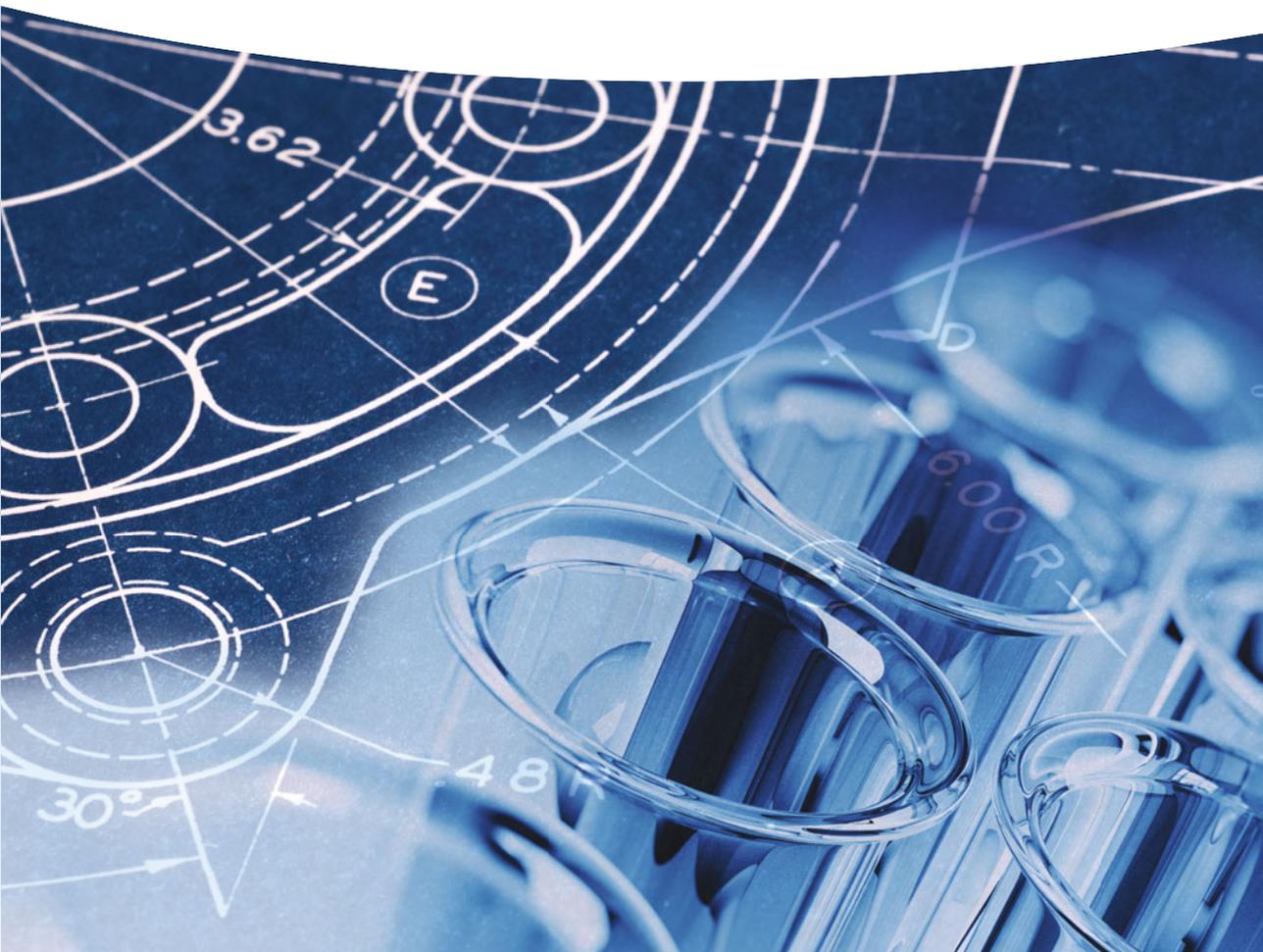


Jan Hoinkis

Chemie für Ingenieure

14. Auflage



Jan Hoinkis

Chemie für Ingenieure

**Beachten Sie bitte auch weitere interessante Titel
zu diesem Thema**

Baerns, M., Behr, A., Brehm, A.,
Gmehling, J., Hofmann, H., Onken, U.,
Renken, A., Hinrichsen, K.-O., Palkovits, R.

Technische Chemie

2. Auflage

2013

Print ISBN: 978-3-527-33072-0; auch in
elektronischen Formaten verfügbar

Bergler, F.

Physikalische Chemie

für Nebenfächler und Fachschüler

2013

Print ISBN: 978-3-527-33363-9; auch in
elektronischen Formaten verfügbar

Kühl, O.

Allgemeine Chemie

für Biochemiker, Lebenswissenschaftler,
Mediziner, Pharmazeuten...

2012

Print ISBN: 978-3-527-33198-7; auch in
elektronischen Formaten verfügbar

Kuypers, F.

**Physik für Ingenieure und
Naturwissenschaftler**

Band 1: Mechanik und Thermodynamik,
3. Auflage

2012

Print ISBN: 978-3-527-41135-1; auch in
elektronischen Formaten verfügbar

Kühl, O.

Organische Chemie

für Biochemiker, Lebenswissenschaftler,
Mediziner, Pharmazeuten...

2012

Print ISBN: 978-3-527-33199-4; auch in
elektronischen Formaten verfügbar

Kuypers, F.

**Physik für Ingenieure und
Naturwissenschaftler**

Band 2: Elektrizität, Optik und Wellen,
3. Auflage

2012

Print ISBN: 978-3-527-41144-3; auch in
elektronischen Formaten verfügbar

Wurm, T.

**Chemie für Einsteiger und
Durchsteiger**

2012

Print ISBN: 978-3-527-33206-9; auch in
elektronischen Formaten verfügbar

Jan Hoinkis

Chemie für Ingenieure

14., vollständig überarbeitete und aktualisierte Auflage

WILEY-VCH
Verlag GmbH & Co. KGaA

Autor

Prof. Dr.-Ing. Jan Hoinkis

Hochschule Karlsruhe – Technik und
Wirtschaft
Fakultät für Elektro- und Informationstechnik
Moltkestr. 30
76133 Karlsruhe
Deutschland

14. Auflage

Alle Bücher von Wiley-VCH werden sorgfältig erarbeitet. Dennoch übernehmen Autoren, Herausgeber und Verlag in keinem Fall, einschließlich des vorliegenden Werkes, für die Richtigkeit von Angaben, Hinweisen und Ratschlägen sowie für eventuelle Druckfehler irgendeine Haftung.

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.

© 2016 WILEY-VCH Verlag GmbH & Co. KGaA,
Boschstr. 12, 69469 Weinheim, Germany

Alle Rechte, insbesondere die der Übersetzung in andere Sprachen, vorbehalten. Kein Teil dieses Buches darf ohne schriftliche Genehmigung des Verlages in irgendeiner Form – durch Photokopie, Mikroverfilmung oder irgendein anderes Verfahren – reproduziert oder in eine von Maschinen, insbesondere von Datenverarbeitungsmaschinen, verwendbare Sprache übertragen oder übersetzt werden. Die Wiedergabe von Warenbezeichnungen, Handelsnamen oder sonstigen Kennzeichen in diesem Buch berechtigt nicht zu der Annahme, dass diese von jedermann frei benutzt werden dürfen. Vielmehr kann es sich auch dann um eingetragene Warenzeichen oder sonstige gesetzlich geschützte Kennzeichen handeln, wenn sie nicht eigens als solche markiert sind.

Satz le-tex publishing services GmbH, Leipzig,
Deutschland

Druck und Bindung Markono Print Media
Pte Ltd, Singapur

Print ISBN 978-3-527-33752-1

ePDF ISBN 978-3-527-68456-4

ePub ISBN 978-3-527-68461-8

Mobi ISBN 978-3-527-68460-1

Gedruckt auf säurefreiem Papier.

Inhaltsverzeichnis

Vorwort *XV*

1	Atombau und Periodensystem	1
1.1	Bestandteile des Atoms	1
1.2	Atomkerne	2
1.3	Aufbau der Elektronenhülle	4
1.3.1	Das Bohr'sche Atommodell	4
1.3.2	Das wellenmechanische Atommodell	5
1.4	Das Periodensystem der Elemente	15
1.4.1	Die Elektronenstrukturen der Elemente	16
1.4.2	Die Periodizität der Eigenschaften	17
2	Die chemische Bindung	25
2.1	Die Atombindung (kovalente Bindung)	26
2.1.1	Das Wasserstoffmolekül	26
2.1.2	σ -Bindungen	27
2.1.3	π -Bindungen	28
2.2	Die Ionenbindung	29
2.3	Die metallische Bindung	32
2.3.1	Das „Elektronengasmodell“	32
2.3.2	Das Energiebändermodell	33
2.4	Übergangsformen zwischen den Bindungsarten	33
2.5	Die zwischenmolekularen Wechselwirkungen	36
2.5.1	Die Dipol-Wechselwirkungen	36
2.5.2	Die Van-der-Waals-Wechselwirkung	37
2.5.3	Wasserstoffbrücken	39
2.6	Mengenangaben	41
2.6.1	Die Gesetze von den konstanten und multiplen Proportionen	41
2.6.2	Die relative Atommasse	42
2.6.3	Die relative Molekülmasse und die Formelmasse	43
2.6.4	Das Mol und die molare Masse	44

3	Die Aggregatzustände	47
3.1	Der gasförmige Aggregatzustand	47
3.1.1	Ideale Gase	47
3.1.2	Reale Gase	49
3.1.3	Gasverflüssigung, der Joule-Thomson-Effekt	50
3.2	Der flüssige Aggregatzustand	51
3.3	Der feste Aggregatzustand	52
3.3.1	Die Kristallsysteme	52
3.3.2	Die Eigenschaften von Kristallen	54
3.3.3	Amorphe Feststoffe	56
3.4	Mischungen	56
3.4.1	Homogene Mischungen	57
3.4.2	Heterogene Mischungen	57
3.5	Lösungen	59
3.5.1	Angaben über die Zusammensetzung von Lösungen	60
3.5.2	Diffusion und Osmose	63
3.5.3	Lösungsenthalpie und Entropie	66
3.6	Aggregatzustandsänderungen	70
3.6.1	Das Temperatur-Energie-Diagramm	70
3.6.2	Das Phasendiagramm	71
3.6.3	Das Prinzip der Kälteerzeugung	75
3.6.4	Destillation	79
4	Chemische Reaktionen	85
4.1	Reaktionsgleichungen und stöchiometrische Berechnungen	85
4.2	Energieumsätze bei chemischen Reaktionen	88
4.3	Der Verlauf chemischer Reaktionen	91
4.3.1	Reversible und irreversible Prozesse	91
4.3.2	Reaktionsgeschwindigkeit	92
4.4	Redoxreaktionen	95
4.4.1	Die Definition von Oxidation und Reduktion	95
4.4.2	Die Definition der Oxidationszahl	96
4.4.3	Schreibweise von Oxidationszahl und Ladungszahl	96
4.4.4	Regeln für die Festlegung der Oxidationszahlen	97
4.4.5	Beispiele für wichtige Redoxreaktionen in der Chemietechnik	99
4.5	Säure-Base-Reaktionen	100
4.5.1	Säuren	100
4.5.2	Basen	102
4.5.3	Der Ampholyt „Wasser“ und der pH-Wert (1. Teil)	102
4.5.4	Salze	104
5	Chemische Gleichgewichte	107
5.1	Das Massenwirkungsgesetz	107
5.1.1	Die mathematische Formulierung des Massenwirkungsgesetzes	107
5.1.2	Das Prinzip von Le Chatelier	110

- 5.2 Gleichgewichte in wässrigen Lösungen 113
 - 5.2.1 Das Ionenprodukt des Wassers 113
 - 5.2.2 Der pH-Wert (2. Teil) 114
 - 5.2.3 Die elektrolytische Dissoziation 116
 - 5.2.4 Das Kohlensäuregleichgewicht 117
 - 5.2.5 Pufferlösungen 118
 - 5.2.6 pH-Farbindikatoren 119
 - 5.2.7 Maßanalyse 121
 - 5.2.8 Saure und alkalische Reaktionen von Salzen 125
- 5.3 Das Löslichkeitsprodukt 127
 - 5.3.1 Mathematische Ableitung des Löslichkeitsproduktes 127
 - 5.3.2 Das Löslichkeitsprodukt des Calciumcarbonats 130
 - 5.3.3 Weitere Anwendungsbeispiele aus der Praxis 134
- 5.4 Komplexverbindungen 138
 - 5.4.1 Komplexbildung am Anion 138
 - 5.4.2 Komplexbildung am Kation 140
 - 5.4.3 Komplexbildung an neutralen Atomen 143
 - 5.4.4 Eigenschaften häufig gebrauchter Komplexe 144
- 5.5 Gasgleichgewichte 145
 - 5.5.1 Homogene Gasgleichgewichte 146
 - 5.5.2 Heterogene Gasgleichgewichte 152
 - 5.5.3 Der Heß'sche Satz 155
- 5.6 Adsorptionsvorgänge 155
 - 5.6.1 Adsorptionsgesetze 155
 - 5.6.2 Chromatografie 157

- 6 Die Elemente 161**
 - 6.1 Allgemeines 161
 - 6.1.1 Einteilung der Elemente 161
 - 6.1.2 Die Häufigkeit der Elemente und die Rohstoffprobleme 162
 - 6.1.3 Elementumwandlungen 165
 - 6.2 Die gasförmigen Elemente 171
 - 6.2.1 Wasserstoff 171
 - 6.2.2 Die gasförmigen Halogene 173
 - 6.2.3 Stickstoff und Sauerstoff 174
 - 6.2.4 Ozon 182
 - 6.2.5 Die Edelgase 183
 - 6.3 Die übrigen Nichtmetalle 185
 - 6.3.1 Brom und Iod 185
 - 6.3.2 Schwefel 187
 - 6.3.3 Phosphor 188
 - 6.3.4 Kohlenstoff 189
 - 6.4 Halbleiter 197
 - 6.4.1 Die elektrische Leitfähigkeit in festen Stoffen 197
 - 6.4.2 Silicium und Germanium 200

6.4.3	Chemische Verbindungen als Halbleiter	206
6.5	Metalle	209
6.5.1	Allgemeine metallische Eigenschaften	209
6.5.2	Einteilung der Metalle	215
6.5.3	Legierungen	215
6.5.4	Die Alkalimetalle	219
6.5.5	Die Erdalkalimetalle	220
6.5.6	Beryllium und Magnesium	221
6.5.7	Aluminium und die Metalle der dritten Hauptgruppe	221
6.5.8	Die Metalle der vierten und fünften Hauptgruppe	222
6.5.9	Zink, Cadmium, Quecksilber	223
6.5.10	Kupfer, Silber, Gold	225
6.5.11	Die Platinmetalle	227
6.5.12	Eisen, Cobalt, Nickel	227
6.5.13	Metalle der vierten bis siebten Nebengruppe	232
6.5.14	Metalle der dritten Nebengruppe und die Lanthanoide	232
6.6	Radioaktive Elemente	233
6.6.1	Natürliche radioaktive Elemente	233
6.6.2	Künstlich hergestellte radioaktive Elemente	236
6.6.3	Kernreaktoren	237
7	Anorganische Verbindungen	239
7.1	Wasserstoffverbindungen der Elemente	239
7.1.1	Das Tetraedermodell für Moleküle	240
7.1.2	Wasser H_2O	243
7.1.3	Wasserstoffperoxid H_2O_2	247
7.1.4	Chlorwasserstoff HCl	248
7.1.5	Ammoniak NH_3	249
7.1.6	Hydrazin N_2H_4	251
7.1.7	Schwefelwasserstoff H_2S	251
7.1.8	Phosphorwasserstoff PH_3	251
7.2	Sauerstoffverbindungen der Elemente	251
7.2.1	Nichtmetalloxide	251
7.2.2	Sauerstoffsäuren	259
7.2.3	Metalloxide und Metallhydroxide	263
7.2.4	Glas	265
7.2.5	Alumosilicate	266
7.2.6	Baustoffbindemittel	268
7.2.7	Asbest	269
7.3	Carbide und Nitride	270
7.3.1	Salzartige Carbide	270
7.3.2	Einlagerungsverbindungen	270
7.3.3	Kovalente Verbindungen	271
7.4	Nanotechnologie	272

- 8 Organische Verbindungen 277**
- 8.1 Kohlenwasserstoffe 279
 - 8.1.1 Alkane oder Paraffine 279
 - 8.1.2 Alkene oder Olefine 282
 - 8.1.3 Alkine oder Acetylene 285
 - 8.1.4 Alicyclische Verbindungen 288
 - 8.1.5 Aromatische Kohlenwasserstoffe 288
- 8.2 Halogenabkömmlinge der Kohlenwasserstoffe 295
 - 8.2.1 Chlorierte Kohlenwasserstoffe 295
 - 8.2.2 Polychlorierte Biphenyle (PCB) 296
 - 8.2.3 Frigene (Freone) und Halone 296
 - 8.2.4 Umweltaspekte von halogenierten Kohlenwasserstoffen 297
 - 8.2.5 Substitutionsmöglichkeiten von Halogenkohlenwasserstoffen 298
- 8.3 Metallorganische Verbindungen 299
- 8.4 Sauerstoffverbindungen 299
 - 8.4.1 Alkohole 300
 - 8.4.2 Phenole 302
 - 8.4.3 Ether (frühere Schreibweise Äther) 303
 - 8.4.4 Ketone 304
 - 8.4.5 Aldehyde 304
 - 8.4.6 Carbonsäuren 306
 - 8.4.7 Ester 311
 - 8.4.8 Fette und fette Öle 312
 - 8.4.9 Seifen und Waschmittel 313
 - 8.4.10 Zusammenfassender Überblick 315
- 8.5 Stickstoffverbindungen 316
 - 8.5.1 Amine 316
 - 8.5.2 Aminosäuren 317
 - 8.5.3 Amide 317
 - 8.5.4 Nitrile 318
 - 8.5.5 Nitroverbindungen 319
- 8.6 Heterocyclische Verbindungen 320
 - 8.6.1 Stickstoffhaltige Heterocyclen 320
 - 8.6.2 Sauerstoffhaltige Heterocyclen 321
- 8.7 Organische Naturprodukte 322
 - 8.7.1 Kohlenhydrate 322
 - 8.7.2 Eiweißstoffe (Proteine) 325
- 8.8 Brennstoffe, Kraftstoffe, Schmierstoffe 326
 - 8.8.1 Brennstoffe 326
 - 8.8.2 Kraftstoffe 328
 - 8.8.3 Schmierstoffe 336
 - 8.8.4 Sicherheitsvorschriften 339

- 9 Kunststoffe 341**
- 9.1 Mechanisch-thermische Eigenschaften 342
- 9.1.1 Thermoplaste 342
- 9.1.2 Elastomere 344
- 9.1.3 Duroplaste 345
- 9.1.4 Fluidoplaste 346
- 9.1.5 Spannungs-Dehnungs-Diagramme 346
- 9.2 Abgewandelte Naturprodukte 348
- 9.2.1 Kunststoffe auf Cellulosebasis 348
- 9.2.2 Gummi aus Naturkautschuk 349
- 9.3 Polymerisationskunststoffe 350
- 9.3.1 Allgemeines 350
- 9.3.2 Polyethylen 352
- 9.3.3 Polypropylen 355
- 9.3.4 Polybuten-1 356
- 9.3.5 Polyisobutylen 356
- 9.3.6 Synthetischer Kautschuk 356
- 9.3.7 Ethylen-Propylen-Kautschuk 357
- 9.3.8 Polystyrol 358
- 9.3.9 Polyvinylcarbazol 360
- 9.3.10 Polyvinylchlorid und Polyvinylacetat 360
- 9.3.11 Polyvinylidenchlorid 362
- 9.3.12 Polytetrafluorethylen 363
- 9.3.13 Polyacrylnitril 365
- 9.3.14 Polymethacrylsäuremethylester 365
- 9.3.15 Polyoxymethylen 366
- 9.4 Polykondensationskunststoffe 367
- 9.4.1 Polyamide 367
- 9.4.2 Formaldehydkondensationsprodukte 370
- 9.4.3 Polyesterharze oder Alkydharze 372
- 9.4.4 Polycarbonat 376
- 9.4.5 Hochtemperaturbeständige Polykondensationskunststoffe 377
- 9.5 Polyadditionskunststoffe 378
- 9.5.1 Polyurethane 379
- 9.5.2 Epoxidharze 379
- 9.6 Silicone 381
- 9.6.1 Siliconöle und -fette 381
- 9.6.2 Siliconkautschuk 382
- 9.6.3 Siliconharze 382
- 9.7 Alterung und Zerstörung von Kunststoffen 382
- 9.7.1 Thermische Einflüsse 383
- 9.7.2 Einfluss von energiereicher Strahlung 384
- 9.7.3 Spannungsrissbildung 385
- 9.7.4 Einfluss von Lösungsmitteln 385
- 9.7.5 Chemische Zerstörung von Kunststoffen 388

- 9.7.6 Feuerbeständigkeit von Kunststoffen 388
- 9.8 Kunststoffrecycling 389
- 9.9 Biologisch abbaubare Kunststoffe 391

- 10 Elektrochemie 393**
 - 10.1 Elektrochemische Potenziale 393
 - 10.1.1 Galvanische Elemente 393
 - 10.1.2 Die Normal-Wasserstoffelektrode 395
 - 10.1.3 Die Normalpotenziale (elektrochemische Spannungsreihen) 396
 - 10.1.4 Praktische Spannungsreihen 403
 - 10.1.5 Herstellung von Leiterplatten 404
 - 10.2 Die Konzentrationsabhängigkeit der elektrochemischen Potenziale 406
 - 10.2.1 Die Nernst'sche Gleichung 406
 - 10.2.2 Elektroden zweiter Art 408
 - 10.2.3 pH-Messungen 410
 - 10.3 Elektrochemische Stromerzeugung 412
 - 10.3.1 Primärelemente 412
 - 10.3.2 Sekundärelemente 415
 - 10.3.3 Brennstoffzellen 420
 - 10.4 Erzwungene elektrochemische Vorgänge 424
 - 10.4.1 Messung einer galvanischen Spannung 424
 - 10.4.2 Die Elektrolyse 424
 - 10.4.3 Die Faraday'schen Gesetze 427
 - 10.4.4 Die elektrische Leitfähigkeit von Elektrolyten 429
 - 10.4.5 Die elektrochemische Polarisation 429
 - 10.5 Galvanisieren 433
 - 10.5.1 Die elektrolytische Entfettung 434
 - 10.5.2 Elektropolieren und Elektroentgraten 434
 - 10.5.3 Die gebräuchlichsten Metallschutzschichten 434
 - 10.6 Korrosion und Korrosionsschutz 436
 - 10.6.1 Korrosionsarten 436
 - 10.6.2 Möglichkeiten des Korrosionsschutzes 444
 - 10.7 Elektrochemische Messmethoden 449
 - 10.7.1 Die Leitfähigkeitsmethode (Konduktometrie) 450
 - 10.7.2 Die Potenziometrie 451
 - 10.7.3 Die Amperometrie 453
 - 10.7.4 Die Coulometrie 454
 - 10.7.5 Die Voltammetrie und Polarografie 455

- 11 Spektren und ihre Anwendungen 459**
 - 11.1 Elektromagnetische Spektren 460
 - 11.1.1 Die Entstehung von elektromagnetischen Spektren 460
 - 11.1.2 Absorptions- und Emissionsspektren 460
 - 11.1.3 Die Bereiche elektromagnetischer Strahlen 461

11.2	Spektrformen	462
11.2.1	Linienpektren	463
11.2.2	Bandenspektren	467
11.2.3	Absorptionsmaxima	469
11.3	Spektralanalytische Untersuchungen	470
11.4	Spektrbereiche	471
11.4.1	Gammastrahlen	471
11.4.2	Röntgenbereich	472
11.4.3	Ultraviolettpektren (UV-Spektren)	474
11.4.4	Spektrn im sichtbaren Licht	475
11.4.5	Infrarotspektren (IR-Spektren)	477
11.4.6	Magnetische Kernresonanz (nuclear magnetic resonance = NMR)	479
11.5	Spezielle Messgeräte	480
11.5.1	Fotometer	480
11.5.2	IR-Messgeräte für Gase	482
11.5.3	Chemolumineszenzanalyse	483
11.6	Massenspektrometer	484
11.7	Farbmittel	486
11.7.1	Ursachen für die Farbigkeit	487
11.7.2	Pigmente	489
11.7.3	Farbstoffe	489
11.7.4	Farbindikatoren	490
12	Biochemie und Biotechnologie	491
12.1	Grundlagen der Biochemie	492
12.1.1	Eigenschaften belebter Materie	492
12.1.2	Die Zelle	494
12.1.3	Der Stoffwechsel	497
12.2	Molekularbiologie	502
12.2.1	Aufbau und Verdoppelung der DNA	502
12.2.2	Die Eiweißsynthese	503
12.2.3	Mutationen	505
12.2.4	Gentechnik	510
12.3	Bioverfahrenstechnik	513
12.3.1	Bioreaktoren (Fermenter)	514
12.3.2	Produktaufarbeitung	516
12.3.3	Herstellung von Bioethanol	516
12.4	Biosensoren	518
12.5	Schadwirkung von Chemikalien	520
12.5.1	Humantoxikologie	520
12.5.2	Die häufigsten Gifte	525
12.5.3	Ökotoxikologie	530

- 13 Umwelttechnik 535**
- 13.1 Ökologische Grundlagen 535
- 13.1.1 Ökosysteme 535
- 13.1.2 Stoff- und Energieumsätze in Ökosystemen 537
- 13.1.3 Stoffkreisläufe 538
- 13.2 Abwasser und Abwasserreinigung 541
- 13.2.1 Rohstoff Wasser 541
- 13.2.2 Abwasserinhaltsstoffe 542
- 13.2.3 Abwasserreinigung durch kommunale Kläranlagen 550
- 13.2.4 Weiterentwickelte Verfahren in der biologischen Abwasserreinigung 556
- 13.2.5 Spezielle Verfahren der Abwasserreinigung 558
- 13.3 Membrantrennverfahren 566
- 13.3.1 Grundlage und Arten der Membrantrennverfahren 566
- 13.3.2 Stofftransport bei Membrantrennverfahren 569
- 13.3.3 Technische Membranmodule 575
- 13.4 Abluftreinigung 576
- 13.4.1 Luftschadstoffe 576
- 13.4.2 Abluftreinigung in der Industrie 578
- 13.4.3 Rauchgasreinigung in Kraftwerken 586
- 13.4.4 Abgasreinigung bei Automobilen 591
- 13.5 Abfall und Recycling 594
- 13.5.1 Abfallzusammensetzung 594
- 13.5.2 Abfallentsorgung 595
- 13.5.3 Recycling 602
- 13.6 Produktionsintegrierter Umweltschutz 603
- 13.7 Ökobilanzen 606

- Anhang 609**
- A.1 Die Buchstaben des griechischen Alphabets 609
- A.2 Vorsatzzeichen und Abkürzungen für Stoffmengenanteile 610
- A.3 Maßeinheitentabelle 611
- A.4 Verzeichnis der chemischen Elemente (Stand IUPAC 2011) 612
- A.5 Löslichkeitsprodukte 615
- A.6 Schadstoffhöchstwerte am Arbeitsplatz und Wassergefährdungsklassen (WGK) 617
- A.7 Gefahrensymbole 618
- A.8 Periodensystem der Elemente 619

- Sachverzeichnis 621**

Vorwort

Dieses Buch, welches nun bereits in der 14. Auflage erscheint, bietet eine umfassende, praxisorientierte Einführung in die für den Ingenieur relevante Chemie, erarbeitet die erforderlichen theoretischen Grundlagen und ist als studienbegleitendes Lehrbuch gedacht, aber auch geeignet zum Selbststudium. Es soll ferner dem in der Praxis tätigen Ingenieur eine Hilfe sein und soll ihm durch die zahlreichen Tabellen und Zahlenangaben als erstes Nachschlagewerk dienen.

Der Text wurde so verfasst, dass er ohne naturwissenschaftliche Vorkenntnisse verständlich wird. Insbesondere wurden alle Fachausdrücke, die über den Rahmen der Alltagssprache hinausgehen, bei ihrem ersten Auftauchen erklärt. Es erwies sich als besonders nützlich, dabei von der ursprünglichen Bedeutung der betreffenden Wörter auszugehen. Diese Worterklärung kann man später anhand des Sachregisters rasch wiederfinden.

Diese 14. Auflage wurde vollständig überarbeitet und aktualisiert. Hierbei wurden insbesondere das Layout und viele Abbildungen übersichtlicher gestaltet. Die Kontroll- und Übungsfragen wurden in einem eigenen Übungsbuch zusammengefasst und deutlich erweitert.

Das vorliegende Lehrbuch ist wohl die aktuellste und umfassendste Einführung in die Chemie für Ingenieure. Da in ihm besonders die anwendungsbezogenen Themen ausführlich behandelt werden, hat es sich an vielen Universitäten, Fachhochschulen und Berufsakademien bewährt. Es ist vornehmlich für folgende Fachrichtungen geeignet: Verfahrenstechnik, Umwelttechnik, Maschinenbau, Mechatronik, Sensortechnik, Fahrzeugtechnologie, Energietechnik, Nachrichtentechnik, Informatik, Wirtschaftsingenieurwesen.

Eine Beschäftigung mit der Chemie ist und bleibt für den Ingenieur für die Bewältigung zukünftiger technischer Probleme von großer Bedeutung. So soll dieses Lehrbuch einen kleinen Beitrag dazu leisten, dass die menschlichen Existenzgrundlagen mithilfe der Technik weiter ausgebaut werden, damit auch in Zukunft ein gesundes und menschenwürdiges Leben auf der Erde gesichert bleibt.

Ich möchte mich bei meinen Kollegen und Studenten für die zahlreichen Verbesserungsvorschläge bedanken. Insbesondere danke ich Herrn Miroslaw Wawak für seine Unterstützung bei den Arbeiten für die neue Auflage und das Übungsbuch sowie für die Bearbeitung zahlreicher Abbildungen.

1

Atombau und Periodensystem

Das erste Kapitel führt uns zu den kleinsten Bestandteilen der stofflichen Welt, da Grundkenntnisse über deren Aufbau wichtig zum Verständnis vieler stofflicher Eigenschaften und Veränderungen sind. Besonders das wellenmechanische oder quantenmechanische Atommodell trägt dazu bei, später viele chemische Gesetzmäßigkeiten mühelos verstehen zu können. Dabei werden u. a. auch einige erkenntniskritische Überlegungen angestellt, denn die Erkenntnisse der Quantenmechanik haben seit Beginn dieses Jahrhunderts unser Weltbild vollkommen umgestaltet. Ein vertieftes Verständnis dieser Sachverhalte ermöglicht es dann, die uns umgebende Wirklichkeit besser begreifen zu können.

1.1

Bestandteile des Atoms

Ein Atom besteht aus einem **Atomkern** und einer **Elektronenhülle**. Bei chemischen Reaktionen treten Veränderungen in der Elektronenhülle auf.

Atomdurchmesser: Größenordnung 10^{-10} m

Atomkerndurchmesser: Größenordnung 10^{-14} m

Der Kern enthält die elektrisch positiv geladenen **Protonen** und die elektrisch neutralen **Neutronen**. Beide haben etwa die gleiche Masse und werden als **Nukleonen** bezeichnet (nucleus, lat. = Kern; Nukleonen = Kernbestandteile). Die Atomhülle wird aus den elektrisch negativ geladenen Elektronen gebildet. Nukleonen und Elektronen sind Elementarteilchen und besitzen die in Tab. 1.1 angegebenen Massen bzw. elektrischen Ladungen. Zum Vergleich, um sich die Größenverhältnisse besser vorstellen zu können: Wäre der Atomkern so groß wie ein Stecknadelkopf (ca. 1 mm), hätte das Atom die Ausdehnung eines Fußballfelds (ca. 100 m).

Die Eigenschaften der Atome werden entscheidend durch die Außenelektronen bestimmt. Die Anzahl der Elektronen in der Hülle hängt aber ihrerseits von der Anzahl der Protonen im Kern ab, sodass letztlich die Protonenzahl das maßge-

Tab. 1.1 Elementarteilchen.

Name	Symbol	Ruhemasse	elektrische Ladung	Einheiten
Proton	p^+	$1,672\,61 \cdot 10^{-24}$ g	$+1,6 \cdot 10^{-19}$	As, Ampèresekunden oder C, Coulomb
Neutron	n	$1,674\,92 \cdot 10^{-24}$ g	–	
Elektron	e^-	$0,910\,96 \cdot 10^{-27}$ g	$-1,6 \cdot 10^{-19}$	As, Ampèresekunden oder C, Coulomb

bende Unterscheidungsmerkmal für die verschiedenen Atomarten darstellt. Hinsichtlich der Protonenzahl gibt es 103 verschiedene Atomarten¹⁾.

Stoffe, die nur aus einer dieser Atomarten mit jeweils der gleichen Protonenzahl bestehen, nennt man **chemische Elemente**. Man kennzeichnet die chemischen Elemente durch Symbole; diese sind Abkürzungen des lateinischen Namens, bestehend aus einem oder zwei Buchstaben, z. B. H für Hydrogenium (Wasserstoff); O für Oxygenium (Sauerstoff); N für Nitrogenium (Stickstoff); C für Carbonium (Kohlenstoff); S für Sulfur (Schwefel); Na für Natrium (deutsch ebenfalls Natrium); Fe für Ferrum (Eisen); Cu für Cuprum (Kupfer); Zn für Zincum (Zink); Sn für Stannum (Zinn); Hg für Hydrargyrum (Quecksilber) usw. Die im deutschen Sprachgebrauch üblichen Elementnamen sind mit den Elementsymbolen und der jeweiligen Protonenzahl im Kern (= Ordnungszahl) im Anhang A.4 zu finden.

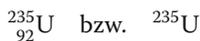
1.2

Atomkerne

Fast die gesamte Masse eines Atoms ist im Kern vereinigt. Der Kern erfüllt aber nur ca. ein Billionstel des gesamten Atomvolumens. Ein anschaulicher Vergleich: Die Atomkerne eines Eisenwürfels von 10 m Kantenlänge ergäben, ohne die Elektronenhüllen dicht zusammengepackt, einen Würfel von weniger als 1 mm^3 Rauminhalt, aber mit einer Masse von 7900 t!

Die **Massenzahl** gibt an, wie viele Nukleonen (Protonen + Neutronen) ein Atomkern enthält. Sie wird links oben vor das Elementsymbol oder hinter das Elementsymbol geschrieben, also z. B.: ^{235}U ; ^{238}U ; bzw. U 235; U 238.

Die **Kernladungszahl** oder **Ordnungszahl** zeigt die Anzahl der Protonen im Kern und damit das chemische Element an. Sie steht unten links vor dem Elementsymbol. Man schreibt sie jedoch meistens nicht, weil das Elementsymbol indirekt die Protonenanzahl angibt, z. B. $_{92}\text{U}$ bzw. U mit Massenzahl:



- 1) Die Atomarten mit mehr als 103 Protonen sind nur winzige Bruchteile einer Sekunde existenzfähig und haben keine praktische Bedeutung. Kernphysikalische Experimente lassen den Schluss zu, dass sich auch Atomarten mit mehr als 103 Protonen vorübergehend (für extrem kurze Zeiten) bilden können.

Werden aber Reaktionen beschrieben, bei denen sich die Kernladungszahl und damit auch das chemische Element ändert, ist es zweckmäßig, die Ordnungszahl zu schreiben.

Die **Neutronenzahl** errechnet sich aus der Differenz zwischen Massenzahl und Ordnungszahl. Durch die Neutronen werden die positiv geladenen Protonen im Kern zusammengehalten. Die Elemente bis zur Ordnungszahl 20 haben etwa gleich viele Neutronen wie Protonen, bei den höheren Elementen überwiegen die Neutronen mit steigender Ordnungszahl immer stärker.

Nuklide sind Atomarten (Atome einschließlich Elektronenhülle), die durch die Protonenzahl und Neutronenzahl charakterisiert sind; man kennzeichnet sie üblicherweise durch das chemische Symbol und die Massenzahl, manchmal zusätzlich auch durch die Kernladungszahl. Beispiel: In der Medizin diente zur Schilddrüsendiagnostik das Nuklid Iod 131 ($I\ 131$). Dieses Nuklid ist durch den Reaktorunfall von Tschernobyl allgemein bekannt geworden.

Isotope sind Atome des gleichen chemischen Elements (gleiche Protonenzahl; sie stehen an der gleichen Stelle der Elementetabelle „Periodensystem“; von isos, gr. = gleich; topos, gr. = Ort), jedoch mit verschiedenen Massenzahlen und damit unterschiedlichen Neutronenzahlen.

Im Schrifttum werden oft Nuklide und Isotope einander gleichgesetzt. Korrekterweise sollte man jedoch den Ausdruck Isotope nur dann verwenden, wenn er im Zusammenhang mit verschiedenen Atomarten ein und desselben Elements gebraucht wird. Handelt es sich jedoch nur um eine bestimmte Atomart mit genau definierter Protonen- und Neutronenzahl, sollte man besser den Ausdruck Nuklid wählen.

Zwanzig von den in der Natur vorkommenden Elementen bestehen jeweils nur aus einer einzigen Nuklidart. Es sind die **Reinelemente** (und zwar: Be; F; Na; Al; P; Sc; Mn; Co; As; Y; Nb; Rh; I; Cs; Pr; Tb; Ho; Tm; Au; Bi). Von diesen Reinelementen gibt es aber auch noch künstlich herstellbare, radioaktive Isotope, die jedoch nach bestimmten Gesetzmäßigkeiten unter Aussendung von radioaktiven Strahlen und Elementarteilchen bzw. Kernbestandteilen (Heliumkernen) in andere chemische Elemente zerfallen und wegen ihrer Instabilität in der Natur nicht vorkommen.

Mischelemente jedoch kommen in der Natur als Isotopengemische vor (bis zu zehn stabile Isotope pro Element). Das Mischungsverhältnis dieser Isotope ist (von wenigen Ausnahmen abgesehen) überall auf der Erde nahezu konstant. Alle Elemente, die nur radioaktive Isotope haben, sind im Periodensystem (siehe Anfang des Buches) durch einen Stern rechts über dem Elementsymbol gekennzeichnet. Von ihnen sind die Elemente mit der Ordnungszahl 43, das Technecium (Tc), und mit der Ordnungszahl 61, das Promethium (Pm) sowie die Transurane (= Elemente mit Ordnungszahlen höher als 92) in der Natur nicht zu finden, da sie keine langlebigen radioaktiven Isotope haben. Die Elemente Uran (U, Ordnungszahl 92) und Thorium (Th, Ordnungszahl 90) haben jedoch so langlebige radioaktive Isotope, dass einige Mineralien diese Elemente noch enthalten. Diese Mineralien enthalten als Zerfallsprodukte vom Uran und Thorium auch noch radioaktive Isotope der Elemente 82–91.

Die Elemente mit Ordnungszahlen über 92, die **Transurane**, können dadurch hergestellt werden, dass man Atomkerne mit Elementarteilchen beschießt, wobei durch Einfangen der Elementarteilchen im Kern schwerere Atome aufgebaut werden. So kann man, ausgehend vom Uran, stufenweise zu Elementen mit immer höheren Ordnungszahlen gelangen.

Isotope besitzen aufgrund der jeweils gleichen Protonenzahl im Kern und einer entsprechenden Elektronenzahl in der Hülle **gleiche chemische Eigenschaften**. Sie unterscheiden sich durch die Neutronenzahl und damit durch die Masse. Sie können dann voneinander getrennt werden, wenn man bei einem Trennungsvorgang das geringfügig andersartige Verhalten der Isotope infolge ihrer Massenunterschiede ausnutzen kann, z. B. unterschiedliche Diffusionsgeschwindigkeiten oder unterschiedliche Trägheitsmomente; letztere nutzt man in der „Gaszentrifuge“ oder im „Massenspektrometer“ (siehe Abschn. 11.6). Bei den meisten Isotopen ist eine Trennung schwierig und apparativ sehr aufwendig, weil der relative Massenunterschied nur geringfügig ist; dieser beträgt zwischen U 235 und U 238 nur ca. 1,3 %. Am größten ist der relative Massenunterschied bei den Wasserstoffisotopen. Wegen der damit verbundenen zwar geringfügigen, aber doch deutlich feststellbaren unterschiedlichen Eigenschaften haben die drei Wasserstoffisotope besondere Namen und Elementsymbole erhalten.

${}^1_1\text{H}$ = normales Wasserstoffnuklid

${}^2_1\text{H}$ = D = Deuterium

${}^3_1\text{H}$ = T = Tritium

1.3

Aufbau der Elektronenhülle

Die Atome sind im normalen Zustand nach außen hin elektrisch neutral, d. h., die Elektronenhülle besitzt ebenso viele Elektronen, wie der Kern Protonen enthält. Zur Charakterisierung des Aufbaus der Elektronenhülle dienen zwei Modelle:

- das **Bohr'sche Atommodell**²⁾ und
- das **wellenmechanische Atommodell**.

1.3.1

Das Bohr'sche Atommodell

Nach dem Bohr'schen Atommodell umkreisen die Elektronen den Kern unter dem Einfluss der elektrischen Anziehungskraft (Kern = positiv, Elektronen = negativ elektrisch geladen) auf Elektronenschalen in verschiedenen Abständen, wie Planeten die Sonne (siehe Abb. 1.1).

2) Niels Bohr, 1885–1962, Nobelpreis 1922

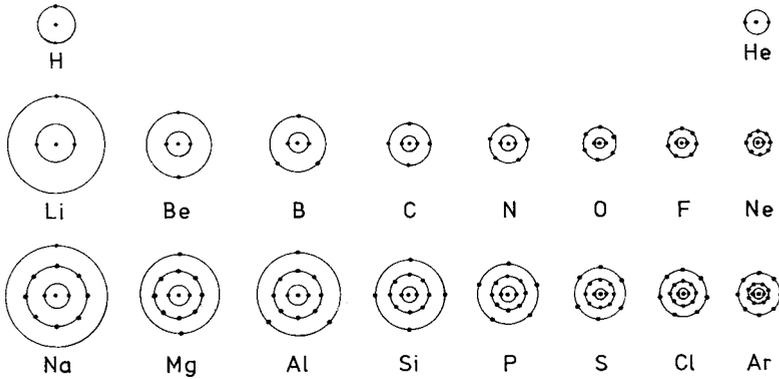


Abb. 1.1 Das Bohr'sche Atommodell für die ersten 18 Elemente.

Die Zählung der Elektronenschalen erfolgt von innen nach außen. Es sind auch die folgenden Bezeichnungen gebräuchlich:

K-, L-, M-, N-, O-, P-, Q-Schale für die
1., 2., 3., 4., 5., 6., 7. Elektronenschale

Die jeweils **äußerste Elektronenschale** eines Atoms kann bei der K-Schale (= 1. Schale) zwei Elektronen, bei allen übrigen Schalen maximal acht Elektronen enthalten. Eine voll besetzte Außenelektronenschale mit acht Außenelektronen (bzw. beim Element He mit zwei Elektronen) stellt eine besonders stabile Elektronenanordnung dar.

Das Bohr'sche Atommodell, ein sehr einfaches und anschauliches Modell, ist eine wertvolle Hilfe, um viele Gesetzmäßigkeiten in der Chemie erklären zu können. Andere Phänomene können mit ihm nicht verständlich gemacht werden; sie werden besser mit dem wellenmechanischen Atommodell beschrieben.

1.3.2

Das wellenmechanische Atommodell

1.3.2.1 Vom Dualismus Welle–Korpuskel

Beim wellenmechanischen Modell werden die Elektronen als Wellen betrachtet, denn ein bewegtes Elektron zeigt, je nachdem wie die Versuchsbedingungen sind, entweder Wellennatur, oder es verhält sich wie ein Korpuskel (Verkleinerungsform von corpus, lat. = Körper).

Den Dualismus Welle–Korpuskel hat man zuerst beim Licht beobachten können: Es gibt Phänomene, die sich nur erklären lassen, wenn man annimmt, dass das Licht Wellennatur habe; hierzu gehören die Interferenz, ferner die **Beugung des Lichtes** am Gitter. Wiederum andere Erscheinungen weisen darauf hin, dass das Licht aus kleinen Körperchen (den Photonen) bestehen muss: So schlagen beim

fotoelektrischen Effekt „Lichtquanten“ bestimmter Energie aus der Oberfläche eines Metalls einzelne Elektronen heraus. Eine ausführliche Beschreibung dieser Phänomene wird als Lehrgegenstand des Unterrichtsfaches Physik dort ausführlicher behandelt. Anwendungen dieser Gesetzmäßigkeiten, soweit sie im Rahmen des Faches Chemie von Interesse sind, werden an anderer Stelle dieses Buches besprochen: fotoelektrischer Effekt (siehe Abschn. 6.4.2.6 und 6.5.1.4) und Reflexion und Beugung von Röntgenstrahlen am Kristallgitter (= Indiz auch für die Wellennatur der Röntgenstrahlen, siehe Abschn. 11.4.2).

1924 postulierte de Broglie (Louis Victor de Broglie, 1892–1987) eine Wellennatur auch für die bis dahin nur als Korpuskel angenommenen Elementarteilchen. De Broglies Hypothese konnte 1927 von Clinton Joseph Davisson und 1928 von Sir George Paget Thomson durch eindeutige Experimente bestätigt werden. Thomson konnte zeigen, dass Elektronenstrahlen beim Durchgang durch verschiedene Metalle, z. B. durch eine Goldfolie, in einem bestimmten Winkel abgelenkt werden (in ähnlicher Weise wie bei der Lichtbeugung am Gitter). Es ergab sich hierbei eine Anzahl von konzentrisch angeordneten Beugungsringen, von denen einer in der Abb. 1.2 schematisch eingezeichnet wurde.

Diese Versuchsanordnung ist, wenn man die Abstände der Atome voneinander (Gitterpunkte) in einer Goldfolie kennt, geeignet, die Wellenlänge von Elektronen zu berechnen (siehe Abb. 1.2). Beispiel: Bei Elektronen mit einer Energie von $50\,000\text{ eV} = 8,010\,95 \cdot 10^{-15}\text{ J}$ beträgt die Wellenlänge $6 \cdot 10^{-12}\text{ m}$.

Es gibt aber andererseits Experimente, die mit der Wellennatur der Elektronen nicht zu erklären sind. Sie sind nur zu verstehen, wenn man die Elektronen als kleine Masseteilchen auffasst. Eigenschaften, die auf einen korpuskularen Charakter der Elektronen hinweisen, sind Masse und Trägheit; man kann von Elektronen den Impuls bestimmen.

Die Realität eines korpuskularen Elektrons ist ebenso unzweifelhaft, wie die Welle eines Elektrons und mit ihr die Wellenlänge real ist, wenn sie am Beugungsgitter gemessen wird. Bei der Messung der Wellenlänge muss das Elektron als Welle wirklich in einem Raumbereich entsprechender Größe ausgebreitet sein; es

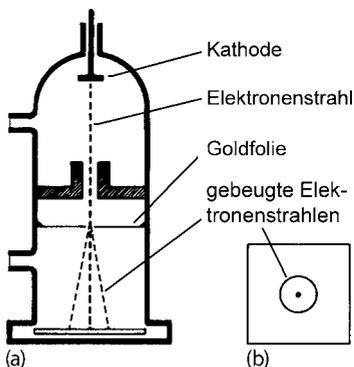


Abb. 1.2 Beugung von Elektronenstrahlen an einer Goldfolie: (a) Versuchsanordnung, (b) Fotoplatte mit Beugungsbild.

muss in dem für die Messung der Wellenlänge erforderlichen Raumbereich seine reale physikalische Wirkung ausüben.

Diese „**Zweigesichtigkeit**“ der Elektronen, dieser sogenannte **Dualismus Welle–Korpuskel** bedingt die merkwürdige Tatsache, dass es physikalisch nicht möglich ist, beide Erscheinungsformen eines Elektrons gleichzeitig zu erfassen und durch Messung genau zu bestimmen. Je genauer man die Wellenlänge des Elektrons bestimmt, umso ungenauer ist ihm ein bestimmter Ort zuzuschreiben. Ein mit scharf bestimmter Wellenlänge auftretendes Elektron hat keinen genau bestimmten Ort. Führt man umgekehrt eine genaue Ortsbestimmung durch, dann kann man dem Elektron keine exakt definierte, durch noch so genaue Methoden bestimmbare Wellenlänge zuschreiben.

Andere Aspekte des gleichen Sachverhalts sind die berühmte **Heisenberg'sche Unschärferelation** (Werner Heisenberg, 1901–1976, Nobelpreis 1932) und das **Komplementaritätsprinzip von Bohr**.

Das Komplementaritätsprinzip besagt, dass es grundsätzlich unmöglich ist, mehr als die Hälfte der Zustandsgrößen (z. B. Ort und Impuls) eines Elektrons *gleichzeitig* vollkommen scharf zu bestimmen. Je zwei Zustandsgrößen sind so miteinander gekoppelt, dass – je genauer man die eine misst – umso ungenauer die andere wird. Die Formulierung der Heisenberg'schen Unschärferelation lautet: Ein Elektron lässt sich nach Ort und Impuls bestimmen. Beide Größen sind gleichzeitig nur mit einer gewissen **Unschärfe** erfassbar. Das Produkt der Unschärfen ist von der Größenordnung des **Planck'schen Wirkungsquantums h** :

$$\Delta x \cdot \Delta p \approx h ; \quad h = 6,630 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$$

Δx Unschärfe bei der Ortsbestimmung des Elektrons

Δp Unschärfe bei der Impulsbestimmung des Elektrons

Man kann zwar grundsätzlich entweder den Ort oder den Impuls mit großer Genauigkeit messen, dann wird aber jeweils die andere Größe umso ungenauer. Bei vollkommen genauer Ortsbestimmung wird der Impuls vollkommen unbestimmt und umgekehrt.

Man darf diesen Sachverhalt nicht dahingehend missverstehen, als handle es sich bei der Unschärferelation nur um eine Grenze der praktischen Messmöglichkeiten, sondern es ist vielmehr so, dass einem unbeobachteten Teilchen überhaupt kein Zustand im klassischen Sinne zugeschrieben werden kann. Erst durch den Beobachtungsakt wird ein Elementarteilchen veranlasst, einen Zustand (Welle–Korpuskel oder Impuls–Ort) überhaupt anzunehmen. Der Dualismus Welle–Korpuskel, das Bohr'sche Komplementaritätsprinzip bzw. die Heisenberg'sche Unschärferelation haben zur Folge, dass im atomaren Bereich beiden Elementarteilchen eine gewisse **Unbestimmtheit** zugrunde liegt.

1.3.2.2 Die Bahnformen der Elektronen

Im Bohr'schen Atommodell wird das Elektron als ein um den Kern kreisendes Korpuskel angenommen. In der wellenmechanischen Deutung wird das Elektron

als stehende Materiewelle aufgefasst, die den Kern in bestimmter, berechenbarer Weise umgibt.

Ein uns bekanntes Beispiel einer stehenden Welle findet man bei einer schwingenden Geigensaite oder einem schwingenden Seil. Bei einer solchen stehenden Welle zeigen gewisse Bezirke des Seils maximale Schwingungsauslässe, Schwingungsamplituden oder Wellenbäuche. In Abb. 1.3 sind es ein, zwei oder drei Schwingungsbäuche, die an den Stellen der größten Schwingungsenergie durch Schwärzungen markiert sind, während an anderen Stellen, den Wellenknoten, die Schwingungen kaum oder nicht wahrnehmbar sind.

Es lag nun nahe, die Materiewellen des Elektrons im Atom durch diejenigen mathematischen Gleichungen zu beschreiben, die auch zur Darstellung anderer Arten stehender Wellen Verwendung finden können. Eine solche Gleichung wurde von **Schrödinger** im Jahre 1926 aufgestellt (Erwin Schrödinger, 1887–1961, Nobelpreis 1933). Diese Gleichung (eine Differenzialgleichung zweiter Ordnung) bringt die **Wellenfunktion** ψ des Elektrons in Verbindung mit der Energie des Elektrons und den Raumkoordinaten, mit denen das System beschrieben wird. Die Wellenfunktion ist keine physikalisch anschaulich deutbare Größe, während das Quadrat dieser Wellenfunktion mit seiner Änderung in den Raumkoordinaten ($\psi^2 \cdot dx dy dz$) ein Maß für die Wahrscheinlichkeit darstellt, das betreffende Elektron in einem Volumenelement (gegeben durch $dV = dx dy dz$) anzutreffen.

Eine relativ einfache, leicht fassbare anschauliche Darstellung dieses schwierigen Sachverhaltes bekommt man dadurch, dass man die unserer Vorstellung nach schwer zugängliche Materiewelle des Elektrons umzudeuten versucht, indem man sich das Elektron als kleines Materieteilchen (Korpuskel) denkt. Nach dieser Auffassung betrachtet man die Intensität der Materiewelle nicht mehr unmittelbar als Energie des schwingenden Elektrons, sondern als Wahrscheinlichkeit, das Elektron an einer bestimmten Stelle anzutreffen. So kann man dem korpuskelartig angenommenen Elektron eine bestimmte, berechenbare **Aufenthaltswahrscheinlichkeit** um den Kern zuordnen. Dort, wo die Intensität der Materiewelle am größten ist, ist auch die Wahrscheinlichkeit am größten, das Elektron anzutreffen, d. h., dort ist auch die Materiedichte am größten. Da das Elektron eine negative elektrische Ladung besitzt, bestimmt das Quadrat der Wellenfunktion auch die Ladungsdichte einer solchen elektrisch negativ geladenen Ladungswolke pro Raumelement dV , d. h., es ergeben sich unterschiedliche Ladungsdichten aus der Bewegung oder Schwingung des Elektrons in der Atomhülle.

Vergleichen wir zum Verständnis der Materiewelle zunächst einmal ein zwischen zwei Wänden, nur in einer Dimension der drei Raumkoordinaten schwingendes Elektron mit der stehenden Welle einer schwingenden Geigensaite, so wie

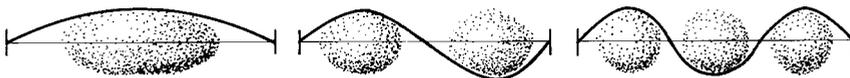


Abb. 1.3 Stehende Wellen mit ein, zwei und drei Wellenbäuchen.

sie in Abb. 1.3 gezeichnet wurde, so müssten wir an den Wellenbäuchen, den geschwärzt gezeichneten Stellen, die größte Aufenthaltswahrscheinlichkeit für das Elektron annehmen, während in den Wellenknoten die Wahrscheinlichkeit, das Elektron anzutreffen, praktisch null ist. Eine mit zwei, drei oder mehr Schwingungsbäuchen schwingende Saite hätte eine größere Schwingungsenergie, entsprechend besäße ein solches Elektron auch eine höhere Energiestufe. Bildete ein Elektron eine stehende Materiewelle nicht nur zwischen zwei Wänden, sondern nach allen Richtungen, also beschreibbar in den drei Raumkoordinaten, so erhielte man aus dem Quadrat der Wellenfunktion der Schrödinger-Gleichung für verschiedene Energiezustände die in Abb. 1.4 wiedergegebenen, geschwärzt gezeichneten Gebiete mit maximaler Aufenthaltswahrscheinlichkeit.

Die Berechnung der Schrödinger-Gleichung ist nur möglich, wenn man für die Energie des Elektrons bestimmte Zahlenwerte, die sich von ganzzahligen Vielfachen bestimmter Beträge ableiten, einführt. Das entspricht auch den Beobachtungen bei der Spektralanalyse (siehe elftes Kapitel) und den Aussagen der von Max Planck Anfang dieses Jahrhunderts begründeten **Quantenphysik** (Max Planck, 1858–1947, Nobelpreis 1918). Nach den Prinzipien der Quantenphysik wird die Energie im atomaren Bereich nicht in kontinuierlich veränderbaren Beträgen, sondern nur in bestimmten, genau definierten Portionen oder Quanten übertragen.

Für die anschauliche Darstellung der chemischen Bindung (hiervon handelt das zweite Kapitel dieses Buches) wird allgemein nicht das Quadrat der Wellenfunktion, sondern die Wellenfunktion ψ selbst verwendet. Für verschiedene Energiezustände bekommt man aus der Wellenfunktion der Elektronen die in Abb. 1.5 wiedergegebenen, als **Orbitale** (orbit, engl. = Planetenbahn, Wirkungsbereich) bezeichneten Formen. Für den Grundzustand der Elektronen ergibt sich aus der Gleichung von Schrödinger ein kugelförmiges, konzentrisch um den Kern angeordnetes Orbital, das als **s-Orbital** bezeichnet wird. Höhere Anregungs- (Energie-)Formen liefern hantelförmige Orbitale, die als **p-Orbitale** bezeichnet werden. Die hantelförmigen p-Orbitale können sich nach den drei Raumkoordinaten ausrichten, so wie es in Abb. 1.5 angedeutet ist. Noch höhere Anregungsformen ergeben die in Abb. 1.5 ebenfalls dargestellten rosettenartigen **d-Orbitale** mit fünf Möglichkeiten der räumlichen Anordnung.

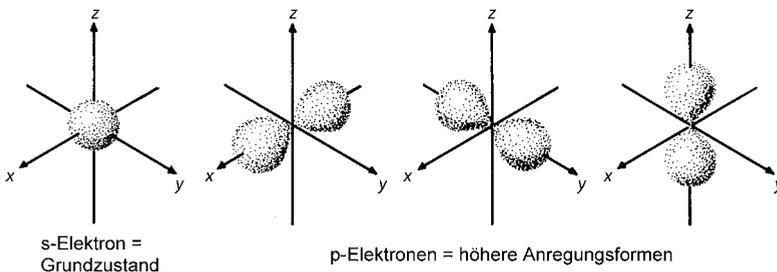


Abb. 1.4 Bildliche Darstellung vom Quadrat der Wellenfunktion.

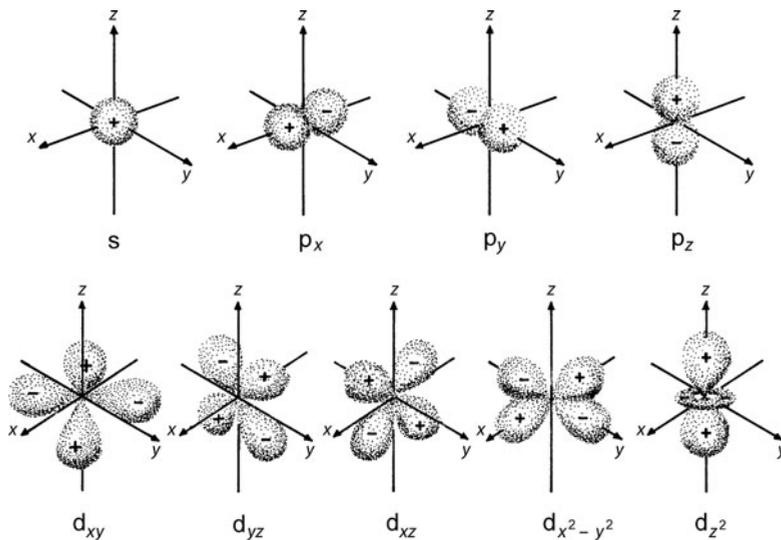


Abb. 1.5 Die Orbitale von s-, p- und d-Elektronen.

Die mathematische Ausrechnung der Wellenfunktion ψ liefert teilweise positive, teilweise negative Werte; dementsprechend sind einigen Bereichen der Orbitale positive, anderen Bereichen negative Vorzeichen zuzuordnen, wie es in der Abb. 1.5 gekennzeichnet wurde. Das Quadrat der Wellenfunktion ergibt jedoch nur positive Werte, die man, wie oben beschrieben, mit der Aufenthaltswahrscheinlichkeit der Elektronen oder mit der Ladungsdichte der Elektronenwolke physikalisch sinnvoll deuten kann.

1.3.2.3 Prinzipielle erkenntniskritische Überlegungen

Da Elektronen kleiner als die Wellenlänge des Lichtes sind, können sie durch das Licht nicht abgebildet werden und eben deswegen nicht gesehen werden. Elektronen lassen sich nur durch ihre Beeinflussbarkeit in elektrischen oder magnetischen Feldern nachweisen oder durch die Wirkung, die sie beim Auftreffen auf Materie erzeugen.

Die Kenntnisse über die verschiedenen energetischen Zustände der Elektronen gewinnt man aus spektralanalytischen Daten. Das Gebiet der Spektralanalyse wird im elften Kapitel ausführlich behandelt. Hier soll nur kurz das Prinzip erläutert werden:

Durch Energiezufuhr (z. B. in Form von Licht oder anderen elektromagnetischen Strahlen) können Elektronen aus dem Grundzustand, in dem sie sich im Atom befinden, in ein höheres Energieniveau gehoben werden. Auf den im tieferen Energieniveau frei gewordenen Platz fällt dann sofort wieder ein Elektron unter Energieabgabe zurück. Die abgegebene Energie wird in Form von elektromagnetischer Strahlung ausgesendet, und die betreffenden Energiebeträge können durch die Wellenlängen der ausgesendeten elektromagnetischen Wellen (z. B.

Licht) erkannt werden. Diese Energiebeträge entsprechen den Energiedifferenzen zwischen jeweils zwei möglichen Energiestufen des Elektrons in der Atomhülle.

Die Schrödinger-Gleichung ist die mathematische Formulierung der Energiezustände von Elektronen im Atom. Die mathematische Ausrechnung der Schrödinger-Gleichung führt schließlich zu den in Abb. 1.5 wiedergegebenen Elektronenorbitalen. Solche Elektronenorbitale sind sehr anschauliche Modelle von schwierigen mathematisch-physikalischen Zusammenhängen, die sich nur in unanschaulichen mathematischen Gleichungen beschreiben lassen. Die Brauchbarkeit solcher Modellvorstellungen für die Elektronenorbitale wird sich vor allem bei der Behandlung der chemischen Bindung an verschiedenen Stellen dieses Buches zeigen.

Die Elektronen zeigen sowohl Korpuskel- als auch Wellennatur. In der mit unseren Sinnen erfahrbaren Umgebung gibt es keine vergleichbaren Gebilde, die ähnlich aufgebaut wären. Wir können somit letztendlich nicht die wahre Natur der Elektronen „begreifen“, sondern nur das Modell akzeptieren, da es experimentelle Ergebnisse richtig beschreibt.

1.3.2.4 Die Quantenzahlen und das Pauli-Prinzip

Die Elektronen können in einem Atom nur ganz bestimmte Energiezustände einnehmen. Wird ein Elektron durch Energieaufnahme vom Grundzustand in einen energetisch höheren, angeregten Zustand überführt, so muss der dazu notwendige, volle Energiebetrag aufgewendet werden. Reicht die Energie hierfür nicht aus, so nimmt das Elektron überhaupt keine Energie auf. Man stellt also fest, dass die Energie nicht in beliebig kleinen Beträgen, sondern nur in bestimmten Mindestquantitäten, in sogenannten **Quanten** übertragen werden kann. Fällt ein Elektron wieder in den ursprünglichen Grundzustand zurück, so wird der hierbei frei werdende Energiebetrag (in Form von elektromagnetischen Wellen) ausgesendet.

Ein Elektron kann im Atom durch vier verschiedene Kriterien beschrieben werden, die wir als die **vier Quantenzahlen** bezeichnen. Solche Merkmale, die ein Elektron charakterisieren, können sich bei Energieänderung nur als einzelne unteilbare Quanten ändern. Die vier Quantenzahlen sind:

a) Hauptquantenzahl n

Sie entspricht der laufenden Nummer der Elektronenschalen im Bohr'schen Atommodell (die Schalen werden von innen nach außen gezählt, Abschn. 1.3.1). Gebräuchliche Bezeichnung der Elektronenschalen:

$$\begin{aligned} n = 1 &: \text{ K-Schale} & n = 2 &: \text{ L-Schale} & n = 3 &: \text{ M-Schale} \\ n = 4 &: \text{ N-Schale} & n = 5 &: \text{ O-Schale} & n = 6 &: \text{ P-Schale} \\ n = 7 &: \text{ Q-Schale} \end{aligned}$$

b) Nebenquantenzahl l

Sie wird als Unterschale bezeichnet, kann jeden ganzzahligen Wert von 0 bis $n - 1$ einnehmen ($n =$ Hauptquantenzahl) und entspricht dem Orbital bzw. der Bahnform der Elektronen (Abschn. 1.3.2.2 und Abb. 1.5).

Gebräuchliche Bezeichnung der Orbitale:

- $l = 0$: s-Elektronen (kugelförmige Orbitale)
- $l = 1$: p-Elektronen (hantelförmige Orbitale)
- $l = 2$: d-Elektronen (rosettenartige Orbitale)
- $l = 3$: f-Elektronen (rosettenartige Orbitale)

c) Richtungsquantenzahl oder magnetische Quantenzahl m

Sie wird durch das Verhalten der Elektronen im Magnetfeld bestimmt. Sie gibt die Ausrichtung der p-, d- bzw. f-Elektronen im Raum an und kann jeden ganzzahligen Wert von +1 (= Nebenquantenzahl) über 0 nach -1 (negativer Wert der Nebenquantenzahl) einnehmen. In Tab. 1.2 ist ersichtlich, wie viele Orbitale bei den einzelnen Elektronenarten möglich sind:

- Bei **p-Elektronen** (hantelförmige Orbitale) bestehen **drei** Möglichkeiten der Ausrichtung im Raum (siehe auch Abb. 1.5) nämlich +1, 0 und -1,
- bei **d-Elektronen** gibt es **fünf** Möglichkeiten (+2, +1, 0, -1, -2) und
- bei **f-Elektronen** schließlich **sieben** Möglichkeiten (+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3).

d) Spinquantenzahl s

Jedes Orbital, gekennzeichnet durch die Quantenzahlen n , l und m , kann immer mit zwei Elektronen besetzt werden, die somit jeweils ein „Elektronenpaar“ bilden. Die beiden Elektronen eines Elektronenpaares unterscheiden sich voneinander durch Eigenschaften, die man (aufgrund des Verhaltens im magnetischen Feld, Abschn. 6.2.3.3) als Eigenrotation, Drehimpuls oder Spin³⁾ des Elektrons deuten kann oder durch ein + oder - kennzeichnet. Die symbolische Darstellung zweier Elektronen mit unterschiedlichem Spin erfolgt im Folgenden durch nach oben oder nach unten weisende Pfeile.

Das **Pauli-Prinzip**⁴⁾ besagt, dass in einem Atom zwei Elektronen in ihren Quantenzahlen n , l , m , s nie völlig übereinstimmen können. Sie müssen sich mindestens durch eine Quantenzahl voneinander unterscheiden.

Es kann also jede Kombinationsmöglichkeit aus den vier Quantenzahlen (Haupt-, Neben-, Richtungs-, Spinquantenzahl) im Atom nur ein einziges Mal vorkommen. Nach den oben beschriebenen Gesetzmäßigkeiten für die Quantenzahlen ergibt sich bei Gültigkeit des Pauli-Prinzips die in Tab. 1.2 aufgeführte maximale Besetzung der einzelnen Elektronenschalen mit Elektronen. Die maximale Elek-

3) to spin, engl. = sich drehen. Bei dieser Deutungsweise der vierten Quantenzahl muss man das Elektron als korpuskulares Teilchen lokalisieren, was jedoch den wellenmechanischen Aussagen widerspricht. In korrekter, aber unanschaulicher Deutung

kann man deswegen nur feststellen, dass Elektronen neben den drei Freiheitsgraden der Bewegung im Raum noch einen vierten, als Spin bezeichneten Freiheitsgrad besitzen. 4) Wolfgang Pauli, 1900–1958, Nobelpreis 1945.