

Dickerson · Gray
Darensbourg · Darensbourg

Prinzipien der Chemie

2., bearbeitete und erweiterte Auflage

übersetzt und bearbeitet von
Hans-Werner Sicking



Walter de Gruyter · Berlin · New York 1988

Inhaltsverzeichnis

Teil I Die Anfänge der Chemie: Die Atomvorstellung

1	Atome, Moleküle und Ionen	3
1-1	Atome, Moleküle und Ionen	4
	<i>Isotope</i>	5
	<i>Moleküle</i>	10
	<i>Kräfte zwischen Molekülen</i>	13
	<i>Moleküle und Mole</i>	17
	<i>Ionen</i>	20
	<i>Woher wissen wir das?</i>	24
1-2	Der Elementbegriff	25
1-3	Verbindungen, Verbrennung und die Erhaltung der Masse	27
	<i>Verbindungen</i>	28
	<i>Phlogiston</i>	29
	<i>Massenerhaltung</i>	30
1-4	Besitzt eine Verbindung eine feste Zusammensetzung?	31
	<i>Äquivalentverhältnisse</i>	32
	<i>Äquivalentmassen</i>	33
1-5	John Dalton und die Atomtheorie	35
	<i>Eine alte Idee</i>	35
	<i>Feste Verhältnisse</i>	37
	<i>Gesetz der multiplen Proportionen</i>	39
1-6	Gleiche Zahlen in gleichen Volumen:	
	<i>Gay-Lussac und Avogadro</i>	40
	<i>Gay-Lussac</i>	40
	<i>Avogadro</i>	42
1-7	Cannizzaro und eine rationale Methode zur Berechnung von relativen Atommassen	42
1-8	Relative Atommassen für die schweren Elemente: Dulong und Petit	45
1-9	Valenzen und empirische Formeln	48
1-10	Zusammenfassung	51
2	Die Gasgesetze und die Atomtheorie	55
2-1	Das Avogadrosche Gesetz	55
2-2	Der Druck eines Gases	56
2-3	Das Boylesche Gesetz über die Verknüpfung von Druck und Volumen <i>Analyse der Meßergebnisse</i>	57 59
2-4	Das Charlessche Gesetz über die Verknüpfung von Volumen und Temperatur	62

2-5	Die Zusammenfassung zum idealen Gasgesetz	64
	<i>Standardtemperatur und Standarddruck</i>	66
	<i>Ideales und nichtideales Verhalten</i>	67
2-6	Molekularkinetische Theorie der Gase	67
	<i>Das Phänomen des Drucks und das Boylesche Gesetz</i>	70
2-7	Voraussagen der molekularkinetischen Theorie	74
	<i>Molekülgröße</i>	74
	<i>Molekulargeschwindigkeiten</i>	76
	<i>Daltons Partialdruckgesetz</i>	78
	Andere Voraussagen der molekularkinetischen Theorie	81
2-8	Reale Gase weichen vom idealen Gasgesetz ab	83
2-9	Zusammenfassung	87

Teil II Klassische Vorstellungen von Struktur und Bindung

3	Materie mit elektrischer Ladung	91
3-1	Elektrolyse	92
	<i>Die Faradayschen Gesetze der Elektrolyse</i>	93
3-2	Die Arrheniussche Theorie der Ionisation	95
	<i>Widerstände gegen die Ionisationstheorie</i>	98
	<i>Die Ladung eines Ions</i>	99
3-3	Elektrische Indizien für Ionen	104
3-4	Chemische Indizien für die Ionisation	105
	<i>Farben von Ionen in Lösungen</i>	105
	<i>Neutralisationswärme von Säuren und Basen</i>	106
	<i>Fällungsreaktionen</i>	106
3-5	Physikalische Indizien für Ionen	107
	<i>Anomale Gefrierpunktserniedrigung</i>	107
	<i>Dissoziationsgrad (Ionisationsgrad)</i>	109
3-6	Ionen in der Gasphase	113
	<i>Gasentladungsröhren</i>	113
	<i>Massenspektrometrie</i>	114
	<i>Die Ladung des Elektrons</i>	116
	<i>Die Berechnung der Loschmidtschen Konstante</i>	117
3-7	Ionen in Festkörpern	117
	<i>Dichteste Kugelpackung und die Strukturen von Metallen</i>	118
	<i>Kristalline Salze</i>	122
	<i>Schmelz- und Siedepunkte von Salzen</i>	130
3-8	Zusammenfassung	133
4	Die Erhaltung von Masse und Energie: Stöchiometrie	135
4-1	Atommassen, Molekülmassen und Mole	137
4-2	Chemische Analysen: Prozentuale Zusammensetzung und empirische Formeln	139
4-3	Chemische Gleichungen	145

4-4	Die Berechnung von Reaktionsausbeuten	150
	<i>Mengenvergleich mit Hilfe von Gleichungen</i>	152
4-5	Lösungen als chemische Reagenzien	156
	<i>Konzentrationseinheiten: Molarität und Molalität</i>	157
	<i>Verdünnungsprobleme</i>	159
	<i>Säure-Base-Neutralisation</i>	160
	<i>Äquivalentteilchen oder Äquivalente</i>	162
	<i>Säure-Base-Titration</i>	167
4-6	Reaktionswärmen: Erhaltung der Energie	171
	<i>Standardbildungswärmen</i>	176
4-7	Erhaltungsprinzipien	179
4-8	Zusammenfassung	181
5	Wird es reagieren? Eine Einführung in das chemische Gleichgewicht	187
5-1	Spontane Reaktionen	187
5-2	Gleichgewicht und die Gleichgewichtskonstante	189
5-3	Die Anwendung von Gleichgewichtskonstanten	194
5-4	Einheiten und Gleichgewichtskonstanten	199
5-5	Gleichgewichte zwischen Gasen und Flüssigkeiten oder Festkörper	203
5-6	Faktoren, die das Gleichgewicht beeinflussen:	
	<i>Das Le Chateliersche Prinzip</i>	207
	<i>Temperatur</i>	208
	<i>Druck</i>	210
	<i>Katalyse</i>	212
5-7	Gleichgewichte in wäßrigen Lösungen:	
	<i>Säuren und Basen</i>	215
	<i>Die Ionisierung des Wassers und die pH-Skala</i>	215
	<i>Starke und schwache Säuren</i>	221
	<i>Starke und schwache Basen</i>	224
5-8	Lösungen von starken Säuren und Basen:	
	<i>Neutralisation und Titration</i>	228
	<i>Titration und Titrationskurven</i>	230
5-9	Schwache Säuren und Basen	234
	<i>Indikatoren</i>	237
	<i>Beitrag der Eigendissoziation des Wassers zu $[H^+]$</i>	239
5-10	Schwache Säuren und ihre Salze	240
	<i>Pufferlösungen</i>	243
5-11	Salze von schwachen Säuren und starken Basen: Hydrolyse	247
5-12	Gleichgewichte mit wenig löslichen Salzen	249
	<i>Auswirkung eines gemeinsamen Ions</i>	253
	<i>Die Trennung von Verbindungen durch Fällung</i>	256
5-13	Zusammenfassung	257
6	Klassifizierung der Elemente und periodische Eigenschaften	261
6-1	Frühe Klassifizierungsschemen	262
	<i>Döbereiners Triaden</i>	262
	<i>Newlands' Oktavengesetz</i>	262

6-2	Die Basis für die periodische Klassifizierung.....	264
	<i>Das Periodengesetz</i>	267
6-3	Das moderne Periodensystem	270
6-4	Trends bei den physikalischen Eigenschaften	273
	<i>Erste Ionisierungsenergien</i>	274
	<i>Zweite und höhere Ionisierungsenergien: Die Bildung von Ionen</i>	277
	<i>Elektronenaffinität</i>	280
	<i>Die Größen von Atomen und Ionen</i>	281
6-5	Trends bei den chemischen Eigenschaften	284
	<i>Bindungstypen</i>	284
	<i>Verbindungsverhältnisse mit Wasserstoff</i>	288
	<i>Verbindungen mit Sauerstoff: Binäre Oxide</i>	290
6-6	Zusammenfassung	292
7	Oxidation, Koordination und Kovalenz	295
7-1	Typen der chemischen Bindung	295
	<i>Oxidationszahlen</i>	296
	<i>Kovalenz</i>	297
	<i>Koordination und Koordinationszahl</i>	299
7-2	Oxidationszahlen	302
	<i>Berechnung der Oxidationszahlen</i>	304
7-3	Reduktions-Oxidations(Redox)reaktionen.....	308
	<i>Elektronentransfer</i>	308
	<i>Atomtransfer</i>	310
7-4	Das Aufstellen von Reduktions-Oxidationsgleichungen	311
	<i>Oxidationszahlenmethode</i>	311
	<i>Ionen-Elektronen-(Halbreaktions-)Methode</i>	312
7-5	Redox titrationen.....	316
7-6	Kovalenz.....	319
7-7	Koordinationszahlen	326
7-8	Zusammenfassung	328

Teil III Die Quantenrevolution

8	Quantentheorie und Aufbau der Atome	333
8-1	Rutherford und der Atomkern	334
8-2	Die Quantisierung der Energie	337
	<i>Die Ultraviolett katastrophe</i>	340
	<i>Der photoelektrische Effekt</i>	342
	<i>Das Spektrum des Wasserstoffatoms</i>	343
8-3	Bohrs Theorie des Wasserstoffatoms.....	348
	<i>Die Notwendigkeit einer besseren Theorie</i>	353
8-4	Lichtteilchen und Materiewellen.....	355
8-5	Die Unschärferelation	360

8-6	Wellengleichungen	363
8-7	Das Wasserstoffatom	365
8-8	Atome mit mehreren Elektronen	375
8-9	Zusammenfassung	375
9	Elektronenstruktur, chemische Eigenschaften und Reaktionen	381
9-1	Der Aufbau von Mehrelektronenatomen	381
	<i>Relative Energien der Atomorbitale</i>	383
	<i>Das Aufbauprinzip</i>	385
9-2	Atomeigenschaften	393
	<i>Bindungstypen</i>	395
	<i>Atomradien</i>	397
	<i>Elektronegativität</i>	400
	<i>Oxidations- und Reduktionspotentiale</i>	405
9-3	Chemische Eigenschaften: Die s-Orbital-Metalle	407
	<i>Gruppe IA. Alkalimetalle: Li, Na, K, Rb und Cs</i>	407
	<i>Gruppe IIA. Erdalkalimetalle: Be, Mg, Ca, Sr und Ba</i>	409
9-4	Das Auffüllen der d-Orbitale: Die Übergangsmetalle	412
	<i>Der Aufbau von Übergangsmetallionen</i>	413
	<i>Oxidationspotentiale</i>	413
	<i>Chemische Eigenschaften einzelner Gruppen: Die Sc- und Ti-Gruppen</i>	414
	<i>Die Vanadiumgruppe und die Farbe von Ionen</i>	415
	<i>Die Chromgruppe und das Chromation</i>	416
	<i>Die Mangangruppe und das Permanganation</i>	417
	<i>Die Eisentriade und die Platinmetalle</i>	417
	<i>Die Münzmetalle</i>	419
	<i>Die Chemie der Photographie</i>	420
	<i>Die niedrigschmelzenden Übergangsmetalle</i>	420
	<i>Trends bei den Übergangsmetallen</i>	422
9-5	Das Auffüllen der f-Orbitale: Lanthanoide und Actinoide	423
9-6	Die p-Orbital- oder Hauptgruppenelemente	424
9-7	Anorganische Reaktionen	427
9-8	Reduktions-Oxidations-Reaktionen	430
	<i>Redox-Addition</i>	430
	<i>Redox-Elimination</i>	434
	<i>Redox-Verdrängung</i>	436
9-9	Säure-Base-Reaktionen	440
	<i>Protonensäuren</i>	440
	<i>Lewis-Säuren und Lewis-Basen</i>	445
	<i>Säure-Base-Zersetzung</i>	448
9-10	Ionenreaktionen	450
9-11	Zusammenfassung	452
10	Lewis-Diagramme und die VSEPR-Methode	457
10-1	Lewis-Diagramme	457
	<i>Mehrfachbindungen</i>	459

	<i>Formale Ladungen</i>	460
	<i>Einige mehratomige Moleküle</i>	462
	<i>Ammoniumchlorid</i>	463
	<i>Elektronendonator- und Elektronenakzeptorverbindungen</i>	464
	<i>Lewis-Säuren und Lewis-Basen</i>	465
	<i>Bindungen mit schwereren Atomen</i>	466
	<i>Resonanzstrukturen</i>	467
	<i>Die Bedeutung der Oxidationszahlen</i>	472
10-2	Die Acidität von Sauerstoffsäuren	475
10-3	Die VSEPR-Methode und die Molekülgeometrie	479
	<i>Geometrien mit $SZ = 5$</i>	484
	<i>Sterische Zahlen größer als sechs</i>	486
	<i>Ausnahmen von den VSEPR-Regeln</i>	486
10-4	Zusammenfassung	489
11	Zweiatomige Moleküle	493
11-1	Molekülorbitale	493
	<i>Die Bindung im H_2-Molekül</i>	495
	<i>Das Paulische Aufbauprinzip bei Molekülen</i>	501
11-2	Zweiatomige Moleküle aus derselben Atomart	503
	<i>Paramagnetismus und ungepaarte Elektronen</i>	507
	<i>Der Aufbau zweiatomiger Moleküle</i>	507
11-3	Zweiatomige Moleküle mit verschiedenen Atomen	514
	<i>Fluorwasserstoff und Kaliumchlorid</i>	514
	<i>Dipolmomente</i>	519
	<i>Das allgemeine zweiatomige Molekül vom Typ AB</i>	521
11-4	Zusammenfassung	524
12	Mehratomige Moleküle	529
12-1	Moleküle mit mehr als zwei Atomen	530
	<i>Lokalisierte Molekülorbitale</i>	531
12-2	Wasserstoffbrückenbindungen	537
12-3	Moleküle mit einsamen Elektronenpaaren	539
12-4	Einfach- und Mehrfachbindungen in Kohlenstoffverbindungen	545
12-5	Das Benzolmolekül: Delokalisierte Orbitale	551
12-6	Polare und unpolare mehratomige Moleküle	557
12-7	Molekülspektroskopie	561
12-8	Zusammenfassung	572
13	Koordinationsverbindungen	575
13-1	Eigenschaften der Übergangsmetallkomplexe	576
	<i>Farbe</i>	576
	<i>Isomere und Geometrie</i>	578
	<i>Magnetische Eigenschaften</i>	582
	<i>Labilität und Reaktionsträgheit</i>	582
	<i>Oxidationszahl und Struktur</i>	583

	<i>Einfluß der Zahl von d-Elektronen</i>	583
13-2	Nomenklatur der Koordinationsverbindungen	585
	<i>Isomerie</i>	589
13-3	Theorie der Bindung in Koordinationskomplexen:	
	<i>Oktaedrische Koordination</i>	590
	<i>Elektrostatische Theorie</i>	592
	<i>Valenzbindungstheorie oder Theorie der lokalisierten Molekülorbitale</i>	592
	<i>Kristallfeldtheorie</i>	596
	<i>Molekülorbitaltheorie (Erweiterte Ligandenfeldtheorie)</i>	601
13-4	Tetraedrische und quadratisch planare Koordination	605
13-5	Gleichgewichte, an denen Komplexionen beteiligt sind	608
13-6	Koordinationskomplexe und lebende Systeme	613
13-7	Zusammenfassung	622
14	Die Bindung in Festkörpern und Flüssigkeiten	623
14-1	Bindungskräfte in Festkörpern	625
14-2	Molekulare Festkörper und die van der Waals-Bindung	630
	<i>Van der Waals-Kräfte</i>	630
14-3	Metalle, Isolatoren und Halbleiter	638
	<i>Elektronenbänder in Metallen</i>	640
	<i>Isolatoren</i>	643
	<i>Halbleiter</i>	646
14-4	Ionen und Dipole in Festkörpern und Flüssigkeiten	648
	<i>Polare Wechselwirkungen: Die Wasserstoff(brücken)bindung</i>	649
14-5	Das Gerüst des Planeten Erde:	
	<i>Die Silicatmineralien</i>	653
	<i>Kettenstrukturen</i>	655
	<i>Blättchenstrukturen</i>	656
	<i>Dreidimensionale Netzwerke</i>	658
14-6	Zusammenfassung	659
15	Die besondere Rolle des Kohlenstoffs	661
15-1	Die besonderen Talente des Kohlenstoffs	662
15-2	Die Chemie der Nachbarelemente des Kohlenstoffs	667
	<i>Bor</i>	668
	<i>Stickstoff</i>	672
	<i>Silicium</i>	674
	<i>Vergleich von B, N und Si mit C</i>	677
15-3	Gesättigte Kohlenwasserstoffe oder Alkane	678
	<i>Reaktionen der Alkane</i>	681
15-4	Kohlenwasserstoffderivate: Funktionelle Gruppen	682
15-5	Ungesättigte Kohlenwasserstoffe	693
15-6	Aromatische Verbindungen	695
15-7	Aromatische Verbindungen und die Absorption von Licht	700
15-8	Kohlenhydrate	702
	<i>Polysaccharide</i>	705

15-9	Energie und Metabolismus in lebenden Systemen	707
	<i>Die Glucoseverbrennung</i>	708
	<i>Der Drei-Stufen-Prozeß bei der metabolischen Oxidation</i>	708
	<i>Stufe 1: Glykolyse</i>	709
	<i>Energiespeicherung und Transfermoleküle</i>	710
	<i>Stufe 2: Der Citronensäure-Cyclus</i>	712
	<i>Stufe 3: Die Atmungskette</i>	713
	<i>Das Aufziehen der Triebfeder des Lebens: Die Photosynthese</i>	715
15-10	Enzyme und Proteine	718
15-11	Zusammenfassung	723
16	Kernchemie	725
16-1	Der Atomkern	725
	<i>Größe und Gestalt</i>	727
	<i>Bindungsenergie</i>	727
16-2	Der Kernzerfall	730
	<i>β^- - oder Elektronenemission</i>	731
	<i>Elektroneneinfang</i>	732
	<i>β^+ - oder Positronenemission</i>	732
	<i>α-Teilchenemission</i>	733
	<i>γ-Emission während des α-Zerfalls</i>	733
	<i>Stabilität und Halbwertszeit</i>	734
16-3	Stabilitätsreihen	736
	<i>Natürliche radioaktive Zerfallsreihen</i>	738
16-4	Kernreaktionen	740
	<i>Künstliche Elemente</i>	740
	<i>Kernspaltung</i>	743
	<i>Kernfusion</i>	746
16-5	Anwendungen der Kernchemie und der Isotope	746
	<i>Chemische Markierungen</i>	747
	<i>Radiometrische Analyse</i>	747
	<i>Isotopenverdünnungsmethoden</i>	748
	<i>Altersbestimmung mit radioaktivem Kohlenstoff</i>	749
	<i>Das Alter der Erde und des Mondes</i>	751
	<i>Das Alter des Lebens auf der Erde</i>	754
16-6	Zusammenfassung	754

Teil IV Chemische Dynamik

17	Energie und Entropie in chemischen Systemen	761
17-1	Arbeit, Wärme und Kaloricum	762
	<i>Die Kanonen Bayerns</i>	762
	<i>Blut, Schweiß und Getriebe</i>	763
17-2	Der erste Hauptsatz der Thermodynamik	766
	<i>Eine andere Deutung des ersten Hauptsatzes</i>	769

	<i>Zustandsfunktionen</i>	770
17-3	Der erste Hauptsatz und chemische Reaktionen	773
17-4	Bindungsenergien	779
	<i>Bindungsenergie einer C—C-Einfachbindung</i>	780
	<i>Tabellierung der Bindungsenergien</i>	782
	<i>Die Bildungswärme des Benzols</i>	783
17-5	Spontaneität, Reversibilität und Gleichgewicht	785
17-6	Wärme, Energie und Molekularbewegung	787
17-7	Entropie und Unordnung	789
	<i>Das Leben in einem Neun-Punkte-Universum</i>	791
	<i>Entropie und chemische Intuition</i>	796
17-8	Freie Enthalpie und Spontaneität bei chemischen Reaktionen	800
	<i>Änderung der freien Enthalpie bei der Verrichtung äußerer Arbeit</i>	805
	<i>Berechnungen mit freien Standardenthalpien</i>	806
17-9	Freie Enthalpie und Konzentration	810
	<i>Allgemeine Ausdrücke</i>	816
17-10	Zusammenfassung	818
18	Freie Enthalpie und chemisches Gleichgewicht	821
18-1	Die Eigenschaften des Gleichgewichts	822
	<i>Stöchiometrie und die Gleichgewichtskonstante</i>	825
	<i>Standardzustände und Aktivitäten</i>	826
18-2	Reaktionen mit Gasen	828
	<i>Experimentelle Bestimmung der Gleichgewichtskonstanten</i>	828
	<i>Berechnung der Gleichgewichtskonstanten</i>	829
	<i>Der Partialdruck einer Komponente</i>	830
	<i>Änderung der Stöchiometrie</i>	831
	<i>Umfang der Reaktion</i>	831
18-3	Das Le Chateliersche Prinzip	836
	<i>Die Auswirkung der Temperatur</i>	836
18-4	Die Anatomie einer Reaktion	838
18-5	Gleichgewichte bei Vorliegen von kondensierten Phasen	841
18-6	Reine kondensierte Phasen	843
	<i>Schmelzen, Verdampfen und Sublimieren</i>	845
	<i>Freie Verdampfungsenthalpie und Dampfdruck</i>	848
	<i>Der kritische Punkt</i>	852
	<i>Phasendiagramme</i>	855
18-7	Lösungen und das Raoult'sche Gesetz	859
18-8	Kolligative Eigenschaften	862
	<i>Dampfdruckerniedrigung</i>	863
	<i>Siedepunktserhöhung</i>	864
	<i>Gefrierpunktserniedrigung</i>	866
	<i>Bestimmung der Molmasse</i>	867
	<i>Osmotischer Druck</i>	869
18-9	Zusammenfassung	872

19	Reduktions-Oxidations-Gleichgewichte und Elektrochemie	877
19-1	Die Nutzbarmachung spontaner Reaktionen	878
	<i>Konzentrationszellen</i>	881
19-2	Elektrochemische Zellen	883
	<i>Zink und Kupfer: Das Daniell-Element</i>	883
	<i>Die Wasserstoffelektrode</i>	885
	<i>Das Trockenelement</i>	887
	<i>Reversible Zellen: Der Bleiakkumulator</i>	888
	<i>Elektrolytische Zellen</i>	889
19-3	Zellen-EMK und freie Enthalpie	891
19-4	Halbreaktionen und Reduktionspotentiale	894
	<i>Bestimmung von Zellenpotentialen</i>	897
	<i>Kurzschreibweise für elektrochemische Zellen</i>	902
19-5	Die Auswirkung der Konzentration auf die Zellenspannung:	
	<i>Die Nernstsche Gleichung</i>	902
	<i>Halbzellenpotentiale</i>	904
	<i>Der Bereich von K_{eq} bei Redoxreaktionen</i>	907
19-6	Löslichkeitsgleichgewichte und Potentiale	907
	<i>Die Bildung von Komplexionen und Reduktionspotentiale</i>	909
19-7	Redoxchemie auf Abwegen: Korrosion	910
19-8	Zusammenfassung	913
20	Reaktionsraten und Mechanismen chemischer Reaktionen	915
20-1	Experimentelle Geschwindigkeitsgesetze	916
20-2	Chemische Kinetik erster Ordnung	925
20-3	Geschwindigkeitsgesetze höherer Ordnung	929
	<i>Das Verfolgen des Verlaufs einer Reaktion</i>	930
20-4	Reaktionsmechanismen: Zusammenstöße und Molekularität	932
20-5	Geschwindigkeitsbestimmende Schritte mit vorangehenden Gleichgewichtsschritten	936
20-6	Die Stoßtheorie der bimolekularen Gasphasenreaktionen	942
20-7	Aktivierungsenergiebarrieren	949
20-8	Katalyse	952
20-9	Die Theorie der absoluten Reaktionsraten (Übergangszustände)	958
	<i>Aktivierte Komplexe</i>	958
	<i>Potentialflächen</i>	959
	<i>Theorie der absoluten Reaktionsraten (Übergangszustände)</i>	964
	<i>Vergleich der Theorien</i>	965
20-10	Zusammenfassung	967
Anhang 1	Nützliche physikalische Konstanten und Umrechnungsfaktoren	971
	Physikalische Konstanten	971
	Umrechnungsfaktoren	971
	Internationales Einheitensystem (SI)	972

Anhang 2	Molare Standardbildungsenthalpien, molare freie Standardbildungsenthalpien und molare Standardentropien nach dem dritten Hauptsatz bei 298K	975
Anhang 3	Eine exaktere Behandlung von Säure-Base-Gleichgewichten	983
	A3-1 Starke und schwache Säuren:	
	Der Beitrag der Dissoziation des Wassers	983
	Schwache Säuren und die Dissoziation des Wassers	985
	A3-2 Schwache Säuren und ihre Salze:	
	Vollständige Behandlung	987
	A3-3 Die Titration einer schwachen Säure mit einer starken Base	990
	A3-4 Mehrbasige Säuren:	
	Säuren, die mehr als ein Wasserstoffion freisetzen	992
Anhang 4	Signifikante Stellen und die wissenschaftliche oder Exponential-schreibweise von Zahlenwerten	997
	A4-1 Signifikante Stellen	997
	Addition und Subtraktion	998
	Multiplikation und Division	1001
	A4-2 Exponentialzahlen oder „wissenschaftliche Notation“	1004
Anhang 5	Physikalische Größen und Einheiten	1009
	A5-1 Physikalische Größen, Größengleichungen und Einheiten	1009
	A5-2 Grundgrößen und abgeleitete Einheiten	1011
	A5-3 Physikalische Größen als Argumente mathematischer Funktionen	1014
	A5-4 Der Gehalt von Größen	1015
Sachregister		1017