



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

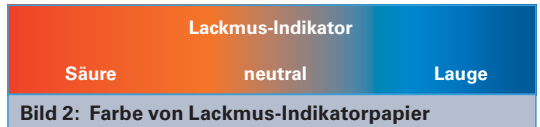


Bild 2: Farbe von Lackmus-Indikatorpapier



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

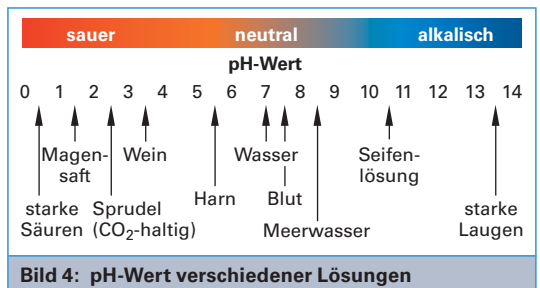


Bild 4: pH-Wert verschiedener Lösungen

1.5.1 Säuren

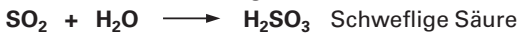
Der Name **Säuren** für diese Stoffgruppe entstand dadurch, dass natürliche Säuren sauer schmecken, wie z. B. Essigsäure (in Speiseessig) oder Zitronensäure (in Zitrusfrüchten).

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.

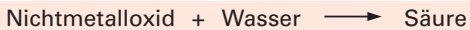
Eine Möglichkeit der Unterteilung der Säuren besteht darin, ob die Säuren Sauerstoffatome enthalten.

■ Bildung von sauerstoffhaltigen Säuren

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



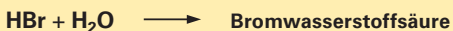
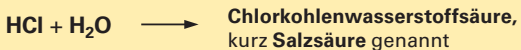
Allgemein kann man formulieren:



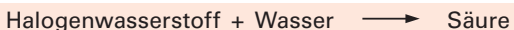
Wie die Reaktionsgleichungen zeigen, kann man die Nichtmetalloxide als „wasserfreie Vorstufe“ der Säuren auffassen. Daher bezeichnet man sie auch als **Säureanhydride**. **Beispiel:** CO_2 ist das Anhydrid der Kohlensäure H_2CO_3 .

■ 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 .

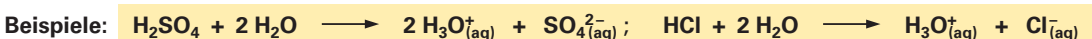
■ Bestandteile der Säuren

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:

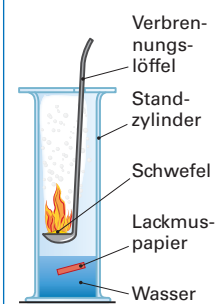


Versuch 1: Bildung von schwefliger Säure H_2SO_3

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.

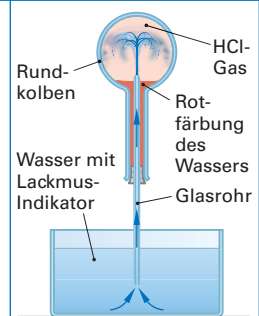
Ein vor dem Versuch in das Wasser eingelegter violetter Lackmuspapierstreifen zeigt durch fortschreitende Rotfärbung die Bildung einer Säure an. Es ist **schweflige Säure H_2SO_3** .



Versuch 2: Bildung von Salzsäure HCl

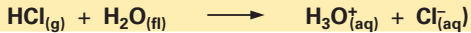
Versuchsbeschreibung:

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.

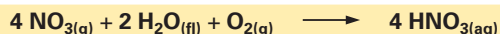
Daneben wird es als Aufschlussmittel zur Herstellung der Metalle Aluminium und Zink sowie des Weißpigments Titandioxid TiO_2 eingesetzt. Schwefelsäure ist zudem die Säurefüllung in den Starterbatterien der Kraftfahrzeuge.



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.

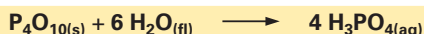
Salpetersäure ist ein sehr starkes Oxidationsmittel. Sie oxidiert organische Stoffe, wie z. B. Stroh, Papier, Holz, Textilien und erwärmt sich dabei so stark, dass die Stoffe in Brand geraten (**Bild 1**). Dabei entstehen giftige nitrose Gase. Beim Umgang mit Salpetersäure ist deshalb große Vorsicht 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:



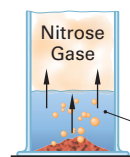
Phosphorsäure ist, je nach Konzentration, eine schwache bis mittelstarke Säure. In hoher Konzentration ist sie stark ätzend; stark verdünnt jedoch unschädlich und ungiftig.

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

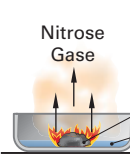


Reaktion mit Kupfer



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