

Inhaltsverzeichnis

1 Chemische Elemente und chemische Grundgesetze	1
1.1 Verbreitung der Elemente	2
1.2 Chemische Grundgesetze	2
2 Aufbau der Atome	7
2.1 Atomkern.....	7
2.1.1 Kernregeln.....	9
2.1.2 Atommasse	9
2.1.3 Massendefekt.....	10
2.1.4 Isotopieeffekte	11
2.1.5 Trennung von Isotopen.....	12
2.1.6 Radioaktive Strahlung (Zerfall instabiler Isotope)	12
2.1.7 Radioaktive Zerfallsgeschwindigkeit	12
2.1.8 Beispiele für natürliche und künstliche Isotope	13
2.1.9 Radioaktive Aktivität.....	14
2.1.10 Radioaktive Zerfallsreihen	18
2.1.11 Radioaktives Gleichgewicht.....	18
2.1.12 Beispiele für Anwendungsmöglichkeiten von Isotopen.....	18
2.1.13 Aktivierungsanalyse	19
2.2 Elektronenhülle	19
2.3 Atommodell von <i>Niels Bohr</i> (1913).....	21
2.3.1 <i>Bohrsches</i> Modell vom Wasserstoffatom.....	21
2.3.2 Atomspektren (Absorptions- und Emissionsspektroskopie)	22
2.3.3 Verbesserungen des <i>Bohrschen</i> Modells	24
2.4 Wellenmechanisches Atommodell des Wasserstoffatoms	24
2.4.1 Elektronenspin.....	27
2.4.2 Graphische Darstellung der Atomorbitale.....	27
2.4.3 Mehrelektronenatome	33
2.5 <i>Pauli-Prinzip, Pauli-Verbot</i>	33
2.6 <i>Hundsche Regel</i>	34

3 Periodensystem der Elemente	37
3.1 Einteilung der Elemente auf Grund ähnlicher Elektronenkonfiguration	44
3.1.1 Edelgase	44
3.1.2 Hauptgruppenelemente („repräsentative“ Elemente, s- und p-Block-Elemente)	44
3.1.3 Übergangselemente bzw. Nebengruppenelemente	44
3.2 Valenzelektronenzahl und Oxidationsstufen	45
3.3 Periodizität einiger Eigenschaften	46
3.3.1 Atom- und Ionenradien	46
3.3.2 Elektronenaffinität (EA)	47
3.3.3 Ionisierungspotenzial / Ionisierungsenergie	47
3.3.4 Elektronegativität	49
3.3.5 Metallischer und nichtmetallischer Charakter der Elemente	50
4 Moleküle, chemische Verbindungen, Reaktionsgleichungen und Stöchiometrie	53
4.1 Reaktionsgleichungen	54
4.2 Konzentrationsmaße	56
4.3 Stöchiometrische Rechnungen	65
4.3.1 Beispiel einer Ausbeuteberechnung	66
4.3.2 Berechnung von empirischen Formeln	66
5 Chemische Bindung, Bindungsarten	69
5.1 Ionische (polare, heteropolare) Bindungen, Ionenbeziehung	69
5.1.2 Gitterenergie	72
5.1.3 Spinell-Struktur	75
5.1.4 Perowskit-Struktur	75
5.1.5 Calcit-Struktur	75
5.1.6 Übergang von der ionischen zur kovalenten Bindung	76
5.1.7 Übergang von der ionischen zur metallischen Bindung	77
5.2 Atombindung (kovalente, homöopolare Bindung, Elektronenpaarbindung)	78
5.2.1 MO-Theorie der kovalenten Bindung	79
5.2.2 VB-Theorie der kovalenten Bindung	83
5.2.3 Mehrfachbindungen, ungesättigte Verbindungen	88
5.2.4 Energie von Hybridorbitalen	91
5.2.5 Bindigkeit	91
5.2.6 Bindungsordnung, Bindungsgrad	92
5.2.7 Oktettregel	92
5.2.8 Doppelbindungsregel	93
5.2.9 Radikale	93
5.2.10 Bindungsenergie und Bindungslänge	94

5.2.11 Mesomerie oder Resonanz	94
5.2.12 Valenzschalen-Elektronenpaar-Abstoßungsmodell.....	95
5.2.13 Geometrie von Polyedern mit sieben bis zwölf Elektronenpaaren.....	97
5.3 Metallische Bindung.....	99
5.3.1 Metallgitter	102
5.3.2 Mechanische Eigenschaften der Metalle, Einlagerungsstrukturen.....	104
5.3.3 Legierungen.....	105
5.3.4 Unbegrenzte Mischbarkeit.....	105
5.3.5 Überstrukturphasen	107
5.3.6 Eutektische Legierungen	107
5.3.7 Mischungslücke.....	109
5.3.8 Intermetallische Verbindungen oder intermetallische Phasen.....	109
5.3.9 Beispiele für intermetallische Phasen.....	110
5.3.9.1 Metallische Phasen	110
5.3.9.2 Halbmetallische Phasen	112
5.3.10 Fe–C-System	112
5.4 Zwischenmolekulare Bindungskräfte, schwache Bindungen	114
5.4.1 Wasserstoffbrückenbindungen	114
5.4.2 <i>Van der Waals</i> sche Bindung (<i>van der Waals</i> -Kräfte, Dispersionskräfte)	116
6 Komplexverbindungen, Bindungen in Komplexen	119
6.1 Chelateffekt	122
6.1.1 Beispiele für Komplexe	122
6.2 π -Komplexe.....	124
6.3 Chargetransfer-Komplexe	125
6.4 Carbonyle	125
6.4.1 Herstellung	125
6.4.2 Eigenschaften	125
6.4.3 Reaktionen von Carbonylen	126
6.4.4 Molekülstruktur mehrkerniger Carbonyle.....	128
6.4.5 Koordinationszahl und räumlicher Bau von Komplexen	129
6.4.6 Isomerieerscheinungen bei Komplexverbindungen	131
6.5 Stereoisomerie	131
6.5.1 cis-trans-Isomerie (geometrische Isomerie)	131
6.5.1.1 Komplexe mit KZ 4.....	131
6.5.1.2 Komplexe mit KZ 6.....	132
6.5.1.3 trans-Effekt.....	132
6.5.2 Optische Isomerie (Spiegelbildisomerie)	133
6.5.2.1 Komplexe mit KZ 4.....	134
6.5.2.2 Komplexe mit KZ 6.....	134
6.6 Strukturisomerie	134

6.6.1 Hydratisomerie	135
6.6.2 Bindungsisomerie, Salzisomerie	135
6.7 Bindung in Komplexen, Koordinative Bindung	136
6.7.1 Edelgas-Regel	136
6.8 VB-Theorie der Komplexbindung	136
6.8.1 Vorzüge und Nachteile der VB-Theorie	138
6.9 Kristallfeld-Ligandenfeld-Theorie	139
6.9.1 Besetzung der e_g - und t_{2g} -Orbitale im oktaedrischen Feld	141
6.9.2 Besetzung der e_g - und t_{2g} -Orbitale im tetraedrischen Feld	143
6.9.3 Absorptionsspektren	143
6.9.4 <i>Jahn-Teller</i> -Effekt	144
6.9.5 Vorzüge und Nachteile der Kristallfeld-Theorie	144
6.10 MO-Theorie der Bindung in Komplexen	145
6.10.1 Bildung der Molekülorbitale	146
6.10.2 Verteilung der Elektronen des Zentralteilchens	146
6.11 HSAB-Konzept bei Komplexen	146
6.12 σ - und π -Bindung in Komplexen	146
6.13 Komplexbildungsreaktionen	148
6.14 Formelschreibweise von Komplexen	150
6.15 Nomenklatur von Komplexen	150
6.15.1 Beispiele zur Nomenklatur	152
7 Zustandsformen der Materie (Aggregatzustände)	153
7.1 Fester Zustand	153
7.1.1 Kristalline Stoffe	154
7.1.2 Kristallsysteme	154
7.1.3 Raumgruppen; <i>Bravais</i> -Gitter	155
7.1.4 Kristallklassen	156
7.1.5 Eigenschaften von kristallinen Stoffen	156
7.1.6 Schmelz- und Erstarrungspunkt; Schmelzenthalpie	157
7.1.7 Gittertypen	158
7.2 Gasförmiger Zustand	158
7.2.1 Gasgesetze — für „ideale Gase“	159
7.2.1.1 Gesetz von <i>Boyle</i> und <i>Mariotte</i>	159
7.2.1.2 Gesetz von <i>Gay-Lussac</i>	160
7.2.1.3 Allgemeine Gasgleichung	161
7.2.2 Das Verhalten realer Gase	163
7.2.3 Zustandsgleichung realer Gase	164
7.2.4 Kritische Daten eines Gases	165
7.2.5 Diffusion von Gasen	166
7.3 Flüssiger Zustand	167

7.3.1 Dampfdruck einer Flüssigkeit	168
7.3.2 Siedepunkt	169
7.3.3 Gefrierpunkt	169
7.3.4 Durchschnittsgeschwindigkeit von Atomen und Molekülen.....	169
7.4 Nicht klassische Aggregatzustände.....	170
7.4.1 Plasma	171

8 Mehrstoffsysteme, Lösungen..... 173

8.1 Definition des Begriffs Phase.....	173
8.1.1 Zustandsdiagramme.....	173
8.1.2 <i>Gibbssche</i> Phasenregel.....	174
8.1.2.1 Beispiele für das <i>Gibbssche</i> Phasengesetz	174
8.2 Mehrstoffsysteme	175
8.3 Lösungen	176
8.3.1 Eigenschaften von Lösemitteln (Lösungsmitteln).	176
8.4 Echte Lösungen	178
8.4.1 Lösungsvorgänge	178
8.4.2 Löslichkeit	180
8.4.3 Chemische Reaktionen bei Lösungsvorgängen.....	181
8.5 Verhalten und Eigenschaften von Lösungen nichtflüchtiger Substanzen	181
8.5.1 Dampfdruckerniedrigung über einer Lösung	181
8.5.2 Siedepunkterhöhung	182
8.5.3 Gefrierpunktserniedrigung	182
8.5.4 Diffusion in Lösung.....	183
8.5.5 Osmose	183
8.5.6 Dialyse.....	185
8.5.7 Lösungsgleichgewichte	186
8.5.7.1 Verteilung zwischen zwei nichtmischbaren flüssigen Phasen. 186	
8.5.7.2 Verteilung zwischen einer Gasphase und der Lösung.....	186
8.5.7.3 Verteilung zwischen einer festen Phase und der Lösung	187
8.5.8 Elektrolytlösungen.....	187
8.5.8.1 Elektrolytische Dissoziation.....	187
8.5.9 <i>Ostwaldsches</i> Verdünnungsgesetz.....	188
8.5.10 Elektrodenprozesse.....	189
8.5.11 Beispiele für Elektrolysen	189
8.5.11.1 Elektrolyse einer <i>wässrigen</i> Natriumchlorid-Lösung (Chloralkalielektrolyse).....	189
a) „Diaphragma-Verfahren“	190
b) „Amalgam-Verfahren“	190
8.5.11.2 Elektrolyse einer Natriumchlorid-Schmelze (Schmelzelektrolyse)	191
8.6 Verhalten und Eigenschaften von Lösungen flüchtiger Substanzen	192

8.6.1 Ideale Lösungen	192
8.6.2 Nichtideale Lösungen.....	194
8.6.3 Mischungslücke.....	195
8.7 Kolloide Lösungen, kolloiddisperse Systeme	196
8.7.1 Einteilung der Kolloide	197
8.7.2 Isoelektrischer Punkt (I. P.).....	198
9 Redoxsysteme	199
9.1 Oxidationszahl.....	199
9.1.1 Regeln zur Ermittlung der Oxidationszahl	199
9.2 Reduktion und Oxidation	201
9.3 Normalpotenziale von Redoxpaaren	203
9.3.1 Normalpotenzial und Reaktionsrichtung.....	208
9.4 Nernstsche Gleichung	209
9.5 Konzentrationskette.....	213
9.6 Praktische Anwendung von galvanischen Elementen.....	213
9.6.1 Trockenbatterie (<i>Leclanché</i> -Element, Taschenlampenbatterie)	213
9.6.2 Alkali-Mangan-Zelle	214
9.6.3 Nickel-Cadmium-Batterie	214
9.6.4 Quecksilber-Batterie.....	214
9.6.5 Brennstoffzellen	214
9.6.5.1 Alkalische Zelle.....	215
9.6.6 Akkumulatoren.....	215
9.6.6.1 Bleiakku	215
9.6.6.2 Lithium-Ionenakku	215
9.7 Elektrochemische Korrosion, Lokalelement	216
9.8 Elektrochemische Bestimmung von pH-Werten	217
9.8.1 Glaselektrode.....	217
9.8.2 Elektroden 2. Art.....	218
9.9 Spezielle Redoxreaktionen.....	219
10 Säure-Base-Systeme	221
10.1 <i>Brønsted</i> säuren und -basen; pH-Wert	221
10.2 Säure- und Basestärke	225
10.2.1 Starke Säuren und starke Basen	226
10.2.2 Schwache Säuren und schwache Basen	226
10.3 Mehrwertige Säuren	229
10.3.1 Mehrwertige Basen	231
10.3.2 Protolysereaktionen beim Lösen von Salzen in Wasser.....	231
10.4 Neutralisationsreaktionen.....	232
10.5 Protolysegrad.....	233

10.6 Titrationskurven	234
10.7 pH-Abhängigkeit von Säure- und Base-Gleichgewichten, Pufferlösungen	236
10.7.1 Bedeutung der <i>Henderson-Hasselbalch</i> -Gleichung	237
10.7.2 Wichtige Puffersysteme des Blutes	238
10.7.2.1 Bicarbonatpuffer	238
10.7.2.2 Phosphatpuffer	238
10.7.3 Acetatpuffer	239
10.7.4 Messung von pH-Werten	240
10.8 Säure-Base-Reaktionen in nichtwässrigen Systemen	241
10.8.1 Reaktionen in flüssigen Säuren	241
10.8.2 Reaktionen in flüssigem Ammoniak	242
10.9 Elektronentheorie der Säuren und Basen nach <i>Lewis</i>	242
10.10 Supersäuren	243
10.11 Prinzip der „harten“ und „weichen“ Säuren und Basen	244
11 Energetik chemischer Reaktionen (Grundlagen der Thermodynamik)	247
11.1 I. Hauptsatz der Thermodynamik (Energieerhaltungssatz)	247
11.1.1 Veranschaulichung der Volumenarbeit $p \cdot \Delta V$	248
11.1.2 Anwendung des I. Hauptsatzes auf chemische Reaktionen	250
11.1.3 <i>Hess</i> 'scher Satz der konstanten Wärmesummen	252
11.2 II. Hauptsatz der Thermodynamik — Triebkraft chemischer Reaktionen	252
11.2.1 Statistische Deutung der Entropie	255
11.3 III. Hauptsatz der Thermodynamik	255
11.4 <i>Gibbs-Helmholtz</i> sche Gleichung	256
11.5 Zusammenhang zwischen ΔG und EMK	259
12 Kinetik chemischer Reaktionen	261
12.1 Reaktionsordnung	262
12.1.1 Reaktion nullter Ordnung	263
12.1.2 Reaktion erster Ordnung	263
12.1.3 Reaktion zweiter Ordnung	264
12.2 Halbwertszeit	264
12.2.1 Konzentration-Zeit-Diagramm für eine Reaktion <i>erster</i> Ordnung	265
12.3 Molekularität einer Reaktion	266
12.4 Pseudo-Ordnung und Pseudo-Molekularität	268
12.5 <i>Arrhenius</i> -Gleichung	268
12.6 Katalyse	269
12.7 Darstellung von Reaktionsabläufen durch Energieprofile	270

12.8 Parallelreaktionen	
kinetische und thermodynamische Reaktionskontrolle	272
12.9 Metastabile Systeme	273
12.10 Kettenreaktionen	274
12.10.1 Einleitung von Kettenreaktionen	274
12.10.2 Abbruch von Kettenreaktionen	274
13 Chemisches Gleichgewicht (Kinetische Ableitung)	277
13.1 Massenwirkungsgesetz (MWG)	277
13.1.1 Formulierung des MWG für einfache Reaktionen	279
13.2 Gekoppelte Reaktionen	280
13.3 Aktivitäten	280
13.4 Beeinflussung von Gleichgewichtslagen	281
13.4.1 Änderung der Temperatur	281
13.4.1.1 Prinzip von <i>Braun</i> und <i>le Chatelier</i>	282
13.4.2 Änderung von Konzentration bzw. Partialdruck bei konstanter Temperatur	283
13.5 Das Löslichkeitsprodukt	283
13.5.1 Allgemeine Formulierung	284
13.6 Fließgleichgewicht	285
14 Literatúrauswahl und Quellennachweis	287
14.1 Große Lehrbücher	287
14.2 Kleine Lehrbücher	287
14.3 Darstellungen der allgemeinen Chemie	288
14.4 Physikalische Chemie	288
14.5 Monographien über Teilgebiete	288
14.6 Stöchiometrie	290
14.7 Nachschlagewerke und Übersichtsartikel	290
15 Abbildungsnachweis	291
16 Sachverzeichnis	293