

# Inhaltsverzeichnis

<b>1 Chemische Elemente und chemische Grundgesetze .....</b>	<b>1</b>
1.1 Verbreitung der Elemente .....	2
1.2 Chemische Grundgesetze .....	2
<b>2 Aufbau der Atome .....</b>	<b>7</b>
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 Modell</i> vom Wasserstoffatom.....	21
2.3.2 Atomspektren (Absorptions- und Emissionsspektroskopie) .....	22
2.3.3 Verbesserungen des <i>Bohrschen Modells</i> .....	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

<b>3 Periodensystem der Elemente</b> .....	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
<b>4 Moleküle, chemische Verbindungen, Reaktionsgleichungen und Stöchiometrie</b> .....	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
<b>5 Chemische Bindung, Bindungsarten</b> .....	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
<b>5.3 Metallische Bindung.....</b>	<b>99</b>
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
<b>5.4 Zwischenmolekulare Bindungskräfte, schwache Bindungen .....</b>	<b>114</b>
5.4.1 Wasserstoffbrückenbindungen .....	114
5.4.2 <i>Van der Waalssche Bindung</i> ( <i>van der Waals-Kräfte, Dispersionskräfte</i> ) .....	116
<b>6 Komplexverbindungen, Bindungen in Komplexen .....</b>	<b>119</b>
6.1 Chelateffekt .....	122
6.1.1 Beispiele für Komplexe.....	122
6.2 $\pi$ -Komplexe.....	124
6.3 Charge transfer-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 $\sigma$ - und $\pi$ -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
<b>7 Zustandsformen der Materie (Aggregatzustände) .....</b>	<b>153</b>
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
<b>8 Mehrstoffsysteme, Lösungen.....</b>	<b>173</b>
8.1 Definition des Begriffs Phase.....	173
8.1.1 Zustandsdiagramme.....	173
8.1.2 <i>Gibbssche Phasenregel</i> .....	174
8.1.2.1 Beispiele für das <i>Gibbssche Phasengesetz</i> .....	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 Siedepunktserhöhung .....	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 Verdünnungsgesetz</i> .....	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
<b>9 Redoxsysteme .....</b>	<b>199</b>
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
<b>10 Säure-Base-Systeme .....</b>	<b>221</b>
10.1 Brønstedssäuren 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-Abhangigkeit von Saure- und Base-Gleichgewichten, Pufferlsungen.....	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 Saure-Base-Reaktionen in nichtwssrigen Systemen.....	241
10.8.1 Reaktionen in flssigen Sturen .....	241
10.8.2 Reaktionen in flssigem Ammoniak .....	242
10.9 Elektronentheorie der Sturen und Basen nach <i>Lewis</i> .....	242
10.10 Supersturen .....	243
10.11 Prinzip der „harten“ und „weichen“ Sturen und Basen .....	244
<b>11 Energetik chemischer Reaktionen</b>	
<b>(Grundlagen der Thermodynamik)</b> .....	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 Wrmesummen .....	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-Helmholtzsche</i> Gleichung .....	256
11.5 Zusammenhang zwischen $\Delta G$ und EMK .....	259
<b>12 Kinetik chemischer Reaktionen</b> .....	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 fr eine Reaktion <i>erster</i> Ordnung .....	265
12.3 Molekularitt einer Reaktion .....	266
12.4 Pseudo-Ordnung und Pseudo-Molekularitt .....	268
12.5 <i>Arrhenius</i> -Gleichung .....	268
12.6 Katalyse .....	269
12.7 Darstellung von Reaktionsablufen durch Energieprofile .....	270

## XIV Inhaltsverzeichnis

12.8 Parallelreaktionen	272
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
<b>13 Chemisches Gleichgewicht (Kinetische Ableitung)</b>	<b>277</b>
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
<b>14 Literaturauswahl und Quellennachweis</b>	<b>287</b>
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
<b>15 Abbildungsnachweis</b>	<b>291</b>
<b>16 Sachverzeichnis</b>	<b>293</b>