

Vogel Fachbuch

Kamprath-Reihe

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](http://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

---

<b>Vorwort</b> .....	4
<b>1 Chemische Grundlagen</b> .....	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
<b>2 Prüfung betonangreifender Wässer</b> .....	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
<b>3 Radioaktivität in Bauten und Baustoffen</b> .....	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
<b>4 Elektrochemie</b> .....	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

## 6 Inhaltsverzeichnis

---

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	<b>Nichteisenmetalle (Baumetalle)</b>	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	<b>Eisen und Stahl</b>	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	<b>Silikatchemie</b>	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	<b>Baukalk</b>	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
<b>9</b>	<b>Latent hydraulische Stoffe und Puzzolane .....</b>	<b>83</b>
9.1	Allgemeines .....	83
9.2	Latent hydraulische Stoffe .....	83
9.3	Puzzolane .....	83
<b>10</b>	<b>Zement .....</b>	<b>87</b>
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 Klinkerminerale .....	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	Niedrigwärmement 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

<b>11</b>	<b>Gips und Anhydrit</b> .....	105
11.1	Begriffe .....	105
11.2	Gipsrohstoffe .....	105
11.3	Anhydritrohstoffe .....	105
11.4	CaSO <sub>4</sub> -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
<b>12</b>	<b>Magnesiabinder</b> .....	113
12.1	Begriffe .....	113
12.2	Herstellung .....	113
12.3	Eigenschaften .....	113
12.4	Anwendungsbeispiele .....	114
<b>13</b>	<b>Korrosion von Beton und Stahlbeton</b> .....	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



<b>14</b>	<b>Bauschädliche Salze</b> .....	131
14.1	Allgemeines .....	131
14.2	Mineralische Baustoffe .....	131
14.3	Salzschäden .....	131
14.4	Aufsteigende Mauerfeuchtigkeit .....	134
<b>15</b>	<b>Betonzusätze</b> .....	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
<b>16</b>	<b>Kunststoffe</b> .....	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
<b>17</b>	<b>Bitumen, Steinkohlenteerpech, Asphalt</b> .....	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

## 10 Inhaltsverzeichnis

---

17.5	Messmethoden an Straßenbaubitumen	169
17.6	Anwendung von bitumenhaltigen Baustoffen	170
<b>18</b>	<b>Holz und Holzschutz</b>	<b>171</b>
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
<b>19</b>	<b>Anstriche und Anstrichstoffe</b>	<b>179</b>
19.1	Arten von Anstrichen	179
19.2	Zusammensetzung	179
19.3	Arten von Anstrichstoffen	179
19.4	Entfernen alter Anstriche	181
<b>20</b>	<b>Schadstoffe beim Bauen und Wohnen</b>	<b>183</b>
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
<b>Anhang</b>		<b>193</b>
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
<b>Literatur- und Quellenverzeichnis</b>		<b>199</b>
<b>Stichwortverzeichnis</b>		<b>201</b>

# 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, Cl<sub>2</sub>) und chem. Verbindungen (z.B. H<sub>2</sub>O, SiO<sub>2</sub>). 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), Elektrofrieren (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 Cl<sub>2</sub>).

### 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. H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>), Ionensubstanzen (z.B. NaCl, CaCl<sub>2</sub>) und Metalle (z.B. Al, Cu, Fe). Moleküle können ausgedrückt werden als Summenformel mit Indizes als Atommultiplikatoren (z.B. CO<sub>2</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>) und Valenzstrichformeln (z.B. O=C=O, H<sub>2</sub>C=CH<sub>2</sub>).

### 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 (Atommasse  $m_A$ :  $10^{-24}$  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  $^{12}\text{C}$  (d.h. des häufigsten Kohlenstoffisotops, siehe Abschnitt 1.2). Definitionsgemäß ist  $\frac{1}{12}$  der Masse des  $^{12}\text{C}$ -Isotops = 1 Atommasseneinheit  $u = 1,66055 \cdot 10^{-24}$  g.

*Beispiel:*  $A_r$  von Fluor =  $m_{\text{AF}}$ :  $u = 19,00$  (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  $\text{H}_2\text{O}$ :  $2 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g/mol} = 36 \text{ g}$

### 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  $\text{H}_2\text{SO}_4$  enthält.

Teilt man die molare Masse  $M$  durch die Wertigkeit  $z$ , erhält man die molare Äquivalentmasse  $M_{\text{eq}}$ . Liegt die molare Äquivalentmasse  $M_{\text{eq}}$  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  $\text{H}_2\text{SO}_4$  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  $\text{Ca}^{++}$ ).

### 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:  $^{12}\text{C}$ ,  $^{13}\text{C}$ ,  $^{14}\text{C}$ ). Alle Isotope eines Elements haben die gleichen chemischen Eigenschaften. Handelt es sich um **Atomsorten verschiedener Elemente**, spricht man von **Nukliden** (z.B.  $^{12}\text{C}$ ,  $^{60}\text{Co}$  und  $^{235}\text{U}$ ; 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) präzierte dieses Modell mit der Aussage, dass sich die Elektronen in Schalen (**Zwiebelmodell**) bestimmten Abstandes 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 energiegleichen **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 energiegleichen **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 energiegleichen **f-Orbitalen** und kann mit max. 14 Elektronen besetzt sein.

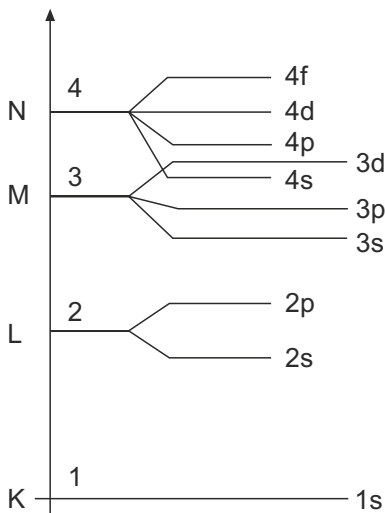


Bild 1.1 Haupt- und Nebenenergieniveaus [21]

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, Rumpfkongfiguration (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 →																B	C	N	O	F	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	Tl	81	Pb	82	Bi	83	Po	84	At	85	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 Atomshale (s,p-Orbitale) haben das Bestreben, eine Anordnung von 8 Außenelektronen (Achterschale) zu bilden.

Man unterscheidet die Bindungstypen Atombindung, polarisierte Atombindung, Ionenbindung, Metallbindung und zwischenmolekulare Bindung.

### Atombindung

Die Atombindung findet vorwiegend bei Elementen statt, die im Periodensystem rechts stehen (Nichtmetallatome, also z.B. Stickstoff, Sauerstoff, Chlor). 2 Chloratome z.B. können ein Molekül bilden (Bild 1.4).

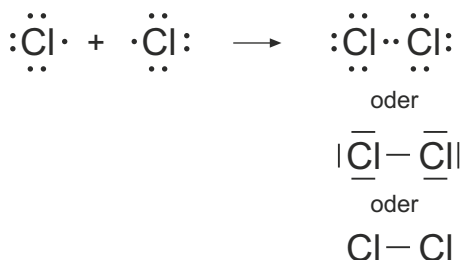


Bild 1.4 Entstehung einer Atombindung

Das bindende gemeinsame Elektronenpaar «gehört» beiden Elementen, die auf diese Weise die erstrebte Achterschale erreichen. Für organische Verbindungen ist die Atombindung charakteristisch. Während Molekülsubstanzen mit Atombindungen innerhalb der Moleküle einen festen Zusammenhalt aufweisen, ist dieser zwischen den Molekülen sehr gering. Molekülsubstanzen mit Atombindungen besitzen daher niedrige Schmelz- (Fp.) und Siedepunkte (Sdp.), z.B. Cl<sub>2</sub>, Fp. -101 °C, Sdp. -34,06 °C; n-Butan Fp. -138,3 °C, Sdp. -0,5 °C.

### Polarisierte Atombindung

In der sog. polarisierten Atombindung verschiedener Nichtmetalle im gleichen Molekül, z.B. HCl, unterscheiden sich die Bindungspartner 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 1,1						
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 Bindungspartner anzuziehen.

Je größer die Differenz zwischen den Elektronegativitäten der beiden Atome in einer Bindung, umso größer ist die Polarität bzw. der Ionenbindungscharakter dieser Bindung.

### Ionenbindung

Während in einer polarisierten Atombindung die Atome noch gebunden sind, sind sie in der Ionenbindung frei beweglich. Aufgrund der **hohen Elektronegativitätsdifferenz** der Bindungspartner ist ein Elektronenübergang vollzogen worden, der zu geladenen diskreten Teilchen, den Ionen, führt (Bild 1.5).

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

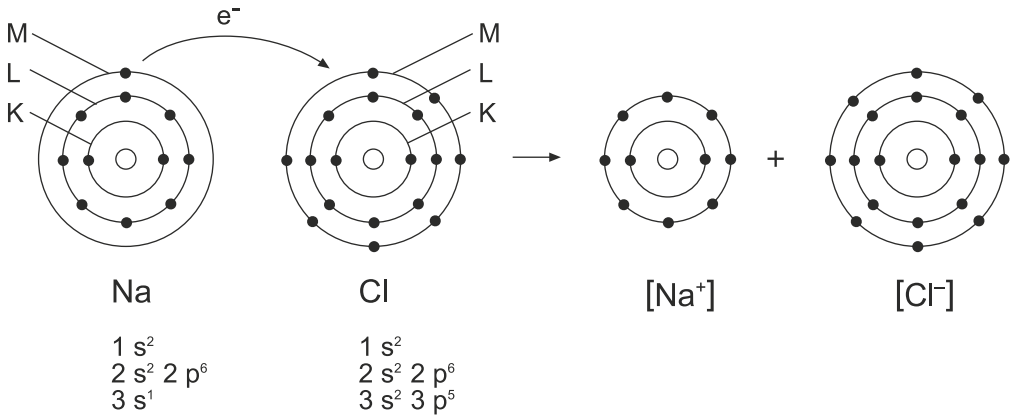


Bild 1.5 Entstehung einer Ionenbindung

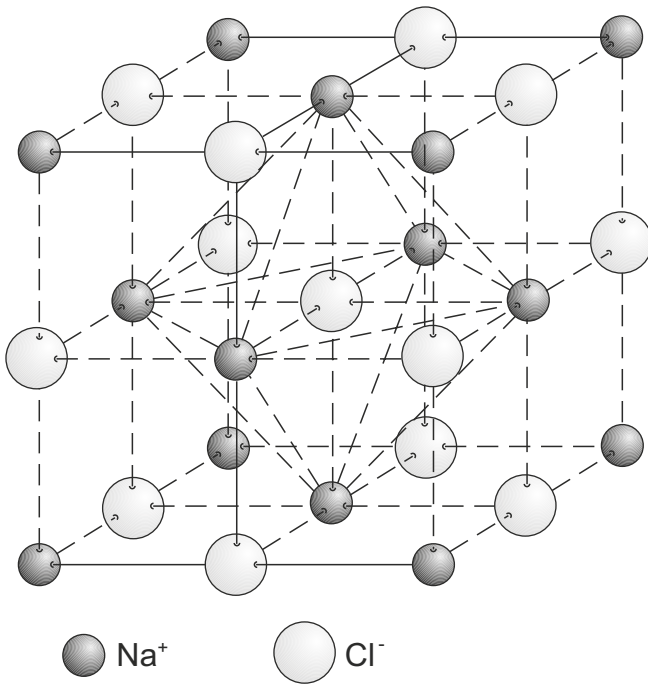


Bild 1.6 Ionengitter von NaCl [8]

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. CO<sub>2</sub> 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.

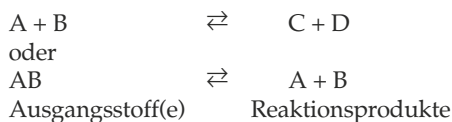
Zwischenmolekulare Bindungen prägen eine Reihe physikalischer Eigenschaften wie z. B. Viskosität, Oberflächenspannung, Löslichkeit, Mischbarkeit, Schmelzpunkt, Siedepunkt.

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  $\text{CO}_2$  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 ( $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{CO}_2$ ). Die Reaktion kommt zum Stillstand, lange bevor alles  $\text{CaCO}_3$  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:  $K = \frac{[\text{C}][\text{D}]}{[\text{A}][\text{B}]}$  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-

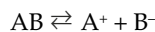
ders wichtig. Die Reaktionsgeschwindigkeit  $RG$  ist definiert als  $dc/dt$  (Änderung der Konzentration  $c$  in mol/l nach der Zeit  $t$ , z.B. in min), d.h. Zunahme der Konzentrationen der Endprodukte bzw. Abnahme der Konzentrationen der Ausgangsprodukte.

**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 Mahlfeinheit reagieren/hydratisieren schneller), **Katalysatoren** (chemische Verbindungen, die z.B. die Zement erhärtung 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:  $RG(t+10) / RG t = 2 \dots 4$  (innerhalb mittlerer Temperaturbereiche). Bei einer Temperaturerhöhung der Temperatur  $t$  um 10 Kelvin (z.B. von  $20^\circ\text{C}$  auf  $30^\circ\text{C}$ ) steigt die RG um das 2- bis 4fache. Die Temperatur hat großen Einfluss auf die Beton erhärtung (**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**  $\alpha$  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.  $\alpha$  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  $\text{X}_2\text{O}$ , der zweiten Gruppe  $\text{XO}$ , der dritten Gruppe  $\text{X}_2\text{O}_3$ , der vierten Gruppe  $\text{XO}_2$ , der fünften Gruppe  $\text{X}_2\text{O}_5$ , der sechsten Gruppe  $\text{XO}_3$ , der siebten Gruppe  $\text{X}_2\text{O}_7$ . Baustofflich wichtige Oxide:  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ .

### Metalloxide/Basen

Metalloxide bilden unter Wasseraufnahme Basen:

Metalloxid (Basenanhydrid) + Wasser → Metallhydroxid (Base)

Beispiel:  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$  Calciumhydroxid

Charakteristischer Bestandteil aller Basen ist die **dissoziationsfähige Hydroxylgruppe**. Basen sind chemische Verbindungen, die in der Schmelze oder in wässrigen Lösungen in positive Metallionen und negative Hydroxylionen dissoziieren. Besonders wichtig in der Bauchemie (z.B. Zement) sind NaOH, KOH,  $\text{Ca(OH)}_2$ . Basen wirken ätzend auf Haut und Augen.

**NaOH, KOH:** Diese festen hygroskopischen Stoffe sind leicht wasserlöslich. Sie sind in geringer Menge als Oxide im Zement enthalten und ergeben beim Anmachen mit Wasser Natron- bzw. Kalilauge. Sie sind mitverantwortlich für die hohe Alkalität des Porenwassers im Zementstein. Betonschädlich sind sie nur bei Anwesenheit alkaliempfindlicher Zuschläge.

**$\text{Ca(OH)}_2$**  Im Gegensatz zu KOH und NaOH (beide lösen sich >1 kg pro 1000 g Wasser bei 20 °C) ist  $\text{Ca(OH)}_2$  nur wenig wasserlöslich (1,28 g pro 1000 g Wasser bei 18 °C [66]). Trotzdem reagiert Kalkwasser stark alkalisch (pH-Wert: 12,5).  $\text{Ca(OH)}_2$ , auch gelöschter Kalk oder Kalkhydrat genannt, entsteht auch beim Anmachen des Zements mit Wasser in großen Mengen und ist daher hauptverantwortlich für die Alkalität des Frischmörtels oder Frischbetons und des Zementsteins.

**Weitere Metallhydroxide:** Der basische Charakter der Metallhydroxide wird dadurch verursacht, dass sie wasserlöslich sind und in Wasser Hydroxid-Ionen abspalten. Da nur die Alkalihydroxide und das Calciumhydroxid mehr oder weniger wasserlöslich sind, reagieren nur diese Metallhydroxide basisch. Die Hydroxide anderer Metalle sind dagegen kaum wasserlöslich und reagieren daher nur schwach basisch (Fe) bzw. **amphoter**, d.h. als Säure und als Base (Zn, Al).

### Nichtmetalloxide/Säuren

Nichtmetalloxide bilden unter Wasseraufnahme Säuren.

Nichtmetalloxid + Wasser → Nichtmetallhydroxid (Sauerstoffsäure).

Beispiel:  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow (\text{OH})_2\text{SO}_2$  oder besser bekannt als  $\text{H}_2\text{SO}_4$

Charakteristischer Bestandteil aller Säuren ist der **dissoziationsfähige Wasserstoff**. Säuren sind also Verbindungen, die in wässrigen Lösungen in positive Wasserstoffionen und negative Säurerestionen dissoziieren. Säuren wirken ätzend auf Haut und Augen.

Beispiel: Dissoziation von **Schwefelsäure**  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^-$

Wasserfreie (100%ige) Schwefelsäure ist eine Flüssigkeit, die keine Ionen enthält und daher auch keine elektrische Leitfähigkeit hat. Erst beim Mischen mit Wasser entstehen Wasserstoffionen und Säurerestionen. Wasserfreie Schwefelsäure ist aber ein kräftiges Oxidationsmittel. So werden organische Substanzen durch Wasserentzug bzw. Oxidation schwarz. Die Vereinigung von Schwefelsäure mit Wasser verläuft sehr heftig (niemals Wasser in die Säure!).

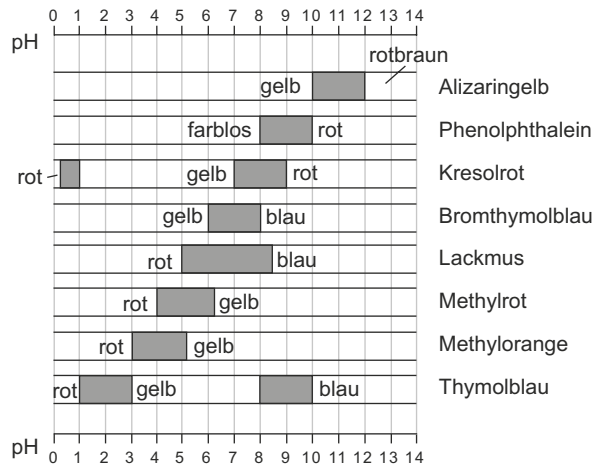
Neben den Sauerstoffsäuren existieren auch **nichtsauerstoffhaltige Säuren**, wie z.B. HCl. Derartige Säuren bilden sich gemäß

Nichtmetall + Wasserstoff → Nichtmetallhydroxid.

Beispiel:  $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$  (Chlorwasserstoff)

Bei Chlorwasserstoff handelt es sich um ein stechend riechendes Gas, das sich leicht in Wasser zu Salzsäure auflöst. Dabei dissoziiert der Chlorwasserstoff fast zu 100% in  $\text{H}^+$ - und  $\text{Cl}^-$ -Ionen und ist deshalb eine starke Säure. Obwohl Wasserstoffionen in wässrigen Lösungen als Hydroniumionen  $\text{H}_3\text{O}^+$  vorliegen, werden sie hier der Einfachheit halber als  $\text{H}^+$  formuliert.

Bild 1.7  
Indikatoren und Umschlagbereiche [21]



## 1.9 pH-Wert

### Ableitung und Berechnung

Zur **Kennzeichnung des Säure- bzw. Basizitätsgrades** von Lösungen interessiert die Wasserstoffionenkonzentration bzw. Hydroxylionenkonzentration in mol/l. In reinem Wasser ist der  $10^{-7}$ te Teil in  $H^+$ - und  $OH^-$ -Ionen gespalten. Daraus ergibt sich eine Konzentration von  $10^{-7}$  mol/l an  $H^+$  bzw.  $OH^-$ . Deren negativer dekadischer Logarithmus führt zum pH- bzw. pOH-Wert. Also ist  $pH = -\log [H^+]$  bzw.  $pOH = -\lg[OH^-]$ . Der pH-Wert bzw. der pOH-Wert von reinem Wasser ist somit 7. Üblicherweise gilt der pH-Wert als die Maßzahl für den sauren bzw. basischen Charakter einer Lösung. Der pH-Wert kann neutral ( $pH=7$ ), basisch ( $pH>7$ ) oder sauer ( $pH<7$ ) sein. Ferner gilt:  $pH + pOH = 14$ .

*Rechenbeispiel:* Welchen pH-Wert hat eine 0,1 m HCl?

*Lösung:*  $0,1 \text{ m} = 10^{-1} \text{ mol/l}$ ;  $pH = -\log [H^+] = -\log 10^{-1} = 1$

### Indikatoren

Der pH-Wert von Lösungen kann auf elektrochemischem Weg (**potentiometrisch**) oder durch **Indikatoren** bestimmt werden. Indikatoren sind schwache organische Säuren, die in be-

stimmten pH-Bereichen ihre Farbe ändern (Bild 1.7).

*Praxisbeispiel:* Beton wird im Laufe der Jahre in den obersten Millimetern der Oberfläche durch das  $CO_2$  der Luft angegriffen. Das im Beton vorhandene, alkalisch reagierende Kalkhydrat wird im feuchten Medium in neutral reagierendes  $CaCO_3$  umgewandelt. Der sog. **Carbonatisierungsfortschritt** kann anhand mittig gespaltenen Betonwürfel erkannt werden, indem man eine Indikatorlösung (1%iges Phenolphthalein in wässrig-alkoholischer Lösung) aufsprüht. Der nicht carbonatisierte Kernbereich wird rot-violett, der carbonatisierte Randbereich bleibt farblos. Wichtig ist, ob die zur Stahlkorrosion führende Carbonatisierung schon bis zur Bewehrung vorgerückt bzw. ob die Betonüberdeckung noch ausreichend ist (Bild 1.8).

### pH-Wert Kalkhydratlösung

Es soll der pH-Wert einer gesättigten Kalkhydratlösung errechnet werden, wie er z.B. im Frischbeton vorliegt.

*Rechenweg:* Ermittlung der  $OH^-$ -Ionenkonzentration, daraus Errechnung des pOH- bzw. pH-Wertes.

In 1 l Wasser ( $18^\circ C$ ) seien 1,28 g  $Ca(OH)_2$  dissoziiert gelöst.

Umrechnung von g/l in mol/l (Formel  $n = m/M$ ):

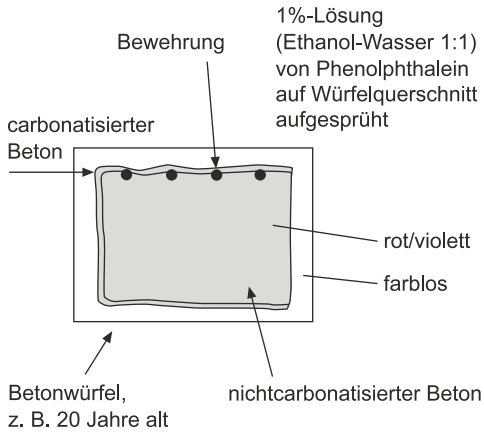


Bild 1.8 Phenolphthalein-Sprühtest

$1,28 \text{ g} / 1 : 74 \text{ g} / \text{mol} = 1,73 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l} = \text{Konzentration an } \text{Ca}(\text{OH})_2 \text{ in mol/l}$

Nach  $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{OH}^-$  müssen doppelt so viele  $\text{OH}^-$ -Ionen entstehen wie  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  vorhanden ist:  $2 \cdot 1,73 \cdot 10^{-2} = 3,46 \cdot 10^{-2} \text{ mol OH}^- / \text{l}$ .

Nun wird der pOH ausgerechnet:  
 $\text{pOH} = -\log \text{OH}^- = -\log 3,46 \cdot 10^{-2} = (\log 3,46 + \log 10^{-2}) = -(0,539 - 2,000) = 1,461$ ; gerundet 1,46;  
 $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 12,54$ .

*Praxisbeispiel:* Das Anmachwasser von Kalk- und Zementmörtel bzw. Beton erreicht noch während des Mischens mindestens einen pH-Wert von 12,5, d.h. stark alkalisch. Eine weitere pH-Erhöhung kann durch Alkalihydroxide stattfinden, die Zement enthalten kann.

## 1.10 Salze und Hydrolyse

Werden äquivalente Mengen einer starken Säure und einer starken Lauge miteinander gemischt, so reagiert die entstehende Salzlösung weder sauer noch basisch, sondern **neutral**.

Base + Säure  $\rightarrow$  Salz + Wasser (Neutralisation).

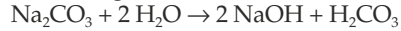
*Beispiel:*  $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{Wasser}$ .

Hingegen reagieren wässrige Lösungen von

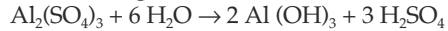
Salzen aus Säuren und Basen unterschiedlicher Stärke nicht neutral.

*Beispiele:*

□ Salz aus starker Base + schwacher Säure  $\rightarrow$  Lösung **basisch**



□ Salz aus starker Säure + schwacher Base  $\rightarrow$  Lösung **sauer**



Ursache: Solche Salze werden durch Wasser (hydrolytisch) in ihrer Säure und Base gespalten. Aus diesem Grund reagiert  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (Soda) alkalisch,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  sauer.

## 1.11 Wertigkeiten

Man unterscheidet verschiedene Wertigkeitsarten in Abhängigkeit der Bindungsart und dem Zweck, für den diese Angabe benötigt wird.

Die **stöchiometrische Wertigkeit** gibt an, wie viele als einwertig erkannte Atome oder Atomgruppen ein Atom eines Elements binden oder ersetzen können. Einwertig sind z.B. Wasserstoff und Fluor, zweiwertig ist z.B. Sauerstoff, vierwertig ist z.B. Kohlenstoff.

Die **Ionenwertigkeit** gibt die Anzahl der Ladungen an, die ein Ion hat, wobei zwischen positiver und negativer Wertigkeit unterschieden wird.

*Beispiele:* positiv:  $\text{Na}^+$  (positiv einwertig);  $\text{Ca}^{2+}$  (positiv zweiwertig);  $\text{Al}^{3+}$  (positiv dreiwertig);  $\text{Cl}^-$  (negativ einwertig);  $\text{SO}_4^{2-}$  (negativ zweiwertig);  $\text{PO}_4^{3-}$  (negativ dreiwertig)

Die weitaus wichtigste Wertigkeit, die **Oxidationszahl**, gibt an, welche Ladung ein Atom in einer Verbindung hätte, wenn diese aus Ionen aufgebaut wäre. Die Bindungselektronen werden dem Partner mit der größeren Elektronegativität voll zugeordnet. Die Berechnung der Oxidationszahlen unterliegt einigen Regeln, anzuwenden in genannter Reihenfolge:

Oxidationszahlen der Elemente: 0; Metallionen einschließlich B und Si: nur positive Zahlen; Fluor: -1; Wasserstoff: +1, Sauerstoff: -2.



*Beispiel 1:* Schweflige Säure  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ; Summe der Oxidationszahlen außer S:  $2(+1) + 3(-2) = -4$ ; Oxidationszahl des S = +4

*Beispiel 2:* Schwefelsäure  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; Summe der Oxidationszahlen außer S:  $2(+1) + 4(-2) = -6$ ; Oxidationszahl des S = +6

*Beispiel 3:* Chromat:  $\text{CrO}_4^{2-}$ ; Summe der Oxidationszahlen außer Cr:  $4(-2) = -8$ ; Oxidationszahl des Cr = +6

*Beispiel 4:* Chromoxid:  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ; Summe der Oxidationszahlen außer Cr:  $3(-2) = -6$ ; Oxidationszahl des Cr = +3

## 1.12 Beispiele chemischen Rechnens (Stöchiometrie)

### Beispiel 1

Wie viel Branntkalk können aus 500 kg Kalkstein (als 100%  $\text{CaCO}_3$  gerechnet) gewonnen werden?

1. Aufstellen der **chemischen Gleichung**:  
 $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$

2. Aufstellen der **Massengleichung**:  
 Aus den relativen Atommassen (Tabellenwert aus Periodensystem Ca: 40,1; C: 12,0; O: 16,0) werden die relativen Molekülmassen  $M_r$  (ohne Einheit) errechnet, die zahlenmäßig gleich den molaren Massen  $M$  (g/mol) sind (siehe Abschnitt 1.1):  $M \text{ CaCO}_3$ : 100,1 g/mol;  $M \text{ CaO}$  56,1 g/mol;  $M \text{ CO}_2$  44,0 g/mol. Aus  $m \text{ [g]} = n \text{ [mol]} \cdot M \text{ [g/mol]}$  folgt:

$1 \text{ mol} \cdot 100,1 \text{ g/mol} = 1 \text{ mol} \cdot 56,1 \text{ g/mol} + 1 \text{ mol} \cdot 44,0 \text{ g/mol}$ ; daraus folgt:  
 $100,1 \text{ g} = 56,1 \text{ g} + 44,0 \text{ g}$

3. Aufstellen der **Verhältnisleichung**  
 $100,1 \text{ g} : 56,1 \text{ g} = 500 \text{ kg} : x \text{ kg}$ ;  $x = 280$

Aus 500 kg Kalkstein können 280 kg Branntkalk gewonnen werden.

### Beispiel 2

Wie viel kg Kalkhydrat werden bei der Hydratation von 100 kg eines CEM I (Portlandzement) mit einem Anteil an 60% Tricalciumsilikat abgespalten?

1. Aufstellen der (vereinfachten) chemischen Gleichung:

$2 (3 \text{ CaO} \cdot \text{SiO}_2) + 6 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{ CaO} \cdot 2 \text{ SiO}_2 + 3 \text{ H}_2\text{O} + 3 \text{ Ca(OH)}_2$

2. Aufstellen der Massengleichung:

Aus den relativen Atommassen (Tabellenwerte aus Periodensystem Ca: 40,1; O: 16,0, Si: 28,1; H: 1,0) werden die relativen Molekülmassen  $M_r$  (ohne Einheit) errechnet, die zahlenmäßig gleich den molaren Massen  $M$  (g/mol) sind:  $M 3 \text{ CaO} \cdot \text{SiO}_2$ : 228,4 g/mol;  $M \text{ H}_2\text{O}$ : 18,0 g/mol;  $M 3 \text{ CaO} \cdot 2 \text{ SiO}_2 \cdot 3 \text{ H}_2\text{O}$ : 342,5 g/mol;  $M \text{ Ca(OH)}_2$ : 74,1 g/mol.

Aus  $m \text{ [g]} = n \text{ [mol]} \cdot M \text{ [g/mol]}$  folgt:  
 $2 \text{ mol} \cdot 228,4 \text{ g/mol} + 6 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g/mol} = 1 \text{ mol} \cdot 342,5 \text{ g/mol} + 3 \text{ mol} \cdot 74,1 \text{ g/mol}$ ; daraus folgt:  
 $456,8 \text{ g} + 108 \text{ g} = 342,5 \text{ g} + 222,3 \text{ g}$

3. Aufstellen der Verhältnisleichung  
 $456,8 \text{ g} : 222 \text{ g} = 60 \text{ kg} : x \text{ kg}$ ;  $x = 29,2$

100 kg Portlandzement setzen 29,2 kg Kalkhydrat frei (Theorie).

In der Praxis geht man unter Berücksichtigung verschiedener Parameter (u.a. Hydratationsgrad) von 24% Kalkhydrat aus, die ein CEM I freisetzt.

### Beispiel 3

Wie werden 100 g einer 10 M.-%igen NaCl-Lösung hergestellt? Es werden 10 g NaCl (Trockensubstanz) in 90 g Wasser aufgelöst (Angaben in M.-% beziehen sich immer auf 100 g Lösung).

### Beispiel 4

Wie wird ein Liter einer 1-m-NaCl-Lösung (Konzentration 1 mol/l) hergestellt? Es werden 1 mol NaCl (Trockensubstanz, 23 g) in einem Messkolben vorgelegt. Es wird unter Lösen bis zur 1-l-Messmarke mit Wasser aufgefüllt.

### Beispiel 5

Gesättigtes Kalkwasser (Frischbeton!) enthält 1,28 g  $\text{Ca(OH)}_2$  je Liter Lösung (18 °C). Wie viel prozentig (M.-%), molar (mol/l), normal (val/l) ist die Lösung?

1. *Berechnung der Konzentration in M.-%*

Das Volumen von 1 l Lösung kann bei der geringen Konzentration gleich 1000 g gesetzt werden.

$1000 \text{ g Lösung} : 1,28 \text{ g/l} = 100 \text{ g Lösung} : x \text{ g/l}$ ;  
 $x = 0,128$ ; 100 g Lösung enthalten also 0,128 g  $\text{Ca(OH)}_2$ .

Die Lösung ist somit 0,128 M.-%ig.

2. Berechnung der Konzentration in mol/l

$n$  (Stoffmenge in mol) =  $m$  (Masse in g)/ $M$  (molare Masse in g/mol);  $n = 1,28 \text{ g}/74,10 \text{ g/mol} = 0,017 \text{ mol}$

Die Lösung enthält 0,017 mol an  $\text{Ca(OH)}_2$  und ist 0,017 molar.

3. Berechnung der Konzentration in val/l (veraltet, aber noch praxisüblich)

$n_{\text{eq}}$  (äquivalente Stoffmenge in val) =  $m$  (Masse in g)/ $M_{\text{eq}}$  (molare Äquivalentmasse in g/val) wobei  $M_{\text{eq}} = M$  (molare Masse)/ $z$  (Wertigkeit);  $M_{\text{eq}} = 74,10 \text{ g/mol} : 2 = 37,05 \text{ g/val}$ ;

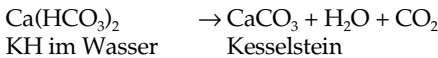
$n_{\text{eq}} = 1,28 \text{ g} : 37,05 \text{ g/val} = 0,034 \text{ val}$ ; Die Lösung enthält 0,034 val an  $\text{Ca(OH)}_2$  und ist 0,034 normal.

### 1.13 Härte des Wassers

#### Definition und Begriffe

Unter Härte des Wassers oder Gesamthärte versteht man die Summe der im Wasser gelösten Erdalkalitionen, im Allg. **Ca- und Mg-Ionen** (nach DIN 38409 umgerechnet auf die Stoffmengenkonzentration, berechnet als Ca in mmol/l)

Man untergliedert die **Gesamthärte GH** in Carbonathärte KH und Nichtcarbonathärte NKH. Die **Carbonathärte KH** (z.B. gelöstes  $\text{Ca(HCO}_3)_2$ ,  $\text{Mg(HCO}_3)_2$ ) ist durch Kochen entfernbar (auch temporäre oder vorübergehende Härte genannt). Sie fällt unter Kesselsteinbildung aus.



Die **Nichtcarbonathärte NKH** (z.B. gelöstes  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{MgSO}_4$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{Ca(NO}_3)_2$ ,  $\text{Mg(NO}_3)_2$ ) ist durch Kochen nicht entfernbar (auch permanente oder bleibende Härte genannt).

Die GH als auch die KH werden üblicherweise experimentell bestimmt, die NKH errechnet.

Rechnung:  $\text{NKH}_{\text{rechn.}} = \text{GH}_{\text{exp}} - \text{KH}_{\text{exp}}$

#### Maßeinheiten der Wasserhärte

Die herkömmliche Maßeinheit ist «Grad deutscher Härte» in °dH. 1°dH entspricht 10 mg CaO bzw. 7,14 mg MgO pro Liter Wasser.

Zur Berechnung von Härtegraden werden der  $\text{Ca}^{2+}$ - und  $\text{Mg}^{2+}$ -Gehalt in mg/l auf CaO in mg/l umgerechnet.

*Beispiel:*

In einem Liter Wasser befinden sich 7,14 mg  $\text{Ca}^{++}$  und 4,34 mg  $\text{Mg}^{++}$ .

Umrechnung von Ca auf CaO:

Es gilt:  $m_{\text{CaO}} = M_{\text{Ca}^{2+}} \cdot M_{\text{CaO}}/M_{\text{Ca}}$

$7,14 \text{ mg Ca}^{2+} \cdot 56,1/40,07 = 10,0 \text{ mg CaO}$

Umrechnung von Mg auf CaO:

Es gilt:  $m_{\text{CaO}} = m_{\text{Mg}^{2+}} \cdot M_{\text{CaO}}/M_{\text{Mg}}$

$4,34 \text{ mg Mg}^{2+} \cdot 56,1/24,3 = 10,0 \text{ mg CaO}$

Die Härte des Wassers beträgt rechnerisch 20 mg CaO/l, d. h. 2° d.

Nach Anpassung an EU-Standard wird die Wasserhärte als Summe der Stoffmengenkonzentration der  $\text{Ca}^{2+}$ - und  $\text{Mg}^{2+}$ -Ionen (umgerechnet auf  $\text{Ca}^{2+}$ ) in mmol/l ausgedrückt (DIN 38 409).

Es ergibt sich folgende Tabelle [46]:

Härtebereich	°dH	mmol $\text{Ca}^{2+}$
sehr weich	0 bis 4	0 bis 0,71
weich	4 bis 8	0,71 bis 1,43
mittelhart	8 bis 12	1,43 bis 2,14
ziemlich hart	12 bis 18	2,14 bis 3,21
hart	18 bis 30	3,21 bis 5,35
sehr hart	>30	>5,35

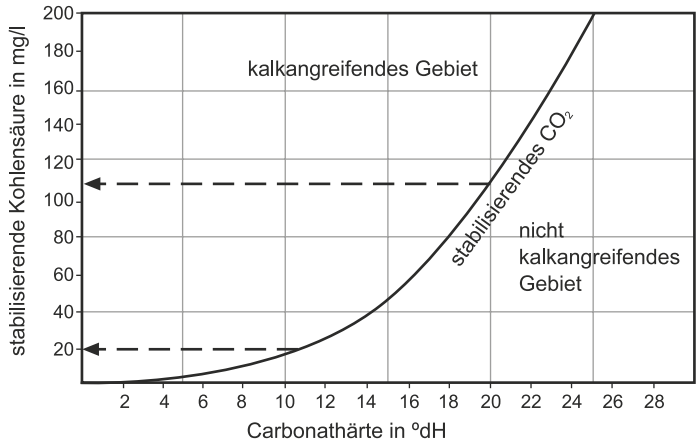
#### Beseitigung der Ca-/Mg-Ionen

Für viele Anwendungen in der Technik (chemische Industrie, Brauereien usw.) ist hartes Wasser unbrauchbar. Durch verschiedene Verfahren kann Wasser enthärtet werden:

- durch Ausfällung (Kalksodaverfahren – Ausfällung als Ca-Carbonat; Trinatriumphosphatverfahren – Ausfällung als Ca-Phosphat),
- durch Destillation,
- durch Ionenaustausch (organische Harze:  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  gegen  $\text{H}_3\text{O}^+$ , störendes  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$  gegen  $\text{OH}^-$ , Zeolithe bzw. Gerüstsilikate:  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  gegen  $\text{Na}^+$ ).

Gerüstsilikate werden heute in Waschmitteln eingesetzt. Das früher verwendete Pentanatri-

Bild 1.9  
Carbonathärte und stabilisieren-  
des CO<sub>2</sub> [13]



umtriphosphat (Komplexbildner) ist wegen der Förderung des Algenwachstums und der damit einhergehenden Sauerstoffarmut in Gewässern in Verruf geraten.

## 1.14 Kalk-Kohlensäure-Gleichgewicht

### Gesamtkohlensäuregehalt

Der Gesamtkohlensäuregehalt in einem natürlichen Wasser (z.B. Grundwasser) setzt sich zusammen aus den im Wasser gelösten Hydrogencarbonaten und sog. freiem CO<sub>2</sub>. Das nur in Lösung beständige Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> benötigt zur Stabilisierung eine bestimmte Menge des gelösten CO<sub>2</sub> (sog. stabilisierende oder zugehörige Kohlensäure). Überschüssiges CO<sub>2</sub> gilt als kalkaggressiv.

Gesamtkohlensäuregehalt (in Wasser gelöstes Hydrogencarbonat und CO<sub>2</sub>):

☐ halbgebundene Kohlensäure in Form von Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> bzw. Mg(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

☐ freie Kohlensäure in Form von CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O als

- stabilisierende, zugehörige Kohlensäure, nicht kalkaggressiv,
- überschüssige Kohlensäure, kalkaggressiv.

### Kalkaggressivität

Entscheidend für die Kalkaggressivität eines Wassers (= **Kalklösekapazität**) ist der Gehalt an Carbonathärte. Harte Wässer benötigen viel stabilisierende CO<sub>2</sub>. Sie sind in Abhängigkeit der Carbonathärte nur bedingt kalkaggressiv, u.U. gar nicht. Sehr weiche Wässer (auch Regenwasser) enthalten praktisch kein Hydrogencarbonat. Schon geringe Mengen an gelöstem CO<sub>2</sub> wirken daher als freie aggressive Kohlensäure (Bild 1.9). Aus dem Bild geht hervor:

- ☐ Wasser mit z.B. 20 °dH: Gehalte bis 110 mg CO<sub>2</sub>/l wirken stabilisierend, höhere kalkaggressiv;
- ☐ Wasser mit z.B. 10 °dH: Gehalte bis 20 mg CO<sub>2</sub>/l wirken stabilisierend, höhere kalkaggressiv.

Kalklösende Kohlensäure wirkt auf Beton ein. Gemäß  $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CaCO}_3$  wird Kalkhydrat in Calciumcarbonat umgewandelt («Carbonatisierung»). Allerdings kann dieses mit überschüssiger Kohlensäure gemäß  $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2$  zu löslichem Calciumhydrogencarbonat weiter reagieren. Letzteres kann durch Kapillartransport an die Betonoberfläche wandern und sich dort gemäß  $\text{CaHCO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  als sog. Ausblüher ablagern. Auch CSH-Phasen können angegriffen werden. Durch Abgabe von Ca<sup>2+</sup> werden diese instabil (Festigkeitsrückgang).

Literatur zum Thema «Chemische Grundlagen»: [7; 8; 9; 11; 12; 13; 21; 46; 64]

## 2 Prüfung betonangreifender Wässer

### 2.1 Prüfung nach DIN 4030

Die sog. **Referenzverfahren** nach DIN 4030 (Beurteilung betonangreifender Wässer, Böden und Gase) müssen mit einem entsprechenden Aufwand in einem chemischen Laboratorium durchgeführt werden, der in vielen Fällen unangemessen hoch ist. Darum lässt die Norm einfache **Schnellverfahren** als Vorprüfung zu, die an der Baustelle durchgeführt werden können. Diese sollen den Bauingenieur in die Lage versetzen, überschlägig die betonschädlichen Stoffe im Wasser abzuschätzen. Derartige **halb-quantitative Bestimmungsmethoden** sind z.B. möglich mit dem Merck-Wasserlabor für die Bauindustrie (Bild 2.1). Mit diesen Ergebnissen kann entschieden werden, ob das Wasser nach den Referenzverfahren untersucht werden muss

oder ein Beton ohne besondere Schutzmaßnahmen (Prüfung der Expositionsklasse) hergestellt werden kann.

Erfüllt das Wasser nach dem Schnellverfahren folgende Kriterien:

$Mg^{2+}$  <300 mg/l

$NH_4^+$  <15 mg/l

!  $SO_4^{2-}$  <200 mg

●  $Cl^-$  <500 mg/l

kalkangreifendes  $CO_2$  <15 mg/l und

pH-Wert >6,5

so gilt das Wasser als nicht betonangreifend nach DIN 4030.

Wird ein **Kriterium überschritten oder ist der pH-Wert <6,5**, muss eine erneut genommene

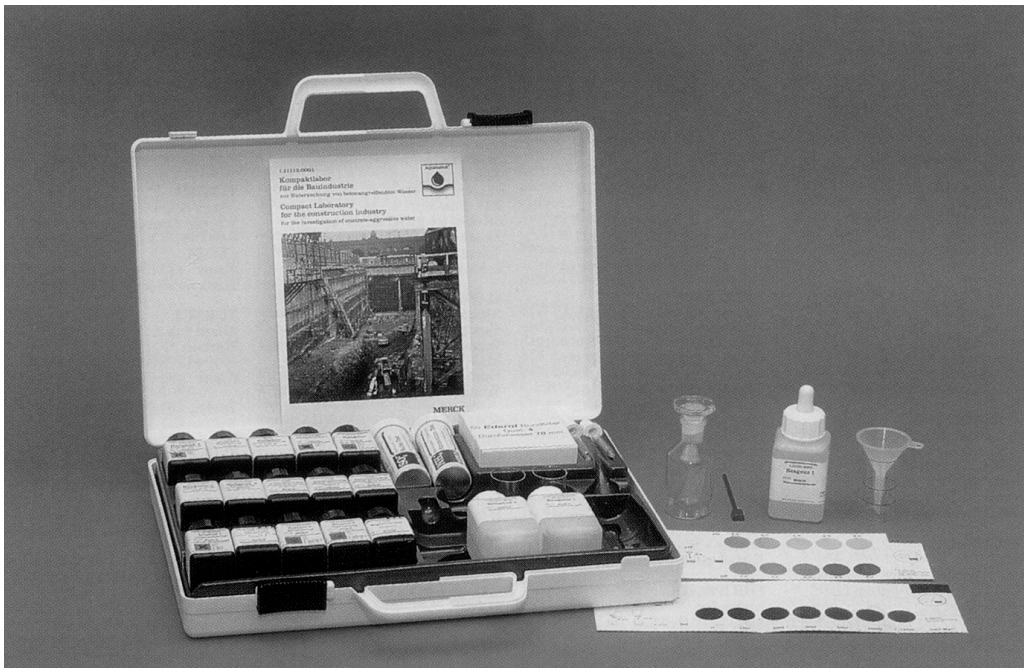


Bild 2.1 Aquamerck-Kompaktlabor für die Bauindustrie zur Untersuchung betonangreifender Wässer [15]

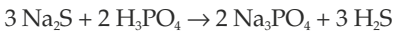
Probe in einem Laboratorium von Fachpersonal nach dem **Referenzverfahren** analysiert werden [24].

## 2.2 pH-Wert

Der pH-Wert von klarem, ungefärbtem Wasser kann mit Indikatorstäbchen oder durch Zugabe einer Indikatorlösung bestimmt werden. Bei trübem oder gefärbtem Wasser sind nur Indikatorstäbchen zu verwenden. Die Genauigkeit beträgt  $\pm 0,5$  pH-Einheiten, ermittelt durch direkten Farbabgleich mit einer pH-Werteskala.

## 2.3 Geruch

Die Geruchsprüfung soll zeigen, ob eine Wasserprobe Schwefelwasserstoff, Sulfide oder organische Verbindungen enthält. Die Zugabe der Phosphorsäure ist erforderlich, da alkalische Wässer Sulfid enthalten können, die erst nach dem Ansäuern als  $H_2S$  erkannt werden, z.B. gemäß



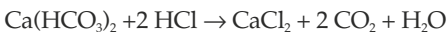
## 2.4 Härte

### Gesamthärte

Die Gesamthärte, bestehend aus den in der Lösung vorhandenen Ca- und Mg-Ionen, wird durch Komplexierung dieser Ionen mit einem Komplexbildner (Lösung des Dinatriumsalzes der Ethylendiamintetraessigsäure) bestimmt. Die Lösung des Komplexbildners ist so eingestellt, dass 1 Tropfen direkt  $1^\circ dH$  (deutsche Härte) entspricht.

### Carbonathärte

Unter der Carbonathärte versteht man den Anteil der Gesamthärte, der an Hydrogencarbonat- und auch Hydroxylionen gebunden ist. Die Carbonathärte wird in Gegenwart eines Indikators mit Salzsäure bestimmt gemäß



## 2.5 Kalklösende Kohlensäure

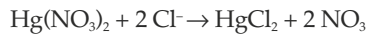
Sie wird in der Weise bestimmt, dass der Probe pulverisiertes Calciumcarbonat (Marmor­mehl) im Überschuss zugesetzt wird, das sich mit kalklösender Kohlensäure gemäß



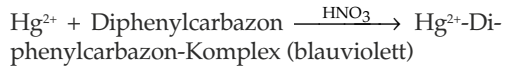
umsetzt. Damit nimmt die Carbonathärte zu. Nach Abfiltration von ungelöstem  $CaCO_3$  wird aus der Zunahme der Carbonathärte der Gehalt an kalklösender Kohlensäure errechnet.

## 2.6 Chlorid

Chlorid bildet mit Hg(II)-Ionen praktisch undissoziiertes  $Hg(II)Cl_2$ .



Der Endpunkt der Titration wird durch überschüssige Hg(II)-Ionen erkannt. Diese reagieren in salpetersaurer Lösung mit Diphenylcarbazon zu einer blauviolett gefärbten Komplexverbindung.



## 2.7 Magnesium

Magnesium bildet mit dem Reagenz nach MANN und YOÉ einen roten Farbstoff, dessen Farbe von der Magnesiumkonzentration abhängt. Da das Reagenz sehr empfindlich ist, wird die Wasserprobe zweimal mit Pufferlösung verdünnt. Der Magnesiumgehalt ergibt sich aus einem Vergleich mit einer Farbskala.

## 2.8 Ammonium

Ammonium wird mit einem Teststäbchen, das mit Neßlers Reagenz getränkt ist, bestimmt. Das Teststäbchen verfärbt sich in Abhängigkeit der Ammoniumkonzentration von gelb bis braun.