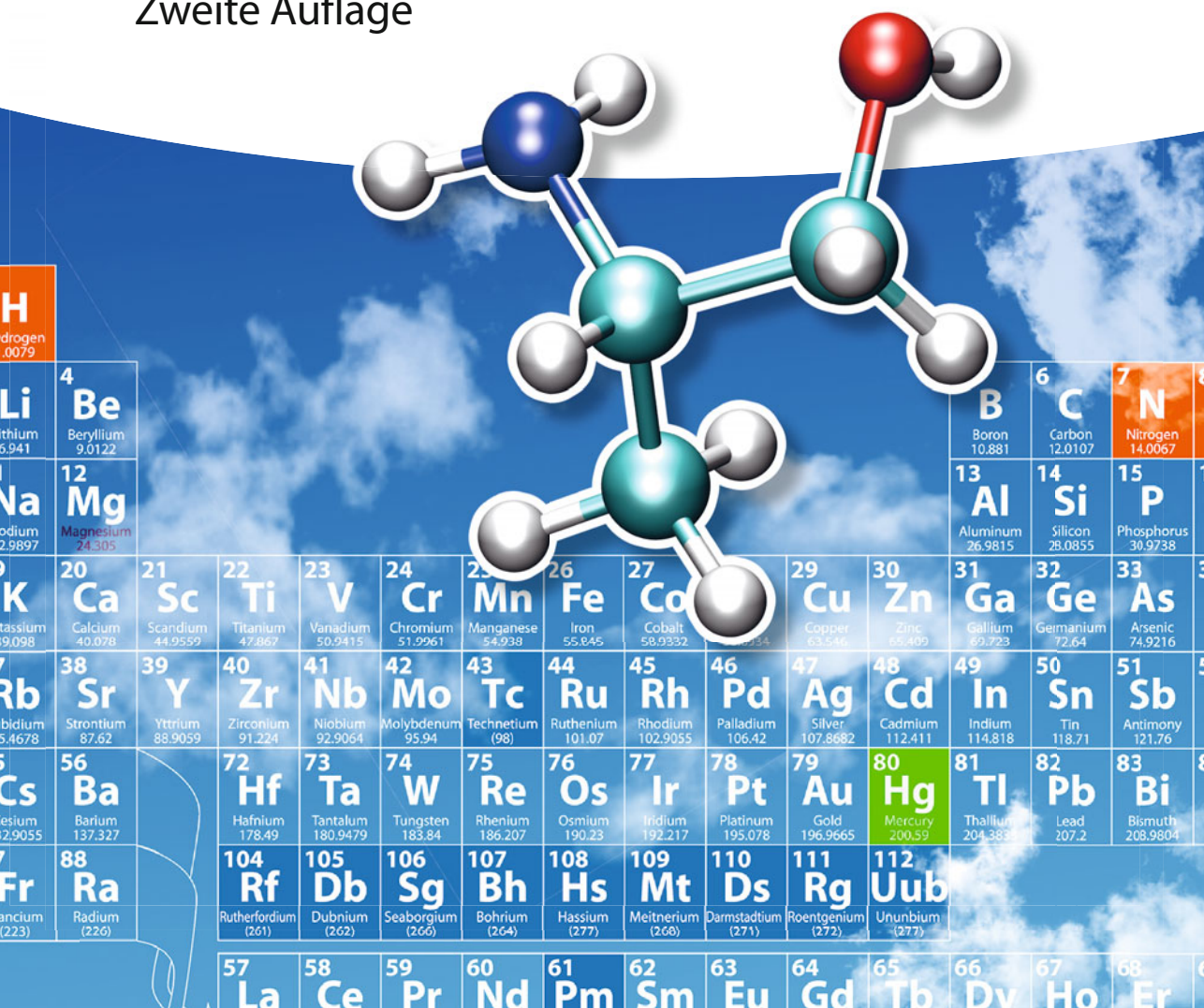


Thomas Wurm

Chemie für Einsteiger und Durchsteiger

Zweite Auflage



Thomas Wurm

**Chemie für Einsteiger
und Durchsteiger**

Thomas Wurm

Chemie für Einsteiger und Durchsteiger

2. Auflage

WILEY-VCH
Verlag GmbH & Co. KGaA

Autor

Thomas Wurm

Berufsfachschule für PTA
Neuburger Str. 109
94036 Passau
Deutschland

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.

© 2019 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.

Umschlaggestaltung Blue Sea Design,
Simone Buck, McLeese Lake, Canada
Satz le-tex publishing services GmbH, Leipzig,
Deutschland

Print ISBN 978-3-527-34586-1
ePDF ISBN 978-3-527-82090-0
ePub ISBN 978-3-527-82091-7

Gedruckt auf säurefreiem Papier.

Inhaltsverzeichnis

Vorwort zur zweiten Auflage *XIII*

1	Aufbau der Materie, Atombau und Periodensystem	1
1.1	Aufbau der Materie	1
1.1.1	Reinstoffe	1
1.1.2	Mischungen	1
1.1.3	Elemente und Verbindungen	2
1.2	Atombau	3
1.2.1	Der Atomkern	3
1.2.2	Die Elektronenhülle	7
1.3	Das Periodensystem der Elemente (PSE)	14
1.3.1	Ionisierungsenergie	16
1.3.2	Elektronenaffinität	17
1.3.3	Metalle und Nichtmetalle	18
1.3.4	Elektronegativität	19
1.4	Radioaktivität	19
1.4.1	Natürliche Radioaktivität	19
1.4.2	Die Halbwertszeit	20
1.4.3	Zerfallsreihen	21
1.4.4	Kernumwandlungen	21
1.4.5	Kernspaltung	21
1.4.6	Künstliche Nuklide	22
2	Reaktionsgleichungen und Stöchiometrie	27
2.1	Die Reaktionsgleichung	27
2.2	Umgesetzte Mengen und Massen	29
2.3	Die Stoffmenge Mol	30
2.4	Reaktionstypen in der Chemie	33
2.5	Konzentrationsangaben	33
2.5.1	Molare Lösungen	33
2.5.2	Prozentangaben	34
2.5.3	Kleine Konzentrationen	36

- 2.6 Die Aktivität 37
- 2.7 Rechenbeispiele 37
- 2.8 Mischungsrechnen 38

3 Bindungsarten 43

- 3.1 Die Ionenbindung 43
 - 3.1.1 Kationenbildung 46
 - 3.1.2 Anionenbildung 47
 - 3.1.3 Salzbildung 47
 - 3.1.4 Kristallwasser 49
 - 3.1.5 Die molare Masse eines Salzes 50
 - 3.1.6 Saure Salze 50
 - 3.1.7 Kristallformen 51
- 3.2 Die Metallbindung 51
- 3.3 Die Elektronenpaarbindung 52
 - 3.3.1 Lewis-Formeln 53
- 3.4 Mehrfachbindungen 54
 - 3.4.1 Polare und unpolare Elektronenpaarbindungen 57
 - 3.4.2 Die räumliche Anordnung von Molekülen 58
 - 3.4.3 Anionenkomplexe 59
- 3.5 Komplexbindung 61
- 3.6 Bindungskräfte zwischen Molekülen 64
 - 3.6.1 Ion-Dipol 64
 - 3.6.2 Dipol-Dipol 64
 - 3.6.3 Sonderfall Wasserstoffbrückenbindung 64
 - 3.6.4 Induzierte Dipole und Van-der-Waals-Kräfte 65
 - 3.6.5 Hydrophobe Bindungen 66

4 Kinetik und Thermodynamik 71

- 4.1 Chemische Kinetik 71
 - 4.1.1 Die Reaktionsgeschwindigkeit 71
 - 4.1.2 Die Stoßtheorie 73
 - 4.1.3 Das chemische Gleichgewicht 74
 - 4.1.4 Das Massenwirkungsgesetz 76
 - 4.1.5 Das Prinzip des kleinsten Zwangs 78
 - 4.1.6 Folgereaktionen 79
 - 4.1.7 Die Reaktionsordnung 80
 - 4.1.8 Molekularität einer Reaktion 81
- 4.2 Thermodynamik 82
 - 4.2.1 Systeme 82
 - 4.2.2 Energieformen 83
 - 4.2.3 Energieinhalt 84
 - 4.2.4 Energiedifferenzen 86
 - 4.2.5 Die Enthalpie 87
 - 4.2.6 Enthalpieberechnungen 89
 - 4.2.7 Die innere Energie U 91

4.2.8	Die Entropie	92
4.2.9	Die Gibbs-Energie	94
4.3	Verbindungen zwischen Kinetik und Thermodynamik	96
4.3.1	Starten einer Reaktion	96
4.3.2	Katalysatoren	98
4.3.3	Die Gibbs-Energie und das chemische Gleichgewicht	98
5	Zustandsformen der Materie	105
5.1	Die Aggregatzustände	105
5.2	Phasenübergänge	107
5.3	Lösungen	108
5.3.1	Echte und kolloidale Lösungen	108
5.3.2	Löslichkeit	108
5.3.3	Allgemeine Regeln zur Löslichkeit	109
5.3.4	Das Löslichkeitsprodukt	110
5.3.5	Elektrolyte	111
5.3.6	Kolligative Eigenschaften	112
5.3.7	Die Oberflächenspannung	114
6	Säuren und Basen	117
6.1	Die Theorien von Arrhenius und Brönsted	117
6.2	Die Stärke von Säuren und Basen	119
6.2.1	Starke Säuren	120
6.2.2	Schwache Säuren	121
6.2.3	Die Reaktion des Anions einer schwachen Säure	121
6.2.4	Die Wertigkeit von Säuren und Basen	122
6.2.5	Der pK_S -Wert	123
6.2.6	Starke und schwache Elektrolyte	124
6.2.7	Starke und schwache Basen	125
6.2.8	Die Säuredefinition nach Lewis	125
6.2.9	Ampholyte	126
6.3	Die Neutralisationsreaktion	127
6.4	Der pH-Wert	127
6.4.1	Die Dissoziation des Wassers	128
6.4.2	Die mathematische Herleitung	128
6.4.3	Reaktionen von Salzen in Wasser	130
6.4.4	pH-Wert-Berechnungen	132
6.5	Puffer	134
6.5.1	Bestandteile von Puffern	135
6.5.2	pH-Wert-Berechnungen und Pufferlösungen	135
7	Redoxreaktionen	141
7.1	Die Reaktion von Metallen mit Sauerstoff	141
7.2	Verbrennung von Kohlenstoffverbindungen	142
7.3	Die Elektronenverteilung in Verbindungen	144

7.4	Oxidationszahlen	145
7.5	Häufig vorkommende Typen von Redoxreaktionen	146
7.5.1	Verbrennung	146
7.5.2	Rosten	147
7.5.3	Änderung der Sauerstoffanzahl im Molekül	147
7.5.4	Reaktionen von Metallen untereinander	148
7.5.5	Andere Redoxreaktionen ohne Beteiligung von Sauerstoff	148
7.6	Elementare Vorgänge bei Redoxreaktionen	149
7.7	Oxidations- und Reduktionsmittel	149
7.8	Das Aufstellen von Redoxgleichungen	150
7.8.1	Teilgleichungen	150
7.8.2	Basisches oder saures Milieu?	151
7.8.3	Die Bilanz	151
7.9	Disproportionierung und Komproportionierung	153
7.10	Die Spannungsreihe der Metalle	153
7.11	Elektrochemie	158
7.11.1	Elektrolyse	158
7.11.2	Galvanische Elemente	159
8	Angewandte anorganische Chemie	163
8.1	Anorganische Analytik	163
8.1.1	Identitätsprüfungen	163
8.1.2	Gehaltsbestimmungen	164
8.2	Großtechnische Prozesse	164
8.2.1	Roheisengewinnung und Stahlproduktion	164
8.2.2	Schwefelsäureherstellung	165
8.2.3	Salpetersäureherstellung	165
8.2.4	Salzsäureherstellung	166
8.2.5	Die Chlor-Alkali-Elektrolyse	166
8.2.6	Ammoniaksynthese	166
8.2.7	Sodaherstellung	166
9	Sonderstellung des Kohlenstoffs	167
9.1	Die Stellung des Kohlenstoffs im PSE	167
9.2	Die Bildung von Hybridorbitalen	168
9.3	Kohlenwasserstoffe	171
9.4	Die Vielfalt organischer Verbindungen: funktionelle Gruppen	171
9.5	Nomenklatur organischer Verbindungen	174
10	Kohlenwasserstoffe	179
10.1	Alkane	179
10.2	Verzweigte Alkane	179
10.2.1	Isomerie	182
10.3	Alkene	182
10.3.1	Polyene	183

- 10.4 Alkine 184
- 10.5 Aliphaten 184
- 10.6 Cyclische Kohlenwasserstoffe 185
- 10.7 Physikalische Eigenschaften der Kohlenwasserstoffe 186
- 10.8 Chemische Eigenschaften der Kohlenwasserstoffe 186
 - 10.8.1 Alkane 187
 - 10.8.2 Alkene 187
- 10.9 Aromatische Verbindungen 188
- 10.10 Erdöl und Kohle 190
- 10.11 Reaktionen der Aromaten 192
- 10.12 Halogenierte Kohlenwasserstoffe 193

- 11 Alkohole 197**
 - 11.1 Einwertige Alkohole 197
 - 11.2 Mehrwertige Alkohole 199
 - 11.3 Primäre, sekundäre und tertiäre Hydroxylgruppen 200
 - 11.4 Reaktionen von Alkoholen 201
 - 11.4.1 Etherbildung 201
 - 11.4.2 Eigenschaften von Ethern 203
 - 11.4.3 Organische Ester (*niemals Esther!*) 203
 - 11.4.4 Nomenklatur der Ester 204
 - 11.4.5 Anorganische Ester 204
 - 11.4.6 Die Oxidation von Alkoholen 204
 - 11.5 Phenole 206
 - 11.5.1 Die saure Reaktion 207
 - 11.5.2 Die Oxidation von Phenolen 207
 - 11.5.3 Ether und Ester mit Phenolen 208

- 12 Aldehyde und Ketone 211**
 - 12.1 Die Carbonylgruppe 211
 - 12.2 Nomenklatur der Aldehyde 212
 - 12.3 Nomenklatur der Ketone 212
 - 12.4 Reaktionen der Carbonylgruppe 213
 - 12.4.1 Anlagerung von Wasser 215
 - 12.4.2 Halbe und volle Acetale 215
 - 12.4.3 Polymerisationen 216
 - 12.4.4 Keto-Enol-Tautomerie 216
 - 12.4.5 Die Aldolkondensation als C-Ketten-Verlängerung 217
 - 12.4.6 Addition von Aminen 218
 - 12.4.7 Reduzierende Eigenschaften/Oxidation 218

- 13 Amine 221**
 - 13.1 Die Aminogruppe 221
 - 13.2 Primäre, sekundäre und tertiäre Amine 222
 - 13.3 Die Basizität der Amine 223

13.4	Quartäre Amine	224
13.5	Aromatische Amine	225
13.6	Reaktionen mit salpetriger Säure/Nitrit	225
13.7	Weitere stickstoffhaltige Verbindungen	225
13.7.1	Ethylendiamin	225
13.7.2	Nitroverbindungen	225
14	Carbonsäuren	229
14.1	Die Carboxylgruppe	229
14.2	Die homologe Reihe der Carbonsäuren	231
14.3	Physikalische Eigenschaften	232
14.4	Die Säurestärke	232
14.5	Substituierte Carbonsäuren	233
14.5.1	Hydroxycarbonsäuren	234
14.5.2	Mehrwertige Carbonsäuren	235
14.5.3	Halogenierte Carbonsäuren	235
14.5.4	Ungesättigte Carbonsäuren	236
14.5.5	Aminocarbonsäuren	236
14.5.6	Aromatische Carbonsäuren	237
14.6	Derivate der Carboxylgruppe	237
14.6.1	Säurehalogenide	238
14.6.2	Säureanhydride	238
14.6.3	Säureamide	239
14.7	Typische Reaktionen von Carbonsäuren	240
14.7.1	Die Reaktion mit Wasser	240
14.7.2	Esterbildung und Verseifung	240
14.7.3	Inter- und intramolekulare Verbindungen	241
14.7.4	Schwefelhaltige Verbindungen	242
15	Reaktionstypen in der organischen Chemie	245
15.1	Grundsätzliches	245
15.1.1	Induktivität	245
15.1.2	Mesomerie	246
15.1.3	Elektrophile und nucleophile Teilchen	246
15.1.4	Radikale	247
15.1.5	Übergangszustände und Zwischenstufen	247
15.1.6	Reaktionstypen	248
15.2	Additionen	249
15.2.1	Elektrophile Addition	249
15.2.2	Verwandte Reaktionen	250
15.2.3	Nucleophile Addition	250
15.3	Substitutionen	251
15.3.1	Elektrophile Substitution	252
15.3.2	Die elektrophile Zweitsubstitution	253
15.3.3	Radikalische Substitution	254

15.4	Eliminierung	254
15.5	Umlagerung	255
15.6	Redoxreaktionen	255
16	Isomerie	261
16.1	Konformationsisomerie	261
16.2	Strukturisomerie	262
16.2.1	Ketten- oder Skelettisomerie	262
16.2.2	Stellungsisomerie	263
16.2.3	Tautomerie	263
16.2.4	Funktionsisomerie	263
16.2.5	Bindungs- oder Valenzisomere	264
16.2.6	Isomerie bei Cycloalkanen	264
16.3	Stereoisomerie	265
16.3.1	<i>cis-trans</i> - und <i>E-Z</i> -Isomerie	265
16.3.2	Spiegelbildisomerie	266
16.4	Optische Aktivität	271
17	Kunststoffe	275
17.1	Einteilung nach Materialeigenschaften	275
17.2	Halbsynthetische Kunststoffe	275
17.3	Vollsynthetische Kunststoffe	276
17.3.1	Polymerisation	276
17.3.2	Polykondensation	276
17.3.3	Weitere Kunststoffe	277
17.4	Silicone	277
18	Naturstoffe	279
18.1	Fette, Öle, Seifen, Wachse	279
18.1.1	Fette und Öle	279
18.1.2	Seifen	282
18.1.3	Wachse	283
18.2	Aminosäuren und Eiweiße	283
18.2.1	Aminosäuren	283
18.2.2	Eiweiße	285
18.3	Kohlenhydrate	287
18.3.1	Aldosen	287
18.4	Nucleinsäuren	295
18.4.1	Die DNA	295
18.4.2	Die RNA	298
19	Richtig gelöst	301
	Literatur	355
	Stichwortverzeichnis	357

Vorwort zur zweiten Auflage

Sie schreiben bald einen Test oder bereiten sich auf einen Kurs vor, in dem Chemie-Kenntnisse gefragt sind? Und Ihre Schulkenntnisse sind eher nicht vorhanden, sie sind ohne Struktur oder gar nicht mehr auffindbar? Dann ist es Zeit für einen frischen, schwungvollen Neustart – drücken Sie mit diesem Buch die Reset-Taste.

Die Chemie beschäftigt sich mit dem Aufbau der Welt. In der Folge werden chemische Kenntnisse als Basis aller Material- und Biowissenschaften angesehen. Die Chemie schafft also die Voraussetzungen dafür, um alle diese Fächer zu verstehen. Das vorliegende Buch hat sich zur Aufgabe gemacht, einen unterhaltsamen und gleichzeitig ertragreichen Einstieg in die gesamte Chemie zu vermitteln. Das schließt die allgemeine, die anorganische und die organische Chemie ein. Wer sich mit den vorgestellten Inhalten auseinandersetzt, der wird mit Basiskenntnissen und Verständnis belohnt. Kurze Zusammenfassungen und Übungsfragen sollen das Wissen festigen und eine Selbstkontrolle ermöglichen.

Nachdem die erste Auflage sehr gut angenommen wurde, konnte ich in der vorliegenden Fassung Ergänzungen anbringen und Ungereimtheiten bzw. Fehler beseitigen. Zur leichteren Handhabbarkeit schließen sich die Kontrollfragen nun direkt am Ende eines jeden Kapitels an.

Niemand muss für dieses Buch mehr mitbringen als den Willen zum Lernen und einen wachen Verstand. Machen Sie sich also ans Werk, am besten noch heute.

Viel Erfolg dabei wünscht Ihnen

Thomas Wurm

Passau, im September 2018

Aufbau der Materie, Atombau und Periodensystem

1

In diesem Kapitel ... Haben Sie folgende Definition schon gehört? „Chemie ist's dann, wenn's qualmt und stinkt.“ Dabei geht man davon aus, dass sowohl der Qualm als auch die Duftnote neu entstanden sind, und zwar durch eine chemische Reaktion, also eine stoffliche Umsetzung. Somit beschäftigt sich die Chemie mit Reaktionen oder chemischen Umsetzungen; und darunter verstehen wir stoffliche Veränderungen. Wir sagen, Stoff A reagiert zu Stoff B, und symbolisieren dies durch den Reaktionspfeil „→“. Was aber ist ein Stoff? Woraus besteht die Materie? Klären wir zuerst einige Begriffe, um uns anschließend mit Atomen und ihrem Aufbau zu beschäftigen. Am Ende des Kapitels wollen wir noch auf den Zerfall von Atomkernen eingehen – ein Thema, das zwischen der Physik und der Chemie angesiedelt ist.

1.1 Aufbau der Materie

Nach unserem Verständnis ist Materie alles, was Raum einnimmt und eine Masse besitzt.

1.1.1 Reinstoffe

Reinstoffe kann man mit physikalischen Methoden wie Sortieren, Sieben, Filtrieren, Zentrifugieren, Destillieren nicht weiter auftrennen. Beispiele dafür sind Gold (ein Element), Sauerstoff (ein Element, welches in Form von Molekülen vorkommt) oder Wasser (eine Verbindung von zwei Elementen). Reinstoffe oder reine Substanzen können folglich Elemente oder chemische Verbindungen sein.

1.1.2 Mischungen

Eine Mischung besteht aus mehreren Reinstoffen und lässt sich mit physikalischen Methoden in ihre Bestandteile (die Reinstoffe) trennen.

Eine Mischung aus Schotter und Sand lässt sich durch Sortieren oder Sieben trennen. Eine Mischung aus Sand und Kochsalz lässt sich ebenfalls mit physi-

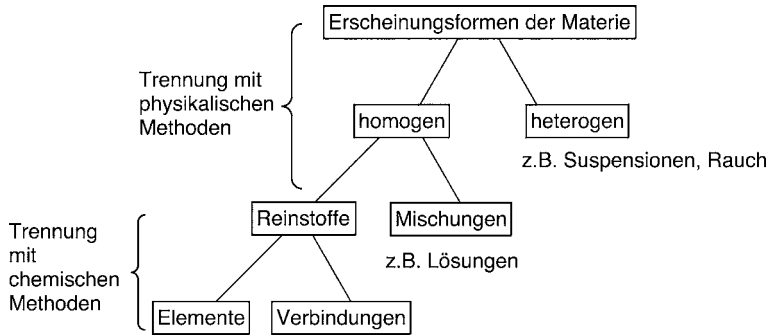


Abb. 1.1

kalischen Methoden trennen, indem man das Salz mit Wasser herauslöst. Eine Mischung aus Salz und Wasser trennt man, indem man das Wasser verdampft.

Es gibt heterogene und homogene Mischungen. Heterogenen Mischungen sieht man es mit bloßem Auge an, dass sie aus mehreren Bestandteilen oder Phasen bestehen.

Bei einer homogenen Mischung sieht man das nicht, sie ist schließlich „homogen“ (gleichförmig). Man muss sie erst genauer untersuchen. Eine wässrige Kochsalzlösung sieht genauso aus wie der Reinstoff Wasser. Erst beim Abdampfen des Wassers (eine physikalische Methode) erkennen wir, dass ein nicht flüchtiger Rückstand verbleibt, der vorher unsichtbar, eben homogen hineingemischt war.



Wichtig zu wissen

Wir unterscheiden Reinstoffe und Mischungen. Mischungen können homogen und heterogen sein.



Tipp

Die analytische Chemie untersucht Mischungen und Reinstoffe, um Hinweise auf die genaue Zusammensetzung und die Identität der vorliegenden Substanzen zu erhalten. Sie bedient sich dabei chemischer und physikalischer Verfahren. Wo die Grenze zwischen Physik und Chemie liegt, ist dabei nicht immer eindeutig; man spricht dann von physikalisch-chemischen Methoden oder von physikalischer Chemie (der Begriff „chemische Physik“ ist weniger gebräuchlich).

1.1.3 Elemente und Verbindungen



Wichtig zu wissen

Elemente bestehen aus gleichartigen Atomen.

Elemente sind Reinstoffe.

Verbindungen sind ebenfalls Reinstoffe. Sie sind aus mehreren verschiedenen Atomsorten aufgebaut.

Die Atome sind in Verbindungen so miteinander verknüpft, dass physikalische Methoden nicht zur Auftrennung führen. Viele Verbindungen sind „Moleküle“, andere Verbindungen sind Salze; entscheidend ist der Bindungstyp (siehe Kapitel 3). Mithilfe von chemischen Reaktionen lassen sich Verbindungen jedoch in andere Verbindungen, eventuell auch in die beteiligten Elemente überführen.

1.2 Atombau

In diesem Abschnitt ... Unter Atomen stellte sich der Grieche Demokrit vor über 2000 Jahren unteilbare Teilchen vor, aus denen sich die Materie zusammensetzt. Diese Idee wurde immer wieder diskutiert, verworfen und variiert. Letztlich hatte Demokrit recht, auch wenn die Atomphysik heute in der Lage ist, sogar Atome in immer kleinere Teilchen weiter aufzuspalten. Für chemische Überlegungen genügt es aber, wenn wir auf der Ebene eines Atoms bleiben und uns eine bildliche Vorstellung vom Atombau machen können. Wir entwickeln also gedanklich ein Atommodell.

Wichtig zu wissen

Jedes Atom besteht aus einem Kern, dem Atomkern, und einer Hülle, der Elektronenhülle.



1.2.1 Der Atomkern

Der Atomkern ist aufgebaut aus zwei Arten von Teilchen, die auf engstem Raum aneinanderkleben, nämlich den positiv geladenen Protonen (p^+) und den Neutronen (n), die keine Ladung besitzen.

Die Schreibweise für diese Kernteilchen, die Nukleonen, lautet:

Proton: ${}^1p^+$

Neutron: 1n

Tipp

Die hochgestellte Ziffer links steht für die Masse des Teilchens (s. u.); man kann sie auch weglassen. Rechts oben steht die Ladung.

Es muss einen Chemiker nicht unbedingt interessieren, dass die moderne Physik nach immer kleineren Bestandteilen sucht, die ihrerseits die Protonen und die Neutronen aufbauen. Je intensiver die Physiker suchen und je mehr Energie sie aufwenden, desto mehr und desto kleinere Teilchen scheinen sie zu finden. Es ist – zumindest derzeit – unklar, ob der auf diese Weise aufgebaute „Teilchenzoo“ jemals vollständig und endgültig sein kann.



Der einfachste Atomkern mit der Ordnungszahl 1 besteht aus genau einem Proton p^+ . Es handelt sich um das Element Wasserstoff.

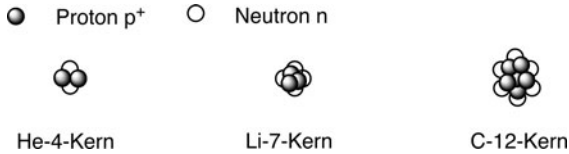


Abb. 1.2

Der nächste Atomkern mit der Ordnungszahl 2 besteht aus zwei p^+ und heißt Helium. In der Regel enthält ein Heliumkern neben den zwei p^+ auch noch zwei Neutronen n .

Es folgt mit der Ordnungszahl 3 ein Kern mit drei Protonen, Lithium; hinzu kommen vier Neutronen im Kern, also hat ein Lithiumkern insgesamt sieben Nukleonen.

Diese Reihe können wir bis zu 90 und mehr Protonen fortsetzen. Bei 92 p^+ sind wir beim Uran angelangt; das sind dann alle natürlich vorkommenden Atomtypen (alle natürlichen Elemente).



Wichtig zu wissen

Der Atomtyp (das Element) ist definiert durch die Anzahl der Protonen p^+ . Alle p^+ befinden sich im Kern.

Für die Anzahl an p^+ kann man auch den Begriff Ordnungszahl benutzen.

Jeder Ordnungszahl wird eine Elementbezeichnung und ein Kürzel oder Elementsymbol zugeordnet.

„H“ steht beispielsweise für Wasserstoff, „He“ für Helium, „Li“ für Lithium usw.

Die Anzahl der Neutronen n ist für die Zugehörigkeit zu einem Element ohne Bedeutung.

1.2.1.1 Die Atommasse

Wir können an dieser Stelle einen ersten orientierenden Blick auf die Masse eines Atoms werfen. Die Elektronen e^- sind im Vergleich zu den p^+ und n sehr leicht; wir wollen sie zunächst in unseren Berechnungen unterschlagen und bleiben bei den Kernen.



Wichtig zu wissen

Die Massen eines Protons und eines Neutrons sind nahezu gleich.

In Gramm ausgedrückt ist diese Masse sehr, sehr klein und für unseren Zweck, nämlich die bildhafte Erklärung eines Atoms, viel zu unhandlich. Sie beträgt $1,67 \times 10^{-24}$ g. Daher setzen wir die Masse eines Protons und eines Neutrons einfach gleich 1. Als Einheit nehmen wir „u“ – von „atomic mass unit“.

Damit hat das normale Wasserstoffatom die Masse 1 u, Helium hat die Masse 4 u (da sein Kern normalerweise aus 2 p^+ und 2 n besteht), Lithium hat 7 u (3 p^+ und 4 n), und Kohlenstoff hat 12 u (6 p^+ und 6 n).

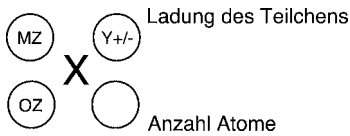


Abb. 1.3

Der Chemiker schreibt in seiner Formelsprache ^1H , ^4He , ^7Li und ^{12}C .

Wichtig zu wissen

Die Zahl links oben ist die Massenzahl MZ.

Die Zahl links unten ist die Ordnungszahl OZ (oder Protonenzahl).



Beispiele: ^1_1H , ^4_2He , ^7_3Li , $^{12}_6\text{C}$

Die Angabe der Ordnungszahl bringt keine zusätzliche Information, da das Elementsymbol bereits für den Atomtyp und damit die Ordnungszahl steht. Meistens wird die Ordnungszahl deshalb weggelassen.

Die Differenz aus Massenzahl und Ordnungszahl ergibt die Anzahl der Neutronen, wenn man sie denn wissen möchte.

1.2.1.2 Isotope

Spannend ist die Tatsache, dass nur wenige Atomtypen in der Natur als eine Kernsorte mit einer festen Zahl an Neutronen auftreten. Innerhalb eines Elements gibt es meist eine Mischung von Kernen, wobei die Anzahl p^+ natürlich gleich sein muss; die Protonen umgeben sich also mit unterschiedlich vielen Neutronen.

Somit treten Subtypen innerhalb eines Elements auf, sogenannte Isotope. Da deren Mischungsverhältnis praktisch überall auf der Welt identisch ist, führt uns dieser Sachverhalt zur (durchschnittlichen) Massenzahl MZ einer Atomsorte und damit zur Atommasse eines Elements. Die Kohlenstoffkerne treten beispielsweise zu 98,9 % mit 6 n auf, was die MZ 12 ergibt. Enthält der C-Kern aber 7 n, was für 1,1 % der C-Kerne zutrifft, führt das zu der MZ 13. Man spricht von einem C-13-Isotop oder ^{13}C -Kohlenstoff.

Tipp

In ganz geringem Umfang taucht auch noch ^{14}C -Kohlenstoff auf, der in der höheren Atmosphäre unter dem Einfluss von Strahlung entsteht. Dieser Kern ist aber instabil und zerfällt wieder von selbst. Wir haben es hier mit einem Beispiel natürlicher Radioaktivität zu tun.

In manchen Fällen ist das exakte Isotopenverhältnis eines Elements nicht überall gleich, sondern vom Ort seines natürlichen Vorkommens abhängig. Dann können Archäologen feststellen, woher genau ein Metall eines bestimmten Fundortes stammt oder wo das Skelett eines Vormenschen mit dem Isotopenverhältnis X : Y in seinen Zähnen einmal gelebt haben muss.





C-12-Kern



C-13-Kern



C-14-Kern (radioaktiv)

Abb. 1.4

**Wichtig zu wissen**

Der Fachbegriff für die Unterarten eines Elements lautet Isotop.

Isotope eines Elements besitzen die gleiche Anzahl Protonen und unterscheiden sich durch die Anzahl der Neutronen, was zu unterschiedlichen Massen führt. Wir haben die Kohlenstoffisotope besprochen, von denen eines radioaktiv ist. Es gibt auch beim Wasserstoff zwei natürlich vorkommende Isotope, ^1H und ^2H .

Beim Lithium kommen auf die drei Protonen meistens vier Neutronen (^7Li). Etwa 7,4 % der Lithiumkerne enthalten jedoch nur drei Neutronen (^6Li).

Wie oben bereits angedeutet, hat dies Auswirkungen auf die Masse der Atome eines natürlich vorkommenden Elements:

Nehmen wir eine Probe von reinem Kohlenstoff. Sie setzt sich aus sehr vielen ^{12}C -Atomen und sehr wenigen ^{13}C -Atomen zusammen. Unter Berücksichtigung der exakten Häufigkeit der beiden Isotope ergibt sich eine Atommasse von knapp über 12 u, nämlich genau 12,011 u. Beim Lithium errechnet sich aus der Häufigkeitsverteilung der ^6Li - (etwa 7 %) und ^7Li -Atome (etwa 93 %) eine mittlere Atommasse von 6,94 u.

**Tipp**

Die nicht ganzzahligen Atommassen sind in erster Linie die Folge des Vorkommens unterschiedlicher Isotope. Darüber hinaus spielen bei den in Tabellen angegebenen Atommassen noch andere Effekte mit, etwa der „Massendefekt“, der beim Aufbau der Kerne zum Tragen kommt, ferner die Berücksichtigung der Elektronen und der zwar kleine, aber vorhandene Massenunterschied zwischen Proton und Neutron. Diese Effekte werden bei größeren Atomen bedeutender. Das ist ein Grund dafür, dass man heute Atommassen nicht mehr vom Wasserstoff ableitet, sondern vom Kohlenstoff ^{12}C .

1.2.1.3 Nuklide

Unter einem Nuklid versteht man allgemein eine Atomsorte, die durch ihre Ordnungszahl und ihre Massenzahl festgelegt ist. Nur Nuklide, die zu ein und demselben Element gehören (also dieselbe Ordnungszahl besitzen), werden jeweils als „Isotope“ des betreffenden Elements zusammengefasst. Es gibt rund 90 natürlich vorkommende Elemente, und von den meisten gibt es mehrere Isotope. Insgesamt kennt man rund 340 natürlich vorkommende Nuklide.

1.2.2 Die Elektronenhülle

Der Aufbau des Atomkerns aus Protonen und Neutronen ist also ziemlich einfach. Wir setzen die Kerne wie Klumpen aus immer mehr Protonen zusammen, und dazwischen verwenden wir als „Klebstoff“ Neutronen. Bei der Hülle eines Atoms wird es komplizierter. Zunächst stellen wir fest:

Wichtig zu wissen

Die Hülle eines Atoms besteht nur aus Elektronen e^- .

Die Anzahl der e^- entspricht (beim ungeladenen Atom) der Anzahl der Protonen.



Die positiven Ladungen stecken im Kern, die negativen in der Hülle. Wir haben bei ebenso vielen negativen wie positiven Ladungen insgesamt ein ungeladenes Teilchen.

Wichtig zu wissen

Im elementaren Zustand ist ein Atom insgesamt ungeladen.



Wir müssen also beim Wasserstoff ein Elektron, beim Helium zwei Elektronen, beim Lithium drei, beim Kohlenstoff sechs Elektronen in der Hülle verteilen; beim Blei mit der Ordnungszahl 82 müssen wir sogar 82 Elektronen irgendwie in der Atomhülle unterbringen. Es fragt sich nur, wie.

Könnten wir das winzige Atom mit bloßem Auge betrachten, so würden wir einen ganz winzigen Kern sehen, den noch viel winzigere Elektronen in verschiedenen Abständen umschwirren. Mit der Außenwelt in Kontakt kommen nur die Elektronen, die sich am weitesten vom Kern entfernt befinden. Sie allein sind für die Reaktionsfreudigkeit und damit die chemischen Eigenschaften eines Elements verantwortlich. Die inneren Elektronen sind gut „abgeschirmt“, wenig kontaktfreudig und stabil in der Hülle untergebracht.

Tipp

Wenn ein Atomkern die Größe einer Kirsche hat und diese Kirsche im Mittelkreis eines Fußballfeldes liegt, dann reicht die Elektronenhülle bis zu den Zuschauertribünen und darüber hinaus.



Die wichtigen Fragen, die sich der Chemiker stellt, lauten: Wie ist die Elektronenhülle aufgebaut, wo befinden sich die Elektronen? Und: Wie viele Außenelektronen hat ein Element?

1.2.2.1 Das Schalenmodell

Dem Atommodell von Niels Bohr zufolge umkreisen die Elektronen den Kern auf Schalen. Das erinnert uns ein wenig an das Sonnensystem mit seinen Planeten. Jede Schale befindet sich in einem bestimmten Abstand zum Kern und kann nur

eine bestimmte Anzahl an Elektronen aufnehmen (die kernnächste Schale maximal zwei, die nächste maximal acht).

Je weiter entfernt die Schale ist, desto mehr Energie steckt in ihren Elektronen. Deshalb werden die Schalen von innen, vom Kern her, aufgefüllt. Das beginnt mit den energieärmsten Elektronen; weiter entfernte Elektronen besitzen immer ein bisschen mehr Energie. Die Schalen werden mit K, L, M, N usw. bezeichnet.

Das Schalenmodell ist einfach und anschaulich. Mit seiner Hilfe kann man sich leicht vorstellen, dass eine komplett gefüllte Außenschale ein besonderer Zustand ist, oder dass ein Atom z. B. sein einziges Außenelektron abgibt und zu einem insgesamt positiv geladenen Teilchen wird.



Tipp

Mithilfe der Schalen kann man sich auch vorstellen, wie Elektronen durch die Aufnahme von Energie „angeregt“ werden, nämlich auf eine weiter entfernte, energiereichere Schale hüpfen. Diese angeregten Elektronen springen gerne wieder auf eine energieärmere Schale zurück und geben dabei ihre überschüssige Energie in Form von Lichtstrahlung ab.

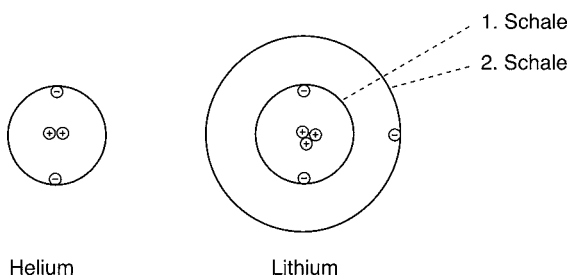


Abb. 1.5

Das Problem bei diesem Modell ist, dass geladene Teilchen, die sich auf einer Kreisbahn befinden, der Physik zufolge eigentlich ständig Energie abstrahlen und irgendwann in den Kern stürzen müssten. Weil das aber offenbar nicht passiert, müssen wir uns die Elektronenhülle etwas komplizierter aufgebaut vorstellen.

1.2.2.2 Das Orbitalmodell

Zu Beginn des 20. Jahrhunderts wurde klar, dass sich kleinste Teilchen wie Elektronen nicht immer eindeutig als Teilchen beschreiben lassen. Elektronen verhalten sich je nach gewählter Versuchsanordnung wie kleine geladene Masseteilchen oder wie eine Welle, und ihr Aufenthaltsort lässt sich nie mit absoluter Genauigkeit vorhersagen. Entweder kennt man den Ort, an dem das Elektron sitzt, und weiß nicht, wie schnell und wohin es fliegt – oder man kennt den Impuls, dann weiß man aber nicht, wo es genau sitzt. Das Ganze nennt man Quantenmechanik.

Mit komplizierten Berechnungen kann man inzwischen die Verteilung der Elektronen in der Hülle eines Atoms so beschreiben, dass sich viele Eigenschaften der Elektronenhülle erklären lassen und das Modell immer noch halbwegs anschaulich ist.

Tab. 1.1 Der Aufbau der ersten drei Schalen mit ihren Orbitalen.

Schale 1	max. 2 e ⁻	1 s-Orbital
Schale 2	max. 8 e ⁻	1 s-Orbital plus 3 p-Orbitale
Schale 3	max. 18 e ⁻	1 s-Orbital plus 3 p-Orbitale (theoretisch plus 5 d-Orbitale)

Der Grundgedanke lautet: Elektronen halten sich in „Orbitalen“ auf. Orbitale sind also Aufenthaltsräume für Elektronen.

Wichtig zu wissen

Die Quantenmechanik sagt:

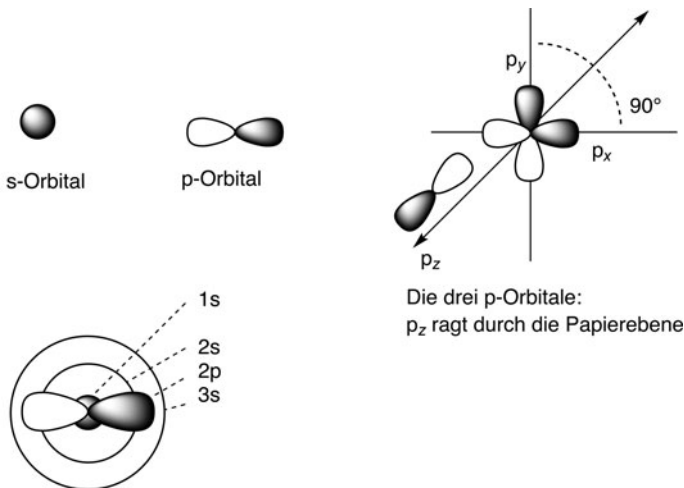
- Ein Orbital kann gar kein, ein oder maximal zwei Elektronen beherbergen.
- Es gibt verschiedene Arten von Orbitalen mit jeweils charakteristischer Form.



Die Schalen, deren Abstand vom Kern die Energie der Elektronen bestimmt, gibt es auch im Orbitalmodell. Innerhalb jeder Schale finden sich eine oder mehrere Arten von Orbitalen. Man könnte sich die Orbitale auch als eine Art von „Unterschalen“ der Hauptschalen vorstellen.

Die s-Orbitale stellen wir uns wie eine Kugel vor, in der ein oder zwei s-Elektronen mit höchster Wahrscheinlichkeit zu finden sind.

Die drei p-Orbitale jeder Schale sehen aus wie Hanteln oder doppelte Keulen, die in einem Winkel von 90° im dreidimensionalen Raum wie auf der x-, y- und z-Achse eines Koordinatensystems aufeinandersitzen. Es gibt also drei p-Orbitale, nämlich p_x, p_y und p_z.



Die Schalen mit Orbitalen

Abb. 1.6

Die (komplizierteren) Formen der fünf d-Orbitale müssen uns an dieser Stelle nicht unbedingt interessieren. Es genügt zu wissen, dass es sie gibt und dass sie insgesamt bis zu zehn Elektronen aufnehmen können.



Tipp

Die Form des jeweiligen Orbitaltyps ist auf jeder Schale gleich. Die höhere Schale umschließt die darunterliegenden. Damit werden die Schalen immer größer (wie bei einer russischen Matroschka-Puppe).

1.2.2.3 Das Kästchenschema

Kommen wir zu unserem Problem zurück, der Elektronenverteilung innerhalb der Atomhülle. Füllen wir also die Hülle von innen her mit Elektronen auf:

Ein Atom mit einem Proton erhält ein Elektron. Dieses befindet sich im s-Orbital der ersten Schale, auch als $1s$ bezeichnet. Helium mit zwei Protonen erhält zwei Elektronen, die beide im $1s$ -Orbital herumfliegen. In Kurzfassung schreibt man „ $1s^2$ “. Die „1“ steht für die erste Schale und die hochgestellte „2“ steht für zwei Elektronen. Damit ist die erste Schale voll. Lithium mit drei Protonen erhält drei Elektronen. Das dritte Elektron muss in die zweite Schale, und zwar ins $2s$ -Orbital, weil auf der ersten Schale nur für zwei Elektronen Platz ist.

Die Quantenmechanik besagt, dass niemals zwei identische Elektronen in einem Orbital vorkommen dürfen; so will es das „Pauli-Prinzip“. Zwei Elektronen in demselben Orbital haben die gleiche Energie, sie müssen sich also anderweitig unterscheiden. Dafür sorgt der „Spin“, den man sich als eine Rotation des Elektrons um seine eigene Achse vorstellen kann, und zwar entweder im Uhrzeigersinn oder entgegengesetzt. Wenn wir Elektronen mit Pfeilen darstellen, dann deutet die Pfeilrichtung (nach oben oder nach unten) den Spin an.

Mithilfe von Kästchen lassen sich die Orbitale und ihre Belegung mit Elektronen vereinfacht darstellen. Ein Kästchen steht für ein Orbital; es kann mit maximal zwei Pfeilen gefüllt werden. In Abb. 1.7 wird das Kästchenschema an den Beispielen Lithium und Beryllium mit den Elektronenkonfigurationen $1s^2 2s^1$ bzw. $1s^2 2s^2$ vorgestellt.

	Lithium	Beryllium
2p-Orbital		
2s-Orbital		
1s-Orbital		

Abb. 1.7 Kästchenschema: Elektronenkonfiguration von Lithium und Beryllium.

Die p-Orbitale der zweiten Schale sind zwar vorhanden, aber sie sind unbesetzt.

Beim Element mit der Ordnungszahl 4 ist mit dem vierten Elektron das $2s$ -Orbital vollständig gefüllt. Dieses Element – Beryllium – trägt zwei Außenelektronen mit der Elektronenkonfiguration $1s^2 2s^2$.

Damit ist das 2s-Orbital voll, und es folgen die p-Orbitale. Alle drei p-Orbitale lassen sich zwar durch ihre räumliche Ausrichtung unterscheiden, ihre Energie ist jedoch identisch. Das hat eine wichtige Konsequenz: Die folgenden drei Elektronen werden zunächst einzeln in das p_x -, p_y - bzw. p_z -Orbital gesetzt.

Tipp

Die Besetzung der p-Orbitale mit zuerst einzelnen Elektronen wird als Hund'sche Regel bezeichnet.



Die Elemente mit den OZ 5, 6 und 7 – Bor, Kohlenstoff und Stickstoff – haben neben einem gefüllten 2s-Orbital ein, zwei bzw. drei p-Orbitale, die mit je einem Elektron besetzt sind.

Die Elektronenkonfigurationen lauten:

Bor (B): $1s^2 2s^2 2p^1$

Kohlenstoff (C): $1s^2 2s^2 2p^2$ (genau genommen müsste es heißen $2p_x^1 p_y^1$)

Stickstoff (N): $1s^2 2s^2 2p^3$ (bzw. $2p_x^1 p_y^1 p_z^1$)

	Bor	Kohlenstoff	Stickstoff
	$1s^2 2s^2 2p^1$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$1s^2 2s^2 2p^3$
2p-Orbital			
2s-Orbital			
1s-Orbital			

Abb. 1.8 Kästchenschema: Die Verteilung der Elektronen für die Elemente der OZ 5, 6 und 7.

Mit dem nächsten Element – Sauerstoff mit acht Protonen und somit insgesamt acht Elektronen – gelangen wir zu sechs Außenelektronen, die sich auf der zweiten Schale befinden. Mit dem sechsten Elektron entsteht ein Elektronenpaar in p_x , und zwei einzelne Elektronen bleiben ungepaart: $1s^2 2s^2 2p_x^2 p_y^1 p_z^1$. Es folgt das Fluor mit sieben Außenelektronen. Das Neon mit der Ordnungszahl 10 und insgesamt zehn Elektronen trägt acht Außenelektronen. Damit ist die zweite Elektronenschale komplett gefüllt.

Die dritte Schale Dieses Spiel müssen wir für den Aufbau der dritten Schale wiederholen: Wir füllen zunächst das 3s-Orbital mit dem ersten und zweiten Elektron. Dann füllen wir die p-Orbitale, und zwar zuerst mit Einzelelektronen, dann ergeben sich Elektronenpaare.

Doch was geschieht dann? Waren da nicht d-Orbitale, die in der dritten Schale als Nächstes gefüllt werden müssten?

Im Prinzip ja, aber ...

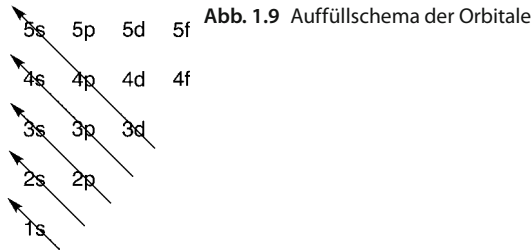


Abb. 1.9 Auffüllschema der Orbitale

Das 4s-Orbital besitzt eine geringere Energie als die 3d-Orbitale. Punkt. 4s kommt also vor 3d, zuerst wird 4s mit einem, dann mit zwei Elektronen besetzt; die nächsten zehn Elektronen kommen erst danach in die fünf d-Orbitale.



Tipp

Es ist, als ob wir ein Hotel mit Doppelzimmern nach einer bestimmten Regel mit Gästen belegen. Die der Rezeption (= Atomkern) am nächsten gelegenen Zimmer kommen zuerst dran: der erste Stock, dann der zweite. Sollten Zimmer wie die p-Orbitale auf dem gleichen Stock liegen und zusätzlich gleich weit entfernt sein, werden sie zuerst einzeln und im Anschluss doppelt belegt. Die 3d-Zimmer liegen zwar im Prinzip auf dem dritten Stock hinter den 3p-Zimmern. Aber sie befinden sich jedoch so weit abgelegen im Hinterhaus, dass es günstiger ist, zuerst die 4s-Zimmer des vierten Stocks zu belegen. Erst dann geht es zu den 3d-Zimmern und anschließend wieder wie erwartet zu 4p.

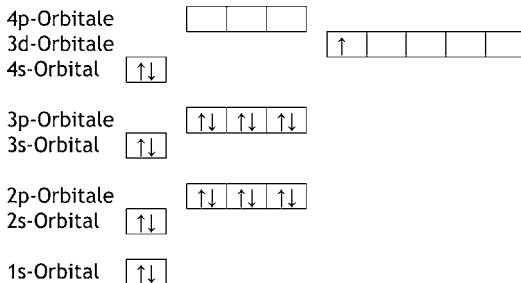


Abb. 1.10 Die Belegung der ersten d-Orbitale: Elektronenverteilung für das Element mit der OZ 21 (Scandium; OZ 20 ist Calcium). Die dritte Schale ist mit acht Elektronen gefüllt, dann erhält das 4s-Orbital zwei Elektronen; das 21. Elektron kommt in das erste von fünf d-Orbitalen.



Tipp

Nach der quantenmechanischen Betrachtungsweise gibt es folgende Zuordnungsregeln:

Die Schalennummer steht für die Hauptquantenzahl (1, 2, 3, 4 usw.).

Je nach Schale gibt es unterschiedliche Unterschalen, und zwar auf der

ersten (oder K-)Schale eine (s)

zweiten (oder L-)Schale zwei (s und p)

dritten (oder M-)Schale drei (s und p und d)
vierten (oder N-)Schale vier (s und p und d und f)

In der Quantenmechanik spricht man von der Hauptquantenzahl (entspricht der Schale) und der Nebenquantenzahl (entspricht der Anzahl Unterschalen bzw. dem Orbitaltyp). Die Nebenquantenzahlen lassen sich weiter aufspalten, und daraus ergibt sich die Anzahl an Orbitalen pro Orbitaltyp (die sogenannte Magnetquantenzahl). Es kann auf einer Schale maximal ein s-Orbital, drei p-Orbitale, fünf d-Orbitale und sieben f-Orbitale geben.

Schließlich gibt es die Spinquantenzahl, welche für ein einzelnes Elektron gilt und $+1/2$ oder $-1/2$ betragen kann (wobei das Vorzeichen die „Rotationsrichtung“ andeutet). Die beiden Elektronen in einem Orbital müssen sich in der Spinquantenzahl unterscheiden.

Das klingt etwas kompliziert, aber in den allermeisten Fällen genügt es für uns, dass wir auf allen Schalen mit den s- und den p-Orbitalen arbeiten. Damit genügt es, dass wir eine Schale mit maximal acht Elektronen füllen.

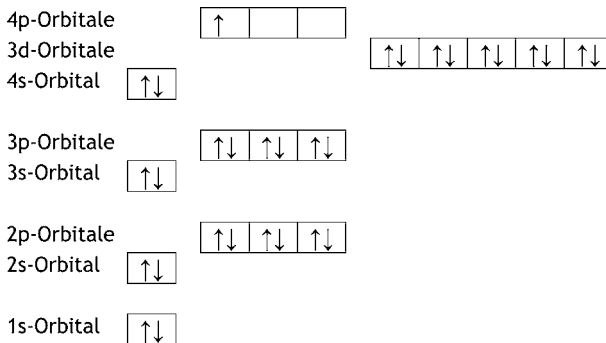
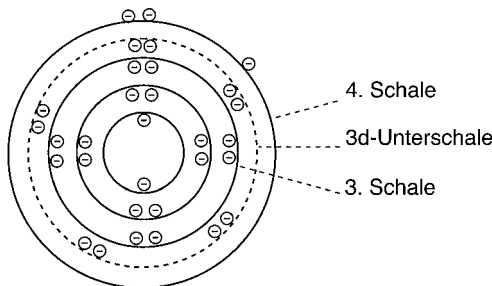


Abb. 1.11 Erst mit dem Elektron Nr. 31 wird wieder ein p-Orbital befüllt. Diese Elektronenkonfiguration entspricht dem Element Gallium; Gallium hat drei Elektronen auf der vierten Schale; das Element mit der OZ 30 ist Zink.



Gallium: III. Hauptgruppe, drei Außenelektronen

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$ bzw. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$

Abb. 1.12



Wichtig zu wissen

Die gefüllte Achterschale ist eine besonders stabile Elektronenkonfiguration. Man spricht von einem Elektronenoktett oder der Edelgaskonfiguration.

Die Betrachtung der genauen Elektronenverteilung ist keine Spielerei! Aus ihr kann man wichtige Rückschlüsse hinsichtlich des chemischen Verhaltens eines Atoms ziehen:

Ein Atom, das sieben Außenelektronen besitzt und damit nur noch ein Elektron für den stabilen und ersehnten Edelgaszustand braucht, zeigt andere Eigenschaften als ein Atom, das nur ein Außenelektron besitzt.

Aber nicht nur die Anzahl der Außenelektronen ist von Bedeutung. Gepaarte Elektronen verhalten sich friedlicher als ungepaarte. Die ungepaarten wünschen sich ein Elektron als Partner und gehen gerne eine Bindung ein. Es ist hinsichtlich der Reaktionsfreudigkeit ein Unterschied, ob ein Atom drei ungepaarte Elektronen trägt oder nur eines.

In Zusammenhang mit den Außenelektronen wird auch der Begriff „Valenzelektronen“ verwendet. Valenzelektronen sind diejenigen Elektronen der äußersten Schale, die sich gern an Bindungen beteiligen. Das sind natürlich bevorzugt die ungepaarten. Stickstoff mit fünf Außenelektronen (davon drei ungepaarte) würde gerne drei Elektronen aufnehmen; es überrascht deshalb nicht, dass Stickstoff sich mit drei Wasserstoffatomen zu Ammoniak NH_3 verbindet. Stickstoff hat also drei Valenzelektronen. Lithium mit einem Außenelektron gibt dieses möglichst ab; es besitzt ein Valenzelektron.

1.3 Das Periodensystem der Elemente (PSE)

In diesem Abschnitt ... Man hat schon in der Mitte des 19. Jahrhunderts erkannt, dass sich manche Elemente chemisch ähnlich verhalten, dass es also so etwas wie Verwandtschaftsbeziehungen zwischen Elementen gibt. Das war lange vor der Entwicklung eines funktionierenden Atommodells oder der Entdeckung der Kernteilchen und des Elektrons. Der russische Chemiker Mendelejew ordnete die damals bekannten Elemente nach ihrer Atommasse und stellte fest, dass sich Eigenschaften nach jeweils acht Elementen wiederholen. Also war eine „Periode“ acht Elemente lang. Wenn zwischen chemisch verwandten Elementen keine acht bekannten Elemente lagen, dann, so sagte Mendelejew voraus, müssten sich hinter diesen Lücken seines periodischen Systems Elemente verbergen, die einfach noch nicht entdeckt seien. Das war naturwissenschaftliches Denken auf höchstem Niveau: nicht nur Eigenschaften bekannter Elemente zu erklären, sondern sogar Vorhersagen zu treffen, die sich später bewahrheiteten.

Heute erscheint uns die Anordnung der Elemente im Periodensystem (PSE) vollkommen logisch, nachdem wir etwas von Elektronen und Schalen gehört haben und wissen, wie die Atomhülle Schritt für Schritt mit Elektronen aufgefüllt wird. Demnach haben alle Elemente mit genau einem Außenelektron ähnliche Eigen-