

Vorwort	10
Atomvorstellungen und Reaktionsmechanismen der mineralischen Chemie	12
1. Einleitung	12
2. Stoffe und Teilchen – Systeme und Komponenten	13
3. Der Aufbau der Atome – eine erste Annäherung	21
3.1. Atommodelle und ihre geschichtliche Entwicklung	21
3.1.1. Das Daltonsche Atommodell	21
3.1.2. Das Kern-Hülle-Modell von Rutherford	23
3.2. Die Elementarteilchen – die Komponenten der Atome	24
3.3. Der Atomkern	27
3.4. Die Atommasse, die Molekülmasse, das Mol und die Avogadro-Konstante	28
4. Das Periodensystem und der Aufbau der Elektronenhülle	32
4.1. Das Periodensystem	32
4.2. Unterschiede in den Eigenschaften der Elemente	32
4.3. Die Struktur der Elektronenhülle	33
5. Das Kugelwolkenmodell als erweitertes Schalenmodell	36
5.1. Atommodelle der Elemente der ersten drei Perioden	36
5.2. Elektronenschreibweise (nach G. LEWIS)	38
5.3. Das Zustandekommen einer Atombindung	39
5.4. Kovalente Verbindungen	41
5.5. Nomenklatur der binären kovalenten Verbindungen (Nichtmetall-Nichtmetall- oder Nichtmetall-Halbmetailverbindungen)	42
5.6. Das Kugelwolkenmodell und die räumliche Gestalt der Moleküle	43
5.7. Homöopolare und heteropolare Atombindungen	45
5.8. Die Ableitung der Strukturformel bei gegebener Molekülformel	47
5.9. Oktetterweiterung	49
5.10. Die Ableitung des Dipolcharakters eines Moleküls	50
5.11. Die Bindungslänge und die Bindungsenergie	52
6. Zwischenmolekulare Kräfte	52
7. Molekulare Stoffe	57
7.1. Nichtmetalle	57
7.1.1. Wasserstoff	57
7.1.2. Kohlenstoff	58
7.1.3. Stickstoff	60
7.1.4. Phosphor	60
7.1.5. Sauerstoff	61
7.1.6. Schwefel	62
7.1.7. Halogene	62
7.2. Reaktionen der Nichtmetalle	63
7.2.1. Die Reaktion von Wasserstoff mit Chlor	63
7.2.2. Die Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff	63
7.2.3. Die Reaktion von Wasserstoff mit Stickstoff	64
8. Ionenbindung und Salze	64
8.1. Atom- und Ionenradien	64
8.2. Das Ionengitter	66
8.3. Die Ableitung der Substanzformel einer binären Ionenverbindung und die Nomenklatur	68
8.4. Die Bildung von Moleküllionen und ihre Salze	69
8.4.1. Moleküllionen	69
8.4.2. Salze der Moleküllionen	70
8.4.3. Metallkomplexionen	71

8.4.4. Das Auflösen eines Salzes in Wasser	72
8.5. Berthollide Verbindungen	74
9. Metalle	75
9.1. Physikalische Eigenschaften	75
9.2. Die Metallbindung	75
9.3. Metallgitter	76
9.4. Legierungen	78
10. Zusammenfassung:	
chemische Bindungen und chemische Verbindung	79
10.1. Chemische Bindungstypen – Ebene der Teilchen	79
10.2. Chemischen Verbindungstypen – Ebene der Stoffe	79
10.3. Die vier Gittertypen	80
11. Der Verlauf chemischer Reaktionen	80
11.1. Die Reaktionsgeschwindigkeit	80
11.2. Das chemische Gleichgewicht	81
11.3. Das Prinzip von Le Chatelier	82
11.4. Reaktionsmechanismen der anorganischen Chemie	83
11.5. Energiediagramme	84
11.6. Thermische Stabilität einer Bindung und die chemische Reaktionsfähigkeit	86
11.7. Die Berechnung der Bildungsenthalpie aus den Bindungsenergien der Edukte und Produkte	86
12. Redoxreaktionen	88
12.1. Die Oxidationszahlen (OZ)	88
12.2. Die klassischen und modernen Begriffe: Oxidation und Reduktion	89
12.3. Beispiele für Redoxreaktionen	92
12.3.1. Ein Metall im elementaren Zustand reagiert mit einem Salz eines edleren Metalls	92
12.3.2. Reaktionsfähiges Nichtmetall reagiert mit einem Salz eines Nichtmetalles	93
12.3.3. Ein Alkalimetall reagiert mit Wasser	94
12.3.4. Redox-tabelle	94
12.4. Redoxgleichgewichte	95
13. Die Elektrochemie	95
13.1. Die Elektrolyse von Schmelzen (= Schmelzflusselektrolyse)	96
13.2. Die Elektrolyse wässriger Lösungen	97
13.3. Galvanische Zellen	98
13.3.1. Halbzellen	98
13.3.2. Galvanische Zelle, aus zwei leitend verbundenen Halbzellen	99
13.3.3. Galvanische Zelle, aus zwei Elektroden und einem Elektrolyten bestehend	99
14. Protolysen oder Säure-Base-Reaktionen	102
14.1. Die Protonenübertragungsreaktionen	102
14.2. Konjugiertes oder korrespondierendes Säure-Base-Paar	102
14.3. Strukturelle Merkmale von Säuren und Basen	103
14.4. Ampholyte	104
14.5. Die Einteilung der Säuren	105
14.6. Die Gewinnung von Sauerstoffsäuren und löslichen Metallhydroxiden	105
14.7. Reaktionen der Säuren mit Salzen	108
14.7.1. Die Reaktion eines Metallhydroxids mit einer Säure	108
14.7.2. Unvollständige Neutralisationen	108
14.7.3. Das Lösen eines schwerlöslichen Metalloxids in einer starken Säure	109
14.7.4. Die Reaktion einer Säure mit einem beliebigen Salz	109
14.7.5. Allgemeine Säure-Base-Reaktionen	109
14.8. Protolysegleichgewichte	110
15. pH-Wert und einfache Berechnungen	111
15.1. Die Autoprotolyse des Wassers	111

15.2. Die Definition des pH-Werts	112
15.3. pH-Berechnungen bei starken Säuren	112
15.4. pH-Berechnungen bei gut löslichen Metallhydroxiden (Alkali- oder Erdalkalimetallhydroxide)	112
15.5. Saure oder alkalische Salzlösungen	113
16. Indikatoren und Puffersysteme	114
16.1. Indikatoren	114
16.2. Puffer	115
17. Die Säure- oder Aciditätskonstante	116
17.1. Allgemeines	116
17.2. Die Stärke von Säuren und Basen	116
17.3. pH-Berechnungen bei schwachen Säuren	117
17.4. Der pH-Berechnungen bei schwachen Basen	119
17.5. Der Zusammenhang zwischen Säurestärke und Struktur	120
17.5.1. Binäre Säuren	120
17.5.2. Sauerstoffsäuren	121
18. Neutralisationskurven und ihre Anwendungen	122
18.1. Titrationskurven	122
18.2. Pufferungskurven	124
19. Änderungen der koordinativen Verhältnisse	128
19.1. Die Löslichkeit der Salze	128
19.2. Fällungsreaktionen	128
19.3. Lösungsgleichgewichte und Löslichkeitsprodukt	129
19.3.1. Das Löslichkeitsprodukt	129
19.4. Komplexbildung	132
19.5. Ligandenaustauschreaktionen	132
20. Energetik chemischer Reaktionen	133
20.1. Einleitung	133
20.2. Innere Energie und erster Hauptsatz der Thermodynamik	134
20.3. Die freie Enthalpie und die Triebkraft einer Reaktion	137
20.4. Katalysatoren und ihre Wirkungsweise	141
20.4.1. Katalysatoren	141
20.4.2. Katalysierte Reaktionen	142
20.4.3. Homogene Katalyse	142
20.4.4. Heterogene Katalyse	143
20.5. Elektrochemische Spannungsreihe und Korrosionselemente	144
20.5.1. Zellpotential und freie Reaktionsenthalpie	144
20.5.2. Oxidations- und Reduktionspotentiale	148
20.5.3. Korrosionselemente	149
21. Die Radioaktivität	151
21.1. Die Entdeckung der Radioaktivität	151
21.2. Die natürlichen radioaktiven Strahlen	151
21.3. Die Arten des radioaktiven Zerfalls	151
Reaktionsmechanismen der organischen Chemie und Aspekte der makromolekularen Chemie	154
1. Einleitung	154
2. Die aliphatischen Kohlenwasserstoffe	155
2.1. Physikalische Eigenschaften der Alkane	155
2.2. Chemische Reaktionsmöglichkeiten der Alkane	158
2.2.1. Reaktionen mit Sauerstoff (Verbrennung, Abb. 4)	158
2.2.2. Reaktionen mit Halogenen (Halogenierung)	159
2.3. Physikalische Eigenschaften der Alkene	163
2.4. Chemische Reaktionsmöglichkeiten der Alkene	164

2.4.1. Reaktionen mit Sauerstoff (Verbrennung, Abb. 11)	164
2.4.2. Reaktionen mit Halogenen (Halogenierung)	165
2.4.3. Die Addition von unsymmetrisch gebauten Reaktionspartnern	166
2.4.3.1. Die Addition von Halogenwasserstoffen	166
2.4.3.2. Addition von Halogenwasserstoffen an Alkene mit unsymmetrischer Lage der C-C-Doppelbindung	166
2.4.3.3. Die katalytische elektrophile Addition von Wasser	168
2.4.3.4. Die Addition von Sauerstoffsäuren	168
2.4.3.5. Addition von Wasserstoffgas (Hydrierung)	170
2.4.3.6. Polymerisationen	170
2.5. Physikalische und chemische Eigenschaften der Alkine	174
3. Das Säure-Base-Konzept nach Lewis	176
4. Aromatische Kohlenwasserstoffe	178
4.1. Einleitung	178
4.2. Der spezielle Charakter der aromatischen Verbindungen	179
4.3. Chemische Reaktionsmöglichkeiten	181
4.3.1. Die Reaktion von Benzen mit Sauerstoff im Überschuss (Verbrennung)	181
4.3.2. Die Reaktion mit Halogenen (Halogenierung)	181
4.3.3. Die Nitrierung von Benzen	184
4.3.4. Die Zweitsubstitution	186
4.3.5. Synthese und Reaktionen von Benzenhomologen	191
4.3.6. Kondensierte Aromaten	192
5. Alkohole, Aldehyde und Ketone	193
5.1. Alkohole	193
5.1.1. Die chemischen Reaktionen der Alkohole	193
5.1.1.1. Reaktion mit Alkalimetallen	194
5.1.1.2. Die Reaktion mit Säuren	196
5.2. Chemische Reaktionsmöglichkeiten der Aldehyde und Ketone	198
6. Carbonsäuren	200
7. Ether	202
8. Amine und Aminosäuren	206
9. Übersicht der verschiedenen Reaktionsmechanismen	208
10. Makromoleküle und Kunststoffe	210
11. Treibstoffe	215
12. Waschaktive Stoffe (Seifen oder Tenside)	219
13. Biochemie	223
13.1. Kohlenhydrate	223
13.2. Proteine	227
13.3. Enzymatische Katalyse	227
14. Aspekte der Stereochemie; optische Aktivität	230
14.1. Enantiomere und Diastereomere	230
14.2. Die D- und L-Nomenklatur	233
14.3. Die R- und S-Nomenklatur	235
14.4. Herstellung optisch aktiver Verbindungen	236
15. Struktur und Farbe – wichtige Farbstoffklassen und ihr Molekülbau	237
15.1. Allgemeines	237
15.2. Zusammenhang zwischen Molekülbau und Farbigkeit	238
15.3. Wichtige Farbstoffklassen und ihre Synthesen	241
15.3.1. Azofarbstoffe	241
15.3.2. Triphenylmethanfarbstoffe	243
15.3.3. Carbonylfarbstoffe	243
15.4. Grundlagen der Textilfärbung	245
15.4.1. Färben mit einem Direktfarbstoff	246
15.4.2. Färben mit einem Entwicklungsfarbstoff	248

15.4.3. Färben mit einem Reaktivfarbstoff	249
15.4.4. Färben mit einem Küpenfarbstoff	249
15.4.5. Färben mit einem Beizenfarbstoff	249
Wissenschaftliche Erkenntnishaltungen in der Chemie – Orbitalmodell und Übersicht der Naturstoffe	251
1. Einleitung	251
2. Schlüsselmomente der Chemiegeschichte und deren Beziehung zur Bewusstseinsentwicklung des Menschen	252
2.1. Paracelsus und die Iatrochemie (iatros griechisch. = Arzt)	252
2.2. Lavoisier und die Gasgesetze/Grundlegung der klassischen Chemie	256
2.3. Wöhler und die Harnstoffsynthese	258
2.4. Mendelejew, Meyer und das Periodensystem	259
2.5. Le Châtelier und der Gleichgewichtsbegriff	261
2.6. Aspekte der modernen Chemie	263
2.7. Chemie und Umweltfolgen/Wege zur green chemistry	265
3. Die Entwicklungsgeschichte der Atommodelle	268
4. Die Quantenmechanik und ihre Bedeutung für die moderne Physik und Chemie	270
4.1. Wellenmechanische Grundlagen	270
4.2. Lichtphänomene und ihre Deutung	273
4.3. Vereinfachte Vorstellungen von der Quantenmechanik	276
4.4. Elektronen als Teilchen und als Wellen	277
4.5. Das Wasserstoffspektrum und das Atommodell von Bohr	278
4.6. Die Schrödingergleichung	283
4.7. Das Elektron im eindimensionalen Potentialtopf	284
4.8. Der Grundzustand des Wasserstoffatoms	290
4.9. Der erste angeregte Zustand des Wasserstoffatoms	292
4.10. Zusammenfassung	294
5. Das Orbitalmodell als erweitertes Atommodell	294
5.1. Allgemeines und Quantenzahlen	294
5.2. Das Orbitalmodell und das Periodensystem	297
5.3. Die Bildung eines Moleküls	299
5.4. Die Hybridisierung und die Sigma-Bindung am Beispiel des Methan	304
5.5. Die π -Bindung am Beispiel der Alkene, Alkine und Aromaten	308
5.6. Erweiterung auf Nicht-Kohlenstoffverbindungen	314
5.7. Die Molekülorbitaltheorie	315
6. Das Orbitalmodell, Erkenntnisgewinn und Erkenntnisgrenzen	319
7. Chemie und Biochemie; Naturstoffe, ihre Synthesewege und natürliche Gliederung	322
7.1. Einleitung und Überblick	322
7.2. Die Kohlenhydrate	326
7.3. Fette, Öle, Phospholipide und Wachse	341
7.4. Proteine	350
7.5. Nucleinsäuren	359
7.6. Die Aromaten und ihre Synthese	361
7.7. Die Isoprenoide (Terpene und Steroide)	368
7.8. Stickstoff-Heterocyclen	379
8. Übersicht der Naturstoffchemie	390
9. Zusammenfassung	395
10. Literatur	397
11. Abbildungsnachweise	399
Stichwortverzeichnis	401
Die chemischen Elemente	415