätigt, führt dies eventuell zur Formulierung einer **Theorie**.

Jede Substanz hat für sie typische Eigenschaften. Die in ▶ Tabelle 1.3 aufgelisteten Eigenschaften erlauben uns z. B. Wasserstoff, Sauerstoff und Wasser voneinander zu unterscheiden. Eigenschaften eines Stoffes können entweder physikalischer oder chemischer Natur sein. **Physikalische Eigenschaften** können überprüft

	Wasser	Wasserstoff	Sauerstoff
Zustand *	flüssig	gasförmig	gasförmig
Normaler Siedepunkt	100 °C	–253 °C	–183 °C
Dichte*	1,00 g/ml	0,084 g/l	1,33 g/l
Brennbar	nein	ja	nein

Tabelle 1.3: Vergleich von Wasser, Wasserstoff und Sauerstoff (* bei Zimmertemperatur und Atmosphärendruck).

bzw. gemessen werden, ohne die Identität oder die Zusammensetzung eines Stoffes zu verändern. Dabei handelt es sich u. a. um die Farbe, den Geruch, die Dichte, den Schmelzpunkt, den Siedepunkt und die Härte eines Stoffes. **Chemische Eigenschaften** beschreiben, auf welche Weise sich ein Stoff verändern bzw. *reagieren* kann, um andere Stoffe zu bilden. Eine typische chemische Eigenschaft eines Stoffes ist z. B. seine Brennbarkeit.

1.4 Physikalische und chemische Vorgänge

Zustandsänderungen (Video)

Genauso wie ihre Eigenschaften können Veränderungen, denen Substanzen unterliegen, in physikalische oder chemische Vorgänge unterteilt werden. Bei **physikalischen Vorgängen** ändert sich die physikalische Erscheinungsform, nicht jedoch die Zusammensetzung des Stoffes. Wenn Wasser verdampft, geht es vom flüssigen in den gasförmigen Zustand über, besteht aber nach der Aggregatzustandsänderung immer noch aus denselben Wassermolekülen. Alle **Zustandsänderungen** (z. B. von flüssig zu gasförmig oder von flüssig zu fest) sind physikalische Vorgänge.

Bei **chemischen Vorgängen** (oder **chemischen Reaktionen**) wird eine Substanz in eine chemisch unterschiedliche Substanz umgewandelt. Die Verbrennung von Wasserstoff in Luft ist z. B. eine chemische Umwandlung, bei der aus Wasserstoff und Sauerstoff Wasser entsteht. Der Vorgang ist auf Teilchenebene in ► Abbildung 1.7 dargestellt.

Chemische Umwandlungen können dramatisch verlaufen. Im folgenden Abschnitt beschreibt Ira Remsen, der Autor eines berühmten 1901 veröffentlichten Chemiebuches, seine ersten Erfahrungen mit chemischen Reaktionen. Die von ihm beobachtete Reaktion ist in ► Abbildung 1.8 dargestellt.

> Während des Lesens eines Lehrbuchs der Chemie stieß ich auf den Satz „Salpetersäure reagiert mit Kupfer" und beschloss, herauszufinden, was damit gemeint war. Nachdem ich ein wenig Salpetersäure aufgetrieben hatte, musste ich nur noch herausfinden, von was für einer Art von Reaktion die Rede war. Im Namen der Wissenschaft war ich sogar bereit, eine der wenigen Kupfermünzen aus meinem Besitz zu opfern. Ich legte sie auf den Tisch, öffnete die Flasche mit der Bezeichnung „Salpetersäure", goss ein wenig der Flüssigkeit auf das Kupfer und bereitete mich darauf vor, Beobachtungen anzustellen. Doch welch wundersamem Vorgang durfte ich da beiwohnen? Die Münze hatte sich bereits verändert und das nicht in geringem Maße. Es war eine grünlich-blaue, rauchende Flüssigkeit auf der Münze und dem Tisch zu sehen. Die Luft verfärbte sich dunkelrot. Wie konnte ich dem Einhalt gebieten? Ich versuchte es, indem ich die Münze aufhob und aus dem Fenster warf. Dabei lernte ich noch etwas: Salpetersäure reagiert auch mit menschlicher Haut. Der Schmerz führte zu einem neuen, ungeplanten Experiment. Ich wischte meine Finger an meiner Hose ab und musste feststellen, dass Salpetersäure auch mit Textilien reagiert. Das war das eindrucksvollste Experiment, das ich je durchgeführt habe. Ich erzähle noch heute mit Begeisterung davon. Es war wie eine Offenbarung für mich. Die einzige Art und

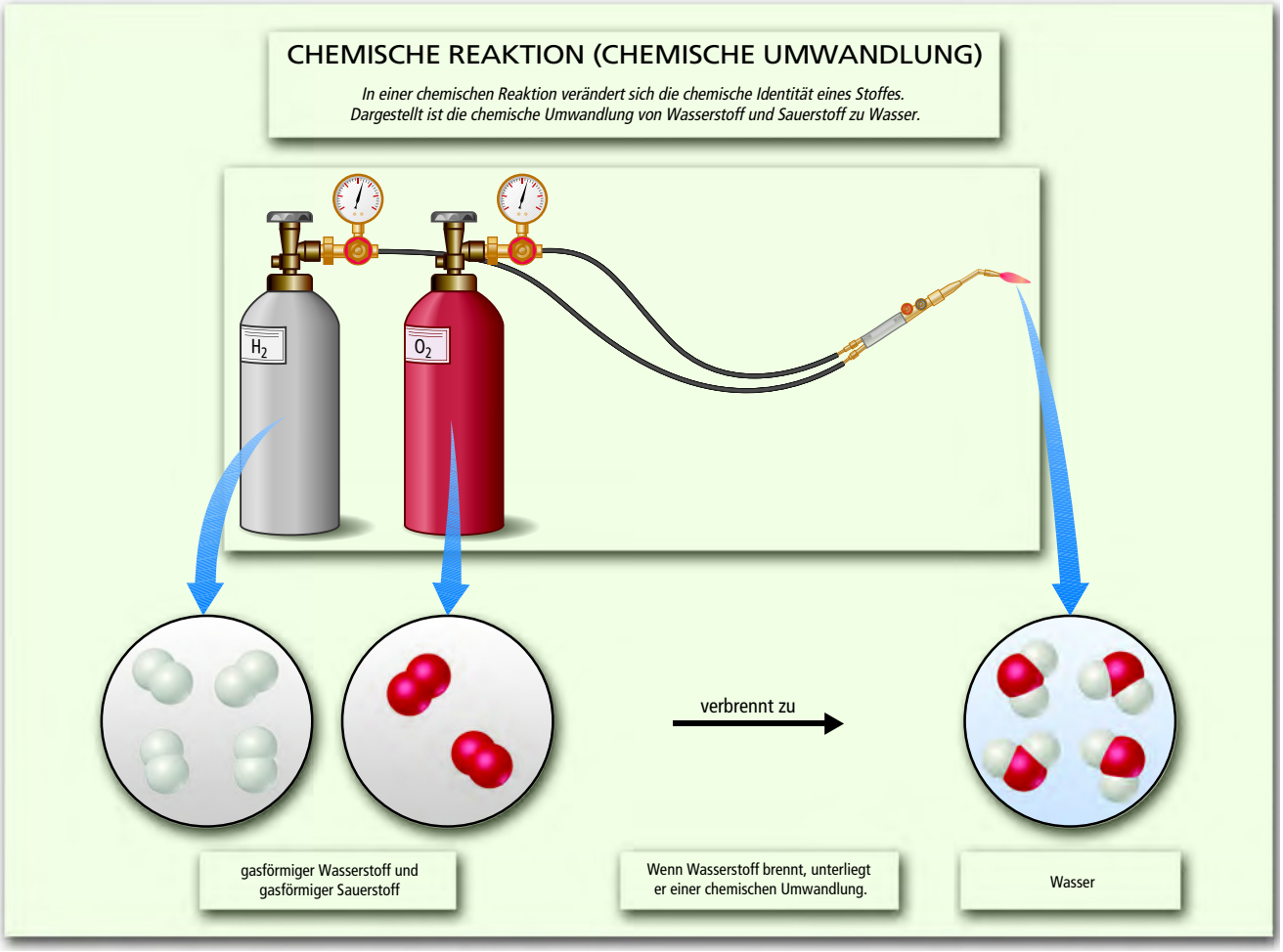


Abbildung 1.7: **Eine chemische Reaktion.**

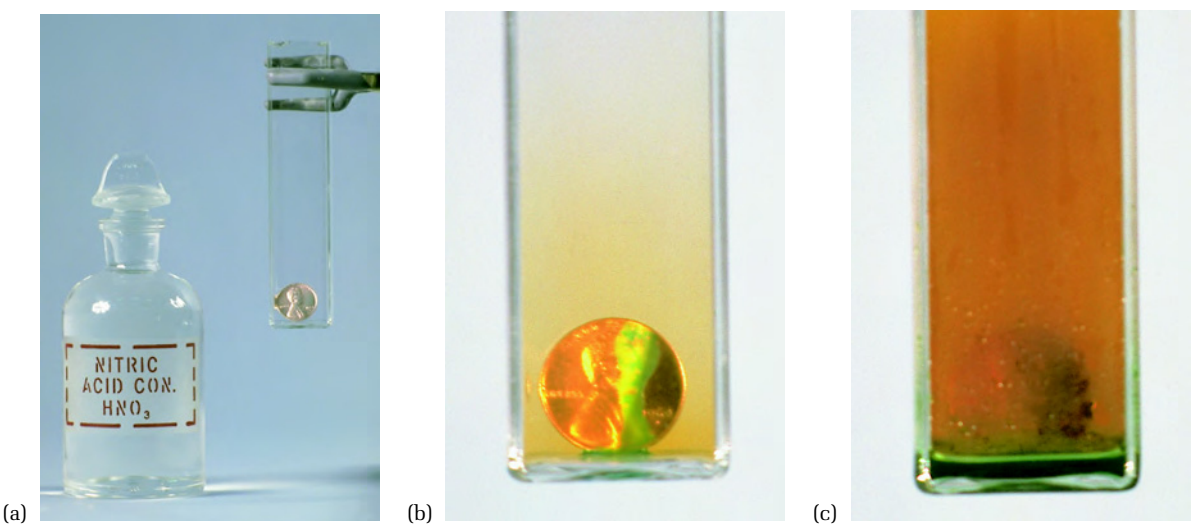


Abbildung 1.8: Die chemische Reaktion zwischen einer Kupfermünze und Salpetersäure. Das Kupfer reagiert unter Bildung einer blaugrünen Lösung; das entstehende rötlichbraune Gas ist Stickstoffdioxid.

Weise, solch bemerkenswerte Reaktionen kennen zu lernen, besteht darin, selber im Labor zu experimentieren und die Wirkungen mit eigenen Augen zu beobachten.

(a) (b)

Abbildung 1.9: Trennung durch Filtration. Ein Gemisch eines Festkörpers und einer Flüssigkeit wird durch ein poröses Medium (in diesem Fall ein Filterpapier) gegossen. Die Flüssigkeit dringt durch das Papier, während der Festkörper auf dem Papier hängen bleibt.

1.5 Trennung von Gemischen

Um ein Gemisch in seine Bestandteile zu zerlegen, macht man sich die unterschiedlichen Eigenschaften der Komponenten zunutze. Ein heterogenes Gemisch aus Eisen- und Goldspänen kann z. B. anhand der Farbe in Eisen und Gold getrennt werden. Eine andere, weniger aufwändige Möglichkeit bestünde darin, einen Magneten zu verwenden, um die Eisenspäne anzuziehen und auf diese Weise von den Goldspänen zu trennen. Wir könnten uns aber auch einen wichtigen chemischen Unterschied zwischen diesen beiden Metallen zu Nutze machen: Eisen wird von vielen Säuren aufgelöst, Gold dagegen nicht. Wenn wir das Gemisch also in die richtige Säure geben, würde sich das Eisen auflösen und das Gold zurückbleiben. Wir könnten das Gemisch anschließend durch *Filtration* trennen, eine Methode, die in ► Abbildung 1.9 beschrieben wird. Schließlich müssten wir mit Hilfe von weiteren chemischen Reaktionen, die wir später noch kennen lernen werden, das gelöste Eisen wieder in Metall umwandeln.

Eine wichtige Methode der Trennung der Bestandteile eines homogenen Gemisches ist die *Destillation*, eine Trennungsmethode, die auf den unterschiedlichen Siedetemperaturen der zu trennenden Stoffen beruht. Wenn wir z. B. eine Lösung von Wasser und Kochsalz erhitzen, verdampft das Wasser, wird also gasförmig, und das Kochsalz bleibt zurück. Das gasförmige Wasser kann an den Wänden eines Kühlers wieder kondensieren. Die entsprechende Apparatur ist in ► Abbildung 1.10 dargestellt.

Auch die unterschiedliche Neigung von Substanzen, an Oberflächen verschiedener Festkörper wie z. B. Papier und Stärke zu haften, kann ausgenutzt werden, um Gemische zu trennen. Auf diesem Prinzip beruht die *Chromatographie*

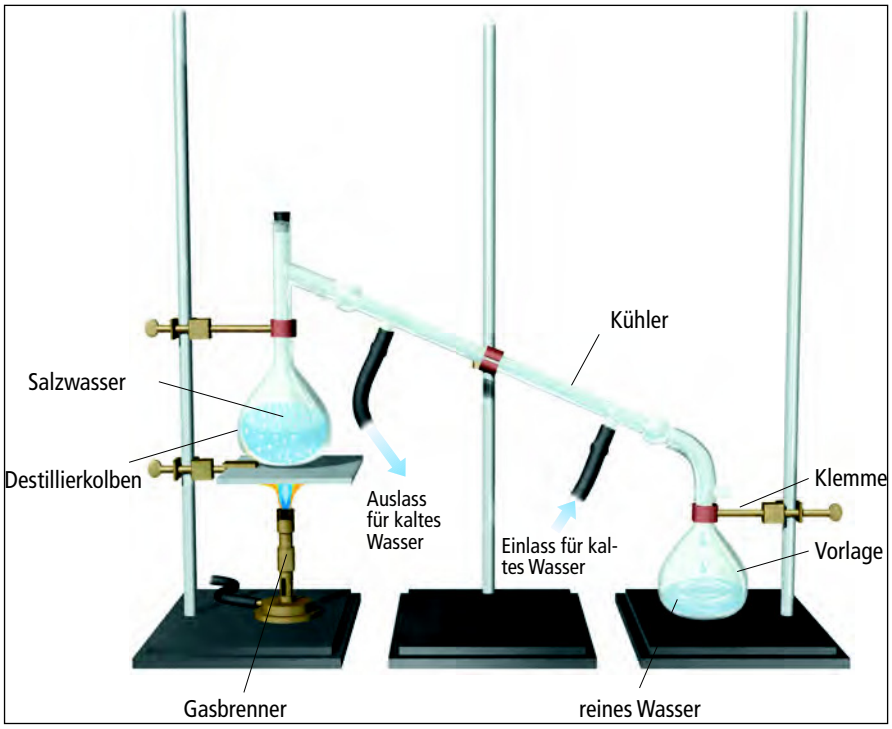


Abbildung 1.10: Destillation. Eine einfache Vorrichtung zur Trennung einer Natriumchloridlösung (Salzwasser) in ihre Bestandteile.

NÄHER HINGESCHAUT

Die wissenschaftliche Methodik

Obwohl zwei Wissenschaftler ein Problem selten auf genau die gleiche Weise angehen, gibt es Arbeitsweisen, an die man sich in der Wissenschaft halten sollte. Diese Arbeitsweisen werden **wissenschaftliche Methodik** genannt. Ein Überblick darüber ist in ► Abbildung 1.11 dargestellt. Zunächst werden durch Beobachtungen und in Experimenten *Daten* gesammelt. Die Ansammlung von Informationen ist jedoch nicht das eigentliche Ziel. Dieses besteht darin, ein Muster oder Regelmäßigkeiten in den Beobachtungen zu erkennen und zu verstehen, worauf diese beruhen.

Im Verlauf der Experimente kann es sein, dass wir Muster erkennen, die uns zu **Hypothesen** führen und zu weiteren Experimenten Anlass geben. Irgendwann können wir vielleicht eine große Anzahl Beobachtungen zu einer einzigen Aussage bzw. zu einem Gesetz zusammenfassen. *Ein* **wissenschaftliches Gesetz** *ist eine präzise verbale Aussage oder mathematische Gleichung, die eine signifikante Anzahl von Beobachtungen und Erfahrungen zusammenfasst.*

Eine **Theorie** *ist eine Erklärung für die allgemeinen Ursachen eines bestimmten Phänomens, die durch signifikante Nachweise und Fakten bestätigt wird.* Einsteins Relativitätstheorie z. B. hat das Verständnis von Raum und Zeit grundlegend revolutioniert. Sie ist jedoch mehr als eine reine Hypothese, weil mit ihrer Hilfe Ergebnisse wissenschaftlicher Experimente vorausgesagt werden konnten. Als diese Experimente durchgeführt wurden, stimmten ihre Ergebnisse mit den Vorhersagen der Relativitätstheorie überein, konnten mit früheren Theorien jedoch nicht erklärt werden. Die Gültigkeit der Theorie wurde bestätigt, jedoch nicht bewiesen. Es ist prinzipiell unmöglich, die Richtigkeit einer Theorie vollständig zu beweisen.

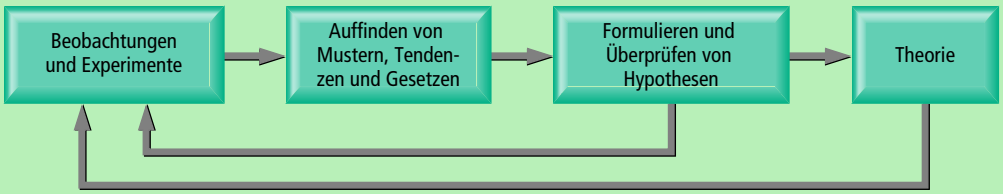
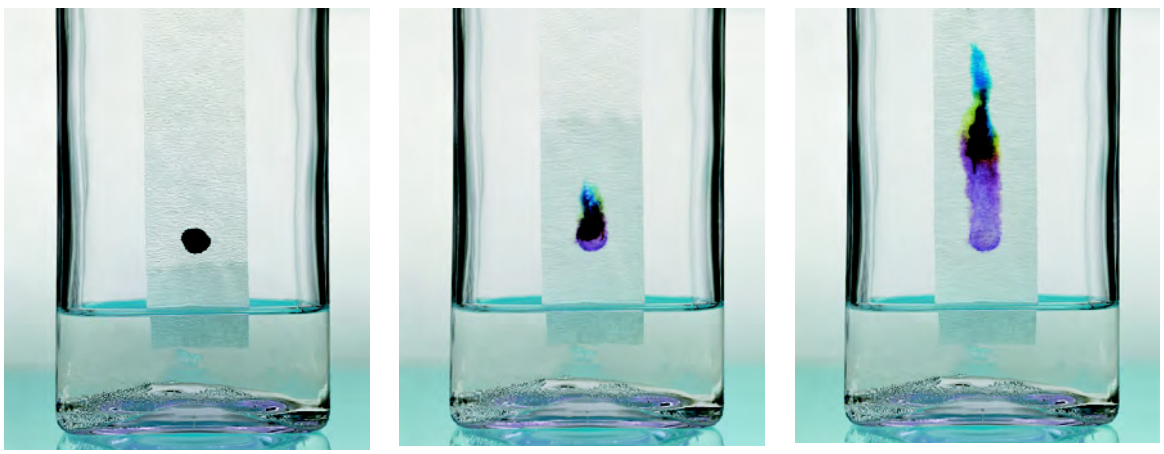


Abbildung 1.11: Die wissenschaftliche Methodik. Bei der wissenschaftlichen Methodik handelt es sich um einen allgemeinen Ansatz zur Problemlösung. Dieser umfasst Beobachtungen, das Suchen nach in den Beobachtungen auftretenden Gesetzmäßigkeiten, die Formulierung von Hypothesen zur Erklärung der Beobachtungen und das Überprüfen dieser Hypothesen anhand weiterer Experimente. Die Hypothesen, die den Überprüfungen standhalten und sich für die Erklärung und Voraussage des Verhaltens der Natur als nützlich erweisen, werden als Theorien bekannt.

(wörtlich übersetzt „das Farbenschreiben"), eine Technik, die schöne und eindrucksvolle Ergebnisse liefern kann. Ein Beispiel einer chromatographischen Trennung der Bestandteile von Tinte ist in ► Abbildung 1.12 dargestellt.



(a) (b) (c)

Abbildung 1.12: Mit Hilfe der Papierchromatographie kann Tinte in ihre Bestandteile getrennt werden. (a) Das Wasser beginnt, am Papier aufzusteigen. (b) Das Wasser bewegt sich am Tintenfleck vorbei und löst die verschiedenen Bestandteile der Tinte mit unterschiedlicher Geschwindigkeit. (c) Die Tinte wurde vom Wasser in ihre Bestandteile getrennt.

1.6 Maßeinheiten

Messungen werden in der Chemie mit Hilfe des **metrischen Systems** durchgeführt. Dabei kommt den **SI-Einheiten** eine besondere Bedeutung zu. Diese Einheiten basieren auf dem Meter, dem Kilogramm und der Sekunde als Basiseinheiten für die Länge, die Masse und die Zeit.

Viele Eigenschaften von Stoffen sind *quantitativ*, d. h. sie werden mit Hilfe von Zahlen ausgedrückt. Wenn eine Zahl eine gemessene Größe repräsentiert, muss immer auch eine Einheit mit angegeben werden. In wissenschaftlichen Messungen werden Größen in Einheiten des metrischen Systems angegeben. Das metrische System wurde erstmals Ende des 18. Jahrhunderts in Frankreich eingeführt und wird in den meisten Ländern der Welt als Maßsystem verwendet.

In einer 1960 getroffenen internationalen Vereinbarung wurde eine bestimmte Auswahl metrischer Einheiten für die Verwendung bei wissenschaftlichen Messungen festgelegt. Diese bevorzugten Einheiten werden SI-Einheiten genannt, nach dem französischen *Système International d'Unités.* Dieses System besteht aus sieben *Basiseinheiten*, aus denen alle anderen Einheiten abgeleitet werden können. In ► Tabelle 1.4 sind diese Basiseinheiten und ihre Symbole aufgeführt. In diesem Kapitel werden wir uns mit den Basiseinheiten für Länge, Masse und Temperatur beschäftigen.

Physikalische Größe	Name der Einheit	Abkürzung
Masse	Kilogramm	kg
Länge	Meter	m
Zeit	Sekunde	s*
Temperatur	Kelvin	K
Stoffmenge	Mol	mol
Elektrische Stromstärke	Ampere	A
Lichtintensität	Candela	cd

* Häufig wird auch die Abkürzung Sek. verwendet.

Tabelle 1.4: SI-Basiseinheiten.

Im metrischen System werden Präfixe verwendet, um Zehnerpotenzen der entsprechenden Einheit auszudrücken. Das Präfix *milli-* steht z. B. für einen 10^{-3} Bruchteil einer Einheit: Ein Milligramm (mg) sind 10^{-3} g, ein Millimeter (mm) sind 10^{-3} m und so weiter. In ► Tabelle 1.5 sind einige der in der Chemie häufig verwendeten Präfixe aufgeführt. Für die Verwendung von SI-Einheiten und die Lösung von Aufgaben in diesem Buch sollten Sie sich mit der exponentiellen Schreibweise von Zahlen vertraut machen.

Sobald in den folgenden Kapiteln erstmals von einer nicht zum SI-System gehörenden Einheit die Rede ist, wird die entsprechende SI-Einheit zusätzlich mit angegeben.

Präfix	Abkürzung	Bedeutung	Beispiel
Giga	G	10^9	1 Gigameter (Gm) = 1×10^9 m
Mega	M	10^6	1 Megameter (Mm) = 1×10^6 m
Kilo	k	10^3	1 Kilometer (km) = 1×10^3 m
Dezi	d	10^{-1}	1 Dezimeter (dm) = 0,1 m
Zenti	c	10^{-2}	1 Zentimeter (cm) = 0,01 m
Milli	m	10^{-3}	1 Millimeter (mm) = 0,001 m
Mikro	μ*	10^{-6}	1 Mikrometer (μm) = 1×10^{-6} m
Nano	n	10^{-9}	1 Nanometer (nm) = 1×10^{-9} m
Piko	p	10^{-12}	1 Pikometer (pm) = 1×10^{-12} m
Femto	f	10^{-15}	1 Femtometer (fm) = 1×10^{-15} m

* Es handelt sich um den griechischen Buchstaben mu (ausgesprochen „mü").

Tabelle 1.5: Ausgewählte Präfixe des metrischen Systems.

Länge und Masse

Die SI-Basiseinheit für die **Länge** ist das Meter (m). Die **Masse*** steht für die Menge des Materials, aus dem ein Gegenstand besteht. Die SI-Basiseinheit für die Masse ist das Kilogramm (kg). Das kg ist als Basiseinheit ein Sonderfall, weil statt des Worts *Gramm* allein das Präfix *kilo-* verwendet wird. Wir erhalten andere Einheiten für die Masse, indem wir das Wort *Gramm* mit anderen Präfixen kombinieren.

Temperatur

Die **Temperatur** steht für die Hitze oder Kälte eines Körpers. Sie ist eine physikalische Eigenschaft, die die Richtung des Wärmeflusses festlegt. Wärme fließt immer spontan von einem Körper mit höherer Temperatur zu einem Körper mit niedrigerer Temperatur. Aus diesem Grund spüren wir die Hitze, wenn wir einen heißen Gegenstand anfassen, und wir erkennen, dass der Gegenstand eine höhere Temperatur hat als unsere Hand.

Die in der Wissenschaft üblicherweise verwendeten Temperaturskalen sind die Celsius- und die Kelvin-Skala. Die **Celsius-Skala** wird in den meisten Ländern als die im Alltag übliche Temperaturskala verwendet (► Abbildung 1.13). Sie basierte ursprünglich auf den Festlegungen von 0 °C für den Schmelzpunkt und 100 °C für den Siedepunkt von Wasser auf Meereshöhe (► Abbildung 1.14).

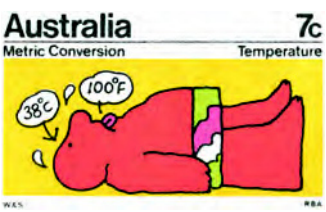


Abbildung 1.13: Australische Briefmarke. In vielen Ländern wird wie auf dieser Briefmarke im täglichen Leben die Celsius-Temperaturskala verwendet.

Die **Kelvin-Skala** ist die SI-Temperaturskala und das Kelvin (K) ist die SI-Einheit für die Temperatur. Historisch basierte die Kelvin-Skala auf bestimmten Eigenschaften von Gasen. Auf der Kelvin-Skala entspricht null der niedrigsten Temperatur, –273,15 °C, die auch als *absoluter Nullpunkt* bezeichnet wird. Die Celsius- und Kelvin-Skala besitzen die gleiche Einheitengröße – d. h., ein Kelvin entspricht einem Grad Celsius. Zwischen den beiden Skalen gilt die folgende Beziehung:

$$K = °C + 273{,}15 \qquad (1.1)$$

* Masse und Gewicht bedeuten nicht das Gleiche, werden jedoch oft miteinander verwechselt. Das Gewicht eines Gegenstands beschreibt die Kraft, die seine Masse auf ihn aufgrund der Schwerkraft ausübt. Im Weltraum, in dem kaum Schwerkräfte herrschen, kann ein Astronaut zwar gewichtslos, aber niemals masselos sein. Die Masse, die ein Astronaut im Weltall hat, ist ohne relativistische Effekte die gleiche wie auf der Erde.

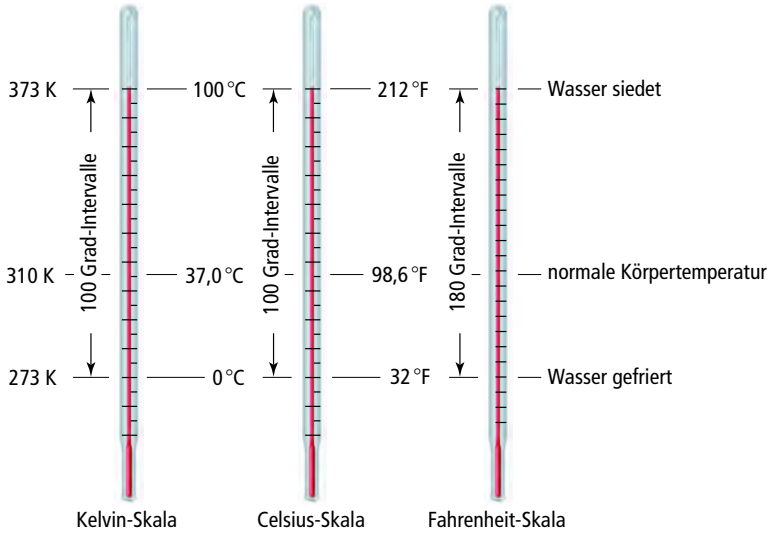


Abbildung 1.14: Vergleich der Kelvin-, Celsius- und Fahrenheit-Temperaturskalen. Auf jeder Skala sind der Schmelz- und Siedepunkt von Wasser sowie die normale menschliche Körpertemperatur eingezeichnet.

Der Schmelzpunkt von Wasser, 0 °C, entspricht 273,15 K (► Abbildung 1.14). Beachten Sie, dass bei Angaben von Temperaturen in Kelvin kein Gradzeichen (°) verwendet wird.

Die gebräuchliche Temperaturskala in den Vereinigten Staaten ist die *Fahrenheit-Skala*, die in wissenschaftlichen Studien üblicherweise nicht verwendet wird. Auf der Fahrenheit-Skala gefriert Wasser bei 32 °F und siedet bei 212 °F. Zwischen der Fahrenheit- und der Celsius-Skala gilt die folgende Beziehung:

$$°C = \frac{5}{9}(°F - 32) \text{ oder } °F = \frac{9}{5}(°C) + 32 \qquad (1.2)$$

A 2 **(a)** Welcher Bruchteil einer Sekunde entspricht einer Pikosekunde, ps? **(b)** Drücken Sie das Messergebnis 6,0 × 103 m aus, indem Sie statt der exponentiellen Schreibweise ein Präfix verwenden. **(c)** Verwenden Sie die exponentielle Schreibweise, um 3,76 mg in Gramm auszudrücken.

A 3 Ethylenglykol, der Hauptbestandteil von Frostschutzmittel, gefriert bei –11,5 °C. Wie hoch ist der Gefrierpunkt **(a)** in K, **(b)** in °F?

Übungsbeispiel 1.2: Verwendung von metrischen Präfixen (Lösung CWS)

Wie heißen die Einheiten, die **(a)** 10–9 Gramm, **(b)** 10–6 Sekunden, **(c)** 10–3 Meter entsprechen?

Übungsbeispiel 1.3: Umrechnung von Temperatureinheiten (Lösung CWS)

Wenn in der Wettervorhersage von einer Tageshöchsttemperatur von 31 °C gesprochen wird, wie hoch ist die vorhergesagte Temperatur **(a)** in K, **(b)** in °F?

Ableitung von SI-Einheiten

Aus den in ► Tabelle 1.4 angegebenen SI-Basiseinheiten können Einheiten für andere Größen abgeleitet werden. Zu diesem Zweck verwenden wir die Definitionsgleichung der Größe und setzen die entsprechenden Basiseinheiten ein. Geschwindigkeit wird z. B. als Verhältnis von zurückgelegter Strecke zu abgelaufener Zeit definiert. Die SI-Einheit für die Geschwindigkeit ergibt sich deshalb aus der SI-Einheit für die Strecke (Länge) geteilt durch die SI-Einheit für Zeit, also m/s, was ausgesprochen „Meter pro Sekunde" heißt. Uns werden im Verlauf der folgenden Kapitel viele abgeleitete Einheiten begegnen, z. B. für die Kraft, den Druck und die Energie. In diesem Kapitel beschäftigen wir uns mit den abgeleiteten Einheiten für Volumen und Dichte.

Volumen

Das *Volumen* eines Würfels wird durch seine Seitenlänge bestimmt (Seitenlänge^3). Die SI-Einheit des Volumens ist also gleich der SI-Einheit der Länge hoch drei. Ein Kubikmeter, oder m^3, ist das Volumen eines Würfels mit einer Seitenlänge von 1 m. In der Chemie werden häufig kleinere Einheiten wie Kubikzentimeter, cm^3 (manchmal auch ccm geschrieben), verwendet. Eine weitere in der Chemie häufig verwendete Einheit für das Volumen ist der *Liter* (l). Ein Liter entspricht einem Kubikdezimeter, dm^3, und ist ein etwas größeres Volumen als ein Quart. Der Liter ist die erste von uns betrachtete metrische Einheit, die *keine* SI-Einheit ist. Ein Liter besteht aus 1000 Millilitern (ml) (► Abbildung 1.15) und ein Milliliter entspricht einem Kubikzentimeter: 1 ml = 1 cm^3. Die Ausdrücke *Milliliter* und *Kubikzentimeter* stehen für ein und dasselbe Volumen.

Die in der Chemie am häufigsten zur Volumenmessung eingesetzten Geräte sind in ► Abbildung 1.16 dargestellt. Mit Hilfe von Spritzen, Büretten und Pipetten lassen sich Flüssigkeiten präziser messen als mit Messzylindern. Messkolben werden zur Abmessung eines bestimmten Volumens einer Flüssigkeit verwendet.

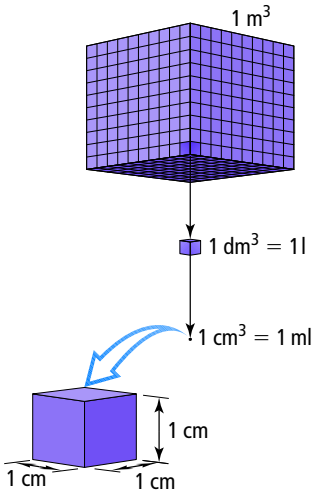


Abbildung 1.15: Umrechnungen von Volumenangaben. Das von einem Würfel mit 1 m Seitenlänge eingenommene Volumen beträgt ein Kubikmeter, 1 m^3 (oben). Ein Kubikmeter enthält 1000 dm^3 (Mitte). Ein Liter hat dasselbe Volumen wie ein Kubikdezimeter, 1 l = 1 dm^3. Ein Kubikdezimeter enthält 1000 Kubikzentimeter, 1 dm^3 = 1000 cm^3. Ein Kubikzentimeter entspricht einem Milliliter, 1 cm^3 = 1 ml (unten).

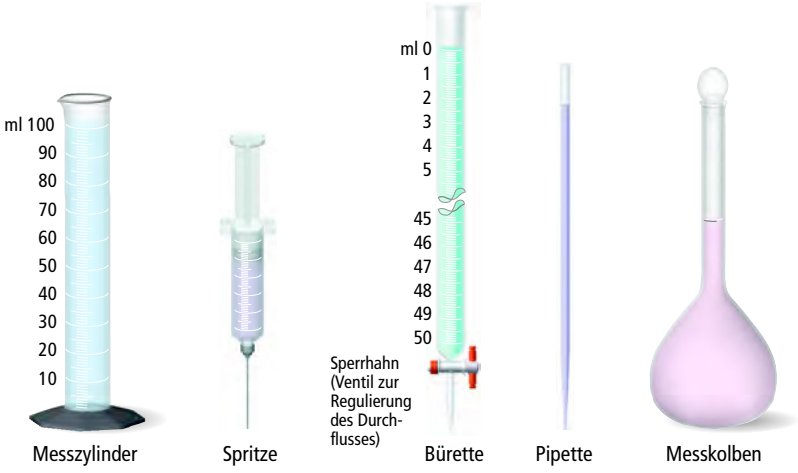


Abbildung 1.16: Häufig verwendete volumetrische Glasgeräte.

Dichte

Die **Dichte** ist eine Stoffeigenschaft, die häufig zur Charakterisierung von Substanzen herangezogen wird. Sie ist definiert als die Masse pro Volumen des Stoffes:

$$\text{Dichte} = \frac{\text{Masse}}{\text{Volumen}} \qquad (1.3)$$

Die Dichten von Festkörpern und Flüssigkeiten werden für gewöhnlich in der Einheit Gramm pro Kubikzentimeter (g /cm^3) bzw. Gramm pro Milliliter ausgedrückt (g/ml). Die Dichten einiger häufig vorkommender Stoffe sind in ► Tabelle 1.6 aufgeführt. Es ist kein Zufall, dass die Dichte von Wasser gleich 1,00 g/ml ist; das Gramm wurde ursprünglich als die Masse von 1 ml Wasser bei einer bestimmten Temperatur definiert. Das Volumen der meisten Substanzen ändert sich bei einer Erwärmung oder Abkühlung der Substanz, so dass Dichten temperaturabhängig sind. Bei der Angabe einer Dichte sollte also die Bezugstemperatur mit angegeben werden. Wenn keine Temperatur angegeben ist, gehen wir normalerweise von einer Temperatur von 25 °C aus, die nahe bei der Zimmertemperatur liegt.

Substanz	Dichte (g/cm^3)
Luft	0,001
Balsaholz	0,16
Ethanol	0,79
Wasser	1,00
Ethylenglykol	1,09
Speisezucker	1,59
Speisesalz	2,16
Eisen	7,9
Gold	19,32

Tabelle 1.6: Dichten ausgewählter Substanzen bei 25 °C.

Übungsbeispiel 1.4: Die Bestimmung der Dichte und ihre Verwendung zur Bestimmung von Volumen und Masse (Lösung CWS)

(a) Welche Dichte hat Quecksilber, wenn 1,00 × 102 g Quecksilber ein Volumen von 7,36 cm^3 einnehmen?
(b) Berechnen Sie das Volumen von 65,0 g flüssigem Methanol (Holzgeist). Flüssiges Methanol hat eine Dichte von 0,791 g/ml.
(c) Welche Masse (in Gramm) hat ein Goldwürfel (Dichte=19,32 g/cm^3) mit einer Seitenlänge von 2,00 cm?

A 4 **(a)** Berechnen Sie die Dichte von 374,5 g Kupfer, wenn diese Masse ein Volumen von 41,8 cm^3 einnimmt.
(b) Ein Student benötigt für ein Experiment 15,0 g Ethanol. Wie viele Milliliter Ethanol muss er abmessen, wenn die Dichte von Ethanol 0,789 g/ml beträgt?
(c) Welche Masse (in Gramm) haben 25,0 ml Quecksilber (Dichte=13,6 g/ml)?

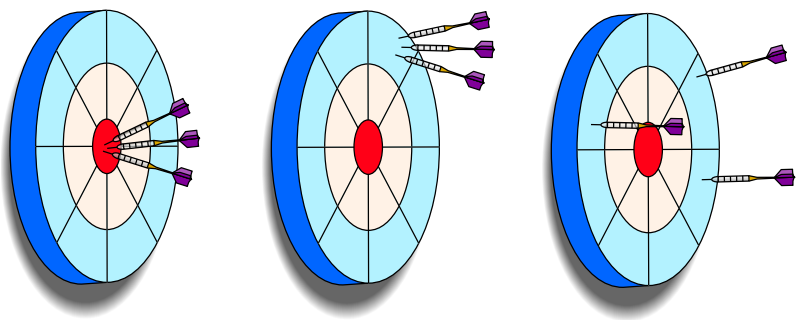
1.7 Messunsicherheiten

Jeder Messwert ist mit einer gewissen Unsicherheit behaftet. Die **Präzision** einer Messung drückt aus, wie nah verschiedene Messungen einer Größe aneinander liegen. Die **Genauigkeit** einer Messung beschreibt, wie gut eine Messung mit dem akzeptierten oder „wahren" Wert übereinstimmt. Die **signifikanten Stellen** einer gemessenen Größe beinhalten eine abgeschätzte Stelle, die letzte angegebene Stelle des Messwerts. Die signifikanten Stellen geben das Ausmaß der Unsicherheit der Messung an. Es gibt bestimmte Regeln, um für eine Berechnung, die mit Messgrößen durchgeführt wird, die korrekte Anzahl signifikanter Stellen zu bestimmen.

Jedes Messgerät weist eine inhärente Begrenzung (Fehler der Messeinrichtung) auf und auch Menschen führen Messungen auf verschiedene Art und Weise durch (menschliche Fehler). Nehmen Sie einmal an, die Masse eines 10-Cent-Stücks sollte von 10 Studenten bestimmt werden, die über 10 Waagen verfügen. Die zehn Messungen werden wahrscheinlich aus dem einen oder anderen Grund leicht voneinander abweichen. Die Waagen könnten eventuell leicht unterschiedlich kalibriert sein oder die Studenten könnten die Waagen auf leicht unterschiedliche Art und Weise ablesen. Merken Sie sich deshalb: *Messwerte sind immer mit Unsicherheiten behaftet*.

Präzision und Genauigkeit

Bei der Betrachtung von Messunsicherheiten ist häufig von den Begriffen Präzision und Genauigkeit die Rede. Die **Präzision** ist ein Maß dafür, wie gut verschiedene Messungen miteinander übereinstimmen. Mit Hilfe der **Genauigkeit** wird ausgedrückt, wie nah einzelne Messungen am korrekten oder „wahren" Wert liegen. Anhand der in ► Abbildung 1.17 dargestellten Analogie zu einem Dartspiel wird der Unterschied dieser beiden Begriffe deutlich.



gute Genauigkeit
gute Präzision

schlechte Genauigkeit
gute Präzision

schlechte Genauigkeit
schlechte Präzision

Abbildung 1.17: Präzision und Genauigkeit. Durch die Verteilung der Dart-Pfeile auf der Scheibe wird der Unterschied zwischen Genauigkeit und Präzision deutlich.

Im Labor führen wir häufig viele verschiedene „Versuche" desselben Experiments durch. Wir gewinnen Vertrauen in die Genauigkeit unserer Messungen, wenn wir stets nahezu den gleichen Wert erhalten. Die Abbildung 1.17 sollte uns jedoch bewusst machen, dass auch präzise Messungen ungenau sein können. Wenn eine sehr empfindliche Waage z. B. schlecht kalibriert ist, werden die mit dieser Waage gemessenen Werte stets entweder zu hoch oder zu niedrig sein. Die Messungen sind ungenau, obwohl sie sehr präzise sind.

Signifikante Stellen

Nehmen Sie an, Sie wollen die Masse eines 10-Cent-Stücks mit einer Waage bestimmen, die auf 0,0001 g genau misst. Sie könnten die Masse als 2,2405 ±

0,0001 g angeben. Mit Hilfe dieser Schreibweise ± (sprich: plusminus) lässt sich die Messunsicherheit der Messung ausdrücken. In vielen wissenschaftlichen Arbeiten wird die ± Angabe der Messunsicherheit jedoch weggelassen. Es wird stattdessen davon ausgegangen, dass die letzte angegebene Stelle der gemessenen Größe mit einer Unsicherheit behaftet ist. Das bedeutet, dass *gemessene Größen grundsätzlich so angegeben werden, dass nur die letzte Stelle mit einer Unsicherheit behaftet ist.*

In ► Abbildung 1.18 ist ein Thermometer dargestellt, auf dem die Temperatur anhand von Skalenmarkierungen mit Hilfe einer Flüssigkeitssäule abgelesen werden kann. Wir können die bestimmten Stellen der Messgröße von der Skala ablesen und die unbestimmten Stellen abschätzen. Anhand der Skalenmarkierung des Thermometers erkennen wir, dass die Flüssigkeit sich zwischen den Markierungen 25 °C und 30 °C befindet. Wir können abschätzen, dass die Temperatur ungefähr 27 °C beträgt, wobei die zweite Stelle unserer Messung mit einer gewissen Unsicherheit behaftet ist.

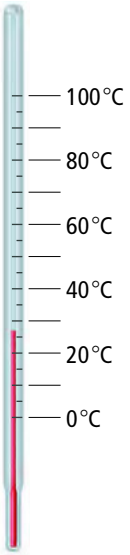


Abbildung 1.18: Signifikante Stellen von Messwerten. Das Thermometer weist alle 5 °C eine Markierung auf. Die Temperatur liegt zwischen 25 °C und 30 °C und beträgt ungefähr 27 °C. Die zwei signifikanten Stellen der Messung schließen die zweite Stelle ein, die durch eine Abschätzung der Position der Flüssigkeitssäule zwischen den beiden Skalenmarkierungen bestimmt wird.

Alle angegebenen Stellen einer Messgröße, einschließlich der unsicheren Stelle, werden **signifikante Stellen** genannt. Eine gemessene Masse, die mit 2,2 g angegeben wird, hat zwei signifikante Stellen, während eine Masse, die mit 2,2405 g angegeben wird, fünf signifikante Stellen hat. Je größer die Anzahl der signifikanten Stellen ist, desto größer ist die mit der Messung verbundene Sicherheit. Wenn mehrere Messungen derselben Größe vorgenommen werden, kann ein Durchschnittswert berechnet und die Anzahl der signifikanten Stellen mit Hilfe statistischer Methoden ermittelt werden.

Um die Anzahl der signifikanten Stellen einer angegebenen Messung zu ermitteln, lesen Sie die Zahl von links nach rechts und zählen die Ziffern, wobei Sie mit der ersten Ziffer beginnen, die von null verschieden ist. *Bei allen richtig angegebenen Messungen sind alle von null verschiedenen Stellen signifikant.* Nullen können jedoch entweder Teil des gemessenen Werts sein oder lediglich zur Angabe des Dezimalkommas dienen. Aus diesem Grund können angegebene Nullen signifikant sein oder nicht, je nach dem, an welcher Stelle sie in der Zahl vorkommen. Die folgenden Regeln beschreiben, an welchen Stellen Nullen vorkommen können:

1 Nullen, die *sich zwischen von null verschiedenen Stellen befinden,* sind immer signifikant – 1005 kg (vier signifikante Stellen); 1,03 cm (drei signifikante Stellen).

2 Nullen, die *zu Beginn einer Zahl stehen,* sind nie signifikant. Sie zeigen lediglich die Position des Dezimalkommas an – 0,02 g (eine signifikante Stelle), 0,0026 cm (zwei signifikante Stellen).

3 Nullen, die *am Ende einer Zahl stehen*, sind signifikant, wenn die Zahl ein Dezimalkomma aufweist – 0,0200 g (drei signifikante Stellen); 3,0 cm (zwei signifikante Stellen).

Ein Problem gibt es bei Zahlen, die mit Nullen enden, in denen aber kein Dezimalkomma vorkommt. In solchen Fällen geht man normalerweise davon aus, dass die Nullen nicht signifikant sind. Die exponentielle Schreibweise kann verwendet werden, um eindeutig anzugeben, ob Nullen am Ende einer Zahl signifikant sind oder nicht. Eine Masse von 10.300 g kann z. B. je nach Messung in exponentieller Schreibweise mit drei, vier oder fünf signifikanten Stellen geschrieben werden:

$1{,}03 \times 10^4$ g (drei signifikante Stellen)
$1{,}030 \times 10^4$ g (vier signifikante Stellen)
$1{,}0300 \times 10^4$ g (fünf signifikante Stellen)

Bei diesen Zahlen sind alle rechts neben dem Dezimalkomma stehenden Nullen signifikant (Regeln 1 und 3). (Der Exponent trägt nicht zur Anzahl der signifikanten Stellen bei.)

Übungsbeispiel 1.5: Der Zusammenhang zwischen den signifikanten Stellen und der Messunsicherheit einer Messung (Lösung CWS)

Welcher Unterschied besteht zwischen den zwei gemessenen Größen 4,0 g und 4,00 g?

A 5 Eine Waage habe eine Präzision von ± 0,001 g. Eine Probe mit einer Masse von ungefähr 25 g soll mit dieser Waage gewogen werden. Wie viele signifikante Stellen sollten bei der Messung angegeben werden?

Signifikante Stellen in Berechnungen

Wenn mit gemessenen Größen Berechnungen angestellt werden, wird *die Messunsicherheit der berechneten Größe durch die Messung mit der höchsten Messunsicherheit bestimmt. Aus dieser ergeben sich auch die signifikanten Stellen des endgültigen Ergebnisses.* Für das Endergebnis sollte nur eine unsichere Stelle angegeben werden. Um signifikante Stellen durch Berechnungen hindurch verfolgen zu können, verwenden wir zwei verschiedene Regeln, eine für die Multiplikation und Division und eine weitere für die Addition und Subtraktion.

Übungsbeispiel 1.6: Bestimmen Sie die Anzahl der signifikanten Stellen einer Messung (Lösung CWS)

Wie viele signifikante Stellen haben die folgenden Zahlen (gehen Sie davon aus, dass es sich bei den Zahlen um Messgrößen handelt): **(a)** 4,003; **(b)** $6{,}023 \times 10^{23}$; **(c)** 5000?

A 6 Wie viele signifikante Stellen haben die folgenden Messgrößen: **(a)** 3,549 g; **(b)** $2{,}3 \times 10^4$ cm; **(c)** 0,00134 m^3?

1 Bei der *Multiplikation und Division* von gemessenen Größen gilt, dass das Ergebnis die gleiche Anzahl signifikanter Stellen hat wie die Messung mit den wenigsten signifikanten Stellen. Sollte das Ergebnis mehr als die korrekte Anzahl signifikanter Stellen aufweisen, muss es gerundet werden. Die Fläche eines Rechtecks, dessen gemessene Seitenlängen 6,221 cm und 5,2 cm betragen, sollte mit 32 cm^2 angegeben werden, selbst wenn bei der Berechnung mit einem Taschenrechner ein Produkt angezeigt wird, das weitere Stellen hat:

$$\text{Fläche} = (6{,}221\ \text{cm})\,(5{,}2\ \text{cm}) = 32{,}3492\ \text{cm}^2 \Rightarrow \text{gerundet } 32\ \text{cm}^2$$

Wir runden auf zwei signifikante Stellen, weil die ungenauste Zahl – 5,2 cm – zwei signifikante Stellen hat.

2 Bei der *Addition und Subtraktion* von Messgrößen gilt, dass das Ergebnis die gleiche Anzahl Dezimalstellen hat wie die Messgröße mit den wenigsten Dezimalstellen. Betrachten Sie das folgende Beispiel, in dem die unsicheren Stellen farbig dargestellt sind:

Diese Zahl beschränkt	20,42	← zwei Dezimalstellen
die Anzahl der signifikanten	1,322	← drei Dezimalstellen
Stellen des Ergebnisses ⟶	83,1	← eine Dezimalstelle
	104,842	← auf 104,8 runden (eine Dezimalstelle)

Wir geben das Ergebnis mit 104,8 an, weil 83,1 nur eine Dezimalstelle hat.

Beachten Sie, dass bei der Multiplikation und Division die signifikanten Stellen und bei der Addition und Subtraktion die Dezimalstellen gezählt werden. Bei der Bestimmung des Endergebnisses einer berechneten Größe werden exakte Zahlen so behandelt, als hätten sie unendlich viele signifikante Stellen. Diese Regel trifft auf viele Definitionen von Einheiten zu. Bei der Angabe, ein Fuß bestehe aus 12 Zoll, ist die Zahl 12 exakt und wir brauchen uns über die Anzahl der signifikanten Stellen keine Gedanken zu machen.

Beim *Runden von Zahlen* betrachten Sie die am weitesten links stehende Ziffer, die noch wegfallen soll:

- Wenn diese Ziffer kleiner als 5 ist, bleibt die vorstehende Ziffer unverändert. Wenn 7,248 auf zwei signifikante Stellen gerundet wird, ergibt sich also die Zahl 7,2.
- Wenn diese Ziffer gleich 5 oder größer ist, wird die vorstehende Ziffer um 1 erhöht. Wenn 4,735 also auf drei signifikante Stellen gerundet wird, erhält man 4,74, beim Runden von 2,376 auf zwei signifikante Stellen erhält man 2,4.*

Übungsbeispiel 1.7: Bestimmen Sie die Anzahl der signifikanten Stellen einer berechneten Größe (Lösung CWS)

Die Breite, Länge und Höhe einer kleinen Schachtel betragen 15,5 cm, 27,3 cm und 5,4 cm. Berechnen Sie das Volumen der Schachtel und geben Sie bei Ihrer Antwort die korrekte Anzahl signifikanter Stellen an.

Übungsbeispiel 1.8: Bestimmen Sie die Anzahl der signifikanten Stellen einer berechneten Größe (Lösung CWS)

Ein Gas befindet sich bei 25 °C in einen Behälter mit einem Volumen von $1{,}05 \times 10^3$ cm^3. Behälter und Gas haben zusammen eine Masse von 837,6 g. Der Behälter hat ohne Gas eine Masse von 836,2 g. Wie groß ist die Dichte des Gases bei 25 °C?

A 7 Ein Sprinter benötigt für 100,00 m 10,5 s. Berechnen Sie die Durchschnittsgeschwindigkeit des Sprinters in Meter pro Sekunde und geben Sie dabei die korrekte Anzahl signifikanter Stellen an.

A 8 Mit wie vielen signifikanten Stellen müsste man in Übungsbeispiel 1.8 die Masse des Behälters messen (mit und ohne Gas), um die Dichte mit drei signifikanten Stellen angeben zu können?

* Für den Fall, dass die am weitesten links stehende zu entfernende Ziffer exakt gleich 5 ist und auf diese Ziffer keine weiteren von null verschiedenen Stellen mehr folgen, besteht eine gängige Vorgehensweise darin, die vorstehende Ziffer aufzurunden, wenn sich dadurch eine gerade Ziffer ergeben würde, und im anderen Fall abzurunden. 4,7350 würde also zu 4,74 gerundet und 4,7450 ebenfalls.

Behalten Sie, wenn eine Berechnung in zwei oder mehr Schritten durchgeführt wird, beim Notieren von Zwischenergebnissen zumindest eine zusätzliche Stelle hinter der letzten signifikanten Stelle für Endergebnisse bei. Durch diese Vorgehensweise wird sichergestellt, dass das Endergebnis nicht durch akkumulierte Rundungsfehler beeinträchtigt wird. Wenn Sie einen Taschenrechner verwenden, können Sie die Zahlen nacheinander eingeben und nur das Endergebnis runden. Akkumulierte Rundungsfehler können bei den im Text angegebenen Rechenaufgaben die Ursache von geringfügigen Unterschieden zwischen Ihren Ergebnissen und den angegebenen Lösungen sein.

1.8 Dimensionsanalyse

Mit Hilfe der **Dimensionsanalyse** sind wir in der Lage, Einheiten durch die Rechnung hindurch zu verfolgen. Die Einheiten werden wie algebraische Größen miteinander multipliziert, dividiert oder „gekürzt". Die richtige Einheit des Endergebnisses ist ein wichtiger Hinweis darauf, ob die Berechnung korrekt durchgeführt wurde. Für die Umrechnung von Einheiten und bei der Lösung vieler anderer Aufgaben können **Umrechnungsfaktoren** verwendet werden. Diese Faktoren sind Verhältnisse, die aus Beziehungen zwischen zwei äquivalenten Größen gebildet werden.

Übungsbeispiel 1.9: Umrechnung von Einheiten (Lösung CWS)

Wenn eine Frau 115 lb wiegt, wie groß ist dann ihre Masse in Gramm? Verwenden Sie die im Einband angegebenen Beziehungen zwischen den Einheiten.

Übungsbeispiel 1.10: Umrechnung von Volumeneinheiten (Lösung CWS)

Die Ozeane der Welt enthalten etwa $1{,}36 \times 10^9$ km^3 Wasser. Rechnen Sie dieses Volumen in Liter um.

A 9 Ermitteln Sie mit Hilfe eines im Einband angegebenen Umrechnungsfaktors die Länge eines 500,0-Meilen-Autorennens in Kilometern.

A 10 Wie groß ist das Volumen eines Objekts mit einem Volumen von 5,0 ft^3 in Kubikmetern?

Kapitel 2

Atome, Moleküle und Ionen

- ✔ Die Atomtheorie
- ✔ Die Entdeckung der Atomstruktur
- ✔ Die moderne Sichtweise der Atomstruktur
- ✔ Atommasse
- ✔ Das Periodensystem der Elemente
- ✔ Ionen und ionische Verbindungen
- ✔ Die Darstellung von Strukturen: Strukturformeln
- ✔ Moleküle und molekulare Verbindungen

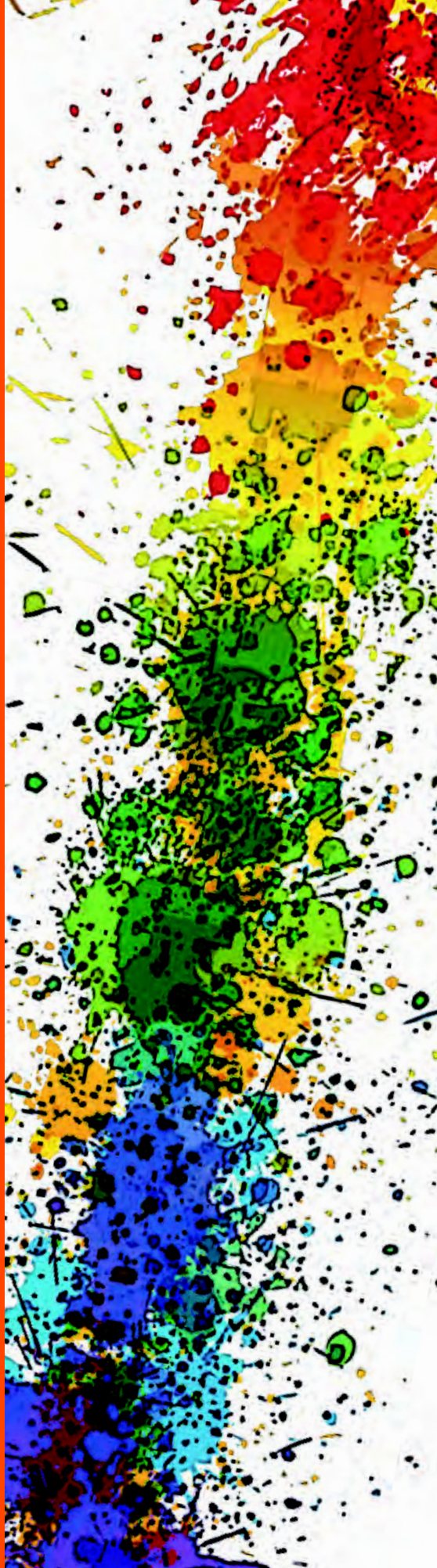


Abbildung 2.1: John Dalton (1766–1844). Dalton war der Sohn eines armen englischen Webers. Im Alter von 12 Jahren begann er zu unterrichten. Er verbrachte die meisten Jahre seines Lebens in Manchester, wo er sowohl am Gymnasium als auch an der Hochschule unterrichtete. Sein lebenslanges Interesse an der Meteorologie führte ihn zum Studium der Gase, von dort zur Chemie und schließlich zur Atomtheorie.

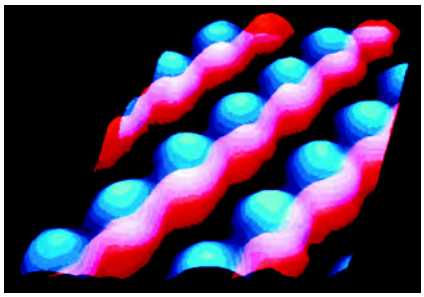


Abbildung 2.2: Bild der Oberfläche des Halbleiters GaAs (Galliumarsenid). Dieses Bild wurde mit einer Technik aufgenommen, die **Rastertunnelmikroskopie** genannt wird. Die Atome wurden mit Hilfe eines Computerprogramms farbig dargestellt, um die Galliumatome (blaue Kugeln) von den Arsenatomen (rote Kugeln) unterscheiden zu können.

2.1 Die Atomtheorie

Die Atomtheorie wurde 1803–1807 mit den Arbeiten John Daltons (► Abbildung 2.1) begründet. Daltons Atomtheorie stützt sich auf die folgenden Postulate:

1. Jedes Element besteht aus sehr kleinen, massiven unteilbaren Teilchen, die Atome genannt werden.
2. Alle Atome eines Elements haben die gleiche Masse und die gleichen Eigenschaften. Die Atome eines bestimmten Elements unterscheiden sich jedoch von denen aller anderen Elemente.
3. Atome eines Elements werden in chemischen Reaktionen nicht in die Atome eines anderen Elements umgewandelt. Atome werden in chemischen Reaktionen weder neu geschaffen noch zerstört.
4. Verbindungen entstehen, wenn Atome verschiedener Elemente miteinander kombiniert werden. Eine bestimmte Verbindung besteht immer aus der gleichen relativen Anzahl derselben Atomsorten.

Gemäß der Atomtheorie Daltons bilden **Atome** die kleinsten Teilchen eines Elements, in denen die chemische Identität des Elements bewahrt bleibt. Die Postulate der Theorie Daltons sagen aus, dass ein Element nur aus einer Atomsorte besteht, während eine Verbindung Atome verschiedener Elemente enthält.

2.2 Die Entdeckung der Atomstruktur

Heute stehen uns leistungsstarke Instrumente zur Verfügung, mit deren Hilfe wir die Eigenschaften einzelner Atome messen und sogar Bilder von Atomen aufnehmen können (► Abbildung 2.2).

Als Wissenschaftler begannen, Methoden für eine detailliertere Untersuchung, also der vermeintlich unteilbaren Atome zu entwickeln, offenbarte sich ihnen eine noch komplexere Struktur. Wir wissen heute, dass Atome aus **subatomaren Teilchen** zusammengesetzt sind: Den geladenen Elementarteilchen, den Elektronen ((–)Ladung) und den Protonen ((+)Ladung), sowie den neutralen Elementarteilchen, den Protonen.

Kathodenstrahlen und Elektronen

In der Mitte des 19. Jahrhunderts begannen Wissenschaftler damit, in teilevakuierten Röhren (Röhren, aus denen nahezu alle Luft gepumpt wurde, ► Abbildung 2.3) elektrische Entladungen zu untersuchen. Mit Hilfe einer angelegten

Abbildung 2.3: Kathodenstrahlröhre. (a) In einer Kathodenstrahlröhre bewegen sich die Elektronen von der negativen Elektrode (Kathode) zur positiven Elektrode (Anode). (b) Foto einer Kathodenstrahlröhre mit einem fluoreszierenden Schirm, mit dem der Weg des Kathodenstrahls nachvollzogen werden kann. (c) Der Weg des Kathodenstrahls wird durch einen Magneten abgelenkt.

Hochspannung wurde dazu innerhalb der Röhre Strahlung erzeugt. Diese Strahlung wird **Kathodenstrahlung** genannt, weil sie ihren Ursprung in der negativen Elektrode (der Kathode) hat. Der britische Wissenschaftler J. J. Thomson beobachtete viele Eigenschaften der Strahlen. In einer 1897 erschienenen Veröffentlichung kam Thomson zu dem Ergebnis, dass es sich bei den Kathodenstrahlen um einen Strom negativ geladener Teilchen handeln musste. Die Veröffentlichung Thomsons wird allgemein als „Entdeckung" des Teilchens angesehen, das später als **Elektron** bekannt wurde.

Thomson konstruierte für seine Experimente eine Kathodenstrahlröhre, die an einer Seite mit einem fluoreszierenden Schirm versehen war (► Abbildung 2.4). Mit Hilfe dieser Vorrichtung konnte er die Effekte elektrischer und magnetischer Felder, die auf den durch eine kleine Öffnung in der positiv geladenen Elektrode austretenden Elektronenstrom wirkten, quantitativ messen. Diese Messungen erlaubten ihm, einen **Wert für das Verhältnis der elektrischen Ladung des Elektrons zu seiner Masse von 1,76 × 10^8 Coulomb* pro Gramm zu berechnen**.

Mit Hilfe des Ladung-zu-Masse-Verhältnisses des Elektrons war es anschließend möglich, sobald man entweder die Ladung oder die Masse des Elektrons in einem weiteren Experiment messen konnte, den Wert der jeweils anderen Größe abzuleiten. **1909 gelang es Robert Millikan (1868–1953) von der Universität Chicago**, die Ladung eines Elektrons in einer Reihe von Versuchen zu messen, die in ► Abbildung 2.5 beschrieben sind. Er war anschließend mit Hilfe des experimentellen Werts für die Ladung 1,60 × 10^{-19} C sowie des Ladung-zu-Masse-Verhältnisses 1,76 × 10^8 C/g in der Lage, die Masse des Elektrons zu berechnen.

$$\text{Elektronenmasse} = \frac{1{,}60 \times 10^{-19}\ \text{C}}{1{,}76 \times 10^{8}\ \text{C/g}} = 9{,}10 \times 10^{-28}\ \text{g}$$

Dieses Ergebnis stimmt gut mit dem heute akzeptierten Wert der Elektronenmasse 9,10938 × 10^{-28}g überein. Die Masse des Elektrons ist etwa 2000-mal kleiner als die Masse von einem Wasserstoffatom.

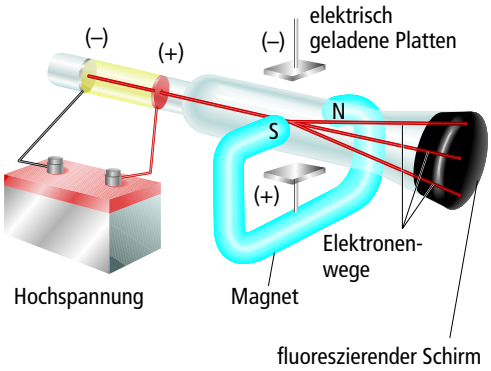


Abbildung 2.4: Kathodenstrahlröhre mit senkrecht zueinander stehendem magnetischen und elektrischen Feld. Die Kathodenstrahlen (Elektronen) entstehen an der negativen Platte auf der linken Seite und werden zur positiven Platte hin beschleunigt. Diese Platte hat in der Mitte eine Aussparung, die von einem Strahl aus Elektronen passiert wird, der anschließend von einem magnetischen und einem elektrischen Feld abgelenkt wird. Die drei dargestellten Wege ergeben sich aus verschiedenen Stärken des magnetischen und des elektrischen Felds. Das Ladung-zu-Masse-Verhältnis des Elektrons kann bestimmt werden, indem die Auswirkungen des magnetischen und elektrischen Felds auf die Richtung des Strahls untersucht werden.

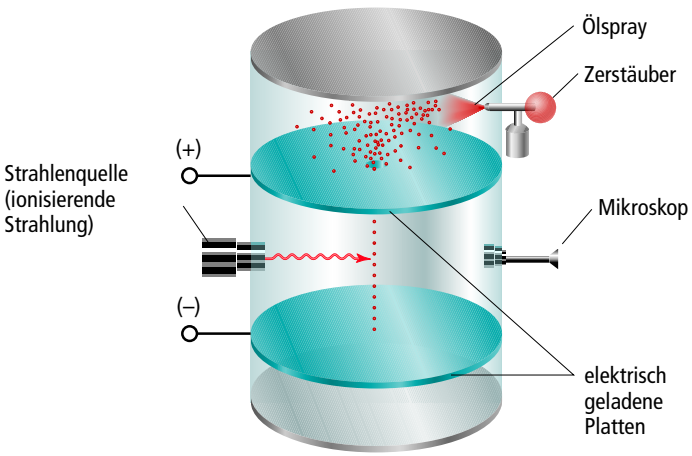


Abbildung 2.5: Millikans Öltröpfchenexperiment. Darstellung der Vorrichtung, die Millikan zur **Messung der Elektronenladung** verwendet hat. Millikan ließ kleine Öltröpfchen, die zusätzliche Elektronen aufgenommen hatten, zwischen zwei elektrisch geladenen Platten absinken. Er untersuchte den Zusammenhang zwischen der an den Platten anliegenden Spannung und der Sinkgeschwindigkeit der Tröpfchen. Mit Hilfe dieser Daten berechnete er die Ladungen der Tröpfchen. Sein Experiment zeigte, dass die Ladungen immer ganzzahlige Vielfache einer bestimmten Ladung waren. Millikan schloss daraus, dass es sich bei dieser Ladung **(1,602 × 10^{-19} C) um die Ladung eines einzelnen Elektrons handeln** musste.

Millikans Öltröpfchenexperiment (Video)

* Coulomb – SI-Maßeinheit für die elektrische Ladung.

Abbildung 2.6: Marie Sklodowska Curie (1867–1934). Als M. Curie ihre Doktorarbeit einreichte, wurde diese als größte Einzelleistung im Rahmen einer Doktorarbeit in der Geschichte der Wissenschaft angesehen. Unter anderem wurden die bis dahin unbekannten Elemente Polonium und Radium entdeckt. Henri Becquerel, M. Curie und ihrem Ehemann Pierre wurde 1903 gemeinsam der Nobelpreis für Physik verliehen. 1911 erhielt M. Curie ihren zweiten Nobelpreis, dieses Mal für Chemie.

Radioaktivität

Als der französische Wissenschaftler Henri Becquerel (1852–1908) 1896 eine Uran-Verbindung untersuchte, entdeckte er, dass diese spontan Strahlung hoher Energie emittierte. Diese spontane Emission von Strahlung wird **Radioaktivität** genannt. Auf seinen Vorschlag hin begannen Marie Curie (► Abbildung 2.6) und ihr Ehemann Pierre Experimente mit dem Ziel, die radioaktiven Bestandteile der Verbindung zu isolieren.

Eine weitere Untersuchung der Natur der Radioaktivität, die hauptsächlich von dem britischen Wissenschaftler Ernest Rutherford (► Abbildung 2.7) durchgeführt wurde, offenbarte drei verschiedene Strahlungsarten: alpha (α), beta (β) und gamma (γ)-Strahlung. Jede Strahlungsart verhielt sich, wie in ► Abbildung 2.8 gezeigt, in einem elektrischen Feld anders. α- und β-Strahlung wurden – wenn auch in entgegengesetzte Richtungen – durch ein elektrisches Feld abgelenkt, während γ-Strahlung von diesem nicht beeinflusst wurde.

Abbildung 2.7: Ernest Rutherford (1871–1937). Rutherford, den Einstein den „zweiten Newton" nannte, wurde in Neuseeland geboren. 1895 wurde ihm als erstem Überseestudenten eine Stelle im Cavendish Laboratory an der Cambridge University in England angeboten, wo er in der Arbeitsgruppe von J. J. Thomson arbeitete. 1898 wechselte er an die McGill University in Montreal. In seiner Zeit an der McGill University führte Rutherford seine Forschungen zur Radioaktivität durch, für die ihm 1908 der Nobelpreis für Chemie verliehen wurde. Rutherford kehrte 1907 nach England zurück und wurde Professor an der Manchester University, an der er 1910 seine berühmten α-Teilchen-Streuexperimente durchführte, die schließlich zum nuklearen Atommodell führten. 1992 wurde er von seinem Heimatland Neuseeland geehrt, indem er zusammen mit seiner Nobelpreismedaille auf der neuseeländischen $100-Banknote abgebildet wurde.

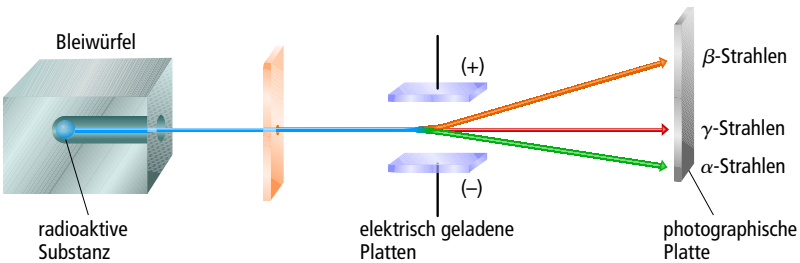


Abbildung 2.8: Verhalten von α-, β- und γ-Strahlen in einem elektrischen Feld. α-Strahlen bestehen aus positiv geladenen Teilchen und werden deshalb von der negativ geladenen Platte angezogen. β-Strahlen bestehen aus negativ geladenen Teilchen und werden deshalb von der positiv geladenen Platte angezogen. γ-Strahlen, die keine Ladung haben, werden vom elektrischen Feld nicht beeinflusst.

Rutherford zeigte, dass sowohl α- als auch β-Strahlung aus sich schnell bewegenden Teilchen bestehen, die α- und β-Teilchen genannt werden. β-Teilchen sind Elektronen mit hoher Geschwindigkeit. Sie sind einfach negativ geladen. α-Teilchen tragen eine zweifach positive Ladung. α-Teilchen sind mit einer etwa 7300-mal größeren Masse erheblich schwerer als ein Elektron. γ-Strahlung ist hochenergetische Strahlung, die der Röntgenstrahlung ähnlich ist. Sie besteht nicht aus Teilchen und trägt keine Ladung.

Der Aufbau des Atoms

Aufgrund der sich verdichtenden Hinweise, dass Atome aus kleineren Teilchen aufgebaut sind, richtete sich die Aufmerksamkeit darauf, wie diese Teilchen im Atom angeordnet waren. Zu Beginn des 20. Jahrhunderts vermutete Thomson, dass die Elektronen aufgrund ihres relativ geringen Masseanteils im Atom wahrscheinlich auch nur einen relativ geringen Raumanteil einnehmen würden. Er machte den in ► Abbildung 2.9 dargestellten Vorschlag, dass das Atom aus einer einheitlichen positiven Materiekugel bestehe, in die die Elektronen eingebettet seien. Dieses so genannte „Plumpudding"-Modell, das seinen Namen von einem traditionellen englischen Dessert hat, hielt sich jedoch nur kurze Zeit.

1910 führten Rutherford und seine Mitarbeiter ein Experiment durch, das das Modell Thomsons widerlegen sollte. Rutherford untersuchte die Winkel, unter denen α-Teilchen abgelenkt bzw. gestreut wurden, wenn sie eine wenige Tausend Atomschichten dicke Goldfolie durchquerten (► Abbildung 2.10). Er und seine Mitarbeiter stellten fest, dass fast alle α-Teilchen die Folie ungehindert durchquerten, ohne abgelenkt zu werden. Ein kleiner Prozentsatz der α-Teilchen wurde leicht (in der Größenordnung von 1 Grad) abgelenkt. Diese Beobachtungen stimmten mit dem „Plumpudding"-Modell Thomsons überein. Nur aus Gründen der Vollständigkeit beauftragte Rutherford Ernest Marsden, einen im Labor arbeitenden Studenten im Grundstudium, damit, nach Hinweisen für Streuung unter großen Winkeln zu suchen. Zur Überraschung aller Beteiligten wurde auch unter diesen Winkeln Streuung beobachtet. Einige Teilchen wurden sogar in die Richtung, aus der sie stammten, zurückgestreut. Die Erklärung für diese Ergebnisse war nicht sofort ersichtlich, die Beobachtungen widersprachen jedoch eindeutig dem „Plumpudding"-Modell Thomsons.

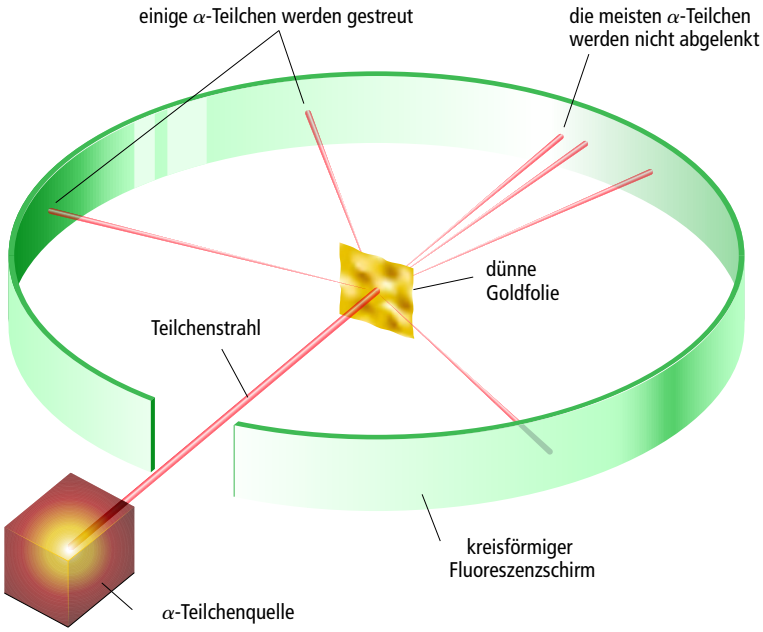


Abbildung 2.10: Rutherfords Experiment zur Streuung von α-Teilchen. Die roten Linien stellen die α-Teilchenwege dar. Die meisten α-Teilchen durchqueren die Goldfolie ungehindert, einige werden jedoch gestreut.

1911 war Rutherford in der Lage, die Beobachtungen zu erklären. Er schlug vor, dass sich der Großteil der Masse und die gesamte positive Ladung eines Goldatoms in einer kleinen, extrem dichten Region befinden sollten, die er den Kern des Atoms nannte. Er nahm ferner an, dass der Großteil des Gesamtvolumens eines Atoms aus leerem Raum bestünde. In diesem Raum sollten sich die Elektronen um den Kern herum bewegen. Im Streuversuch durchquerten die meisten α-Teilchen die Folie ungehindert, weil sie auf keinen der winzig kleinen Kerne der Goldatome stießen. Sie durchquerten einfach den leeren Raum, aus dem die Atome der Goldfolie hauptsächlich bestehen. Gelegentlich kam ein α-Teilchen jedoch nahe genug an einen Goldkern heran. Die Abstoßung zwischen dem stark positiv geladenen Goldkern und dem α-Teilchen reichte aus, um das weniger massehaltige α-Teilchen abzulenken (► Abbildung 2.11).

Nachfolgende experimentelle Untersuchungen haben zu der Entdeckung geführt, dass sich im Kern sowohl positive Teilchen *(Protonen)* als auch neutrale Teilchen *(Neutronen)* befinden. Protonen wurden 1919 von Rutherford und Neutronen

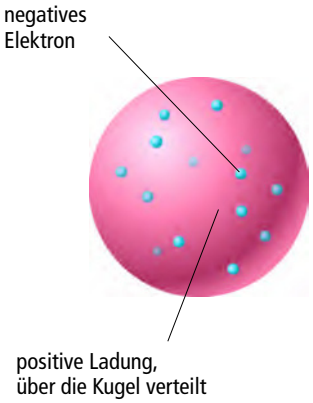


Abbildung 2.9: J. J. Thomsons „Plumpudding"-Modell des Atoms. Thomson nahm an, dass die kleinen Elektronen wie Rosinen in einem Pudding in die positive Masse des Atoms eingebettet sind.

Rutherfords Experiment (Video)

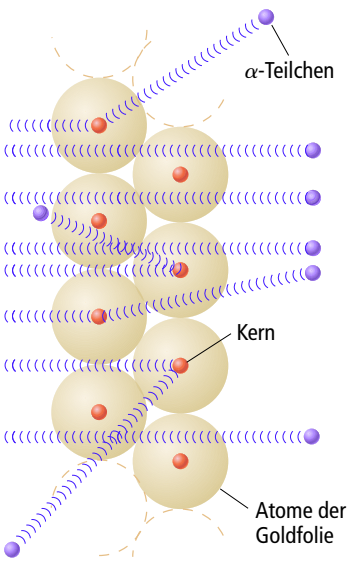


Abbildung 2.11: Rutherfords Modell zur Erklärung des Streuverhaltens von α-Teilchen. Die Goldfolie hat eine Dicke von einigen Tausend Atomschichten. Weil das Atomvolumen hauptsächlich aus leerem Raum besteht, durchqueren die meisten α-Teilchen die Folie ungehindert. Wenn ein α-Teilchen jedoch sehr nah an einen Goldkern gelangt, wird es abgestoßen und abgelenkt.

1932 vom britischen Wissenschaftler James Chadwick (1891–1972) entdeckt. Wir werden diese Teilchen im Abschnitt 2.3 noch genauer betrachten.

2.3 Die moderne Sichtweise der Atomstruktur

Seit der Zeit Rutherfords haben Physiker die Zusammensetzung von Atomkernen genau untersucht. Im Verlauf dieser Untersuchungen ist die Liste der Teilchen, aus denen Atomkerne bestehen, immer länger geworden und die Zahl der entdeckten Teilchen wächst bis heute weiter an. Als Chemiker genügt uns jedoch eine sehr einfache Sichtweise des Atoms, weil nur drei subatomare Teilchen – das **Proton**, das **Neutron** und das **Elektron** – einen Einfluss auf das chemische Verhalten der Atome haben.

Die Ladung eines Elektrons beträgt $-1{,}602 \times 10^{-19}$ C und die eines Protons $+1{,}602 \times 10^{-19}$ C. Die Größe $1{,}602 \times 10^{-19}$ C wird **Elementarladung** genannt. Ladungen atomarer und subatomarer Teilchen werden aus Gründen der Einfachheit für gewöhnlich nicht in Coulomb, sondern als Vielfache dieser Ladung angegeben. Die Ladungen des Elektrons und des Protons betragen also 1– und 1+. Neutronen haben keine Ladung und verhalten sich daher elektrisch neutral (von diesem Verhalten stammt auch ihr Name). *Jedes Atom besitzt gleich viele Elektronen wie Protonen, Atome haben also insgesamt keine elektrische Ladung.*

Protonen und Neutronen befinden sich zusammen im Kern des Atoms. Der Großteil des Volumens eines Atoms besteht aus dem Raum, in dem sich die Elektronen befinden. Die Elektronen werden von den Protonen durch die Kraft angezogen, die zwischen Teilchen mit entgegengesetzter Ladung herrscht.

Atome haben extrem kleine Massen. Die Masse des schwersten bekannten Atoms hat z. B. eine Größenordnung von 4×10^{-22} g. Weil es sehr mühselig wäre, solch kleine Massen in Gramm auszudrücken, verwenden wir stattdessen die **Atommasseneinheit u*** **(1 u = $1{,}66054 \times 10^{-24}$ g)**. Die Massen von Protonen und Neutronen sind nahezu gleich, beide sind erheblich größer als die Masse des Elektrons. Die Masse eines Protons ist 1836-mal größer als die Masse eines Elektrons, so dass der Großteil der Masse eines Atoms sich im Kern befindet. In ► Tabelle 2.1 sind die Ladungen und Massen der subatomaren Teilchen zusammengefasst. Wir werden uns im Abschnitt 2.4 noch näher mit Atommassen beschäftigen.

Elementarteilchen		Masse
Proton	p^+	1,0073 u
Elektron	e^-	$5{,}486 \times 10^{-4}$ u
Neutron	n	1,0087 u

Tabelle 2.1: Vergleich der Eigenschaften von Protonen, Neutronen und Elektronen.

Atome sind außerdem extrem klein. Die meisten Atome haben Durchmesser zwischen 1×10^{-10} m und 5×10^{-10} m bzw. 100–500 pm. Eine für Längen in atomaren Dimensionen praktische Einheit ist die Einheit Ångström (Å), die allerdings keine SI-Einheit ist. Ein Ångström ist gleich 10^{-10} m. Atome haben also Durchmesser in der Größenordnung von 1–5 Å. Der Durchmesser eines Chloratoms beträgt z. B. 200 pm bzw. 2,0 Å. Sowohl Pikometer als auch Ångström werden häufig für die Angabe von Atom- und Molekülgrößen verwendet.

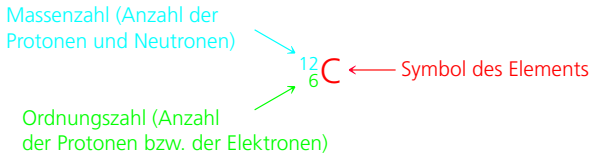
Ordnungszahlen, Massenzahlen und Isotope

Wodurch unterscheidet sich ein Atom eines Elements von einem Atom eines anderen Elements? Wodurch unterscheidet sich z. B. ein Kohlenstoffatom von einem Sauerstoffatom? Der bedeutende Unterschied dieser Atome liegt in ihrer subatomaren Zusammensetzung: Die Atome jedes Elements haben eine charakteristische Anzahl Protonen. Die Anzahl der Protonen im Kern eines Atoms eines bestimmten Elements wird als **Ordnungszahl** dieses Elements bezeichnet. Weil ein Atom insgesamt keine Ladung hat, muss die Anzahl Elektronen der Anzahl Protonen entsprechen. Alle Kohlenstoffatome haben z. B. sechs Protonen und sechs Elekt-

* Im SI-System wird für die Atommasseneinheit die Abkürzung u benutzt.

ronen, während alle Sauerstoffatome acht Protonen und acht Elektronen haben. Kohlenstoff hat also die Ordnungszahl 6, während Sauerstoff die Ordnungszahl 8 hat. Die Ordnungszahlen der Elemente sind zusammen mit ihren Namen und Symbolen im vorderen Einband des Buches aufgeführt.

Atome desselben Elements können eine unterschiedliche Anzahl Neutronen haben und sich deshalb auch hinsichtlich ihrer Masse unterscheiden. So haben z. B. die meisten Kohlenstoffatome 6 Neutronen, es gibt jedoch auch Kohlenstoffatome mit mehr oder weniger Neutronen. Das Symbol $^{12}_{6}C$ (sprich „Kohlenstoff zwölf", Kohlenstoff-12) steht für das Kohlenstoffatom mit sechs Protonen und sechs Neutronen. Die Ordnungszahl wird im unteren Index angegeben, die obere Zahl, die als **Massenzahl** bezeichnet wird, gibt dagegen die Gesamtzahl der Protonen und Neutronen (= Nucleonenzahl) des Atoms an:



Weil alle Atome eines bestimmten Elements die gleiche Ordnungszahl haben, wird diese oft weggelassen. Das Symbol für Kohlenstoff-12 kann also einfach als ^{12}C geschrieben werden. Als weiteres Beispiel für diese Schreibweise seien Atome mit sechs Protonen und acht Neutronen genannt. Diese Atome haben eine Massenzahl von 14, das Symbol $^{14}_{6}C$ oder ^{14}C und werden Kohlenstoff-14 genannt.

Atome mit gleicher Ordnungszahl, aber unterschiedlicher Massenzahl (d. h. mit der gleichen Anzahl Protonen, aber einer unterschiedlichen Anzahl Neutronen) werden **Isotope** eines Elements genannt. In ► Tabelle 2.2 sind einige Kohlenstoffisotope aufgelistet. Wir werden die Schreibweise mit oberem Index im Allgemeinen nur verwenden, wenn wir uns auf ein bestimmtes Isotop eines Elements beziehen.

Symbol *	Anzahl der Protonen	Anzahl der Elektronen	Anzahl der Neutronen
^{11}C	6	6	5
^{12}C	6	6	6
^{13}C	6	6	7
^{14}C	6	6	8

* Fast 99 % des natürlich vorkommenden Kohlenstoffs bestehen aus ^{12}C.

Tabelle 2.2: Einige Isotope des Elements Kohlenstoff.

2.4 Atommasse

Atome sind kleine Materieeinheiten, haben also eine bestimmte Masse. In diesem Abschnitt betrachten wir die für Atome verwendete Massenskala und führen das Konzept der *Atommasse* ein.

Die Atommassenskala

Obwohl Wissenschaftler des neunzehnten Jahrhunderts noch nichts über subatomare Teilchen wussten, war ihnen doch bekannt, dass Atome verschiedener Elemente verschiedene Massen haben. Sie haben z. B. festgestellt, dass 100,0 g Wasser 11,1 g Wasserstoff und 88,9 g Sauerstoff enthalten. Das bedeutet, dass

Übungsbeispiel 2.1: (Lösung CWS)
Bestimmung der Anzahl der subatomaren Teile eines Atoms

Wie viele Protonen, Neutronen und Elektronen hat **(a)** ein Atom ^{197}Au; **(b)** ein Atom Strontium-90?

A 1 Wie viele Protonen, Neutronen und Elektronen hat **(a)** ein Atom ^{138}Ba; **(b)** ein Atom Phosphor-31?

Übungsbeispiel 2.2: (Lösung CWS)
Atomsymbole

Magnesium hat drei Isotope mit den Massenzahlen 24, 25 und 26. **(a)** Geben Sie die vollständigen chemischen Symbole (mit oberem und unterem Index) dieser Isotope an. **(b)** Wie viele Neutronen haben die Atome dieser Isotope jeweils?

A 2 Gib die Symbolschreibweise eines Atoms, das aus 82 Protonen, 82 Elektronen und 126 Neutronen besteht, an!

NÄHER HINGESCHAUT

Das Massenspektrometer

Massenspektrometer (► Abbildung 2.12) bieten die direkteste und genaueste Möglichkeit, Atom- und Molekularmassen zu bestimmen. Am Punkt A wird eine gasförmige Probe in die Apparatur eingeleitet und am Punkt B mit einem Strahl hochenergetischer Elektronen beschossen. Durch Kollisionen zwischen den Elektronen und den Atomen oder Molekülen des Gases entstehen positiv geladene Teilchen, von denen die meisten eine Ladung von 1+ haben. Diese Teilchen werden in Richtung eines negativ geladenen Netzgitters beschleunigt (C). Nachdem sie das Gitter passiert haben, treffen die Teilchen auf zwei Spalten, die nur einen schmalen Strahl aus Teilchen passieren lassen. Dieser Strahl wird anschließend durch ein Magnetfeld geleitet, in dem die Teilchen abgelenkt werden, so wie bewegte Elektronen von einem magnetischen Feld abgelenkt werden (► Abbildung 2.4). Bei Teilchen mit derselben Ladung hängt das Ausmaß der Ablenkung von der Masse ab – je massereicher das Teilchen ist, desto weniger wird es abgelenkt. Die Teilchen werden nach ihrer Masse getrennt. Das magnetische Feld und die Beschleunigungsspannung am negativ geladenen Gitter können so verändert werden, dass jeweils Teilchen unterschiedlicher Masse auf den Empfänger des Instruments treffen.

Die gegen die Atommasse der Teilchen aufgetragene Intensität des Empfängersignals wird *Massenspektrum* genannt. Das in ► Abbildung 2.13 dargestellte Massenspektrum von Chloratomen offenbart die Präsenz zweier Isotope. Aus dem Massenspektrum lassen sich sowohl die Massen der am Empfänger auftreffenden geladenen Teilchen als auch ihre relativen Häufigkeiten bestimmen. Die Häufigkeiten ergeben sich dabei aus den Signalintensitäten. Mit Hilfe der Atommassen und der Häufigkeiten der Isotope können wir das Atomgewicht eines Elements berechnen.

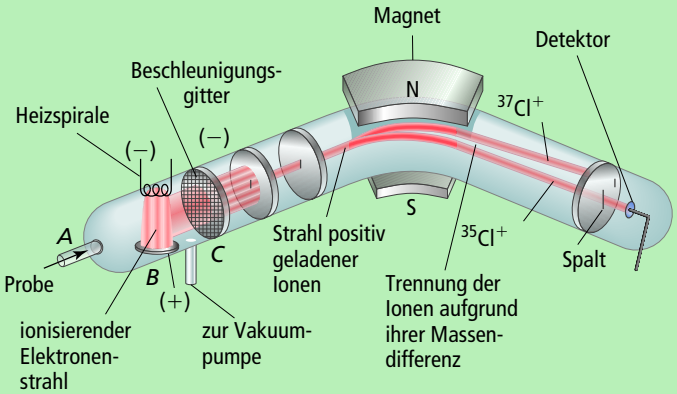


Abbildung 2.12: Ein Massenspektrometer. Auf der linken Seite des Spektrometers werden Cl-Atome eingeleitet und ionisiert. Die dabei entstehenden Cl^+-Ionen werden anschließend durch ein magnetisches Feld geleitet. Beim Durchqueren des magnetischen Felds divergieren die Wege der beiden Cl-Isotope. In der Zeichnung ist das Spektrometer auf den Nachweis von $^{35}Cl^+$-Ionen abgestimmt. Die schwereren $^{37}Cl^+$-Ionen werden nicht ausreichend abgelenkt, um den Empfänger zu erreichen.

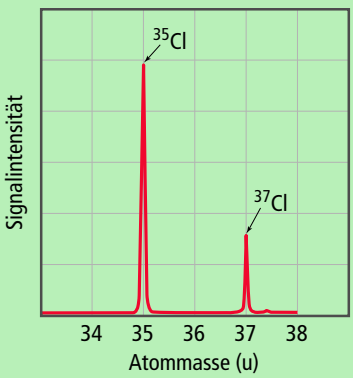


Abbildung 2.13: Massenspektrum von atomarem Chlor. Die prozentualen Häufigkeiten der ^{35}Cl und ^{37}Cl-Isotope von Chlor lassen sich in den relativen Signalintensitäten der Strahlen ablesen, die den Empfänger des Massenspektrometers erreichen.

Massenspektrometer werden heute umfangreich eingesetzt, um die Zusammensetzungen chemischer Verbindungen aufzuklären und Stoffgemische zu analysieren. Jedes Molekül, das Elektronen verliert, zerfällt und bildet eine Reihe positiv geladener Fragmente. Im Massenspektrometer werden die Massen dieser Fragmente bestimmt. Anhand des so entstehenden chemischen „Fingerabdrucks" des Moleküls lassen sich Rückschlüsse darüber ziehen, wie die Atome im Ursprungsmolekül verbunden waren. Chemikern ist es also mit Hilfe dieser Technik möglich, die Molekülstruktur einer neu synthetisierten Verbindung zu bestimmen.

Wasser auf die Masse bezogen 88,9/11,1 = 8-mal mehr Sauerstoff als Wasserstoff enthält. Als Wissenschaftler herausfanden, dass Wasser pro Sauerstoffatom zwei Wasserstoffatome enthält, konnten sie daraus ableiten, dass ein Sauerstoffatom eine $2 \times 8 = 16$-mal größere Masse haben musste als ein Wasserstoffatom. Wasserstoff, dem leichtesten Atom, wurde willkürlich eine relative Masse von 1 (ohne Einheit) zugeordnet und die Atommassen der anderen Elemente wurden relativ zu dieser Masse bestimmt. Sauerstoff wurde also eine Atommasse von 16 zugeordnet.

Heute sind wir in der Lage, die Massen einzelner Atome mit hoher Genauigkeit zu bestimmen. Wir wissen z. B., dass das ^{1}H Atom eine Masse von $1{,}6735 \times 10^{-24}$ g und das ^{16}O-Atom eine Masse von $2{,}6560 \times 10^{-23}$ g hat. Wie wir in Abschnitt 2.3 festgestellt haben, ist es praktisch, bei der Angabe solch kleiner Massen die Atommasseneinheit *u* zu verwenden:

$1\ u = 1{,}66054 \times 10^{-24}\ g$ $\quad$ $1\ g = 6{,}02214 \times 10^{23}\ u$

Die Atommasseneinheit wird heute dadurch definiert, dass man dem Kohlenstoffisotop ^{12}C eine Masse von exakt 12 u zuordnet. In dieser Einheit hat das ^{1}H Atom eine Masse von 1,0078 u und das ^{16}O Atom eine Masse von 15,9994 u.

Durchschnittliche Atommassen

Die meisten Elemente kommen in der Natur als Gemische verschiedener Isotope vor. Wir können mit Hilfe der Massen der verschiedenen Isotope und ihrer relativen Häufigkeiten die *durchschnittliche Atommasse* eines Elements bestimmen. Natürlich vorkommender Kohlenstoff besteht z. B. aus 98,93 % ^{12}C und 1,07 % ^{13}C. Die Massen dieser Isotope sind 12 u (exakt) und 13,00335 u. Wir berechnen die mittlere Atommasse von Kohlenstoff aus den Anteilen und Massen der beiden Isotope:

$$(0{,}9893)(12\ u) + (0{,}0107)(13{,}00335\ u) = 12{,}01\ u$$

Die mittlere Atommasse eines Elements (ausgedrückt in Atommasseneinheiten) wird auch als **Atomgewicht** bezeichnet. Die Atommassen der Elemente sind im Periodensystem der Elemente angegeben.

Übungsbeispiel 2.3: (Lösung CWS)
Berechnen Sie die Atommasse des Elements aus der Häufigkeit der Isotope

Natürlich vorkommendes Chlor besteht aus 75,78 % ^{35}Cl mit einer Atommasse von 34,969 u und aus 24,22 % ^{37}Cl mit einer Atommasse von 36,966 u. Berechnen Sie die durchschnittliche Masse (d. h. die Atommasse) von Chlor.

A 3 In der Natur kommen drei verschiedene Siliziumisotope vor: ^{28}Si (92,23 %) mit einer Atommasse von 27,97693 u; ^{29}Si (4,68 %) mit einer Atommasse von 28,97649 u und ^{30}Si (3,09 %) mit einer Atommasse von 29,97377 u. Berechnen Sie die Atommasse von Silizium.

2.5 Das Periodensystem der Elemente (PSE)

Daltons Atomtheorie leitete während des frühen 19. Jahrhunderts eine Phase zunehmend experimentell orientierter chemischer Forschung ein. Diese mündete 1869 in die Entwicklung des Periodensystems der Elemente.

Einige Elemente weisen untereinander sehr starke Ähnlichkeiten auf. Wenn die Elemente in der Reihenfolge ihrer Ordnungszahlen angeordnet werden, zeigen ihre chemischen und physikalischen Eigenschaften ein sich wiederholendes bzw. periodisches Muster. Die weichen, reaktiven Metalle Lithium, Natrium und Kalium folgen jeweils, wie in ► Abbildung 2.14 zu sehen ist, unmittelbar einem der reaktionsträgen Gase Helium, Neon und Argon.

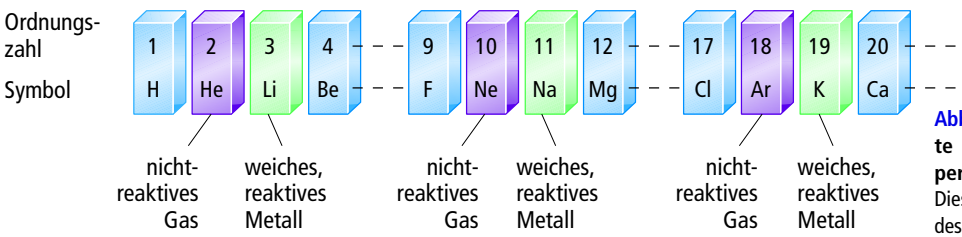
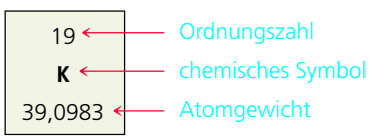


Abbildung 2.14: Die Anordnung der Elemente nach ihrer Ordnungszahl enthüllt eine periodische Abfolge ihrer Eigenschaften. Diese periodische Abfolge bildet die Grundlage des Periodensystems.

Die Anordnung der Elemente in der Reihenfolge ihrer Ordnungszahlen und mit untereinander stehenden Elementen ähnlicher Eigenschaften ist als **Periodensystem** der Elemente (PSE) bekannt. Das Periodensystem der Elemente ist in ► Abbildung 2.15 sowie im vorderen Einband des Buches abgebildet. Für jedes Element im Periodensystem sind die Ordnungszahl und das chemische Symbol angegeben. Häufig wird wie im folgenden Eintrag für Kalium auch das Atomgewicht angegeben:



Metalle
Halbmetalle (Metalloide)
Nichtmetalle

	1A 1	2A 2	3B 3	4B 4	5B 5	6B 6	7B 7	8B 8	8B 9	8B 10	1B 11	2B 12	3A 13	4A 14	5A 15	6A 16	7A 17	8A 18
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112	113	114	115	116		

Lanthanoide	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
Actinoide	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Abbildung 2.15: Periodensystem der Elemente. Es werden verschiedene Farben verwendet, um die Einteilung der Elemente in Metalle, Halbmetalle und Nichtmetalle zu verdeutlichen.

Die waagerechten Zeilen des Periodensystems werden **Perioden** genannt. Die erste Periode besteht aus nur zwei Elementen, Wasserstoff (H) und Helium (He). Die zweite und dritte Periode, die jeweils mit Lithium (Li) und Natrium (Na) beginnen, bestehen aus je 8 Elementen. Die vierte und fünfte Periode enthalten 18 Elemente. Die sechste Periode hat 32 Elemente. Aus Platzgründen werden 14 dieser Elemente (mit den Ordnungszahlen 57–70) jedoch unterhalb des eigentlichen Periodensystems dargestellt. Die siebte und letzte Periode ist unvollständig, hat jedoch auch 14 Elemente, die in einer Zeile unterhalb des Periodensystems dargestellt sind.

Die senkrechten Spalten des Periodensystems werden **Gruppen** genannt. Die Art und Weise, wie diese Gruppen bezeichnet werden, ist etwas willkürlich. Es gibt drei verschiedene häufig verwendete Bezeichnungssysteme. Zwei dieser Systeme sind in der ► Abbildung 2.15 aufgeführt. Die oberen Bezeichnungen, die die Buchstaben A und B enthalten, werden häufig in Nordamerika verwendet. Die IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry*) hat dagegen vorgeschlagen, die Gruppen von 1 bis 18 ohne die Bezeichnungen A und B zu nummerieren. Dieses System entspricht dem unteren Bezeichnungssystem in

Gruppe	Name	Elemente
1A	Alkalimetalle	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
2A	Erdalkalimetalle	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
6A	Chalkogene	O, S, Se, Te, Po
7A	Halogene	F, Cl, Br, I, At
8A	Edelgase	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

Tabelle 2.3: Namen einiger Gruppen des Periodensystems der Elemente.

der ► Abbildung 2.15. Wir werden in diesem Buch jedoch die traditionellen nordamerikanischen Bezeichnungen mit arabischen Ziffern verwenden.

Elemente, die zur selben Gruppe gehören, zeigen oft Ähnlichkeiten bezüglich ihrer physikalischen und chemischen Eigenschaften.

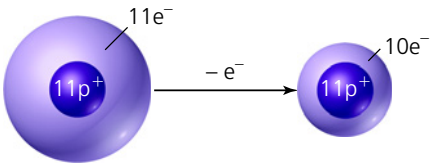
Mit Ausnahme von Wasserstoff sind alle Elemente auf der linken Seite und in der Mitte des Periodensystems **metallische Elemente** bzw. **Metalle**. Die Mehrzahl der Elemente sind metallisch und teilen viele charakteristische Eigenschaften wie den metallischen Glanz und eine hohe Wärme- und elektrische Leitfähigkeit. Alle Metalle mit Ausnahme von Quecksilber (Hg) sind bei Zimmertemperatur Festkörper. Die Metalle sind, wie in ► Abbildung 2.15 gezeigt, von den **nichtmetallischen Elementen** bzw. den **Nichtmetallen** durch eine diagonale, treppenförmige Linie getrennt, die von Bor bis Astat verläuft. Wasserstoff ist, obwohl er auf der linken Seite des Periodensystems steht, ein Nichtmetall. Bei Zimmertemperatur sind einige Nichtmetalle gasförmig, einige fest und ein Nichtmetall flüssig. Nichtmetalle unterscheiden sich im Allgemeinen durch ihr Erscheinungsbild (► Abbildung 2.16) und andere physikalische Eigenschaften von den Metallen. Viele Elemente, die sich wie z. B. Antimon (Sb) entlang der Trennlinie zwischen Metallen und Nichtmetallen befinden, haben Eigenschaften, die nicht eindeutig den von Metallen oder Nichtmetallen zugeordnet werden können. Diese Elemente werden häufig als **Halbmetalle** bezeichnet.

Abbildung 2.16: Einige bekannte Metalle und Nichtmetalle. Die abgebildeten Nichtmetalle (von links unten) sind Schwefel (gelbes Pulver), Iod (dunkle, glänzende Kristalle), Brom (rötlichbraune Flüssigkeit und Dampf in Glasampulle) sowie drei Proben Kohlenstoff (schwarzes Holzkohlepulver, Diamanten und Graphit aus einer Bleistiftmine). Die abgebildeten Gegenstände aus Metall sind eine Aluminiumzange, ein Kupferrohr, Bleikugeln, Silbermünzen und einige Goldklumpen.

2.6 Ionen und ionische Verbindungen

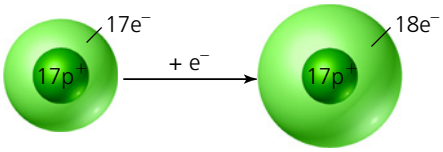
Der Kern eines Atoms wird von chemischen Reaktionen nicht beeinflusst, Atome können jedoch relativ einfach Elektronen aufnehmen oder abgeben. Wenn ein neutrales Atom ein Elektron aufnimmt oder abgibt, entsteht ein geladenes Teilchen, das **Ion** genannt wird. Ein Ion mit positiver Ladung wird **Kation** und ein negatives Ion **Anion** genannt.

Um zu verstehen, wie Ionen gebildet werden, betrachten Sie das Natriumatom, das 11 Protonen und 11 Elektronen hat. Dieses Atom gibt leicht ein Elektron ab. Das sich ergebende Kation hat 11 Protonen und 10 Elektronen, also eine Nettoladung von 1+.



Na-Atom $\qquad$ Na^+-Ion

Die Nettoladung eines Ions wird durch eine hochgestellte Zahl mit nachfolgendem Vorzeichen der Ladung dargestellt. Chlor, das 17 Protonen und 17 Elektronen hat, kann z. B. in chemischen Reaktionen ein Elektron aufnehmen und so das folgende Cl^--Ion bilden:



Cl-Atom $\qquad$ Cl^--Ion

Im Allgemeinen neigen Metallatome dazu, durch Abgabe von Elektronen Kationen zu bilden, während Nichtmetallatome dazu neigen, durch Aufnahme von Elektronen Anionen zu bilden.

Übungsbeispiel 2.4: (Lösung CWS)
Chemische Symbole von Ionen

Geben Sie für die folgenden Ionen die chemischen Symbole (einschließlich der Massenzahl) an:

(a) Das Ion mit 22 Protonen, 26 Neutronen und 19 Elektronen.

(b) Das Ion des Elements Schwefel, das 16 Neutronen und 18 Elektronen hat.

Neben einfachen Ionen (Atomionen) wie z. B. Na^+ und Cl^- gibt es mehratomige Ionen (Molekülionen) wie NO_3^- (Nitrat) und SO_4^{2-} (Sulfat).

Es ist zu betonen, dass die chemischen Eigenschaften von Ionen sich deutlich von den chemischen Eigenschaften der Atome, von denen sie abgeleitet werden, unterscheiden.

Vorhersage von Ionenladungen

Viele Atome nehmen so viele Elektronen auf oder geben so viele Elektronen ab, dass sie als Ion die gleiche Anzahl Elektronen haben wie das Edelgas, das ihnen im Periodensystem am nächsten steht. Die Edelgase sind chemisch sehr reaktionsträge und gehen sehr wenige Verbindungen ein. Wir könnten schlussfolgern, dass sich dieses Verhalten aus einer sehr stabilen Elektronenanordnung ergibt. Im PSE nachstehende Elemente können diese stabile Konfiguration erreichen, indem sie Elektronen aufnehmen oder abgeben. Wenn ein Atom Natrium z. B. ein Elektron abgibt, hat es dieselbe Anzahl Elektronen wie ein neutrales Atom Neon (Ordnungszahl 10). Chlor kann ein Elektron aufnehmen und hat damit 18 Elektronen. Dies entspricht der Anzahl der Elektronen von Argon (Ordnungszahl 18).

Das Periodensystem ist sehr hilfreich, um sich Ionenladungen abzuleiten. Dies gilt insbesondere für die Elemente der beiden äußeren Seiten des Periodensystems. Wie in ▶ Abbildung 2.17 zu sehen ist, hängen die Ladungen dieser Ionen auf einfache Weise mit ihren Positionen im Periodensystem zusammen. Auf der linken Seite des Periodensystems bilden die Elemente der Gruppe 1A (die Alkalimetalle) z. B. einfach negativ geladene Ionen (1+-Ionen) und die Elemente der Gruppe 2A (die Erdalkalimetalle) 2+-Ionen. Auf der anderen Seite des Periodensystems bilden die Elemente der Gruppe 7A (die Halogene) 1−-Ionen und die Elemente der Gruppe 6A 2−-Ionen. Wie wir später feststellen werden, folgen viele der anderen Gruppen nicht solch einfachen Regeln.

Übungsbeispiel 2.5: (Lösung CWS)
Vorhersage von Ionenladungen

Welche Ladungen würden Sie für die stabilsten Ionen von Barium und Sauerstoff erwarten?

A 4 Welche Ladungen würden Sie für die stabilsten Ionen von Aluminium und Fluor erwarten?

Chemie und Leben: Lebensnotwendige Elemente

Strategien in der Chemie: Erkennen von Mustern

1A	2A										3A	4A	5A	6A	7A	8A
H^+																
Li^+													N^{3-}	O^{2-}	F^-	EDELGASE
Na^+	Mg^{2+}	Übergangsmetalle									Al^{3+}			S^{2-}	Cl^-	
K^+	Ca^{2+}													Se^{2-}	Br^-	
Rb^+	Sr^{2+}													Te^{2-}	I^-	
Cs^+	Ba^{2+}															

Abbildung 2.17: Ladungen einiger Ionen. Beachten Sie, dass die treppenförmige Linie, die die Metalle von den Nichtmetallen trennt, auch Kationen von Anionen trennt.

Übungsbeispiel 2.6: (Lösung CWS)
Empirische Formeln und Molekülformeln

Bestimmen Sie die empirischen Formeln der folgenden Moleküle:

(a) Glucose, eine Substanz, die auch als Blutzucker oder Dextrose bekannt ist und die Molekülformel $C_6H_{12}O_6$ hat.

(b) Distickstoffmonoxid, eine Substanz, die als Anästhetikum dient, häufig Lachgas genannt wird und die Molekülformel N_2O hat.

A 5 Geben Sie die empirische Formel der Substanz Diboran an, deren Molekülformel B_2H_6 ist.

Molekülformeln und empirische Formeln (Verhältnisformeln)

Chemische Formeln, aus denen die Anzahl und die Art der Atome in einem Molekül ersichtlich sind, werden **Molekülformeln** genannt. Chemische Formeln, aus denen lediglich die relative Anzahl der verschiedenen Atome bzw. Atomionen zueinander ersichtlich ist, werden **empirische Formeln** (Verhältnisformeln) genannt. Die Indizes in einer empirischen Formel stellen immer die kleinsten ganzzahligen Werte dar, mit denen die Verhältnisse der einzelnen Atomionen zueinander ausgedrückt werden können. Die Molekülformel von Wasserstoffperoxid ist z. B. H_2O_2, während die empirische Formel der Verbindung HO lautet.

Die Molekülformel von Ethen lautet C_2H_4 und die empirische Formel CH_2. Bei vielen Substanzen stimmen Molekülformel und empirische Formel überein, so wie es z. B. bei Wasser, H_2O, der Fall ist.

Molekülformeln enthalten mehr Informationen über ein Molekül als empirische Formeln. Wenn uns die Molekülformel einer Verbindung bekannt ist, können wir daraus die empirische Formel ableiten. Umgekehrt ist dies nicht möglich. Wenn wir die empirische Formel einer Substanz kennen, können wir mit Hilfe weiterer Experimente zusätzliche Informationen gewinnen, mit Hilfe derer wir die Molekülformel aus der empirischen Formel ableiten können. Außerdem gibt es Substanzen, die wie die häufigsten Formen elementaren Kohlenstoffs nicht als isolierte Moleküle auftreten. Für diese Substanzen müssen uns empirische Formeln genügen. Daher werden alle gängigen Modifikationen elementaren Kohlenstoffs durch das chemische Symbol des Elements C dargestellt.

Ionische Verbindungen

Mit der Elektronenübertragung von einem Atom auf ein anderes ist in der Regel die Bildung von Ionen verbunden. Wie in ► Abbildung 2.18 zu sehen ist, findet bei der Reaktion von elementarem Natrium mit Chlor ein Elektronentransfer vom Natriumatom auf ein Chloratom statt. Dabei werden ein Na^+-Ion und ein Cl^--Ion gebildet. Die eletrostatische Anziehung der Ionen wirkt nach allen Richtungen, so dass sich aus den entgegengesetzt geladenen Ionen ein Ionengitter aufbaut. Das Natriumchlorid (Kochsalz) ist ein Beispiel für eine aus Ionen bestehende Verbindung.

Ob eine Verbindung ionisch oder molekular aufgebaut ist, können wir oft an ihrer Zusammensetzung erkennen. Ionische Verbindungen (wie z. B. NaCl) sind im Allgemeinen Kombinationen von Metall- und Nichtmetallionen. Dagegen sind molekulare Verbindungen (wie z. B. H_2O) in der Regel aus Molekülen aufgebaut, die aus Nichtmetallatomen bestehen.

Die Ionen in ionischen Verbindungen sind in dreidimensionalen Strukturen angeordnet. Die Anordnung der Na^+ und Cl^--Ionen im Natriumchlorid ist in ► Abbildung 2.18 gezeigt.

MERKE !

Eine Ionenverbindung ist ein Stoff, der aus Ionen aufgebaut ist. Eine Ionenbindung ist die elektrostatische Anziehungskraft, die zwischen den entgegengesetzt geladenen Ionen wirksam ist.

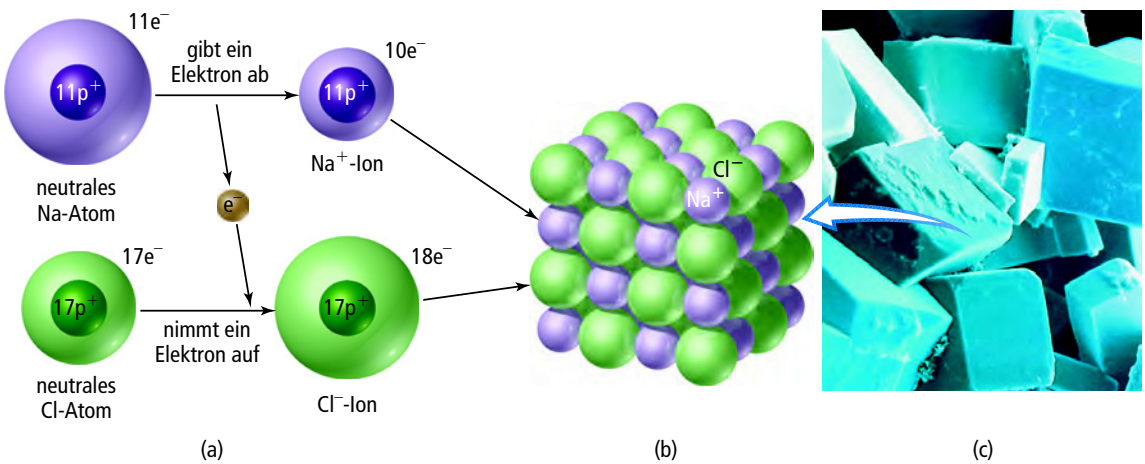


Abbildung 2.18: Die Bildung einer ionischen Verbindung. (a) Durch die Übertragung eines Elektrons von einem neutralen Na-Atom auf ein neutrales Cl-Atom werden ein Na^+-Ion und ein Cl^--Ion gebildet. (b) Anordnung der Ionen in festem Natriumchlorid (NaCl). (c) Natriumchloridkristalle.

Übungsbeispiel 2.7: (Lösung CWS)
Unterscheidung zwischen ionischen und molekularen Verbindungen

Welche der folgenden Verbindungen sollten ionisch aufgebaut sein: N_2O, Na_2O, $CaCl_2$, SF_4?

A 6 Welche der folgenden Verbindungen sind molekular aufgebaut: CBr_4, FeS, P_4O_6, PbF_2?

Übungsbeispiel 2.8: (Lösung CWS)
Die Verwendung von Ionenladungen zur Bestimmung von empirischen Formeln ionischer Verbindungen

Wie lauten die empirischen Formeln der Verbindungen, die aus **(a)** Al^{3+}- und Cl^--Ionen, **(b)** Al^{3+}- und O^{2-}-Ionen, **(c)** Mg^{2+}- und NO_3^--Ionen gebildet werden?

A 7 Wie lauten die empirischen Formeln der aus den folgenden Ionen gebildeten Verbindungen: **(a)** Na^+ und PO_4^{3-}, **(b)** Zn^{2+} und SO_4^{2-}, **(c)** Fe^{3+} und CO_3^{2-}?

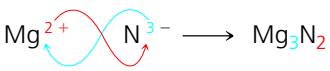
MERKE !

Ionische Verbindungen bestehen zumeist aus Metall- und Nichtmetallionen, molekulare Verbindungen dagegen nur aus Nichtmetallatomen.

Das Verhältnis der Na^+ zu den Cl^--Ionen im Gitter wird in einer sogenannten Verhältnisformel über die Indices angegeben. Der Index 1 wird vereinbarungsgemäß weggelassen. Im NaCl-Kristallgitter ist ein Na^+-Ion von sechs Cl^--Ionen umgeben und umgekehrt. Das Kationen-/Anionenverhältnis ist also 1 : 1. Man kann also nicht von einem einzelnen NaCl-Teilchen sprechen!

Wir können die empirische Formel einer ionischen Verbindung einfach aufstellen, wenn uns die Ladungen der Ionen, aus denen die Verbindung besteht, bekannt sind. Chemische Verbindungen sind immer elektrisch neutral. Die Ionen in einer ionischen Verbindung liegen immer in solchen Zahlenverhältnissen vor, dass die gesamte positive Ladung der gesamten negativen Ladung entspricht. Es kommt z. B. ein Na^+ auf ein Cl^- (Verhältnisformel: NaCl) und ein Ba^{2+} auf zwei Cl^- (Verhältnisformel: $BaCl_2$).

Wenn Sie diese beiden und weitere Beispiele betrachten, werden Sie feststellen, dass bei gleichen Ladungen von Kation und Anion der Index beider Ionen gleich 1 ist. Wenn die Ladungen nicht gleich groß sind, entspricht die Ladung eines Ions (ohne Vorzeichen) dem Index des anderen Ions („Überkreuz-Regel"). So ist z. B. die aus Mg (das Mg^{2+}-Ionen bildet) und N (das N^{3-}-Ionen bildet) gebildete Verbindung Mg_3N_2.

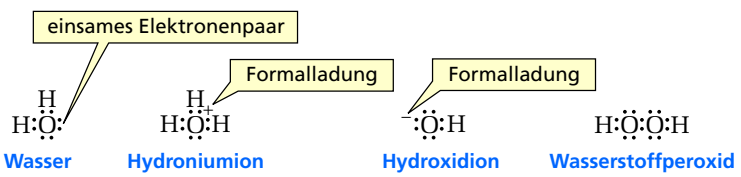


2.7 Molekular aufgebaute Verbindungen und ihre Darstellung in Formeln

Nach dem Lewis-Modell erfolgt der Zusammenhalt zwischen den Atomen eines Moleküls durch ein oder mehrere gemeinsame Elektronenpaare. Der vorliegende Bindungstyp wird als Elektronenpaarbindung (= Atombindung, kovalente Bindung) bezeichnet.

Lewis-Formeln (Elektronenformeln)

Die chemischen Symbolschreibweisen, bei denen Valenzelektronen durch Punkte repräsentiert werden, werden **Lewis-Formeln** genannt. Lewis-Formeln sind nützlich, weil sie uns zeigen, welche Atome miteinander verknüpft sind, und uns sagen, ob Atome *freie Elektronenpaare* oder eine *Formalladung* tragen. Bei dem Hydroniumion und dem Hydroxidion sind die Ladung des Molekülions identisch mit der Formalladung des Sauerstoffs. Die Lewis-Formeln von H_2O, H_3O^+, OH^- und H_2O_2 sind im Folgenden wiedergegeben:



Beachten Sie, dass Atome in Lewis-Formeln stets linear oder rechtwinklig angeordnet sind und wir daraus nichts über die tatsächlichen Bindungswinkel in einem Molekül erfahren.

Teilchen, die aus mehreren Atomen aufgebaut und elektrisch geladen sind bezeichnet man als *Molekülionen*.

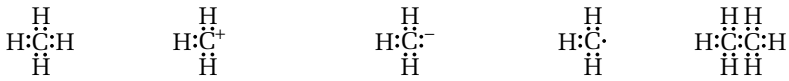
Ein Stickstoffatom besitzt fünf Valenzelektronen. Vergewissern Sie sich, dass den Stickstoffatomen in den folgenden Lewis-Formeln die korrekte Formalladung zugewiesen wurde:

MERKE !

Bei Lewis-Formeln werden die Valenzelektronen als Punkte dargestellt. Ein Elektronenpaar kann auch durch einen Strich dargestellt werden. Die Striche für die bindenden Elektronenpaare werden als Valenzstriche bezeichnet. Die nichtbindenden Elektronenpaare werden als freie Eelektronenpaare gekennzeichnet.

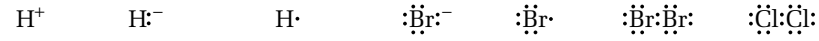
Ammoniak | Ammoniumion | Amidanion | Hydrazin

Kohlenstoff besitzt vier Valenzelektronen. Nehmen Sie sich einen Moment Zeit, um sich klarzumachen, warum die Kohlenstoffatome in den folgenden Lewis-Formeln die angegebene Formalladung aufweisen:



Methan | Methylkation ein Carbokation | Methylanion ein Carbanion | Methylradikal | Ethan

Ein Molekülion, das ein positiv geladenes Kohlenstoffatom enthält, wird **Carbokation** genannt, eine molekulare Spezies mit einem negativ geladenen Kohlenstoffatom **Carbanion**. Der Begriff Carbokation wird synonym für Carbeniumion verwendet. Eine molekulare oder atomare Spezies mit einem ungepaarten Elektron wird als **Radikal** bezeichnet. Wasserstoff besitzt ein Valenzelektron, und alle Halogene (F, Cl, Br, I, At) besitzen sieben Valenzelektronen.



Proton | Hydrid-ion | Wasserstoff-radikal | Bromid-ion | Brom-radikal | Brom-molekül | Chlor-molekül

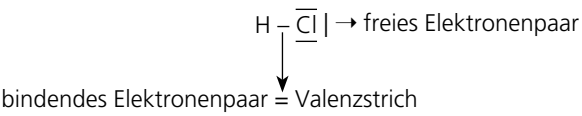
Zeichnung von Lewis-Strukturen

A 8 Zeichnen Sie die Lewis-Formeln folgender Verbindungen/Teilchen:
(a) NO_3^- **(b)** NO_2^+ **(c)** $^-C_2H_5$ **(d)** $^+C_2H_5$
(e) $CH_3NH_3^+$ **(f)** NaOH **(g)** HCO_3^- **(h)** H_2CO

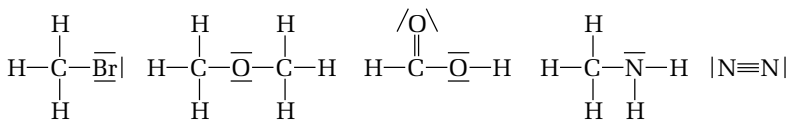
A 9
(a) Zeichnen Sie zwei Lewis-Formeln für C_2H_6O.
(b) Zeichnen Sie drei Lewis-Formeln für C_3H_8O.
Hinweis: Die beiden gesuchten Lewis-Formelbilder in Teil (a) repräsentieren zwei **Konstitutionsisomere** – Verbindungen, die die gleichen Atome in gleichen Mengenverhältnissen enthalten, sich aber in dem Verknüpfungsmuster der Atome unterscheiden. Die drei Lewis-Formeln in Teil (b) der Übung stellen ebenfalls eine Gruppe von Konstitutionsisomeren dar.

Valenzstrichformeln

Bei den **Valenzstrichformeln** wird ein gemeinsames (= bindendes) Elektronenpaar durch einen Strich (= Valenzstrich) zwischen den verbundenen Atomen dargestellt. Das freie Elektronenpaar wird als Strich über oder neben dem Elementsymbol gezeichnet.



Beispiele für die Darstellung von Stoffen in der Valenzstrichformelschreibweise:



Lässt man die freien Elektronenpaare in der Darstellung weg, so bezeichnet man die Symbolschreibweise als Kekulé-Formel (deutscher Chemiker des 19. Jahrhunderts).

MERKE !

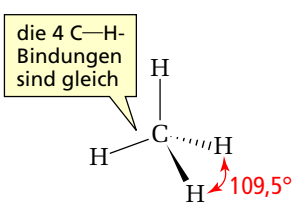
Bei Valenzstrichformeln werden auch alle freien Elektronenpaare als Striche eingezeichnet.

MERKE !

Bei Kekulé-Strukturen werden bindende Elektronenpaare als Striche gezeichnet und freie Elektronenpaare meist weggelassen.

Perspektivische Formeln

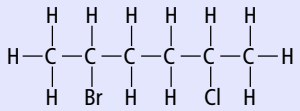
Bei der **perspektivischen Formel** werden konventionsgemäß Bindungen, die in der Papierebene liegen, als einfache, gerade Linien wiedergegeben; Bindungen, die aus der Papierebene auf den Betrachter zu herausragen, werden als ausgemalte Keile dargestellt; Bindungen, die aus der Papierebene nach hinten (vom Betrachter weg) hinausragen, werden schließlich als gestrichelte Keile (manchmal auch nur als gestrichelte Linien) dargestellt.



perspektivische Formel des Methans

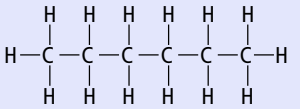
Kekulé-Strukturen **Kondensierte Strukturformeln**

An ein Kohlenstoffatom (C) gebundene Atome werden rechts von diesem geschrieben. Atome, die keine Wasserstoffatome (H) sind, können vom Kohlenstoffatom „abstehend" dargestellt werden.



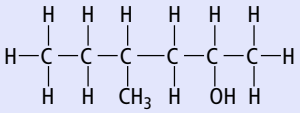
$CH_3CHBrCH_2CH_2CHClCH_3$ oder $CH_3\underset{\underset{Br}{|}}{C}HCH_2CH_2\underset{\underset{Cl}{|}}{C}HCH_3$

Sich wiederholende CH_2-Gruppen können in Klammern angegeben werden.



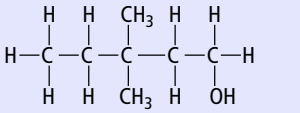
$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_3$ oder $CH_3(CH_2)_4CH_3$

An ein Kohlenstoffatom (C) gebundene Gruppen können (in Klammern) rechts des betreffenden C-Atoms geschrieben werden oder vom Kohlenstoffatom „abstehend" dargestellt werden.



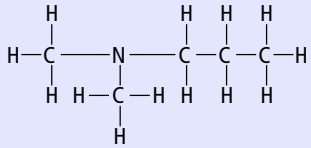
$CH_3CH_2CH(CH_3)CH_2CH(OH)CH_3$ oder $CH_3CH_2\underset{\underset{CH_3}{|}}{C}HCH_2\underset{\underset{OH}{|}}{C}HCH_3$

Gruppen an dem am weitesten rechts stehenden Kohlenstoffatom werden nicht in Klammern gesetzt.

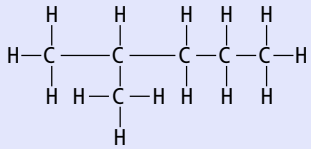


$CH_3CH_2C(CH_3)_2CH_2CH_2OH$ oder $CH_3CH_2\overset{\overset{CH_3}{|}}{\underset{\underset{CH_3}{|}}{C}}CH_2CH_2OH$

Zwei oder mehr identische Gruppen, die an das „erste" Atom auf der linken Seite gebunden sind, können in Klammern, links von dem Atom, oder von dem Atom „abstehend" dargestellt werden.



$(CH_3)_2NCH_2CH_2CH_3$ oder $CH_3\underset{\underset{CH_3}{|}}{N}CH_2CH_2CH_3$



$(CH_3)_2CHCH_2CH_2CH_3$ oder $CH_3\underset{\underset{CH_3}{|}}{C}HCH_2CH_2CH_3$

Ein doppelt an ein Kohlenstoffatom gebundenes Sauerstoffatom kann von diesem „abstehend" oder auf dessen rechte Seite gezeichnet werden.

$CH_3CH_2\overset{\overset{O}{\|}}{C}CH_3$ oder $CH_3CH_2COCH_3$ oder $CH_3CH_2C(=O)CH_3$

$CH_3CH_2CH_2\overset{\overset{O}{\|}}{C}H$ oder $CH_3CH_2CH_2CHO$ oder $CH_3CH_2CH_2CH=O$

$CH_3CH_2\overset{\overset{O}{\|}}{C}OH$ oder $CH_3CH_2CO_2H$ oder CH_3CH_2COOH

$CH_3CH_2\overset{\overset{O}{\|}}{C}OCH_3$ oder $CH_3CH_2CO_2CH_3$ oder $CH_3CH_2COOCH_3$

Tabelle 2.4: Kekulé-Strukturen und kondensierte Strukturformeln.

Kondensierte Strukturformeln

Häufig werden Molekülstrukturen durch Weglassung der Darstellung einiger oder aller kovalenter Bindungen vereinfacht. Die Atome, die an ein bestimmtes Kohlenstoffatom (oder Sauerstoff- oder Stickstoff- etc.) gebunden sind, werden unmittelbar neben dieses geschrieben und die Zahl der betreffenden Atome durch ein Subskript angegeben. Diese Art der formelmäßigen Darstellung chemischer Verbindungen wird als **kondensierte Strukturformel** bezeichnet. Vergleichen Sie die vorausgegangenen Strukturformeln mit den folgenden:

CH_3Br CH_3OCH_3 HCO_2H CH_3NH_2 N_2

Sie finden weitere Beispiele für kondensierte Strukturformeln sowie die Konventionen, die ihrer Bildung zugrunde liegen, in der ► Tabelle 2.4 zusammengefasst. Beachten Sie, dass jedes C-Atom in den in ► Tabelle 2.4 aufgeführten Formelbildern vier, jedes N-Atom drei, jedes O-Atom zwei, und jedes H-Atom eine Bindung aufweist, da keines der dargestellten Moleküle eine Ladung besitzt.

BIOGRAPHIE

Friedrich August Kekulé von Stradonitz (1829–1896).
Deutscher Chemiker des 19. Jahrhunderts.

Gerüstformeln (Skelettformeln)

In der organischen Chemie verwendet man oft auch **Gerüstformeln** (**Skelettformeln**), bei denen das Kohlenstoffgerüst bzw. -skelett der Verbindung durch Striche dargestellt wird, wobei an den Enden und Knicken jeweils ein C-Atom sitzt. H-Atome werden weggelassen, funktionelle Gruppen eingezeichnet.

MERKE !

Definition: eine kovalente Bindung, ist eine Bindung, die durch ein gemeinsames Elektronenpaar gebildet wird.

2.8 Moleküle und molekulare Verbindungen

Das Atom ist die kleinste mögliche Einheit eines Elements. In der Natur kommen jedoch normalerweise nur die Edelgase als einzelne Atome vor. Materie besteht überwiegend aus Molekülen oder Ionen. Ein **Molekül** ist ein Teilchen aus mindestens zwei Atomen, die miteinander verbunden sind.

MERKE !

Ein Molekül ist ein Teilchen aus mindestens zwei Atomen (meist Nichtmetallen), die miteinander verbunden sind.

Moleküle und Molekülformeln

Viele Elemente kommen in der Natur in molekularer Form vor, d. h. dass zwei oder mehr Atome des gleichen Typs ein Teilchen bilden. Der in der Luft vorhandene Sauerstoff besteht z. B. aus Molekülen, die zwei Sauerstoffatome enthalten. Wir drücken diese molekulare Form von Sauerstoff durch die **chemische Formel** O_2 aus (sprich „O zwei"). Der Index des Sauerstoffatoms verrät uns, dass in jedem Molekül zwei Sauerstoffatome vorhanden sind. Ein Molekül, das aus zwei Atomen besteht, wird **biatomares Molekül** genannt. Sauerstoff existiert noch in einer weiteren Molekülform, die als *Ozon* bekannt ist. Ozonmoleküle bestehen aus drei Sauerstoffatomen und haben die chemische Formel O_3. Obwohl sowohl „normaler" Sauerstoff (O_2) als auch Ozon nur aus Sauerstoffatomen bestehen, haben sie doch sehr unterschiedliche chemische und physikalische Eigenschaften. O_2 ist geruchlos, während O_3 einen scharfen, stechenden Geruch hat.

Die Elemente Wasserstoff, Sauerstoff, Stickstoff und die Halogene kommen normalerweise als zweiatomige Moleküle vor. Ihre Positionen im Periodensystem sind in ► Abbildung 2.19 dargestellt. Wenn wir über die Substanz Wasserstoff sprechen, ist damit H_2 gemeint, außer wenn explizit etwas anderes angegeben ist. Genauso meinen wir, wenn wir von Sauerstoff, Stickstoff oder einem der Halogene sprechen, die Moleküle O_2, N_2, F_2, Cl_2, Br_2 oder I_2. Die Eigenschaften von Sauerstoff und Wasserstoff, die in Tabelle 1.3 aufgeführt sind, sind also die von O_2 und H_2. Andere, weniger häufige Formen dieser Elemente haben völlig andere Eigenschaften.

MERKE !

Die Elemente Wasserstoff, Stickstoff Sauerstoff und die Halogene kommen normalerweise als zweiatomige Moleküle vor.

Abbildung 2.19: Zweiatomige Moleküle. Sieben Elemente liegen bei Zimmertemperatur als zweiatomige Moleküle vor.

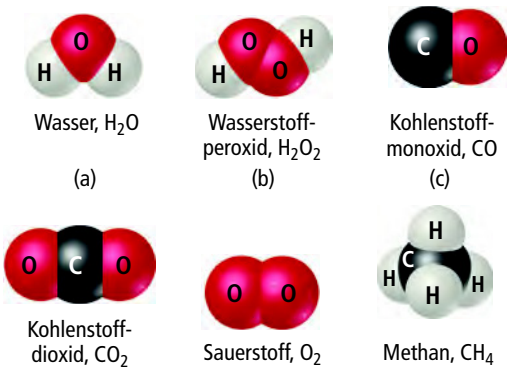


Abbildung 2.20: Molekülmodelle einiger einfacher Moleküle. Beachten Sie, wie die chemischen Formeln dieser Substanzen ihren Zusammensetzungen entsprechen.

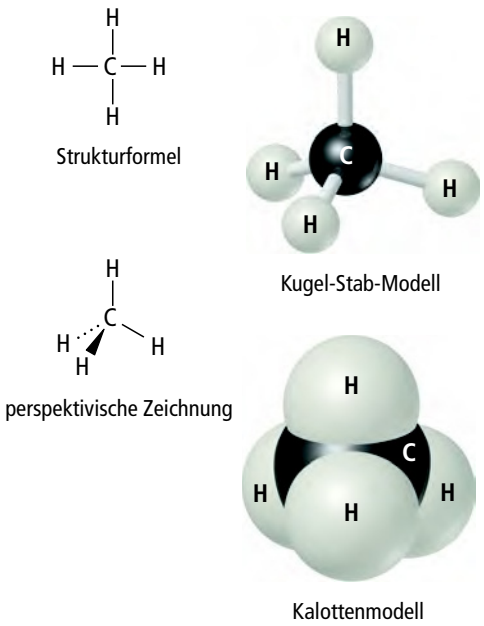


Abbildung 2.21: Verschiedene Darstellungen des Moleküls Methan. Mit Hilfe von Strukturformeln, perspektivischen Zeichnungen, Kugel-Stab-Modellen und Kalottenmodellen können wir uns eine Vorstellung davon machen, wie Atome in Molekülen miteinander verbunden sind. In perspektivischen Zeichnungen stehen einfache Linien für Bindungen in der Papierebene, fettgedruckte Keile für Bindungen, die aus der Papierebene herausragen, und gestrichelte Linien für Bindungen hinter der Papierebene.

Verbindungen, die aus Molekülen bestehen, werden **molekulare Verbindungen** genannt. Ein Molekül Wasser besteht z. B. aus zwei Wasserstoffatomen und einem Sauerstoffatom. Es wird daher durch die chemische Formel H_2O repräsentiert. Eine weitere Verbindung, die aus denselben Elementen (mit unterschiedlichen Anteilen) besteht, ist Wasserstoffperoxid H_2O_2. Die Eigenschaften von Wasserstoffperoxid unterscheiden sich wesentlich von denen des Wassers.

In ► Abbildung 2.20 sind verschiedene häufig vorkommende Moleküle aufgelistet. Beachten Sie, dass die Zusammensetzung einer Verbindung durch ihre chemische Formel definiert wird. Achten Sie ebenfalls darauf, dass die hier aufgeführten Substanzen nur aus nichtmetallischen Elementen bestehen. *Die meisten molekularen Substanzen, denen wir begegnen werden, bestehen nur aus Nichtmetallen.*

Die graphische Darstellung von Strukturen

Die Molekülformel einer Substanz gibt die Zusammensetzung der Substanz an. Sie zeigt jedoch nicht, wie die Atome im Molekül angeordnet sind. Anhand der **Strukturformel** einer Substanz lässt sich erkennen, wie die Atome innerhalb des Moleküls verbunden sind.

Eine Strukturformel gibt normalerweise nicht die wirkliche Gestalt des Moleküls, also die Winkel, unter denen die Atome verbunden sind, wieder. Eine Strukturformel kann jedoch als perspektivische Zeichnung dargestellt werden und so einen Eindruck der dreidimensionalen Form des Moleküls vermitteln (wie z. B. in ► Abbildung 2.21).

Wissenschaftler nutzen zudem verschiedene Modelle, um Moleküle bildhaft darzustellen. In *Kugel-Stab-Modellen* werden Atome als Kugeln und Bindungen als Stäbe dargestellt. Dieses Modell hat den Vorteil, dass die Winkel zwischen den Atomen im Molekül korrekt dargestellt werden (► Abbildung 2.21). Atome können dabei durch Kugeln repräsentiert werden, die entweder alle gleich groß sind oder den relativen Größen der Atome entsprechen. Manchmal werden die chemischen Symbole der Elemente über die Kugeln geschrieben, oft werden die Atome jedoch einfach durch die Farbe der Kugeln voneinander unterschieden.

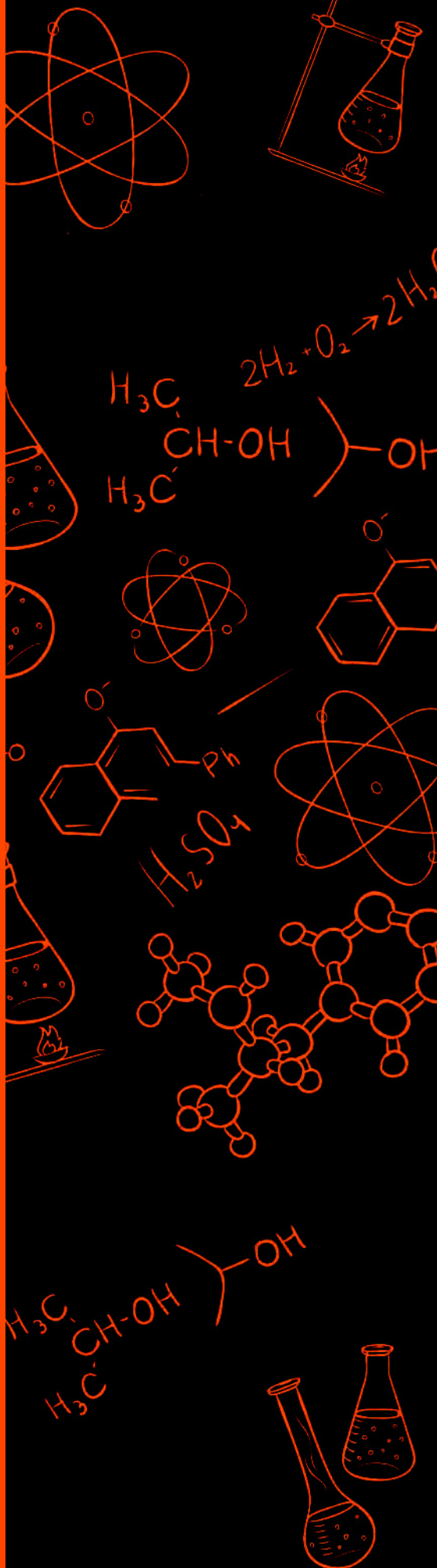
In einem *Kalottenmodell* wird dargestellt, wie das Molekül aussehen würde, wenn man die Atome maßstabsgetreu vergrößern würde. Diese Modelle zeigen die relative Größe der Atome zueinander an. Die Winkel zwischen Atomen sind jedoch oft schwieriger zu erkennen als in Kugel-Stab-Modellen. Wie in Kugel-Stab-Modellen werden die Atome durch ihre Farbe unterschieden, können jedoch auch mit den Symbolen der Elemente bezeichnet sein.

CWS COMPANION WEBSITE Namen anorganischer Verbindungen

Kapitel 3

Stöchiometrie: Das Rechnen mit chemischen Formeln und Gleichungen

- ✔ Chemische Gleichungen
- ✔ Häufig vorkommende chemische Reaktionsmuster
- ✔ Formelmasse
- ✔ Die Avogadrokonstante und das Mol
- ✔ Bestimmung der empirischen Formel aus Analysen
- ✔ Quantitative Informationen aus Reaktionsgleichungen



BIOGRAPHIE

Antoine Lavoisier (1734 –1794). Lavoisier hat viele wichtige Studien zu Verbrennungsreaktionen durchgeführt. Unglücklicherweise wurde seine Laufbahn von der Französischen Revolution beendet. Lavoisier war Mitglied des französischen Adels und Steuereintreiber und wurde 1794 in den letzten Monaten der Herrschaft des Terrors auf der Guillotine hingerichtet. Heute wird er angesichts seiner sorgfältig durchgeführten Experimente und quantitativen Messungen als einer der Begründer der modernen Chemie angesehen.

Das Gebiet der Chemie, das sich mit den Mengen der eingesetzten und gebildeten Stoffe chemischer Reaktionen beschäftigt, wird **Stöchiometrie** genannt. Der Name stammt von den griechischen Wörtern *stoicheion* („Element") und *metron* („messen"). Die Stöchiometrie ist ein wichtiges Werkzeug der Chemie. Mit ihrer Hilfe können wir z. B. die Konzentration von Ozon in der Atmosphäre und die potenzielle Ausbeute einer Goldmine berechnen oder verschiedene Reaktionswege zur Umwandlung von Kohle in gasförmige Treibstoffe miteinander vergleichen.

Die Stöchiometrie basiert auf dem Konzept von Atommassen (siehe Abschnitt 2.4), chemischen Formeln und dem Gesetz der Erhaltung der Masse. Der französische Adlige und Wissenschaftler Antoine Lavoisier hat dieses wichtige chemische Gesetz am Ende des 18. Jahrhunderts entdeckt. In einer 1789 erschienenen Veröffentlichung Lavoisiers findet sich eine eloquente Formulierung dieses Gesetzes: „Es kann als unbestreitbare Tatsache festgehalten werden, dass in künstlichen und natürlichen Vorgängen nichts erschaffen wird. Vor wie nach dem Experiment liegt dieselbe Materie vor. Dieses Prinzip begründet die gesamte Kunst chemischer Experimente." Mit der Entwicklung der Atomtheorie Daltons wurde die Grundlage dieses Gesetzes für Chemiker verständlich: *Atome werden in chemischen Reaktionen weder erschaffen noch zerstört.* In den in einer Reaktion stattfindenden Umwandlungen werden die Atome lediglich neu angeordnet. Vor wie nach der Reaktion sind die gleichen Atome vorhanden.

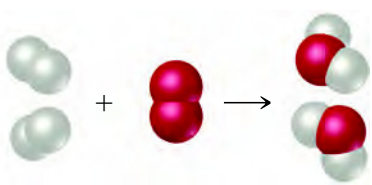
3.1 Chemische Gleichungen

Chemische Reaktionen können durch **chemische Gleichungen** präzise beschrieben werden. Wenn Wasserstoff (H_2) verbrennt, reagiert er z. B. mit dem Sauerstoff (O_2) der Luft und bildet Wasser (H_2O). Wir können für diese Reaktion die folgende chemische Gleichung aufstellen:

$$2\ H_2 + O_2 \longrightarrow 2\ H_2O \qquad (3.1)$$

Dabei steht das Zeichen + für „und" und der Pfeil für „reagieren zu". Die chemischen Formeln auf der linken Seite des Pfeils symbolisieren die Ausgangssubstanzen, die **Reaktanten** (Edukte) genannt werden. Die chemischen Formeln auf der rechten Seite des Pfeils symbolisieren die Substanzen, die bei der Reaktion entstehen, die **Produkte** genannt werden. Die Zahlen, die vor diesen Formeln stehen, werden *Koeffizienten* genannt. Wie in algebraischen Gleichungen wird dabei die Zahl 1 normalerweise nicht angegeben. Die Koeffizienten geben die relative Anzahl der an der Reaktion beteiligten Moleküle bzw. Formeleinheiten an.

Weil Atome während einer Reaktion weder erschaffen noch zerstört werden, muss die Anzahl der einzelnen Atome auf der linken und der rechten Seite der Gleichung gleich sein. Wenn diese Bedingung erfüllt ist, ist die Gleichung *ausgeglichen*.



Ausgleichen von Gleichungen

Beim Ausgleichen von Gleichungen ist es wichtig, zwischen einem Koeffizienten vor einer chemischen Formel und den Indizes der Formel zu unterscheiden (► Abbildung 3.1). Beachten Sie, dass sich durch eine Änderung der Indizes der Formel – z. B. von H_2O zu H_2O_2 – die Identität der Chemikalie verändert. Die Substanz H_2O_2, Wasserstoffperoxid, unterscheidet sich wesentlich von der Substanz H_2O, Wasser.

A 1 Gleichen Sie die folgenden Reaktionsgleichungen aus, indem Sie die fehlenden Koeffizienten ermitteln:

(a) $__Fe(s) + __O_2(g) \longrightarrow __Fe_2O_3(s)$

(b) $__C_2H_4(g) + __O_2(g) \longrightarrow __CO_2(g) + __H_2O(g)$

(c) $__Al(s) + __HCl(aq) \longrightarrow __AlCl_3(aq) + __H_2(g)$

Chemisches Symbol	Bedeutung		Atomanzahl
H_2O	Ein Wassermolekül:		Zwei H-Atome und ein O-Atom
$2\ H_2O$	Zwei Wassermoleküle:		Vier H-Atome und zwei O-Atome
H_2O_2	Ein Wasserstoffperoxidmolekül:		Zwei H-Atome und zwei O-Atome

Abbildung 3.1: Unterschied zwischen dem Index einer chemischen Formel und dem vor der chemischen Formel stehenden Koeffizienten. Beachten Sie, dass das Hinzufügen des Koeffizienten 2 vor eine Formel (Zeile 2) andere Auswirkungen auf die Atomanzahl hat als das Hinzufügen des Indexes 2 zur Formel (Zeile 3). Man erhält die Anzahl der Atome eines Elements, indem man den Koeffizienten mit dem jeweiligen Index des Elements multipliziert.

Angabe der Aggregatzustände von Reaktanten und Produkten

Zur Angabe der physikalischen Zustände der Reaktanten und Produkte werden den Formeln in Reaktionsgleichungen oft zusätzliche Informationen hinzugefügt. Dabei werden die Symbole (*g*), (*l*), (*s*) und (*aq*) für Gase, Flüssigkeiten, Festkörper und wässrige Lösungen verwendet. Die Verbrennung von Methan kann also folgendermaßen geschrieben werden:

$$CH_4(g) + 2\,O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2\,H_2O(g) \qquad (3.2)$$

Manchmal werden auch die Bedingungen (wie Temperatur oder Druck), unter denen eine Reaktion stattfindet, oberhalb oder unterhalb des Reaktionspfeils angegeben. Das Symbol Δ (der große griechische Buchstabe Delta) wird häufig verwendet, um die Reaktionswärme anzugeben.

MERKE !

Beim Ausgleichen einer Gleichung dürfen niemals die Indizes der chemischen Formeln verändert werden, sondern nur die Koeffizienten.

MERKE !

Man beginnt beim Ausgleichen mit den Elementen, die auf beiden Seiten der Gleichung in den wenigsten Formeln vorkommen.

3.2 Häufig vorkommende chemische Reaktionsmuster

Bildungs- und Zerfallsreaktionen

In ► Tabelle 3.1 sind zwei Reaktionsarten zusammengefasst: Bildungs- und Zerfallsreaktionen. In **Bildungsreaktionen** (Synthesen) reagieren mindestens zwei Substanzen zu einem Produkt. Es gibt viele Beispiele solcher Reaktionen, wobei insbesondere Reaktionen zu nennen sind, in denen aus zwei Elementen eine Verbindung entsteht. Das Metall Magnesium verbrennt z. B. mit blendend heller Flamme an der Luft zu Magnesiumoxid (► Abbildung 3.2):

$$2\,Mg(s) + O_2(g) \longrightarrow 2\,MgO(s) \qquad (3.3)$$

Diese Reaktion wird verwendet, um helle Flammen für Leuchtsignale zu erzeugen.

In einer **Zerfallsreaktion** bildet eine Substanz mindestens zwei andere Substanzen. Viele Verbindungen unterliegen beim Erhitzen Zerfallsreaktionen. Viele Metallcarbonate zerfallen unter Hitzeeinfluss zu Metalloxiden und Kohlendioxid:

$$CaCO_3(s) \longrightarrow CaO(s) + CO_2(g) \qquad (3.4)$$

Der Zerfall von $CaCO_3$ ist ein wichtiger industrieller Vorgang. In diesem Prozess werden Kalkstein und Muschelschalen, also $CaCO_3$, verwendet, aus denen durch Erhitzen CaO gewonnen wird, eine Substanz, die als Branntkalk bekannt ist. In den USA werden jährlich ca. 2×10^{10}g (20 Mill. Tonnen) CaO verbraucht, ein Großteil davon für die Glasherstellung, die Gewinnung von Eisen aus Eisenerz und die Herstellung von Mörtel zur Verarbeitung von Ziegelsteinen.

Reaktionen mit Sauerstoff (Video)

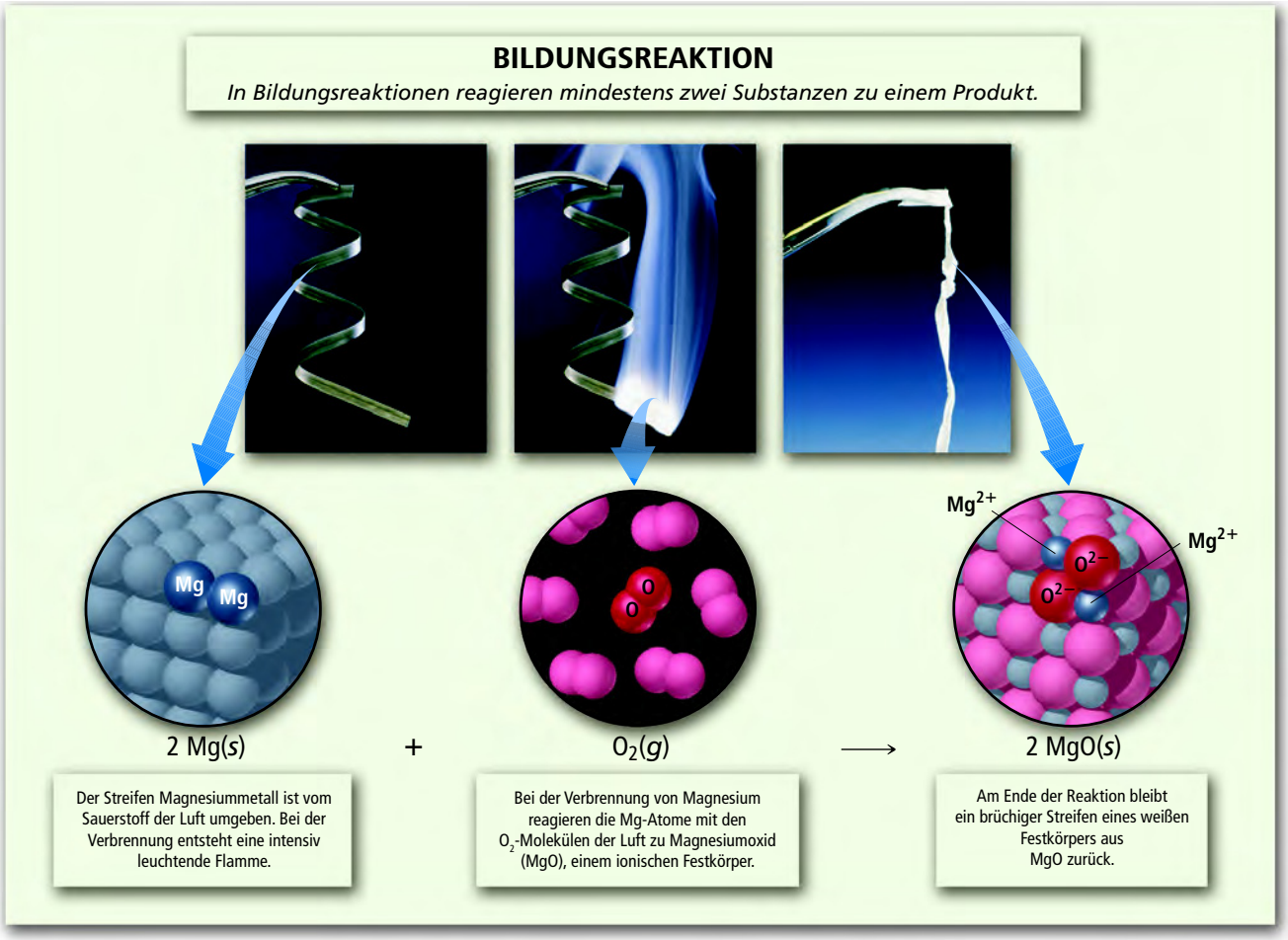


Abbildung 3.2: **Verbrennung von Magnesium an Luft.**

Abbildung 3.3: **Airbag eines Autos.** Der Zerfall von Natriumazid, $NaN_3(s)$, wird zum Aufblasen von Airbags verwendet. NaN_3 zerfällt nach der Zündung schnell unter Bildung von gasförmigem Stickstoff, $N_2(g)$, der den Airbag füllt.

Bildungsreaktionen (Synthesen)	
$A + B \longrightarrow C$	Zwei Reaktanten werden zu einem einzigen Produkt kombiniert. Viele Verbindungen werden auf diese Weise aus ihren Elementen gebildet.
$C(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$	
$N_2(g) + 3\,H_2(g) \longrightarrow 2\,NH_3(g)$	
$CaO(s) + H_2O(l) \longrightarrow Ca(OH)_2(s)$	
Zerfallsreaktionen	
$C \longrightarrow A + B$	Ein einzelner Reaktant zerfällt in mindestens zwei Substanzen. Viele Verbindungen reagieren auf diese Weise, wenn sie erhitzt werden.
$2\,KClO_3(s) \longrightarrow 2\,KCl(s) + 3\,O_2(g)$	
$PbCO_3(s) \longrightarrow PbO(s) + CO_2(g)$	
$Cu(OH)_2(s) \longrightarrow CuO(s) + H_2O(l)$	

Tabelle 3.1: **Bildungs- und Zerfallsreaktionen.**

Der Zerfall von Natriumazid (NaN_3) führt zur schnellen Freisetzung von $N_2(g)$. Diese Reaktion wird z. B. zum Auslösen von Airbags in Autos eingesetzt (► Abbildung 3.3):

$$2\,NaN_3(s) \longrightarrow 2\,Na(s) + 3\,N_2(g) \qquad (3.5)$$

Das System ist so konstruiert, dass bei einem Stoß eine Zündkapsel entzündet wird. Dies wiederum hat den explosionsartigen Zerfall von NaN_3 zur Folge. Aus einer kleinen Menge NaN_3 (ungefähr 100 g) entsteht dabei eine große Menge Gas (ungefähr 50 l).

Verbrennung an Luft

Verbrennungsreaktionen sind schnell ablaufende Reaktionen, bei denen in der Regel eine Flamme entsteht. Die Mehrzahl der Verbrennungsreaktionen, die wir beobachten, laufen mit O_2 aus der Luft ab. ► Gleichung 3.2 ist ein Beispiel für eine allgemeine Reaktionsklasse, in der Kohlenwasserstoffe (Verbindungen, die wie CH_4 oder C_2H_4 nur Kohlenstoff und Wasserstoff enthalten) verbrannt werden.

Wenn Kohlenwasserstoffe an der Luft verbrannt werden, reagieren sie mit O_2 zu CO_2 und H_2O*. Die Anzahl der für die Reaktion benötigten O_2-Moleküle und die Anzahl der in der Reaktion gebildeten CO_2- und H_2O-Moleküle hängen von der Zusammensetzung des Kohlenwasserstoffs ab, der als Treibstoff der Reaktion dient. Die Verbrennung von Propan (C_3H_8), einem Gas, das zum Kochen und Heizen verwendet wird, kann z. B. durch die folgende Gleichung beschrieben werden:

$$C_3H_8(g) + 5\,O_2(g) \longrightarrow 3\,CO_2(g) + 4\,H_2O(g) \qquad (3.6)$$

Der Aggregatzustand des Wassers, $H_2O(g)$ oder $H_2O(l)$, hängt von den Bedingungen ab, unter denen die Reaktion stattfindet. Bei hohen Temperaturen und Normaldruck bildet sich gasförmiges Wasser $H_2O(g)$. Die bei der Verbrennung von Propan entstehende Flamme ist in ► Abbildung 3.4 gezeigt.

Bei der Verbrennung von Kohlenwasserstoffderivaten, wie z. B. CH_3OH, werden ebenfalls CO_2 und H_2O gebildet. Durch die einfache Regel, dass Kohlenwasserstoffe und verwandte Sauerstoffderivate von Kohlenwasserstoffen bei der Verbrennung an Luft CO_2 und H_2O bilden, wird das Verhalten von ungefähr 3 Millionen Verbindungen zusammengefasst. Viele Substanzen, die unser Körper als Energiequelle nutzt (wie z. B. Glucose ($C_6H_{12}O_6$)), unterliegen in unserem Körper ähnlichen Reaktionen mit O_2, in denen CO_2 und H_2O gebildet werden. Im Körper finden diese Reaktionen jedoch schrittweise statt und laufen bei Körpertemperatur ab (aerobe Dissimilation, Zellatmung).

* Bei einem Mangel an O_2 wird neben CO_2 auch Kohlenmonoxid (CO) gebildet. Eine solche Reaktion wird *unvollständige* Verbrennung genannt. Wenn die vorhandene Menge O_2 sehr gering ist, entstehen kleine Kohlenstoffteilchen, die wir als Ruß kennen. Bei einer *vollständigen* Verbrennung entstehen nur CO_2 und H_2O. Wenn nichts anderes angegeben ist, bezeichnen wir mit dem Wort *Verbrennung* immer eine *vollständige Verbrennung*.

Übungsbeispiel 3.1: (Lösung CWS)
Aufstellen von ausgeglichenen Reaktionsgleichungen bei Bildungs- und Zerfallsreaktionen

Schreiben Sie die ausgeglichenen Gleichungen der folgenden Reaktionen auf: **(a)** Die Bildungsreaktion zwischen dem Metall Lithium und Fluorgas. **(b)** Die Zerfallsreaktion von festem Bariumcarbonat unter Hitzeeinfluss. Dabei werden zwei Produkte gebildet: ein Festkörper und ein Gas.

A 2 Geben Sie die ausgeglichenen chemischen Gleichungen der folgenden Reaktionen an:
(a) Festes Quecksilber(II)sulfid zerfällt beim Erhitzen in seine elementaren Bestandteile.
(b) Die Oberfläche eines Metallstücks aus Aluminium geht eine Reaktion mit Luftsauerstoff ein.

Übungsbeispiel 3.2: (Lösung CWS)
Aufstellen von ausgeglichenen Reaktionsgleichungen bei Verbrennungsreaktionen

Geben Sie die ausgeglichene Reaktionsgleichung der Verbrennung von Methanol $CH_3OH(l)$ an Luft an.

A 3 Geben Sie die ausgeglichene Reaktionsgleichung der Verbrennung von Ethanol, $C_2H_5OH(l)$, an Luft an.

Abbildung 3.4: An Luft verbrennendes Propan. Das flüssige Propan, C_3H_8, verdampft und vermischt sich beim Austreten aus der Düse mit Luft. Bei der Verbrennungsreaktion von C_3H_8 und O_2 entsteht eine blaue Flamme.

MERKE !

Kohlenwasserstoffe und deren Sauerstoffderivate verbrennen an der Luft zu CO_2 und H_2O.

3.3 Formelmasse

Formel- und Molekülmasse

Übungsbeispiel 3.3: (Lösung CWS)
Berechnung von Formelgewichten

Berechnen Sie die Formelmasse von
(a) Saccharose, $C_{12}H_{22}O_{11}$ (Rohrzucker) und
(b) Calciumnitrat, $Ca(NO_3)_2$.

A 4 Berechnen Sie die Formelmasse von **(a)** $Al(OH)_3$ und **(b)** CH_3OH.

Die **Formelmasse** einer Substanz ergibt sich aus der Summe der Atommassen der in der chemischen Formel enthaltenen Atome. Aus den in einem Periodensystem enthaltenen Atommassen können wir z. B. entnehmen, dass die Formelmasse von Schwefelsäure (H_2SO_4) gleich 98,1 u ist*:

$$\begin{aligned}\text{FM von } H_2SO_4 &= 2(\text{AM von H}) + (\text{AM von S}) + 4(\text{AM von O})\\ &= 2(1{,}0\text{ u}) + 32{,}1\text{ u} + 4(16{,}0\text{ u})\\ &= 98{,}1\text{ u}\end{aligned}$$

Zur Vereinfachung haben wir bei der Berechnung alle Atommassen auf die erste Nachkommastelle gerundet. Wir werden Atommassen in den meisten behandelten Aufgaben auf diese Weise runden.

Wenn die chemische Formel nur aus dem chemischen Symbol eines Elements besteht (wie z. B. Na), entspricht die Formelmasse der Atommasse des Elements. Wenn es sich um eine chemische Formel eines Moleküls handelt, wird die Formelmasse auch **Molekülmasse** genannt. Die Molekülmasse von Glucose ($C_6H_{12}O_6$) ist z. B. gleich:

$$\text{MM von } C_6H_{12}O_6 = 6(12{,}0\text{ u}) + 12(1{,}0\text{ u}) + 6(16{,}0\text{ u}) = 180{,}0\text{ u}$$

Weil ionische Substanzen wie NaCl als dreidimensionaler Verbund aus Ionen vorliegen (► Abbildung 2.18), kann man nicht von Molekülen sprechen, sondern von *Formeleinheiten*, die der chemischen Formel der Substanz entsprechen. Die Formeleinheit von NaCl besteht aus einem Na^+-Ion und einem Cl^--Ion. Die Formelmasse von NaCl ist gleich der Masse einer Formeleinheit:

$$\text{FM von NaCl} = 23{,}0\text{ u} + 35{,}5\text{ u} = 58{,}5\text{ u}$$

Berechnung der prozentualen Zusammensetzung mit Hilfe von Formeln

Übungsbeispiel 3.4: (Lösung CWS)
Berechnung der prozentualen Zusammensetzung

Berechnen Sie die prozentualen Massenanteile von Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff in $C_{12}H_{22}O_{11}$.

A 5 Berechnen Sie den prozentualen Massenanteil von Stickstoff in $Ca(NO_3)_2$.

Manchmal ist es notwendig, die *prozentuale Zusammensetzung* einer Verbindung (d. h. die Massenanteile w der einzelnen Elemente einer Substanz) zu ermitteln. Um z. B. die Reinheit einer Verbindung zu überprüfen, können wir die berechnete prozentuale Zusammensetzung einer Substanz mit experimentell ermittelten Werten vergleichen. Die Berechnung der prozentualen Zusammensetzung ist recht einfach, wenn die chemische Formel der Substanz bekannt ist. Der prozentuale Anteil eines Elements ergibt sich aus dem Formelgewicht der Substanz, der Atommasse des betrachteten Elements und der Anzahl der Atome dieses Elements in der chemischen Formel:

$$w\,(\text{Element}) = \frac{(\text{Anzahl der Atome dieses Elements})(\text{Atommasse des Elements})}{\text{Formelmasse der Verbindung}} \times 100\,\% \qquad (3.7)$$

3.4 Die Avogadrokonstante und das Mol

Selbst die kleinsten Proben, mit denen wir im Labor arbeiten, bestehen aus einer ungeheuer großen Anzahl an Atomen, Ionen oder Molekülen. Ein Teelöffel Wasser (ungefähr 5 mL) enthält z. B. 2×10^{23} Wassermoleküle, eine Zahl, die unsere Vorstellungskraft übersteigt. Aus diesem Grund haben Chemiker eine Zähleinheit entwickelt, mit der solch große Zahlen einfacher beschrieben werden können.

Strategien in der Chemie: Problemlösungen

* Die Abkürzung AM steht für Atommasse, FM für Formelmasse und MM für Molekülmasse.

Wir verwenden im täglichen Leben Zähleinheiten wie z. B. das Dutzend (12 Stück), um eine größere Anzahl von Objekten zu beschreiben. In der Chemie wurde zur Beschreibung einer großen Anzahl von Atomen, Ionen oder Molekülen, wie sie in einer normalen Probe auftreten, die Einheit Mol eingeführt.* Ein Mol ist die **Stoffmenge(n)**, die so viele Teilchen (Atome, Moleküle oder beliebige andere Objekte) enthält, wie Atome in genau 12 g des reinen Kohlenstoffisotops ^{12}C vorhanden sind. Wissenschaftler haben in Experimenten ermittelt, dass diese Anzahl gleich $6{,}0221421 \times 10^{23}$ ist. Diese Anzahl bezogen auf die Stoffmenge 1 mol wird zu Ehren von Amedeo Avogadro (1776–1856), einem italienischen Wissenschaftler, **Avogadrokonstante (N_A)** genannt. Für die meisten Zwecke werden wir den Zahlenwert auf $6{,}02 \times 10^{23}$ oder $6{,}022 \times 10^{23}$ runden.

$$N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23} \cdot \frac{1}{\text{mol}}$$

Ein Mol Atome, ein Mol Moleküle oder ein Mol anderer Teilchen enthält eine Anzahl an Teilchen, die der Avogadrozahl entspricht:

$$1\,\text{mol}\ ^{12}\text{C-Atome} = 6{,}02 \times 10^{23}\ ^{12}\text{C-Atome}$$

$$1\,\text{mol}\ H_2O\text{-Moleküle} = 6{,}02 \times 10^{23}\ H_2O\text{-Moleküle}$$

$$1\,\text{mol}\ NO_3^-\text{-Ionen} = 6{,}02 \times 10^{23}\ NO_3^-\text{-Ionen}$$

Die Avogadrozahl ist so groß, dass es schwer fällt, sich eine Vorstellung von ihrer Dimension zu machen. Wenn man $6{,}02 \times 10^{23}$ Murmeln über die gesamte Erdoberfläche verteilen würde, würde sich eine Schicht von ungefähr 5 km Dicke ergeben. Wenn man $6{,}02 \times 10^{23}$ Centstücke nebeneinander legen würde, könnte man mit diesen die Erde 300 Billionen Mal (3×10^{14}) umspannen.

Übungsbeispiel 3.5: (Lösung CWS)
Umrechnen der Stoffmenge in Mol in die Anzahl der Atome

Berechnen Sie die Anzahl der H-Atome in 0,350 mol von $C_6H_{12}O_6$.

A 6 Wie viele Sauerstoffatome sind in
(a) 0,25 mol $Ca(NO_3)_2$ und
(b) 1,50 mol Natriumcarbonat enthalten?

Molare Masse

Ein Dutzend ist immer die gleiche Anzahl (nämlich 12), egal, ob es sich um ein Dutzend Eier oder ein Dutzend Elefanten handelt. Ein Dutzend Eier hat jedoch selbstverständlich eine andere Masse als ein Dutzend Elefanten. Genauso ist ein Mol immer die *gleiche Anzahl* ($6{,}02 \times 10^{23}$), Proben von einem Mol verschiedener Substanzen haben jedoch *verschiedene Massen*. Vergleichen Sie z. B. 1 mol von ^{12}C mit 1 mol von ^{24}Mg. Ein einzelnes ^{12}C-Atom hat eine Masse von 12 u, während ein einzelnes ^{24}Mg Atom die doppelte Masse, also 24 u hat. Weil ein Mol immer aus derselben Anzahl an Teilchen besteht, muss ein Mol von ^{24}Mg die doppelte Masse haben wie ein Mol von ^{12}C. Ein Mol von ^{12}C hat (per Definition) eine Masse von 12 g. Ein Mol von ^{24}Mg hat daher eine Masse von 24 g. In diesem Beispiel wird eine allgemeine Regel deutlich, die die Masse eines Atoms mit der Masse von 1 mol dieser Atome verbindet: *Die Masse eines einzelnen Atoms eines Elements (in u) entspricht zahlenmäßig der Masse (in Gramm) von 1 mol dieses Elements.* Diese Aussage ist unabhängig vom Element immer richtig:

1 Atom von ^{12}C hat eine Masse von 12 u ⟹
1 mol ^{12}C hat eine Masse von 12 g

1 Atom von Cl hat ein Atomgewicht von 35,5 u ⟹
1 mol Cl hat eine Masse von 35,5 g

1 Atom von Au hat ein Atomgewicht von 197 u ⟹
1 mol Au hat eine Masse von 197 g

Beachten Sie, dass wir bei der genauen Betrachtung eines bestimmten Isotops eines Elements die exakte Masse dieses Isotops und nicht nur die Massenzahl

Übungsbeispiel 3.6: (Lösung CWS)
Berechnung der molaren Masse

Welche Masse in Gramm hat 1,000 mol Glucose, $C_6H_{12}O_6$?

A 7 Berechnen Sie die molare Masse von $Ca(NO_3)_2$.

* Der Ausdruck *Mol* stammt vom lateinischen Wort *moles*, das so viel bedeutet wie „eine Masse". Das Wort Molekül ist die diminuitive Form des Begriffes und bedeutet „eine kleine Masse"

Substanzname	Formel	Formelmasse (u)	Molare Masse (g/mol)	Anzahl und Art der in einem Mol vorhandenen Teilchen
Atomarer Stickstoff	N	14,0	14,0	$6{,}022 \times 10^{23}$ N-Atome
Molekularer Stickstoff	N_2	28,0	28,0	$6{,}022 \times 10^{23}$ N_2-Moleküle
				$2(6{,}022 \times 10^{23})$ N-Atome
Silber	Ag	107,9	107,9	$6{,}022 \times 10^{23}$ Ag-Atome
Silberionen	Ag^+	107,9*	107,9	$6{,}022 \times 10^{23}$ Ag^+-Ionen
				$6{,}022 \times 10^{23}$ $BaCl_2$-Einheiten
Bariumchlorid	$BaCl_2$	208,2	208,2	$6{,}022 \times 10^{23}$ Ba^{2+}-Ionen
				$2(6{,}022 \times 10^{23})$ Cl^--Ionen

* Erinnern Sie sich daran, dass die Masse des Elektrons vernachlässigt werden kann und Ionen und Atome daher im Wesentlichen die gleiche Masse haben.

Tabelle 3.2: Stoffmengen.

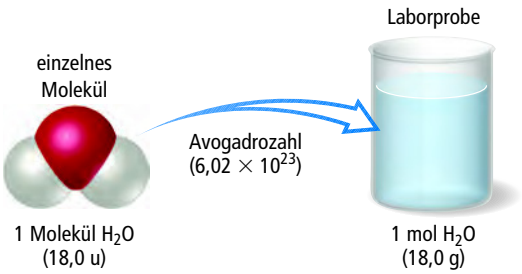


Abbildung 3.5: Vergleich der Masse von 1 Molekül H_2O und 1 mol H_2O. Beachten Sie, dass die Massen die gleichen numerischen Beträge, aufgrund ihres großen Massenunterschieds aber unterschiedliche Einheiten aufweisen (18,0 u gegenüber 18,0 g).

Abbildung 3.6: Ein Mol eines Festkörpers, einer Flüssigkeit und eines Gases. Ein Mol des Festkörpers NaCl hat eine Masse von 58,45 g. Ein Mol H_2O, der Flüssigkeit, hat eine Masse von 18,0 g und nimmt ein Volumen von 18,0 mL ein. Ein Mol des Gases O_2 hat eine Masse von 32,0 g und füllt einen Luftballon, dessen Durchmesser 35 cm beträgt.

verwenden. Ansonsten verwenden wir die durchschnittliche Atommasse des Elements.

Bei anderen Substanzklassen gilt zwischen der Formelmasse (in u) und der Masse (in Gramm) eines Mols der Substanz die gleiche Beziehung:

1 H_2O-Molekül hat eine Masse von 18,0 u ⟹ 1 mol H_2O hat eine Masse von 18,0 g

1 NO_3^--Ion hat eine Masse von 62,0 u ⟹ 1 mol NO_3^- hat eine Masse von 62,0 g

1 NaCl-Einheit hat eine Masse von 58,5 u ⟹ 1 mol NaCl hat eine Masse von 58,5 g

Aus ► Abbildung 3.5 wird die Beziehung zwischen der Masse eines einzelnen Moleküls H_2O und eines Mols H_2O ersichtlich.

Die Masse (m) in Gramm eines Mols einer Substanz (d. h. die Masse in Gramm pro Mol) wird die **molare Masse** (M) dieser Substanz genannt

$$M = \frac{m}{n}.$$

Die molare Masse (M) (in g/mol) einer Substanz ist numerisch immer gleich der Formelmasse der Substanz (in u). Die Substanz NaCl hat z. B. eine Formelmasse von 58,5 u und eine molare Masse von 58,5 g/mol. In ► Tabelle 3.2 sind weitere Beispiele zu Berechnungen mit der Einheit Mol und in ► Abbildung 3.6 je ein Mol einiger gebräuchlicher Substanzen dargestellt.

Umrechnung von Massen und Teilchenzahlen

Mit Hilfe des Konzepts der Stoffmenge steht uns eine Beziehung zwischen der Masse und der Anzahl der Teilchen zur Verfügung. Um zu verdeutlichen, wie wir die Masse in die Anzahl der Teilchen umrechnen können, lassen Sie uns berechnen, wie viele Kupferatome sich in einem antiken Kupferpfennig befinden. Ein solcher Pfennig wiegt ungefähr 3 g und wir nehmen an, dass er zu 100 % aus Kupfer besteht.

$$N\,(\text{Cu-Atome}) = (3\ \cancel{\text{g Cu}})\left(\frac{1\ \cancel{\text{mol Cu}}}{63{,}5\ \cancel{\text{g Cu}}}\right)\left(\frac{6{,}02 \times 10^{23}\ \text{Cu-Atome}}{1\ \cancel{\text{mol Cu}}}\right)$$

$$= 3 \times 10^{22}\ \text{Cu-Atome}$$

Abbildung 3.7: Vorgehensweise bei der Umrechnung der Masse und der Anzahl der Formeleinheiten einer Substanz. Die Stoffmenge einer Substanz spielt bei der Berechnung eine zentrale Rolle. Das Stoffmengenkonzept kann daher als Verknüpfung der Masse einer Substanz in Gramm mit der Anzahl der Formeleinheiten angesehen werden.

3.5 Bestimmung der empirischen Formel aus Analysen

In der empirischen Formel (Verhältnisformel) einer Substanz ist die relative Anzahl der Atome der einzelnen Elemente angegeben. Die empirische Formel H_2O gibt z. B. an, dass Wasser zwei H-Atome pro O-Atom enthält. Dieses Verhältnis ist auch auf der molaren Ebene gültig. 1 mol von H_2O enthält 2 mol H-Atome und 1 mol O-Atome. Wir können umgekehrt aus dem Molverhältnis der Elemente einer Verbindung die Indizes der empirischen Formel der Verbindung berechnen. Mit Hilfe des Konzepts der Stoffmenge ist es uns also wie in den folgenden Beispielen möglich, die empirische Formel einer chemischen Substanz zu bestimmen.

Quecksilber und Chlor reagieren zu einer Verbindung, die aus 73,9 Massen-% Quecksilber und 26,1 Massen-% Chlor besteht. Eine Probe von 100,0 g des Festkörpers würde also 73,9 g Quecksilber (Hg) und 26,1 g Chlor (Cl) enthalten. (Für die Lösung von Aufgaben dieses Typs kann eine beliebige Probengröße verwendet werden, wir werden jedoch im Allgemeinen Proben von 100,0 g verwenden, um die Berechnung der Masse aus der Prozentzahl zu vereinfachen.) Wir erhalten die molaren Massen der Elemente aus den Atommassen und können damit die Stoffmengen der beiden Elemente der Probe berechnen:

$$n(Hg) = (73{,}9\ \cancel{g\ Hg})\left(\frac{1\ mol\ Hg}{200{,}6\ \cancel{g\ Hg}}\right) = 0{,}368\ mol\ Hg$$

$$n(Cl) = (26{,}1\ \cancel{g\ Cl})\left(\frac{1\ mol\ Cl}{35{,}5\ \cancel{g\ Cl}}\right) = 0{,}735\ mol\ Cl$$

Es gilt allgemein: $$n = \frac{m}{M} = m \cdot \frac{1}{M}$$

Wenn wir die größere Zahl (0,735 mol) durch die kleinere (0,368 mol) teilen, erhalten wir ein Cl : Hg-Molverhältnis von 1,99 : 1:

$$\frac{n\ (Cl)}{n\ (Hg)} = \frac{0{,}735\ mol\ Cl}{0{,}368\ mol\ Hg} = \frac{1{,}99\ mol\ Cl}{1\ mol\ Hg}$$

Aufgrund von experimentellen Fehlern erhalten wir eventuell keine genauen ganzzahligen Werte für das Molverhältnis. Die Zahl 1,99 liegt sehr nahe bei 2, so dass wir mit großer Sicherheit davon ausgehen können, dass die empirische Formel der Verbindung $HgCl_2$ lautet. Es handelt sich um die empirische Formel, weil die Indizes die kleinsten ganzzahligen Werte sind, mit denen das Verhältnis der in der Verbindung vorhandenen Atome zueinander ausgedrückt werden kann. Die allgemeine Vorgehensweise zur Bestimmung von empirischen Formeln ist in ► Abbildung 3.8 dargestellt.

Übungsbeispiel 3.7: (Lösung CWS)
Umrechnung von Gramm in Mol

Wie viele Mol Glukose ($C_6H_{12}O_6$) sind in 5,380 g von $C_6H_{12}O_6$ enthalten?

A 8 Wie viele Mol Natriumhydrogencarbonat ($NaHCO_3$) sind in 508 g $NaHCO_3$ enthalten?

Übungsbeispiel 3.8: (Lösung CWS)
Umrechnung von Mol in Gramm

Berechnen Sie die Masse (in Gramm) von 0,433 mol Calciumnitrat.

A 9 Welche Masse in Gramm haben
(a) 6,33 mol von $NaHCO_3$ und
(b) $3{,}0 \times 10^{-5}$ mol von Schwefelsäure?

Übungsbeispiel 3.9: (Lösung CWS)
Berechnung der Anzahl der Moleküle und der Anzahl der Atome aus der Masse

(a) Wie viele Glucosemoleküle befinden sich in 5,23 g $C_6H_{12}O_6$?
(b) Wie viele Sauerstoffatome befinden sich in der Probe?

A 10
(a) Wie viele Salpetersäuremoleküle befinden sich in 4,20 g von HNO_3?
(b) Wie viele Sauerstoffatome befinden sich in der Probe?

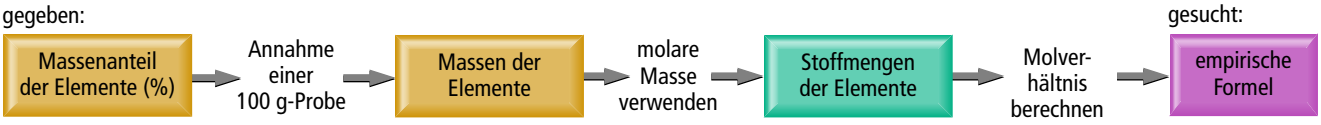


Abbildung 3.8: Vorgehensweise bei der Berechnung einer empirischen Formel aus der prozentualen Zusammensetzung. Der zentrale Bestandteil der Berechnung besteht in der Bestimmung der Stoffmengen der in der Verbindung enthaltenen Elemente.

Übungsbeispiel 3.10: (Lösung CWS)
Berechnung einer empirischen Formel

Ascorbinsäure (Vitamin C) hat Massenanteile von 40,92 % C, 4,58 % H und 54,50 % O. Welche empirische Formel hat Ascorbinsäure?

A 11 Eine Probe von 5,325 g Methylbenzoat, einer Verbindung, die zur Herstellung von Parfüms verwendet wird, enthält 3,758 g Kohlenstoff, 0,316 g Wasserstoff und 1,251 g Sauerstoff. Welche empirische Formel hat die Substanz?

Übungsbeispiel 3.11: (Lösung CWS)
Bestimmung einer Molekülformel

Mesitylen, ein Kohlenwasserstoff, der in kleinen Mengen in Erdöl vorkommt, hat die empirische Formel C_3H_4. Das experimentell ermittelte Molekulargewicht dieser Substanz ist 121 u. Welche Molekülformel hat Mesitylen?

A 12 Ethylenglycol, eine Substanz, die in Frostschutzmitteln verwendet wird, besteht aus 38,7 Massen-% C, 9,7 Massen-% H und 51,6 Massen-% O. Die molare Masse der Substanz beträgt 62,1 g/mol.
(a) Welche empirische Formel hat Ethylenglykol?
(b) Welche Molekülformel hat die Substanz?

Übungsbeispiel 3.12: (Lösung CWS)
Bestimmung der empirischen Formel mittels Verbrennungsanalyse

Isopropylalkohol besteht aus den Elementen C, H und O. Bei der Verbrennung von 0,255 g Isopropylalkohol entstehen 0,561 g CO_2 und 0,306 g H_2O. Bestimmen Sie die empirische Formel von Isopropylalkohol. Welche Molekülformel hat Mesitylen?

A 13
(a) Capronsäure, die für den unangenehmen Geruch getragener Socken verantwortlich ist, besteht aus C-, H- und O-Atomen. Bei der Verbrennung einer Probe von 0,225 g dieser Verbindung entstehen 0,512 g CO_2 und 0,209 g H_2O. Welche empirische Formel hat Capronsäure?
(b) Capronsäure hat eine molare Masse von 116 g/mol. Welche Molekülformel hat die Verbindung?

Bestimmung der Molekülformel aus der empirischen Formel

Aus der prozentualen Zusammensetzung einer Substanz erhalten wir stets die empirische Formel. Wir können die Molekülformel aus der empirischen Formel bestimmen, wenn uns die Molekülmasse bzw. die molare Masse der Verbindung bekannt ist. *Die Indizes der Molekülformel einer Substanz sind stets ganzzahlige Vielfache der entsprechenden Indizes ihrer empirischen Formel*. Wir können den Faktor zwischen den beiden Indizes bestimmen, indem wir die empirische Formelmasse mit der Molekülmasse vergleichen:

$$\text{ganzzahliger Faktor} = \frac{\text{Molekülmasse}}{\text{empirische Formelmasse}} \qquad (3.8)$$

In Übungsbeispiel 3.10 haben wir für Ascorbinsäure die empirische Formel $C_3H_4O_3$ bestimmt, aus der sich eine empirische Formelmasse von 3(12,0 u) × 4(1,0 u) +3(16,0 u) = 88,0 u ergibt. Die experimentell bestimmte Formelmasse ist 176 u. Die Molekülmasse ist 2-mal so groß wie die empirische Formelmasse (176/88,0 = 2,00). Die Molekülformel muss also 2-mal so viele Atome jedes Elements enthalten wie die empirische Formel. Um die Molekülformel $C_6H_8O_6$ zu erhalten, multiplizieren wir also die Indizes der empirischen Formel mit 2.

Verbrennungsanalyse

Die empirische Formel einer Verbindung basiert auf Experimenten, in denen die Stoffmengen der einzelnen Elemente einer Probe der Verbindung bestimmt werden. Wir verwenden daher auch das Wort „empirisch", was so viel wie „basierend auf Beobachtungen und Experimenten" bedeutet. Chemiker haben eine Reihe von experimentellen Techniken entwickelt, mit deren Hilfe sich empirische Formeln bestimmen lassen. Eine dieser Techniken ist die Verbrennungsanalyse, die vielfach für Verbindungen eingesetzt wird, die hauptsächlich aus Kohlenstoff und Wasserstoff bestehen.

Bei der vollständigen Verbrennung einer Verbindung, die Kohlenstoff und Wasserstoff enthält, in einer der ► Abbildung 3.9 entsprechenden Vorrichtung wird der in der Verbindung enthaltene Kohlenstoff in CO_2 und der enthaltene Wasserstoff in H_2O umgewandelt. Die entstehenden Mengen von CO_2 und H_2O werden bestimmt, indem man die Massenzunahme in den CO_2- und H_2O-Adsorbern misst. Mit Hilfe der Massen von CO_2 und H_2O können wir die Stoffmengen von C und H in der Ausgangsverbindung berechnen und so die empirische Formel bestimmen. Wenn die Verbindung noch ein drittes Element enthält, können wir seine Masse berechnen, indem wir die Massen von C und H von der Masse der Ausgangssubstanz abziehen. In Übungsbeispiel 3.12 wird gezeigt, wie die empirische Formel einer Substanz bestimmt werden kann, die aus C, H und O besteht.

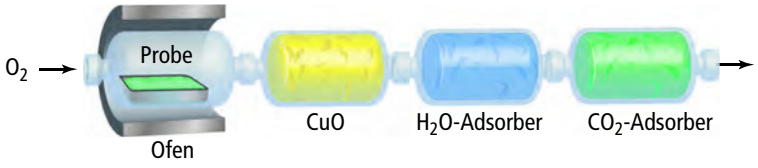


Abbildung 3.9: Vorrichtung zur Bestimmung der prozentualen Anteile von Kohlenstoff und Wasserstoff in einer Verbindung. Die Verbindung wird zu CO_2 und H_2O verbrannt. Das Kupferoxid dient dazu, Restspuren von Kohlenstoff und Kohlenmonoxid zu Kohlendioxid sowie Wasserstoff zu Wasser zu oxidieren.

3.6 Quantitative Informationen aus Reaktionsgleichungen

Die Koeffizienten einer chemischen Gleichung geben die relative Anzahl der an der Reaktion beteiligten Moleküle an. Mit Hilfe des Stoffmengenkonzepts können wir aus diesen Informationen die Massen der Substanzen gewinnen. Betrachten Sie die Gleichung der Wassersynthese:

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\ H_2O(l) \qquad (3.9)$$

Die Koeffizienten geben an, dass je zwei H_2-Moleküle mit einem O_2-Molekül zu zwei H_2O-Molekülen reagieren. Das Verhältnis der Stoffmengen entspricht der relativen Anzahl der Moleküle:

$2\ H_2(g)$	+	$O_2(g)$	$\longrightarrow$	$2\ H_2O(l)$
2 Moleküle		1 Molekül		2 Moleküle
$2(6{,}02 \times 10^{23}$ Moleküle)		$1(6{,}02 \times 10^{23}$ Moleküle)		$2(6{,}02 \times 10^{23}$ Moleküle)
2 mol		1 mol		2 mol

Wir können diese Beobachtung für alle ausgeglichenen chemischen Reaktionen verallgemeinern: *Die Koeffizienten einer ausgeglichenen chemischen Reaktion geben sowohl die relative Anzahl der an einer Reaktion beteiligten Moleküle (oder Formeleinheiten) als auch das Verhältnis der Stoffmengen an.* In ► Tabelle 3.3 ist dieses Ergebnis zusammengefasst. Aus der Tabelle wird auch der Zusammenhang mit dem Gesetz der Erhaltung der Masse deutlich. Achten Sie darauf, dass die Gesamtmasse der Reaktanten (4,0 g + 32,0 g) der Gesamtmasse der Produkte (36,0 g) entspricht.

Die in den Koeffizienten der ► Gleichung 3.9 angegebenen Stoffmengen 2 mol H_2, 1 mol O_2 und 2 mol H_2O werden *stöchiometrische Verhältniszahlen* genannt. Die Beziehungen zwischen diesen Stoffmengen können wie folgt ausgedrückt werden:

$$2\,\text{mol}\ H_2 \mathrel{\hat{=}} 1\,\text{mol}\ O_2 \mathrel{\hat{=}} 2\,\text{mol}\ H_2O$$

wobei das Symbol $\hat{=}$ für „entspricht stöchiometrisch" steht. Mit anderen Worten zeigt ► Gleichung 3.9, dass aus zwei mol H_2 und ein mol O_2 zwei mol H_2O gebildet werden. Wir können diese stöchiometrischen Beziehungen verwenden, um die Mengen der Reaktanten und Produkte einer chemischen Reaktion miteinander ins Verhältnis zu setzen. So können wir z. B. die Stoffmenge an H_2O berechnen, die bei der Reaktion von 1,57 mol O_2 entsteht:

$$n(H_2O) = (1{,}57\ \cancel{\text{mol}\ O_2}) \left(\frac{2\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \cancel{\text{mol}\ O_2}}\right) = 3{,}14\ \text{mol}\ H_2O$$

Chemie im Einsatz:
CO_2 und der Treibhauseffekt

Betrachten Sie als weiteres Beispiel die Verbrennung von Butan, C_4H_{10}, das für Einwegfeuerzeuge verwendet wird:

Gleichung:	**$2\ H_2(g)$**	**+**	**$O_2(g)$**	**$\longrightarrow$**	**$2\ H_2O(l)$**
Moleküle:	2 Moleküle H_2	+	1 Molekül O_2	$\longrightarrow$	2 Moleküle H_2O
Masse (u):	4,0 u	+	32,0 u	$\longrightarrow$	36,0 u
Stoffmenge (mol):	2 mol H_2	+	1 mol O_2	$\longrightarrow$	2 mol H_2O
Masse (g):	4,0 g	+	32,0 g	$\longrightarrow$	36,0 g

Tabelle 3.3: Informationen aus einer ausgeglichenen Reaktionsgleichung.

Übungsbeispiel 3.13: (Lösung CWS)
Berechnung von Reaktant- und Produktmengen

Wie viel Gramm Wasser entstehen bei der Oxidation von 1,00 g Glucose $C_6H_{12}O_6$?

$C_6H_{12}O_6(s) + 6\ O_2(g) \longrightarrow 6\ CO_2(g) + 6\ H_2O(l)$

A 14 Um kleine Mengen von O_2 im Labor herzustellen, wird häufig die Zerfallsreaktion von $KClO_3$ verwendet:

$$2\ KClO_3 \longrightarrow 2\ KCl(s) + 3\ O_2(g).$$

Wie viel Gramm O_2 erhält man aus 4,50 g von $KClO_3$?

Übungsbeispiel 3.14: (Lösung CWS)
Berechnung von Reaktant- und Produktmengen

In Raumfahrzeugen wird festes Lithiumhydroxid verwendet, um ausgeatmetes Kohlendioxid aus der Luft zu entfernen. Lithiumhydroxid reagiert dabei mit gasförmigem Kohlendioxid zu festem Lithiumcarbonat und flüssigem Wasser. Wie viel Gramm Kohlendioxid werden von 1,00 g Lithiumhydroxid absorbiert?

A 15 Propan C_3H_8 ist ein Brennstoff, der häufig zum Kochen und zur Beheizung von Wohnungen verwendet wird. Welche Masse von O_2 wird bei der Verbrennung von 1,00 g Propan verbraucht?

Limitierende Reaktanten

$$2\ C_4H_{10}(l) + 13\ O_2(g) \longrightarrow 8\ CO_2(g) + 10\ H_2O(g) \qquad (3.10)$$

Wir wollen die Masse von CO_2 berechnen, die bei der Verbrennung von 1,00 g C_4H_{10} entsteht. Die Koeffizienten aus ► Gleichung 3.10 verraten uns, wie die Menge des verbrauchten C_4H_{10} und die Menge des gebildeten CO_2 zusammenhängen: 2 mol C_4H_{10} ≙ 8 mol CO_2. Wir müssen jedoch zunächst mit Hilfe der molaren Masse die angegebene Masse von C_4H_{10} in die Stoffmenge von C_4H_{10} umrechnen. Mit Hilfe der Beziehung 1 mol C_4H_{10} = 58,0 g C_4H_{10} erhalten wir:

$$n(C_4H_{10}) = (1{,}00\ \cancel{g\ C_4H_{10}})\left(\frac{1\ mol\ C_4H_{10}}{58{,}0\ \cancel{g\ C_4H_{10}}}\right)$$
$$= 1{,}72 \times 10^{-2}\ mol\ C_4H_{10}$$

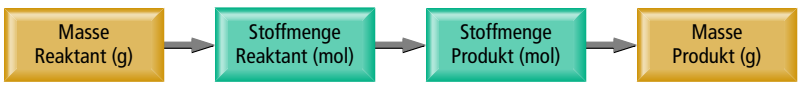
Wir verwenden den stöchiometrischen Faktor der ausgeglichenen Gleichung (2 mol C_4H_{10} ≙ 8 mol CO_2), um die Stoffmenge von CO_2 zu berechnen:

$$n(CO_2) = (1{,}72 \times 10^{-2}\ \cancel{mol\ C_4H_{10}})\left(\frac{8\ mol\ CO_2}{2\ \cancel{mol\ C_4H_{10}}}\right)$$
$$= 6{,}88 \times 10^{-2}\ mol\ CO_2$$

Mit Hilfe der molaren Masse von CO_2 können wir schließlich die Masse von CO_2 in Gramm berechnen (1 mol CO_2 = 44,0 g CO_2):

$$m(CO_2) = (6{,}88 \times 10^{-2}\ \cancel{mol\ CO_2})\left(\frac{44{,}0\ g\ CO_2}{1\ \cancel{mol\ CO_2}}\right)$$
$$= 3{,}03\ g\ CO_2$$

Die Umrechnungsfolge lautet also:



Wir können die einzelnen Schritte in einer einzigen Gleichung zusammenfassen:

$$m(CO_2) = (1{,}00\ \cancel{g\ C_4H_{10}})\left(\frac{1\ \cancel{mol\ C_4H_{10}}}{58{,}0\ \cancel{g\ C_4H_{10}}}\right)\left(\frac{8\ \cancel{mol\ CO_2}}{2\ \cancel{mol\ C_4H_{10}}}\right)\left(\frac{44{,}0\ g\ CO_2}{1\ \cancel{mol\ CO_2}}\right)$$
$$= 3{,}03\ g\ CO_2$$

Auf ähnliche Weise können wir die Mengen von O_2 und H_2O berechnen, die in dieser Reaktion verbraucht bzw. gebildet werden. Um z. B. die Menge des verbrauchten O_2 zu berechnen, verwenden wir wiederum die Koeffizienten der ausgeglichenen Reaktionsgleichung und erhalten daraus den entsprechenden stöchiometrischen Faktor: 2 mol C_4H_{10} ≙ 13 mol O_2

$$m(O_2) = (1{,}00\ \cancel{g\ C_4H_{10}})\left(\frac{1\ \cancel{mol\ C_4H_{10}}}{58{,}0\ \cancel{g\ C_4H_{10}}}\right)\left(\frac{13\ \cancel{mol\ O_2}}{2\ \cancel{mol\ C_4H_{10}}}\right)\left(\frac{32{,}0\ g\ O_2}{1\ \cancel{mol\ O_2}}\right)$$
$$= 3{,}59\ g\ O_2$$

In ► Abbildung 3.10 ist die allgemeine Vorgehensweise bei der Berechnung der in chemischen Reaktionen verbrauchten oder gebildeten Substanzmengen zusammengefasst. Wir erhalten das Verhältnis der Stoffmengen der an der Reaktion beteiligten Reaktanten und Produkte aus der ausgeglichenen chemischen Gleichung.

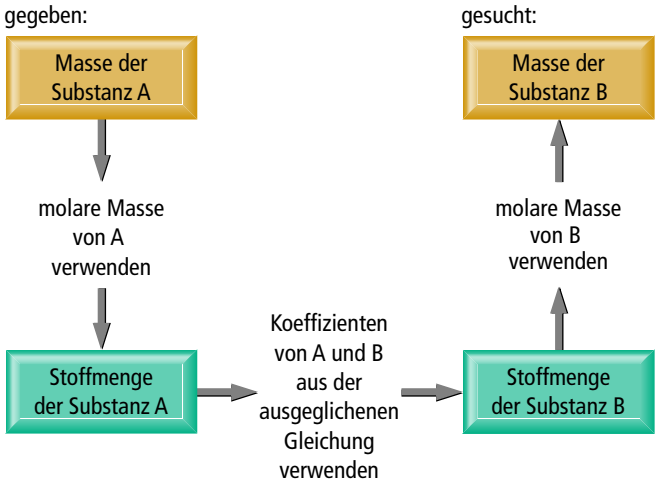


Abbildung 3.10: Prozedur zur Berechnung der Reaktant- und Produktmengen einer Reaktion. Die Masse eines in einer Reaktion verbrauchten Reaktanten oder gebildeten Produkts kann mit Hilfe der Masse eines der anderen Reaktanten oder eines Produkts berechnet werden. Beachten Sie, wie die molaren Massen und die Koeffizienten der ausgeglichenen Reaktionsgleichung in die Berechnung einfließen.

Kapitel 4

Reaktionen in Wasser und Stöchiometrie in Lösungen

- ✔ Allgemeine Eigenschaften wässriger Lösungen
- ✔ Fällungsreaktionen
- ✔ Säure-Base-Reaktionen
- ✔ Redoxreaktionen
- ✔ Konzentrationen von Lösungen
- ✔ Stöchiometrie und chemische Analyse

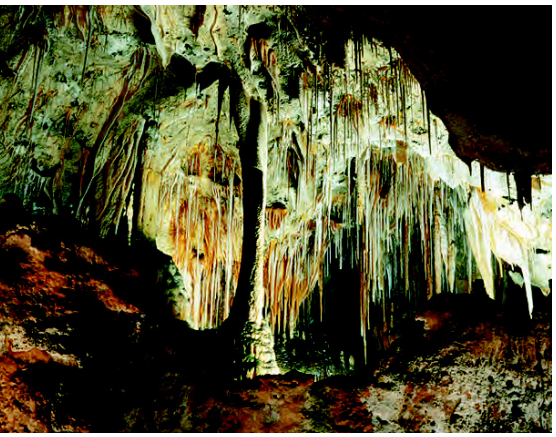


Abbildung 4.1: Tropfsteinhöhle. Beim Lösen von CO_2 in Wasser entsteht eine leicht saure Lösung. Tropfsteinhöhlen bilden sich durch die Fähigkeit dieser sauren Lösung, das im Kalkstein enthaltene $CaCO_3$ zu lösen.

In der Natur vorkommendes Wasser enthält – egal, ob es sich um Trinkwasser aus der Leitung, um klares Gebirgsquellwasser oder um Meerwasser handelt – eine Vielzahl verschiedener gelöster Substanzen. Lösungen, in denen Wasser das Lösungsmittel ist, werden **wässrige Lösungen** genannt. Meerwasser unterscheidet sich von so genanntem „Süßwasser" hinsichtlich seiner viel höheren Konzentration gelöster ionischer Substanzen.

Wasser ist das Reaktionsmedium der meisten chemischen Reaktionen, die in uns und um uns herum stattfinden. Im Blut gelöste Nährstoffe gelangen zu unseren Zellen, wo sie Reaktionen eingehen, die uns am Leben erhalten. Autoteile rosten, wenn sie in Kontakt mit wässrigen Lösungen gelangen, die verschiedene gelöste Substanzen enthalten. Die Löslichkeit von Kohlendioxid in Wasser ($CO_2(aq)$) ermöglicht die Entstehung spektakulärer unterirdischer Tropfsteinhöhlen (► Abbildung 4.1).

$$CaCO_3(s) + H_2O(l) + CO_2(aq) \longrightarrow Ca(HCO_3)_2(aq) \qquad (4.1)$$

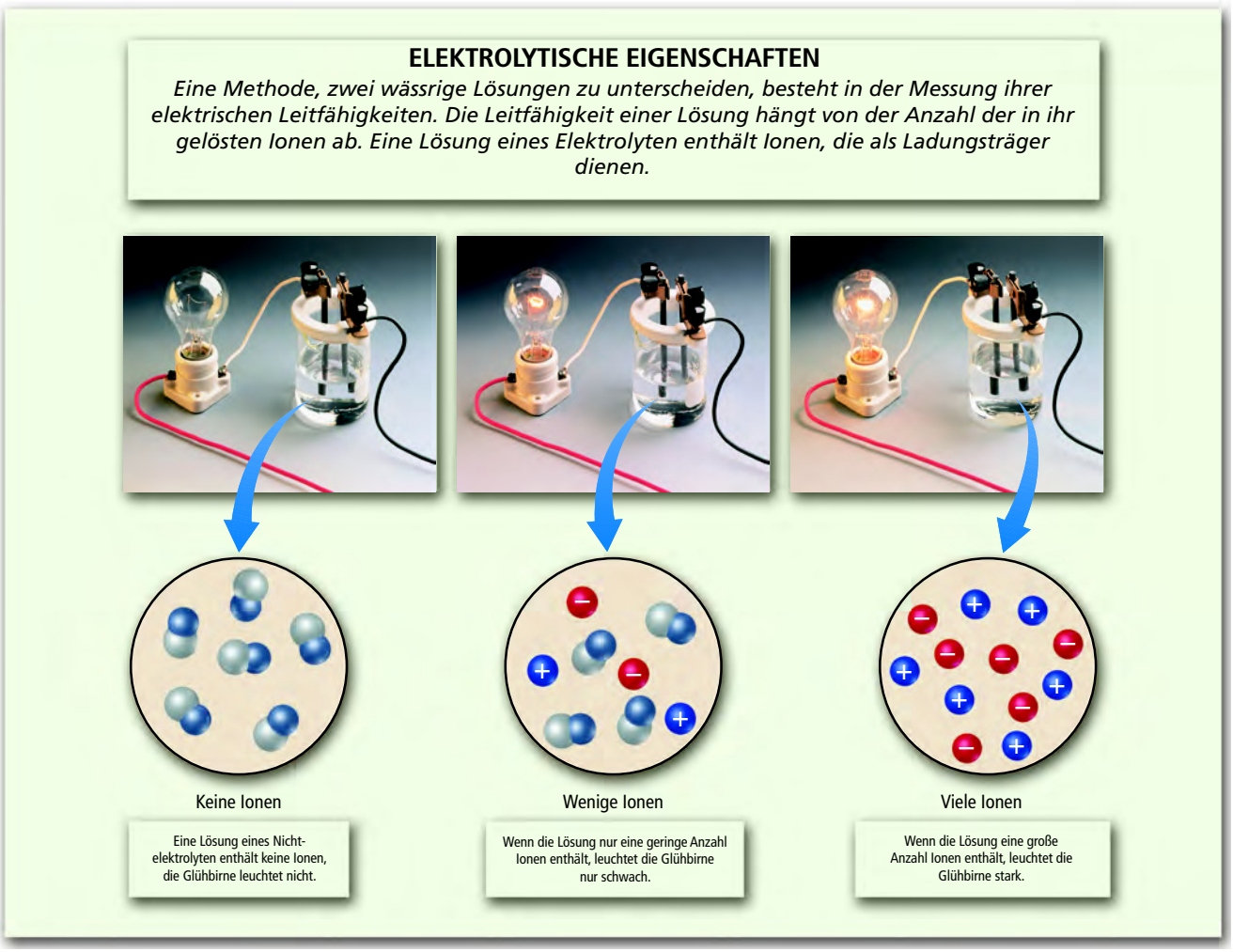


Abbildung 4.2: Überprüfen der elektrischen der Leitfähigkeit von Lösungen.

4.1 Allgemeine Eigenschaften wässriger Lösungen

Elektrolyte und Nichtelektrolyte (Video)

Unter einer *Lösung* versteht man ein homogenes Gemisch von mindestens zwei Substanzen. Die Substanz, die in der größeren Menge vorliegt, wird dabei normalerweise als **Lösungsmittel** bezeichnet. Die anderen Substanzen in der Lösung sind im Lösungsmittel **gelöste Substanzen**. Wenn z. B. eine kleine Menge Natriumchlorid (NaCl) in einer großen Menge Wasser gelöst wird, ist Wasser das Lösungsmittel und Natriumchlorid ist die in diesem Lösungsmittel gelöste Substanz.

Elektrolytische Eigenschaften

Stellen Sie sich vor, Sie stellen zwei wässrige Lösungen her, indem Sie einen Teelöffel Kochsalz (Natriumchlorid) und einen Teelöffel Rohrzucker in je einer Tasse Wasser auflösen. Beide Lösungen sind durchsichtig und farblos. Wie unterscheiden sie sich? Ein Unterschied, der nicht unmittelbar ersichtlich ist, besteht in ihrer elektrischen Leitfähigkeit. Die Salzlösung ist ein guter elektrischer Leiter, die Zuckerlösung hingegen nicht.

Wir können die Leitfähigkeit einer Lösung z. B. mit Hilfe der Vorrichtung aus ► Abbildung 4.2 überprüfen. Um die Glühbirne zum Leuchten zu bringen, muss zwischen den in der Lösung eingetauchten Elektroden ein elektrischer Strom fließen. Obwohl Wasser selbst ein schlechter elektrischer Leiter ist, sorgt die Anwesenheit von Ionen dafür, dass wässrige Lösungen gute Leiter werden. Die Ionen transportieren die elektrische Ladung von einer Elektrode zur anderen und schließen damit den elektrischen Stromkreis. Die Leitfähigkeit der NaCl-Lösung deutet daher auf die Anwesenheit, die fehlende Leitfähigkeit der Saccharoselösung hingegen auf die Abwesenheit von Ionen hin. Wenn NaCl in Wasser gelöst wird, enthält die Lösung Na^+ und Cl^--Ionen, die jeweils von Wassermolekülen umgeben sind. Wenn Saccharose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) in Wasser gelöst wird, enthält die Lösung lediglich neutrale Saccharosemoleküle, die von Wassermolekülen umgeben sind.

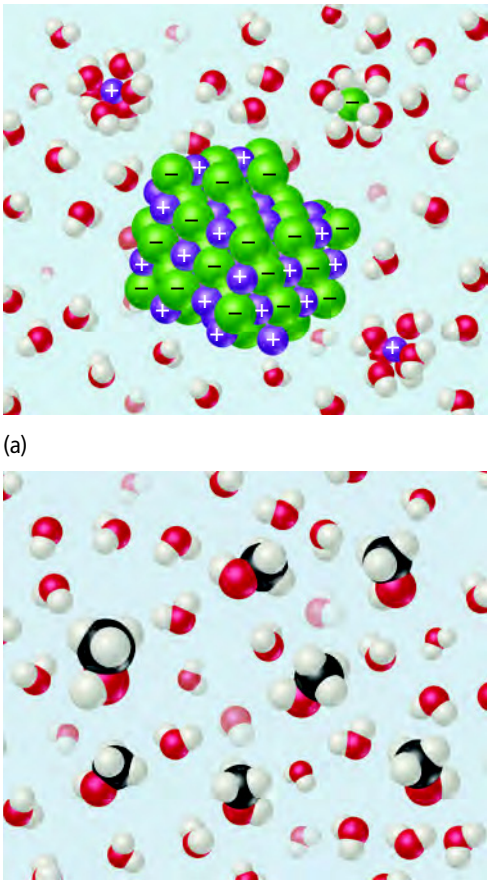
Eine Substanz, die wie NaCl in wässrigen Lösungen in Ionen dissoziiert, wird **Elektrolyt** genannt. Eine Substanz dagegen, die wie $C_{12}H_{22}O_{11}$ in Lösungen keine Ionen bildet, wird **Nichtelektrolyt** genannt. Natriumchlorid ist ein ionisch aufgebauter Stoff, während Saccharose molekular vorliegt.

Ionische Verbindungen in Wasser

Erinnern Sie sich daran, dass wir in ► Abbildung 2.18 festgestellt haben, dass festes NaCl aus einer geordneten Anordnung von Na^+ und Cl^--Ionen besteht. Wenn NaCl in Wasser gelöst wird, werden die Ionen aus ihrer Festkörperstruktur gelöst und verteilen sich, wie in ► Abbildung 4.3 a gezeigt, gleichmäßig im Lösungsmittel. Der ionische Festkörper *dissoziiert* beim Lösen in seine ionischen Bestandteile.

Wasser ist ein sehr gutes Lösungsmittel für ionische Verbindungen. Obwohl Wasser ein elektrisch neutrales Molekül ist, ist ein Teil des Moleküls (das O-Atom) elektronenreich und weist daher eine negative Partialladung auf, die im nebenstehenden Modell durch das Zeichen $\delta-$ kenntlich gemacht wird. Der andere Teil (die H-Atome) weist eine positive Partialladung auf, die durch $\delta+$ kenntlich gemacht wird. Positive Ionen (Kationen) werden vom negativierten Teil des Wassermoleküls und negative Ionen (Anionen) vom positivierten Teil angezogen.

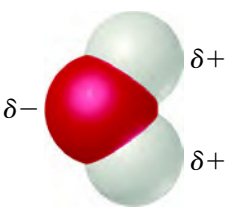
Beim Lösen einer ionischen Verbindung werden die Ionen wie in Abbildung 4.3 a von H_2O-Molekülen umgeben. Man sagt allgemein, die Ionen werden solvatisiert (bezieht man sich auf das Lösemittel Wasser, so spricht man von hydratisiert). Durch diese **Solvatation** (beim Lösemittel Wasser Hydratation) werden die Ionen in der Lösung stabilisiert und eine Rekombination der Kationen und Anionen ver-



(a)

(b)

Abbildung 4.3: Wässrige Lösungen. (a) Beim Lösen einer ionischen Verbindung in Wasser trennen, umgeben und verteilen die H_2O-Moleküle die Ionen in der Flüssigkeit. (b) Methanol (CH_3OH), eine molekulare Verbindung, löst sich, ohne dabei Ionen zu bilden. Die Methanolmoleküle sind an den schwarzen Kugeln zu erkennen, die für Kohlenstoffatome stehen. In beiden Bildern wurden nur wenige Wassermoleküle gezeichnet, um die gelösten Teilchen besser erkennen zu können.



MERKE !

Ein Elektrolyt dissoziiert beim Lösen in Wasser in Ionen, ein Nichtelektrolyt nicht.

MERKE !

Die Anlagerung von Lösungsmittelmolekülen an die Teilchen einer gelösten Substanz nennt man Solvatation. Beim Lösungsmittel Wasser spricht man von Hydratation.

hindert. Weil die hydratisierten Ionen sich frei bewegen können, verteilen sie sich gleichmäßig in der Lösung.

Wir können normalerweise die Art der in einer Lösung vorliegenden Ionen einer ionischen Verbindung anhand des chemischen Namens der Substanz vorhersagen. Natriumsulfat (Na_2SO_4) dissoziiert z. B. in Natrium- und Sulfationen (Na^+ und SO_4^{2-}). Um die Teilchen, in die ionische Verbindungen in wässrigen Lösungen dissoziieren, vorhersagen zu können, ist es nötig, dass Sie sich die Formeln und Ladungen der häufig vorkommenden Ionen merken (siehe CWS: Namen anorganischer Verbindungen).

Molekulare Verbindungen in Wasser

Wenn eine molekulare Verbindung in Wasser gelöst wird, besteht die Lösung normalerweise aus Molekülen, die in der Lösung verteilt vorliegen. Aus diesem Grund sind die meisten molekularen Verbindungen Nichtelektrolyte.

Es gibt jedoch einige molekulare Substanzen, deren wässrige Lösungen Ionen enthalten. Bei den wichtigsten dieser Substanzen handelt es sich um Säuren. Wenn z. B. $HCl(g)$ in Wasser gelöst wird, bildet sich Chlorwasserstoffsäure (Salzsäure), eine wässrige Lösung von $H^+(aq)$- und $Cl^-(aq)$-Ionen.

Starke und schwache Elektrolyte

MERKE !

Starke Elektrolyte liegen (fast) vollständig in Ionen dissoziiert vor, schwache Elektrolyte dagegen nur zu einem kleinen Teil.

Es gibt zwei Kategorien Elektrolyte, starke und schwache, die sich hinsichtlich ihrer elektrischen Leitfähigkeit unterscheiden. **Starke Elektrolyte** liegen in Lösung vollständig oder nahezu vollständig als Ionen vor. Bei fast allen löslichen ionischen Verbindungen (wie z. B. NaCl) und einigen molekularen Verbindungen (wie z. B. HCl) handelt es sich um starke Elektrolyte. **Schwache Elektrolyte** liegen in Lösung überwiegend als Moleküle vor und nur ein kleiner Anteil ist in Ionen dissoziiert. In einer Essigsäurelösung (CH_3COOH) liegt z. B. der überwiegende Teil der Verbindung als CH_3COOH-Moleküle vor. Nur ein kleiner Teil (etwa 1 %) des CH_3COOH ist in $H^+(aq)$ und $CH_3COO^-(aq)$-Ionen dissoziiert.

Wir müssen jedoch sorgfältig zwischen der Löslichkeit eines Elektrolyts und seiner Stärke unterscheiden. CH_3COOH ist z. B. sehr gut in Wasser löslich, jedoch ein schwacher Elektrolyt. $Ba(OH)_2$ ist dagegen wenig löslich, die Menge der Substanz jedoch, die sich löst, dissoziiert nahezu vollständig, es handelt sich also um einen starken Elektrolyten.

Wenn ein schwacher Elektrolyt wie Essigsäure in Lösung dissoziiert, können wir die folgende Reaktionsgleichung aufstellen:

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq) \qquad (4.2)$$

Der Doppelpfeil macht deutlich, dass ein chemisches Gleichgewicht vorliegt. In der wässrigen Lösung findet eine Protonenübertragung (Protolyse) statt. Es gibt zu jeder Zeit CH_3COOH-Moleküle, die zu H_3O^+ und CH_3COO^- protolysieren, während es gleichzeitig H_3O^+ und CH_3COO^--Ionen gibt, die zu CH_3COOH rekombinieren. Die Bilanz zwischen diesen beiden gegenläufigen Prozessen bestimmt die relative Anzahl der vorliegenden Ionen und neutralen Moleküle.

Chemiker verwenden zur Darstellung der Protolyse eines schwachen Elektrolyten einen Doppelpfeil, zur Darstellung der Protolyse eines starken Elektrolyten dagegen einen einfachen Pfeil. Weil es sich bei HCl um einen starken Elektrolyten handelt, schreiben wir:

$$HCl(g) + H_2O \longrightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq) \qquad (4.3)$$

Die Abwesenheit des rückwärts gerichteten Pfeils macht deutlich, dass die H_3O^+ und Cl^--Ionen praktisch keinerlei Neigung dazu haben, in Wasser zu HCl-Molekülen zu rekombinieren.

In den folgenden Abschnitten werden wir uns näher damit befassen, wie wir anhand der Zusammensetzung einer Verbindung vorhersagen können, ob es sich um einen starken Elektrolyten, einen schwachen Elektrolyten oder um einen Nichtelektrolyten handelt. Im Moment genügt es uns festzuhalten, dass *lösliche ionische Verbindungen starke Elektrolyte* sind. Wir können ionische Verbindungen daran erkennen, dass sie aus Metallionen und Nichtmetallionen bzw. Molekülionen aufgebaut sind.

MERKE !

Lösliche ionische Verbindungen sind starke Elektrolyte.

4.2 Fällungsreaktionen

In ► Abbildung 4.4 ist das Mischen von zwei Lösungen dargestellt. Eine Lösung enthält Bleinitrat ($Pb(NO_3)_2$), die andere Kaliumiodid (KI). Bei der Reaktion zwischen diesen beiden Lösungen entsteht ein schwerlösliches gelbes Produkt. Reaktionen, in denen ein schwerlösliches Produkt entsteht, werden **Fällungsreaktionen** genannt. In einer solchen Reaktion entsteht ein **Niederschlag**. In Abbildung 4.4 besteht der Niederschlag aus Bleiiodid (PbI_2), einer Verbindung, die in Wasser schlecht löslich ist:

Fällungsreaktionen (Video)

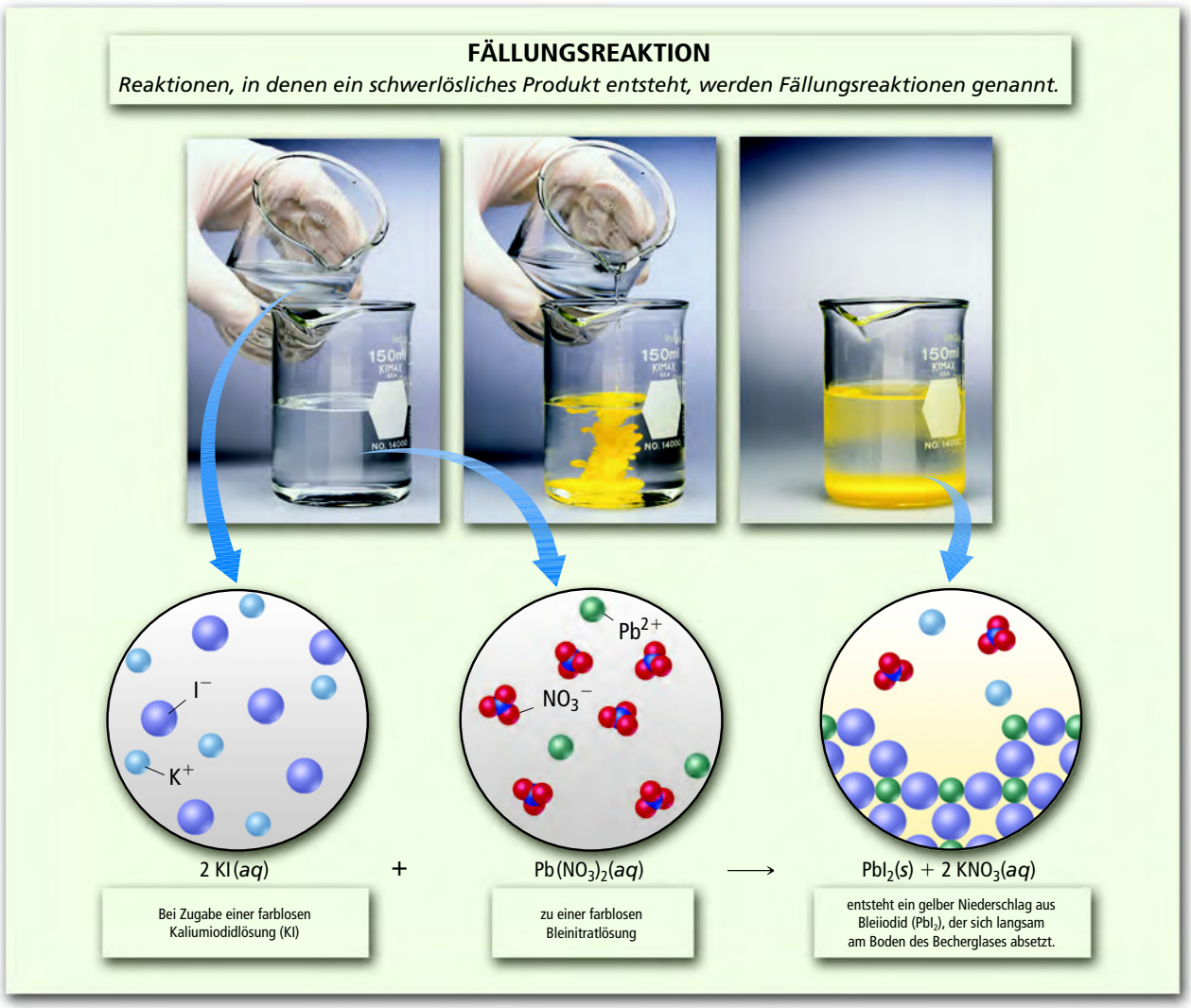


Abbildung 4.4: Eine Fällungsreaktion

MERKE !

Bei Fällungsreaktionen bildet sich als unlösliches Produkt ein Niederschlag, der aus einem unlöslichen Festkörper besteht.

$$Pb(NO_3)_2(aq) + 2\ KI(aq) \longrightarrow PbI_2(s) + 2\ KNO_3(aq) \qquad (4.4)$$

Das andere Produkt der Reaktion, Kaliumnitrat, verbleibt in Lösung. Fällungsreaktionen finden statt, wenn bestimmte gegensätzlich geladene Ionen sich so stark anziehen, dass sie einen schwerlöslichen ionischen Festkörper bilden. Um zu beurteilen, ob bestimmte Ionenkombinationen solche Verbindungen bilden, wollen wir uns zunächst einige Faustregeln zur Löslichkeit häufig auftretender ionischer Substanzen anschauen.

Faustregeln zur Löslichkeit ionischer Verbindungen

MERKE !

Die Löslichkeit einer Substanz gibt an, welche Menge der Substanz bei einer bestimmten Temperatur in einem bestimmten Lösungsmittel löslich ist.

Substanzen mit einer Löslichkeit kleiner als 0,01 mol/L gelten als unlöslich.

Die **Löslichkeit** einer Substanz bei einer bestimmten Temperatur ist definiert als die Menge der Substanz, die bei dieser Temperatur in einer bestimmten Menge Lösungsmittel gelöst werden kann. So lassen sich z. B. in einem Liter Wasser bei 25 °C nur $1{,}2 \times 10^{-3}$ mol PbI_2 lösen. Wir werden bei unseren Untersuchungen alle Substanzen mit einer Löslichkeit, die geringer als 0,01 mol/L ist, als *schwerlöslich* betrachten. In diesen Fällen ist die zwischen den gegensätzlich geladenen Ionen im Festkörper bestehende Anziehung so stark, dass die Wassermoleküle nicht in der Lage sind, die einzelnen Ionen zu trennen. Die Substanz liegt also größtenteils ungelöst vor.

Metathesereaktionen

MERKE !

In der Regel sind alle Salze, die Alkalimetall- oder Ammoniumionen (NH_4^+) enthalten, gut in Wasser löslich.

Aus experimentellen Beobachtungen wurden einige Anhaltspunkte und Regeln zur Vorhersage der Löslichkeit ionischer Verbindungen abgeleitet. Experimente haben z. B. gezeigt, dass alle gewöhnlichen ionischen Verbindungen, die das Nitration (NO_3^-) enthalten, in Wasser löslich sind. In ► Tabelle 4.1 sind einige Löslichkeitsregeln für häufig vorkommende ionische Verbindungen zusammengefasst. Die Tabelle ist nach den Anionen der Verbindung geordnet, sie enthält jedoch auch viele wichtige Aussagen über Kationen. Beachten Sie, dass *alle gewöhnlichen ionischen Verbindungen der Alkalimetallionen (Gruppe 1A des Periodensystems) und des Ammoniumions (NH_4^+) in Wasser löslich sind*.

Um vorherzusagen, ob sich beim Mischen von zwei wässrigen Lösungen zweier starker Elektrolyte ein Niederschlag bildet, müssen wir (1) feststellen, welche Ionen in den Lösungen vorhanden sind, (2) alle möglichen Kombinationen von Anionen und Kationen berücksichtigen und (3) aus ► Tabelle 4.1 entnehmen,

Lösliche Ionenverbindungen		Wichtige Ausnahmen
Verbindungen mit	NO_3^-	keine
	CH_3COO^-	keine
	Cl^-	Verbindungen mit Ag^+, Hg_2^{2+} und Pb^{2+}
	Br^-	Verbindungen mit Ag^+, Hg_2^{2+} und Pb^{2+}
	I^-	Verbindungen mit Ag^+, Hg_2^{2+} und Pb^{2+}
	SO_4^{2-}	Verbindungen mit Sr^{2+}, Ba^{2+}, Hg_2^{2+} und Pb^{2+}
Schwerlösliche Ionenverbindungen		**Wichtige Ausnahmen**
Verbindungen mit	S^{2-}	Verbindungen mit NH_4^+, den Alkalimetallkationen und Ca^{2+}, Sr^{2+} und Ba^{2+}
	CO_3^{2-}	Verbindungen mit NH_4^+ und den Alkalimetallkationen
	PO_4^{3-}	Verbindungen mit NH_4^+ und den Alkalimetallkationen
	OH^-	Verbindungen mit den Alkalimetallkationen und NH_4^+, Ca^{2+}, Sr^{2+} und Ba^{2+}

Tabelle 4.1: Faustregeln zur Löslichkeit gängiger ionischer Verbindungen in Wasser.

Übungsbeispiel 4.1: (Lösung CWS)
Verwendung der Löslichkeitsregeln

Sind die folgenden ionischen Verbindungen in Wasser löslich oder unlöslich?
(a) Natriumcarbonat (Na_2CO_3),
(b) Bleisulfat ($PbSO_4$).

A 1 Sind die folgenden ionischen Verbindungen in Wasser löslich oder unlöslich? **(a)** Kobalt(II)hydroxid, **(b)** Bariumnitrat, **(c)** Ammoniumphosphat.

ob irgendeine der Kombinationen unlöslich ist. Bildet sich z. B. ein Niederschlag, wenn Lösungen von $Mg(NO_3)_2$ und NaOH gemischt werden? Sowohl $Mg(NO_3)_2$ als auch NaOH sind lösliche ionische Verbindungen und starke Elektrolyte. Beim Mischen von $Mg(NO_3)_2(aq)$ und NaOH(*aq*) entsteht zunächst eine Lösung mit den Ionen Mg^{2+}, NO_3^-, Na^+ und OH^-. Bildet eins dieser Kationen mit einem der Anionen eine schwerlösliche Verbindung? Abgesehen von Wechselwirkungen zwischen den jeweiligen Reaktanten selbst sind zwischen Mg^{2+} und OH^- sowie zwischen Na^+ und NO_3^- Wechselwirkungen möglich. Aus ► Tabelle 4.1 entnehmen wir, dass Hydroxide im Allgemeinen unlöslich sind. Weil Mg^{2+} keine Ausnahme darstellt, ist $Mg(OH)_2$ unlöslich und bildet daher einen Niederschlag. $NaNO_3$ ist dagegen löslich, Na^+ und NO_3^- verbleiben also in Lösung. Die Gleichung der Fällungsreaktion lautet:

$$Mg(NO_3)_2(aq) + 2\ NaOH(aq) \longrightarrow Mg(OH)_2(s) + 2\ NaNO_3(aq) \qquad (4.5)$$

Ionische Gleichungen

Beim Aufstellen von chemischen Reaktionsgleichungen in wässrigen Lösungen ist es oft hilfreich, explizit anzugeben, ob die gelösten Substanzen überwiegend als Ionen oder als Moleküle vorliegen. Lassen Sie uns die zuvor in ► Abbildung 4.4 dargestellte Fällungsreaktion zwischen $Pb(NO_3)_2$ und KI noch einmal genauer betrachten:

$$Pb(NO_3)_2(aq) + 2\ KI(aq) \longrightarrow PbI_2(s) + 2\ KNO_3(aq)$$

Eine auf diese Weise geschriebene Gleichung, die die vollständigen chemischen Formeln der Reaktanten und Produkte enthält, wird **Molekulargleichung** genannt. Sie enthält die chemischen Formeln der Reaktanten und Produkte, ohne ihren ionischen Charakter anzugeben. Weil $Pb(NO_3)_2$, KI und KNO_3 lösliche ionische Verbindungen und deshalb starke Elektrolyte sind, können wir die in Lösung vorliegenden Ionen explizit angeben und die chemische Gleichung folgendermaßen schreiben:

$$Pb^{2+}(aq) + 2\ NO_3^-(aq) + 2\ K^+(aq) + 2\ I^-(aq) \longrightarrow PbI_2(s) + 2\ K^+(aq) + 2\ NO_3^-(aq) \qquad (4.6)$$

Eine auf diese Weise aufgestellte Gleichung, die sämtliche starke Elektrolyte als Ionen enthält, wird **vollständige Ionengleichung** genannt.

Beachten Sie, dass $K^+(aq)$ und $NO_3^-(aq)$ auf beiden Seiten der ► Gleichung 4.6 auftauchen. Ionen, die in einer vollständigen Ionengleichung auf beiden Seiten der Gleichung in identischer Form auftauchen, werden **Zuschauerionen** genannt. Sie sind zwar vorhanden, spielen jedoch für die Reaktion keine Rolle. Wenn Zuschauerionen in der Reaktionsgleichung weggelassen werden (bzw. wie algebraische Größen herausgekürzt werden), ergibt sich die **Nettoionengleichung**.

$$Pb^{2+}(aq) + 2\ I^-(aq) \longrightarrow PbI_2(s) \qquad (4.7)$$

Eine Nettoionengleichung enthält nur die Ionen und Moleküle, die unmittelbar an der Reaktion beteiligt sind. Ladungen bleiben in Reaktionen erhalten, so dass die Summe der Ionenladungen auf beiden Seiten der ausgeglichenen Nettoionengleichung gleich sein muss. In diesem Fall ergeben die Ladung des Kations (2+) und die zwei Ladungen der Anionen (1–) zusammen null. *Wenn alle Ionen einer vollständigen Ionengleichung Zuschauerionen sind, findet keine Reaktion statt.*

Wir können die Vorgehensweise zum Aufstellen von Nettoionengleichungen in folgende Schritte zusammenfassen:

1. Geben Sie die ausgeglichene Molekulargleichung der Reaktion an.
2. Schreiben Sie die Gleichung neu auf und führen Sie dabei Ionen explizit auf, die entstehen, wenn alle löslichen starken Elektrolyte in ihre ionischen

Übungsbeispiel 4.2: (Lösung CWS)
Aufstellen einer Metathesereaktionsgleichung

(a) Bestimmen Sie die Verbindung, die beim Mischen von Lösungen von $BaCl_2$ und K_2SO_4 einen Niederschlag bildet.
(b) Geben Sie die chemische Reaktionsgleichung an.

A 2
(a) Welche Verbindung fällt beim Mischen von Lösungen von $Fe_2(SO_4)_3$ und LiOH aus?
(b) Geben Sie eine Gleichung dieser Reaktion an.
(c) Bildet sich ein Niederschlag, wenn Lösungen von $Ba(NO_3)_2$ und KOH vermischt werden?

MERKE !

Eine Molekulargleichung enthält die vollständigen chemischen Formeln aller Reaktanten und Produkte.

In einer vollständigen Ionengleichung werden alle starken Elektrolyten in dissoziierter Form notiert.

Bei einer Nettoionengleichung werden alle Zuschauerionen weggelassen, die auf beiden Seiten der Gleichung auftreten.

Übungsbeispiel 4.3: (Lösung CWS)
Aufstellen einer Nettoionengleichung

Stellen Sie die Nettoionengleichung für die Fällungsreaktion auf, die beim Mischen von Lösungen von Calciumchlorid und Natriumcarbonat auftritt.

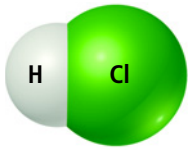
A 3 Geben Sie die Nettoionengleichung der Fällungsreaktion an, die beim Mischen von wässrigen Silbernitrat- und Kaliumphosphatlösungen stattfindet.

Bestandteile dissoziieren. *Nur starke Elektrolyte, die in wässriger Lösung gelöst vorliegen, werden in ionischer Form geschrieben.*

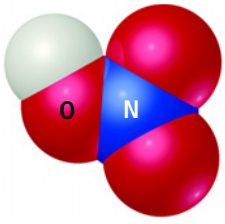
3 Identifizieren Sie Zuschauerionen und kürzen Sie diese heraus.

4.3 Säure-Base-Reaktionen

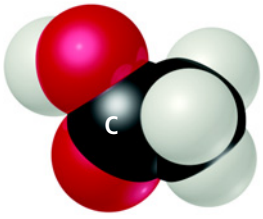
Viele Säuren und Basen werden in der Industrie und im Haushalt verwendet, bei einigen handelt es sich auch um wichtige Bestandteile biologischer Flüssigkeiten. Chlorwasserstoffsäure (Salzsäure) ist z. B. nicht nur eine wichtige Industriechemikalie, sondern auch der Hauptbestandteil der Verdauungssäfte im Magen. Säuren und Basen sind außerdem wichtige Elektrolyte.



HCl



HNO_3



CH_3COOH

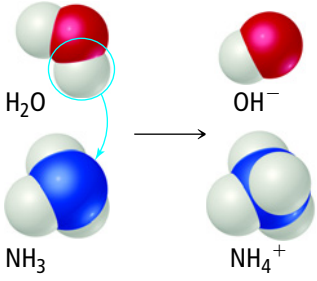


Abbildung 4.5: Übertragung eines Wasserstoffions. Ein H_2O-Molekül dient als Protonendonator (Säure), NH_3 als Protonenakzeptor (Base). Nur ein Teil des NH_3 reagiert mit H_2O; NH_3 ist eine schwache Base.

Säuren

Säuren sind Teilchen, die in wässrigen Lösungen unter Bildung von Wasserstoffionen dissoziieren, also zu einer Erhöhung der Konzentration von $H^+(aq)$-Ionen führen. Ein Wasserstoffatom besteht aus einem Proton und einem Elektron, H^+ ist also ein einfaches Proton. Säuren werden daher oft als Protonendonatoren bezeichnet. In der nebenstehenden Abbildung sind die Molekülmodelle von drei wichtigen Säuren (HCl, HNO_3 und CH_3COOH) dargestellt.

Protonen werden wie andere Kationen (siehe ► Abbildung 4.3 a) von umgebenden Wassermolekülen solvatisiert. Wenn wir chemische Gleichungen mit in Wasser gelösten Protonen aufstellen, schreiben wir diese einfach als $H^+(aq)$.

Bei der Dissoziation von Molekülen verschiedener Säuren kann pro Säuremolekül eine unterschiedliche Anzahl an H^+-Ionen entstehen. Sowohl HCl als auch HNO_3 sind *einprotonige* Säuren, d. h., pro Säuremolekül entsteht ein H^+. Schwefelsäure (H_2SO_4) ist dagegen eine *zweiprotonige* Säure und aus einem Säuremolekül bilden sich zwei H^+. Die Dissoziation von H_2SO_4 und anderen zweiprotonigen Säuren findet in zwei Schritten statt:

$$H_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} H^+(aq) + HSO_4^-(aq) \qquad (4.8)$$

$$HSO_4^- \xrightleftharpoons{H_2O} H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq) \qquad (4.9)$$

Obwohl es sich bei H_2SO_4 um einen starken Elektrolyten handelt, verläuft nur die erste Dissoziationsstufe praktisch vollständig. Wässrige Schwefelsäurelösungen enthalten also ein Gemisch aus $H^+(aq)$, $HSO_4^-(aq)$ und $SO_4^{2-}(aq)$.

Basen

Basen sind Teilchen, die H^+-Ionen aufnehmen (Protonenakzeptoren). Beim Lösen von Basen in Wasser bilden sich Hydroxidionen (OH^-). Hydroxide, wie z. B. NaOH, KOH und $Ca(OH)_2$, stellen die gebräuchlichsten Basen dar. Beim Lösen in Wasser dissoziieren sie in ihre ionischen Bestandteile und erhöhen die OH^--Konzentration in der Lösung.

Auch Verbindungen, die keine OH^--Ionen enthalten, können als Basen wirken. Ammoniak (NH_3) ist z. B. eine gebräuchliche Base. In Wasser nimmt es ein H^+-Ion eines Wassermoleküls auf und es bildet sich auf diese Weise ein OH^--Ion ► Abbildung 4.5:

$$NH_3(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq) \qquad (4.10)$$

Nur ein kleiner Teil (etwa 1 %) des NH_3 bildet NH_4^+ und OH^--Ionen, eine wässrige Ammoniaklösung ist also ein schwacher Elektrolyt.

Einführung in Säuren und Basen (Video)

A 4 Stellen Sie sich Lösungen vor, in denen je 0,1 mol der folgenden Verbindungen in 1 L Wasser gelöst sind: $Ca(NO_3)_2$ (Calciumnitrat), $C_6H_{12}O_6$ (Glucose), $NaCH_3COO$ (Natriumacetat) und CH_3COOH (Essigsäure). Ordnen Sie die Lösungen nach ihrer elektrischen Leitfähigkeit. Nehmen Sie dabei an, dass die Leitfähigkeit proportional zur Anzahl der Ionen in der Lösung ist.

Stärke von Säuren und Basen

Säuren und Basen, die starke Elektrolyte sind (in Lösung praktisch vollständig dissoziiert vorliegen), werden **sehr starke Säuren** und **sehr starke Basen** genannt. Säuren und Basen, die schwache Elektrolyte sind (nur teilweise dissoziiert vorliegen), werden **schwache Säuren** und **schwache Basen** genannt.

In ► Tabelle 4.2 sind einige häufig vorkommende sehr starke Säuren und Basen aufgeführt. Diese Substanzen sollten Sie im Gedächtnis behalten. Beachten Sie bei der Betrachtung dieser Tabelle, dass einige der gebräuchlichsten Säuren wie z. B. HCl, HNO_3 und H_2SO_4 sehr starke Säuren sind. Drei der aufgeführten sehr starken Säuren sind Wasserstoffverbindungen der Familie der Halogene. HF ist jedoch eine schwächere Säure. Die einzigen gebräuchlichen sehr starken Basen sind die Hydroxide von Li^+, Na^+, K^+, Rb^+ und Cs^+ (der Alkalimetalle der Gruppe 1A) und die Hydroxide von Ca^{2+}, Sr^{2+} und Ba^{2+} (der schweren Erdalkalimetalle der Gruppe 2A). Es ist zu beachten, dass das Hydroxidion, das Teilchen ist, welches als Base fungiert.

MERKE !

Säuren sind Protonendonatoren. Basen sind Protonenakzeptoren.

Sehr starke Säuren	Sehr starke Basen
Chlorwasserstoffsäure (HCl)	Metallhydroxide der Gruppe 1A (LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH)
Bromwasserstoffsäure (HBr)	schwere Metallhydroxide der Gruppe 2A ($Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$, $Ba(OH)_2$)
Iodwasserstoffsäure (HI)	
Chlorsäure ($HClO_3$)	
Perchlorsäure ($HClO_4$)	
Salpetersäure (HNO_3)	
Schwefelsäure (H_2SO_4)	

Tabelle 4.2: Gängige sehr starke Säuren und Basen.

MERKE !

Starke Säuren und Basen sind starke Elektrolyte, schwache Säuren und Basen sind schwache Elektrolyte.

Neutralisationsreaktionen und Salze

Die Eigenschaften saurer Lösungen unterscheiden sich wesentlich von den Eigenschaften basischer Lösungen. Säuren haben einen sauren, Basen dagegen einen bitteren Geschmack.* Säuren und Basen können die Farbe von bestimmten Farbstoffen auf unterschiedliche Art und Weise beeinflussen (► Abbildung 4.6). Der Farbstoff Lackmus ist z. B. in Säuren rot und in Basen blau.

Beim Mischen einer sauren mit einer basischen Lösung findet eine **Neutralisationsreaktion** statt. Die Produkte einer solchen Reaktion besitzen weder die charakteristischen Eigenschaften der sauren Lösung noch die der basischen Lösung. Wenn z. B. Chlorwasserstoffsäure (Salzsäure) mit einer Natriumhydroxidlösung vermischt wird, findet die folgende Reaktion statt:

$$\underset{\text{(Säure)}}{HCl(aq)} + \underset{\text{(Base)}}{NaOH(aq)} \longrightarrow \underset{\text{(Wasser)}}{H_2O(l)} + \underset{\text{(Salz)}}{NaCl(aq)} \qquad (4.11)$$

Abbildung 4.6: Der Säure-Base-Indikator Bromthymolblau. Der Indikator ist in basischen Lösungen blau und in sauren Lösungen gelb. Der linke Kolben zeigt Bromthymolblau in Anwesenheit einer Base (eine wässrige Ammoniaklösung). Der rechte Kolben zeigt den Indikator in Anwesenheit von Salzsäure (HCl).

* Die Geschmacksprobe chemischer Lösungen stellt keine gute chemische Praxis dar und wird ausdrücklich nicht empfohlen. Wir kennen jedoch den typisch sauren Geschmack von Säuren wie Ascorbinsäure (Vitamin C), Acetylsalicylsäure (Aspirin) und Citronensäure (in Zitrusfrüchten). Seifen sind basische Substanzen und haben den charakteristischen bitteren Geschmack von Basen.

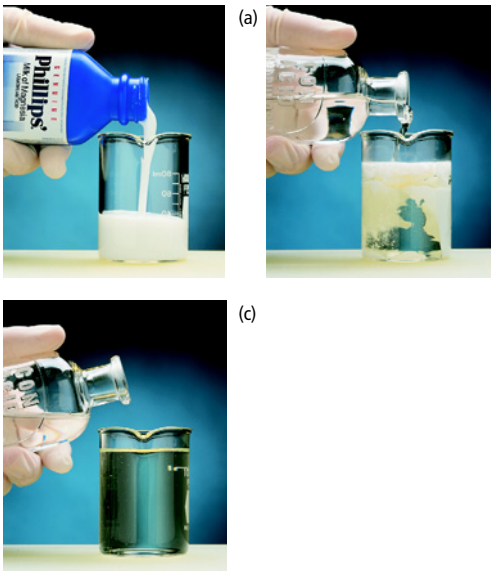


Abbildung 4.7: Reaktion von $Mg(OH)_2(s)$ mit einer Säure. (a) Magnesiamilch ist eine Suspension von Magnesiumhydroxid ($Mg(OH)_2(s)$) in Wasser. (b) Bei Zugabe von Chlorwasserstoffsäure ($HCl(aq)$) beginnt sich das Magnesiumhydroxid zu lösen. (c) Die resultierende klare Lösung enthält gemäß ► Gleichung 4.14 lösliches $MgCl_2(aq)$.

Die Produkte der Reaktion sind Wasser und Kochsalz (NaCl). Mit dem Ausdruck **Salz** ist in Analogie zu dieser Reaktion eine ionische Verbindung gemeint, deren Kation aus einer Base (z. B. Na^+ aus NaOH) und deren Anion aus einer Säure (z. B. Cl^- aus HCl) stammt. Im Allgemeinen *bilden sich bei einer Neutralisationsreaktion zwischen einer Säure und einem Metallhydroxid Wasser und ein Salz*.

Bei HCl, NaOH und NaCl handelt es sich um lösliche starke Elektrolyte, die vollständige Ionengleichung lautet daher

$$H^+(aq) + Cl^-(aq) + Na^+(aq) + OH^-(aq) \longrightarrow H_2O(l) + Na^+(aq) + Cl^-(aq) \quad (4.12)$$

Die Nettoionengleichung lautet

$$H^+(aq) + OH^-(aq) \longrightarrow H_2O(l) \quad (4.13)$$

In ► Gleichung 4.13 ist das wesentliche Merkmal jeder Neutralisationsreaktion zwischen einer starken Säure und einer starken Base zusammengefasst: $H^+(aq)$ und $OH^-(aq)$-Ionen reagieren zu H_2O.

In ► Abbildung 4.7 ist die Reaktion zwischen Chlorwasserstoffsäure und der in Wasser unlöslichen Base $Mg(OH)_2$ dargestellt. Im Verlauf der Neutralisationsreaktion wird die milchigweiße Suspension von $Mg(OH)_2$ (Magnesiamilch) klar:

Molekulargleichung: $Mg(OH)_2(s) + 2\ HCl(aq) \longrightarrow MgCl_2(aq) + 2\ H_2O(l)$ (4.14)

Nettoionengleichung: $Mg(OH)_2(s) + 2\ H^+(aq) \longrightarrow Mg^{2+}(aq) + 2\ H_2O(l)$ (4.15)

Säure-Base-Reaktionen mit Gasentwicklung

Neben OH^- gibt es viele weitere Basen, die mit H^+ zu molekularen Verbindungen reagieren. Zwei dieser Basen, die Ihnen im Labor begegnen könnten, sind das Sulfidion und das Carbonation. Beide Anionen reagieren mit Säuren zu Gasen, die in Wasser nur schlecht löslich sind. Schwefelwasserstoff (H_2S), eine Substanz, die für den üblen Geruch fauler Eier verantwortlich ist, bildet sich, wenn eine Säure wie $HCl(aq)$ mit einem Metallsulfid wie Na_2S reagiert.

Molekulargleichung: $2\ HCl(aq) + Na_2S(aq) \longrightarrow H_2S(g) + 2\ NaCl(aq)$ (4.16)

Nettoionengleichung: $2\ H^+(aq) + S^{2-}(aq) \longrightarrow H_2S(g)$ (4.17)

Carbonate und Hydrogencarbonate reagieren mit Säuren zu gasförmigem CO_2. Bei der Reaktion von CO_3^{2-}- oder HCO_3^- mit einer Säure entsteht zunächst Kohlensäure (H_2CO_3). Wenn z. B. Chlorwasserstoffsäure mit Natriumhydrogencarbonat in Kontakt kommt, findet die folgende Reaktion statt:

$$HCl(aq) + NaHCO_3(aq) \longrightarrow NaCl(aq) + H_2CO_3(aq) \quad (4.18)$$

Kohlensäure ist instabil; wenn sie in ausreichender Konzentration in Lösung vorliegt, zerfällt sie zu H_2O und CO_2, das als Gas aus der Lösung entweicht.

$$H_2CO_3(aq) \longrightarrow H_2O(l) + CO_2(g) \quad (4.19)$$

Beim Zerfall von H_2CO_3 entstehen, wie in ► Abbildung 4.8 gezeigt, Bläschen aus gasförmigem CO_2. Die Gesamtreaktion kann durch die folgenden Gleichungen zusammengefasst werden:

Molekulargleichung: $HCl(aq) + NaHCO_3(aq) \longrightarrow NaCl(aq) + H_2O(l) + CO_2(g)$ (4.20)

Nettoionengleichung: $H^+(aq) + HCO_3^-(aq) \longrightarrow H_2O(l) + CO_2(g)$ (4.21)

Sowohl $NaHCO_3$ als auch Na_2CO_3 werden zur Neutralisation verschütteter Säuren verwendet. Dabei wird solange Hydrogencarbonat bzw. Carbonat auf die Säure gegeben, bis keine Bläschen aus $CO_2(g)$ mehr entstehen. Natriumhydrogencarbonat wird manchmal als Mittel gegen Sodbrennen verwendet, um überschüssige Magensäure zu neutralisieren. In diesem Fall reagiert HCO_3^- mit Magensäure zu

Abbildung 4.8: Carbonate reagieren mit Säuren unter Bildung von gasförmigem Kohlendioxid. Dargestellt ist die Reaktion von $NaHCO_3$ (weißer Festkörper) mit Chlorwasserstoffsäure; die Bläschen enthalten CO_2.

$CO_2(g)$ uns Wasser. Die Bläschen, die entstehen, wenn eine Alka-Seltzer-Tablette in Wasser gegeben wird, werden durch die Reaktion von Natriumhydrogencarbonat mit Citronensäure verursacht.

4.4 Redoxreaktionen

Oxidation und Reduktion

Die Korrosion von Eisen (Rosten) und anderer Metalle wie z. B. die Korrosion der Anschlüsse einer Autobatterie sind uns vertraute Vorgänge. Das, was wir als *Korrosion* bezeichnen, ist die Umwandlung eines Metalls in eine Metallverbindung, die mittels einer Reaktion zwischen dem Metall und einer Substanz in seiner Umgebung stattfindet. Rost (► Abbildung 4.9) entsteht z. B. durch die Reaktion von Sauerstoff mit Eisen in Anwesenheit von Wasser.

Wenn ein Metall korrodiert, gibt es Elektronen ab und bildet Kationen. Calcium wird z. B. von Säuren aggressiv angegriffen und bildet dabei Calciumionen:

$$Ca(s) + 2\ H^+(aq) \longrightarrow Ca^{2+}(aq) + H_2(g) \qquad (4.22)$$

Wenn ein Atom, Ion oder Molekül nach einer Reaktion Elektronen abgegeben hat, ist es oxidiert worden. *Die Abgabe von Elektronen durch ein Teilchen wird als **Oxidation** bezeichnet.* In ► Gleichung 4.22 wird Ca, das keine Nettoladung aufweist, also zu Ca^{2+} oxidiert.

Der Ausdruck Oxidation stammt daher, dass die ersten Reaktionen dieser Art, die eingehend untersucht worden sind, Reaktionen mit Sauerstoff waren. Viele Metalle reagieren unmittelbar mit dem O_2 der Luft zu Metalloxiden. Bei diesen Reaktionen gibt das Metall Elektronen an den Sauerstoff ab. Es bildet sich eine ionische Verbindung aus dem Metall- und dem Sauerstoffion (Oxidion). Wenn Calciummetall z. B. Luft ausgesetzt wird, läuft die glänzende metallische Oberfläche aufgrund der Bildung von CaO an:

$$2\ Ca(s) + O_2(g) \longrightarrow 2\ CaO(s) \qquad (4.23)$$

Bei der in ► Gleichung 4.23 beschriebenen Oxidation von Ca wird der Sauerstoff vom neutralen O_2 in zwei O^{2-}-Ionen umgewandelt (► Abbildung 4.10). Wenn ein Atom, Ion oder Molekül nach einer Reaktion Elektronen aufgenommen hat, ist es *reduziert* worden. *Die Aufnahme von Elektronen durch ein Teilchen wird als **Reduktion** bezeichnet.* Wenn ein Reaktant Elektronen abgibt, müssen diese von einem anderen Reaktanten aufgenommen werden. Die Oxidation einer Substanz findet also immer gleichzeitig mit der Reduktion einer anderen Substanz statt, so dass Elektronen zwischen den Reaktanten übertragen werden. Derartige Reaktionen werden **Reduktions-Oxidations-Reaktionen** bzw. *Redoxreaktionen* genannt.

Übungsbeispiel 4.4: (Lösung CWS)
Aufstellen von chemischen Gleichungen von Neutralisationsreaktionen

(a) Stellen Sie eine ausgeglichene Molekulargleichung der Reaktion zwischen wässrigen Lösungen von Essigsäure (CH_3COOH) und Bariumhydroxid ($Ba(OH)_2$) auf.
(b) Geben Sie lautet die Nettoionengleichung der Reaktion an!

A 5
(a) Stellen Sie die ausgeglichene Molekulargleichung der Reaktion von Kohlensäure (H_2CO_3) mit Kaliumhydroxid (KOH) auf.
(b) Formulieren Sie die Nettoionengleichung der Reaktion?

Abbildung 4.9: Korrosion von Eisen. Die Korrosion von Eisen wird durch den chemischen Angriff von Sauerstoff und Wasser auf die ungeschützte Metalloberfläche verursacht. Korrosion wird durch Salzwasser verstärkt.

Redoxreaktionen (Video)

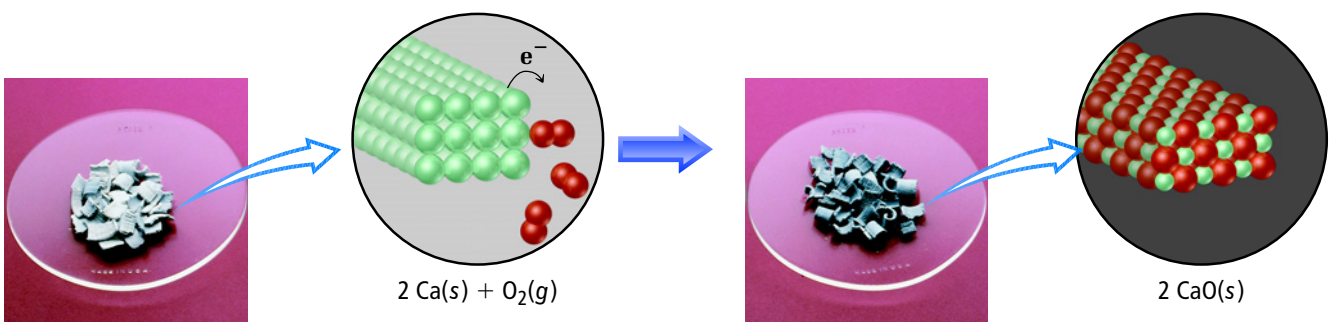
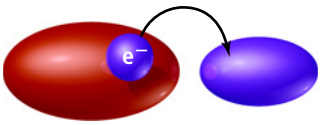


Abbildung 4.10: Oxidation von metallischem Calcium durch molekularen Sauerstoff. Während der Oxidation werden Elektronen vom Metall auf O_2 übertragen, was schließlich zur Bildung von CaO führt.

MERKE !

Unter Oxidation versteht man die Abgabe von Elektronen, unter Reduktion die Aufnahme von Elektronen.



Substanz wird **oxidiert** (gibt Elektronen ab)

Substanz wird **reduziert** (nimmt Elektronen auf)

MERKE !

Bei einer Oxidation erhöht sich die Oxidationszahl, bei einer Reduktion erniedrigt sie sich.

Übungsbeispiel 4.5: (Lösung CWS)
Bestimmung von Oxidationszahlen

Bestimmen Sie die Oxidationszahl von Schwefel in den folgenden Verbindungen:
(a) H_2S, **(b)** S_8, **(c)** SCl_2, **(d)** Na_2SO_3, **(e)** SO_4^{2-}.

A 6 Welche Oxidationszahl haben die fettgedruckten Elemente der folgenden Verbindungen?
(a) $\mathbf{P}_2O_5$, **(b)** Na**H**, **(c)** $\mathbf{Cr}_2O_7^{2-}$, **(d)** $\mathbf{Sn}Br_4$, **(e)** $Ba\mathbf{O}_2$.

Oxidationszahlen

Um eine Redoxreaktion erkennen zu können, benötigen wir eine Art Buchhaltungssystem, anhand dessen wir nachvollziehen können, welche Substanzen bei einer Reaktion reduziert werden (also Elektronen aufnehmen) und welche Substanzen oxidiert werden (also Elektronen abgeben). Zu diesem Zweck wurden Oxidationszahlen (oder *Oxidationszustände*) eingeführt. Jedem Atom eines neutralen Moleküls oder eines geladenen Teilchens wird eine **Oxidationszahl** zugeordnet. Diese Oxidationszahl entspricht bei einem einatomigen Teilchen der tatsächlichen Ladung des Teilchens und bei mehratomigen Teilchen einer hypothetischen Ladung, die den einzelnen Atomen zugewiesen wird. Dabei wird angenommen, dass Elektronen *vollständig* zu jeweils einem Atom gehören. Bei einer Redoxreaktion ändern sich die Oxidationszahlen einiger Atome. Eine Oxidation findet statt, wenn die Oxidationszahl während der Reaktion erhöht wird, während eine Reduktion einer Erniedrigung der Oxidationszahl entspricht.

Bei der Zuweisung von Oxidationszahlen gelten die folgenden Regeln:

1 *Ein Atom in **elementarer Form** hat immer die Oxidationszahl null.* Beide H-Atome im Molekül H_2 haben also die Oxidationszahl 0 und alle P-Atome im Molekül P_4 haben ebenfalls die Oxidationszahl 0.

2 *Bei einem **einatomigen Ion** entspricht die Oxidationszahl der Ladung des Ions.* K^+ hat also die Oxidationszahl +1, S^{2-} die Oxidationszahl –2, usw. Die Alkalimetallionen (Gruppe 1A) haben immer eine Ladung von 1+, also immer die Oxidationszahl +1. In Verbindungen haben Erdalkalimetalle (Gruppe 2A) immer die Oxidationszahl +2 und Aluminium (Gruppe 3A) nomalerweise die Oxidationszahl +3. Bei Oxidationszahlen schreiben wir das Vorzeichen immer vor die Zahl, um diese von tatsächlichen Ionenladungen zu unterscheiden, bei denen wir die Zahl als erstes schreiben.

3 ***Nichtmetalle*** haben normalerweise negative Oxidationszahlen, obwohl es einige Ausnahmen gibt:

(a) *Die Oxidationszahl von **Sauerstoff** ist normalerweise –2*, dies gilt sowohl für ionische als auch für molekulare Verbindungen des Elements. Die wichtigste Ausnahme stellen Peroxidverbindungen dar, die ein O_2^{2-}-Ion enthalten. In diesen Verbindungen haben beide Sauerstoffatome die Oxidationszahl –1.

(b) *Die Oxidationszahl von **Wasserstoff** ist +1, wenn er an Nichtmetalle gebunden ist, und –1, wenn er an Metalle gebunden ist (Metallhydride).*

(c) *Die Oxidationszahl von **Fluor** ist in allen Verbindungen –1.* Die anderen ***Halogene*** haben in den meisten binären Verbindungen ebenfalls die Oxidationszahl –1. Wenn sie jedoch wie in Oxoanionen (Anionen mit der Formel $AxOy^{2-}$) mit Sauerstoff verbunden sind, haben sie positive Oxidationszahlen.

4 ***Die Summe der Oxidationszahlen*** *aller Atome ist in einer neutralen Verbindung gleich null. Die Summe der Oxidationszahlen eines mehratomigen Ions ist gleich der Ladung des Ions.* Im Hydroniumion (H_3O^+) ist z. B. die Oxidationszahl der Wasserstoffatome +1 und die des Sauerstoffatoms –2. Die Summe der Oxidationszahlen ist also 3(+1) + (–2) = +1, entspricht also der Nettoladung des Ions. Diese Regel ist sehr hilfreich, wenn Sie die Oxidationszahl eines bestimmten Atoms einer Verbindung oder eines Ions bestimmen wollen und Ihnen die Oxidationszahlen der anderen Atome bekannt sind (siehe ► Übungsbeispiel 4.5).

Oxidation von Metallen durch Säuren und Salze

Es gibt viele Arten von Redoxreaktionen. Bei Verbrennungsreaktionen handelt es sich z. B. um Redoxreaktionen, weil in ihnen elementarer Sauerstoff in