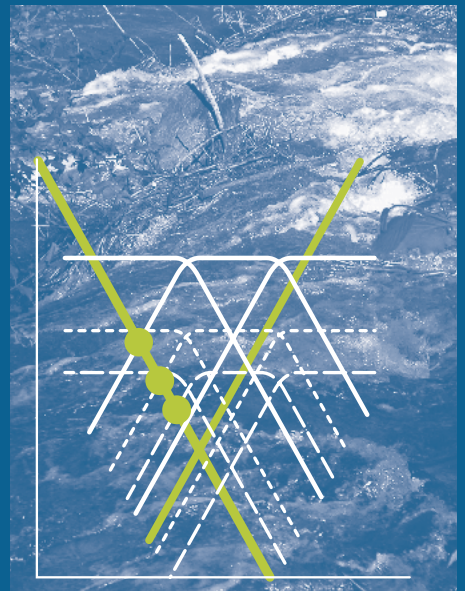


Laura Sigg
Werner Stumm

Aquatische Chemie

Einführung
in die Chemie
natürlicher
Gewässer



Laura Sigg
Werner Stumm
Aquatische Chemie

Einführung
in die Chemie
natürlicher
Gewässer

v/dlf

vdf Hochschulverlag AG an der ETH Zürich

Laura Sigg ist Leiterin einer Forschungsgruppe in der Abteilung Umwelttoxikologie der Eawag (Wasserforschungs-Institut des ETH-Bereichs, Dübendorf/CH) und Titularprofessorin am Department Umweltwissenschaften der ETH Zürich. Sie arbeitet seit über 30 Jahren im Bereich der Chemie natürlicher Gewässer in Forschung und Lehre.

Werner Stumm (1924–1999) war von 1970–1992 Professor an der ETH Zürich und Direktor der Eawag.

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.

ISBN 978-3-7281-3712-8

DOI 10.3218/3712-8

© 5., vollständig überarbeitete Auflage 2011, vdf Hochschulverlag AG an der ETH Zürich

Das Werk einschliesslich aller seiner Teile ist urheberrechtlich geschützt. Jede Verwertung ausserhalb der engen Grenzen des Urheberrechtsgesetzes ist ohne Zustimmung des Verlages unzulässig und strafbar. Das gilt besonders für Vervielfältigungen, Übersetzungen, Mikroverfilmungen und die Einspeicherung und Verarbeitung in elektronischen Systemen.

Internet: www.vdf.ethz.ch

E-Mail: verlag@vdf.ethz.ch

Vorwort

Dieses Buch ist eine vollständig neu bearbeitete Auflage des Lehrbuchs „Aquatrische Chemie“, das ursprünglich für den Unterricht im Departement Umweltwissenschaften der ETH Zürich entwickelt wurde. Es behandelt die Grundlagen der aquatischen Chemie, der Chemie wässriger Lösungen und ihrer Anwendung auf die natürlichen Gewässer und auf andere aquatische Systeme. Es ist sowohl für Studierende der Umweltwissenschaften und verwandter Gebiete wie der Hydrologie, Limnologie, Hydrobiologie, Ökologie und Geochemie wie auch für Berufsleute in der Praxis des Wassermanagements und der Wassertechnologie nützlich. Das Buch setzt nur grundlegende Kenntnisse der Chemie voraus, wie sie etwa einer Einführungsvorlesung in allgemeiner Chemie entsprechen.

Die aquatische Chemie baut auf den Grundlagen der Lösungschemie auf und wendet diese auf die Bedingungen natürlicher aquatischer Systeme an. Säure-Base-Reaktionen, Fällung und Auflösung fester Phasen, Koordinationsreaktionen, Redoxreaktionen sowie Reaktionen an Grenzflächen sind die wichtigsten Reaktionstypen, die eingehend aufgrund der thermodynamischen Gleichgewichte und der kinetischen Gesetzmässigkeiten behandelt werden. Daraus ergeben sich die Voraussetzungen zum Verständnis der Zusammensetzung von Seen, Flüssen, Grundwasser, Sedimenten und der chemischen Prozesse in diesen natürlichen Systemen sowie in technischen Systemen der Abwasserreinigung und der Trinkwasseraufbereitung. Die chemischen Reaktionen sind in den aquatischen Systemen mit den biologischen Prozessen gekoppelt, worauf in verschiedenen Kapiteln eingegangen wird.

Seit den ersten Auflagen dieses Buchs hat sich das Gebiet der aquatischen Chemie stark entwickelt. In dieser neuen Auflage wurden alle Kapitel unter dem Gesichtspunkt neuer Entwicklungen revidiert. Neue Abschnitte sind vor allem in den Kapiteln 6 (Metallionen in wässriger Lösung), 8 (Redoxprozesse), 9 (Grenzflächenchemie) und 11 (Biogeochemische Kreisläufe einiger Elemente) zu finden. Das neue Kapitel 12 behandelt die Anwendungen auf die aquatischen Systeme See, Fliessgewässer und Grundwasser und stellt eine Brücke von den theoretischen Grundlagen zur Praxis von analytischen Wasseruntersuchungen her. Das Verhalten synthetischer organischer Verbindungen in den aquatischen Systemen wird hier allerdings ausgeklammert, weil dieses Thema, obwohl von grosser Wichtigkeit, den Rahmen dieses Buchs sprengen würde. Zu diesem Thema wird auf andere umfangreiche Lehrbücher verwiesen.

Die Übungen am Schluss jedes Kapitels sollen zu einem vertieften Verständnis des Stoffs beitragen. Die Übungslösungen (nur numerische Resultate) am Schluss des Buchs dienen zur Selbstkontrolle.

Die weiterführende Literatur zu jedem Kapitel enthält Hinweise auf wichtige Bücher und Literaturreferenzen zu den jeweiligen Themen. Die Literaturreferenzen im Text, obwohl umfangreicher als in früheren Auflagen, weisen nur exemplarisch auf einige wichtige Arbeiten oder auf Arbeiten, aus denen die Beispiele bezogen wurden, und sind keineswegs eine umfassende Darstellung der Literatur auf diesem Gebiet.

Diese neue Auflage sowie die früheren Auflagen wurden wesentlich durch das grundlegende Werk „Aquatic chemistry: an introduction emphasizing chemical equilibria in natural waters“, W. Stumm und J. J. Morgan, 3rd edition 1996 (Wiley-Interscience), beeinflusst. Leider ist Werner Stumm 1999 verstorben. Ein grosser Teil dieses Buchs ist aber nach wie vor seinem Beitrag zu verdanken.

Wie in früheren Auflagen erwähnt, sind viele Ideen anderer Kollegen aus diesem Gebiet eingeflossen, insbesondere sollen hier James J. Morgan, François M. M. Morel, Jürg Hoigné, Charles O'Melia und Barbara Sulzberger genannt werden. Für die vorliegende Auflage möchte ich Adrian Ammann, Renata Behra, Philippe Behra, Silvio Canonica, Renata Hari, Stephan Hug, Bernd Nowack, Niksa Odzak, Flavio Piccapietra, Irène Schwyzer und Theodora Stewart für Diskussionen und für das kritische Durchlesen der Kapitel und Übungen danken. Viele Doktorandinnen und Doktoranden an der Eawag und Studierende an der ETH haben durch ihre Fragen und kritischen Bemerkungen zur Verbesserung beigetragen. Renata Hari hat zum Kapitel 12 Auswertungen und Abbildungen zu den Fliessgewässern beigesteuert. Aus der französischen Version dieses Buchs („Chimie des milieux aquatiques“, L. Sigg, P. Behra, W. Stumm, 4. Auflage 2006, Dunod) wurden Ideen und Revisionen in die neue Auflage übernommen, wofür ich Philippe Behra danke. Lydia Zweifel hat mit grosser Sorgfalt die grafischen Darstellungen erstellt.

Eawag, Dübendorf, März 2011

Laura Sigg

Inhalt

1	Einführung in die chemische Zusammensetzung natürlicher Gewässer	19
1.1	<i>Gewässer als Ökosysteme</i>	19
1.2	<i>Globaler Wasserkreislauf</i>	20
1.3	<i>Chemische Prozesse in den Gewässern</i>	21
1.3.1	Verwitterungsprozesse	22
1.3.2	Austausch zwischen Atmosphäre und Wasser	23
1.3.3	Wechselwirkungen zwischen Organismen und Wasser	24
1.3.4	Anthropogene Einträge in Gewässer	27
1.4	<i>Typische Zusammensetzung verschiedener Gewässer</i>	28
1.5	<i>Wasser und seine einzigartigen Eigenschaften</i>	31
	Aquoionen	33
1.6	<i>Wichtige Reaktionstypen in Gewässern</i>	34
	<i>Literatur</i>	35
	Lehrbücher	35
	Weiterführende Literatur	35
	<i>Übungen</i>	37
	<i>Anhang Kapitel 1: Einheiten und Konstanten</i>	38
	Tab. A.1: Konzentrationseinheiten	38
	Tab. A.2: Internationale Einheiten für physikalische Quantitäten	39
	SI-Präfixe für Einheiten	40
	Tab. A.3: Nützliche Umrechnungsfaktoren	40
	Tab. A.4: Wichtige Konstanten	41
2	Säuren und Basen	43
2.1	<i>Einleitung</i>	43
2.2	<i>Säure-Base-Theorie</i>	44

2.3	<i>Die Stärke einer Säure oder Base</i>	46
2.3.1	Aciditätskonstante.....	46
2.3.2	Selbstionisation des Wassers.....	47
2.3.3	„Zusammengesetzte“ Aciditätskonstante	49
2.4	<i>Konzentrationen der einzelnen Spezies als Funktion des pH</i>	51
2.5	<i>Gleichgewichtsberechnungen</i>	52
2.5.1	Vorgehen beim Lösen von Gleichgewichtsproblemen	52
	Protonen-Balance anstelle der Ladungsbalance.....	55
2.5.2	Tableaux	55
	Beispiel 2.1: pH einer starken Säure	58
2.6	<i>pH als Mastervariable: grafische Lösung von Gleichgewichtsproblemen</i>	60
2.6.1	Einprotonige Säure	60
2.6.2	Zweiprotonige Säure.....	64
2.6.3	Weitere Rechnungsbeispiele	65
	Beispiel 2.2: Essigsäure bei verschiedenen Konzentrationen	65
	Beispiel 2.3: Ampholyt als Puffersystem: Hydrogenphthalat	67
	Beispiel 2.4: Mischung von Säure und konjugierter Base.....	69
	Beispiel 2.5: Ammoniak-Konzentration in Gewässern	70
2.7	<i>Säure-Base-Titrationskurven</i>	71
2.7.1	Titration einer einprotonigen Säure	71
2.7.2	Titration von multiprotonigen Säuren und Basen	73
2.7.3	Pufferintensität	73
2.8	<i>Säure- und Basen-Neutralisierungskapazität</i>	75
2.9	<i>pH- und Aktivitätskonventionen</i>	75
2.9.1	Referenz- und Standardzustände.....	76
2.9.2	pH-Skalen	78
2.9.3	Aktivitätskoeffizienten	78
2.9.4	Aciditätskonstanten, Gleichgewichtskonstanten	80
2.10	<i>Saure atmosphärische Niederschläge</i>	81
2.10.1	Zusammensetzung des Regenwassers	81
	Beispiel 2.6: pH im Regenwasser.....	83
2.10.2	Nebel.....	84
2.10.3	Saure atmosphärische Depositionen und Auswirkungen der Luftschadstoffe auf terrestrische und aquatische Ökosysteme.....	86
	<i>Weitergehende Literatur</i>	87
	<i>Übungen</i>	87

3	Carbonatgleichgewichte	91
3.1	<i>Carbonatgleichgewichte als Puffersystem der Gewässer.....</i>	91
3.2	<i>Offenes und geschlossenes Carbonatsystem; Modellsysteme</i>	93
3.2.1	Das offene System – Wasser im Gleichgewicht mit dem CO ₂ der Gasphase	94
	Modell für Regenwasser.....	94
	Konstruktion der Abbildung 3.2	96
	Tableau	97
3.2.2	Die Auflösung von CaCO ₃ (s)(Calcit) im offenen System:	98
	Modell für See- und Flusswasser	98
3.2.3	Grundwasser: erhöhter CO ₂ -Partialdruck.....	100
3.2.4	Vergleich mit der Zusammensetzung natürlicher Gewässer.....	101
3.2.5	Das geschlossene Carbonatsystem	103
	Konstruktion eines doppelt-logarithmischen Gleichgewichts- Diagramms für ein 10 ⁻³ M-Carbonatsystem.....	104
	Tableau für NaHCO ₃ -Lösung.....	106
3.3	<i>Alkalinität und Acidität</i>	106
3.3.1	Definitionen der Alkalinität und Acidität	106
3.3.2	Alternative Definition der Alkalinität	108
3.3.3	Einfluss von Photosynthese und Respiration auf pH und Alkalinität	109
	Beispiel 3.1	109
3.3.4	Alkalinität im Ozean und p _{CO2} -Zunahme.....	110
3.4	<i>Pufferintensität des Carbonatsystems</i>	111
3.5	<i>Analytische Bestimmung der Alkalinität und der Acidität</i>	113
3.5.1	Bestimmung der Alkalinität	113
3.5.2	Bestimmung der Acidität.....	116
3.5.3	Potenziometrische und spektrophotometrische Methoden der Bestimmung von pH	118
	<i>Weiterführende Literatur</i>	119
	<i>Übungen</i>	120
4	Wechselwirkung Wasser–Atmosphäre	123
4.1	<i>Einleitung.....</i>	123
4.2	<i>Einfache Gas/Wasser-Gleichgewichte; Bedeutung in der Chemie des Wolkenwassers, des Regens und des Nebelwassers</i>	126
4.2.1	Offenes und geschlossenes System mit Gasphase und Wasser.....	126

Beispiel 4.1: Geschlossenes System – Auflösung von Wasserstoffperoxid und von Ozon.....	128
Beispiel 4.2: Geschlossenes System – Auflösung von HCl	129
4.2.2 Verteilung von SO ₂ zwischen Gasphase und Wasser.....	130
Beispiel 4.3: Löslichkeit von SO ₂ in Gegenwart von Formaldehyd	135
4.2.3 Verteilung von NH ₃ zwischen Gasphase und Wasser.....	136
4.2.4 Auswaschung von Schadstoffen aus der Atmosphäre.....	140
4.3 <i>Die Genese eines Nebeltröpfchens</i>	142
SO ₂ - und NH ₃ -Absorption.....	143
4.4 <i>Aerosole</i>	147
Die Bildung von Sulfat- und Nitrataerosolen	147
Beispiel 4.4: Auflösung von Aerosolen im Nebelwasser	149
4.5 <i>Ansäuerung und Erholung von Gewässern</i>	149
4.5.1 Effekte der sauren Niederschläge auf Gewässer.....	149
4.5.2 Ökologische Auswirkungen	151
4.5.3 Erholung saurer Gewässer durch Verminderung der sauren Einträge	152
<i>Weiterführende Literatur</i>	153
<i>Übungen</i>	154
5 Anwendung thermodynamischer Daten und kinetischer Grundlagen .	157
5.1 <i>Thermodynamische Daten</i>	157
5.2 <i>Freie Reaktionsenthalpie, chemisches Potenzial und chemisches Gleichgewicht</i>	157
Beispiel 5.1: Berechnung der freien Reaktionsenthalpie ΔG^0 und der Gleichgewichtskonstante.....	162
Beispiel 5.2: Vergleich des Reaktionsquotienten mit der Gleichgewichtskonstante (Q/K).....	163
5.3 <i>Umrechnung von Gleichgewichtskonstanten auf andere Temperaturen und Drucke</i>	164
5.3.1 Temperaturabhängigkeit.....	164
Beispiel 5.3: K _{s0} von Calcit in Funktion der Temperatur.....	164
5.3.2 Druckabhängigkeit	165
5.4 <i>Kinetische Grundlagen</i>	165
5.4.1 Die Reaktionsgeschwindigkeit.....	167
5.4.2 Einfache Zeitgesetze für homogene Reaktionen	167

5.4.3	Prozesse in der Umwelt.....	169
	Anwendungsbeispiele.....	170
5.5	<i>Elementarreaktionen</i>	171
5.5.1	Zeitgesetze für einfache Elementarreaktionen	171
5.5.2	Konsekutive reversible Reaktionen	172
5.5.3	Konsekutive irreversible Reaktionen	172
5.5.4	Steady-State-Annahme	173
5.5.5	Enzym-Katalyse.....	174
	Beispiel 5.4: Bestimmung von K_m und v_{max} für Enzyme in Algen	176
5.5.6	Temperaturabhängigkeit.....	176
	Beispiel 5.5: Bestimmung der Aktivierungsenergie für die Reaktion von HSO_3^- mit H_2O_2	177
	Beispiel 5.6: Radioaktive Elemente als kinetische Hilfsmittel bei der Altersbestimmung	178
5.7	<i>Theorie des Übergangszustandes; der aktivierte Komplex</i>	179
5.8	<i>Fallbeispiel: Die Hydratisierung des CO_2</i>	181
5.9	<i>Fallbeispiel: Kinetik der Absorption von CO_2;</i> <i>Gas-Transfer Atmosphäre–Wasser</i>	184
	Beispiel 5.7: Gasaustausch mit Oberflächenwasser.....	185
	Beispiel 5.8: CO_2 -Transfer bei der pH-Erhöhung durch Fotosynthese Chemische Beschleunigung des CO_2 -Transfers.....	187
	<i>Weiterführende Literatur</i>	188
	Allgemeine Lehrbücher	188
	Anwendungen auf aquatische Systeme.....	188
	Datensammlungen	188
	<i>Übungen</i>	189
6	Metallionen in wässriger Lösung	191
6.1	<i>Einleitung</i>	191
	Speziierung.....	191
6.2	<i>Koordinationschemie und ihre Bedeutung für die Speziierung der Metallionen in natürlichen Gewässern</i>	192
6.2.1	Einteilung der Metallionen	192
6.2.2	Hydrolyse und die Bildung schwer löslicher Oxide und Hydroxide	193
	Beispiel 6.1: Hydrolyse von Al^{3+} ohne Bildung eines festen Hydroxids	195

Beispiel 6.2: Hydrolyse und Löslichkeit von Al^{3+} in Gegenwart von festem Aluminiumhydroxid $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$	196
6.2.3 Komplexbildung mit anorganischen und organischen Liganden in Lösung	197
6.3 <i>Gleichgewichtsberechnungen der Spezierung von Metallionen</i>	199
6.3.1 Vorgehen zur Berechnung von Komplexbildungsgleichgewichten.....	199
6.3.2 Beispiele für Berechnungen.....	200
Beispiel 6.3: Anorganische Spezierung von $\text{Cu}(\text{II})$	200
Beispiel 6.4: Spezierung von $\text{Cu}(\text{II})$ in Anwesenheit eines organischen Komplexbildners.....	203
Beispiel 6.5: Bindung von Ca^{2+} und Cu^{2+} durch NTA	204
6.3.3 Berechnungen mit Computerprogrammen	205
6.4 <i>Einfache Modelle der Spezierung von Metallen in natürlichen Gewässern</i>	206
Einfaches anorganisches Modell.....	206
6.5 <i>Komplexbildung mit Humin- und Fulvinsäuren</i>	209
6.6 <i>Komplexbildung mit Kolloiden und Partikeln</i>	214
6.7 <i>Löslichkeit von Metallen</i>	214
6.8 <i>Kinetik der Komplexbildung</i>	214
Beispiel 6.6: Kinetik der Komplexbildung von $\text{Co}(\text{II})$ mit F^-	216
Beispiel 6.7: Kinetik der Dissoziation stabiler Komplexe	218
6.9 <i>Spezierung und analytische Bestimmung</i>	218
6.10 <i>Wechselwirkungen von Metallen mit Algen</i>	220
6.10.1 Essenzielle und toxische Spurenmetalle	220
6.10.2 Modelle für die Metallaufnahme in Algen	221
6.10.3 Metallpuffer als Kulturmedien	223
6.10.4 Metallaufnahme in Periphyton	225
<i>Weiterführende Literatur</i>	226
<i>Übungen</i>	226
7 Fällung und Auflösung fester Phasen.....	231
7.1 <i>Fällung und Auflösung fester Phasen als Mechanismus zur Regulierung der Zusammensetzung natürlicher Gewässer</i>	231
Beispiel 7.1: Chemische Verwitterungsrate und Gewässerzusammensetzung.....	232
Löslichkeitsgleichgewicht.....	233

7.2	<i>Löslichkeitsgleichgewichte von Hydroxiden</i>	234
	Löslichkeit von $\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s})$ (Ferrihydrit) in Funktion des pH.....	235
7.3	<i>Löslichkeitsgleichgewichte von Carbonaten</i>	236
7.3.1	Löslichkeit von $\text{CaCO}_3(\text{s})$ im geschlossenen System ohne Gasphase	237
7.3.2	Löslichkeit von $\text{CaCO}_3(\text{s})$ und anderen Carbonaten im Gleichgewicht mit p_{CO_2}	239
7.3.3	Löslichkeit von Carbonaten im geschlossenen System mit $C_T = \text{konstant}$	241
7.4	<i>Löslichkeit von Sulfiden</i>	242
7.5	<i>Löslichkeit von SiO_2 und Silikaten</i>	244
7.5.1	Löslichkeit von $\text{SiO}_2(\text{s})$	244
7.5.2	Löslichkeit von Kaolinit	245
7.5.3	Löslichkeit und Stabilität im System K-Feldspat / Muskovit / Kaolinit ..	246
7.5.4	Löslichkeit von Albit als Funktion des p_{CO_2}	248
7.6	<i>Abhängigkeit der Löslichkeit von Temperatur, Ionenstärke, Druck, Grösse der Partikel</i>	249
	Beispiel 7.2: Löslichkeit von $\text{CaCO}_3(\text{s})$ und von $\text{SiO}_2(\text{s})$ in Funktion der Temperatur	250
7.7	<i>Welche feste Phase kontrolliert die Löslichkeit?</i>	250
7.7.1	Löslichkeit und Stabilität verschiedener fester Phasen	250
	Beispiel 7.3: Stabilität von $\text{FeS}(\text{s})$ oder $\text{FeCO}_3(\text{s})$ in Gegenwart von Sulfid	252
	Beispiel 7.4: Löslichkeit von Cu in Gegenwart von Carbonat.....	255
7.7.2	Komponenten, Phasen und Freiheitsgrade	258
	Beispiel 7.5: Koexistenz verschiedener Phasen	259
7.8	<i>Sind feste Phasen im Löslichkeitsgleichgewicht?</i>	260
	Gleichgewichtskohlensäure, Sättigungs-pH und Sättigungs-Indizes ...	260
	Beispiel 7.6: Überprüfung der Sättigung mit Calciumcarbonat in einem Grundwasser	262
7.9	<i>Kinetik der Nukleierung und Auflösung fester Phase</i>	263
7.9.1	Theorie des Kristallwachstums	263
7.9.2	Nukleierung.....	265
7.9.3	Wachstumskinetik.....	265
7.9.4	Auflösungskinetik.....	267
	<i>Weiterführende Literatur</i>	267
	<i>Übungen</i>	267

8	Redoxprozesse.....	269
8.1	<i>Einleitung.....</i>	269
8.2	<i>Definitionen – Oxidation und Reduktion.....</i>	270
8.2.1	Oxidation und Reduktion	270
	Beispiel 8.1: Redox-Stöchiometrie	270
8.2.2	Die Oxidationszahl.....	271
8.3	<i>Der globale Elektronenkreislauf (Fotosynthese, Respiration).....</i>	272
8.4	<i>Redox-Gleichgewichte und Redoxintensität</i>	274
8.4.1	Redoxintensität und Redoxpotenzial	275
	Beispiel 8.2: $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$	277
8.4.2	Einfluss der Spezierung.....	278
8.5	<i>Einfache Berechnungen von Redoxgleichgewichten.....</i>	279
8.5.1	Doppeltlogarithmisches Diagramm.....	279
	Beispiel 8.3: $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$	279
	Beispiel 8.4: $\text{SO}_4^{2-}/\text{HS}^-$	281
	Beispiel 8.5: Einfache $p\varepsilon$ -(E _H)-Rechnungen	282
	Beispiel 8.6: Cl-Spezies.....	284
8.5.2	$p\varepsilon$ -pH-Diagramme.....	286
8.5.3	Redox-Puffer.....	287
	Beispiel 8.7: $p\varepsilon$ /pH-Diagramm für Fe, CO ₂ , H ₂ O	288
8.6	<i>Durch Mikroorganismen katalysierte Redoxprozesse.....</i>	292
8.6.1	Sequenz der Redoxreaktionen unter dem Einfluss der Mikroorganismen	292
	i) Denitrifikation	294
	ii) Reduktion von Mangan- und Eisenoxiden	295
	iii) Sulfatreduktion	295
	iv) Methanbildung	296
	v) Fermentationsreaktionen	296
8.6.2	Oxidationsreaktionen durch Mikroorganismen	297
8.6.3	Einfluss von Redoxreaktionen auf Säure-Base-Verhältnisse.....	298
8.7	<i>Kinetik von Redoxprozessen.....</i>	298
8.7.1	Oxidation von Fe(II) zu Fe(III) durch O ₂	298
8.7.2	Oxidation von Mn(II)	303
8.7.3	Oxidation von Schwefelwasserstoff mit Sauerstoff.....	304
	Beispiel 8.8: $k_{(S-II)}$ und Halbwertszeit von H ₂ S mit O ₂ bei pH 7	305
8.8	<i>Oxidation durch Sauerstoff.....</i>	306
8.8.1	Thermodynamische Parameter der Sauerstoffreaktionen.....	306

8.8.2	Wasserstoffperoxid H_2O_2	307
8.8.3	Die Ein-Elektronenschritte bei der Reduktion von O_2	308
8.8.4	Das Fenton-Reagens.....	309
8.8.5	Singuletsauerstoff.....	309
8.8.6	Kann die Redox-Reaktivität mit Hilfe der Thermodynamik abgeschätzt werden?.....	309
8.9	<i>Fotochemische Redoxprozesse</i>	311
8.9.1	Fotochemische Reaktionen in Gewässern.....	311
8.9.2	Lichtabsorption.....	313
8.9.3	Indirekte fotochemische Umwandlungen: Produktion von reaktiven Sauerstoffspezies.....	314
8.9.4	Direkte fotochemische Umwandlungen.....	317
8.9.5	Eisenredoxkreislauf unter dem Einfluss von fotochemischen Reaktionen.....	317
8.10	<i>Die Messung des Redox-Potenzials in natürlichen Gewässern</i>	319
	Beispiel 8.9: Abschätzung von E_H oder p_E aus analytischer Information.....	322
8.11	<i>Glaselektrode; ionenselektive Elektroden</i>	323
	<i>Weiterführende Literatur</i>	324
	<i>Übungen</i>	325
9	Grenzflächenchemie	329
9.1	<i>Einleitung</i>	329
9.2	<i>Partikel in natürlichen Gewässern</i>	330
9.3	<i>Wechselwirkungen an der Grenzfläche zwischen fester Phase und Wasser</i>	333
9.3.1	Die koordinative Bindung: Oberflächenkomplexe.....	333
9.3.2	Elektrostatistische und andere Wechselwirkungen.....	333
9.3.3	Wechselwirkungen nichtpolarer Verbindungen an Oberflächen.....	334
9.4	<i>Adsorption aus der Lösung</i>	335
9.4.1	Adsorptionsisothermen.....	335
9.4.2	Langmuir-Adsorptionsisotherme und Freundlich-Isotherme.....	335
9.4.3	Die Oberflächenspannung.....	338
9.5	<i>Oxidoberflächen: Säure-Base-Reaktionen, Wechselwirkung mit Kationen und Anionen</i>	339
9.5.1	Oberflächenkomplexe an Oxidoberflächen.....	339