



EUROPA-FACHBUCHREIHE
für Chemieberufe

Chemie

für Schule und Beruf

Ein Lehr- und Lernbuch von Dr. Eckhard Ignatowitz

6. Auflage

VERLAG EUROPA-LEHRMITTEL · Nourney, Vollmer GmbH & Co. KG
Düsseldorfberger Straße 23 · 42781 Haan-Gruiten
Europa-Nr.: 70512

Autoren:	Dr.-Ing. Eckhard Ignatowitz	Studienrat a.D.	Waldbronn
	Larissa Ignatowitz	Studienrätin für Chemie	Waldbronn

Lektorat: Dr. E. Ignatowitz, Waldbronn

Bildbearbeitung: Zeichenbüro des Verlags Europa-Lehrmittel, Ostfildern

6. Auflage 2020

Druck 5 4 3 2 1

Alle Drucke derselben Auflage sind parallel einsetzbar, da sie bis auf die Behebung von Druckfehlern untereinander unverändert sind.

ISBN 978-3-8085-6324-3

Alle Rechte vorbehalten.

Das Werk ist urheberrechtlich geschützt.

Jede Verwertung außerhalb der gesetzlich geregelten Fälle muss vom Verlag schriftlich genehmigt werden.

© 2020 by Verlag Europa-Lehrmittel, Nourney, Vollmer GmbH & Co. KG, 42781 Haan-Gruiten
<http://www.europa-lehrmittel.de>

Satz: rkt, 51379 Leverkusen, www.rktypo.com

Umschlag: braunwerbeagentur, Radevormwald unter Verwendung der Fotos © koya979@fotolia.com,
© valarti@fotolia.com und © shoot4u@fotolia.com

Druck: mediaprint solutions GmbH, 33100 Paderborn

Vorwort

Das Buch **Chemie für Schule und Beruf** ist ein Lehr- und Lernbuch für die schulische und betriebliche Ausbildung im Unterrichtsfach Chemie.

Es ist vor allem für den Chemieunterricht an den verschiedenen Schulformen des berufsbildenden Schulwesens konzipiert:

- für **Berufsschulen** der Ausbildungsberufe aus dem Berufsfeld Chemie, Physik, Biologie.
Angesprochene Ausbildungsberufe: Chemikant, Produktionsfachkraft Chemie, Chemiefacharbeiter, Fachkraft für Wasserversorgungstechnik bzw. Abwassertechnik, Papiermacher, Färberei-Textilveredler, Textilreiniger, Lacklaborant, Baustoff- und Werkstoffprüfer, Physik- und Biologielaborant, Zahntechniker.
In Österreich Chemieverfahrenstechniker, in der Schweiz Chemie- und Pharmatechnologen.
- für **Berufsfachschulen, Berufsaufbauschulen, Fachoberschulen, Technische Gymnasien**.
- für **Meister-Fachschulen** und **Techniker-Fachschulen** der Berufsfelder Metall- und Kfz-Technik, Elektrotechnik sowie Metallbau und Bautechnik.

Um den unterschiedlichen Vorbildungen der Schüler gerecht zu werden, setzt das Buch keine chemischen Vorkenntnisse voraus. Es beginnt mit einer didaktisch einfachen Darstellung der Grundlagen, die mit vielen bildlichen Darstellungen und Versuchsbeschreibungen untermauert und erläutert werden. Im Verlauf des Buches steigert sich der Schwierigkeitsgrad zu einer anspruchsvolleren Darstellungsweise.

Das Buch ist didaktisch durchstrukturiert: Die Erkenntnisse werden möglichst anhand von Versuchsergebnissen bzw. Analogieschlüssen erarbeitet und dann in Merksätzen und Formeln festgehalten. Übungsbeispiele und Aufgaben vertiefen das erarbeitete Wissen.

Am Schluss jeden größeren Abschnitts folgen zwei Fragenblöcke, die das erworbene Wissen weiter festigen. Die Fragen „Prüfen Sie Ihr Wissen“ sind aus dem Buchtext zu beantworten. Die Fragen „Wenden Sie Ihr Wissen an“ sind komplexere Fragen bzw. Transferfragen.

Das Buch **Chemie für Schule und Beruf** gliedert sich in acht Kapitel:

Im Kapitel **1 Allgemeine Chemie** werden die chemischen Grundlagen ausführlich behandelt. Zuerst werden die Grundbegriffe und die einfachen Gesetzmäßigkeiten eingeführt. Dann werden die Grundlagen durch die moderne Atomvorstellung, die Ionen-theorie und physikalisch-chemische Phänomene vertieft.

Kapitel **2 Anorganische Chemie** behandelt systematisch die Elemente nach ihrer Stellung im Periodensystem der Elemente (PSE) sowie deren Verbindungen. Dieser Abschnitt hat „Nachschlagecharakter“.

Kapitel **3 Anorganische Technologie** stellt den Bezug zur chemisch-technischen Berufswelt her. An ausgewählten Bereichen der anorganischen Chemieindustrie werden deren chemische Grundlagen sowie die chemisch-industrielle Ausgestaltung aufgezeigt.

Kapitel **4 Elektrochemie, Korrosion** erläutert die Grundlagen und technischen Anwendungen der Elektrochemie sowie der Korrosion und des Korrosionsschutzes.

Kapitel **5 Organische Chemie** gibt einen systematischen Überblick über die gebräuchlichsten Verbindungsklassen der organischen Chemie und macht mit wichtigen organo-chemischen Stoffen bekannt.

Im Kapitel **6 Organische Technologie** wird an wichtigen Industriezweigen die chemisch-technologische Ausgestaltung der organischen Chemieindustrie vorgeführt.

Kapitel **7 Naturstoffe und Biochemie** behandelt die wichtigsten Naturstoffe und gibt einen Einblick in die Stoffwechselvorgänge und die modernen Anwendungen der Biochemie und Gentechnik.

Die Stellung der Chemie im Spannungsfeld zur Umwelt wird an vielen Stellen des Buches und am Schluss im Kapitel **8 Chemie, Mensch und Umwelt** zusammenfassend behandelt.

Bei vollständigem Durcharbeiten in der vorgegebenen Reihenfolge gibt das Buch eine gründliche Einführung in wichtige Bereiche der Chemie. Bei nur begrenzt zur Verfügung stehender Unterrichtszeit ist auch eine auszugswise Bearbeitung möglich. Dazu behandelt man die benötigten Sachthemen aus der allgemeinen, anorganischen und organischen Chemie und vervollständigt mit Sachthemen aus den Technologiekapiteln, die für die spezielle Berufsgruppe bzw. Schulform erforderlich sind.

Bei dieser Arbeitsweise ist das Buch für eine Vielzahl von Ausbildungsberufen und Schulformen einsetzbar.

In der vorliegenden 6. Auflage wurden folgende Inhalte neu aufgenommen bzw. wesentlich ergänzt: Stöchiometrische Berechnungen (Seiten 65 bis 67), Redoxgleichungen (Seiten 76 und 77), Protolyse (Seiten 80 bis 82), Edelgase (Seite 138), Meerwasserentsalzung (Seite 175), Lithium-Ionen-Akku, Brennstoffzelle (Seiten 192 und 193), nachwachsende Rohstoffe (Seite 252), Arbeitssicherheit (Seiten 295 bis 301), Lernfelder Chemikant (Seiten 302 bis 305), englische Sachwörter (Seiten 306 bis 318).

Inhaltsverzeichnis

Die Bedeutung der Chemie	8	Verhalten bei Bränden	11
Chemiegeräte im Labor, Technikum und Chemiebetrieb	9	Umgang und Kennzeichnung der Gefahrstoffe	11
Arbeitssicherheit und Unfallverhütung beim Umgang mit Chemikalien	10	Persönliche Schutzausrüstung	12
		Chemie – eine Naturwissenschaft	13
1 Allgemeine Chemie	14		
1.1 Stoffe, Stoffeigenschaften, Stoffarten	14	1.9 Massen und Stoffmengen	62
1.1.1 Der Stoffbegriff	14	1.9.1 Atommasse und Molekülmasse	62
1.1.2 Physikalische Eigenschaften	15	1.9.2 Die Stoffmenge und ihre Einheit: das Mol ..	63
1.1.3 Chemische Eigenschaften	16	1.9.3 Molare Masse	63
1.1.4 Einteilung und Trennverfahren der Stoffe ..	17	1.9.4 Molares Volumen	64
1.2 Chemische Grundbegriffe	20	1.9.5 Die erweiterte Aussage der chemischen Gleichung	64
1.2.1 Die chemischen Elemente (Grundstoffe) ..	20	1.10 Stöchiometrische Berechnungen	65
1.2.2 Abgrenzung: chemische Verbindung/ Stoffgemische	21	1.10.1 Bestimmungsgrößen für Stoffportionen ..	65
1.2.3 Atome, Moleküle, Teilchenverbände	22	1.10.2 Massenanteile der Elemente in chemischen Verbindungen	65
1.2.4 Chemische Formeln	23	1.10.3 Masse der Elemente in Stoffportionen	65
1.2.5 Atomare Vorgänge bei chemischen Reaktionen	24	1.10.4 Umgesetzte Massen bei chemischen Reaktionen	66
1.2.6 Reaktionsgleichungen	25	1.11 Gehaltsangaben von Mischungen und Lösungen	67
1.2.7 Energie bei chemischen Reaktionen	26	1.12 Chemische Bindungsarten	68
1.3 Die Luft	27	1.12.1 Verbindungsbestreben und Atombau	68
1.3.1 Zusammensetzung, Eigenschaften	27	1.12.2 Ionenbindung	69
1.3.2 Sauerstoff	29	1.12.3 Atombindung	70
1.3.3 Oxidation, Oxide	30	1.12.4 Polare Atombindung	71
1.3.4 Oxidationsvorgänge in der Technik	31	1.12.5 Elektronegativität	71
1.3.5 Reduktion, Redoxreaktionen	32	1.12.6 Wasserstoffbrückenbindung	72
1.4 Das Wasser	34	1.12.7 Van der Waals-Bindungskräfte	72
1.4.1 Vorkommen und Aufbereitung	34	1.12.8 Bindungen in Komplexmolekülen	73
1.4.2 Physikalische Eigenschaften	34	1.12.9 Metallbindung	73
1.4.3 Wasser – Lösemittel und Basis des Lebens	35	1.13 Elektronenvorgänge bei chemischen Reaktionen	74
1.4.4 Chemische Zusammensetzung	35	1.13.1 Oxidation, Reduktion, Redoxreaktionen ...	74
1.4.5 Wasserstoff	36	1.13.2 Oxidationszahl	75
1.5 Säuren, Laugen, Salze	38	1.13.3 Aufstellen und Bilanzieren von Redoxgleichungen	76
1.5.1 Säuren	39	1.14 Ionen – Stoffteilchen mit besonderen Eigenschaften	78
1.5.2 Laugen	43	1.14.1 Elektrische Leitfähigkeit wässriger Lösungen	78
1.5.3 Salze	45	1.14.2 Dissoziation und Hydratation der Salze.	79
1.5.4 Benennung der Salze (Nomenklatur)	46	1.14.3 Elektrische Leitfähigkeit von Salzschmelzen	79
1.6 Gesetzmäßigkeiten bei der Bildung chemischer Verbindungen	48	1.15 Protolyse	80
1.6.1 Massengesetze der Verbindungsbildung ..	48	1.15.1 Vorgänge beim Lösen von Chlorwasserstoff in Wasser	80
1.6.2 Bindigkeit (Wertigkeit)	49	1.15.2 Definition der Säuren und Basen nach Brönsted	80
1.6.3 Aufstellen chemischer Formeln	50	1.15.3 Vorgänge beim Lösen von Ammoniak in Wasser	81
1.6.4 Empirische Formel, Molekülformel, Valenzstrichformel	51	1.15.4 Der Begriff Säure-Base-Reaktion	81
1.6.5 Volumengesetz reagierender Gase	52	1.16 pH-Wert	82
1.6.6 Satz von Avogadro	53	1.17 Stärke von Säuren	84
1.7 Bau der Atome	54	1.18 Ionenreaktionen in Lösungen	85
1.7.1 Moderne Atomvorstellung	54		
1.7.2 Atomkern	55		
1.7.3 Atomhülle	56		
1.7.4 Orbital-Atommodell	57		
1.8 Periodensystem der Elemente (PSE)	58		
1.8.1 Kurzform – PSE	58		
1.8.2 Atombau und Periodensystem	59		
1.8.3 Vollständiges Periodensystem der Elemente	60		

1.19 Ablauf chemischer Reaktionen	86	1.21.1 Wärme – atomistisch betrachtet.	94
1.19.1 Bedingungen für chemische Reaktionen . .	86	1.21.2 Aggregatzustände und atomarer Bau	94
1.19.2 Katalyse	88	1.21.3 Zustandsänderungen bei Gasen.	96
1.19.3 Geschwindigkeit chemischer Reaktionen . .	90	1.21.4 Eigenschaften der Flüssigkeiten	98
1.20 Chemisches Gleichgewicht, Massenwirkungsgesetz	91	1.21.5 Eigenschaften der Feststoffe.	100
1.20.1 Chemisches Gleichgewicht	91	1.22 Kernprozesse	101
1.20.2 Massenwirkungsgesetz	93	1.22.1 Eigenschaften radioaktiver Strahlung . . .	101
1.21 Physikalisch-chemische Stoffeigenschaften.	94	1.22.2 Messung radioaktiver Strahlung	102
		1.22.3 Vorgänge bei der Kernspaltung	103

2 Anorganische Chemie 104

Übersicht der Rohstoffe	104	2.4.3 Silicium	121
Überblick über die Chemie.	105	2.4.4 Siliciumverbindungen.	122
2.1 I. Hauptgruppe: Wasserstoff und Alkalimetalle	106	2.4.5 Zinn.	123
2.1.1 Natrium	107	2.4.6 Blei	123
2.1.2 Natriumverbindungen	107	2.5 V. Hauptgruppe: Stickstoff-Phosphor-Gruppe	124
2.1.3 Kalium	109	2.5.1 Stickstoff	124
2.1.4 Kaliumverbindungen	109	2.5.2 Stickstoffverbindungen	125
2.1.5 Ammonium-Ion	110	2.5.3 Phosphor.	127
2.1.6 Ammoniumverbindungen	110	2.5.4 Phosphorverbindungen	128
2.2 II. Hauptgruppe: Erdalkalimetalle.	111	2.6 VI. Hauptgruppe: Sauerstoff-Schwefel-Gruppe	129
2.2.1 Beryllium.	111	2.6.1 Sauerstoff.	129
2.2.2 Magnesium.	112	2.6.2 Ozon.	130
2.2.3 Magnesiumverbindungen	112	2.6.3 Sauerstoffverbindungen	130
2.2.4 Calcium	113	2.6.4 Schwefel	131
2.2.5 Calciumverbindungen	113	2.6.5 Schwefelverbindungen	133
2.2.6 Strontium	115	2.7 VII. Hauptgruppe: Halogene	134
2.2.7 Barium und Bariumverbindungen	115	2.7.1 Fluor.	135
2.3 III. Hauptgruppe: Bor-Erdmetalle-Gruppe	116	2.7.2 Chlor.	135
2.3.1 Bor und Borverbindungen	116	2.7.3 Brom.	136
2.3.2 Aluminium	117	2.7.4 Iod.	137
2.3.3 Aluminiumverbindungen.	117	2.8 VIII. Hauptgruppe: Edelgase	138
2.4 IV. Hauptgruppe: Kohlenstoff-Silicium-Gruppe	118	2.9 Nebengruppenelemente.	139
2.4.1 Kohlenstoff.	118	2.10 Lanthanoiden- und Actinoidenelemente	141
2.4.2 Kohlenstoffverbindungen	119		

3 Anorganische Technologie. 142

3.1 Großtechnische Produktion anorganischer Grundchemikalien.	143	3.2.2 Mineraldünger und ihre Herstellung	155
3.1.1 Schwefelsäureherstellung nach dem Doppelkontakt-Verfahren.	144	3.2.3 Düngung und Umwelt	157
3.1.2 Ammoniaksynthese nach dem Haber-Bosch-Verfahren	146	3.3 Chemie und Technologie der Metallwerkstoffe	158
3.1.3 Chloralkali-Elektrolyse	148	3.3.1 Übersicht und Einteilung der Metalle . . .	158
3.1.4 Sodaherstellung nach dem Solvay-Verfahren.	151	3.3.2 Roheisengewinnung.	159
3.1.5 Salpetersäureherstellung nach dem Ostwald-Verfahren	152	3.3.3 Stahlherstellung.	160
3.1.6 Salzsäureherstellung	153	3.3.4 Wichtige Eisen/Stahl-Werkstoffe	162
3.2 Chemie und Technologie der Mineraldünger	154	3.3.5 Innerer Aufbau der Metalle	163
3.2.1 Grundlagen der Pflanzenernährung.	154	3.3.6 Der Werkstoff Aluminium	164
		3.3.7 Der Werkstoff Kupfer	166
		3.3.8 Weitere technisch wichtige Metalle	168
		3.4 Chemie und Technologie des Wassers	170
		3.4.1 Natürliche Wasserarten und ihre Inhaltsstoffe	170

3.4.2	Trinkwassergewinnung	171	3.5	Chemie und Technologie der Baustoffe	178
3.4.3	Wasserhärte	172	3.5.1	Kalk	178
3.4.4	Wasser für technische Verwendungen (Betriebswässer)	173	3.5.2	Gips	179
3.4.5	Wasserenthärtung	174	3.5.3	Zement	180
3.4.6	Vollentsalzung von Wasser für Chemieanlagen	175	3.6	Chemie und Technologie der keramischen Stoffe und Gläser	182
3.4.7	Meerwasserentsalzung	175	3.6.1	Keramische Stoffe	182
3.4.8	Reinigung industriell verschmutzter Abwässer	176	3.6.2	Glas	184
4	Elektrochemie, Korrosion	186			
4.1	Elektrochemische Grundlagen	186	4.7.3	Reinigen von Rohkupfer durch Elektrolyse	198
4.2	Galvanisches Element	188	4.7.4	Galvanisieren	199
4.3	Galvanische Zellen	189	4.7.5	Anodisches Oxidieren von Aluminium-Bauteilen (Eloxal-Verfahren)	199
4.4	Akkumulatoren	191	4.8	Korrosion	200
4.4.1	Bleiakkumulator (Auto-Starterbatterie) ..	191	4.8.1	Elektrochemische Sauerstoffkorrosion feuchter Stahloberflächen	200
4.4.2	Lithium-Ionen-Akku	192	4.8.2	Elektrochemische Wasserstoffkorrosion ..	201
4.5	Brennstoffzelle	193	4.8.3	Elektrochemische Korrosion an Korrosionselementen	201
4.6	Elektrolyse	194	4.8.4	Passivierung	202
4.6.1	Elektrolyse wässriger Lösungen	194	4.8.5	Chemische Korrosion	202
4.6.2	Faradaysche Gesetze	196	4.8.6	Erscheinungsformen der Korrosion	202
4.7	Anwendungen der Elektrolyse	197	4.8.7	Korrosionsverhalten der metallischen Werkstoffe	203
4.7.1	Gewinnung chemischer Grundstoffe ...	197	4.8.8	Korrosionsschutzmaßnahmen	204
4.7.2	Gewinnung unedler Metalle aus Salzschnmelzen (Schmelzflusselektrolyse) ...	197			
5	Organische Chemie	206			
5.1	Kohlenwasserstoffe	207	5.6	Carbonsäuren	227
5.1.1	Alkane	208	5.6.1	Die Stoffgruppe	227
5.1.2	Eigenschaften der Alkane	210	5.6.2	Die homologe Reihe der Alkansäuren ...	228
5.1.3	Halogenalkane	211	5.6.3	Eigenschaften der Alkansäuren	228
5.1.4	Ringförmige Alkane: Cycloalkane	212	5.6.4	Wichtige Alkansäuren	229
5.1.5	Alkene	213	5.6.5	Ungesättigte Carbonsäuren	230
5.1.6	Reaktionen der Alkene	215	5.6.6	Dicarbonsäuren	230
5.1.7	Alkine	216	5.6.7	Hydroxycarbonsäuren	231
5.2	Aromatische Kohlenwasserstoffe	218	5.6.8	Aromatische Carbonsäuren	231
5.2.1	Benzol	218	5.7	Ester	231
5.2.2	Chemische Reaktionen und Verbindungen	219	5.7.1	Die Stoffgruppe der Ester	232
5.2.3	Mehrgliedrige Aromate	220	5.7.2	Eigenschaften	232
5.3	Alkohole	221	5.7.3	Wichtige Ester	233
5.3.1	Die Stoffgruppe	221	5.8	Ether	233
5.3.2	Die homologe Reihe der Alkanole	221	5.9	Stickstoffhaltige organische Verbindungen	234
5.3.3	Eigenschaften	222	5.9.1	Amine	234
5.3.4	Chemische Reaktionen	222	5.9.2	Aminocarbonsäuren	235
5.3.5	Wichtige Alkanole	223	5.9.3	Nitroverbindungen	235
5.3.6	Isomerie bei Alkanolen	224	5.9.4	Nitrile (Cyanide)	235
5.3.7	Mehrwertige Alkanole	224	5.10	Schwefelhaltige organische Verbindungen	236
5.4	Aldehyde	225	5.11	Heterocyclische Verbindungen	236
5.4.1	Die Stoffgruppe	225	5.12	Tabellarische Übersicht der organischen Verbindungsklassen	237
5.4.2	Die homologe Reihe der Alkanale	225			
5.4.3	Wichtige Aldehyde	226			
5.5	Ketone	226			

6	Organische Technologie	238		
6.1	Übersicht der Stoffe der organischen Großchemie	239	6.7.3	Polymerisation 254
6.2	Erdöl und Erdgas	240	6.7.4	Polykondensation 255
6.2.1	Entstehung und Gewinnung	240	6.7.5	Polyaddition 255
6.2.2	Fraktionierte Destillation des Erdöls	241	6.7.6	Technologische Einteilung 256
6.2.3	Veredelung der Erdölfraktionen	243	6.7.7	Thermoplaste 257
6.3	Kraftstoffe für Verbrennungsmotoren	245	6.7.8	Duroplaste 260
6.3.1	Ottomotoren-Kraftstoffe	245	6.7.9	Verarbeitung der Kunststoffe 262
6.3.2	Dieselmotoren-Kraftstoffe	246	6.7.10	Elastomere 264
6.4	Petrochemie	247	6.7.11	Silikone 265
6.5	Kohle	249	6.8	Farbmittel 266
6.5.1	Entstehung und Gewinnung	249	6.8.1	Grundlagen der Farbwahrnehmung 266
6.5.2	Verwendung der Kohle	250	6.8.2	Farbstoffe 267
6.5.3	Neue Kohletechnologien	251	6.8.3	Pigmente 268
6.6	Nachwachsende organische Rohstoffe	252	6.9	Reinigungs- und Waschmittel 269
6.7	Kunststoffe (Polymere)	253	6.9.1	Wirkungsweise waschaktiver Substanzen 269
6.7.1	Allgemeine Eigenschaften	253	6.9.2	Waschaktive Substanzen (Tenside) 269
6.7.2	Innerer Aufbau und Synthese von Polymeren	253	6.8.3	Waschmittelzusatzstoffe 270
			6.9.4	Zusammensetzung der Waschmittel 271
7	Naturstoffe und Biochemie	272		
7.1	Fette	272	7.3.1	Eigenschaften, Nachweise 277
7.1.1	Chemischer Aufbau	272	7.3.2	Chemischer Aufbau 277
7.1.2	Fettgewinnung und Verarbeitung	273	7.3.3	Struktur der Proteine 278
7.1.3	Biologische Bedeutung der Fette	274	7.3.4	Biologische Bedeutung 279
7.2	Kohlenhydrate	274	7.4	Stoffwechselvorgänge 280
7.2.1	Zuckerarten	274	7.4.1	Photosynthese 280
7.2.2	Stärke	276	7.4.2	Verwertung der Nahrungsstoffe 280
7.2.3	Cellulose	276	7.5	Mikroorganismen als Chemieproduzenten 281
7.3	Eiweiße (Proteine)	277		
8	Chemie, Mensch und Umwelt	282		
8.1	Nutzen der Chemie	282	8.5.2	Gewässergüte 289
8.2	Umweltgefährdung durch die Chemie	282	8.5.3	Abwasserreinigung 290
8.3	Chemieproduktion und Umweltschutzbereiche	283	8.6	Umweltschutzbereich Erdboden 292
8.4	Umweltschutzbereich Luft	284	8.6.1	Das Ökosystem Boden 292
8.4.1	Luftverunreinigungen	284	8.6.2	Beseitigung und Entsorgung fester Abfälle 292
8.4.2	Gesetzliche Bestimmungen	285	8.7	Arbeitssicherheit beim Umgang mit Chemikalien 295
8.4.3	Reinigung der Abgase von Verbrennungskraftwerken	286	8.7.1	Klassifizierung von Gefahrstoffen 295
8.4.4	Beseitigung der Abgase in Industriebetrieben	287	8.7.2	Kennzeichnung von Gefahrstoffen 296
8.4.5	Entgiftung der Abgase von Verbrennungsmotoren	287	8.7.3	H-Sätze und P-Sätze 296
8.5	Umweltschutzbereich Wasser	288	8.7.4	Alte Gefahrstoff-Kennzeichnung 298
8.5.1	Verschmutzung der Gewässer	288	8.7.5	Arbeitsplatz-Grenzwerte 298
			8.7.6	Betriebsanweisung 299
			8.7.7	Gesundheitsgefährliche und die Umwelt belastende Stoffe (Auswahl) 300
Lernfelder für den Ausbildungsberuf Chemikant(in) und Zuordnung der Chemie-Inhalte	302		Sachwortverzeichnis (mit engl. Übersetzung)	306
			Danksagung, Firmenverzeichnis	320

1.5 Säuren, Laugen, Salze

Säuren, Laugen und Salze gehören zu den am häufigsten in der Chemie eingesetzten Stoffen. Man begegnet ihnen sowohl im chemischen Labor und im Chemiebetrieb (**Bild 1**) aber auch als Hilfsstoff in den meisten nicht chemischen Betrieben sowie in den Haushalten.

■ Erkennen von Säuren und Laugen

Eine einfache Prüfung, ob es sich bei einer wässrigen Lösung um eine Säure oder Lauge handelt, ist mit sogenannten **Indikatoren** möglich. Dies sind Farbstoffe, die durch Zugabe von Säuren bzw. Laugen eine Farbänderung erfahren.

Der bekannteste Indikator-Farbstoff ist **Lackmus** (**Bild 2**). Lackmus ist im neutralen Zustand schwach violett, bei Zugabe einer Säure färbt er sich rot, bei Zugabe einer Lauge blau.

Es gibt außerdem noch eine Reihe anderer Indikator-Farbstoffe, wie z. B. *Phenolphthalein*, *Methylorange* usw.

Indikatoren sind Farbstoffe, die ihre Farbe bei Zugabe einer Säure bzw. Lauge ändern.

In der Praxis verwendet man meist sogenanntes **Universal-Indikatorpapier** (**Bild 3**). Dies ist saugfähiges Papier, das mit einem Indikatorgemisch getränkt und getrocknet wurde. Es ist als Papierband auf Rollen gewickelt und in einer Verpackung untergebracht. Zum Prüfen wird ein Stück eines Papiers abgerissen und mit der zu prüfenden Lösung beträufelt. Aus der Verfärbung kann durch Vergleichen mit einer auf der Verpackung aufgedruckten Farbskala die Stärke der Säure oder Lauge bestimmt werden.

■ Die Stärke von Säuren und Laugen

Ein Maß für den sauren bzw. alkalischen Charakter von Säuren bzw. Laugen ist der sogenannte **pH-Wert** (sprich: peha-Wert). Er nimmt Werte von 0 bis 14 ein (**Bild 4**). Stark saure Lösungen, wie Salzsäure oder Schwefelsäure, haben einen kleinen pH-Wert (0 bis 1). Stark alkalische Lösungen (starke Laugen), wie z. B. Natronlauge, haben einen hohen pH-Wert (13 bis 14). Reines Wasser hat einen pH-Wert von 7 und wird als *neutrale* Lösung bezeichnet.

(Die Bedeutung des Zahlenwertes des pH-Wertes wird auf Seite 82 erläutert.)

Der pH-Wert ist ein Maß für den sauren bzw. alkalischen Charakter von wässrigen Lösungen.

Für die berufliche Praxis hat der pH-Wert große Bedeutung. Viele chemische Reaktionen in Lösungen laufen nur bei ganz bestimmten pH-Werten ab. Auch die Vorgänge in den Körperflüssigkeiten der lebenden Organismen sind stark vom pH-Wert abhängig.

■ Vorsicht beim Umgang mit Säuren und Laugen

Säuren und Laugen greifen organisches Gewebe (z. B. Haut), Textilien und unedle Metalle an. Säuren und Laugen dürfen deshalb nicht mit der Haut in Berührung kommen. Besondere Vorsicht ist den Augen zu widmen. Kommt es trotzdem zum Kontakt, so sind sofort Gegenmaßnahmen zu ergreifen (Seite 10).



Bild 1: Säuren und Laugen im Labor

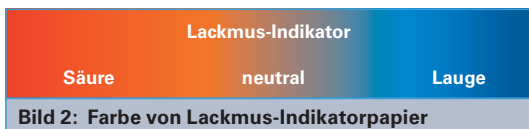


Bild 2: Farbe von Lackmus-Indikatorpapier



Bild 3: Universal-Indikatorpapier mit drei Papierrollen für verschiedene pH-Wert-Bereiche

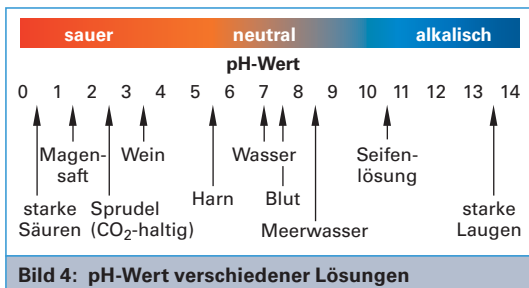


Bild 4: pH-Wert verschiedener Lösungen

1.5.1 Säuren

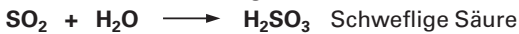
Der Name **Säuren** für diese Stoffgruppe entstand dadurch, dass natürliche Säuren sauer schmecken, wie z. B. Essigsäure (in Speiseessig) oder Zitronensäure (in Zitrusfrüchten).

In der Chemie sind die anorganischen Säuren von großer Bedeutung, wie z. B. Salzsäure, Schwefelsäure usw. Sie können nicht auf Geschmack geprüft werden, da sie die Haut verätzen und zum Teil giftig sind.

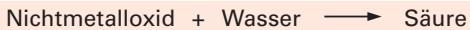
Eine Möglichkeit der Unterteilung der Säuren besteht darin, ob die Säuren Sauerstoffatome enthalten.

■ Bildung von sauerstoffhaltigen Säuren

Löst man ein Nichtmetalloxid in Wasser, so bildet sich eine sauerstoffhaltige Säure (**Versuch 1**).



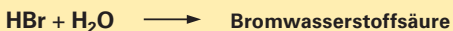
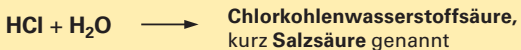
Allgemein kann man formulieren:



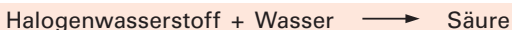
Wie die Reaktionsgleichungen zeigen, kann man die Nichtmetalloxide als „wasserfreie Vorstufe“ der Säuren auffassen. Daher bezeichnet man sie auch als **Säureanhydride**. **Beispiel:** CO_2 ist das Anhydrid der Kohlensäure H_2CO_3 .

■ Bildung von sauerstofffreien Säuren

Sauerstofffreie Säuren entstehen durch Lösen der gasförmigen Halogenwasserstoffe in Wasser (**Versuch 2**). Man nennt sie Halogenwasserstoffsäuren.



Allgemein kann man formulieren:



Die gasförmigen Halogenwasserstoffe *alleine* zeigen keine Säurewirkung. Erst in Verbindung mit Wasser entstehen Säuren. Das heißt, das System $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$ ist die Salzsäure. Näheres siehe unten. In der Praxis benutzt man eine vereinfachte Schreibweise ohne Wasser: HCl , HBr , H_2CO_3 , H_2SO_3 .

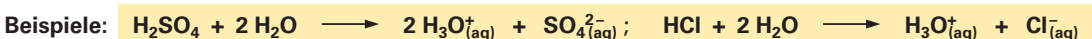
■ Bestandteile der Säuren

Die Formeln der Säuren (ohne Wasser) lassen erkennen, dass sie alle Wasserstoffatome enthalten: HCl , H_2CO_3 usw. Das heißt, die Säurewirkung beruht auf diesem „**Säurewasserstoff**“. Der restliche Molekülbestandteil, **Säurerest** genannt, charakterisiert die Säureart. **Säurereste** sind z. B. $-\text{SO}_3$, $-\text{SO}_4$, $-\text{CO}_3$, $-\text{F}$, $-\text{Cl}$, $-\text{Br}$. Die Formeln der Säuren (wasserfrei) bestehen aus Säurewasserstoff und Säurerest.

Die Säuren entfalten ihre Säurewirkung erst, wenn sie in Wasser gelöst sind. Das heißt, sie erfahren beim Lösen in Wasser eine Veränderung. Versuche haben gezeigt, dass die Säuremoleküle beim Lösen mit dem Wasser reagieren und dabei elektrisch geladene **Oxoniumionen** H_3O^+ und **Säurerest-ionen** bilden, z. B. Cl^- , SO_3^{2-} , SO_4^{2-} . Diesen Vorgang nennt man **Protolysieren**. Näheres dazu auf Seite 80.

Säuren protolysieren in wässriger Lösung in Oxoniumionen H_3O^+ und negative Säurerest-Ionen.

Wenn man „in wässriger Lösung“ deutlich machen will, versieht man das Ion mit dem Index (aq).



Teilweise verwendet man zur Beschreibung dieser Reaktion eine vereinfachte Kurzschreibweise:

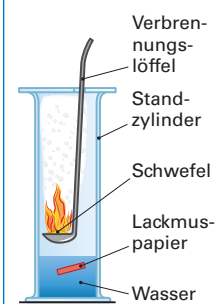


Versuch 1: Bildung von schwefliger Säure H_2SO_3

Versuchsbeschreibung:

In einem Standzylinder mit etwas Wasser wird Schwefel verbrannt. Es entsteht farbloses SO_2 -Gas, das mit der Luftfeuchtigkeit im Gefäß einen weißen Nebel bildet. Im Laufe der Zeit löst sich das SO_2 -Gas im Wasser auf dem Zylinderboden.

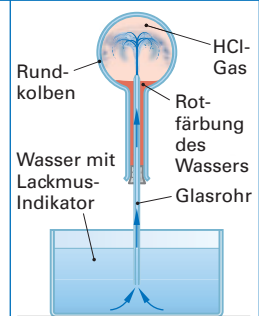
Ein vor dem Versuch in das Wasser eingelegter violetter Lackmuspapierstreifen zeigt durch fortschreitende Rotfärbung die Bildung einer Säure an. Es ist **schweflige Säure** H_2SO_3 .



Versuch 2: Bildung von Salzsäure HCl

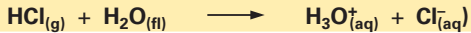
Versuchsbeschreibung:

Ein Rundkolben wird mit Chlorwasserstoffgas gefüllt und mit einem durchbohrten Stopfen mit langem Glasrohr verschlossen. Das Ende des Glasrohrs wird in ein Wasserbad getaucht, dem Lackmusindikator zugegeben ist. Das im Rundkolben befindliche Chlorwasserstoffgas löst sich begierig im Wasser, sodass im Rundkolben Unterdruck entsteht. Dadurch wird Wasser in den Rundkolben gesaugt und spritzt springbrunnenartig in ihn hinein, bis er fast gefüllt ist. Das im Wasser befindliche Lackmus zeigt durch Rotfärbung an, dass sich eine Säure gebildet hat: **Salzsäure** HCl .



Salzsäure HCl

Salzsäure entsteht, wenn sich Chlorwasserstoffgas HCl in Wasser löst:



Die Löslichkeit von Chlorwasserstoffgas in Wasser ist außerordentlich groß: es können sich rund 500 Liter HCl-Gas in 1 Liter Wasser lösen.

Die Kurzbezeichnung für Salzsäure ist HCl oder $\text{HCl}_{(\text{aq})}$, in Ionenschreibweise: $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$.

Salzsäure ist eine starke Säure. Auf die Haut und die Augen wirkt sie ätzend, unedle Metalle werden von ihr aufgelöst oder angegriffen.

Reine Salzsäure ist wasserklar, technische Salzsäure ist gelblich (**Bild 1**).

Konzentrierte Salzsäure ist rund 37 %ig und hat eine Dichte von $1,19 \text{ g/cm}^3$. Sie muss in geschlossenen Gefäßen aufbewahrt werden. Lässt man sie offen stehen, so entweicht Chlorwasserstoffgas, das stechend riecht und die Schleimhäute verätzt. An feuchter Luft raucht konzentrierte Salzsäure, da das entweichende HCl-Gas die Luftfeuchtigkeit zu Wassertröpfchen kondensiert.

Salzsäure ist eine der wichtigen Grundchemikalien in der chemischen Industrie. Sie wird dort unter anderem als Lösemittel und als Prozessstoff eingesetzt.

In der **Metallverarbeitung** wird sie zum Ätzen, zum Beizen und als Flussmittel beim Löten verwendet. Im Bauwesen und Haushalt dient es zum Lösen von Kalkablagerungen und zum Entfernen von Kalkresten beim Fliesen. Im menschlichen Körper ist Salzsäure im Magensaft enthalten.



Bild 1: Salzsäure, typische Reaktionen

Schwefelsäure H_2SO_4

Schwefelsäure bildet sich beim Lösen von Schwefeltrioxid SO_3 in Wasser. Es erfolgt nach der summarischen Reaktionsgleichung:



Sie protolysiert in Wasser:



Ihre Kurzschreibweise ist H_2SO_4 bzw. $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$. Schwefelsäure ist eine starke Säure. Auf die Haut und Augen wirkt sie stark ätzend. Einige organische Stoffe, wie z.B. Papier oder Zucker werden von konzentrierter Schwefelsäure verkohlt (**Bild 2**).

Unedle Metalle, wie z.B. Zink, werden unter H_2 -Gasbildung aufgelöst bzw. stark korrodiert.

Konzentrierte Schwefelsäure (98 %ig) ist eine wasserklare, ölige, schwere Flüssigkeit mit einer Dichte von $1,84 \text{ g/cm}^3$ und einem Siedepunkt von 338°C . Sie zieht begierig Wasser an, d.h. sie ist hygroskopisch.

Beim Verdünnen konzentrierter Schwefelsäure mit Wasser wird Wärme frei. Das Vermischen muss deshalb so vorgenommen werden, dass zuerst das Wasser vorgegeben wird und dann unter Rühren die Säure tropfenweise zugefügt wird. Bei umgekehrter Reihenfolge spritzen Säuretropfen aus dem Gefäß.

Schwefelsäure ist eine der wichtigen Reaktionssubstanzen in der chemischen Industrie. Sie wird in großen Mengen produziert (Seite 144) und fällt als Dünnsäure in großen Mengen als Nebenprodukt an. Haupteinsatzgebiete sind die Produktion von Düngern, Waschmitteln, Farbstoffen und Sprengstoffen.

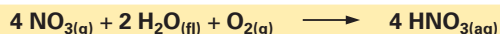
Daneben wird es als Aufschlussmittel zur Herstellung der Metalle Aluminium und Zink sowie des Weißpigments Titandioxid TiO_2 eingesetzt. Schwefelsäure ist zudem die Säurefüllung in den Starterbatterien der Kraftfahrzeuge.



Bild 2: Schwefelsäure, typische Reaktionen

Salpetersäure HNO_3

Salpetersäure wird im Rahmen eines großtechnischen Verfahrens durch Lösen von NO_2 -Gas in Wasser hergestellt. Die Reaktionsgleichung lautet:



Reine und wasserfreie Salpetersäure ist eine farblose Flüssigkeit mit scharf stechendem Geruch und einem Siedepunkt von $84,1^\circ\text{C}$.

Am Licht zersetzt sie sich teilweise in das Gas Stickstoffdioxid NO_2 und färbt sich gelb bis rötlich. Salpetersäure wird deshalb in lichtschützenden, braunen Flaschen aufbewahrt (**Bild 1**).

Beim Öffnen eines Gefäßes mit konzentrierter Salpetersäure bildet sich ein rotbrauner Rauch. Diese sogenannte *rauchende Salpetersäure*, enthält etwa 95 % HNO_3 . Die konzentrierte Salpetersäure im Labor ist etwa 70 %ig.

Beim Verdünnen konzentrierter Salpetersäure in Wasser, entsteht eine saure Lösung mit Hydroniumionen und Nitrationen:



Salpetersäure ist eine starke Säure. Viele Metalle, wie z. B. Zink, Kupfer und Silber, werden von ihr aufgelöst (**Bild 1**). Gold und Platin werden nicht angegriffen. Salpetersäure kann deshalb zum Trennen von Gold und Silber verwendet werden. In der Metalltechnik wurde sie deshalb auch **Scheidewasser** genannt.

Edelstähle, Chrom und Aluminium bilden eine undurchlässige Oxidschicht (Passivschicht) und werden nicht von Salpetersäure korrodiert.

Zum Auflösen der Edelmetalle Gold und Platin verwendet man sogenanntes **Königswasser**, eine Mischung aus 1 Teil konzentrierter Salpetersäure und 3 Teilen konzentrierter Salzsäure.

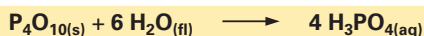
Salpetersäure ist ein sehr starkes Oxidationsmittel. Sie oxidiert organische Stoffe, wie z. B. Stroh, Papier, Holz, Textilien und erwärmt sich dabei so stark, dass die Stoffe in Brand geraten (**Bild 1**). Dabei entstehen giftige nitrose Gase. Beim Umgang mit Salpetersäure ist deshalb große Vorsicht geboten. Sie ätzt die Haut und die Augen. Spritzer auf der Kleidung führen erst zu gelben Flecken und dann zu Löchern. Salpetersäure ist einer der wichtigen Grundstoffe der Chemieindustrie. Sie wird zur Herstellung von Düngemitteln, Sprengstoffen, Farbstoffen, Lacken usw. benötigt. In der Metallurgie dient sie als **Königswasser** (Mischung aus Salzsäure und Salpetersäure) zum Auflösen von Gold und Platin. In der Metalltechnik wird sie in der Galvanotechnik sowie als Polier- und Passivierungsmittel eingesetzt.

Phosphorsäure H_3PO_4

Das Anhydrid der Phosphorsäure ist Phosphor(V)-oxid P_4O_{10} , ein weißer, kristalliner Feststoff, der bei $+39^\circ\text{C}$ schmilzt. Er ist stark hygroskopisch und bildet durch Wasseraufnahme flüssige Phosphorsäure.

Die im Chemielabor verwendete flüssige, konzentrierte Phosphorsäure ist eine farblose, öltartige Flüssigkeit mit einem Massenanteil von ca. 85 % Phosphorsäure (**Bild 2**). Ihre Dichte beträgt ca. $1,7 \text{ g/cm}^3$.

Phosphorsäure wird aus Phosphor(V)oxid P_4O_{10} durch Lösen in Wasser hergestellt:



Mit Wasser protolysiert sie nach der Reaktionsgleichung:



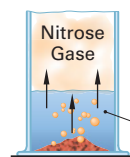
Phosphorsäure ist, je nach Konzentration, eine schwache bis mittelstarke Säure. In hoher Konzentration ist sie stark ätzend; stark verdünnt jedoch unschädlich und ungiftig.

Sie wird in starker Verdünnung in der Lebensmittelverarbeitung zur Konservierung und als Säuerungsmittel eingesetzt. Außerdem ist sie Ausgangsstoff phosphathaltiger Düngemittel, von Waschmittelstoffen, von Rostentfernern u.ä.

Salpetersäure in
lichtschützendem
Glasgefäß

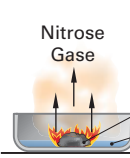


Reaktion mit Kupfer



Auflösen
von Kupfer
unter Bil-
dung nitro-
ser Gase
Salpeter-
säure

Reaktion mit Kohle



Verbrennen
unter Bil-
dung nitro-
ser Gase
Holzkohle
Salpeter-
säure

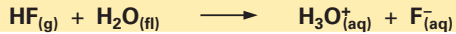
Bild 1: Salpetersäure, typische Reaktionen



Bild 2: Phosphorsäure

Flusssäure HF

Fluorwasserstoffsäure, meist Flusssäure genannt, entsteht durch Lösen von Fluorwasserstoffgas HF in Wasser:



Flusssäure ist eine farblose, stechend riechende Flüssigkeit. Flusssäure und ihre Dämpfe wirken extrem ätzend auf die Haut und die Augen. Mit ihr darf nur im Abzug und unter besonderen Schutzmaßnahmen gearbeitet werden.

Der Umgang mit Flusssäure ist hoch gefährlich.

Bei Verätzungen besteht Lebensgefahr.

Flusssäure löst Glas und Metalle an. Sie wird zum Glas- und Metallätzen sowie in der Chipfertigung zum Abätzen von SiO_2 -Schichten eingesetzt. Da sie Glasgefäße zerstören würde, wird sie in speziellen Kunststoffbehältern oder Edelstahlgefäßen (mit hohem Tantalgehalt) aufbewahrt.



Bild 1: Flusssäure

Kohlensäure H_2CO_3

Kohlensäure hat die Kurzschreibweise H_2CO_3 oder $\text{H}_2\text{CO}_{3(\text{aq})}$. Sie entsteht durch Lösen von CO_2 in Wasser gemäß der Reaktionsgleichung:

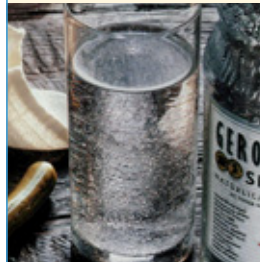


Da sich nur rund 1 Liter CO_2 -Gas in 1 Liter Wasser löst und nur etwa 0,1 % des gelösten Gases CO_2 mit dem Wasser zu Kohlensäure protolysiert, ist die Kohlensäure eine sehr schwache Säure.

Sprudelndes Mineralwasser (Sprudel) ist eine Kohlensäurelösung (Bild 2). Den schwachen Säurecharakter der Kohlensäure erkennt man an dem leicht säuerlichen Geschmack des Sprudels.

Natürliches Regen- oder Flusswasser, enthalten das aus der Luft gelöste CO_2 . Sie sind sehr schwache Kohlensäurelösungen. Dies führt bei lang dauerndem Kontakt zu zerstörenden Reaktionen mit Baustoffen und Werkstoffen (Bild 2).

Sprudel: mit CO_2 auf-
gepresstes Mineralwasser
≙ Kohlensäure-Lösung



Langdauernde Wirkung
von CO_2 -haltigem Regen
auf Sandstein: Steinfraß



Bild 2: Wirkung der Kohlensäure

Prüfen Sie Ihr Wissen

- 1 Was ist ein Indikatorstoff?
- 2 Wie färbt eine Säure bzw. eine Lauge violettes Lackmuspapier?
- 3 Was gibt der pH-Wert an?
- 4 Aus welchen Bestandteilen besteht eine Säure in wässriger Lösung?

Wenden Sie Ihr Wissen an

- 1 Welchen pH-Wert hat eine wässrige Lösung, die mit der mittleren Rolle des Universal-Indikatorpapiers von Bild 2, Seite 38 einen dunkelgrünen Farbumschlag ergibt?
- 2 Formulieren Sie die Reaktion zwischen dem Gas Schwefeltrioxid SO_3 und Wasser. (Verwenden Sie die Ionen-Schreibweise)
- 3 Salzsäure reagiert mit Zink zu Wasserstoff und Zinkchlorid ZnCl_2 . Formulieren Sie die Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise.
- 4 Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die Protolyse von H_2SO_4 in Wasser.

- 5 Wie wird Salzsäure aus Chlorwasserstoffgas hergestellt?
- 6 Nennen Sie einige chemische Eigenschaften der Schwefelsäure.
- 7 Wozu wird Phosphorsäure verwendet?
- 8 Nennen Sie fünf Säuren und ihre Formeln in Kurzschreibweise.
- 5 In der folgenden Tabelle sind Säuren und ihre Säurerest-Ionen aufgetragen. Tragen Sie die fehlenden Namen und Begriffe ein.

Name der Säure	Formel in Kurzschreibweise	Formel in Ionen-schreibweise
Salzsäure	HCl	$\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$
	H_2SO_4	
		$\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^-_{(\text{aq})}$
Phosphorsäure		
		$\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{F}^-_{(\text{aq})}$
	H_2CO_3	

1.12.3 Atombindung

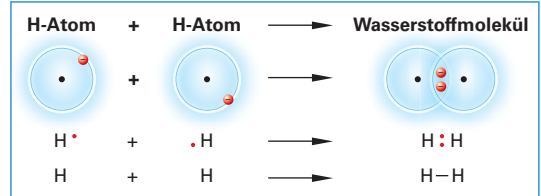
Die Nichtmetalle, wie z. B. H, O, N, haben eine äußere Elektronenschale, bei denen 1, 2, 3 oder 4 Elektronen zur Edelgasschale fehlen (Bild 2, Seite 68). Sie sind bestrebt, eine komplette Edelgas-Außenschale zu bilden. Dies erfolgt durch gemeinsame Inanspruchnahme von Elektronen durch zwei Atome.

Beispiel: Wasserstoff H_2

Bohrsches Atommodell

In Kurzschreibweise mit Punkten
(**Elektronenformel** oder **Lewis-Formel**)

Das gemeinsame Elektronenpaar kann
auch durch einen Bindungsstrich ange-
geben werden (Valenzstrichformel).



Wasserstoff erreicht die Edelgasschale dadurch, indem die Atome so zusammenrücken, dass jedes Atom die gemeinsame Elektronenhülle als zu sich gehörig nutzt. Die Bindung kommt durch das gemeinsame Elektronenpaar zustande. Deshalb wird die Atombindung auch **Elektronenpaarbindung** oder **kovalente Bindung** genannt.

Die Atombindung beruht auf der verbindenden Wirkung der Bindungselektronenpaare.

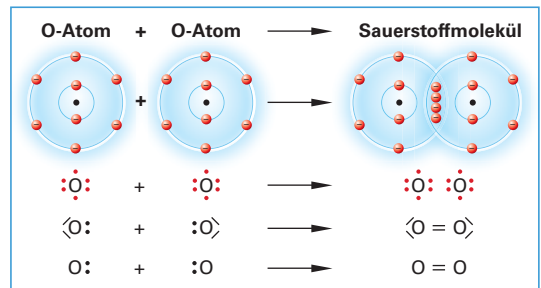
Beispiel: Sauerstoff O_2

Bohrsches Atommodell

In Kurzschreibweise mit Punkten
(Elektronenformel oder Lewis-Formel)

In Kurzschreibweise mit Strichen
für je ein Elektronenpaar

Häufig lässt man die an der Bindung
nicht beteiligten Elektronen weg und
erhält so die Valenzstrichformel.



Das Sauerstoffatom hat 6 Elektronen auf der äußersten Schale. Es benötigt 2 Elektronen zur Edelgaskonfiguration. Das wird dadurch erreicht, dass die Atome so nahe zusammenrücken, dass 4 Elektronen, also 2 Elektronenpaare, als gemeinsame Elektronen wirken. Jedes Sauerstoffatom im Molekül hat, für sich alleine betrachtet, die stabile Achterschale erreicht. Sauerstoff hat deshalb 2 Bindungselektronenpaare. Man nennt diese Bindung deshalb **Doppelbindung**. Ebenfalls möglich sind **Dreifachbindungen**, wie z. B. bei Stickstoff N_2 mit 3 Bindungselektronenpaaren $N \equiv N$.

Eine Atombindung haben die molekularen Gase (H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2) sowie eine Vielzahl anorganischer und organischer Verbindungen, wie CO_2 , NO , CH_4 , C_2H_6 usw. (**Bild 1**).

Die Bindungskraft in der Atombindung ist die elektrostatische Anziehungskraft zwischen den positiv geladenen Atomkernen und der gemeinsamen Elektronenhülle. Diese Anziehungskraft wirkt nur innerhalb des Moleküls und nicht nach außen. Daraus folgen die **Eigenschaften** der Stoffe mit Atombindung:

- Sie haben niedrige Schmelz- und Siedepunkte, d. h. sie sind bei Raumtemperatur flüssig oder gasförmig. Hiervon gibt es Ausnahmen.
- Sie leiten den Strom im allgemeinen nicht.

Einige wenige Stoffe mit Atombindung weichen von diesen Eigenschaften völlig ab: Kohlenstoff, Silicium, Siliciumkarbid SiC und die Silikate. Sie bilden ein Atom-Kristallgitter, sind sehr hart und haben einen hohen Schmelz- und Siedepunkt.

Die Veranschaulichung der Moleküle mit Atombindung kann auf verschiedene Weise erfolgen (**Bild 1**).

Das **Kugel-Stab-Modell** verdeutlicht durch die Verbindungen gut die Bindungen.

Das **Kalottenmodell** zeigt mehr die äußere Form der Elektronenhülle des Moleküls; die Bindungen sind daraus nicht ersichtlicher.

Valenzstrichformel	Kugel-Stab-Modell	Kalotten-Modell
Cl_2 -Molekül $Cl - Cl$		
CO_2 -Molekül $O = C = O$		
NO -Molekül $N \equiv O$		

Bild 1: Modelldarstellungen von Molekülen mit Atombindung

1.12.4 Polare Atombindung

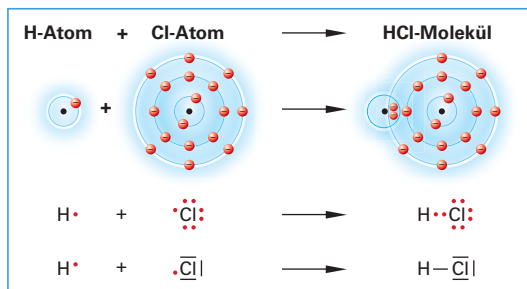
Beispiel: Chlorwasserstoff HCl (siehe rechts)

Einen Einblick in die Bindungsverhältnisse erlangt man durch die Bohrschen Atommodelle. Bei HCl erfolgt die Bildung der Edelgaskonfiguration durch Inanspruchnahme eines gemeinsamen Elektronenpaares durch das Wasserstoff- und das Chloratom (siehe rechts).

Bohrsches Atommodell

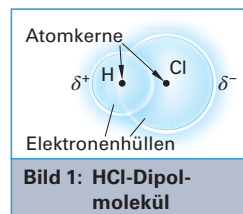
in Kurzschreibweise

mit Valenzstrichen



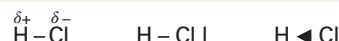
Da das Chloratom eine wesentlich größere Kernladung (17+) als das Wasserstoffatom (1+) hat, wird das gemeinsame Elektronenpaar stark zum Chloratomkern herübergezogen (**Bild 1**). Es entsteht im HCl-Molekül eine ungleiche Ladungsverteilung. Auf der Seite des Chloratomkerns ist mehr negative Ladung als auf der Seite des Wasserstoffatomkerns. Nach außen wirkt das Molekül auf der einen Seite positiv und auf der anderen Seite negativ geladen. Man gibt dies durch ein $\delta+$ oder ein $\delta-$ Zeichen an den Molekülbereichen an.

Solch ein Molekül nennt man ein **Dipolmolekül** oder ein **polares Molekül**. Die Bindungsart heißt **polare Atombindung**.



Eine Bindung, bei der die Elektronenhülle aufgrund unterschiedlicher Kernladung (Elektronegativität) zu einem der Atome verschoben ist, heißt polare Atombindung.

In der Strukturformel wird die *ungleichmäßige Ladungsverteilung* (*Polarität*) durch verschiedene Schreibweisen beschrieben:



Sie bedeutet, dass auf der einen Seite des Moleküls eine kleine positive Ladung $\delta+$ und auf der anderen Seite eine kleine negative Ladung $\delta-$ nach außen wirkt.

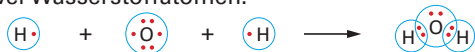
1.12.5 Elektronegativität

Als Elektronegativität (kurz EN) bezeichnet man die Fähigkeit, in Molekülen die bindenden Elektronenpaare an sich zu ziehen. Als Maß der Elektronegativität verwendet man einen EN-Wert.

Die EN-Werte sind Vergleichszahlen, die angeben, ob die EN eines Elementes größer bzw. geringer ist, als die EN eines anderen Elementes.

Fluor ist das elektronegativste Element. Es hat nach dem Chemiker Linus Pauling den EN-Wert 3,98. Die anderen Elemente haben EN-Werte zwischen 0,8 und 3,5 (**Tabelle**). Chlor (3,16) hat z.B. eine größere Elektronegativität als Wasserstoff (2,20). Im HCl-Molekül werden deshalb die Elektronen zum Chlor gezogen (siehe oben).

Beispiel: Wasser H₂O. Im Wassermolekül besitzt der Sauerstoff gemeinsame Elektronenpaare mit zwei Wasserstoffatomen.



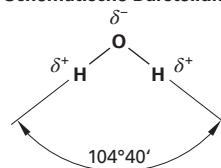
Sauerstoff (3,44) hat eine größere Elektronegativität als Wasserstoff (2,20) und zieht die Elektronenpaare stark zu sich. Aufgrund dieser unsymmetrischen Ladungsverteilung bildet sich ein gewinkeltes Dipolmolekül mit ungleicher Ladungsverteilung (**Bild 2**).

Dipolmoleküle bilden die Halogenwasserstoffe HF, HCl, HBr, HI sowie unsymmetrisch gebaute Moleküle mit ungleicher Ladungsverteilung, wie H₂O, NH₃, PCl₃.

Tabelle: Elektronegativitätswerte nach Pauling

	H	II	III	IV	V	VI	VII
1	H 2,20						
2	Li 0,98	Be 1,57	B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98
3	Na 0,93	Mg 1,31	Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16
4	K 0,82	Ca 1,00	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,93
5	Rb 0,82	Sr 0,95	In 1,78	Sn 1,96	Sb 2,05	Te 2,10	I 2,66

Schematische Darstellung



Kalottenmodell

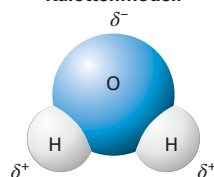


Bild 2: Wassermolekül (gewinkeltes Dipolmolekül)

Nicht immer führt die unterschiedliche Anziehung der Elektronenhülle zu einem Dipolmolekül. So sind z. B. in der Verbindung **Tetrachlormethan** CCl_4 die Bindungselektronenpaare zu den Chloratomen verschoben. Da das Molekül symmetrisch gebaut ist, heben sich die Ladungen im Molekül annähernd auf und es wirkt nach außen weitgehend neutral (**Bild 1**).

Viele organische Verbindungen besitzen deshalb unpolare Moleküle, z. B. CCl_4 , CH_4 , C_2H_2 , C_2H_6 und ebenso CO_2 .

1.12.6 Wasserstoffbrückenbindung

Die Polarität der Dipolmoleküle führt zu gegenseitiger Krafteinwirkung der Moleküle, da sich die unterschiedlich geladenen Bereiche der Moleküle anziehen und die gleichgeladenen abstoßen (**Bild 2**). Dies ist besonders bei Molekülen der Fall, bei denen Wasserstoffatome mit stark Elektronen anziehenden Elementen wie Chlor, Sauerstoff oder Stickstoff verbunden sind, die die gemeinsamen Elektronenpaare zu sich ziehen. Die Moleküle dieser Verbindungen sind stark polar.

Beispiele: HF , H_2O , HCl , NH_3 usw.

Die zwischenmolekulare Bindung erfolgt durch die Anziehung zwischen dem positiv polarisierten Wasserstoffbereich eines Moleküls und dem negativ polarisierten Gegenbereich eines anderen Moleküls (**Bild 3**). Da die Bindung zwischen zwei Molekülen jeweils über ein Wasserstoffatom als „Brücke“ erfolgt, nennt man sie **Wasserstoffbrückenbindung**.

Die zwischen Dipolmolekülen mit polarisiertem Wasserstoff wirkende Bindung heißt Wasserstoffbrückenbindung.

Die Wasserstoffbrückenbindung ist eine Bindung zwischen den Molekülen. Sie ist wesentlich schwächer als die Atombindung, die im Molekül wirksam ist. Trotzdem kommt der Wasserstoffbrückenbindung große Bedeutung zu. Sie ist die Ursache für viele charakteristische Eigenschaften der Stoffe.

Die anormalen physikalischen Eigenschaften des Wassers (Seite 34) z. B. beruhen auf der bei Wasser stark wirksamen Wasserstoffbrückenbindung. Das wird bei einer vergleichenden Betrachtung von Wasser mit den anderen Wasserstoffverbindungen der Elemente der VI. Hauptgruppe des PSE deutlich. Wasser H_2O müsste eigentlich einen ähnlichen Schmelz- und Siedepunkt haben wie der zur selben Verbindungsklasse gehörende Schwefelwasserstoff H_2S : $\delta_m(\text{H}_2\text{S}) = -85,5\text{ }^\circ\text{C}$, $\delta_b(\text{H}_2\text{S}) = -60,4\text{ }^\circ\text{C}$. Wasser hat jedoch durch die starke Wasserstoffbrückenbindung zwischen seinen Molekülen, deutlich höhere Schmelz- und Siedepunkte: $\delta_m(\text{H}_2\text{O}) = 0\text{ }^\circ\text{C}$, $\delta_b(\text{H}_2\text{O}) = 100\text{ }^\circ\text{C}$.

1.12.7 Van der Waals-Bindungskräfte

Auch bei Stoffen, die aus unpolaren Molekülen bestehen, wie z. B. langkettigen Alkanen, gibt es zwischenmolekulare Wechselwirkungen. Sie werden nach ihrem Entdecker **Van der Waals-Kräfte** genannt und sind schwächer als die Atom-Bindungskräfte oder die Wasserstoffbrücken-Bindungskräfte.

Ursache der Wasserstoffbrücken-Bindungskräfte sind kurzzeitige asymmetrische Ladungsverteilungen in den Molekülen, die temporäre Dipole induzieren und damit zu Anziehungskräften führen (**Bild 4**).

Van der Waals-Bindungskräfte sind z. B. die Ursache des Festzustands langkettiger Kohlenwasserstoffe und deren leichte Schmelzbarkeit, wie z. B. bei den Alkanen ab Hexan C_6H_{14} oder bei Speisefetten.

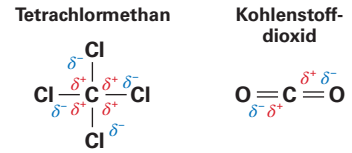


Bild 1: Unpolare Moleküle

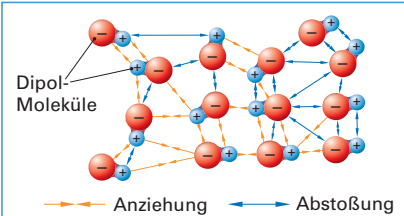


Bild 2: Anziehung zwischen Dipolen

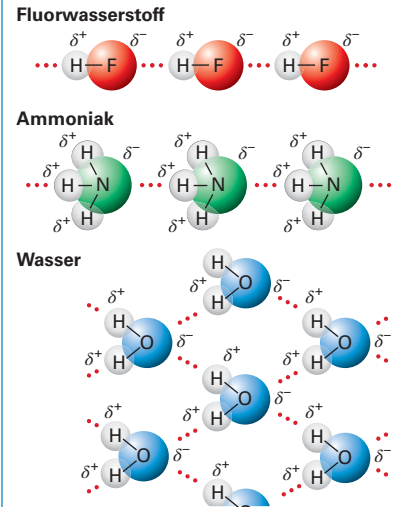


Bild 3: Wasserstoffbrückenbindung

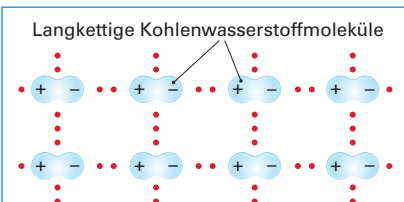


Bild 4: Van der Waals-Kräfte durch induzierte Kurzzeit-Dipole

2.5 V. Hauptgruppe: Stickstoff-Phosphor-Gruppe

Zur V. Hauptgruppe gehören die Elemente Stickstoff **N**, Phosphor **P**, Arsen **As**, Antimon **Sb** und Bismut **Bi** (Tabelle).

Stickstoff und Phosphor sind Nichtmetalle, Arsen und Antimon Halbmetalle. Bismut ist ein Metall.

Die Atome der Elemente der V. Hauptgruppe haben fünf Außenelektronen. In Verbindungen sind sie vor allem drei- und fünfwertig ($\pm \text{III}$, $\pm \text{V}$).

Bis auf den weißen Phosphor sind die Elemente der V. Hauptgruppe relativ reaktionsträge.

Tabelle: Physikalische Eigenschaften der Elemente der Stickstoff-Phosphor-Gruppe

Element	Sym- bol	Aussehen im Normzustand	Schmelz- punkt ϑ_m in °C	Siede- punkt ϑ_b in °C	Dichte ρ in g/cm ³
Stickstoff	N	farbloses Gas	-210	-196	1,25 (g/dm ³)
Phosphor	P	weiße Masse rotes Pulver	+44,3 585 bis 610	+280	1,82 2,0 bis 2,4
Arsen	As	stahlgrau (Metall) gelb (Nichtmetall)	+817	+613 (sublimieren)	5,73 (grau) 1,97 (gelb)
Antimon	Sb	silberglänzend spröde (Halbmetall)	+631	(+1640)	6,69
Bismut	Bi	silberweiß glänzend (Metall)	+271	+1560	9,80

Arsen, Antimon und Bismut haben als Element sowie als Verbindung nur für Spezialanwendungen in der Medizin und Metall-Legierungstechnik eine Bedeutung. Sie werden hier nicht weiter behandelt.

2.5.1 Stickstoff

Vorkommen. Stickstoff ist in elementarer Form der Hauptbestandteil der Luft (Volumenanteil 78,08 %). In chemisch gebundener Form ist Stickstoff im Mineral Salpeter (Natriumnitrat **NaNO₃**) enthalten, das an vielen Stellen der Erde vorkommt. (z. B. Chile, Nordafrika).

Darstellung. Stickstoff wird zusammen mit Sauerstoff durch Verflüssigen der Luft und anschließendem Auftrennen in die Bestandteile hergestellt (Linde-Verfahren, **Bild 1**):

Frischlufte wird in einem Kompressor auf 200 bar komprimiert und erhitzt sich dabei durch die Kompressionswärme stark. Nach der H₂O- und CO₂-Abscheidung gelangt sie in einen Wasserkühler, wo ihr die Kompressionswärme entzogen wird und sie auf 25 °C abkühlt. Sie strömt dann durch einen Gegenstrom-Luftkühler, wo sie weiter abkühlt.

In einem Entspannungsventil wird die komprimierte, vorgekühlte Luft entspannt. Dabei kühlt sie sich durch Entspannungsabkühlung weiter ab, sodass ein Teil der stark unterkühlten Luft flüssig wird.

Die verflüssigte Luft fließt in eine Rektifikations-Trennsäule (Bild 1) und läuft über Füllkörperschüttungen nach unten. Dabei trennen sich die Luftbestandteile nach ihrer Siedetemperatur, sodass oben Stickstoff ($\vartheta_b = -196$ °C) und unten flüssiger Sauerstoff ($\vartheta_b = -183$ °C) erhalten wird. Der im Gegenstromluftkühler nicht verflüssigte, aber stark abgekühlte Luftanteil strömt als Kühlmittel durch den Gegenstromluftkühler und gelangt als vorgekühlte Kreislauf Luft wieder in den Kompressor.

Flüssige Luft, flüssiger Stickstoff und flüssiger Sauerstoff sind wasserklare Flüssigkeiten (**Bild 2**).

Stickstoff N₂

Farbloses, geruchloses, reaktionsträges, ungiftiges Gas

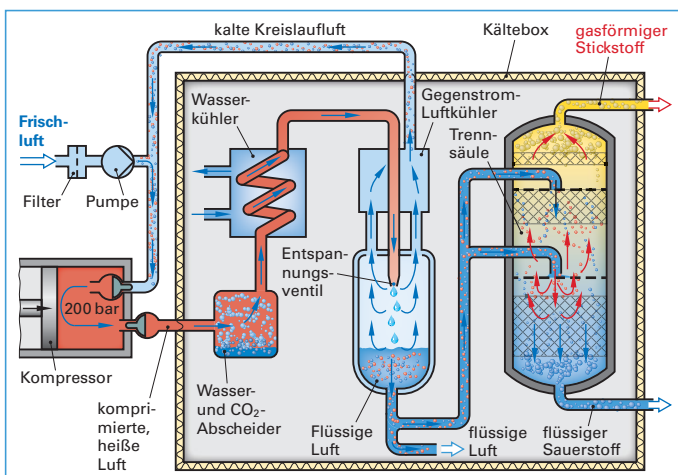


Bild 1: Luftverflüssigung nach Linde (schematisch)



Bild 2: Flüssige Luft

Eigenschaften. Stickstoff ist ein farbloses, geruchloses, reaktionsträges und ungiftiges Gas. Stickstoffgas tritt nur molekular als N_2 auf (Valenzstrichformel $N \equiv N$).

Verwendung. Stickstoff wird wegen seiner Reaktionsträgheit bei vielen Anwendungen als Schutzgas (Inertgas) verwendet, z. B. bei chemischen Reaktionen, bei denen eine Reaktion mit Luftsauerstoff störend ist oder beim Schutzgasschweißen oder zum Füllen von Flugzeugreifen.

Stickstoff kommt in grau gestrichenen Druckgasflaschen in den Handel (**Bild 1**).



Bild 1: Stickstoff-Druckgasflaschen

2.5.2 Stickstoffverbindungen

Es gibt eine Vielzahl von Stickstoffverbindungen. Die wichtigsten sind:

NH_3
Ammoniak

HNO_3
Salpetersäure

Nitrate
z. B. KNO_3

N_2O , NO , N_2O_3 ,
 NO_2 , N_2O_5
Stickstoffoxide

■ Ammoniak NH_3

Ammoniak ist ein farbloses, stark stechend riechendes, giftiges Gas, das die Augen und die Haut verätzt und erstickend wirkt. Es löst sich in Wasser und ist brennbar.

Seine Normdichte beträgt $\rho_n = 0,771 \text{ g/dm}^3$; es ist wesentlich leichter als Luft ($\rho_{\text{Luft}} = 1,29 \text{ g/dm}^3$).

Sein Siedepunkt liegt bei $-33,4^\circ\text{C}$.

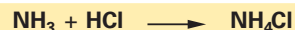
Es lässt sich deshalb leicht verflüssigen. Bereits bei einem Druck von 10 bar ist es bei Zimmertemperatur flüssig.

Die N-H - Bindungen im Ammoniakmolekül sind polare Atombindungen (Seite 71). Das NH_3 -Molekül ist ein Dipol mit tetraedischer Anordnung (**Bild 2**). Die Polarität ist so stark, dass zwischen den NH_3 -Molekülen Wasserstoffbrückenbindungen vorliegen (Seite 72). Sie sind die Ursache für die leichte Verflüssigbarkeit des Ammoniakgases.

Ammoniak ist sehr gut in Wasser löslich. Es entsteht eine alkalisch reagierende Lösung, die Ammoniumionen NH_4^+ enthält:



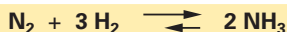
Man nennt die Lösung **Ammoniakwasser** oder **Salmiakgeist**. Sie wird als Reinigungsmittel verwendet. Stellt man je ein Schälchen mit konzentrierter Ammoniaklösung und konzentrierter Salzsäure im Abzug nebeneinander und fächelt die aus ihnen aufsteigenden Gase zueinander, so entsteht ein weißer Rauch aus NH_4Cl -Kristallen:



Diese Reaktion wird als einfache **Nachweisreaktion für Ammoniak** bzw. Salzsäure verwendet.

Ammoniak ist die wichtigste Stickstoffverbindung. Fast alle anderen Stickstoffverbindungen werden auf der Basis von NH_3 hergestellt. Ammoniak wird deshalb großtechnisch produziert (**Bild 3**).

Die Darstellung erfolgt aus den Elementen Stickstoff und Wasserstoff:

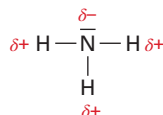


Sie werden in Kompressoren auf 300 bar verdichtet und strömen in einen 450°C heißen Synthesereaktor, der gasdurchlässige Schüttungen eines Eisen-Mischkatalysators enthält. Bei diesen Bedingungen bildet sich Ammoniak, dessen Volumenanteil gemäß dem chemischen Gleichgewicht etwa 20 % beträgt. Es wird in einem Kühler verflüssigt und in einen Drucktank geleitet. Der nicht reagierte Anteil der Gase N_2 und H_2 wird als Kreislaufgas in den Reaktor zurückgeführt. Näheres auf Seite 146.

Gefahrstoffkennzeichnung von Ammoniak



Strukturformel



Kalottenmodell



Bild 2: Ammoniakmolekül

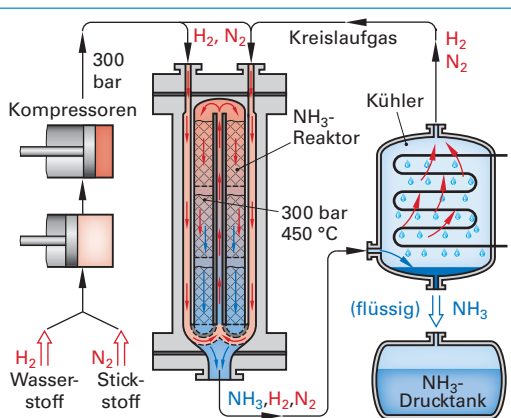


Bild 3: Ammoniaksynthese nach dem Haber-Bosch-Verfahren (schematisch)

■ Salpetersäure HNO_3

Reine, 100%-ige Salpetersäure ist eine farblose Flüssigkeit mit einem Siedepunkt von $84,1^\circ\text{C}$. Meist ist sie durch gelöstes Stickstoffdioxidgas NO_2 aber gelb bis rotbraun. Sie bildet an der Luft einen rotbraunen Nebel und heißt deshalb rauchende Salpetersäure.

Salpetersäure ist eine starke Säure. Viele Metalle, wie Kupfer, Zink und Silber werden von ihr aufgelöst. Nur Gold und Platin werden nicht gelöst, sodass man Salpetersäure zum Trennen von Silber und Gold verwendet. Sie wird daher auch als *Scheidewasser* bezeichnet.

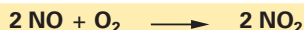
Salpetersäure gibt leicht Sauerstoff ab und ist deshalb ein sehr starkes Oxidationsmittel. Sie oxidiert viele organische Substanzen, wie z. B. Holz oder Stroh. Die Reaktion ist so heftig, dass die Stoffe in Brand geraten (**Bild 1**). Dabei entstehen braune Dämpfe aus NO_2 , die sehr giftig sind. Auf der Haut verursacht verdünnte Salpetersäure gelbe Flecken (Seite 277). Konzentrierte Salpetersäure wirkt ätzend. In Kleidung frisst sie Löcher. Beim Umgang mit Salpetersäure sind Schutzbrille und Schutzkleidung zu tragen. Die Arbeit muss im Abzug ausgeführt werden. Salpetersäure ist eine der wichtigsten Grundchemikalien. Haupteinsatzgebiet ist die Düngemittelherstellung (Seite 155).

Die großtechnische Produktion der Salpetersäure erfolgt durch katalytische Oxidation von Ammoniak nach dem **Ostwald-Verfahren** (**Bild 2**):

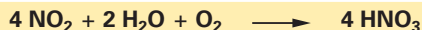
Ein Ammoniak/Luft-Gemisch wird in einem Reaktor über heiße Platindrähnetze (Katalysator) geleitet. Es entsteht zunächst NO :



Nach dem Abschrecken in einem Kühler reagiert es weiter zu NO_2 :



Durch Absorbieren des NO_2 -Gases in Wasser erhält man mit Sauerstoff O_2 in einer Absorptionskolonne die Salpetersäure:



Näheres zum Ostwald-Verfahren auf Seite 152.

Nitrate sind die Salze der Salpetersäure. Sie sind alle leicht wasserlöslich. Wie die Salpetersäure, sind die Nitrate Oxidationsmittel. Da die Oxidationen sehr heftig ablaufen können, ist beim Umgang mit Nitraten Vorsicht geboten. Sie dürfen keiner Reibung, Druck, Schlag oder Erwärmung ausgesetzt werden. Wichtige Nitrate sind z. B. Ammoniumnitrat NH_4NO_3 und Kaliumnitrat KNO_3 , die als Düngemittel Verwendung finden (Seite 155).

■ Stickstoffoxide

Es gibt mehrere Stickstoffoxide: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 und N_2O_5 .

Der Stickstoff liegt in den verschiedenen Gasen jeweils in unterschiedlichen Oxidationsstufen vor. Die Stickstoffoxide werden häufig mit dem Sammelnamen **nitrose Gase** oder **Stickoxide** NO_x bezeichnet.

Eine eigene, technische Bedeutung hat nur **Distickstoffoxid** N_2O erlangt. Es ist ein farbloses, süßlich riechendes ungiftiges Gas, das beim Menschen rauschartige Zustände hervorruft. Ein $\text{N}_2\text{O}/\text{O}_2$ -Gasgemisch wird in der Medizin unter dem Namen **Lachgas** als Narkosegas verwendet.

Stickstoffoxid NO und Stickstoffdioxid NO_2 sind giftige Gase. Sie sind Zwischenprodukte bei der Salpetersäureherstellung (siehe oben). N_2O_3 und N_2O_5 haben keine technische Bedeutung erlangt.

Stickstoffoxide entstehen bei Hochtemperatur-Verbrennungsprozessen, z. B. in Fahrzeugmotoren oder Feuerungsanlagen. Bei ungünstiger Witterung (Inversionswetterlage) kann es zur gefährlichen Ansammlung, der zum Teil giftigen nitrosen Gase sowie anderer Schadstoffe in der Luft kommen. Man nennt diese, als gelblich-braune Dunstglocke über Millionenstädten sich sammelnde Abluft, **Smog** (**Bild 2**, Seite 27).

Gefahrstoffkennzeichnung Salpetersäure



Bild 1: Reaktion von konzentrierter Salpetersäure mit Holzkohle

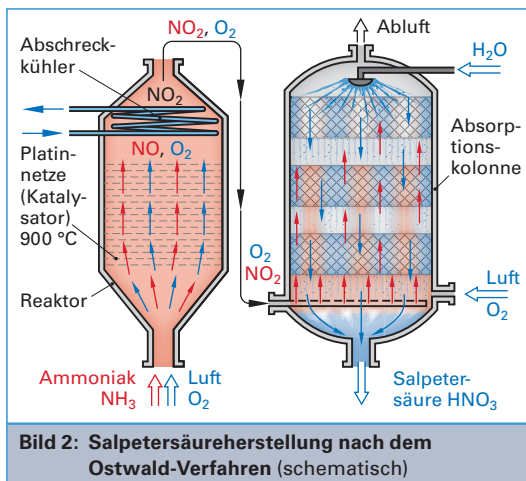


Bild 2: Salpetersäureherstellung nach dem Ostwald-Verfahren (schematisch)

3.4 Chemie und Technologie des Wassers

3.4.1 Natürliche Wasserarten und ihre Inhaltsstoffe

In der Natur kommen verschiedene Wasserarten vor. Sie sind die einzelnen Glieder des Wasserkreislaufes der Natur (**Bild 1**).

Bei den natürlichen Wasserarten handelt es sich nicht um chemisch reines Wasser H_2O . Sie enthalten neben dem Wasser eine Reihe von Inhaltsstoffen.

Regenwasser ist in industriefreien Gebieten unter den natürlichen Wässern das reinste. Es enthält einen geringen Anteil an gelösten Salzionen, die beim Verdunsten aus dem Meerwasser mitgerissen wurden, sowie aus der Luft gelöste Gase (CO_2 , O_2 , N_2) und Staubpartikel. In industrialisierten Gebieten ist das Regenwasser durch die Industrieabluft, insbesondere durch Schwefeldioxid SO_2 verschmutzt und enthält dadurch schweflige Säure ($2 \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_3^{2-}$). Dieser sogenannte **saure Regen**

ist für die Natur (Schädigung der Bäume), für die Baustoffe von Gebäuden (Steinfaß) und die Werkstoffe z. B. von Brücken, Geländern und Pkw (Korrosion) äußerst schädlich.

Grundwasser ist der versickerte Regen, der sich im Boden in wasserdurchlässigen Schichten sammelt. Es enthält einen Teil der Verunreinigungen des Regenwassers und zusätzlich mitgeschwemmte Stoffe aus der Humusschicht sowie bei der Bodenpassage aus dem Boden gelöste Minerale (**Tabelle**).

Die suspendierten und kolloiden Stoffe (feinverteilte Schwebestoffe) werden vom Regenwasser aus der Humusschicht und bei der Passage durch den Erdboden mitgeschwemmt. Die ebenfalls eingeschwemmten Algen, Bakterien und Viren sterben bei langer Untergrundpassage ab. Von den molekular gelösten Stoffen stammen die gelösten Gase CO_2 , O_2 und N_2 aus dem Regenwasser. Kieselsäure und Huminstoffe sind aus dem Boden eingeschwemmt. Die enthaltenen Kationen und Anionen sind durch die Einstellung des natürlichen chemischen Gleichgewichts aus den Bodenmineralien gelöst worden. Die am häufigsten vorliegenden Kationen sind die Calcium (Ca^{2+})-, Magnesium (Mg^{2+})-, Natrium (Na^+)-, Kalium (K^+)-, Eisen (Fe^{2+})- und Mangan (Mn^{2+})-Ionen. Die häufigsten Anionen sind die Hydrogencarbonat (HCO_3^-)-, Chlorid (Cl^-)-, Sulfat (SO_4^{2-})- und Nitrat (NO_3^-)-Ionen.

Die aus den Bodenmineralien stammenden Kationen- und Anionengehalte sind gesundheitlich unbedenklich. Durch Überdüngung der Ackerböden mit Nitratdüngern (NO_3^-) sowie durch den sauren Regen ($2 \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_3^{2-}$) können gesundheitlich bedenkliche Ionenmengen in das Grundwasser gelangen.

Quellwasser ist an die Erdoberfläche austretendes Grundwasser.

Fluss- und Seewasser entstehen aus Grundwasser sowie aus Oberflächenwasser. Reines Fluss- und Seewasser enthält gelöste Bodenminerale und Bestandteile der Humusschicht (siehe Tabelle) sowie natürliche Verunreinigungen wie erdige Sedimente (Ton, Sand) und Mikroorganismen (Algen, Bakterien, Viren). Das Fluss- und Seewasser in industrialisierten Ländern ist zum Teil durch Industrie- und Haushaltsabwässer stark verschmutzt.

Meerwasser enthält rund 3,5 % gelöste Inhaltsstoffe, die zum überwiegenden Teil aus Natrium (Na^+)-, Magnesium (Mg^{2+})- und Chlorid (Cl^-)-Ionen bestehen. Außerdem enthält es biologische Bestandteile wie Algen, Plankton usw. Der Salzgehalt des Meerwassers (Na^+ , Mg^{2+} , Cl^-) stammt aus ausgeschwemmten Salzlagerstätten. Das küstennahe Meerwasser ist zusätzlich durch Abwasser verschmutzt.

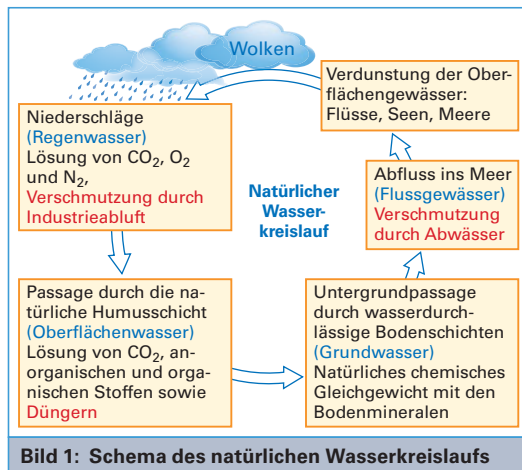


Bild 1: Schema des natürlichen Wasserkreislaufs

Tabelle: Inhaltsstoffe in Grundwasser und Oberflächenwasser

Suspendierte und kolloide Stoffe (Schwebestoffe)	Molekular gelöste Stoffe		
	Nichtelektrolyte	Kationen	Anionen
Tone, Sande, Silikate, Humusstoffe, Algen, Bakterien, Viren	Kieselsäure ($\text{SiO}_2 \cdot n \text{H}_2\text{O}$), CO_2 , O_2 , N_2 , Huminstoffe	Ca^{2+} , Mg^{2+} , K^+ , Fe^{2+} , Mn^{2+} , Na^+	HCO_3^- , CO_3^{2-} , Cl^- , NO_3^- , SO_4^{2-} , HPO_4^{2-}

3.4.2 Trinkwassergewinnung

Trinkwasser wird meistens aus Quellwasser und Grundwasser, aber auch aus Stauseewasser, Seewasser (z. B. aus dem Bodensee) und aus Uferfiltrat von Flüssen aufbereitet. Diese so genannten *Rohwässer*, enthalten Begleitstoffe und Verunreinigungen verschiedener Art (Tabelle, Seite 170).

Zur Trinkwassergewinnung muss das Rohwasser einen mehrstufigen Aufbereitungsprozess durchlaufen. Er besteht aus drei Aufgabenbereichen, die mit den entsprechenden Verfahren gelöst werden:

Entfernung von Verunreinigungen		Entfernung von Keimen, Geruch, Geschmack	Stabilisierung des fertigen Trinkwassers
Schwebestoffe	Gelöste Stoffe		
Sand, Ton, Metallhydroxide, Mikroorganismen	Eisen, Mangan, Härtebildner (im Übermaß) Geschmacksstoffe	Bakterien, Viren, Organische Stoffe	Dient dem Verhindern von Korrosion, Ablagerung und Keimbildung im Verteilungssystem
Absetzen, Filtrieren, Ausflocken, Ausfällen, Oxidieren	Ausflocken, Ausfällen, Adsorbieren, Ionenaustauschen	Chlorieren, Ozonieren, Adsorbieren	Entgasen (von CO ₂), pH-Wert einstellen, Chlorieren, Ozonieren

Der Aufbereitungsprozess richtet sich nach der Qualität des zur Verfügung stehenden Rohwassers. Deshalb werden in einem Wasserwerk nicht alle Verfahren eingesetzt, sondern nur die, die zur Erzeugung der Trinkwasserqualität aus dem vorliegenden Rohwasser erforderlich sind.

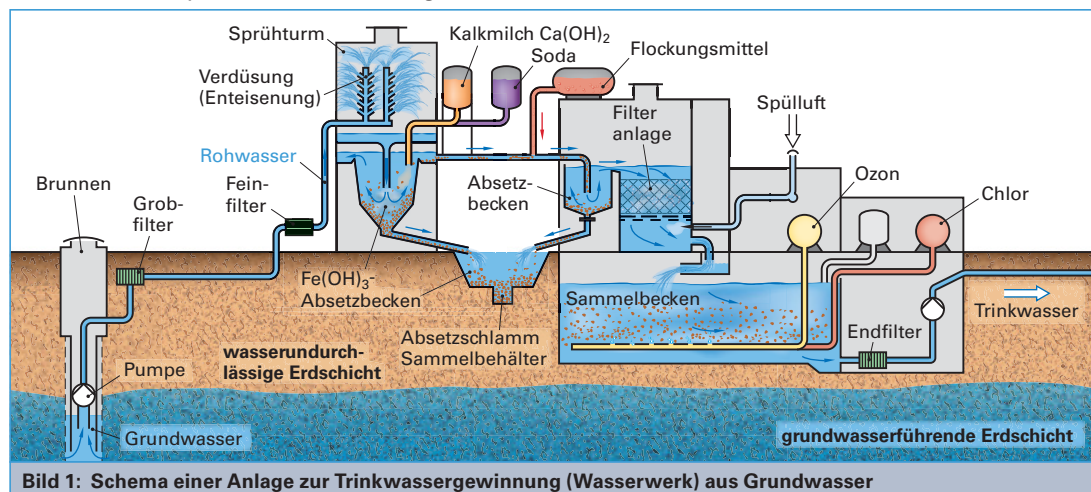
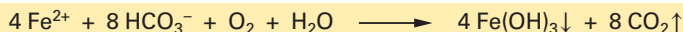


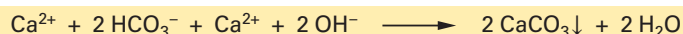
Bild 1: Schema einer Anlage zur Trinkwassergewinnung (Wasserwerk) aus Grundwasser

In dem in **Bild 1** gezeigten **Wasserwerk** durchläuft das hoch gepumpte Rohwasser zunächst einen Grob- und einen Feinfilter, in dem Schwebestoffe abgetrennt werden.

In einem ersten Aufbereitungsschritt wird das Wasser enteisen, da sich bei Kontakt mit dem meist eisenhaltigen Rohwasser mit Luftsauerstoff unlösliches, gelbbraunes Eisen(III)hydroxid bildet, das dem Wasser eine unansehnliche Braunfärbung gibt. Dazu wird das Rohwasser in einem Sprühturm verdüst, sodass die Fe²⁺-Ionen als Eisen(III)hydroxid Fe(OH)₃ ausfallen:



Enthält das Wasser eine zu große Carbonathärte (Ca²⁺- und Mg²⁺-Ionen), so wird es teilentcarbonisiert. Dazu wird z. B. Kalkmilch Ca(OH)₂ dem Wasser zugegeben. Die Ca²⁺-Ionen fallen als CaCO₃ aus:



Durch Zugabe von Flockungsmitteln (Eisen(III)chlorid) wird das fein verteilt ausfallende Fe(OH)₃ und CaCO₃ zu größeren Partikeln zusammengelagert und scheidet sich am Boden eines Absetzbeckens ab. Das Wasser strömt dann durch eine Filteranlage und gelangt schließlich in ein Sammelbecken.

Hier wird Ozon und/oder Chlor in das Wasser eingepert. Dadurch werden die im Wasser noch vorhandenen Keime abgetötet. Eine geringe Überchlorung sorgt für Keimfreiheit in den Wasserleitungen.

Das dann vorliegende **Trinkwasser** enthält noch die für den Geschmack des Wassers und die menschliche Ernährung erforderlichen Bodenmineral-Ionen in geeigneter Menge (Tabelle, Seite 170).

3.4.3 Wasserhärte

Von den gelösten Inhaltsstoffen im Wasser haben besonders die Kationen der Erdalkalimetalle Calcium (Ca^{2+}) und Magnesium (Mg^{2+}) unangenehme Wirkungen. Sie führen bei Erwärmung des Wassers zu Kalkablagerungen und bilden beim Waschen mit Seifen unlösliche Salze, die die Waschwirkung vermindern.

Trinkwasser und industriell verwendetes Brauchwasser wird deshalb mit einer Maßzahl für den Gehalt an Erdalkalitionen, der sogenannten **Gesamtwasserhärte GH**, charakterisiert (Bild 1).

Die Gesamthärte GH eines Wassers ist die Summe der Stoffmengenkonzentration der Erdalkali-Ionen im Wasser.

$$\text{GH} = c(\text{Ca}^{2+}) + c(\text{Mg}^{2+})$$

Wegen ihrer unterschiedlichen Wirkung unterteilt man die Gesamtwasserhärte in die **Carbonathärte CH**, auch *vorübergehende* oder *temporäre Härte* genannt, und die **Nichtcarbonathärte NCH**, auch als *bleibende* oder *permanente Härte* bezeichnet.

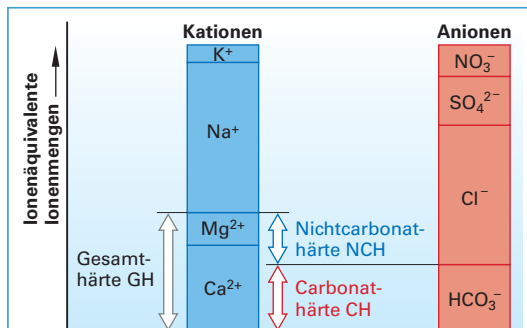


Bild 1: Die Wasserhärten, dargestellt am Beispiel der Ionenmengen eines Wassers

Die Carbonathärte **CH** gibt den Anteil der Erdalkali-Ionen an, der den vorhandenen Hydrogencarbonat-Ionen $c(\text{HCO}_3^-)$ äquivalent ist (Bild 1).

$$\text{CH} = \frac{c(\text{HCO}_3^-)}{2}$$

Der Name *temporäre Härte* hierfür rührt daher, dass sich dieser äquivalente Anteil der Erdalkalitionen, insbesondere die Ca^{2+} -Ionen, durch Kochen des Wassers mit den HCO_3^- -Ionen zu wasserunlöslichem Calciumcarbonat CaCO_3 umsetzen kann und sich als so genannter **Kesselstein** abscheidet:



Die Nichtcarbonathärte NCH ist der Anteil der Erdalkalitionen, der über der HCO_3^- äquivalenten Erdalkalitionenkonzentration liegt (Bild 1).

Sie kann durch Differenzbildung aus der Gesamthärte GH und der Carbonathärte CH bestimmt werden.

$$\text{Nichtcarbonathärte} = \text{Gesamthärte} - \text{Carbonathärte}$$

$$\text{NCH} = \text{GH} - \text{CH}$$

Dieser Anteil der Erdalkali-Ionen lässt sich **nicht** durch Kochen ausfällen. Deshalb der Name *bleibende* oder *permanente Härte* für die Nichtcarbonathärte.

Ist die Konzentration an HCO_3^- -Ionen größer als die äquivalente Konzentration an Erdalkalitionen, so entspricht die Carbonathärte der Gesamthärte des Wassers.

Einheit der Wasserhärte. Die Wasserhärte wird als Stoffmengenkonzentration c mit der Einheit **Millimol Ca^{2+} pro 1 Liter Wasser** angegeben (Kurzschreibweise **mmol/L**).

Liegt eine Angabe in der Einheit Massenkonzentration β (Einheit: mg/L) vor, so kann sie in eine Stoffmengenkonzentration c (mmol/L) umgerechnet werden:

Früher wurde die Wasserhärte in Grad **Deutscher Härte** ($^\circ\text{dH}$) angegeben. Sie sollte vermieden werden.

Noch vorhandene Angaben in der Einheit $^\circ\text{dH}$ können in die heute gebräuchliche Einheit mmol/L (Ca^{2+}) umgerechnet werden:

Umrechnung:

$$c \text{ (in mmol/L)} = \frac{\beta \text{ (in mg/L)}}{\text{Molare Masse (in mg/mol)}}$$

$$\text{Umrechnung: } 1 \text{ }^\circ\text{dH} = 0,179 \text{ mmol/L (Ca}^{2+}\text{)}$$

Beispiel: Berechnung der Härte eines Wassers aus Analysenwerten

Die Analyse eines Trinkwassers (z. B. Karlsruher Trinkwasser) ergab folgende gelöste Inhaltsstoffe:

Kationen:	100 mg/L Ca^{2+} ,	12 mg/L Mg^{2+} ,	8 mg/L Na^+ ,	2 mg/L K^+
Anionen:	16 mg/L Cl^- ,	60 mg/L SO_4^{2-} ,	280 mg/L HCO_3^- ,	6 mg/L NO_3^-

Mit den molaren Massen $M(\text{Ca}^{2+}) = 40,1 \text{ g/mol}$, $M(\text{Mg}^{2+}) = 24,3 \text{ g/mol}$, $M(\text{HCO}_3^-) = 61,0 \text{ g/mol}$ folgt:

$$c(\text{Ca}^{2+}) = \frac{\beta(\text{Ca}^{2+})}{M(\text{Ca}^{2+})} = \frac{100 \text{ mg/L}}{40,1 \text{ mg/mmol}} = 2,494 \text{ mmol/L}; \quad c(\text{Mg}^{2+}) = \frac{\beta(\text{Mg}^{2+})}{M(\text{Mg}^{2+})} = \frac{12 \text{ mg/L}}{24,3 \text{ mg/mmol}} = 0,494 \text{ mmol/L}$$

Die **Gesamthärte GH** beträgt demnach: $\text{GH} = 2,494 \text{ mmol/L} + 0,494 \text{ mmol/L} = \mathbf{2,988 \text{ mmol/L}}$
(entsprechend $2,988 / 0,179 \approx 16,69 \text{ °dH}$)

Die **Carbonathärte CH** errechnet sich nach der Gleichung:

$$\text{CH} = \frac{c(\text{HCO}_3^-)}{2} = \frac{\beta(\text{HCO}_3^-) / M(\text{HCO}_3^-)}{2} = \frac{280 \text{ mg/L} / 61,0 \text{ mg/mmol}}{2} \approx \mathbf{2,295 \text{ mmol/L}}$$

Die **Nichtcarbonathärte NCH** lässt sich durch Differenzbildung berechnen:

$$\text{NCH} = \text{GH} - \text{CH} = 2,984 \text{ mmol/L} - 2,295 \text{ mmol/L} = \mathbf{0,689 \text{ mmol/L}}$$

Wasserhärtebereiche

Um den Verbraucher nicht mit unverständlichen Zahlenwertangaben zu belasten, wird von den Wasserwerken für den allgemeinen Gebrauch die Härte eines Wassers mit einem Härtebereich bezeichnet (**Tabelle**).

Man definiert drei Härtebereiche, denen man die Bezeichnungen *weich*, *mittel* und *hart* zuordnet.

Die Unterteilung in drei Härtebereiche entspricht den Anforderungen der Praxis, wie sie z. B. zur Dosierung von Waschmitteln erforderlich ist.

Für Trinkwasser ist eine bestimmte Wasserhärte wegen des Wassergeschmacks erwünscht.

Technisch verwendete Wässer dürfen zum Teil keine Erdalkali-Ionen enthalten. Sie müssen enthärtet werden (Seite 174).

Tabelle: Wasserhärtebereiche		
Härtebereich	Gesamthärte GH	
	in mmol/L	in °dH
weich	unter 1,5	unter 8,4
mittel	1,5 – 2,5	8,4 – 14
hart	über 2,5	über 14

3.4.4 Wasser für technische Verwendungen (Betriebswässer)

Neben der Verwendung von Wasser im Haushalt als Trinkwasser gibt es eine Reihe spezieller Verwendungen des Wassers. Diese **Betriebswässer** müssen den Anforderungen der Anwendung oder des jeweiligen Prozesses genügen.

Badewasser für öffentliche Bäder muss Trinkwasserqualität besitzen und es muss insbesondere frei von Keimen und Bakterien sein. Als Badewasser in öffentlichen Bädern wird meist Trinkwasser aus dem öffentlichen Trinkwassernetz entnommen, das zusätzlich durch Chlorieren/Ozonieren und Umwälzung durch Filter gegen die Bildung von Keimen und Krankheitserregern geschützt wird.

Waschwasser für Wäschereien, Färbereien, die Textilindustrie usw. muss frei von Eisen-, Mangan-, Calcium- und Magnesiumionen sein.

Kühlwasser muss, je nach Verwendungszweck, unterschiedliche Qualität besitzen. Kühlwasser, das nur einmal verwendet wird, wird meist nicht besonders aufbereitet, sondern nur von Schwebeteilchen befreit. Es sollte möglichst nicht aggressiv gegenüber den Kühlflächen sein und keine organischen oder anorganischen Ablagerungen bilden. Kühlwasser, das in einem geschlossenen Kühlkreislauf geführt wird, muss Kesselspeisewasser-Qualität besitzen.

Kesselspeisewasser dient in Dampfkraftwerken zur Erzeugung von Wasserdampf und wird in geschlossenen Kühlkreislaufsystemen verwendet. Es darf keine gelösten Erdalkali-Ionen enthalten, die Ablagerungen (z.B. CaCO_3) bilden könnten und sein übriger Salzgehalt sollte möglichst gering sein, um Schaumbildung zu vermeiden. Außerdem müssen gelöste Gase (CO_2 , O_2 , N_2) weitgehend aus dem Wasser entfernt sein, da sie zu verstärkter Korrosion der Apparate und Rohrleitungen führen.

Prozesswasser ist Wasser, das in Chemiebetrieben zur Synthese eines Stoffes eingesetzt wird oder das bei der Herstellung eines Stoffes verbraucht wird. Prozesswasser muss in der Regel enthärtet, entsalzt und entgast sein. Prozesswasser ist z. B. das Wasser, das bei der Synthese von Schwefelsäure ($\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{SO}_4$) in die Verbindung eingebaut wird (Seite 145).

Destilliertes Wasser (aqua dest.) wird durch ein- oder mehrmaliges Verdampfen und Kondensieren (Destillieren) von vorgereinigtem Wasser hergestellt. Da die Herstellung teuer ist, wird es nur für Spezialanwendungen der Chemie, Pharmazie und Medizin verwendet.

Anstelle von destilliertem Wasser kann in den meisten Fällen als Prozesswasser das billigere, im Ionenaustauscher **vollentsalzte Wasser** (aqua dem.) verwendet werden (Seite 175).