

Vogel-Fachbuch

Kamprath-Reihe

Thomas Mallon

Bauchemie

Thomas Mallon

Bauchemie

Kamprath-Reihe

Dr. Dipl.-Chem. Thomas Mallon

Bauchemie

Vogel Buchverlag

Dr. Dipl.-Chem. THOMAS MALLON

Jahrgang 1947

absolvierte ein Chemiestudium an der Universität Würzburg und promovierte auf dem Gebiet der anorganischen Chemie.

Es folgten Tätigkeiten an der TU München (Gebiet Korrosion von Stahl und Spannbeton) und in der Industrie (Gebiet Betonzusatzmittel), als Laborleiter eines mittelständischen Unternehmens für bauchemische Produkte, Projektmanager in einem Unternehmen der Entsorgungswirtschaft (Recycling baustofflich verwertbarer Reststoffe) sowie als selbstständiger Berater in der Baustoffindustrie und Lehrbeauftragter im Bereich Bauingenieurwesen an den Fachhochschulen Nürnberg und Biberach.

Weitere Informationen:
www.vogel-buchverlag.de

ISBN-13: 978-3-8343-3007-9

ISBN-10: 3-8343-3007-8

1. Auflage. 2005

Alle Rechte, auch der Übersetzung, vorbehalten.
Kein Teil des Werkes darf in irgendeiner Form (Druck, Fotokopie, Mikrofilm oder einem anderen Verfahren) ohne schriftliche Genehmigung des Verlages reproduziert oder unter Verwendung elektronischer Systeme verarbeitet, vervielfältigt oder verbreitet werden. Hiervon sind die in §§ 53, 54 UrhG ausdrücklich genannten Ausnahmefälle nicht berührt.

Printed in Germany

Copyright 2005 by Vogel Industrie Medien GmbH & Co. KG, Würzburg

Herstellung: dtp-project Peter Pfister,
97222 Rimpar-Maidbronn

Vorwort

Zunehmend mausert sich die Bauchemie zu einem eigenständigen Fachgebiet. Die Bauchemie beschreibt das Grenzgebiet zwischen Baustoffkunde und Chemie, zwischen Bindemitteln und chemischen Verbindungen, zwischen Bauschäden und chemischen Reaktionen. Mehr denn je ist der Entscheidungsträger in Wirtschaft und Behörde – ob als Ingenieur, Architekt oder Praktiker – gefordert, chemische und ökologische Fragen von Baumaterialien zu beantworten.

Das Werk vermittelt in 20 Kapiteln Grundwissen zum aktuellen Tagesgeschäft, von Zement zu Zusatzmitteln, von Kunststoffen zu Kalk, von Korrosion zu Keramik, von Formaldehyd zu Fasern – um nur einige Themen zu nennen. Das chemische Basiswissen wird in einem anfänglichen Kapitel abgehandelt. Es findet baupraktische Anwendung im Kapitel zur Untersuchung betonangreifender Wässer. Die Baubindemittel werden nicht nur unter normativen und anwendungstechnischen Gesichtspunkten, sondern auch vom Chemismus und dem Zusammenhang untereinander dargestellt. Besonderes Gewicht legt der Autor auf den Praxisbezug sowie umweltrelevante und gesundheitliche Aspekte.

Das Buch wendet sich an Ingenieure, Architekten, Studierende und versierte Praktiker.

Gedankt sei an dieser Stelle allen meinerseits angesprochenen Damen und Herren aus Hochschule, Industrie und Behörden, die mir bei Fachfragen mit Rat und Tat zur Seite standen. Mein besonderer Dank gilt dem Verlag für die mit Gestaltung und Drucklegung des Buches verbundenen Mühen.

Inhaltsverzeichnis

Vorwort	4
1 Chemische Grundlagen	11
1.1 Stoffe und Symbolik	11
1.1.1 Reine Stoffe und Stoffgemenge	11
1.1.2 Elementsubstanzen und Einelementverbindungen	11
1.1.3 Chemische Formeln	11
1.1.4 Chemische Gleichungen	11
1.1.5 Relative Atommasse	11
1.1.6 Relative Molekülmasse	12
1.1.7 Stoffmenge	12
1.1.8 Molare Masse	12
1.1.9 Lösungen	12
1.2 Atombau	12
1.3 Periodensystem	16
1.4 Chemische Bindung	16
1.5 Chemisches Gleichgewicht	19
1.6 Geschwindigkeit chemischer Reaktionen	20
1.7 Säure- und Basenstärke	20
1.8 Oxide	21
1.9 pH-Wert	23
1.10 Salze und Hydrolyse	24
1.11 Wertigkeiten	24
1.12 Beispiele chemischen Rechnens (Stöchiometrie)	25
1.13 Härte des Wassers	26
1.14 Kalk-Kohlensäure-Gleichgewicht	27
2 Prüfung betonangreifender Wässer	29
2.1 Prüfung nach DIN 4030	29
2.2 pH-Wert	30
2.3 Geruch	30
2.4 Härte	30
2.5 Kalklösende Kohlensäure	30
2.6 Chlorid	30
2.7 Magnesium	30
2.8 Ammonium	30
2.9 Sulfat	31
3 Radioaktivität in Bauten und Baustoffen	33
3.1 Allgemeine Einschätzung	33
3.2 Arten der radioaktiven Strahlung	33
3.3 Kenngrößen	33
3.4 Allgemeine Strahlenbelastung	34
3.5 Radon aus dem Baugrund	34
3.6 Radon aus Baustoffen	37
3.7 Richtwerte	37
4 Elektrochemie	39
4.1 Begriffe	39
4.1.1 Galvanisches Element/Elektrolyse	39
4.1.2 Lösungsdruck	39
4.2 Entstehung galvanischer Elemente	39
4.2.1 Nicht räumlich getrenntes galvanisches Element	39

4.2.2	Räumlich getrenntes galvanisches Element	40
4.3	Elektrochemische Spannungsreihe	42
4.3.1	Standardwasserstoffelektrode	42
4.3.2	Standardelektrodenpotential E_0	42
4.3.3	Anordnung der Standardelektrodenpotentiale	43
4.3.4	Bedeutung der Standardelektrodenpotentiale	43
4.3.5	Besonderheiten der elektrochemischen Spannungsreihe	44
4.3.6	Resümee für die Praxis	44
4.4	Korrosionselemente	44
4.4.1	Lokalelement	44
4.4.2	Korrosionstypen	44
4.4.3	Praxisbeispiele	46
4.5	Elektrolyse	48
4.5.1	Prinzip	48
4.5.2	Anionen und Kationen	48
4.5.3	Elektrolyse mit angreifbaren Elektroden	49
4.5.4	Elektrolyse mit nicht angreifbaren Elektroden	49
4.5.5	Streustromkorrosion	49
4.6	Korrosionsschutz	50
4.6.1	Allgemeines	50
4.6.2	Katodischer Korrosionsschutz	51
4.6.3	Anodischer Korrosionsschutz	51
5	Nichteisenmetalle (Baumetalle)	53
5.1	Aluminium	53
5.2	Zink	55
5.3	Blei	56
5.4	Kupfer	58
5.5	Einwirkung von Bindemitteln auf Baumetalle	59
5.5.1	Gipsmörtel	59
5.5.2	Frische Kalk- und Zementmörtel	59
5.5.3	Magnesiabinder (Steinholz)	60
6	Eisen und Stahl	61
6.1	Eisenerz	61
6.2	Hochofenprozess	61
6.3	Roheisen	61
6.4	Schlacke	62
6.5	Stahlgewinnung	62
6.6	Unlegierter Stahl	63
6.7	Legierter Stahl	63
6.8	Kennzeichnung von Stählen	63
6.9	Thermische Behandlung von Stahl	64
6.10	Fe-C-Diagramm	64
6.11	Stähle für den konstruktiven Ingenieurbau	66
7	Silikatchemie	67
7.1	Chemische Grundlagen	67
7.1.1	Kieselsäuren, Silikate und Siliziumdioxid	67
7.1.2	Silikate mit begrenzter und unbegrenzter Anionengröße	69
7.2	Natürliche Silikate	70
7.3	Künstliche Silikate	71
7.4	Siliziumdioxid	73
8	Baukalk	75
8.1	Einleitung	75
8.2	Luftkalk	75
8.2.1	Rohstoff Kalkstein	75
8.2.2	Brennen – Löschen – Erhärten	76

8.2.3	Kreislauf des Kalkes	77
8.2.4	Luftkalk – Rohstoffe und Produkte	78
8.2.5	Luftkalk nach Norm	78
8.3	Hydraulisch erhärtende Kalke	78
8.3.1	Rohstoffe für Luftkalke und hydraulische Kalke	78
8.3.2	Hydraulefaktoren	79
8.3.3	Hydraulischer Kalk nach Norm	79
8.4	Anwendung von Baukalk	80
9	Latent hydraulische Stoffe und Puzzolane	83
9.1	Allgemeines	83
9.2	Latent hydraulische Stoffe	83
9.3	Puzzolane	83
10	Zement	87
10.1	Geschichtliches	87
10.2	Abgrenzung zu hydraulischem Kalk	87
10.3	Herstellung von Zement	87
10.4	Chemische Zusammensetzung	88
10.5	Mineralische Zusammensetzung	90
10.6	Eigenschaften der Klinkermineralien	90
10.7	Reaktion mit Wasser (Hydratation)	91
10.8	Calciumsulfatzusatz	92
10.9	Variation im Klinker	92
10.9.1	Festigkeitsklasse R oder N	92
10.9.2	Niedrigwärmezement NW	92
10.9.3	Zement mit hohem Sulfatwiderstand HS	93
10.9.4	Weißer Portlandzement	93
10.10	Zementbestandteile	93
10.10.1	Hauptbestandteile	93
10.10.2	Nebenbestandteile	95
10.10.3	Calciumsulfat	95
10.10.4	Zementzusätze	95
10.11	Zementarten nach Norm	95
10.11.1	Normen	95
10.11.2	Hauptarten von Zement	98
10.11.3	Zemente mit besonderen Eigenschaften	98
10.11.4	Normenbezeichnung	98
10.11.5	Festigkeitsklassen	98
10.12	Anforderungen und Prüfungen	99
10.12.1	Erstarrungszeit	99
10.12.2	Druckfestigkeit	99
10.12.3	Raubeständigkeit	99
10.12.4	Mahlfeinheit	99
10.12.5	Hydratationswärme, NW-Zement	100
10.12.6	Sulfatwiderstand, HS-Zement	100
10.12.7	Alkaligehalt, NA-Zement	100
10.12.8	Oberfläche nach BLAINE	100
10.13	Arbeitsschutz	100
10.13.1	Kennzeichnung	100
10.13.2	Maurerkrätze	101
10.14	Lagerung	101
10.15	Nicht genormte Zemente	101
10.15.1	Sulfathüttenzement SHZ	101
10.15.2	Tonerdezement TZ	101
10.15.3	Schnellzement	102
10.15.4	Quellzement	102
10.16	Dreistoffdiagramm	103

11	Gips und Anhydrit	105
11.1	Begriffe	105
11.2	Gipsrohstoffe	105
11.3	Anhydritrohstoffe	105
11.4	CaSO ₄ -Modifikationen	106
11.5	Erbrennen von Gips- und Anhydritbaustoffen	106
11.6	Technische Produkte	106
11.7	Anwendungstechnische Eigenschaften von Gips und Anhydrit	107
11.7.1	Abbindereaktion	107
11.7.2	Beschleunigung und Verzögerung	107
11.7.3	Verarbeitung	107
11.7.4	Feuerschutzwirkung	107
11.7.5	Abbindeexpansion	109
11.7.6	Löslichkeit	109
11.7.7	Ettringit-Treiben	109
11.7.8	Metallkorrosion	109
11.7.9	Festigkeit	109
11.8	Gipsbaustoffe	109
11.8.1	Baugipse nach DIN 1168	109
11.8.2	Prüfen von Baugipsen nach DIN 1168	110
11.8.3	Gips-Fertigteile	110
11.9	Anhydritbaustoffe	111
12	Magnesiabinder	113
12.1	Begriffe	113
12.2	Herstellung	113
12.3	Eigenschaften	113
12.4	Anwendungsbeispiele	114
13	Korrosion von Beton und Stahlbeton	115
13.1	Allgemeines	115
13.2	Physikalische Korrosion	115
13.2.1	Korrosion durch Frost und Tausalz	115
13.2.2	Korrosion durch hohe Temperaturen/Brandverhalten	115
13.2.3	Feuchte/Schwinden	116
13.2.4	Erosion/Kavitation	118
13.3	Chemische Korrosion	118
13.3.1	Lösender Angriff	118
13.3.2	Treibender Angriff	119
13.3.3	Kombinierter Angriff	121
13.4	Elektrochemische Korrosion (Korrosion der Bewehrung)	121
13.4.1	Passivierung/Depassivierung	121
13.4.2	Korrosionsreaktionen	122
13.4.3	Korrosionsbedingungen	123
13.4.4	Carbonatisierung	123
13.4.5	Chloridangriff	124
13.4.6	Risse im Beton	125
13.4.7	Korrosion bei Spannstählen	125
13.5	Biologische Korrosion	126
13.5.1	Abwasserkanäle	126
13.5.2	Kühltürme	127
13.6	Mechanismus und Beurteilung des Eindringens von Schadstoffen in den Beton	127
13.6.1	Transportvorgänge	127
13.6.2	Kapillares Saugen	127
13.6.3	Diffusion	128
13.6.4	Permeation	128
13.6.5	Osmose	128
13.6.6	Einteilung der Korrosionsphasen	128
13.7	Maßnahmen zum Korrosionsschutz	128

14	Bauschädliche Salze	131
14.1	Allgemeines	131
14.2	Mineralische Baustoffe	131
14.3	Salzschäden	131
14.4	Aufsteigende Mauerfeuchtigkeit	134
15	Betonzusätze	137
15.1	Definition	137
15.2	Normen	137
15.3	Arten von Betonzusatzmitteln	137
15.4	Prüfungen für die Erteilung von Zulassungen für Betonzusatzmittel	138
15.4.1	Allgemeines	138
15.4.2	Gleichmäßigkeit	138
15.4.3	Begrenzung bestimmter chemischer Bestandteile	138
15.4.4	Einfluss auf das Erstarren der Zemente	139
15.4.5	Einfluss auf die Raumbeständigkeit der Zemente	139
15.4.6	Druckfestigkeit	139
15.4.7	Einfluss auf den Luftgehalt	139
15.4.8	Verhalten bei der elektrochemischen Prüfung	139
15.4.9	Einfluss von Waschwasser mit Recyclinghilfe auf die Betoneigenschaften	139
15.4.10	Wirksamkeit	139
15.5	Überwachung von Betonzusatzmitteln	140
15.6	Anwendung und Wirkung von Betonzusatzmitteln	140
15.7	Betonzusatzstoffe	144
15.8	Praxisbeispiel: Selbstverdichtender Beton	145
15.9	Praxisbeispiel: Hochfester Beton	146
16	Kunststoffe	147
16.1	Historie der Kunststoffe	147
16.2	Terminologie/Normen	147
16.3	Synthese und Eigenschaften	147
16.4	Mechanisch-thermisches Verhalten	150
16.5	Beeinflussung von Kunststoffeigenschaften durch Zusätze	152
16.5.1	Weichmacher	152
16.5.2	Antistatika	153
16.5.3	Stabilisatoren	153
16.5.4	Flammschutzmittel	153
16.5.5	Füllstoffe	153
16.6	Charakteristische Kenngrößen und Gebrauchseigenschaften	153
16.7	Bautechnisch wichtige Kunststoffe	156
16.7.1	Normen	156
16.7.2	Thermoplaste	156
16.7.3	Duromere	159
16.7.4	Elastomere	160
16.7.5	Silikone	161
16.7.6	Kunststoffe mit thermoplastischen, duroplastischen und/oder elastischen Eigenschaften	162
16.7.7	Reaktionsharze	162
16.7.8	Kunststoffdispersionen	163
16.8	Anwendungen von Kunststoffen im Bauwesen	163
17	Bitumen, Steinkohlenteerpech, Asphalt	165
17.1	Begriffsdefinitionen	165
17.2	Herstellung von Bitumen	165
17.3	Bitumenarten	167
17.4	Eigenschaften von Bitumen	167
17.4.1	Kolloidsystem	167
17.4.2	Chemisch-physikalische Eigenschaften	168
17.4.3	Eigenschaftsvergleich Bitumen – Steinkohlenteerpech	168

17.5	Messmethoden an Straßenbaubitumen	169
17.6	Anwendung von bitumenhaltigen Baustoffen	170
18	Holz und Holzschutz	171
18.1	Aufbau des Holzes	171
18.2	Zusammensetzung des Holzes	171
18.3	Holzangriff	172
18.3.1	Holzfeuchte	172
18.3.2	UV-Strahlung	172
18.3.3	Chemikalien	172
18.3.4	Hohe Temperaturen	172
18.3.5	Biologischer Angriff	173
18.4	Holzschutz allgemein	173
18.4.1	Vorbeugende bauliche Maßnahmen	173
18.4.2	Vorbeugende chemische Maßnahmen	174
18.5	Bekämpfende Maßnahmen nach Befall	176
18.6	Brandschutz	176
19	Anstriche und Anstrichstoffe	179
19.1	Arten von Anstrichen	179
19.2	Zusammensetzung	179
19.3	Arten von Anstrichstoffen	179
19.4	Entfernen alter Anstriche	181
20	Schadstoffe beim Bauen und Wohnen	183
20.1	Gefahrstoffe und Gefahrensymbole	183
20.2	Grenzwerte am Arbeitsplatz	184
20.3	Schadstoffe im Bereich Zement	185
20.4	Schadstoffe im Bereich der Schal- und Trennmittel	185
20.5	Schadstoffe im Bereich der Holzschutzmittel	186
20.6	Schadstoffe im Bereich der Abbeizmittel	186
20.7	Schadstoffe im Bereich Fußbodenlegen	186
20.8	Halogenorganische Verbindungen in Innenräumen	187
20.9	Schadstoffe im Bereich Fasern und Stäube	187
20.10	Formaldehyd	189
20.11	Isocyanat	189
20.12	Schimmelbildung	189
Anhang		193
A1	Periodensystem	193
A2	Löslichkeiten baurelevanter anorganischer Verbindungen bei 20 °C	194
A3	Grenzwerte nach Trinkwasserverordnung	195
A4	Relative Molekülmassen bauchemisch gebräuchlicher Elemente und Verbindungen	197
Literatur- und Quellenverzeichnis		199
Stichwortverzeichnis		201

1 Chemische Grundlagen

1.1 Stoffe und Symbolik

1.1.1 Reine Stoffe und Stoffgemenge

Bei den Stoffen wird zwischen reinen Stoffen und Stoffgemengen unterschieden.

Reine Stoffe sind Elementsubstanzen (z.B. C, Fe, Cl₂) und chem. Verbindungen (z.B. H₂O, SiO₂). Zu beachten sind unerwünschte Begleit-substanzen in geringer Menge (Verunreinigungen). Der absolut reine Stoff ist eine Abstraktion!

Stoffgemenge werden unterschieden in **homogene** (Legierungen, echte Lösungen, Gasgemische) und **heterogene**. Stoffgemenge bestehen aus zwei oder mehr reinen Stoffen. Die **im Baubereich wichtigen heterogenen Stoffgemenge** lassen sich aufteilen in

- ❑ Feststoffgemenge, z.B. Werk trockenmörtel, bestehend aus Bindemittel und Zuschlag,
- ❑ Fest-flüssig-Gemenge, z.B. Suspensionen wie Zementleim, Mörtel,
- ❑ Fest-gasförmig-Gemenge, z.B. poröse Ziegelsteine (gasförmig in fest) oder Rauch (fest in gasförmig),
- ❑ Flüssig-flüssig-Gemische, z.B. Emulsionen (Schalölemulsionen, bestehend aus Öltröpfchen in Wasser),
- ❑ Flüssig-gasförmig-Gemische, z.B. Schaum (gasförmig in flüssig) oder Nebel (flüssig in gasförmig).

In einem Gemenge bleiben die Stoffeigenschaften der reinen Stoffe erhalten. Sowohl homogene als auch heterogene Gemenge lassen sich durch **Ausnutzung physikalischer Kenngrößen trennen**, z.B. durch Sedimentieren (Dichte), Filtrieren, Sieben, Sichten (Teilchengröße), Abdampfen (Siedepunkt), Elektrofiltrieren (elektrische Ladung), Mikroskopieren (Teilchengröße), Zentrifugieren (Masse), Lösen (Löslichkeit).

1.1.2 Elementsubstanzen und Einelementverbindungen

Man spricht in der atomaren Betrachtungsweise von Elementen im Sinne eines Atoms bestimmter Ordnungszahl, in der stofflichen Betrachtungsebene von Elementsubstanzen (z.B. Na-Metall) und Einelementverbindungen (z.B. Chlorgas Cl₂).

1.1.3 Chemische Formeln

Jedes Element wird mit einem Symbol gekennzeichnet. Beispiele: K Kalium, Na Natrium, Cl Chlor. Formeln geben Auskunft darüber, welcher Stoff vorliegt, welches Element vorhanden ist und in welchen Stoffmengenverhältnissen diese Elemente verbunden sind. Man unterscheidet Molekülsubstanzen (z.B. H₂O, NH₃), Ionensubstanzen (z.B. NaCl, CaCl₂) und Metalle (z.B. Al, Cu, Fe). Moleküle können ausgedrückt werden als Summenformel mit Indizes als Atommultiplikatoren (z.B. CO₂, C₂H₄) und Valenzstrichformeln (z.B. O=C=O, H₂C=CH₂).

1.1.4 Chemische Gleichungen

Die chemische Formel gibt eine Aussage über Stoff, die chemische Gleichung eine Aussage über Vorgang. Auf der linken Seite stehen die Ausgangsstoffe, auf der rechten Seite die Reaktionsprodukte, z.B. $\text{Ca(OH)}_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$. Koeffizienten bezeichnen Anzahl der Moleküle: $2 \text{H}_2\text{O} = 2$ Moleküle Wasser.

Die Summe der Atome eines jeden Elements muss auf beiden Seiten gleich sein.

1.1.5 Relative Atommasse

Jedes Atom besitzt eine bestimmte Masse (Atommassen m_A : 10^{-24} bis 10^{-22} g). Für chemische Berechnungen interessiert nicht die wirk-

liche Atommasse, sondern das **Verhältnis**, das **zwischen den Massen verschiedener Atome** besteht. Statt der Atommasse bedient sich der Chemiker der **relativen Atommasse** A_r eines Elements. Sie gibt an, wie groß die Masse eines Atoms eines Elements ist im Vergleich zu einem Zwölftel der Masse des Kohlenstoffisotops ^{12}C (d.h. des häufigsten Kohlenstoffisotops, siehe Abschnitt 1.2). Definitionsgemäß ist $1/12$ der Masse des ^{12}C -Isotops = 1 Atommasseineinheit $u = 1,66055 \cdot 10^{-24}$ g.

Beispiel: A_r von Fluor = m_{AF} : $u = 19,00$ (mit $m_{\text{AF}} = 3,1548 \cdot 10^{-23}$ g). Die relative Atommasse A_r wird kurz Atommasse genannt, da mit der Atommasse m_A kaum gearbeitet wird. Aus dem Fehlen der Einheit kg oder g ist ersichtlich, dass es sich um die relative Atommasse handelt. Im Periodensystem werden die Elemente neben den Ordnungszahlen mit den relativen Atommassen gekennzeichnet [21].

1.1.6 Relative Molekülmasse

Die relative Molekülmasse M_r ergibt sich durch Addition aus den relativen Atommassen der am Aufbau der Verbindung beteiligten Elemente; *Beispiel:* Chlorwasserstoff: A_r (H)...1,008; A_r (Cl)...35,45; M_r (HCl)...36,458.

1.1.7 Stoffmenge

Die chemischen Reaktionen spielen sich zwischen einzelnen Atomen, Molekülen oder Ionen ab. In der chemischen Praxis muss natürlich mit wägbaren Substanzmengen gearbeitet werden. Um die zwischen dem atomaren Bereich und dem wägbaren Bereich bestehenden Beziehungen zu erfassen, wurde die Stoffmenge als Basisgröße eingeführt: Formelzeichen: n , Einheit: **Mol**, Einheitszeichen: mol.

Die Stoffmenge 1 mol enthält immer die gleiche Teilchenzahl von $6,0221 \cdot 10^{23}$ (= Avogadro'sche Zahl N_A).

1.1.8 Molare Masse

Die molare Masse ist die stoffmengenbezogene Masse. Was wiegt nun ein Mol? Der Zahlenwert der relativen Molekülmasse M_r ist gleich der molaren Masse M einer chemischen Verbindung. *Beispiele* (gerundet): Wasser: $M_r = 18$, molare Masse des Wassers: 18 g; Sauerstoff: $M_r = 18$, molare Masse des Sauerstoffs: 32 g.

Zwischen Stoffmenge n , Masse m und molarer Masse M (Tabellenwert) besteht die Beziehung: **Stoffmenge n [mol] = Masse m [g]/molare Masse M [g/mol] oder $n = m/M$; $m = n \cdot M$**

Beispiel: Masse von 2 mol H_2O : $2 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g/mol} = 36 \text{ g}$

1.1.9 Lösungen

Liegt die molare Masse eines Stoffes in 1 Liter Lösung vor, spricht man von einer 1-mol-/l-Lösung, oder veraltet von einer 1-molaren oder 1m-Lösung. *Beispiel:* 1 Liter einer Lösung, die 98,08 g H_2SO_4 enthält.

Teilt man die molare Masse M durch die Wertigkeit z , erhält man die molare Äquivalentmasse M_{eq} . Liegt die molare Äquivalentmasse M_{eq} eines Stoffes in 1 Liter Lösung vor, spricht man von einer 1/z-mol-/l-Lösung oder veraltet von einer 1-normalen oder 1n-Lösung. *Beispiel:* 1 Liter einer Lösung, die 49,04 g H_2SO_4 enthält.

1.2 Atombau

Atombausteine

Jedes Atom besteht aus **Atomkern und Elektronenhülle**. Atomkerne bestehen aus Kernbausteinen (Nukleonen) in Form positiver Protonen und neutraler Neutronen. Die Elektronenhülle besteht aus negativ geladenen Elektronen. Der Durchmesser eines Atoms liegt in der Größenordnung von 10^{-10} m, der eines Atomkerns von 10^{-14} m. Die Masse eines Atoms ist praktisch vollständig im Kern konzentriert, die Masse der Elektronen ist unerheblich. Ein Proton hat eine

Masse von $1,67264 \cdot 10^{-24}$ g, ein Elektron nur eine Masse von $9,1094 \cdot 10^{-28}$ g, also $\frac{1}{1836}$ der Masse eines Protons. Neutronen haben annähernd die gleiche Masse wie Protonen. Die Masse eines Atomkerns ist also von der Zahl der Protonen und der Zahl der Neutronen abhängig [21].

Im elektrisch neutralen Atom gilt:
Ordnungszahl im Periodensystem = Anzahl der Protonen = Anzahl der Elektronen

Das **Elektron** ist der Träger der **elektrischen Elementarladung** ($1,6022 \cdot 10^{-19}$ As). Nach außen hin sind die Atome ungeladen (elektrisch neutral), da die negativen Ladungen der Elektronen durch die positiven Ladungen des Atomkerns kompensiert werden. Stimmen die Anzahl der Elektronen und der Protonen nicht überein, hat das Atom eine Ladung. Man spricht dann von einem **Ion** (z.B. wenn 2 Elektronen fehlen, beispielsweise Ca^{++}).

Aufbau der Atomkerne

Das Verhältnis von Protonen und Neutronen ist anfänglich 1 : 1 (z.B. Kohlenstoff) und steigt mit höherer Ordnungszahl auf etwa 1 : 1,5. Da die Masse des Neutrons etwa der des Protons entspricht, ist die Atommasse im Allgemeinen 2- bis 3-mal so groß wie die Zahl der Protonen (Beispiel Uran: OZ 92, Atommasse 238).

Untersuchungen haben gezeigt, dass die meisten Elemente in der Natur in mehreren Atomarten auftreten, die sich in der Anzahl der Neutronen und daher auch in ihrer Masse voneinander unterscheiden. Man spricht von sog. Isotopen. Die Atommasse eines Elements bezieht sich auf das natürliche Isotopengemisch und liegt deshalb meist als ungerade Zahl vor.

Handelt es sich um **verschiedene Atomsorten eines Elements**, spricht man von **Isotopen** (z.B. Isotope des Kohlenstoffs: ^{12}C , ^{13}C , ^{14}C). Alle Isotope eines Elements haben die gleichen chemischen Eigenschaften. Handelt es sich um **Atomsorten verschiedener Elemente**, spricht man von **Nukliden** (z.B. ^{12}C , ^{60}Co und ^{235}U ; Massenzahl vor dem Elementsymbol hochgestellt, auch Schreibweise U 235 möglich). Nuklid ist der Oberbegriff zu Isotop, d.h., jedes Isotop ist ein Nuklid. Wie die unterschiedliche

Masse der Atome verschiedener Elemente mit Hilfe der relativen Atommassen verglichen wird, so vergleicht man die Masse verschiedener Nuklide mit Hilfe der Massenzahl:

Massenzahl = Anzahl der Nukleonen = ungefähre Atommasse

Aufbau der Elektronenhülle

Basis für das Verständnis der Stoffumwandlungsprozesse ist die Kenntnis der Elektronenhülle.

Nach RUTHERFORD (1871–1937) kreisen Elektronen in Bahnen nach Art der Gestirne (**Planetenmodell**) um den Atomkern. BOHR (1885–1962) präziserte dieses Modell mit der Aussage, dass sich die Elektronen in Schalen (**Zwiebelmodell**) bestimmten Abständen vom Kern und damit bestimmter Energiezustände bewegen. HEISENBERG (1901–1976) postulierte, dass es für Elektronen letztlich nur Aufenthaltswahrscheinlichkeiten in berechenbaren Elektronenwolken oder **Orbitalen** gibt.

Zum Grundverständnis ist das **Bohr'sche Atommodell** gut geeignet. Die Schalen können nur eine bestimmte Anzahl von Elektronen aufnehmen. Die erste, die sog. **K-Schale**, kann bis zu 2 Elektronen aufnehmen. So entstehen die Elemente H, He. Die zweite, die sog. **L-Schale**, kann bis zu 8 Elektronen aufnehmen. So entstehen die Elemente Li, Be, B, C, N, O, F, Ne. Die dritte, die sog. **M-Schale**, kann bis zu 18 Elektronen aufnehmen. So entstehen die Elemente Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl, Ar. Die vierte, die sog. **N-Schale**, kann bis zu 32 Elektronen aufnehmen. Es werden aber zunächst nur 2 Elektronen aufgenommen (K, Ca). Die folgenden 10 Elektronen werden nicht von der N-Schale, sondern von einer der M-Schale zugeordneten Unterschale zusätzlich aufgenommen. So entstehen die Elemente Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn.

Zum vertiefenden Verständnis benötigt man das **Heisenberg'sche Orbitalmodell**. Danach stehen die sog. Schalen K, L, M, N usw. für ganz bestimmte Energiezustände, sog. **Hauptenergieniveaus**. Man bezeichnet sie auch mit Nummern (K = 1, L = 2, M = 3 usw.). Diese sind unterteilt in «**Unterschalen**», den **Nebenenergieniveaus s, p, d, f** bzw. **s, p, d, f-Orbitalen**.

Das Nebenenergieniveau s besteht aus dem

s-Orbital. Es kann mit max. 2 Elektronen besetzt sein (z.B. Elektronenkonfiguration von Helium $1s^2$). Das Nebenenergieniveau p besteht aus drei energiegelichen **p-Orbitalen** und kann max. mit 6 Elektronen besetzt sein (z.B. Elektronenkonfiguration von Neon $1s^2 2s^2 2p^6$). Das Nebenenergieniveau d besteht aus 5 energiegelichen **d-Orbitalen** und kann mit max. 10 Elektronen besetzt sein (z.B. Elektronenkonfiguration von Zink $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$). Das Nebenenergieniveau f besteht aus 7 energiegelichen **f-Orbitalen** und kann mit max. 14 Elektronen besetzt sein.

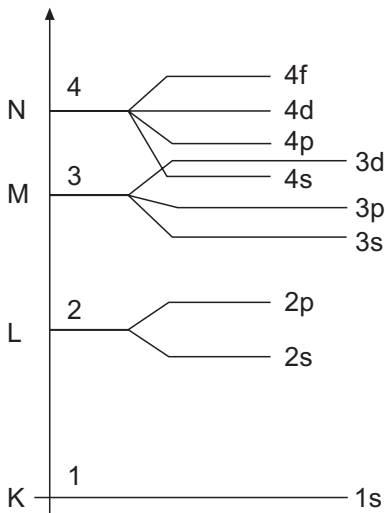


Bild 1.1 Haupt- und Nebenenergieniveaus [21]

Nun ein wichtiges Phänomen («**Lücke**» im **Periodensystem**): Die mit steigender Kernladungszahl neu hinzu kommenden Elektronen werden jeweils in die dem Kern am nächsten liegenden, energieärmsten, freien Positionen eingebaut. Nach der **Energiestufenfolge der Orbitale** zeigt sich, dass Nebenenergieniveaus einer niedrigeren Schale in eine höhere Schale hineinreichen können. So besteht eine Zunahme der Energie vom 4s-Niveau zum 3d-Niveau (Bild 1.1). Das ist der Grund, warum in der 4. Periode zunächst das 4s-Niveau (K, Ca), dann das 3d-Niveau (Sc bis Zn) und danach das 4p-Niveau (Ga bis Kr) aufgefüllt wird. Bild 1.2 zeigt die Elektronenanzahl der Elemente 1 bis 30.

Eine Elektronenschale erweist sich als besonders stabil, wenn die maximale Besetzung der äußersten Schale die sog. **Edelgaskonfiguration** (Zweier- bzw. Achterschale) erreicht. Beispiel: He: $1s^2$ (Zweierschale); Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$ (Achterschale); Ar: $(Ne) 3s^2 3p^6$ (Achterschale, Rumpfkonfiguration (Ne) einbezogen). Ein **Elektronenoktett** in der äußersten Schale (s,p-Orbitale) erscheint als besonders stabiler, in sich abgeschlossener Zustand. Die über diese stabilen Konfigurationen hinaus vorhandenen Elektronen bestimmen die Wertigkeit oder Valenz eines Elementes und damit seine Eigenschaften (sog. Valenzelektronen). Beispiel: Na (Ne) $3s^1$.

OZ	Element	K-1s	L-Schale			M-Schale			N-4s
			2s	2p	3s	3p	3d		
1	H	⊖							
2	He	⊖⊖							
3	Li	⊖⊖	⊖						
4	Be	⊖⊖	⊖⊖						
5	B	⊖⊖	⊖⊖	⊖					
6	C	⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖					
7	N	⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖					
8	O	⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖					
9	F	⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖					
10	Ne	⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖					
11	Na	⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖				
12	Mg	⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖				
13	Al	⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖	⊖			
14	Si	⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖			
15	P	⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖			
16	S	⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖			
17	Cl	⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖			
18	Ar	⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖			
19	K	⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖		⊖	
20	Ca	⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖		⊖⊖	
21	Sc	⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖	⊖⊖	
22	Ti	⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖	
23	V	⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖⊖	⊖⊖	
24	Cr	⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖	⊖	
25	Mn	⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖	
26	Fe	⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖	
27	Co	⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖	
28	Ni	⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖	
29	Cu	⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖	
30	Zn	⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖⊖⊖⊖⊖⊖⊖	⊖⊖	

Bild 1.2 Elektronenanordnung der Elemente 1 bis 30 [13]

Periodensystem

mit Einteilung in

- Metalle
- Halbmetalle
- Nichtmetalle
- Edelgase

I		II																		III	IV	V	VI	VII	VIII	2									
1	H																	5	6	7	8	9	10	He											
3	Li	4	Be	← Metalle →																5	6	7	8	9	10	Ne									
11	Na	12	Mg																	13	14	15	16	17	18	Ar									
19	K	20	Ca	21	Sc	22	Ti	23	V	24	Cr	25	Mn	26	Fe	27	Co	28	Ni	29	Cu	30	Zn	31	Ga	32	Ge	33	As	34	Se	35	Br	36	Kr
37	Rb	38	Sr	39	Y	40	Zr	41	Nb	42	Mo	43	Tc	44	Ru	45	Rh	46	Pa	47	Ag	48	Cd	49	In	50	Sn	51	Sb	52	Te	53	I	54	Xe
55	Cs	56	Ba	57	Hf	72	Ta	73	W	74	Re	75	Os	76	Ir	77	Pt	78	Au	79	Hg	80	Hg	81	Tl	82	Pb	83	Bi	84	Po	85	At	86	Rn
87	Fr	88	Ra	89	Ac	90	Th	91	Pa	92	U	93	Np	94	Pu	95	Am	96	Cm	97	Bk	98	Cf	99	Es	100	Fm	101	Md	102	No	103	Lr		

↑ Edelgase ↓

Bild 1.3 Periodensystem (ohne Lanthanoide) [13]

1.3 Periodensystem

Die nach ihrer Ordnungszahl geordneten Elemente zeigen eine **Periodizität der Eigenschaften**, die zur Aufstellung des Periodensystems der Elemente führte. Die Periodizität beruht auf den Anordnungen der Elektronen in Perioden (waagrecht) und Gruppen (senkrecht). In den Gruppen liegen Elementfamilien vor, deren verschiedene Elemente chemisch ähnlich reagieren. Man unterscheidet Haupt- und Nebengruppen. In diesen stehen Elemente mit gleicher Zahl der Außenelektronen untereinander.

Die besonders wichtigen **Hauptgruppen** werden wie folgt unterteilt: I. Hauptgruppe: Alkalimetalle; II. Hauptgruppe: Erdalkalimetalle; III. Hauptgruppe: Erdmetalle; IV. Hauptgruppe: Kohlenstoffgruppe; V. Hauptgruppe: Stickstoffgruppe; VI. Hauptgruppe: Chalkogene; VII. Hauptgruppe: Halogene; VIII. Hauptgruppe: Edelgase (praktisch nicht reaktionsfähige Gase). In den Perioden der Haupt-

gruppenelemente werden die s- und p-Orbitale schrittweise aufgefüllt.

Elemente der **Nebengruppen** werden nach ihrem ersten Element bezeichnet (z.B. Kupfergruppe Cu, Ag, Au). In den Perioden der Nebengruppenelemente werden die d-Orbitale schrittweise aufgefüllt.

Von den **Eigenschaften der Elemente** her lässt sich das Periodensystem in Metalle, Halbmetalle, Nichtmetalle und Edelgase unterteilen (Bild 1.3).

1.4 Chemische Bindung

Oktettregel

Die meisten Elemente liegen nicht als Elemente selbst, sondern als Verbindungen vor (Ausnahmen: Edelmetalle, Edelgase). Ein gutes Hilfsmittel zum Verständnis von chemischen Bindungen bietet die sog. **Oktettregel**:

Die Elektronen der äußersten Atom-
schale (s,p-Orbitale) haben das Bestreben, eine An-
ordnung von 8 Außenelektronen (Achter-
schale) zu bilden.

Man unterscheidet die Bindungstypen Atom-
bindung, polarisierte Atombindung, Ionenbin-
dung, Metallbindung und zwischenmolekulare
Bindung.

Atombindung

Die Atombindung findet vorwiegend bei Ele-
menten statt, die im Periodensystem rechts ste-
hen (Nichtmetallatome, also z.B. Stickstoff, Sau-
erstoff, Chlor). 2 Chloratome z.B. können ein
Molekül bilden (Bild 1.4).

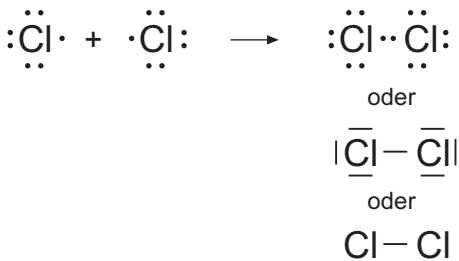


Bild 1.4 Entstehung einer Atombindung

Das bindende gemeinsame Elektronenpaar «ge-
hört» beiden Elementen, die auf diese Weise die
erstrebte Achterschale erreichen. Für organische
Verbindungen ist die Atombindung charakte-
ristisch. Während Molekülsubstanzen mit
Atombindungen innerhalb der Moleküle einen
festen Zusammenhalt aufweisen, ist dieser
zwischen den Molekülen sehr gering. Molekül-
substanzen mit Atombindungen besitzen daher
niedrige Schmelz- (Fp.) und Siedepunkte (Sdp.),
z.B. Cl₂, Fp. -101 °C, Sdp. -34,06 °C; n-Butan Fp.
-138,3 °C, Sdp. -0,5 °C.

Polarisierte Atombindung

In der sog. polarisierten Atombindung ver-
schiedener Nichtmetalle im gleichen Molekül,
z.B. HCl, unterscheiden sich die Bindungspart-
ner hinsichtlich der Kraft, das gemeinsame
Elektronenpaar für sich zu beanspruchen. Das

Tabelle 1.1 Elektronegativitäten der
Hauptgruppenelemente (nach PAULING)

I	II	II	IV	V	VI	VII
H 2,1						
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	M 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	J 2,5
Cs 0,7	Ba 0,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2

Cl-Atom zieht das gemeinsame Elektronenpaar
mehr an sich als das H-Atom. Man spricht von
Elektronegativität (Tabelle 1.1), d.h. die Kraft
eines Elements, Elektronen vom anderen Bin-
dungspartner anzuziehen.

Je größer die Differenz zwischen den Elekt-
ronegativitäten der beiden Atome in einer
Bindung, umso größer ist die Polarität bzw.
der Ionenbindungscharakter dieser Bin-
dung.

Ionenbindung

Während in einer polarisierten Atombindung
die Atome noch gebunden sind, sind sie in der
Ionenbindung frei beweglich. Aufgrund der
hohen Elektronegativitätsdifferenz der Bin-
dungspartner ist ein Elektronenübergang voll-
zogen worden, der zu geladenen diskreten Teil-
chen, den Ionen, führt (Bild 1.5).

Die Ionenbindung ist der wichtigste Bin-
dungstyp in der anorganischen Chemie. Im Ge-
gensatz zur Atombindung erfolgt keine direkte
und gerichtete Bindung der Atome. Die elektri-
schen Ladungen wirken nach allen Seiten im
Raum. Dies hat zur Folge, dass zu einem be-
stimmten Na-Ion kein bestimmtes Chlorid-Ion
gehört. Im festen Zustand bilden sie ein sog.
Ionengitter (Bild 1.6). Dabei sind die einzelnen

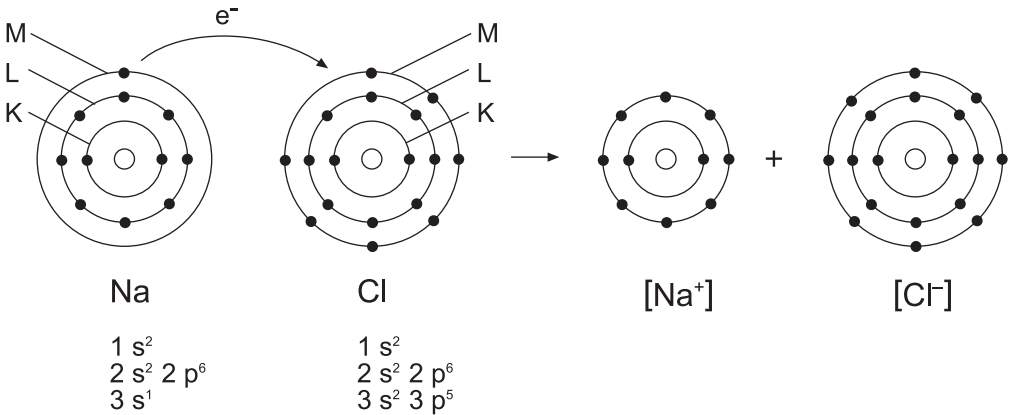


Bild 1.5 Entstehung einer Ionenbindung

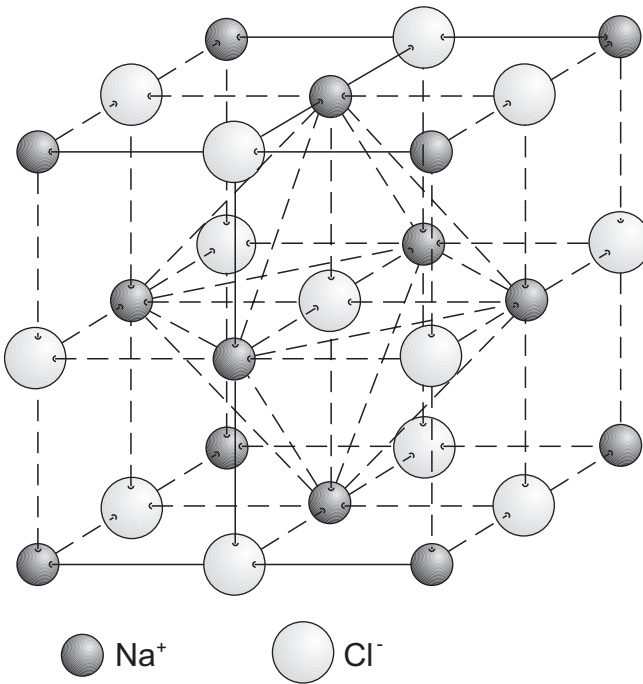


Bild 1.6 Ionengitter von NaCl [8]

Gitterpunkte nicht von Atomen oder Molekülen, sondern von Ionen besetzt. Man kann bei dieser Art der Verknüpfung nicht von Molekülen sprechen. Die Ionenbindung ist charakteristisch für Salze und zeichnet sich durch hohe Schmelz- und Siedepunkte aus (z.B. NaCl Fp. 801 °C, Sdp.

1440 °C). Der Zerfall von Ionensubstanzen in Schmelze oder Lösung zu frei beweglichen Ionen wird **elektrolytische Dissoziation** genannt. Derartige Ionensubstanzen sind z.B. Säuren, Basen und Salze, also Stoffe, die einen Ladungstransport ermöglichen (sog. **Elektrolyte**)

und damit die Leitfähigkeit des elektrischen Stromes in Schmelzen und wässrigen Lösungen.

Metallbindung

Die Metallbindung besteht bei Elementen (Metallen), die im Periodensystem in der diagonal unteren Hälfte stehen, z.B. Na. Na-Atome unter sich können die gewünschte Edelgaskonfiguration erhalten, wenn sie ihr einziges Außenelektron abgeben. Dadurch überwiegt die Kernladung, so dass die entstehenden Teilchen positiv geladen sind. Da sie nicht beweglich sind, bezeichnet man sie nicht als Ionen, sondern als Atomrümpfe, d.h. Atome ohne ihre Valenzelektronen. Die im Gegensatz zum Ionengitter gleich großen **Atomrümpfe** besetzen im festen Zustand die Gitterpunkte eines Kristall- bzw. **Metallgitters**. Der Zusammenhalt der einzelnen Atomrümpfe wird durch die Elektronen bewirkt, die von den Atomen abgegeben worden sind. Die Elektronen sind nicht an bestimmte Plätze gebunden oder bestimmten Ionen zugeordnet, sondern erfüllen den Raum zwischen den Gitterplätzen («Elektronengas»). Dieser Bindungstyp ist die Ursache für die besonderen Eigenschaften der Metalle, wie z.B. der **elektrischen Leitfähigkeit**. Im Gegensatz zu Salzen finden bei diesem Vorgang keine stofflichen Veränderungen statt. Die Leitfähigkeit beruht auf der Übertragung des Impulses von einem Elektron zum nächsten.

Zwischenmolekulare Bindung

Zwischenmolekulare Bindungen beruhen auf Überlappung von Molekülorbitalen oder der elektrostatischen Wechselwirkung zwischen Dipolmolekülen. Einen besonderen Fall der elektrostatischen Wechselwirkung zwischen Molekülen stellt die **Wasserstoffbrückenbindung** dar, die vor allem bei Verbindungen mit OH-Gruppen vorliegt. Hierbei wird ein Energiegewinn erzielt, wenn – wie im Fall Wasser – die H-Atome (positive Teilladung) eines Wassermoleküls mit den Sauerstoffatomen (negative Teilladung) eines anderen Wassermoleküls in Wechselwirkung stehen.

Auf der Ausbildung von Wasserstoffbrückenbildung beruhen die besonderen Eigenschaften des Wassers, wie z.B. der für das kleine Wassermolekül sehr hohe Siedepunkt von 100 °C (z. Vgl. CO₂ ohne zwischenmolekulare Bindungen: Siedepunkt -78 °C, Sublimation).

Schwächere zwischenmolekulare Bindungskräfte, sog. **van der Waal'sche Bindungen**, finden auch zwischen unpolaren Molekülen durch Überlappung von Molekülorbitalen statt.

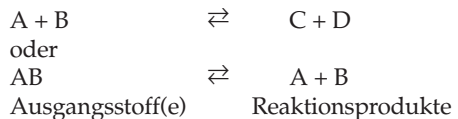
Zwischenmolekulare Bindungen prägen eine Reihe physikalischer Eigenschaften wie z. B. Viskosität, Oberflächenspannung, Löslichkeit, Mischbarkeit, Schmelzpunkt, Siedepunkt.

Die **Bindungsenergien** der verschiedenen Bindungsarten liegen in folgenden Größenordnungen (kJ/mol) [12]:

- Ionenbindung 400...3000; Atombindung 100...900; Metallbindung: 100...600
- Wasserstoffbrückenbindung: 10...100; van der Waal'sche 5...50

1.5 Chemisches Gleichgewicht

Bei chemischen Reaktionen wird zwischen **Ausgangsstoffen** und **Reaktionsprodukten** unterschieden.



In einem geschlossenen System (z.B. einem geschlossenen Behälter) können chemische Reaktionen in beiden Richtungen ablaufen (Hin- und Rückreaktion). Die Umkehrbarkeit einer chemischen Reaktion wird mit Hilfe des Doppelpfeils gekennzeichnet.

In einem offenen System können Reaktionsprodukte durch Verflüchtigung (z.B. als Gas) dem Gleichgewicht entzogen werden. Die Reaktion läuft dann in nur einer Richtung ab.

Beispiel: Kalkbrennen $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

Das gebildete CO_2 entweicht. Ein Gleichgewicht kann sich nicht einstellen. Die Reaktion läuft komplett nach rechts.

Läuft die Reaktion in einem geschlossenen System ab, stellt sich ein Gleichgewicht ein (CaCO_3 , CaO , CO_2). Die Reaktion kommt zum Stillstand, lange bevor alles CaCO_3 verbraucht ist. Das Verhältnis, in dem die Stoffe im Gleichgewichtszustand vorliegen, wird als **Lage des Gleichgewichts** bezeichnet. Die Lage eines Gleichgewichts lässt sich durch Änderung des **Drucks**, der **Temperatur** und der **Konzentration** verschieben.

Eine Druckerhöhung verschiebt die Gleichgewichtslage nur dann, wenn bei der Reaktion eine Molzahländerung eintritt.

Beispiel: $1 \text{ Mol N}_2 + 3 \text{ Mol H}_2 \rightarrow 2 \text{ Mol NH}_3$

Eine Temperaturerhöhung führt bei endothermen Reaktionen zu einer Vergrößerung, bei exothermen Reaktionen zu einer Verkleinerung der Ausbeute.

Beispiel für endotherme Reaktion: $\text{CaCO}_3 + \text{Wärme} \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ (geschieht erst bei $>700^\circ\text{C}$)

Beispiel für exotherme Reaktion: $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Wärme}$

Eine Konzentrationserhöhung eines der Ausgangsstoffe verschiebt das Gleichgewicht auf die Seite der Endprodukte, d.h., die Ausbeute an Endprodukten steigt.

Dieses Verhalten entspricht dem **Prinzip des kleinsten Zwanges**: Übt man auf ein im Gleichgewicht befindliches System durch Änderung der äußeren Bedingungen einen Zwang aus, so verschiebt sich die Lage des Gleichgewichtes derart, dass der äußere Zwang vermindert wird.

Mathematisch wird das chemische Gleichgewicht durch das **Massenwirkungsgesetz** beschrieben. Für die Gleichung $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$ gilt: $K = [\text{C}][\text{D}]/[\text{A}][\text{B}]$ mit K Gleichgewichtskonstante, $[]$ Konzentration in mol/l.

1.6 Geschwindigkeit chemischer Reaktionen

Die Reaktionskinetik behandelt die **Frage, wie schnell sich ein Gleichgewicht einstellt** bzw. wie schnell eine Reaktion abläuft. Die Zusammenhänge des zeitlichen Reaktionsablaufs und seiner Beeinflussung sind wirtschaftlich beson-

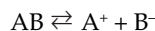
ders wichtig. Die Reaktionsgeschwindigkeit RG ist definiert als dc/dt (Änderung der Konzentration c in mol/l nach der Zeit t , z.B. in min), d.h. Zunahme der Konzentrationen der Endprodukte bzw. Abnahme der Konzentrationen der Ausgangsprodukte.

Die RG hängt ab von der **Konzentration** (es müssen genügend Moleküle aufeinanderstoßen), der **Temperatur** (es ist eine Mindestenergie einer bestimmten Teilchenanzahl notwendig), dem **Aggregatzustand** (Festkörperreaktionen, z.B. das Erbbrennen von Zement oder Keramik, laufen langsamer ab als Ionenreaktionen in wässriger Lösung), der **Oberfläche** (Zemente mit z.B. höherer Mahlfineinheit reagieren/hydratisieren schneller), **Katalysatoren** (chemische Verbindungen, die z.B. die Zementerhärtung beschleunigen).

Besonders mit steigender Temperatur nimmt die RG zu, da die Anzahl der reaktionsfähigen Moleküle ansteigt, die einen Mehrbetrag an Energie gegenüber dem Durchschnittsenergieinhalt haben. Die Zunahme der RG kann überschlagsweise nach der **van't Hoff'schen RGT-Regel** (Reaktionsgeschwindigkeit/Temperatur) berechnet werden: $RG(t+10) / RG t = 2...4$ (innerhalb mittlerer Temperaturbereiche). Bei einer Temperaturerhöhung der Temperatur t um 10 Kelvin (z.B. von 20°C auf 30°C) steigt die RG um das 2- bis 4fache. Die Temperatur hat großen Einfluss auf die Betonerhärtung (**Wärmebehandlung von Betonfertigteilen** zur Erzielung besserer Frühfestigkeiten bzw. kürzerer Ausschallfristen).

1.7 Säure- und Basenstärke

Ionenreaktionen in wässriger Lösung laufen meist als Gleichgewichtsreaktionen ab und unterliegen daher dem Massenwirkungsgesetz. Säure oder Basen können gemäß



in Ionen dissoziieren. In diesem Fall wird die

Tabelle 1.2 Säure- und Basenstärke [64]

Säure	Dissoziation	K_s	pK_s
Salzsäure	$\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$	10^6	-6,0
Essigsäure	$\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,8
Borsäure	$\text{H}_3\text{BO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{BO}_3^-$	$7,3 \cdot 10^{-10}$	9,1
Kohlensäure	$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	$4,3 \cdot 10^{-7}$	6,4
	$\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$5,6 \cdot 10^{-11}$	10,3
Blausäure	$\text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CN}^-$	$4,9 \cdot 10^{-10}$	9,3
Schwefelwasserstoff	$\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HS}^-$	$9,1 \cdot 10^{-8}$	7,0
	$\text{HS}^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$	$1,1 \cdot 10^{-12}$	12,0
Phosphorsäure	$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$	$7,5 \cdot 10^{-3}$	2,0
	$\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,2
	$\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	$3,5 \cdot 10^{-18}$	12,7
Base	Dissoziation	K_B	pK_B
Ammoniak	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,7
Ca-Hydroxid	$\text{Ca(OH)}_2 \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + 2 \text{OH}^-$	$4,0 \cdot 10^{-2}$	1,4
Mg-Hydroxid	$\text{Mg(OH)}_2 \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 2 \text{OH}^-$	$2,6 \cdot 10^{-3}$	2,6

Gleichgewichtskonstante K durch die **Dissoziationskonstante** $K_D = [\text{A}^+][\text{B}^-] / [\text{AB}]$ ersetzt. Sie gilt als Maß für die Stärke des Elektrolyten (z.B. eines Salzes), d.h. seiner Fähigkeit, in wässriger Lösung in Ionen zu zerfallen. K_D ist abhängig von der Temperatur und gilt nur in stark verdünnten Lösungen. Bei Säuren spricht man von K_s , bei Basen von K_B . Gebräuchlich sind auch die negativen dekadischen Logarithmen pK_s und pK_B . Starke Säuren (Basen) liegen vor bei einem $pK_s < 4$ ($pK_B < 4$), schwache Säuren (Basen) bei einem $pK_s > 4$ ($pK_B > 4$) (Tabelle 1.2).

Die **Säure- und Basenstärke** wird bei höher konzentrierten Lösungen ($>0,01\text{n}$) durch den **Dissoziationsgrad** α beschrieben. Er ist der Quotient aus der Anzahl der dissoziierten Moleküle nach dem Zerfall und der Anzahl der Moleküle vor dem Zerfall. Er ist immer kleiner als 1 und kann auch in Prozent angegeben werden. α ist im Unterschied zu K_D von der Konzentration abhängig. Er steigt mit zunehmender Verdünnung. In 1-normaler Lösung sind starke Säuren (Basen), wie z.B. Salzsäure (Natronlauge), zu 78% (73%) in Ionen gespalten, schwache Säuren (Basen), wie z.B. Essigsäure (Ammoniak), nur zu 0,4% (0,4%).

1.8 Oxide

Allgemeines

Oxide sind Verbindungen von Elementen mit Sauerstoff. Alle Elemente mit Ausnahme der Edelmetalle können Oxide bilden. Gesteine bestehen überwiegend aus Oxiden. Die Formeln der Oxide sind leicht abzuleiten. Sie ergeben sich daraus, dass der Sauerstoff auf der äußersten Schale 6 Elektronen besitzt. Er gibt diese nicht ab, sondern ergänzt durch Aufnahme von zwei weiteren Elektronen seine äußerste Schale zur vollständigen Achterschale. Daraus ergibt sich formal (neben nicht genannten weiteren Oxidationsstufen) für Hauptgruppenelemente der ersten Gruppe die Schemaformel X_2O , der zweiten Gruppe XO , der dritten Gruppe X_2O_3 , der vierten Gruppe XO_2 , der fünften Gruppe X_2O_5 , der sechsten Gruppe XO_3 , der siebten Gruppe X_2O_7 . Baustofflich wichtige Oxide: Na_2O , K_2O , MgO , CaO , Al_2O_3 , CO_2 , SiO_2 , SO_2 , SO_3 .

Metalloxide/Basen

Metalloxide bilden unter Wasseraufnahme Basen: