



EUROPA-FACHBUCHREIHE
für Chemieberufe

CHEMIE

für Schule und Beruf

Ein Lehr- und Lernbuch von Dr. Eckhard Ignatowitz

5. 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

5. Auflage 2014

Druck 5 4 3

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

ISBN 978-3-8085-7056-2

Alle Rechte vorbehalten.

Das Werk ist urheberrechtlich geschützt.

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

© 2014 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: Medienhaus Plump, 53619 Rheinbreitbach

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 Ionentheorie 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 auszugsweise 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 5. Auflage wurden folgende Inhalte neu aufgenommen bzw. wesentlich ergänzt: Stöchiometrische Berechnungen (Seiten 65 bis 67), Redoxgleichungen (Seiten 76, 77), Protolyse (Seiten 80 bis 82), Edelmoleküle (Seite 138), Meerwasserentsalzung (Seite 175), Lithium-Ionen-Akku, Brennstoffzelle (Seiten 192, 193), nachwachsende Rohstoffe (Seite 252), Arbeitssicherheit (Seiten 295 bis 301), Lernfelder Chemikant (Seiten 302 bis 305), englische Sachwörter (Seiten 306 bis 318).

Inhaltsverzeichnis

	Seite		Seite
Arbeitssicherheit und Unfallverhütung beim Umgang mit Chemikalien	8	Chemiegeräte im Labor und Chemiebetrieb	11
Persönliche Schutzausrüstung	10	Die Bedeutung der Chemie	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: Verbindung/Stoffgemisch ...	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		
1.2.7 Energie bei chemischen Reaktionen	26	1.11 Gehaltsangaben von Mischungen und Lösungen	67
1.3 Die Luft	27	1.12 Chemische Bindungsarten	68
1.3.1 Zusammensetzung, Eigenschaften	27	1.12.1 Verbindungsbestreben und Atombau	68
1.3.2 Sauerstoff	29	1.12.2 Ionenbindung	69
1.3.3 Oxidation, Oxide	30	1.12.3 Atombindung	70
1.3.4 Oxidationsvorgänge in der Technik	31	1.12.4 Polare Atombindung	71
1.3.5 Reduktion, Redoxreaktionen	32	1.12.5 Elektronegativität	71
1.4 Das Wasser	34	1.12.6 Wasserstoffbrückenbindung	72
1.4.1 Vorkommen und Aufbereitung	34	1.12.7 Van der Waals-Bindungskräfte	72
1.4.2 Physikalische Eigenschaften	34	1.12.8 Bindungen in Komplexmolekülen	73
1.4.3 Wasser – Lösemittel und Basis des Lebens	35	1.12.9 Metallbindung	73
1.4.4 Chemische Zusammensetzung	35		
1.4.5 Wasserstoff	36	1.13 Elektronenvorgänge bei chemischen Reaktionen	74
1.5 Säuren, Laugen, Salze	38	1.13.1 Oxidation, Reduktion, Redoxreaktionen ...	74
1.5.1 Säuren	39	1.13.2 Oxidationszahl	75
1.5.2 Laugen	43	1.13.3 Aufstellen von Redoxgleichungen	76
1.5.3 Salze	45		
1.5.4 Benennung der Salze (Nomenklatur)	46	1.14 Ionen: Stoffteilchen mit besonderen Eigenschaften	78
1.6 Gesetzmäßigkeiten bei der Bildung chemischer Verbindungen	48	1.14.1 Elektrische Leitfähigkeit wässriger Lösungen	78
1.6.1 Massengesetze der Verbindungsbildung ..	48	1.14.2 Dissoziation und Hydratation der Salze ...	79
1.6.2 Bindigkeit (Wertigkeit)	49	1.14.3 Elektrische Leitfähigkeit von Salzschnmelzen	79
1.6.3 Aufstellen chemischer Formeln	50	1.15 Protolyse	80
1.6.4 Empirische Formel, Molekülformel, Valenzstrichformel	51	1.15.1 Vorgänge beim Lösen von Chlorwasserstoff in Wasser	80
1.6.5 Volumengesetz reagierender Gase	52	1.15.2 Definition der Säuren und Basen nach Brönsted	80
1.6.6 Satz von Avogadro	53	1.15.3 Lösen von Ammoniak in Wasser	81
1.7 Bau der Atome	54	1.15.4 Der Begriff Säure-Base-Reaktion	81
1.7.1. Moderne Atomvorstellung	54	1.16 pH-Wert	82
1.7.2 Atomkern	55	1.17 Stärke von Säuren	84
1.7.3 Atomhülle	56	1.18 Ionenreaktionen in Lösungen	85
1.7.4 Orbital-Atommodell	57		
1.8 Periodensystem der Elemente (PSE)	58		
1.8.1 Periodensystem (Kurzform)	58		
1.8.2 Atombau und Periodensystem	59		
1.8.3 Vollständiges Periodensystem der Elemente	60		

	Seite		Seite
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, Massen-		1.21.5 Eigenschaften der Feststoffe	100
wirkungsgesetz	91	1.22 Kernprozesse	101
1.20.1 Chemisches Gleichgewicht	91	1.22.1 Eigenschaften radioaktiver Strahlung	101
1.20.2 Massenwirkungsgesetz	93	1.22.2 Messung radioaktiver Strahlung	102
1.21 Physikalisch-chemische Stoffeigen-		1.22.3 Vorgänge bei der Kernspaltung	103
schaften	94		
2 Anorganische Chemie	104		
Übersicht der Rohstoffe und der Chemie	104	2.4.3 Silicium	121
2.1 I. Hauptgruppe:		2.4.4 Siliciumverbindungen	122
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:	
2.1.3 Kalium	109	Stickstoff-Phosphor-Gruppe	124
2.1.4 Kaliumverbindungen	109	2.5.1 Stickstoff	124
2.1.5 Ammonium-Ion	110	2.5.2 Stickstoffverbindungen	125
2.1.6 Ammoniumverbindungen	110	2.5.3 Phosphor	127
2.2 II. Hauptgruppe: Erdalkalimetalle	111	2.5.4 Phosphorverbindungen	128
2.2.1 Beryllium	111	2.6 VI. Hauptgruppe:	
2.2.2 Magnesium	112	Sauerstoff-Schwefel-Gruppe	129
2.2.3 Magnesiumverbindungen	112	2.6.1 Sauerstoff	129
2.2.4 Calcium	113	2.6.2 Ozon	130
2.2.5 Calciumverbindungen	113	2.6.3 Sauerstoffverbindungen	130
2.2.6 Strontium	115	2.6.4 Schwefel	131
2.2.7 Barium und Bariumverbindungen	115	2.6.5 Schwefelverbindungen	133
2.3 III. Hauptgruppe: Bor-Erdmetalle	116	2.7 VII. Hauptgruppe: Halogene	134
2.3.1 Bor und Borverbindungen	116	2.7.1 Fluor	135
2.3.2 Aluminium	117	2.7.2 Chlor	135
2.3.3 Aluminiumverbindungen	117	2.7.3 Brom	136
2.4 IV. Hauptgruppe:		2.7.4 Iod	137
Kohlenstoff-Silicium-Gruppe	118	2.8 VIII. Hauptgruppe: Edelgase	138
2.4.1 Kohlenstoff	118	2.9 Nebengruppenelemente	139
2.4.2 Kohlenstoffverbindungen	119	2.10 Lanthanoiden- und Actinoidenelemente ..	141
3 Anorganische Technologie	142		
3.1 Großtechnische Produktion		3.2.2 Mineraldünger und ihre Herstellung	155
anorganischer Grundchemikalien	143	3.2.3 Düngung und Umwelt	157
3.1.1 Schwefelsäureherstellung nach dem		3.3 Chemie und Technologie	
Doppelkontakt-Verfahren	144	der Metallwerkstoffe	158
3.1.2 Ammoniaksynthese nach dem		3.3.1 Übersicht und Einteilung der Metalle	158
Haber-Bosch-Verfahren	146	3.3.2 Roheisengewinnung	159
3.1.3 Chloralkali-Elektrolyse	148	3.3.3 Stahlerstellung	160
3.1.4 Sodaherstellung nach dem		3.3.4 Wichtige Eisen/Stahl-Werkstoffe	162
Solvay-Verfahren	151	3.3.5 Innerer Aufbau der Metalle	163
3.1.5 Salpetersäureherstellung nach		3.3.6 Der Werkstoff Aluminium	164
dem Ostwald-Verfahren	152	3.3.7 Der Werkstoff Kupfer	166
3.1.6 Salzsäureherstellung	153	3.3.8 Weitere technisch wichtige Metalle	168
3.2 Chemie und Technologie		3.4 Chemie und Technologie des Wassers	170
der Mineraldünger	154	3.4.1 Natürliche Wasserarten und ihre	
3.2.1 Grundlagen der Pflanzenernährung	154	Inhaltsstoffe	170

	Seite		Seite
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 (Autobatterie)	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	217	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	232
5.2.3 Mehrgliedrige Aromaten	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		

	Seite		Seite
6 Organische Technologie	238		
6.1 Übersicht der Stoffe der organischen Chemie	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 Erdölfractionen	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 (Plaste)	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	6.9.3 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 Entgiftung der Abgase von Benzinmotoren	287	8.7.2 Kennzeichnung von Gefahrstoffen	296
8.4.5 Beseitigung der Abgase in Industriebetrieben	287	8.7.3 H- 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 AGW	298
		8.7.6 Betriebsanweisung	299
		8.7.7 Gesundheitsgefährliche und die Umwelt belastende Stoffe	300
Lernfelder für den Ausbildungsberuf Chemikant und Zuordnung der Chemie-Inhalte	302	Sachwortverzeichnis (mit engl. Übersetzung)	306
		Danksagung, Firmenverzeichnis	320

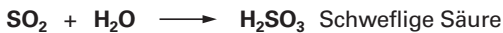
1.5.1 Säuren

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

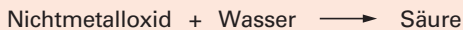
In der Chemie sind die anorganischen Säuren von großer Bedeutung, wie z. B. Salzsäure, Schwefelsäure usw. Sie können nicht auf Geschmack geprüft werden, da sie die Haut verätzen und zum Teil giftig sind. Eine Möglichkeit der Unterteilung der Säuren besteht darin, ob die Säuren Sauerstoffatome enthalten.

■ Bildung von sauerstoffhaltigen Säuren

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



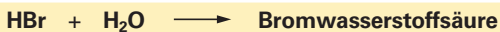
Allgemein kann man formulieren:



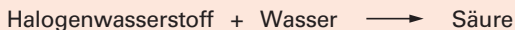
Wie die Reaktionsgleichungen zeigen, kann man die Nichtmetalloxide als „wasserfreie Vorstufe“ der Säuren auffassen. Daher bezeichnet man sie auch als **Säureanhydride**. Beispiel: CO_2 ist das Anhydrid der Kohlensäure H_2CO_3 .

■ 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 .

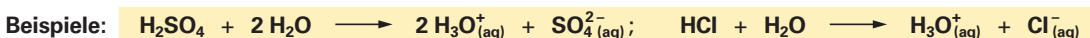
■ Bestandteile der Säuren

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.

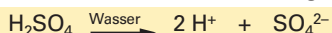
Die Säuren entfalten ihre Säurewirkung erst, wenn sie in Wasser gelöst sind. Das heißt, sie müssen beim Lösen in Wasser eine Veränderung erfahren. Versuche haben gezeigt, dass die Säuremoleküle beim Lösen mit dem Wasser reagieren und dabei elektrisch geladene **Hydroniumionen** H_3O^+ und **Säurerest-Ionen** 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 Hydroniumionen H_3O^+ und negative Säurerest-Ionen.

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



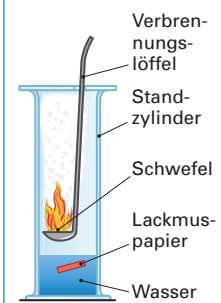
Teilweise verwendet man zur Beschreibung dieser Reaktion eine vereinfachte Kurzschreibweise:



Versuch 1: Bildung von schwefeliger Säure H_2SO_3

Versuchsbeschreibung:

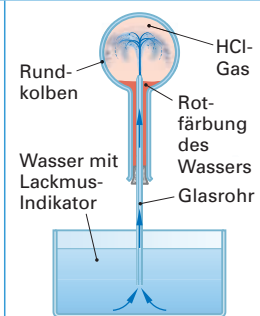
In einem Standzylinder mit etwas Wasser wird Schwefel verbrannt. Es entsteht farbloses SO_2 -Gas, das mit der Luftfeuchtigkeit im Gefäß einen weißen Nebel bildet. Im Laufe der Zeit löst sich das SO_2 -Gas im Wasser auf dem Zylinderboden. Ein vor dem Versuch in das Wasser eingelegter violetter Lackmuspapierstreifen zeigt durch fortschreitende Rotfärbung die Bildung einer Säure an. Es ist **schweflige Säure H_2SO_3** .



Versuch 2: Bildung von Salzsäure HCl

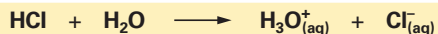
Versuchsbeschreibung:

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 Lötten 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.

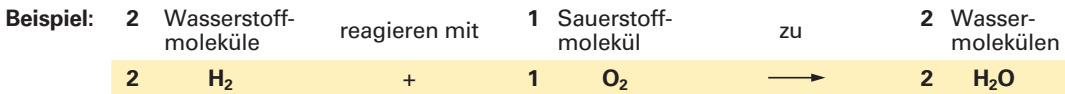


Bild 2: Schwefelsäure, typische Reaktionen

1.9.2 Die Stoffmenge und ihre Einheit: das Mol

■ Stoffmengeneinheit Mol

Eine Reaktionsgleichung gibt an, mit welchen Teilchenzahlen die Stoffe miteinander reagieren:



Bei praktischen chemischen Reaktionen kommen unvorstellbar viele Teilchen miteinander zur Reaktion. Das in der Reaktionsgleichung beschriebene Zahlenverhältnis, hier z. B. 2 : 1, bleibt jedoch immer gleich.

Da die chemischen Reaktionen in festen Teilchenzahlverhältnissen ablaufen, hat man als Einheit für die **Stoffmenge** eine bestimmte Anzahl von Stoffteilchen festgelegt und nennt sie **1 Mol**. Diese Teilchenzahl beträgt $6,02205 \cdot 10^{23}$. Sie wird **Avogadrozahl** genannt.

Die Stoffmenge von $6,02205 \cdot 10^{23}$ Teilchen ist die Stoffmengeneinheit der Chemie und wird 1 Mol genannt. Das Einheitenkurzzeichen von Mol ist mol.

Die Avogadrozahl von $6,02205 \cdot 10^{23}$ Teilchen ergibt sich aus dem Fakt: Bestimmt man die Teilchenzahl der Masse eines Stoffes in Gramm, die dem Zahlenwert seiner Atommasse bzw. Molekülmasse in u entspricht (Tabelle, Seite 62) so erhält man für alle Stoffe immer die gleiche Teilchenzahl: $6,02205 \cdot 10^{23}$.

Beispiel: 12,0107 g Kohlenstoff enthalten $6,02205 \cdot 10^{23}$ Kohlenstoffatome ($\cong 1$ Mol)
 20,9898 g Natrium enthalten $6,02205 \cdot 10^{23}$ Natriumatome ($\cong 1$ Mol) usw.

1.9.3 Molare Masse

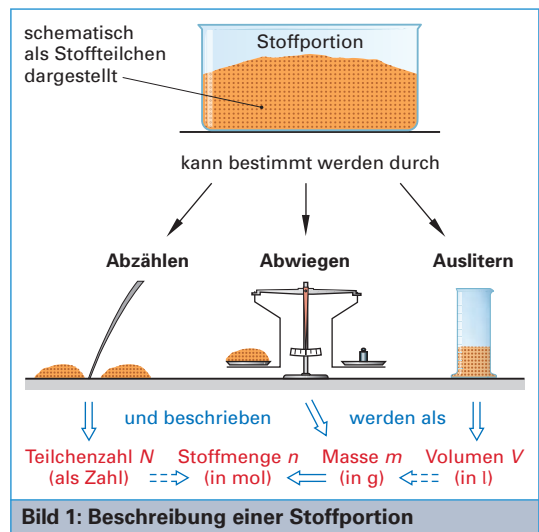
Die Zahl von $6,02205 \cdot 10^{23}$ Teilchen (ausgeschrieben 602 205 000 000 000 000 000 000), die ein Mol eines Stoffes darstellt, ist unvorstellbar groß und praktisch nicht abzählbar. Damit ist klar, dass die Stoffmenge zwar als Teilchenmenge N definiert ist, praktisch aber nicht durch **Zählen**, sondern durch **Wiegen** bestimmt werden muss (**Bild 1**).

Die durch das Wiegen erhaltene Massenangabe m (in g) kann dann in eine Stoffmengenangabe n (in mol) umgerechnet werden.

Der Zusammenhang zwischen Stoffmenge n (in mol) und Masse m (in g) ist gegeben durch die nebenstehende Definitionsgleichung:

$$m = M \cdot n$$

Der Proportionalitätsfaktor **M** heißt **molare Masse** und hat die Einheit g/mol. Die molare Masse M hat für jeden Stoff einen bestimmten konstanten Wert. Löst man die obige Definitionsgleichung nach M auf, so erhält man $M = m / n$. Danach gilt:



Die molare Masse M ist die Masse, die ein Mol eines Stoffes besitzt.

Für die rechnerische Bestimmung der molaren Masse greift man auf die Atommassen zurück:

Die molare Masse M eines Elements entspricht dem Zahlenwert der Atommasse mit der Einheit g/mol.

Die Atommassen der Elemente: siehe Tabelle, Seite 62 und Periodensystem der Elemente, Seite 60, 61.

Beispiele: Kohlenstoff hat die Atommasse 12,0107 u. Seine molare Masse ist $M(\text{C}) = 12,0107$ g/mol. Natrium hat die Atommasse 22,9898 u. Die molare Masse von Natrium ist $M(\text{Na}) = 22,9898$ g/mol.

Die molare Masse von chemischen Verbindungen ist die Summe der molaren Massen der Elemente, die in der Verbindung enthalten sind.

Beispiele: Kohlenstoffdioxid mit der chemischen Formel CO_2 hat die molare Masse:

$$M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2 \cdot M(\text{O}) = 12,0107 \text{ g/mol} + 2 \cdot 15,9994 \text{ g/mol} = 44,0095 \text{ g/mol}$$

Wasserstoff (H_2) hat die molare Masse: $M(\text{H}_2) = 2 \cdot M(\text{H}) = 2 \cdot 1,00794 \text{ g/mol} = 2,01588 \text{ g/mol}$

1.9.4 Molares Volumen

Gas-Stoffportionen werden am einfachsten durch Auslitern bestimmt (Bild 1, Seite 63). Die Quantitätsangabe von Gas-Stoffportionen erfolgt deshalb am vorteilhaftesten durch eine Volumenangabe.

Der Zusammenhang zwischen dem Volumen V (in l) einer Gasportion und der Stoffmenge n (in mol) ist gegeben durch die Definitionsgleichung:

$$V = V_m \cdot n$$

Der Proportionalitätsfaktor V_m heißt **molares Volumen** und hat die Einheit l/mol.

Das *molare Volumen* ist ein *stoffmengenbezogenes Volumen* und entspricht dem Volumen, das 1 mol eines gasförmigen Stoffes einnimmt.

Misst man das Volumen verschiedener Gase, so stellt man fest, dass 1 mol der verschiedenen Gase bei gleichem Druck und gleicher Temperatur immer dasselbe Volumen einnehmen.

Das molare Volumen V_m ist bei gleichem Druck und gleicher Temperatur für alle Gase gleich groß. Es beträgt bei Normbedingungen $V_{m,n} = 22,41$ l/mol.

Die Normbedingungen sind: Normtemperatur 0 °C, Normdruck 1,013 bar.

Da das Volumen von Gasen von der Temperatur und dem Druck abhängig ist, gilt dieser Wert des molaren Volumens $V_{m,n} = 22,41$ l/mol nur für die Normbedingungen (NB): $\vartheta_n = 0$ °C, $p_n = 1,013$ bar.

Mit dem molaren Normvolumen ($V_{m,n} = 22,41$ l/mol) können Massenangaben von Gasportionen in Gas-Volumen umgerechnet werden. Dazu muss die Massenangabe zuerst mit der Beziehung $n = m/M$ in eine Stoffmenge umgerechnet werden.

Beispielaufgabe: Welches Volumen nehmen 192,0 g Methan (CH_4) bei Normbedingungen ein?

Lösung: Die molare Masse von Methan ist: $M(\text{CH}_4) = 12,0107 \text{ g/mol} + 4 \cdot 1,00794 \text{ g/mol} = 16,04246 \text{ g/mol}$

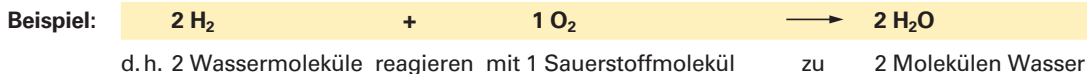
Die Stoffmenge des Methans beträgt damit $n = \frac{m}{M} = \frac{192,0 \text{ g}}{16,04246 \text{ g/mol}} \approx 11,97 \text{ mol}$

Das Volumen kann dann mit Hilfe der

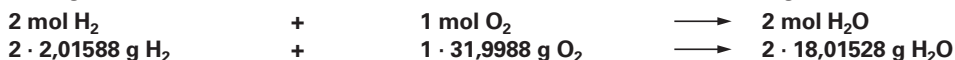
Definitionsgleichung errechnet werden: $V = V_{m,n} \cdot n = 22,41 \text{ l/mol} \cdot 11,97 \text{ mol} = 268,2477 \text{ l} \approx 268,2 \text{ l}$

1.9.5 Die erweiterte Aussage der chemischen Gleichung

Die chemische Reaktionsgleichung gibt das Zahlenverhältnis der reagierenden Atome bzw. Moleküle an.



Da 1 Mol eines Stoffes immer die gleiche Anzahl von Teilchen enthält ($6,02205 \cdot 10^{23}$), ist die Gleichung ebenfalls stimmig, wenn für ein Molekül 1 mol ($\hat{=}$ der molaren Masse M) des Stoffes gesetzt wird:



Das Zahlenbeispiel zeigt, dass mit Hilfe der chemischen Gleichung und der molaren Massen auch eine Aussage über die an der Reaktion beteiligten Massen gemacht werden kann.

Prüfen Sie Ihr Wissen

- 1 Was versteht man unter der Atommasse?
- 2 Wie berechnet man die Molekülmasse einer Verbindung aus den Atommassen?
- 3 Was versteht man unter der Avogadrozahl?

Wenden Sie Ihr Wissen an

- 1 Welche Masse haben 3,25 mol Wasser?
- 2 Wie groß ist die molare Masse von Kochsalz?
- 3 Wie viel mol sind 36,0306 g Wasser?
- 4 Wie viel Moleküle enthalten 0,10 mol H_2SO_4 ?
- 5 Welche Stoffmenge entspricht 7,22 kg NaNO_3 ?

- 4 Wie groß ist die Avogadrozahl?
- 5 Mit welcher Formel berechnet man die Stoffmenge n aus einer Massenangabe?
- 6 Welchen Zahlenwert hat das molare Volumen der Gase bei Normbedingungen?
- 6 Welches Volumen hat eine Gasportion von 2,85 mol SO_2 bei Normbedingungen?
- 7 Wie viel Mol bzw. Gramm entsprechen 50,47 Liter Kohlenstoffdioxid bei Normbedingungen?
- 8 4 mol Fe reagieren mit 3 mol O_2 zu 2 mol Fe_2O_3 . Wie viel Gramm Fe_2O_3 entstehen bei der Reaktion?

1.12.2 Ionenbindung

Die Bildung einer Ionenbindung wird am Beispiel der Reaktion von Natrium (Na) und Chlor (Cl_2) zu Kochsalz (NaCl) erläutert. Dazu zeichnet man das *Bohrsche Atommodell* der Stoffe auf (**Bild 1**).

Das Natrium hat auf der 3. Schale nur 1 Elektron, Chlor hat dort 7 Elektronen. Durch die Abgabe des einen Natriumelektrons an das Chlor, erlangt sowohl das Natriumatom als auch das Chloratom einen stabilen Elektronenzustand: Natrium hat nur noch 2 Schalen, die jedoch komplett gefüllt sind, beim Chlor wird die 3. Schale zu einer stabilen Achterschale aufgefüllt.

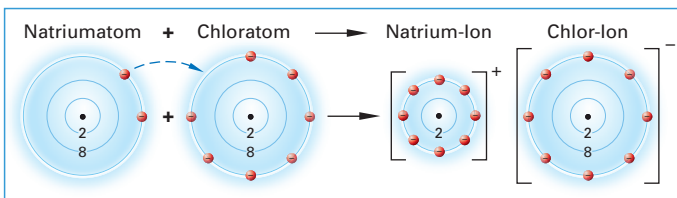
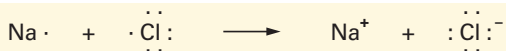


Bild 1: Bildung einer Ionenbindung im Bohrschen Atommodell

Die entstandenen Teilchen sind elektrisch geladene Teilchen, man nennt sie **Ionen**. Das *Natrium-Ion* hat ein Elektron zu wenig, es ist einmal positiv geladen (+). Das *Chlor-Ion* hat ein Elektron zu viel, es ist einmal negativ geladen (-). Positiv geladene Ionen nennt man **Kationen**, negativ geladene Ionen **Anionen**.

Stoffteilchen, die elektrisch geladen sind, heißen Ionen. Kationen sind elektrisch positiv geladen, Anionen sind elektrisch negativ geladen.

In *Kurzschreibweise* stellt man nur die Außenelektronen dar:



Aus der Physik ist bekannt, dass sich elektrisch entgegengesetzt geladene Teilchen anziehen, während sich elektrisch gleich geladene Teilchen abstoßen. Zwischen den entgegengesetzt geladenen Natrium-Ionen und Chlor-Ionen herrscht deshalb eine elektrische Anziehungskraft, die die Ionen zu Verbänden zusammenlagert.

Die Ionenbindung entsteht durch die elektrostatischen Anziehungskräfte zwischen den Kationen und Anionen eines Stoffes.

Da die Anziehungskraft nicht nur nach einer Seite, sondern ringsum wirkt, lagern sich um ein *Natrium-Ion* soviel *Chlor-Ionen* an, wie dort Platz haben. Die *Chlor-Ionen* ihrerseits lagern *Natrium-Ionen* um sich an (**Bild 1**). Auf diese Weise entsteht ein Ionenverband mit regelmäßigem Aufbau. Man nennt ihn **Kristall**.

Natriumchlorid z.B. bildet einen kubusförmigen (würfelförmigen) Kristall. Andere Verbindungen haben andere Kristallformen (Seite 100).

Zur vereinfachten Darstellung eines Kristalls zeichnet man nur die Ionenmittelpunkte (**Bild 3**). Diese Darstellung heißt **Gittermodell** des Kristalls, oder Kristallgittermodell.

Makroskopisch erkennbar ist der kristalline Aufbau der Stoffe zum Teil mit bloßem Auge, aber besser unter dem Mikroskop (**Bild 4**).

Ionenbindung haben Salze und salzartige Stoffe. Die Ionenbindung bewirkt ihre typischen **Eigenschaften**:

- Es sind Stoffe mit hohem Schmelz- und Siedepunkt.
- Sie sind meist hart und spröde.
- Als Schmelze oder als Lösung leiten sie den elektrischen Strom.

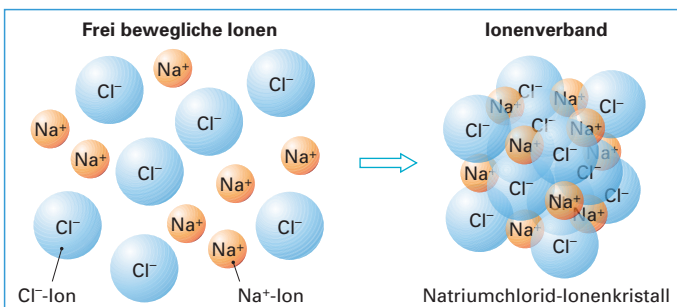


Bild 2: Bildung eines Kristalls aus Na^+ -Ionen und Cl^- -Ionen.

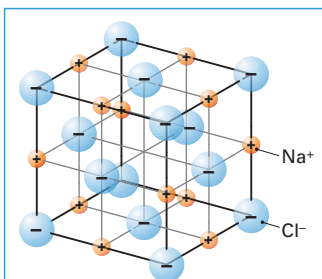


Bild 3: Kristallgittermodell



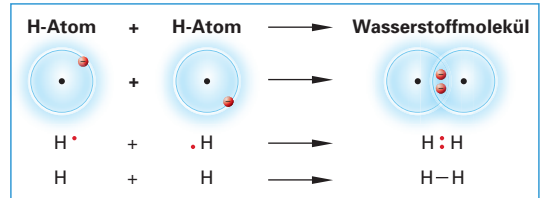
Bild 4: Salzkrystalle

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 →
Statt durch 2 Punkte deutet man ein gemeinsames Elektronenpaar durch einen Strich an. →

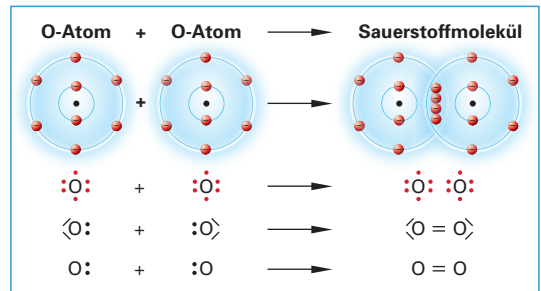


Wasserstoff erreicht die Edelgasschale dadurch, indem die Atome so zusammenrücken, dass jedes Atom die gemeinsame Elektronenhülle als zu sich gehörig betrachtet. Die Bindung kommt durch das gemeinsame Elektronenpaar zustande. Deshalb wird die Atombindung auch **Elektronenpaarbindung** genannt.

Die Atombindung beruht auf der verbindenden Wirkung der Bindungselektronenpaare.

Beispiel: Sauerstoff O_2

Bohrsches Atommodell →
In Kurzschreibweise mit Punkten →
In Kurzschreibweise mit Strichen →
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 ersichtlch.

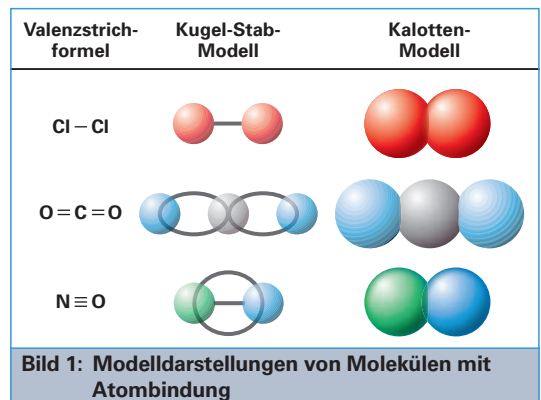


Bild 1: Modelldarstellungen von Molekülen mit Atombindung

1.15 Protolyse

Zur Erinnerung: Völlig wasserfreie Säuren sind elektrisch nichtleitend. Gibt man zu diesen Stoffen Wasser hinzu (es ist ebenfalls praktisch nichtleitend), so erhält man wässrige Lösungen, die elektrisch leitend sind (Versuch 1, Seite 78). Es müssen demnach, beim Auflösen der wasserfreien Säuren in Wasser, strom-transportierende Teilchen, Ionen entstanden sein.

1.15.1 Vorgänge beim Lösen von Chlorwasserstoff in Wasser

Am Beispiel des **Chlorwasserstoffs** HCl sollen die dabei im Teilchenbereich ablaufenden Vorgänge näher betrachtet werden:

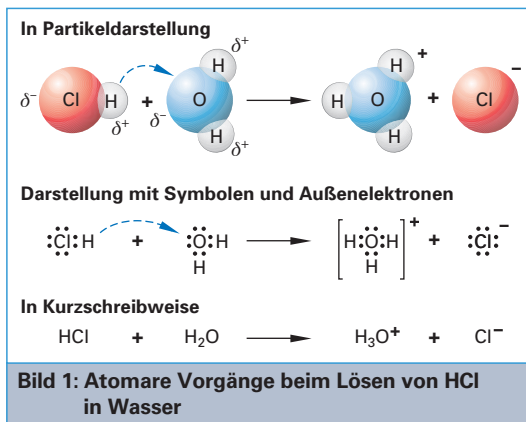
Die Moleküle des Chlorwasserstoffgases HCl und des Wassers H_2O haben polare Atombindungen, d.h. sie bestehen aus Dipolmolekülen (ungleichmäßige Ladungsverteilung, Seite 71).

Treffen zwei Moleküle dieser Stoffe zusammen, so positioniert sich der negative Bereich des Wassermoleküls an den positiven Bereich des Chlorwasserstoffmoleküls an (Bild 1, oberste Zeile, links). Der positive Wasserstoff des Chlorwasserstoffmoleküls wird vom negativen Bereich des Wassermoleküls so stark angezogen, dass er den Elektronenverband des Chlorwasserstoffmoleküls verlässt und sich am Wassermolekül anlagert (rechts).

Es entsteht dadurch ein positiv geladenes Ion H_3O^+ , **Hydroniumion** oder **Oxoniumion** genannt, und ein negativ geladenes **Chlorion** Cl^- .

Bei diesem Vorgang wird ein Wasserstoffion, man nennt es auch **Proton**, da es die Atommasse 1 u und die Ladung +1 hat, vom Chlorwasserstoffmolekül abgegeben und vom Wassermolekül aufgenommen. Es handelt sich um eine Übertragung von Protonen zwischen den Partikeln der Reaktionspartner.

Eine Reaktion, bei der Protonen übertragen werden, nennt man **Protolyse**.



Ein weiteres Beispiel einer Protolyse ist die Reaktion von Schwefelsäure mit Wasser.



Der Verursacher des sauren Charakters in der wässrigen HCl - und H_2SO_4 -Lösung sind die H_3O^+ -Ionen. Sie stehen in den Lösungen als Protonenabgeber (Protonendonatoren) zur Verfügung.

1.15.2 Definition der Säuren und Basen nach Brönsted*

In den beiden oben betrachteten Beispielen werden Protonen vom Säuremolekül abgegeben. Der Chemiker **Brönsted** definierte die Säuren demnach als Stoffe, die Protonen abgeben.

Säuren sind Stoffe, deren Teilchen Wasserstoffionen (Protonen) abgeben.

Man kann Säuren deshalb auch als **Protonenspender** oder als **Protonendonatoren** bezeichnen.

In der traditionellen Chemie sind die Laugen bei der Neutralisation der Gegenpart zu den Säuren. Dort bezeichnet man die festen Metallhydroxide als Basen (Seite 45).

Die moderne Chemie (nach Brönsted) definiert den Basebegriff als Gegenteil des Säurebegriffs:

Basen sind Stoffe, deren Teilchen Protonen aufnehmen.

Man kann Basen deshalb auch als **Protonenaufnehmer** oder als **Protonenakzeptoren** bezeichnen.

Prüft man die Protolysereaktion in Bild 1 auf Protonenaufnahme, so stellt man fest: Beim Lösen von HCl in Wasser nimmt das Wassermolekül ein Proton auf \Rightarrow das Wassermolekül wirkt hier als Base.

Nach der Brönsted-Definition handelt es sich bei den Begriffen *Säure* und *Base* nicht um Stoffklassen, sondern um eine bestimmte Reaktionsart von Stoffen: nämlich, ob ein Stoff Protonen abgibt (Säure) oder ob ein Stoff Protonen aufnimmt (Base).

* Nicolaus Brönsted, dänischer Chemiker (1879 – 1947)

1.15.3 Vorgänge beim Lösen von Ammoniak in Wasser

Die Ammoniakmoleküle NH_3 und die Wassermoleküle H_2O werden jeweils durch eine polare Atombindung zusammengehalten (Seite 71). Treffen zwei Moleküle dieser beiden Stoffe zusammen, so ziehen sich ihre Dipolmoleküle derart an, dass der negative Bereich eines Moleküls am positiven Bereich des anderen Moleküls anliegt (**Bild 1**). Der positive Wasserstoff des Wassermoleküls wird so stark vom negativen Bereich des Ammoniakmoleküls angezogen, dass er das Wassermolekül verlässt und in den Elektronenverband des Ammoniakmoleküls eintritt. Es entsteht ein **Ammoniumion** NH_4^+ und ein **Hydroxidion** OH^- .

Das NH_3 -Teilchen hat ein Proton (vom Wasser) aufgenommen, wirkt also als Base. Das Wasser hat ein Proton abgegeben, wirkt also hier als Säure.

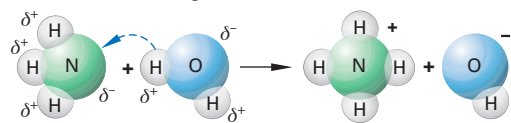
Wie man an den beiden Beispielen (Lösen von HCl in Wasser sowie Lösen von NH_3 in Wasser) sieht, kann das Wassermolekül je nach Reaktionspartner als Säure oder als Base wirken.

Stoffe, die sowohl als Säure und Base wirken können, nennt man **Ampholyte**.

Nach außen hat die wässrige Ammoniaklösung einen basischen Charakter, da das dort vorhandene OH^- -Ion als Protonenaufnehmer (Protonenakzeptor) zur Verfügung steht.

Bei der Angabe *sauer* oder *alkalisch* benutzt man das Wasser als Bezugssystem. Man bezeichnet das reine Wasser, das gleiche Mengen H_3O^+ - und OH^- -Ionen enthält, als *neutral*. *Sauer* bedeutet einen Überschuss an H_3O^+ -Ionen, *alkalisch* einen Überschuss an OH^- -Ionen.

In Partikeldarstellung



Darstellung mit Symbolen und Außenelektronen



In Kurzschreibweise

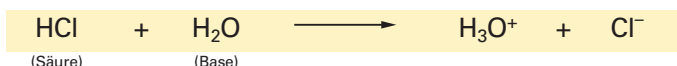


Bild 1: Atomare Vorgänge beim Lösen von Ammoniak in Wasser

1.15.4 Der Begriff Säure-Base-Reaktion

Eine Protolyse kann nur stattfinden, wenn neben einer *Säure* eine *Base* vorhanden ist, die das vom Säuremolekül abgegebene Proton aufnimmt. Beim Lösen von Chlorwasserstoff in Wasser (Seite 80) z. B. gibt das HCl -Molekül ein Proton ab, das vom H_2O -Molekül aufgenommen wird.

Chlorwasserstoff wirkt als Säure, das Wasser wirkt hier als Base:



Säure-Base-Reaktionen verlaufen meist nicht vollständig. Neben den H_3O^+ - und Cl^- -Ionen liegen gelöste HCl -Moleküle vor. Es herrscht ein dynamisches Gleichgewicht mit Hin- und Rückreaktion (Seite 92). Bei der Rückreaktion gibt das H_3O^+ -Ion ein Proton ab, das vom Cl^- -Ion aufgenommen wird.

Hier wirkt das H_3O^+ -Ion als Säure, das Cl^- -Ion wirkt als Base:



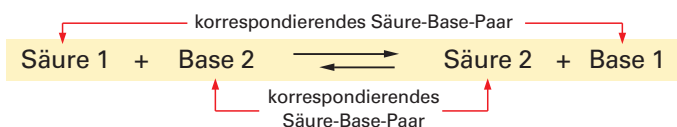
Bei einer Protolyse entsteht bei der Hinreaktion aus der Säure ① ein Teilchen (Cl^-), das bei der Rückreaktion als Base ① wirkt. Aus der Base ② entsteht bei der Hinreaktion ein Teilchen (H_3O^+), das bei der Rückreaktion als Säure ② wirkt:



Demnach kann man die Protolyse auch als **Säure-Base-Reaktion** bezeichnen.

Man nennt die Säure ① und die aus ihr durch Protonenabgabe entstandene Base ① sowie die Base ② und die aus ihr durch Protonenaufnahme entstandene Säure ②, zueinander **korrespondierende** oder **konjugierte Säure-Base-Paare**.

Allgemein ausgedrückt, sind bei einer Protolyse (Säure-Base-Reaktion) immer **zwei korrespondierende Säure-Base-Paare** beteiligt, die im dynamischen Gleichgewicht stehen.



1.19.2 Katalyse

Die katalytische Wirkung einer Substanz kann mit einem einfachen Experiment eindrucksvoll gezeigt werden (**Versuch 1**).

Ohne Katalysator zerfällt das instabile Wasserstoffperoxid H_2O_2 bei Raumtemperatur erst im Laufe von Tagen bis Monaten, da die Zerfallsgeschwindigkeit sehr gering ist. Durch Zugabe des Katalysators Silberoxid verläuft die Reaktion mit großer Reaktionsgeschwindigkeit in wenigen Sekunden ab:



Nach der Zerfallsreaktion liegt das Silberoxidpulver in Menge und Eigenschaft unverändert vor.

Häufig wird durch die Gegenwart eines Katalysators die Reaktionsgeschwindigkeit erst soweit erhöht, dass die Reaktion überhaupt erkennbar ist. Dies ist z. B. bei einem Wasserstoff/Sauerstoff-Gemisch der Fall. Bei Raumtemperatur ist keine Reaktion erkennbar, es reagieren nur einzelne Moleküle miteinander, die Reaktionsgeschwindigkeit ist verschwindend klein. Lässt man jedoch Wasserstoff gegen Platinwolke strömen, so glimmt sie an der Anströmstelle auf (**Versuch 2**). Dort startet die Wasserstoff/Luft-Sauerstoff-Reaktion:



Sie läuft dann durch die frei werdende Reaktionswärme weiter, sodass sich der Wasserstoff entzündet. Die Platinwolke wird durch die Reaktion nicht verändert. Sie befördert die chemische Reaktion, nimmt an ihr aber stofflich nicht teil.

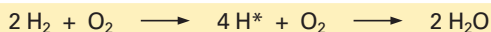
Als Katalyse bezeichnet man die Erhöhung der Reaktionsgeschwindigkeit einer chemischen Reaktion durch die Gegenwart einer geeigneten Substanz, des Katalysators.

Nach der Reaktion liegt der Katalysator unverändert vor.

Bei festen Katalysatoren, man spricht dann von **heterogener Katalyse**, beruht die Wirkung des Katalysators darauf, dass an seiner Oberfläche Teilchen der zur Reaktion kommenden Stoffe adsorbiert und dadurch chemisch aktiviert werden (**Bild 1**).

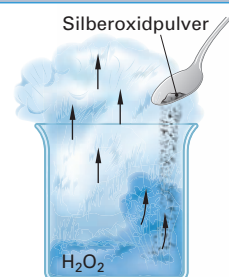
Beim Wasserstoff/Sauerstoff-Gemisch z. B. werden die H_2 -Teilchen an der Platinoberfläche adsorbiert. Die Adsorptionskräfte zwischen den Wasserstoff- und den Platinatomen sind so groß, dass die innermolekularen Bindungen im Wasserstoffmolekül gelockert werden, bis es in Wasserstoffatome zerfällt, die chemisch sehr aktiv sind. Sie reagieren mit auftretenden Sauerstoffmolekülen zu Wasser.

Man kann sich die katalytische Reaktion auch als eine Reaktionskette über Zwischenprodukte vorstellen, deren einzelne Aktivierungsenergien wesentlich niedriger als die Aktivierungsenergie der Gesamtreaktion sind. Bei der Reaktion von H_2 mit O_2 am Platin-Katalysator z. B. entsteht zuerst als Zwischenprodukt atomarer reaktiver Wasserstoff H^* und dann mit Sauerstoff Wasser:



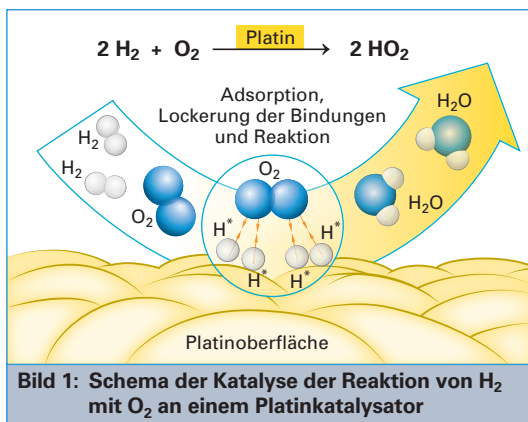
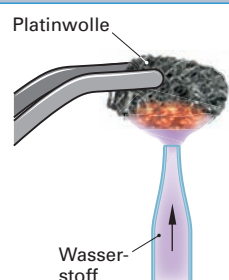
Versuch 1: Zersetzung von Wasserstoffperoxid

Versuchsbeschreibung:
In ein Becherglas gibt man ca. $\frac{1}{3}$ des Inhalts 30%ige Wasserstoffperoxidlösung. Durch Zugabe einer Spatelspitze Silberoxidpulver wird eine stürmische Reaktion mit Sauerstoffbildung in Gang gesetzt.
(Vorsicht Spritzer, Schutzbrille tragen!)



Versuch 2: Entzünden von Wasserstoff an Platinwolke

Versuchsbeschreibung:
Man lässt Wasserstoff gegen einen Bausch aus feiner Platinwolke strömen.
Zuerst glimmt die Platinwolke an der Anströmstelle schwach und dann stärker.
Schließlich entzündet sich der Wasserstoff an der Glühstelle.



Den Unterschied des energetischen Verlaufs einer Reaktion ohne und mit Katalysator kann man in einem Energiediagramm darstellen (**Bild 1**).

Die Aktivierungsenergie E_2 für die Reaktion z. B. von Wasserstoff und Sauerstoff ohne Katalysator ist sehr hoch, sodass bei Raumtemperatur praktisch keine Reaktion stattfindet. Bei Ablauf der Reaktion von H_2 und O_2 an einem Platinkatalysator wird die Aktivierungsenergie E_2^* durch die Adsorption und Aufspaltung der Wasserstoffmoleküle stark herabgesetzt. Die niedrige Aktivierungsenergie E_2^* wird von vielen Teilchen überschritten, sodass dann eine spontane Reaktion eintritt.

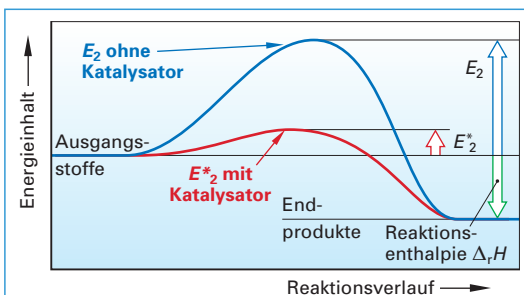


Bild 1: Aktivierungsenergie einer exothermen Reaktion ohne und mit Katalysator

Katalysatorselektivität. Aus einem Reaktionsgemisch, z. B. dem Synthesegas $CO + H_2$, können bei Verwendung verschiedener Katalysatoren unterschiedliche Produkte entstehen (**Bild 2**). So ist es z. B. möglich, aus Synthesegas selektiv die Produkte Methan, Methanol oder Benzin herzustellen. Neben dem geeigneten Katalysator müssen bei der jeweils gewünschten Reaktion auch die geeigneten Temperatur- und Druckbedingungen herrschen.



Bild 2: Aus Synthesegas entstehende Produkte bei unterschiedlichen Katalysatoren

Katalysatoren können Feststoffe (heterogene Katalysatoren) oder Flüssigkeiten bzw. Gase sein.

Feststoffkatalysatoren bestehen häufig aus einem Trägermaterial mit großer Oberfläche, auf das die Katalysatorsubstanz dünn aufgebracht ist. Die flüssigen bzw. gasförmigen Ausgangsstoffe durchströmen die Katalysatorschüttung und reagieren (**Bild 3**). Die Katalysatorsubstanzen sind meist Metalle und Metalloxide.

Bei der homogenen Katalyse ist der Katalysator molekulardispers in Lösungen oder Gasgemischen verteilt, z. B. in einer Behälterfüllung (**Bild 3**). Es sind meist metallorganische Verbindungen.

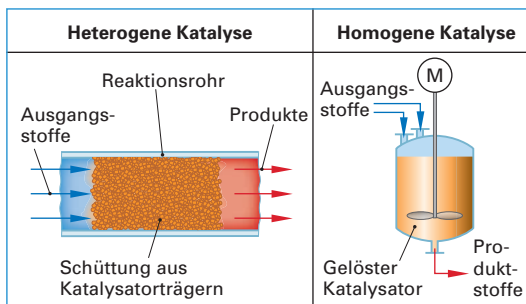


Bild 3: Heterogene und homogene Katalyse

■ Industrielle Katalyseverfahren

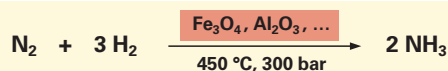
Ammoniak-Synthese. Ammoniak ist ein wichtiger Grundstoff der Chemieindustrie und wird aus Stickstoff und Wasserstoff synthetisiert. Zum Einsatz kommt ein Mischkatalysator mit dem Hauptanteil Fe_3O_4 sowie Al-, Mg-, Ca- und K-Oxiden.

Cracken von Kohlenwasserstoffen. In Erdöl ist ein hoher Anteil von langkettigen Kohlenwasserstoffen (Schweröl) vorhanden. Sie werden durch Cracken in kurzkettige Kohlenwasserstoffe (Benzin, Dieselöl) umgewandelt. Katalysator ist eine Al_2O_3/SiO_2 -Mischung.

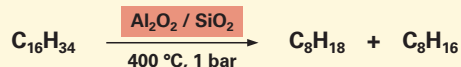
Alkoholische Gärung. Unter dem Einfluss von Hefeenzymen entsteht in einer Maische aus vergärbaren Kohlenhydraten, z. B. wie Zucker, der Stoff Ethylalkohol. Diese Art der Katalyse nennt man **enzymatische Katalyse**.

Auch im Umweltschutz, wie z. B. bei der **Entgiftung von Autoabgasen** (Seite 287) oder der **Entstickung von Abgasen aus Feuerungsanlagen** (Seite 286) spielen Katalysatoren eine wichtige Rolle.

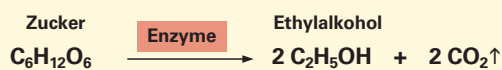
Haber-Bosch-Synthese



Crackprozess



Alkoholische Gärung



Überblick über die Chemie

Die Chemie befasst sich mit den Elementen, den chemischen Verbindungen, sowie den stofflichen Umwandlungen der Elemente und Verbindungen. Durch deren große Anzahl und Vielfältigkeit hat man, der Übersichtlichkeit wegen, das Gebiet der Chemie in Teilgebiete unterteilt (**Bild 1**).

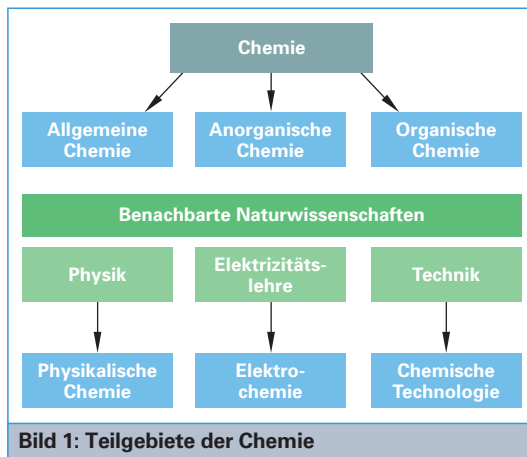
In der **allgemeinen Chemie** wird ein Überblick über das gesamte Gebiet der Chemie gegeben, einfache chemische Vorgänge werden vorgestellt sowie erläutert und allgemein gültige Grundregeln und Erkenntnisse werden daraus abgeleitet. (Diese Inhalte sind auf der Seite 12 bis Seite 103 dieses Buches dargestellt.)

Die **anorganische Chemie**, auch *Anorganik* genannt, behandelt vertieft, ausführlich und systematisch die Elemente und ihre chemischen Verbindungen (Seite 104 bis Seite 141).

Eine besonders umfangreiche Verbindungsklasse, die organischen Verbindungen des Kohlenstoffs, werden wegen ihrer Sonderstellung innerhalb der Chemie, in einem eigenen Teilgebiet zusammengefasst: in der **organischen Chemie**, auch *Organik* genannt (Seite 206 bis Seite 237).

Darüber hinaus haben sich Spezialgebiete entwickelt, die besondere Teilgebiete der Chemie behandeln:

- Die **physikalische Chemie** behandelt die Zustandsbeschreibungen und Zustandsänderungen (Seite 94 bis Seite 100) sowie weitere Vorgänge mit physikalisch-chemischen Bezügen.
- Die **Elektrochemie** beschreibt die durch die Elektrizität bewirkten chemischen Vorgänge (Seite 186 bis 205).
- Die **chemische Technologie** befasst sich mit den chemischen Umsetzungen im industriellen Maßstab (Seite 142 bis Seite 185 und Seite 238 bis Seite 271).



Systematische Behandlung der anorganischen Chemie

Bei der systematischen Behandlung der Elemente und ihrer Verbindungen geht man vom **Periodensystem der Elemente (PSE)** aus (**Bild 2**). Dadurch ist es möglich, die Elemente gruppenweise abzuhandeln und auf die gemeinsamen, gruppenspezifischen Eigenschaften einzugehen.

HG	I	II											III	IV	V	VI	VII	VIII										
P	Hauptgruppenelemente																											
1	H																	He										
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne										
3	Na	Mg	IIIa											IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa	Ia	IIa	Al	Si	P	S	Cl	Ar		
4	K	Ca	Sc											Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y											Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu											
7	Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr											

Bild 2: Periodensystem der Elemente PSE (siehe auch Seite 60, 61)

Die **Elemente der Hauptgruppen** sind von größtem Interesse. Ihre Behandlung nimmt den weitaus größten Raum ein. Zum Teil wurde auf sie schon im Buchteil 1 *Allgemeine Chemie* eingegangen.

Die **Nebengruppenelemente** werden in einer Übersicht dargestellt (Seite 139). Da es alles Metalle sind, von denen mehrere große technische Bedeutung haben, werden sie im Kapitel 3.2 *Chemie und Technologie der Metalle* vertieft behandelt (Seite 158).

Von den Elementen der **Lanthanoiden und Actinoiden** sind nur Uran und Plutonium von technischem Interesse. Auf diese wird im Kapitel Kernprozesse (Seite 103) näher eingegangen.

2.4.3 Silicium

Vorkommen. Der Silicium-Anteil der Erdkruste beträgt 27,5%. Es kommt in der Natur als Verbindung mit Sauerstoff und anderen Elementen vor. Viele Gesteine bestehen aus Siliciumverbindungen. Silicium-Mineralen sind *Bergkristall*, *Quarzsand* sowie die *Feldspate* und *Glimmer*.

Quarzsand besteht aus *Siliciumdioxid* SiO_2 (Bild 1). Es ist der Ausgangsstoff der Silicium-Herstellung.

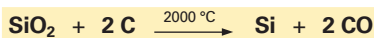
Feldspate und **Glimmer** sind *Silicate* der Alkali-, Erdalkali- und Erdmetalle, z. B. *Kalifeldspat* (Orthoklas) $\text{K}(\text{AlSi}_3\text{O}_8)$ oder z. B. *Kaliglimmer* (Muskowit) $\text{KAl}_2(\text{AlSi}_3\text{O}_{10})(\text{OH})_2$.

Quarz, Feldspate und Glimmer bilden in verschiedenen Zusammensetzungen die Gesteine Basalt, Gneis, und Granit (Bild 1).

■ Darstellung von Silicium

Silicium wird je nach Anforderung in den verschiedenen Reinheitsgraden hergestellt.

Roh-Silicium wird durch Reduktion von Siliciumdioxid SiO_2 mit Kohlenstoff bei 2000 °C im Schmelzofen dargestellt.



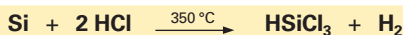
Das erzeugte Roh-Siliciumpulver (Bild 2, links) mit 98 bis 99 % Siliciumanteil wird für metallurgische Zwecke eingesetzt.

Es dient als Siliciumpulver zum Legieren von Aluminiumwerkstoffen oder als Ferrosilicium (Fe-Si-Legierung) als Desoxidationsmittel für Stähle (Seite 160).

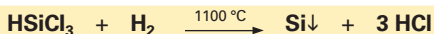
Eigenschaften. Silicium ist ein hartes, silberhell glänzendes Element. Es ist chemisch ein Halbmetall mit besonderen Eigenschaften der Elektronenleitung und der Opto-Elektronik.

Chemisch ist Silicium ein recht widerstandsfähiges Element. In seinen Verbindungen ist es meist vierwertig.

Solar-Silicium. Zur Fertigung von Solarzellen muss das Silicium eine Reinheit von 99,99 % besitzen. Ausgangsstoff für Solar-Silicium ist Roh-Silicium (siehe oben). Es wird mit HCl-Gas bei 350 °C zu Trichlorsilan umgesetzt:



In einem Reduktionsprozess wird daraus bei 1100 °C mit Wasserstoff Solar-Silicium mit 99,99 % Siliciumanteil erzeugt.



Es wird aus der Gasphase an Stäben abgeschieden.

In dünne Plättchen geschnitten und mit Bor-Atomen dotiert, ist es die stromerzeugende Oberflächenschicht von Solarzellen (Bild 3). Durch Einstrahlung von Sonnenlicht werden im Solar-Silicium Elektronen abgetrennt und damit ein Stromfluss erzeugt.

Halbleiter-Silicium muss noch eine sehr viel größere Reinheit als Solar-Silicium haben. In Halbleiter-Silicium müssen die Verunreinigungen weniger als 1 ppb (1 Teilchen pro Milliarde) betragen. Zu seiner Herstellung wird Solar-Silicium eingeschmolzen. Mit einem hochreinen, monokristallinen Initialkristall wird aus der Si-Schmelze ein monokristalliner Rundblock herausgezogen (Bild 2, rechts). Die Verunreinigungen bleiben in der Restschmelze.

Der Rundblock wird in dünne Scheiben (engl.: Wafer) und weiter in kleine Plättchen (engl.: Chips) geschnitten. Mit speziellen Elementen dotiert, werden daraus IC's, Mikrochips und Prozessoren gefertigt (Bild 4). Die Fertigung erfolgt in „Reinraum-Technik“.



Bild 1: Silicium-Mineralien

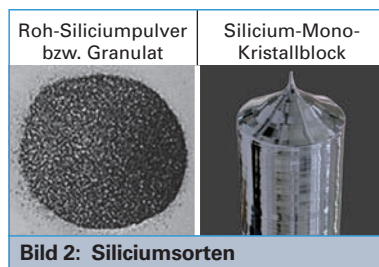


Bild 2: Siliciumsorten

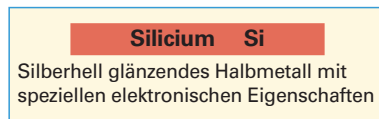


Bild 3: Solarzellen aus Silicium



Bild 4: Scheibe (Wafer) aus Halbleiter-Silicium und elektronische Bauteile mit Mikrochips

3.1 Großtechnische Produktion anorganischer Grundchemikalien

Von den **Rohstoffen** führt ein langer Weg über eine Reihe von chemischen Reaktionen und **Verfahren** zu Zwischenprodukten, den **Grundchemikalien** und dann zum fertigen **Chemieprodukt** (**Bild 1**).

Die Vielzahl der chemischen Fertigprodukte entsteht aus einer recht begrenzten Anzahl von Rohstoffen.

Die meisten dieser Rohstoffe, wie z. B. Schwefel, Luft, Wasser, Steinsalz, Kalkstein, Sand und die Erze sind in großen Mengen an vielen Orten der Erde zu finden und bilden ein schier unerschöpfliches Rohstoff-Reservoir. Mit Abstrichen gilt das auch für die organischen Rohstoffe Kohle, Erdöl und Erdgas.

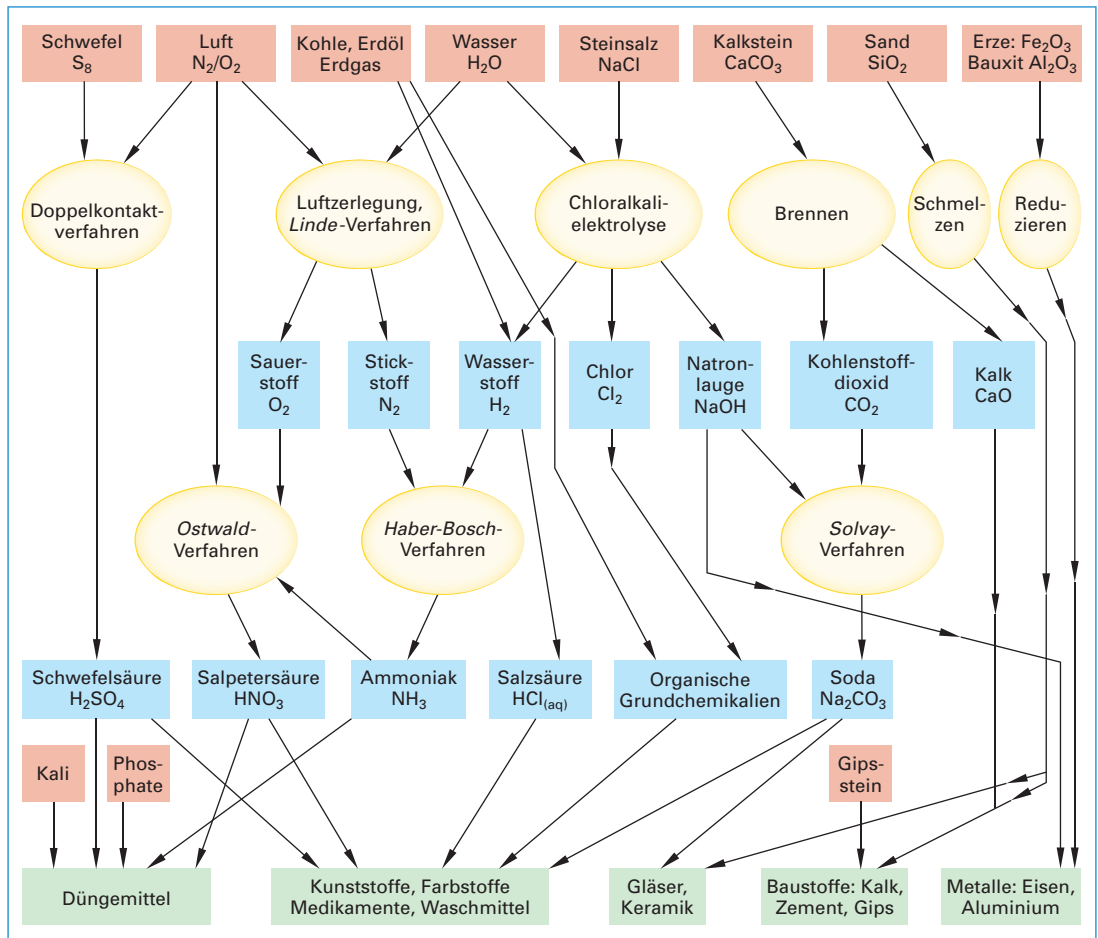


Bild 1: Übersicht der Rohstoffe, Verfahren, Grundchemikalien und Fertigprodukte

■ Grundchemikalien

Als Zwischenglied zwischen den Rohstoffen und den Chemie-Fertigprodukten dienen häufig die gleichen Stoffe, die eine Schlüsselstellung in jeder Chemieindustrie einnehmen: Die **Grundchemikalien**.

Dazu gehören Schwefelsäure H_2SO_4 , Salzsäure HCl , Salpetersäure HNO_3 , Ammoniak NH_3 , Natronlauge $NaOH$, Kalk CaO , Soda Na_2CO_3 , die Gase Sauerstoff O_2 , Stickstoff N_2 , Wasserstoff H_2 , Chlor Cl_2 und Kohlenstoffdioxid CO_2 sowie die organischen Grundchemikalien, wie z. B. Ethylen C_2H_4 .

Die Herstellung der Grundchemikalien erfolgt mit großtechnischen Produktionsverfahren. Sie werden teilweise nach dem Ausgangsstoff benannt, wie die Chloralkali-Elektrolyse oder nach dem Namen ihrer Erfinder, wie z. B. die Haber-Bosch-Synthese (Ammoniak) und das Solvay-Verfahren (Soda).

In den folgenden Kapiteln werden die großtechnischen Produktionsverfahren einiger wichtiger Grundchemikalien näher beschrieben.

3.1.2 Ammoniaksynthese nach dem Haber-Bosch-Verfahren

Ammoniak ist der Ausgangsstoff für die Herstellung vieler stickstoffhaltiger Chemieprodukte, insbesondere der stickstoffhaltigen Mineraldünger (Seite 156). Die jährliche Ammoniakproduktion beträgt weltweit rund 150 Millionen Tonnen.

Die Synthese von Ammoniak NH_3 erfolgt aus den Elementen Stickstoff und Wasserstoff nach dem sogenannten **Haber-Bosch-Verfahren***. Es besteht aus mehreren Produktionsschritten (**Bild 1**).

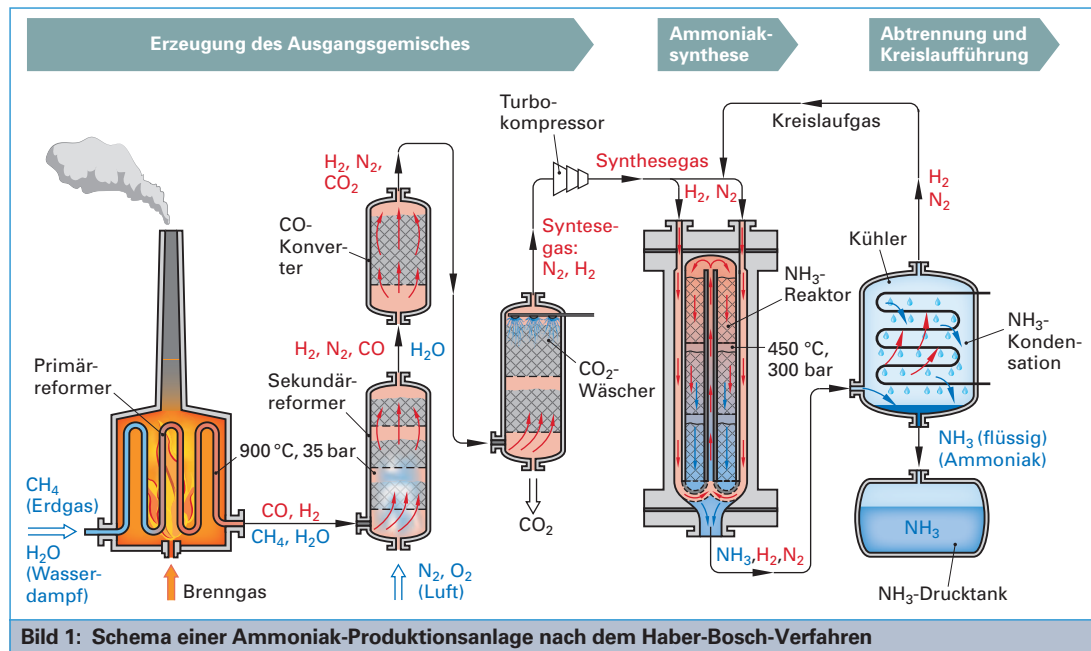


Bild 1: Schema einer Ammoniak-Produktionsanlage nach dem Haber-Bosch-Verfahren

■ Erzeugung und Aufbereitung des Ausgangsgasgemisches

Ausgangsstoffe für die Ammoniaksynthese sind Erdgas, das vor allem aus *Methan* CH_4 besteht, sowie *Wasser* H_2O und *Luft* (Volumenanteile: $\approx 21\% \text{ O}_2$ und $\approx 78\% \text{ N}_2$).

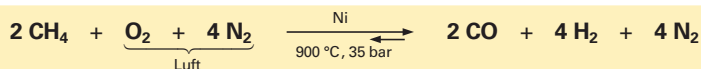
Im **ersten Verfahrensschritt** wird das entschwefelte Erdgas mit Wasserdampf gemischt, auf 35 bar komprimiert und durch die mit Nickel-Katalysator gefüllten Rohre eines 900°C heißen Ofens (**Primärreformer**) geleitet. Dabei reagieren die Stoffe zum sogenannten Spaltgas:



$$\Delta_r H = +205,2 \text{ kJ}$$

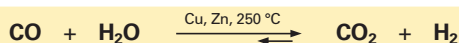
Der Vorgang wird **Primär-Reformierung** (engl. steam reforming) genannt. Die Umsetzung ist dabei nicht vollständig. Im Spaltgas liegt neben dem gebildeten CO und H_2 noch etwa 7 % Methan sowie H_2O -Dampf vor.

Im **zweiten Verfahrensschritt**, der sogenannten **Sekundär-Reformierung**, wird dem Spaltgas Luft beigegeben und damit im **Sekundär-Reformer** das Restmethan verbrannt:



$$\Delta_r H = -71,5 \text{ kJ}$$

Das nunmehr CH_4 -freie Spaltgas wird in einen **CO-Konverter** geleitet, wo die Gasanteile CO und H_2O -Dampf in einem Katalysatorbett miteinander zu CO_2 und H_2 reagieren:



$$\Delta_r H = -40,9 \text{ kJ}$$

Das Spaltgas enthält jetzt H_2 , N_2 und CO_2 . Das CO_2 wird in einem **Gaswäscher** ausgewaschen, sodass dann ein Gasgemisch aus H_2 und N_2 im Volumenverhältnis 3:1 vorliegt, das **Synthesegas**.

* Fritz Haber (1868 – 1934), Carl Bosch (1874 – 1940): zwei deutsche Chemiker

5.2 Aromatische Kohlenwasserstoffe

Aromatische Kohlenwasserstoffe, kurz auch **Aromaten** genannt, sind Kohlenwasserstoffe aus Molekülen, die ein Kohlenstoff-Ringsystem mit einer speziellen Bindung besitzen.

Der Name dieser Verbindungsklasse stammt historisch von dem aromatischen Geruch der zuerst entdeckten Verbindungen dieser Stoffklasse.

Der einfachste Kohlenwasserstoff mit einer aromatischen Grundstruktur ist Benzol.

5.2.1 Benzol

Das bei der Verkokung von Steinkohle entstehende Kokereigas (Seite 250) enthält unter anderen einen Kohlenwasserstoff, der bei Abkühlung des heißen Kokereigases kondensiert. Die Flüssigkeit wird **Benzol** oder **Benzen** genannt und hat die Summenformel C_6H_6 .

Der Name Benzol ist historisch entstanden. Benzol ist kein Alkohol, wie die Endsilbe -ol vermuten lässt, und kein Alken, wie sich aus dem ebenfalls gebräuchlichen Namen Benzen ableiten ließe.

Strukturformel des Benzols. Der deutsche Chemiker August Kekulé schlug 1865 die nebenstehende Molekülformel vor, die auch heute noch teilweise verwendet wird (**Bild 1**). Sie ist missverständlich (falsch), da sie C=C-Doppelbindungen zeigt, die nicht vorliegen. Sie sollte nicht verwendet werden.

Die moderne Atomvorstellung zeigt die komplexe Struktur des Benzols: Danach verteilen sich die vier Außenelektronen der Kohlenstoffatome wie folgt (**Bild 2a**).

- Ein Elektron jedes C-Atoms bildet ein Bindungselektronenpaar mit je einem H-Atom (rote Ellipse).
- Zwei Elektronen eines C-Atoms bilden mit jeweils zwei Elektronen zweier benachbarter C-Atome gemeinsame Elektronenwolken (graue Ellipsen).
- Die jeweils vierten Elektronen der sechs C-Atome bilden eine ringförmige Elektronenwolke aus sechs Elektronen, die sich über alle sechs C-Atome gleichmäßig verteilt (Bild 2a, blauer Ring). Da sie keinem C-Atom alleine zugeordnet sind, nennt man sie **delokalisierte** oder **mesomere** Elektronen.

Das Kalottenmodell macht die Verklammerung der Atome zum Ringsystem deutlich (Bild 2b).

Die heute gebräuchliche **Benzolformel** besteht aus einem Sechseck mit den sechs Wasserstoffatomen und einem darin eingezeichneten Ring (Bild 2c). Der innere Ring symbolisiert die gleichmäßige Verteilung der delokalisierten Elektronen. Häufig werden auch vereinfachte Symbole ohne die H-Atome oder ohne Innenring verwendet. Die H-Atome werden dann nur eingezeichnet, wenn sie an einer Reaktion beteiligt sind.

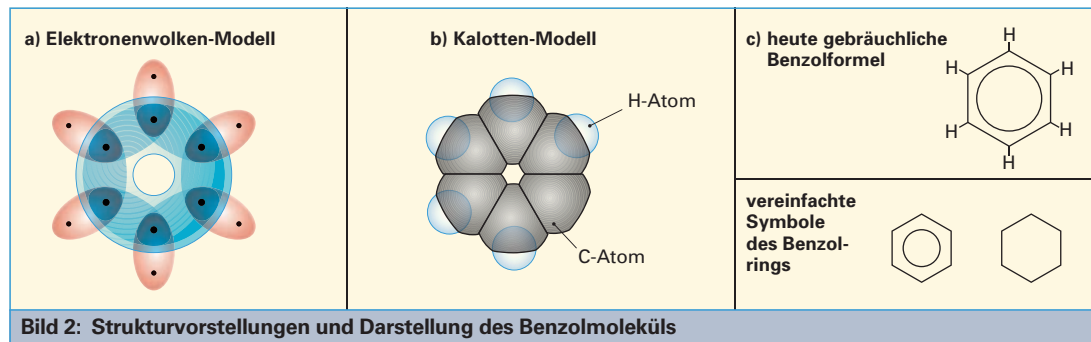


Bild 2: Strukturvorstellungen und Darstellung des Benzolmoleküls

■ Physikalische Eigenschaften

Benzol ist eine farblose, aromatisch riechende Flüssigkeit mit einer Siedetemperatur von + 80,1 °C und einer Dichte von 0,879 g/cm³. Es verbrennt mit stark rußender Flamme.

Benzol ist leicht flüchtig, d. h. es verdunstet bei Raumtemperatur und bildet explosive Dämpfe.

Benzol ist bei Einatmen größerer Mengen giftig und bei langfristiger Exposition krebserregend. Beim Umgang mit Benzol ist äußerste Vorsicht geboten.

Keine Dämpfe einatmen und Hautkontakt vermeiden.

Benzol ist unpolar. Es löst sich deshalb nicht in Wasser, wohl aber in unpolaren Lösemitteln wie z. B. Benzin, Tetrachlormethan, Fetten usw.



■ Gewinnung und Verwendung

Benzol ist der einfachste und zugleich wichtigste aromatische Kohlenwasserstoff.

Es wird in einem großindustriellen Prozess aus einem Aliphatgemisch (Naphta) in einer katalytischen Hochtemperaturreaktion (Steamcracking) gewonnen (Seite 214). Benzol fällt dabei als Gemisch mit anderen Kohlenwasserstoffen (vor allem Ethen) an und wird durch Destillation aus dem Gemisch abgetrennt. Früher wurde dem unverbleiten Benzin zur Erhöhung der Klopffestigkeit 1 % bis 5 % Benzol zugesetzt (Seite 246). Heute enthält Benzin nur geringfügige Anteile an Benzol. Wegen der Giftigkeit des Benzols sollte man keine Benzindämpfe einatmen und Hautkontakt mit Benzin vermeiden.

Benzol wird heutzutage als Extraktions- und Lösemittel für Wachse und Kunststoffe verwendet.

Benzol ist zudem Ausgangsstoff einer Vielzahl von Chemieprodukten (Tabelle Seite 220).

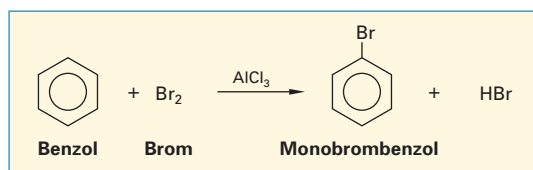
5.2.2 Chemische Reaktionen und Verbindungen

Die Strukturformel des Benzols (Bild 2a, Seite 218) zeigt, dass es keine ungesättigten C=C-Doppelbindungen enthält, die ihm einen ungesättigten Charakter geben könnten. Benzol besitzt durch den Elektronenwolkenring gesättigten Charakter.

Die typischen Reaktionen des Benzols sind deshalb **Substitutionsreaktionen**.

Beispiel: Reaktion von Benzol mit Brom (Versuch)

Bei Anwesenheit eines geeigneten Katalysators reagiert Benzol mit Brom, wobei H-Atome des Benzols durch Bromatome substituiert werden. Es entsteht Monobrombenzol und Bromwasserstoff.



Auch andere Atome oder Atomgruppen können durch Substitution angelagert werden.

■ Alkylierung

Hierbei wird ein aliphatischer Rest, der gesättigt oder ungesättigt sein kann, angelagert. Es entstehen Alkylbenzole, z. B. Ethylbenzol (**Bild 1**).

Toluol entsteht durch Anlagerung eines CH₃-Restes (**Bild 2**). Es ist eine giftige, aromatisch riechende Flüssigkeit ($\vartheta_b = 111^\circ\text{C}$).

Beim **Xylol** sind zwei CH₃-Gruppen angelagert. Es ist eine ungiftige Flüssigkeit ($\vartheta_b = 144^\circ\text{C}$).

Toluol und Xylol dienen als Lösemittel und als organisch-chemischer Grundstoff.

Beim **Phenol** ist eine Hydroxygruppe -OH am Benzolring angelagert. Es ist ein aromatisch riechender, giftiger Feststoff ($\vartheta_m = 41^\circ\text{C}$) und dient als organisch-chemischer Grundstoff.

■ Nitrierung

Durch Reaktion von Benzol mit Salpetersäure HNO₃ wird ein H-Atom im Benzolmolekül durch eine Nitrogruppe -NO₂ ersetzt. Es entsteht **Nitrobenzol** (**Bild 3**), eine hochreaktive Flüssigkeit.

Achtung: Benzol und die Benzolderivate sind überwiegend giftig und krebserregend. Vorsicht beim Umgang.

Versuch: Reaktion von Benzol mit Brom

Versuchsbeschreibung: In ein Reagenzglas wird etwas Benzol vorgelegt und darin einige Tropfen Brom zugegeben. Sie lösen sich auf, eine Reaktion findet vorerst nicht statt. Nach Zugabe einiger Körnchen AlCl₃ als Katalysator setzt eine Reaktion ein, bei der Monobrombenzol und gasförmiger Bromwasserstoff HBr entsteht.

Vorsicht: Im Abzug arbeiten!

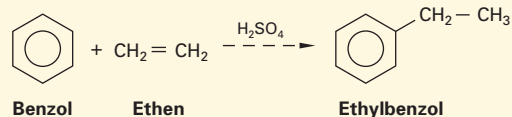
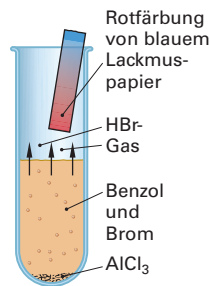


Bild 1: Alkylierung zu Ethylbenzol

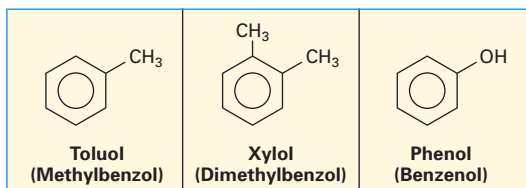


Bild 2: Wichtige Benzolderivate

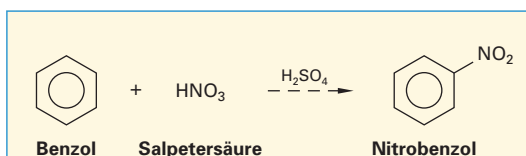


Bild 3: Nitrierung von Benzol zu Nitrobenzol

6.1 Übersicht der Stoffe der organischen Großchemie

Die nachfolgende Übersicht zeigt die **Rohstoffe** der organischen Großchemie, die daraus hergestellten **Grundchemikalien** und **Zwischenprodukte** sowie einige Beispiele wichtiger **Endprodukte** (Bild 1).

Organische Rohstoffe sind überwiegend Erdöl und Erdgas sowie Kohle und noch in geringem, aber zunehmendem Maße nachwachsende Rohstoffe.

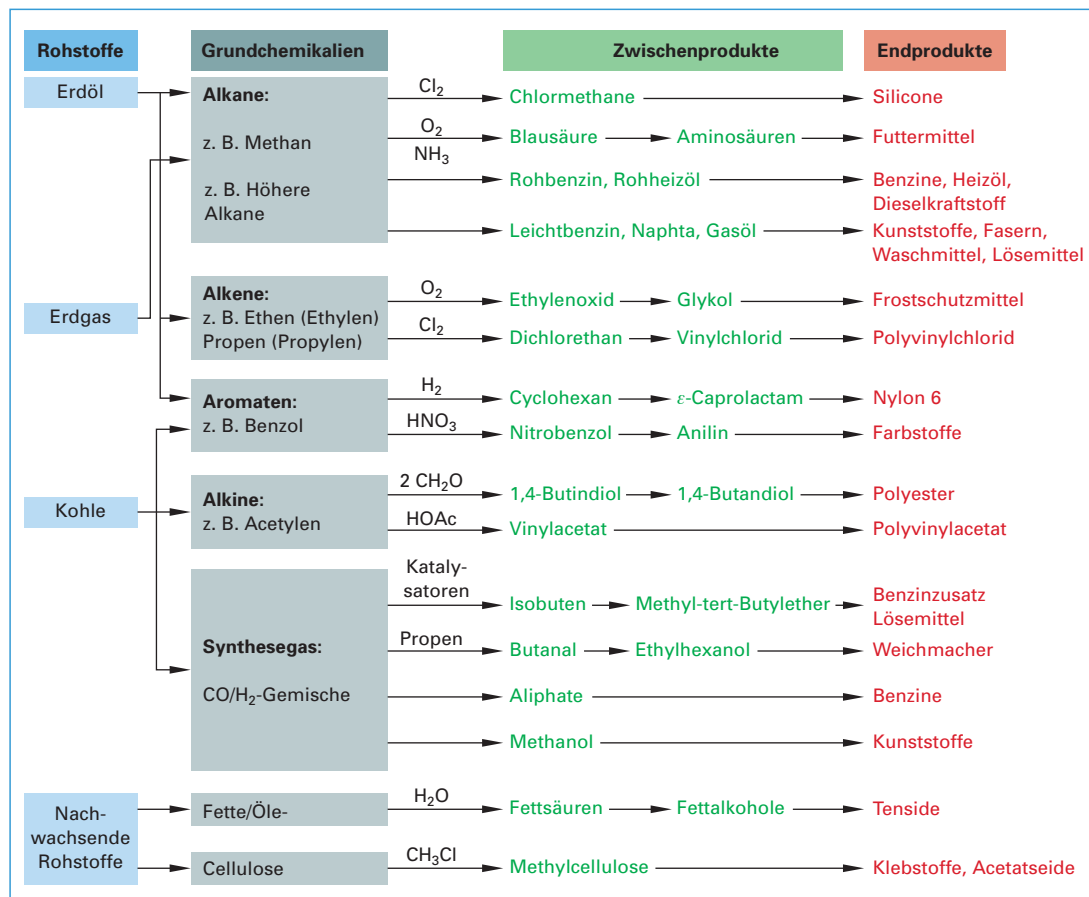


Bild 1: Übersicht der Stoffe der organischen Großchemie vom Rohstoff zum Endprodukt

Zu den organischen **Grundchemikalien** zählen die Alkane, Alkene, Alkine und Aromaten sowie das Synthesegas (Gasgemisch) Kohlenstoffmonoxid CO /Wasserstoff H_2 .

Die Grundchemikalien werden in mehreren chemischen Umwandlungsprozessen und Verfahrensschritten zu den **Zwischenprodukten** umgesetzt.

Aus diesen werden dann wiederum in chemischen Umwandlungsprozessen die **Endprodukte** hergestellt.

Die Grundchemikalien werden in riesigen Mengen produziert (**Tabelle**).

Die mit Abstand wichtigsten sind Ethen (Ethylen), Propen (Propylen) sowie der aromatische Kohlenwasserstoff Benzol.

Die Tabelle zeigt, dass in Deutschland relativ wenig Grundstoffe produziert werden. Sie werden überwiegend in den Förderländern der Rohstoffe Erdöl/Erdgas/Kohle erzeugt.

Tabelle: Produktionsmengen wichtiger organischer Grundchemikalien in Millionen Tonnen pro Jahr

Grundchemikalie	Welt	Europäische Union	Deutschland
Ethen (Ethylen)	90	20	5
Propen (Propylen)	50	15	4
Butadien	8	3	1
Benzol	32	8	3
Toluol	14	3	0,5
Xylol	26	3	0,5
Ethin	0,5	0,3	0,1

6.2 Erdöl und Erdgas

Erdöl und Erdgas sind heute die wichtigsten Basisrohstoffe für die organische Industrie (**Bild 1**). Sie liefern die Elemente Kohlenstoff und Wasserstoff, aus denen die organischen Stoffe hauptsächlich bestehen.

In großem Maß dienen sie auch zu Heizzwecken sowie zum Betrieb von Kraftfahrzeugen und zur Energiegewinnung.

Erdöl und Erdgas stehen heute noch in ausreichender Menge zur Verfügung. Schätzungen sagen eine Erschöpfung der Reserven in rund 100 Jahren voraus.

Durch neue Fördermethoden, wie z. B. das **Fracking**, können die förderbaren Reserven deutlich erhöht werden



Bild 1: Brennendes Erdgas, Erdöl

6.2.1 Entstehung und Gewinnung

Entstehung. Man nimmt heute an, dass sich Erdöl und Erdgas aus vor Millionen von Jahren abgestorbenen und zu Boden gesunkenen, pflanzlichen und tierischen Organismen des Meeres gebildet haben. Am Boden des Meeres konnte dieses Material wegen Sauerstoffmangel nicht verwesen. Der entstehende Faulschlamm wurde laufend durch erdiges und toniges Absetzmaterial überdeckt, sodass er im Laufe von Millionen von Jahren unter dicken Erdschichten eingeschlossen wurde. Unter hohem Druck, erhöhter Temperatur und der Mitwirkung von Bakterien wandelte sich der Faulschlamm im Laufe der Zeit in Kohlenwasserstoffe um und es entstand Erdöl und Erdgas. Das flüssige Erdöl durchtränkte die umgebenden erdigen Bestandteile wie einen Schwamm. Vom Grundwasser verdrängt, wanderte es in dem porösen Gestein zum Teil vom Entstehungsort weg, bis undurchlässige Erdschichten die weitere Ausbreitung hemmten (**Bild 2**). Diese „Erdölsammelstellen“ gilt es ausfindig zu machen und sie durch eine Bohrung zu erschließen.

Vorkommen. Die Erdölvorkommen befinden sich an Stellen, an denen sich zur Zeit der Erdölentstehung flache Binnenmeere ausdehnten. Dies war vor allem im mittleren Osten, in Mittel- und Nordamerika, in Mittelasien, dem Nordseegebiet sowie in Nord- und Westafrika der Fall.

Gewinnung. Das Auffinden der Erdölsammelstellen erfolgt durch geophysikalische Verfahren, wie z. B. die Reflexions-Seismik. Hierbei werden durch eine kleine Explosion im Erdboden Druckwellen erzeugt, die in gleichmäßigen Abständen vom Explosionsherd aufgezeichnet werden. Daraus lassen sich Vermutungen über erdölführende Erdschichten anstellen. Gewissheit bringt dann eine Probebohrung. Dies geschieht mittels einer Bohranlage, die ein Bohrloch durch das Gestein bis zum Erdöl vortreibt (**Bild 3**). Das Bohrloch wird verrohrt und am Bohrlochkopf mit Armaturen abgedichtet.

Steht das Erdöl unter Eigendruck, z. B. durch komprimiertes Erdgas, so wird es von selbst durch das Bohrloch an die Erdoberfläche gepresst. Andernfalls muss das Erdöl entweder durch Einpressen von Wasser oder Luft an die Erdoberfläche gedrückt oder hochgepumpt werden.

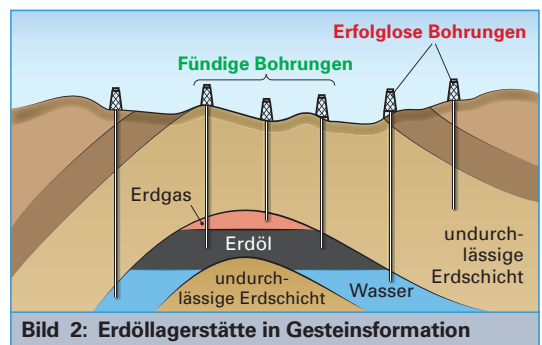


Bild 2: Erdölsammelstätte in Gesteinsformation

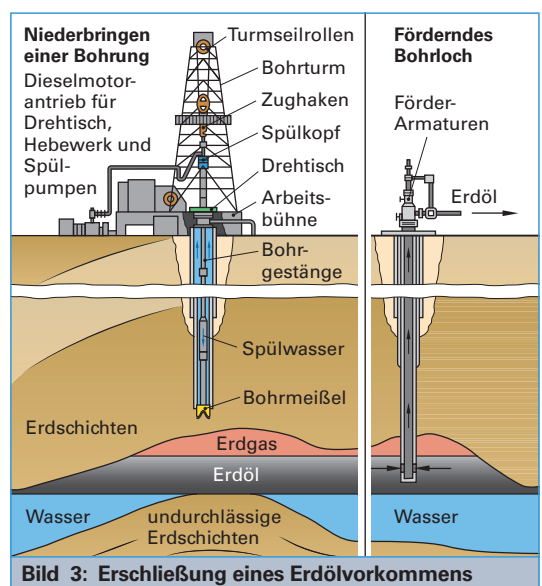


Bild 3: Erschließung eines Erdölvorkommens

7.1.3 Biologische Bedeutung der Fette

Die Fette sind ein wichtiger Bestandteil der Nahrung. Sie erfüllen im Körper mehrere Aufgaben:

- Sie werden beim Stoffwechsel abgebaut und liefern dabei Wärmeenergie.
- Sie bilden, im Fettgewebe gespeichert, eine Nahrungsreserve.
- Sie dienen beim Stoffwechsel als Lösemittel für lebenswichtige Vitamine.
- Eine den ganzen Körper umgebende Unterhaut-Fettgewebeschicht schützt den Körper vor Wärmeverlust.

Das mit der Nahrung aufgenommene Fett wird im Darm in Fettmolekülbruchstücke zerlegt und in der Darmwand zu körpereigenen Fettmolekülen zusammengefügt. Es gelangt dann in die Blutbahn und erfüllt an den verschiedensten Körperstellen seine Aufgaben.

Einige mehrfach ungesättigte Fettsäuren können nicht vom Körper gebildet werden und müssen deshalb mit der Nahrung zugeführt werden. Dies sind die sogenannten **essentiellen Fettsäuren**. Sie sind vor allem in den Fettsölen enthalten.

7.2 Kohlenhydrate

Der Name Kohlenhydrate für diese Stoffgruppe bringt zum Ausdruck, dass sie Kohlenstoff sowie die Elemente Wasserstoff und Sauerstoff, genau wie Wasser (Hydrat), im Zahlenverhältnis 2:1 enthalten.

Die allgemeine **Summenformel** der Kohlenhydrate lautet:



Die Kohlenhydrate sind in Form von **Zucker** und **Stärke** die Hauptbestandteile wichtiger Nahrungsmittel, z. B. in Zucker, Kartoffeln, Mehl- und Mehlprodukten, Reis, Gemüse und Früchten (**Bild 1**).

In Form der **Cellulose** dienen Kohlenhydrate als Gerüstbaustoff in den Zellwänden der Pflanzen.

Die Kohlenhydrate werden in den Pflanzen aus dem Kohlenstoffdioxid der Luft und Wasser mit Hilfe der Sonnenenergie (Photosynthese) aufgebaut, z. B.

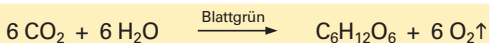


Bild 1: Kohlenhydrat-haltige Lebensmittel

Das einfachste Kohlenhydrat, die Glucose, besteht aus einem Zucker-Molekülbaustein und wird Einfachzucker oder **Monosaccharid** genannt. Kohlenhydrate, die aus zwei Zucker-Molekülbausteinen bestehen, heißen Zweifach- oder Doppelzucker, bzw. **Disaccharide**. Kohlenhydrate aus mehreren Zucker-Molekülbausteinen bezeichnet man als Vielfachzucker oder **Polysaccharide**.

7.2.1 Zuckerarten

Es gibt eine Vielzahl von Zuckerarten. Die wichtigsten sind die *Glucose* (Traubenzucker), die *Fructose* (Fruchtzucker) und die *Saccharose* (Haushaltszucker).

Glucose (Traubenzucker)

Glucose, auch Traubenzucker

genannt, ist in vielen süßen Früchten, besonders in Weintrauben, sowie in Bienenhonig enthalten.

Glucose hat die **Summenformel**:



Sie liegt in wässriger Lösung in zwei isomeren Formen vor: Über 99% der Glucosemoleküle haben **Ringstruktur** (**Bild 2**). Fünf C-Atome und ein O-Atom bilden einen Sechseckring. An den C-Atomen sind fünf OH-Gruppen angelagert. Je nachdem, ob sie am C₁- und C₄-Atom in gleicher (cis) oder gegenüberständer (trans) Richtung angeordnet sind, unterscheidet man α - bzw. β -Glucose.

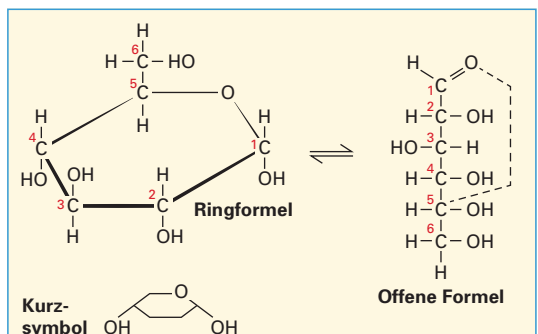


Bild 2: Chemischer Bau der Glucosemoleküle

8.7.2 Kennzeichnung von Gefahrstoffen

Die Kennzeichnung von Gefahrstoffen erfolgt seit dem Jahr 2010 nach dem **Globalen Harmonisierten System** zu Klassifizierung und Kennzeichnung von Chemikalien, kurz **GHS** genannt.

Sie wird auf den Gebinden und Behältern der Chemikalien mit Aufklebern angegeben (**Bild 1**).

Dort ist genannt bzw. abgebildet:

- der Produktname, die chemische Bezeichnung, die EU-Stoffnummer, die Mengenangabe
- Gefahrenpiktogramme und das Signalwort „Gefahr“ oder „Achtung“
- Falls angegeben, die Gefahrenklasse und die Gefahrenkategorie
- Gefahrenhinweise in Form der **H-Sätze** mit Nummer und eventuell Text
- Sicherheitshinweise in Form der **P-Sätze**
- der Hersteller mit voller Anschrift.

Einen ersten Hinweis auf die Gefährlichkeit eines Stoffes geben die Piktogramme. Ihre Bedeutung kann auch von nicht Deutsch Sprechenden und Analphabeten erkannt werden.

Es gibt 9 Gefahrstoffpiktogramme (**Bild 2**). Sie bestehen aus einer rot umrandeten Raute und einem schwarzen Gefahrensymbol auf weißem Grund. Das Symbol hat eine festgelegte Bedeutung.




Benzol (Benzen)	C ₆ H ₆	EU-Nummer 200-753-7	50 Liter
	H225: Flüssigkeit und Dampf leicht entzündbar		
	H350: Kann Krebs erzeugen Karzinogenitäts-Kategorie 1A		
	H304: Kann bei Verschlucken und Eindringen in die Atemwege tödlich sein		
Gefahr	H315, H319, H340, H372		
	P201 Vor Gebrauch besondere Informationen einholen		
	P210, P305 + P351 + P338		
	P302 + P352		
Hersteller mit Anschrift			

Bild 1: Beispiel eines Etiketts zur Gefahrstoff-Kennzeichnung nach GHS

Bild 1: Beispiel eines Etiketts zur Gefahrstoff-Kennzeichnung nach GHS

								
Explosions- gefährliche Gefahrstoffe	Entzündbare Gefahrstoffe	Brand- fördernde Gefahrstoffe	Komprimierte Gase	Ätzende Gefahrstoffe	Giftige Gefahrstoffe (akut giftig)	Achtung Gefahr	Gesundheits- schädliche Gefahrstoffe (krebserregend)	Umwelt- gefährliche Gefahrstoffe

Bild 2: Gefahrstoffpiktogramme und ihre Bedeutung

8.7.3 H-Sätze und P-Sätze

Die auf dem Etikett genannten **H-Sätze** (Gefahrenhinweise) geben eine genauere Beschreibung der Gefahren, die von einem Stoff ausgehen.

Die Bezeichnung H-Sätze kommt von englisch **Hazard Statements**, zu Deutsch: Gefahrenhinweise.

Die wichtigsten H-Sätze sind, wenn der Platz es erlaubt, auf dem Etikett mit ihrer Nummer und ihrer Bedeutung angegeben; die weiteren nur mit der Nummer.

Die P-Sätze (englisch **Precautionary Statesments**) nennen Sicherheitshinweise.

Die wichtigsten **P-Sätze** sind mit Nummer und Text angegeben, die weiteren nur mit ihrer Nummer.

Im Folgenden sind wichtige H-Sätze und P-Sätze gezeigt. Ein vollständiges Verzeichnis der H- und P-Sätze kann aus Tabellenbüchern der Chemietechnik entnommen oder aus dem Internet recherchiert werden, z. B. unter der Adresse: wikipedia.org/wiki/H-_und_P-Sätze.

■ H-Sätze (Gefahrenhinweise)

H200-Reihe: Physikalische Gefahren

H200 Instabil, explosiv.

H201 Explosiv, Gefahr der Massenexplosion.

H202 Explosiv; große Gefahr durch Splitter, Spreng- und Wurststücke.

H221 Entzündbares Gas.

H225 Flüssigkeit und Dampf leicht entzündbar.

H228 Entzündbarer Feststoff.

H241 Erwärmung kann Brand oder Explosion verursachen.

H250 Entzündet sich in Berührung mit Luft von selbst.

H260 In Berührung mit Wasser entstehen entzündbare Gase, die sich spontan entzünden können.

H261 In Berührung mit Wasser entstehen entzündbare Gase.

H270 Kann Brand verursachen oder verstärken; Oxidationsmittel.

H280 Enthält Gas unter Druck; kann bei Erwärmung explodieren.