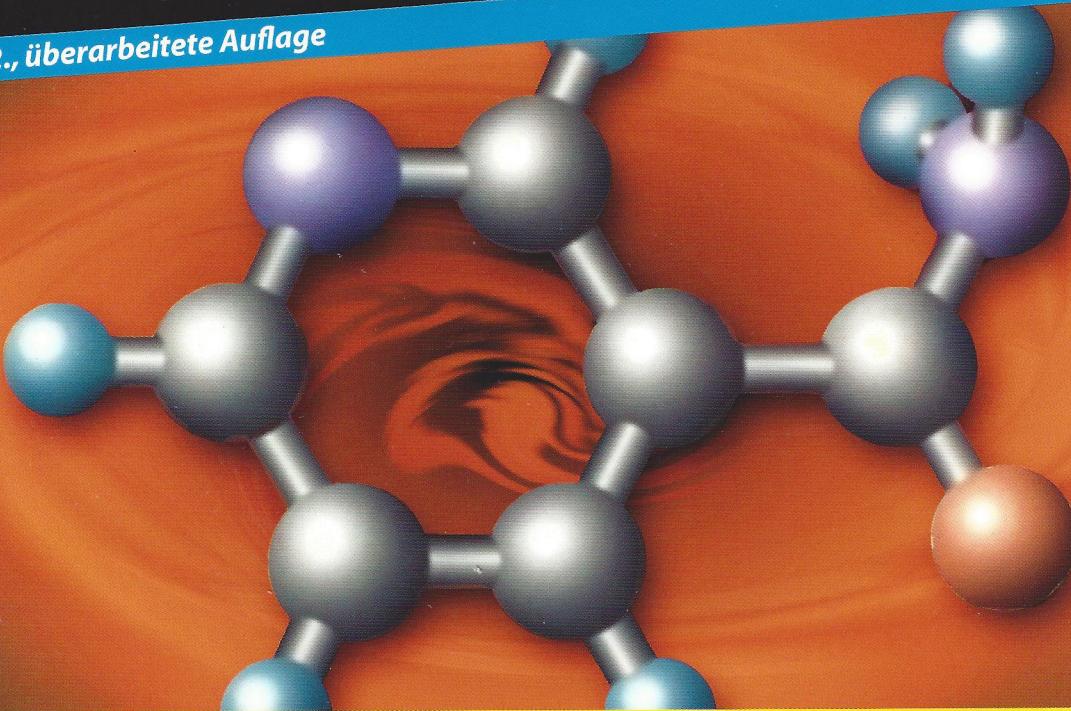


So stimmt Ihre Chemie mit der Chemie

Chemie FÜR **DUMMIES**[®]

2., überarbeitete Auflage



John T. Moore

Chemie für Dummies - Schummelseite

Periodensystem der Elemente

IA (1)		IIA (2)		VIII A (18)								VIIIA (18)																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																								
1	H Wasserstoff 1,008	2	Li Lithium 6,94	3	Na Natrium 22,99	4	Mg Magnesium 24,31	5	Ca Calcium 40,08	6	Sc Scandium 44,96	7	Ti Titan 47,88	8	V Vanadium 50,94	9	Mn Mangan 52,00	10	Ni Nickel 54,94	11	Cu Kupfer 58,93	12	Zn Zink 63,55	13	Al Aluminium 65,37	14	Si Silizium 69,72	15	P Phosphor 74,92	16	S Schwefel 78,95	17	Cl Chlor 82,80	18	Ar Argon 83,80																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																	
11		12		19		20		37		38		55		56		75		83		84		85		86		87		88		89		90		91		92		93		94		95		96		97		98		99		100		101		102		103		104		105		106		107		108		109		110		111		112		113		114		115		116		117		118		119		120		121		122		123		124		125		126		127		128		129		130		131		132		133		134		135		136		137		138		139		140		141		142		143		144		145		146		147		148		149		150		151		152		153		154		155		156		157		158		159		160		161		162		163		164		165		166		167		168		169		170		171		172		173		174		175		176		177		178		179		180		181		182		183		184		185		186		187		188		189		190		191		192		193		194		195		196		197		198		199		200		201		202		203		204		205		206		207		208		209		210		211		212		213		214		215		216		217		218		219		220		221		222		223		224		225		226		227		228		229		230		231		232		233		234		235		236		237		238		239		240		241		242		243		244		245		246		247		248		249		250		251		252		253		254		255		256		257		258		259		260		261		262		263		264		265		266		267		268		269		270		271		272		273		274		275		276		277		278		279		280		281		282		283		284		285		286		287		288		289		290		291		292		293		294		295		296		297		298		299		300		301		302		303		304		305		306		307		308		309		310		311		312		313		314		315		316		317		318		319		320		321		322		323		324		325		326		327		328		329		330		331		332		333		334		335		336		337		338		339		340		341		342		343		344		345		346		347		348		349		350		351		352		353		354		355		356		357		358		359		360		361		362		363		364		365		366		367		368		369		370		371		372		373		374		375		376		377		378		379		380		381		382		383		384		385		386		387		388		389		390		391		392		393		394		395		396		397		398		399		400		401		402		403		404		405		406		407		408		409		410		411		412		413		414		415		416		417		418		419		420		421		422		423		424		425		426		427		428		429		430		431		432		433		434		435		436		437		438		439		440		441		442		443		444		445		446		447		448		449		450		451		452		453		454		455		456		457		458		459		460		461		462		463		464		465		466		467		468		469		470		471		472		473		474		475		476		477		478		479		480		481		482		483		484		485		486		487		488		489		490		491		492		493		494		495		496		497		498		499		500		501		502		503		504		505		506		507		508		509		510		511		512		513		514		515		516		517		518		519		520		521		522		523		524		525		526		527		528		529		530		531		532		533		534		535		536		537		538		539		540		541		542		543		544		545		546		547		548		549		550		551		552		553		554		555		556		557		558		559		560		561		562		563		564		565		566		567		568		569		570		571		572		573		574		575		576		577		578		579		580		581		582		583		584		585		586		587		588		589		590		591		592		593		594		595		596		597		598		599		600		601		602		603		604		605		606		607		608		609		610		611		612		613		614		615		616		617		618		619		620		621		622		623		624		625		626		627		628		629		630		631		632		633		634		635		636		637		638		639		640		641		642		643		644		645		646		647		648		649		650		651		652		653		654		655		656		657		658		659		660		661		662		663		664		665		666		667		668		669		670		671		672		673		674		675		676		677		678		679		680		681		682		683		684		685		686		687		688		689		690		691		692		693		694		695		696		697		698		699		700		701		702		703		704		705		706		707		708		709		710		711		712		713		714		715		716		717		718		719		720		721		722		723		724		725		726		727		728		729		730		731		732		733		734		735		736		737		738		739		740		741		742		743		744		745		746		747		748		749		750		751		752		753		754		755		756		757		758		759		760		761		762		763		764		765		766		767		768		769		770		771		772		773		774		775		776		777		778		779		780		781		782		783		784		785		786		787		788		789		790		791		792		793		794		795		796		797		798		799		800		801		802		803		804		805		806		807		808		809		810		811		812		813		814		815		816		817		818		819		820		821		822		823		824		825		826		827		828		829		830		831		832		833		834		835		836		837		838		839		840		841		842		843		844		845		846		847		848		849		850		851		852		853		854		855		856		857		858		859		860		861		862		863		864		865		866		867		868		869		870		871		872		873		874		875		876		877		878		879		880		881		882		883		884		885		886		887		888		889		890		891		892		893		894		895		896		897		898		899		900		901		902		903		904		905		906		907		908		909		910		911		912		913		914		915		916		917		918		919		920		921		922		923		924		925		926		927		928		929		930		931		932		933		934		935		936		937		938		939		940		941		942		943		944		945		946		947		948		949		950		951		952		953		954		955		956		957		958		959		960		961		962		963		964		965		966		967		968		969		970		971		972		973		974		975		976		977		978		979		980		981		982		983		984		985		986		987		988

Chemie für Dummies - Schummelseite



Bindung

- ✓ Bei der Bindung nehmen Atome Elektronen auf, geben sie ab oder teilen sie mit anderen Atomen. Dabei wird die Anzahl der Elektronen des nächsten Edelgases angestrebt.
- ✓ Metall + Nichtmetall = Ionenbindung
- ✓ Nichtmetall + Nichtmetall = kovalente Bindung
- ✓ Elektronen-Füll-Muster: 1s, 2s, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f

Lösungskonzentration

Gewicht/Gewicht (G/G) % = (gelöster Stoff in Gramm/Lösung in Gramm) x 100

Molarität (M) = Molekülmasse des gelösten Stoffes/Liter Lösung

Teilchen/Million (ppm) = Gelöster Stoff in Gramm/1.000.000 Gramm Lösung = mg/l

Darstellung von Isotopen



X = Elementsymbol, Z = Atomzahl (Zahl der Protonen), A = Massenzahl (Zahl der Protonen + Neutronen)

Nützliche Konversionen und metrische Präfixe

Temperaturumrechnungen:

- ✓ ${}^{\circ}\text{F} = \frac{9}{5}({}^{\circ}\text{C}) + 32$
- ✓ ${}^{\circ}\text{C} = \frac{5}{9}({}^{\circ}\text{F} - 32)$
- ✓ $\text{K} = {}^{\circ}\text{C} + 273$

Metrische Konversionen:

- ✓ 1 Inch = 2,54 cm
- ✓ 1 Pound = 454 g
- ✓ 1 qt = 0,946 l

Druckumrechnung: 1 atm = 760 mm Hg = 760 torr

1 torr = $0,133 \times 103$ Pa (Pascal)

Übliche metrische Umrechnungen:

- ✓ Milli... = 0,001
- ✓ Zenti... = $\frac{1}{100}$
- ✓ Kilo... = 1000

Säuren und Basen

Eine Säure ist ein H^+ -Geber, eine Base ein H^+ -Nehmer.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]; [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Redox

Oxidation ist die Abgabe von Elektronen, Reduktion die Aufnahme.

Gasgesetze

Kombiniertes Gasgesetz:

$$(\text{P}_1\text{V}_1)/\text{T}_1 = (\text{P}_2\text{V}_2)/\text{T}_2 \quad (\text{T in Kelvin})$$

Ideales Gasgesetz:

$$\text{PV} = \text{nRT} \quad (\text{R} = 0,0821 \text{ l atm/K mol})$$

Mol-Konzept

Molekulargewicht = $6,022 \times 10^{23}/\text{mol}$ = Formelgewicht in Gramm



*Chemie
für Dummies*

John T. Moore

Chemie für Dummies

2., überarbeitete Auflage

*Übersetzung aus dem Amerikanischen
von Hans Joachim Beese
und Hartmut Strahl*

*Fachkorrektur von Christian Hans
und Ulrike Meister*



WILEY-VCH Verlag GmbH & Co. KGaA



Scan
by

Bibliografische Information der Deutschen Nationalbibliothek
Die Deutsche Nationalbibliothek verzeichnet diese Publikation
in der Deutschen Nationalbibliografie; detaillierte bibliografische
Daten sind im Internet über <http://dnb.d-nb.de> abrufbar.

2., überarbeitete Auflage 2008

© 2008 WILEY-VCH Verlag GmbH & Co. KGaA, Weinheim

Original English language edition Copyright © 2005 by Wiley Publishing, Inc.
All rights reserved including the right of reproduction in whole or in part in any form. This translation
published by arrangement with John Wiley and Sons, Inc.

Copyright der englischsprachigen Originalausgabe © 2005 von Wiley Publishing, Inc.
Alle Rechte vorbehalten inklusive des Rechtes auf Reproduktion im Ganzen oder in Teilen und in jeglicher
Form. Diese Übersetzung wird mit Genehmigung von John Wiley and Sons, Inc. publiziert.

Wiley, the Wiley logo, Für Dummies, the Dummies Man logo, and related trademarks and trade dress are
trademarks or registered trademarks of John Wiley & Sons, Inc. and/or its affiliates, in the United States and
other countries. Used by permission.

Wiley, die Bezeichnung »Für Dummies«, das Dummies-Mann-Logo und darauf bezogene Gestaltungen sind
Marken oder eingetragene Marken von John Wiley & Sons, Inc., USA, Deutschland und in anderen Ländern.

Das vorliegende Werk wurde sorgfältig erarbeitet. Dennoch übernehmen Autoren und Verlag für die Richtig-
keit von Angaben, Hinweisen und Ratschlägen sowie für eventuelle Druckfehler keine Haftung.

Printed in Germany

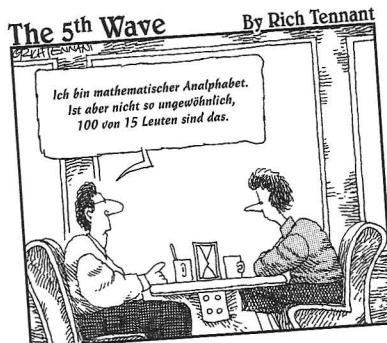
Gedruckt auf säurefreiem Papier

Satz Conrad und Lieselotte Neumann, München
Druck und Bindung M.P. Media-Print Informationstechnologie GmbH, Paderborn

ISBN 978-3-527-70473-6

Cartoons im Überblick

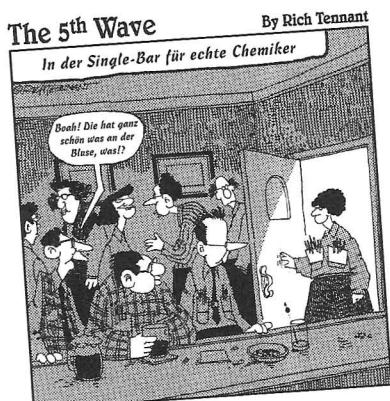
von Rich Tennant



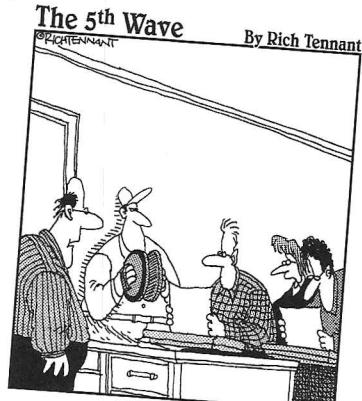
Seite 27



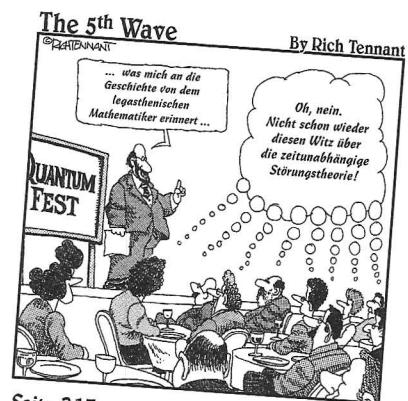
Seite 175



Seite 233



Seite 99



Seite 317

Inhaltsverzeichnis

Einführung	21
Über dieses Buch	21
Wie man dieses Buch benutzt	22
Voraussetzungen	22
Wie ist dieses Buch aufgebaut?	23
Teil I: Grundlegende Konzepte der Chemie	23
Teil II: Drum prüfe, wie sich Atome verbinden	23
Teil III: Das Mol: Der beste Freund des Chemikers	24
Teil IV: Chemie im Alltag: Nutzen und Probleme	24
Teil V: Der Top-Ten-Teil	24
Icons, die in diesem Buch verwendet werden	25
Wie geht es von hier aus weiter?	25
Teil I	
Grundlegende Konzepte der Chemie	27
Kapitel 1	
Was ist Chemie und warum sollte man darüber etwas wissen?	29
Was ist genau Chemie?	29
Zweige der Chemie	29
Makroskopische und mikroskopische Perspektive	31
Reine und angewandte Chemie	31
Was macht nun der Chemiker den lieben langen Tag?	32
Und wo arbeiten Chemiker tatsächlich?	33
Kapitel 2	
Materie und Energie	35
Zustände der Materie: Makroskopische und mikroskopische Sicht	35
Festkörper	36
Flüssigkeiten	36
Gase	37
Eis in Alaska, Wasser in Texas: Materie wechselt den Zustand	37
Ich löse mich auf! Oh, was für eine Welt!	37
Der Siedepunkt	37
Gefrierpunkt: Das Wunder des Eiswürfels	38
Sublimieren Sie das!	39
Reine Substanzen und Mischungen	39

Reine Substanzen	39
Nun kommen die Mischungen hinzu	41
Das Messen von Materie	41
Das SI-System	42
SI-Umwandlungen ins Englische	42
Sie haben ja nette Eigenschaften bekommen	43
Wie dicht sind Sie?	43
Das Messen der Dichte	44
Energie (Ach, hätte ich doch mehr davon!)	45
Kinetische Energie ist Bewegung	46
Potenzielle Energie – sitzen Sie gut?	46
Das Messen von Energie	47
Temperatur und Temperaturskalen	47
Fühlen Sie die Wärme	48
Kapitel 3	
Kleiner als ein Atom? Die Struktur des Atoms	51
Subatomare Teilchen: So, das ist also ein Atom	51
Der Kern: Mittelpunkt	53
Wo sind nun diese Elektronen?	56
Das Bohr'sche Modell – überhaupt nicht langweilig	56
Quantenmechanisches Modell	57
Elektronenkonfigurationen (Das Bett der Elektronen)	62
Das gefürchtete Energieniveaudiagramm	62
Elektronenkonfigurationen: Leicht und Platz sparend	64
Valenzelektronen: Ein Leben auf dem Grat	65
Isotope und Ionen: Dies sind einige meiner Lieblingsthemen	66
Das Isolieren eines Isotops	66
Ein Blick auf die Ionen	67
Kapitel 4	
Das Periodensystem	69
Das Wiederholen von Mustern der Periodizität	69
Wie die Elemente im Periodensystem angeordnet sind	72
Metalle, Nichtmetalle und Halbmetalle	73
Familien und Perioden	73
Kapitel 5	
Kernchemie, ohne dass Ihre Gehirnzellen zerfallen	81
Alles beginnt mit dem Atom	81
Radioaktivität und künstlicher radioaktiver Zerfall	82
Natürlicher radioaktiver Zerfall: Wie macht es die Natur	83

Alphastrahlung	84
Betastrahlung	85
Gammastrahlung	85
Positronenstrahlung	86
Elektronenaufnahme	86
Halbwertszeiten und radioaktive Altersbestimmung	87
Sichere Handhabung	88
Radioaktive Altersbestimmung	89
Kernspaltung	90
Kettenreaktionen und die kritische Masse	90
Atombomben (Riesenknall ohne Theorie)	91
Atomkraftwerke	92
Brutreaktoren: Das Erzeugen von spaltbarem Material	94
Kernfusion: Die Hoffnung für unsere Energiezukunft	95
Zum Thema Kontrolle	95
Was bringt die Zukunft	96
Leuchte ich etwa? Die Wirkungen der Strahlung	97

Teil II**Drum prüfe, wie sich Atome verbinden****99****Kapitel 6****Gegensätze ziehen sich an: Ionenbindungen****101**

Die Magie der Ionenbindung: Natrium + Chlor = Tafelsalz	101
Die Bestandteile des Salzes	102
Die Reaktion	103
Am Ende kommt die Bindung	104
Positive und negative Ionen: Kationen und Anionen	105
Polyatomare Ionen	107
Ionenbindungen	109
Das Verbinden von Magnesium und Brom	109
Das Verwenden der Kreuzregel	110
Das Benennen von Ionenverbindungen	111
Elektrolyte und Nichtelektrolyte	112

Kapitel 7**Kovalente Bindung: brüderlich teilen****115**

Grundlagen der kovalenten Bindung	115
Ein Wasserstoffbeispiel	116
Vergleich der kovalenten Bindung mit anderen Bindungsarten	117
Zum Verständnis der Vielfachbindung	118
Das Benennen von binären kovalenten Verbindungen	119

So viele Formeln, so wenig Zeit	120
Empirische Formel: Nur Elemente	120
Molekulare oder wirkliche Formel: Das »Innere« der Zahlen	120
Strukturierte Formeln: Fügen Sie das Bindungsmuster hinzu	122
Einige Atome sind attraktiver als andere	126
Das Anziehen von Elektronen: Elektronegativitäten	126
Polarkovalente Bindung	128
Wasser: Ein wirklich fremdartiges Molekül	129
Wie sieht Wasser wirklich aus? Die VSEPR-Theorie	132

Kapitel 8***Chemisches Kochen: Chemische Reaktionen*****135**

Was Sie haben und was Sie kriegen: Ausgangsstoffe und Produkte	135
Wie treten Reaktionen auf? Die Kollisionstheorie	137
Ein exothermes Beispiel	138
Ein endothermes Beispiel	138
Was für eine Reaktion bin ich?	140
Kombinationsreaktionen	140
Zerfallsreaktionen	140
Einzelne Verschiebungsreaktionen	141
Doppelte Verschiebungsreaktionen	142
Verbrennungsreaktionen	143
Redox-Reaktionen	144
Die Bilanz chemischer Reaktionen	144
Riechen Sie dieses Ammoniak?	145
Zünden Sie Ihr Feuerzeug	146
Chemisches Gleichgewicht	147
Das Prinzip von Le Chatelier	149
Konzentrationsänderung	150
Temperaturänderung	151
Druckänderung	152
Schnelle und langsame Reaktionen: Chemische Kinetik	153
Natur der Ausgangsstoffe	153
Partikelgröße der Ausgangsstoffe	153
Konzentration der Ausgangsstoffe	154
Druck von gasförmigen Ausgangsstoffen	154
Temperatur	154
Katalysatoren	156

Kapitel 9***Elektrochemie: Batterien für Teekannen*****159**

Da gehen sie hin, die Elektronen: Redox-Reaktionen	159
Wo habe ich jetzt die Elektronen gelassen? Oxidation	160

Gucken Sie mal, was ich gefunden habe! Reduktion	161
Des einen Verlust ist des anderen Gewinn	162
Zahlenspiel: Oxidationszahlen	162
Das Abwägen von Redox-Gleichungen	164
Strom an und los: Elektrochemische Batterien	167
Hübsche Zelle, Daniell	167
Es werde Licht: Taschenlampenbatterien	169
Gentlemen, starten Sie Ihre Motoren: Autobatterien	170
Fünf Euro für eine goldene Kette? Elektrogalvanisierung	171
Dies bringt mich zur Weißglut! Verbrennung von Treibstoffen und Nahrung	172

Teil III***Das Mol, der beste Freund des Chemikers*****175****Kapitel 10*****Das Mol: Atome zum Anfassen*****177**

Das Zählen durch Wiegen	177
Paare, Dutzende, alte Riese und Mole	178
Avogadros Nummer: Steht nicht im Telefonbuch	178
Die Anwendung des Mols in der realen Welt	179
Chemische Reaktionen und das Mol	181
Wie viel man für wie viel braucht: Reaktionsstöchiometrie	183
Wo ist es geblieben? Prozentuale Ausbeute	185
Zu viel oder zu wenig: Limitierende Reaktanden	185

Kapitel 11***Mischen von Materie: Lösungen*****187**

Gelöster Stoff, Lösungsmittel und Lösungen	187
Eine Lösungsdiskussion	188
Satte Fakten	188
Konzentration	189
Prozentuale Zusammensetzung	189
Die Nummer 1 heißt Molarität	191
Molalität: Eine andere Verwendung für das Mol	194
Teile pro Million: Die Verschmutzungseinheit	194
Kolligative Eigenschaften von Lösungen	195
Dampfdruckerniedrigung	195
Warum verwenden wir im Sommer Frostschutzmittel?	196
Siedepunkterhöhung	196
Wir stellen Eis her: Gefrierpunktterniedrigung	196
So bleiben Blutkörperchen lebendig und gesund: Osmotischer Druck	198
Rauch, Wolken, Schlagsahne und Marshmallows: Alles Kolloide	200

Kapitel 12

Sauer und bitter: Säuren und Basen

201

Eigenschaften von Säuren und Basen, makroskopisch betrachtet	201
Wie sehen Säuren und Basen aus? – Ein Blick durchs Mikroskop	202
Die Theorie von Arrhenius: Ohne Wasser geht gar nichts	203
Die Brönsted-Lowry-Säure-Base-Theorie: Geben und Nehmen	204
Ätzend oder trinkbar: Starke und schwache Säuren und Basen	204
Starke Säuren	205
Starke Basen	206
Schwache Säuren	206
Schwache Basen	208
Her mit dem Proton: Brönsted-Lowry-Säure-Base-Reaktionen	208
Entscheide dich: amphoteres Wasser	209
Ein altes Abführmittel und Rotkohl: Säure-Base-Indikatoren	210
Das gute alte Lackmus-Papier	210
Phenolphthalein: alles geregelt	211
Wie sauer ist mein Kaffee: Die pH-Skala	212
Puffer: Die pH-Controllettis	215
Säureneutralisatoren: Grundlagenchemie	215

Kapitel 13

Ballons, Reifen und Pressluftflaschen:

Die wunderbare Welt der Gase

217

Gase unter dem Mikroskop: Die kinetische Gastheorie	217
Druck: Eine Frage der Atmosphäre	220
Ein Messgerät für die Atmosphäre: Das Barometer	220
Ein Messgerät für den Druck eingeschlossener Gase: Das Manometer	221
Auch Gase halten sich an Gesetze – Gasgesetze	222
Boyles Gesetz	222
Charles' Gesetz	224
Gay-Lussacs Gesetz	226
Das kombinierte Gasgesetz	227
Avogadros Gesetz	228
Die Gleichung des »Idealen Gasgesetzes«	229
Gasgesetze und Stöchiometrie	230
Die Gesetze von Dalton und Graham	231
Daltons Gesetz	231
Grahams Gesetz	231

Teil IV	
Chemie im Alltag: Nutzen und Probleme	233
Kapitel 14	
Kohlenstoff: Organische Chemie	235
Kohlenwasserstoffe: Vom Einfachen zum Komplexen	235
Vom Gasgrill zum Tiger im Tank: Alkane	236
Ungesättigte Kohlenwasserstoffe: Alkene	243
Alkine braucht die Welt	244
Aromatische Verbindungen: Benzol und andere »anrüchige« Verbindungen	245
Funktionelle Gruppen	245
Alkohole (einreiben und einverleiben): R-OH	246
Carbonsäuren (kleine Stinker): R-COOH	247
Ester (noch mehr Gerüche, aber diesmal Wohlgerüche): R-COOR'	248
Aldehyde und Ketone	248
Ether (Gute Nacht): R-O-R	249
Amine und Amide: Organische Basen	250
Kapitel 15	
Erdöl: Chemikalien für Verbrennung und Gestaltung	251
Sei nicht so roh, raffiniert kommt man weiter	251
Trennung ohne Schmerz: Fraktionierte Destillation	252
Aufbruchsstimmung: Katalytisches Cracken	254
Schieb mir mal was rüber: Katalytisches Reformieren	254
Die Geschichte des Benzin	255
Wie gut ist Ihr Benzin: Oktanzahlen	256
Additive: Blei rein, Blei raus	257
Kapitel 16	
Polymere: Gleich und Gleich gesellt sich gern	261
Natürliche Monomere und Polymere	261
Wie man synthetische Monomere und Polymere klassifiziert	263
Brauchen wir nicht alle Strukturen?	263
Und wenn's mal heiß wird?	263
Was mache ich denn damit?	264
Wie wird's gemacht?	264
Kunststoffe reduzieren, wiederverwenden, recyceln	272

Kapitel 17	
Chemie im Haushalt	273
Chemie in der Waschküche	273
Alles im Reinen: Seife	275
Weg mit dem Rand in der Wanne: Detergenzien	276
Ach, ist das weich: Wasserenthärtung	277
Weißen als weiß: Bleichmittel	278
Küchenchemie	279
Alles sauber: Allzweckreiniger	279
Spüli und Konsorten: Spülmittel	279
Chemie im Badezimmer	280
Auch im Rachen lässt sich was machen: Zahnpasta	280
Puh! Deodorants und Antitranspirants	280
Weich und schön: Die Chemie der Hautpflege	281
Waschen, färben, legen: Die Chemie der Haarpflege	286
Medizinschränkchen-Chemie	288
Die Geschichte des Aspirins	289
Minoxidil und Viagra	290
Kapitel 18	
Hust! Hust! Keuch! Keuch! Luftverschmutzung	291
Zivilisation und Atmosphäre (oder: Wo der ganze Schlamassel anfängt)	291
Atmen oder nicht atmen: Unsere Atmosphäre	292
Die Troposphäre: Hier bin ich Mensch, hier atme ich ein	292
Die Stratosphäre: Schutzschild Ozonschicht	293
Hände weg von meinem Ozon: Hairspray, FCKWs und das Ozonloch	293
Wie schädigen FCKWs die Ozonschicht?	294
Werden FCKWs immer noch produziert?	295
Ist Ihnen auch so heiß? (Der Treibhauseffekt)	295
Braune Luft? (Photochemischer Smog)	296
London-Smog	297
Photochemischer Smog	297
»Ich zerrfliiiiiiiiiiieße!« – Saurer Regen	299
Aufladen und raus damit: Elektrostatische Filter	301
Spülwasser: Nasse Entschwefelung	302
Kapitel 19	
Braunes, stinkendes Wasser? Wasserverschmutzung	303
Wo kommt unser Wasser her und wo fließt es hin?	303
Verdunsten, kondensieren, wiederholen	304
Wohin das Wasser fließt	304
Wasser: Eine höchst ungewöhnliche Substanz	305

Igittigitt! Was unser Wasser verschmutzt	307
Das Blei ist noch nicht überall verschwunden:	
Verunreinigungen durch Schwermetalle	308
Saurer Regen	309
Infektiöse Erreger	309
Deponien	310
Wasserverschmutzung durch Agrarwirtschaft	311
Auch Hitze kann schaden: Thermische Verschmutzung	311
Brauchen Sie Sauerstoff? – BSB	312
Das müssen wir erst noch klären: Abwässer	312
Mechanische Abwasserreinigung	312
Biologische Abwasserreinigung	313
Chemische Abwasserreinigung	314
Trinkwasseraufbereitung	314
 Teil V	
Der Top-Ten-Teil	317
 Kapitel 20	
Zehn zufällige Entdeckungen in der Chemie	319
Archimedes: Alles mit Muße	319
Die Vulkanisierung von Gummi	320
Rechts und links drehende Moleküle	320
William Perkin und die Farbe Lila	320
Kekulé: Ein schöner Traum	321
Die Entdeckung der Radioaktivität	321
Eine schlüpfrige Sache: Teflon	321
Nicht nur für Sträflinge: Haftnotizen	322
Lass wachsen	322
Süßer als Zucker	322
 Kapitel 21	
Zehn Koryphäen der Chemie	323
Amedeo Avogadro	323
Niels Bohr	323
Madame Marie Curie	324
John Dalton	324
Michael Faraday	324
Antoine Lavoisier	324
Dimitri Mendelejew	325
Linus Pauling	325
Ernest Rutherford	325

Glenn Seaborg	326
Das Mädchen in der dritten Klasse, das mit Essig und Backpulver herumexperimentiert	326
Kapitel 22	
Zehn nützliche Chemie-Websites	327
Prof. Blumes Bildungsserver für Chemie	327
Naturwissenschaftliches Arbeiten	327
Gefährliche Stoffe	328
ChemLin.de	328
Bundesministerium für Umwelt, Naturschutz und Reaktorsicherheit	328
Chemieplanet	329
Interaktives Periodensystem	329
Chemikalien und Riechstoffe	329
Das Exploratorium	329
Deutsches Museum	330
Anhang A	
Wissenschaftliche Einheiten: Das metrische System	331
SI-Präfixe	331
Länge	332
Masse	332
Volumen	333
Temperatur	333
Druck	333
Energie	334
Anhang B	
Wie man mit sehr großen und sehr kleinen Zahlen umgeht	335
Exponentielle Schreibweise	335
Addition und Subtraktion	336
Multiplikation und Division	336
Zahlen potenzieren	336
Rechnen mit dem Taschenrechner	336
Anhang C	
Methoden zur Umrechnung von Einheiten	339

Anhang D	
Relevante Stellen und das Runden	343
Zahlen: Genau und gezählt oder gerundet	343
Bestimmung der relevanten Stellen einer gemessenen Zahl	344
Die richtige Anzahl relevanter Stellen angeben	344
Addition und Subtraktion	344
Multiplikation und Division	345
Zahlen runden	345
Stichwortverzeichnis	347

Einführung

Die erste Hürde für das Verständnis der Chemie haben Sie bereits überwunden: Sie haben sich dieses Buch ausgesucht. Ich könnte mir vorstellen, dass viele Leute den Titel lesen, das Wort *Chemie* sehen und sich wieder entfernen, als flüchteten sie vor Pest-Bakterien.

Ich weiß nicht mehr, wie oft ich mich schon im Urlaub mit jemandem unterhalten habe, bis die gefürchtete Frage kam: »Was machen Sie eigentlich?«

»Ich bin Lehrer«, antwortete ich.

»Echt? Und was unterrichten Sie?«

Ich wappne mich, knirsche mit den Zähnen und antworte mit meiner freundlichsten Stimme: »Chemie.«

Ich sehe den gewissen Gesichtsausdruck und höre: »Wow, habe ich in der Schule abgewählt.« »War einfach zu schwierig.« Oder: »Sie müssen ziemlich schlau sein, wenn Sie Chemie unterrichten.« Oder auch nur: »Tschüss!«

Ich glaube, viele Leute denken ähnlich, weil sie vermuten, die Chemie sei zu abstrakt, zu mathematisch und zu weit weg von der Realität ihres Lebens. Auf die eine oder andere Weise kommen wir jedoch alle mit Chemie in Berührung.

Erinnern Sie sich daran, wie Sie als Kind Wasser zum Sprudeln gebracht und aus Essig einen kleinen Vulkan gemacht haben? Kochen oder putzen Sie oder benutzen Sie Nagellackentferner? All das ist Chemie. Ich hatte als Kind niemals einen Chemiebaukasten, mochte aber schon immer die Naturwissenschaft. Mein Chemielehrer auf der High-School war ein großartiger Biologielehrer, hatte aber nicht so viel Ahnung von Chemie. Als ich jedoch auf einer anderen Schule meinen ersten Chemiekurs hatte, nahm mich das Labor regelrecht gefangen. Ich hatte Spaß an den vielen Farben und auch an den festen Stoffen, die man aus Lösungen gewinnen konnte. Und ich war davon fasziniert, neue Verbindungen synthetisch herzustellen, d.h. etwas zu produzieren, das vielleicht vorher noch niemand erzeugt hatte. Ich wollte unbedingt in einem Chemieunternehmen arbeiten und Forschung betreiben. Aber dann entdeckte ich meine zweite Leidenschaft: lehren.

Chemie wird manchmal »zentrale Wissenschaft« genannt (meistens von Chemikern), denn um Biologie, Geologie oder sogar Physik gut zu verstehen, wird ein gutes Verständnis der Chemie vorausgesetzt. Unsere Welt ist eine chemische, und ich hoffe, es wird Ihnen Spaß machen, die chemische Natur unserer Welt zu entdecken – und dass Sie dann das Wort Chemie nicht mehr so schrecklich finden.

Über dieses Buch

Mein Ziel ist nicht, Sie mit diesem Buch zu einem Chemieguru zu machen. Ich möchte Ihnen einfach ein grundlegendes Verständnis einiger chemischer Schwerpunkte vermitteln, die im

Allgemeinen an höheren Schulen vorkommen. Wenn Sie einen Kurs besuchen, benutzen Sie dieses Buch einfach als Referenz in Verbindung mit Ihren Notizen und Ihrem Lehrbuch.

Den Leuten einfach nur beim Tennis zuzuschauen, aus welchem Grund auch immer, macht Sie noch nicht zu einem Tennisstar. Sie benötigen Praxis. Das Gleiche gilt natürlich auch für die Chemie. Sie ist kein Zuschauersport. Wenn Sie einen Chemiekurs besuchen, sollten Sie unbedingt auch praktisch arbeiten. Ich zeige Ihnen, wie man bestimmte Problemtypen anpackt – die Gasgesetze zum Beispiel. Benutzen Sie aber bitte das Lehrbuch für praktische Aufgaben. Okay, das ist Arbeit, kann aber eine Menge Spaß machen.

Wie man dieses Buch benutzt

Ich habe den Buchinhalt logisch (zumindest für mich) gegliedert. Das heißt aber nicht, dass Sie am Anfang des Buches beginnen und es bis zu Ende durchlesen müssen. Ich habe jedes Kapitel eigenständig konzipiert. Sie haben also die Freiheit, im Buch hin und her zu springen. Manchmal bekommen Sie ein besseres Verständnis, wenn Sie zu einem früheren Abschnitt zurückspringen. Um die erforderlichen HintergrundKapitel besser finden zu können, habe ich häufig Hinweise der Art »siehe Kapitel XX für weitere Informationen« im ganzen Buch verteilt.

Da ich ein Verfechter konkreter Beispiele bin, habe ich viele Illustrationen und Abbildungen in den Text integriert. Sie sind wirklich hilfreich beim Verständnis chemischer Zusammenhänge. Um Ihnen bei den mathematischen Aspekten zu helfen, habe ich die meisten Probleme in einzelne Schritte zerlegt, so dass es ihnen leicht fallen sollte, meinen Ausführungen zu folgen.

Obwohl ich den Stoff auf das Wichtigste entlang eines roten Fadens konzentriert habe, gibt es doch ein paar seitliche Verzweigungen. Sie sind interessant zu lesen (zumindest für mich), jedoch nicht wirklich wichtig zum Verständnis eines gewissen Themas. Sie können diese Teile deshalb auch überspringen. Dies ist Ihr Buch, benutzen Sie es, wie es Ihnen Spaß macht.

Voraussetzungen

Ich weiß nun wirklich nicht, warum Sie dieses Buch gekauft haben (oder kaufen werden – für den Fall, dass Sie noch im Buchladen stehen und sich bisher noch nicht entschließen konnten, eins oder zwei zu kaufen, um eines davon zu verschenken). Ich nehme jedoch an, Sie bereiten sich irgendwie auf einen Chemiekurs vor. Ich möchte auch annehmen, dass Sie einigermaßen vertraut mit Arithmetik und Algebra sind, um etwa eine Gleichung nach einer Unbekannten aufzulösen. Außerdem setze ich das Vorhandensein eines wissenschaftlichen Taschenrechners voraus.

Sollten Sie dieses Buch für den persönlichen Kick kaufen wollen – ohne besondere Absicht oder einem bevorstehenden Chemiekurs – haben Sie meinen Applaus und ich hoffe, Sie haben viel Spaß an diesem Abenteuer.

Wie ist dieses Buch aufgebaut?

Ich habe die einzelnen Themen in logischer Folge aneinander gereiht – im Prinzip auf dieselbe Art, wie ich meine Kurse für Nichtwissenschaftler und Erstsemester organisiere. Ich habe auch ein paar Kapitel zur Umweltchemie – Luft- und Wasserverschmutzung – hinzugefügt, weil diese Themen so häufig in der Zeitung stehen. Ich habe außerdem noch Material in den Anhängen hinzugefügt, das für Sie hilfreich sein könnte – insbesondere Anhang C zur Methodik der Umformung von Einheiten im Rahmen von bestimmten Problemen.

Im Folgenden finden Sie einen Überblick über alle Teile dieses Buches.

Teil I: Grundlegende Konzepte der Chemie

In diesem Teil führe ich Sie in die wirklich elementaren Konzepte der Chemie ein. Ich definiere die Chemie selbst und zeige, wie sie sich in die anderen Wissenschaftszweige einfügt (natürlich in der Mitte). Ich zeige Ihnen die Welt der Chemie um Sie herum und außerdem, warum die Chemie für Sie wichtig sein sollte. Ich zeige Ihnen außerdem die drei Zustände der Materie und wie diese in einen anderen Zustand überführt werden – natürlich unter Berücksichtigung der damit verbundenen Energieänderungen.

Über die Behandlung der makroskopischen Welt hinaus, wie zum Beispiel das Schmelzen von Eis, erfahren Sie etwas über die mikroskopische Welt der Atome. Ich erkläre die Teilchen, aus denen sich das Atom zusammensetzt – Protonen, Neutronen und Elektronen –, und zeige Ihnen auch, wo sich diese Teilchen im Atom befinden.

Sie erfahren, wie man das Periodensystem der Elemente, ein unverzichtbares Werkzeug für Chemiker, anwendet. Sie gehen mit mir bis zum Atomkern, erfahren etwas über Radioaktivität, die Kohlenstoff(C14)-Altersbestimmung, über Kernspaltungs- und Fusionsreaktoren und sogar etwas über die so genannte kalte Fusion. Nach diesem Kapitel werden Sie selbst strahlen.

Teil II: Drum prüfe, wie sich Atome verbinden

Dieser Teil liefert Ihnen etwas wirklich Nützliches: die chemische Bindung. In Kapitel 6 zeige ich Ihnen, wie man Tafelsalz erzeugt, nämlich durch Ionenbindung. In Kapitel 7 behandle ich dann die kovalente Bindung im Wassermolekül. Ich erläutere, wie man Millionen Bindungen benennt und wie man Strukturformeln gemäß Lewis zeichnet. Ich kann Ihnen sogar zeigen, wie einige dieser Moleküle aussehen. Entspannen Sie sich, ich werde Ihnen das entsprechende technische Kauderwelsch rechtzeitig erklären.

Sie erfahren in diesem Teil auch etwas über chemische Reaktionen. Sie erhalten ein paar Beispiele verschiedener Arten chemischer Reaktionen und wie diese ins Gleichgewicht gebracht werden. (Sie haben doch nicht wirklich geglaubt, ich könnte dem widerstehen?) Ich behandle Faktoren, die die Reaktionsgeschwindigkeit betreffen, und erkläre, warum Chemiker nur selten so viel Reaktionsprodukt erzeugen, wie sie erwarten. Wir werden ebenso den Elektronentransfer in so genannten Redox-Reaktionen diskutieren, wie sie beim Galvanisieren und bei Fotobatterien vorkommen. Ich hoffe, in diesem Teil geht Ihnen ein Licht auf.

Teil III: Das Mol: Der beste Freund des Chemikers

In diesem Teil führe ich in das Mol-Konzept ein. Komischer Name, gebe ich zu. Aber ein Mol ist für Ihr Verständnis chemischer Berechnungen von zentraler Bedeutung. Es versetzt Sie in die Lage, die Menge an Stoffen für eine bestimmte chemische Reaktion zu bestimmen und die Menge der erzeugten Reaktionsprodukte zu berechnen. Ich schreibe darüber hinaus über Lösungen und darüber, wie man deren Konzentration berechnet beziehungsweise bestimmt. Ich erkläre auch, warum ich auch im Sommer den Frostschutz in meinen Heizkörpern lasse und warum ich Salz hinzufüge, wenn ich Eiscreme zubereite.

Sie erhalten ferner saure und bittere Details über Säuren, Basen, pH-Werte und Mittel gegen Magensäure. Ich zeige Ihnen natürlich auch die Eigenschaften von Gasen. Im Kapitel über Gase lernen Sie so viele Gesetze kennen (das Boylesche Gesetz, Charles' Gesetz, das Gesetz von Gay-Lussac, das allgemeine Gasgesetz, das ideale Gasgesetz, Avogadros Gesetz und vieles mehr), dass Sie sich am Schluss wie ein Rechtsanwalt fühlen.

Teil IV: Chemie im Alltag: Nutzen und Probleme

In diesem Teil zeige ich Ihnen die Chemie des Kohlenstoffs, auch organische Chemie genannt. Wir widmen einige Zeit den Kohlenwasserstoffen, da diese in unserer Gesellschaft als Energiequelle so wichtig sind, und ich führe Sie in einige organische Funktionsgruppen ein. In Kapitel 15 zeige ich Ihnen eine praktische Anwendung der organischen Chemie – das Raffinieren von Petroleum zu Benzin. In Kapitel 16 werden Sie sehen, wie dasselbe Petroleum zur Synthese von Polymeren verwendet werden kann. Ich behandle ein paar verschiedene Typen von Polymeren, wie sie hergestellt und angewendet werden.

Ich zeige Ihnen in diesem Teil auch ein vertrautes Chemielabor – das Zuhause – und Sie erfahren etwas über Reinigungsmittel, Spülmittel, Kosmetik, Pflegemittel für Haare und Medizin. Wir diskutieren dann einige Probleme der Gesellschaft, mit der sich die Industrie auf der ganzen Welt auseinander zu setzen hat: Ich meine die Luft- und Wasserverschmutzung. Ich hoffe, Sie gehen nicht im »Smog« verloren.

Teil V: Der Top-Ten-Teil

In diesem Teil führe ich Sie zu den zehn größten Entdeckungen in der Chemie, stelle Ihnen zehn großartige Chemie-Genies vor und weise Sie auf zehn nützliche Chemie-Internetseiten hin. Ich wollte auch noch meine zehn Lieblings-Chemiesongs bringen, mir fielen aber nur neun ein – schade.

Ich habe auch noch einige Anhänge geschrieben, die Ihnen bei mathematischen Problemen helfen könnten. Ich erläutere wissenschaftliche Einheiten, wie man besonders große oder besonders kleine Zahlen handhabt, eine einfache Umrechnungsmethode für Einheiten und wie man Berichte mit Hilfe der so genannten signifikanten Abbildung erzeugt.

Icons, die in diesem Buch verwendet werden

Wenn Sie schon andere *für Dummies*-Bücher gelesen haben, dann kennen Sie natürlich die Icons, die in diesem Buch verwendet werden. Aber hier ist noch mal eine kurze Erklärung für all diejenigen, die damit nicht so vertraut sind:



Dieses Icon verweist auf einen Tipp für den schnellsten Weg und/oder leichtesten Weg, eine Aufgabe durchzuführen oder ein Konzept zu erforschen. Es stellt gewisses Material bereit, dessen Kenntnis ganz einfach nützlich ist, und weiteres Material, das Ihnen Zeit und Frust erspart.



Dieses Erinnerungs-Icon soll einen Anstoß dafür liefern, diese Sache wirklich wichtig zu nehmen und sich zu merken.



Ich verwende dieses Zeichen, wenn ich einen Sicherheitshinweis geben möchte, insbesondere, wenn ich beschreibe, wie chemische Substanzen zu mischen sind.



Ich verwende dieses Icon relativ selten, da ich den Inhalt möglichst einfach gehalten habe. In den Fällen aber, in denen ich meine Erklärungen über das Basiswissen hinaus ausweite, zeige ich das mit diesem Icon an. Man kann über diese Stelle natürlich hinwegspringen, aber es könnte ja sein, dass Sie an einer detaillierteren Beschreibung einer Sache interessiert sind.

Wie geht es von hier aus weiter?

Das liegt wirklich ganz bei Ihnen und Ihren Vorkenntnissen. Wenn Sie etwas ganz Bestimmtes klären möchten, schlagen Sie ruhig das Kapitel oder diesen Abschnitt hierzu auf. Wenn Sie ein echter Neuling sind, beginnen Sie einfach bei Kapitel 1 und lesen von hier aus weiter. Wenn Sie schon ein kleiner Chemiker sind, schauen Sie sich bitte noch einmal Kapitel 3 an und springen dann in Teil II. Kapitel 10 über das Mol ist sehr wichtig, ebenso Kapitel 13 über Gase.

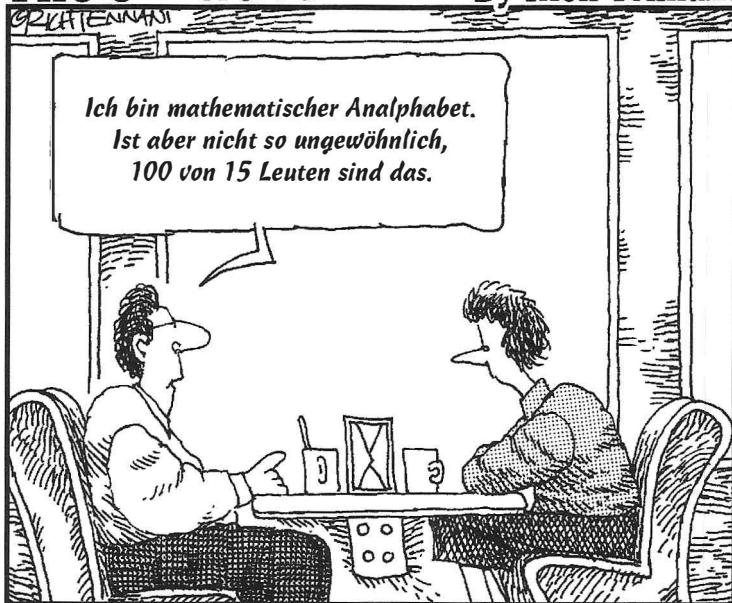
Wenn Sie nur daran interessiert sind, etwas über die Chemie in Ihrem täglichen Leben zu erfahren, lesen Sie Kapitel 1 und springen dann in die Kapitel 16 und 17. Wenn Sie am meisten an Umweltchemie interessiert sind, gehen Sie zu Kapitel 18 und 19. Eigentlich können Sie nichts verkehrt machen. Ich hoffe, Sie haben an Ihrem Chemietrip viel Spaß.

Teil I

Grundlegende Konzepte der Chemie

The 5th Wave

By Rich Tennant



In diesem Teil ...

Wenn Sie neu in der Chemie sind, sieht das Ganze vielleicht etwas Furcht erregend aus. Ich begegne jeden Tag Studenten, die sich selbst verrückt machen, indem sie sich einreden, für die Chemie nicht geeignet zu sein.

Jeder kann die Chemie begreifen. Wenn Sie kochen, putzen oder einfach nur da sind, sind Sie Teil der chemischen Welt.

Ich arbeite viel mit Grundschülern und sie lieben Naturwissenschaften. Ich zeige ihnen ein paar chemische Reaktionen (Essig mit Soda zum Beispiel) und schon drehen sie durch. Ich hoffe, es geht Ihnen genauso.

Die Kapitel von Teil I vermitteln Ihnen den grundlegenden Hintergrund der Chemie. Ich erzähle Ihnen etwas über die Materie und die Zustände, in denen sie sich befinden kann. Ich sage etwas über die Energie einschließlich der Methoden, wie sie gemessen wird. Ich diskutiere die mikroskopische Welt des Atoms und seine grundlegenden Bestandteile. Ich erläutere auch das Periodensystem, das nützlichste Werkzeug für den Chemiker. Sie erfahren auch etwas über Radioaktivität, Kernreaktoren und Atombomben.

Dieser Teil entführt Sie auf eine lustige Reise. Werfen Sie die Maschine schon mal an ...

Was ist Chemie und warum sollte man darüber etwas wissen?

In diesem Kapitel

- Die Wissenschaft von der Chemie definieren
 - Einen Überblick über Bereiche der Chemie erhalten
 - Überall ist Chemie
-

Wenn Sie einen Kurs in Chemie belegen, kann es sein, dass Sie dieses Kapitel auslassen und direkt zu dem Bereich springen wollen, mit dem Sie Schwierigkeiten haben. Aber, wenn Sie dieses Buch gekauft haben, um zu entscheiden, ob Sie einen Kurs in Chemie belegen oder ob es Spaß macht, etwas Neues zu entdecken, möchte ich Sie ermutigen, dieses Kapitel zu lesen. Ich setze die Stufe für den Rest des Buches hier dadurch, dass ich Ihnen zeige, was Chemie ist, was Chemiker tun, und warum Sie an Chemie wirklich interessiert sein sollten.

Mir macht Chemie richtig Spaß. Sie ist viel mehr als eine einfache Sammlung von Fakten und ein Gebilde von Wissen. Ich denke, es ist faszinierend zu beobachten, wie chemische Veränderungen stattfinden, Unbekanntes herauszufinden, Instrumente zu benutzen, die Sinne zu erweitern und Voraussagen zu machen und zu begreifen, warum sie richtig oder falsch sind. Alles fängt hier mit den Grundlagen an – herzlich willkommen in der faszinierenden Welt der Chemie.

Was ist genau Chemie?

Einfach ausgedrückt, behandelt dieser ganze Zweig der Wissenschaft alles über Materie, die irgend etwas ist, das Masse hat und Platz einnimmt. Chemie ist die Studie über die Zusammensetzung und die Eigenschaften der Materie und die Veränderungen, denen sie ausgesetzt ist.

Chemie kommt hauptsächlich dort ins Spiel, wo Veränderungen stattfinden. Materie besteht entweder aus reinen Substanzen oder aus Mischungen davon. Die Veränderung von einer Substanz in eine andere nennen die Chemiker *chemische Änderung* oder *chemische Reaktion*. Wenn diese stattfindet, ist das ein Höhepunkt im Leben des Chemikers, denn es entsteht etwas gänzlich Neues (siehe Kapitel 2 zu den Details hierzu).

Zweige der Chemie

Chemie ist so umfassend, dass sie anfänglich in verschiedene Spezialbereiche unterteilt wurde. Heute jedoch gibt es ein hohes Maß an Überlappung zwischen den verschiedenen Bereichen

der Chemie, genau wie bei den verschiedenen Wissenschaften. Hier sind die traditionellen Bereiche der Chemie:

- ✓ **Analytische Chemie:** Dieser Zweig befasst sich mit der Analyse von Substanzen. Es kann sein, dass Chemiker aus diesem Bereich versuchen herauszufinden, welche Substanzen in einer Mischung (qualitative Analyse) sind oder wie viel von einer besonderen Substanz darin enthalten ist (quantitative Analyse). In der analytischen Chemie finden wir eine große Menge verschiedenster Laborinstrumente.
- ✓ **Biochemie:** Dieser Zweig spezialisiert sich auf lebende Organismen. Biochemiker studieren die chemischen Reaktionen, die auf dem molekularen Niveau eines Organismus stattfinden – der Ebene, in der die Dinge mit bloßem Auge nicht mehr wahrgenommen werden können. Biochemiker studieren Prozesse wie Verdauung, Stoffwechsel, Vermehrung, Atmung usw. Manchmal ist es schwierig, zwischen einem Biochemiker und einem molekularen Biologen zu unterscheiden, weil sie beide Systeme auf einer mikroskopischen Ebene studieren. Jedoch konzentriert sich ein Biochemiker wirklich mehr auf die Reaktionen, die auftreten.
- ✓ **Biotechnik:** Dies ist ein relativ neuer Bereich der chemischen Wissenschaft. Es ist die Anwendung von Biochemie und Biologie, wenn es darum geht, genetisches Material oder Organismen für bestimmte Zwecke zu schaffen oder zu modifizieren. Es wird in solchen Bereichen wie dem Klonen oder der Schaffung von krankheitsresistenten Ernten verwendet, und sie hat die potenziellen Möglichkeiten, genetische Krankheiten zukünftig zu eliminieren.
- ✓ **Anorganische Chemie:** Dieser Zweig befasst sich mit dem Studium anorganischer Verbindungen wie den Salzen. Er schließt das Studium über die Struktur und die Eigenschaften dieser Verbindungen ein. Dazu gehört auch das Studium der einzelnen Elemente der Verbindungen. Anorganische Chemiker würden wahrscheinlich sagen, es handele sich um das Studium aller Verbindungen ohne den Kohlenstoff. Diesen überlassen sie den organischen Chemikern.

Was sind nun Verbindungen und Elemente? Sie sind die Anatomie der Materie. Materie besteht entweder aus reinen Substanzen oder Mischungen aus reinen Substanzen. Substanzen selbst bestehen entweder aus Elementen oder Verbindungen daraus. (Kapitel 2 gliedert die Anatomie der Materie. Und wie bei allen Dingen der Zergliederung ist es am besten, vorbereitet zu sein – mit einer Nasenklammer und leerem Magen.)

- ✓ **Organische Chemie:** Diese ist das Studium des Kohlenstoffs und seiner Verbindungen. Es ist wahrscheinlich der organisiertesten Bereich der Chemie – aus gutem Grund. Es gibt Millionen organische Verbindungen und Tausende, die jedes Jahr neu entdeckt oder geschaffen werden. Industrien wie die Kunststoffindustrie, die Ölindustrie und die Pharmaindustrie verlassen sich auf organische Chemiker.
- ✓ **Physikalische Chemie:** Dieser Zweig analysiert, wie und warum sich ein chemisches System so verhält, wie es das tut. Physikalische Chemiker studieren die physikalischen Eigenschaften und das physikalische Verhalten der Materie und versuchen, Modelle und Theorien zu entwickeln, die dieses Verhalten beschreiben.

Was ist Wissenschaft?

Wissenschaft ist viel mehr als eine Sammlung von Fakten, Zahlen, Kurven und Schreibtischen. Wissenschaft ist eine Methode, das physische Universum zu prüfen. Es ist eine spezielle Art, Fragen zu stellen und zu beantworten. Wissenschaft wird am besten durch die Persönlichkeit der Wissenschaftler selbst beschrieben: Sie sind skeptisch – sie müssen ja in der Lage sein, Phänomene zu prüfen. Und sie halten die Ergebnisse ihrer Experimente vorläufig fest und warten darauf, dass ein anderer Wissenschaftler sie widerlegt. Was nicht getestet werden kann, ist keine Wissenschaft. Wissenschaftler wundern sich, wollen das »Warum« herausfinden, und sie experimentieren – sie sind in dieser Beziehung wie kleine Kinder. Vielleicht ist dies eine gute Definition von Wissenschaftlern – sie sind Erwachsene, die die Wunder der Natur und den Wunsch zu lernen nie aus den Augen verloren haben.

Makroskopische und mikroskopische Perspektive

Die meisten Chemiker, die ich kenne, arbeiten wie selbstverständlich in zwei Welten. Die eine ist die makroskopische Welt, die Sie und ich wahrnehmen, fühlen und berühren. Dies ist die Welt der fleckigen Laborkittel und Dinge wie Natriumchlorid abzuwiegen, um Dinge wie Wasserstoffgas zu schaffen. Dies ist die Welt der Versuche oder das, was einige Nichtwissenschaftler die »wirkliche Welt« nennen.

Aber Chemiker arbeiten auch in der mikroskopischen Welt, die Sie und ich nicht direkt sehen, fühlen oder berühren können. Hier arbeiten Chemiker mit Theorien und Modellen. Sie können das Volumen und den Druck eines Gases in der makroskopischen Welt messen, aber sie müssen die Messungen geistig in die mikroskopische Welt übersetzen, wie klein die Gaspartikel auch sind.

Wissenschaftler sind oft daran gewöhnt, zwischen diesen beiden Welten vor und zurück zu schalten, ohne dass sie dies real bemerken. Ein Auftreten oder eine Beobachtung in der makroskopischen Welt generiert eine auf die mikroskopische Welt bezogene Idee und umgekehrt. Sie könnten meinen, dass dieser Fluss von Ideen zunächst etwas irritiert. Aber, sobald Sie die Chemie kennen lernen, stellen Sie fest, dass so etwas zur zweiten Natur wird.

Reine und angewandte Chemie

In der reinen Chemie sind Chemiker frei, das zu tun, wofür sich die Forschung auch immer interessiert – oder, welchen Forschungsauftrag auch immer sie bekommen. Es gibt hier keine wirkliche Erwartung praktischer Anwendung. Der Forscher will einfach »wissen um des Wissens willen«. Diese Art von Forschung (oft auch Grundlagenforschung genannt) wird am häufigsten an Schulen und Universitäten durchgeführt. Der Chemiker setzt Studenten und Graduierte für die Forschung ein. Diese Arbeit ist Teil der beruflichen Ausbildung des Studenten. Der Forscher gibt seine Ergebnisse in professionellen Zeitschriften heraus, damit andere Chemiker diese prüfen und ggf. widerlegen können. Geld ist fast immer ein Problem, weil das Experimentieren, die Chemikalien und die Ausrüstung ziemlich teuer sind.

In angewandter Chemie arbeiten Chemiker normalerweise für private Unternehmen. Ihre Forschung ist auf ein sehr bestimmtes, vom Unternehmen gesetztes kurzfristiges Ziel gerichtet – Produktverbesserung oder die Entwicklung einer krankheitsresistenten Maissorte zum Beispiel. Normalerweise ist bei angewandter Chemie mehr Geld für Ausrüstung und Instrumente verfügbar, aber es gibt auch hier den Druck, den Zielen des Unternehmens zu dienen.

Diese beiden Arten der Chemie, rein und angewandt, besitzen dieselben grundsätzlichen Unterschiede wie Wissenschaft und Technik. In der Wissenschaft ist das Ziel einfach der Erwerb des Wissens. Dort muss es scheinbar keine praktische Anwendung geben. Wissenschaft ist einfach Wissen um des Wissens willen. Technik ist die Anwendung der Wissenschaft in Richtung eines sehr bestimmten Ziels.

Es gibt einen Platz in unserer Gesellschaft für Wissenschaft und Technik – ebenso für die zwei Arten der Chemie. Der reine Chemiker generiert Daten und Information, die dann vom »angewandten« Chemiker genutzt werden. Beide Arten von Chemikern haben ihre eigenen Stärken, Probleme und auch den Druck. Tatsächlich werden viele Universitäten wegen der geringeren Forschungsmittel immer mehr in das Entwickeln von gewinnträchtigen Patenten involviert und für Technologietransfers in den privaten Sektor bezahlt.

Was macht nun der Chemiker den lieben langen Tag?

Sie können die Aktivitäten eines Chemikers in diese größeren Kategorien einteilen:

- ✓ **Chemiker analysieren Substanzen.** Sie stellen fest, was und wie viel davon in einer Substanz ist. Sie analysieren Festkörper, Flüssigkeiten und Gase. Es kann sein, dass sie versuchen, die aktive Zusammensetzung in einer in der Natur gefundenen Substanz zu finden, oder es kann sein, dass sie Wasser analysieren, um zu sehen, wie viel Blei darin ist.
- ✓ **Chemiker schaffen oder synthetisieren neue Substanzen.** Es kann sein, dass sie versuchen, die synthetische Version einer Substanz zu schaffen, die man in der Natur gefunden hat. Oder sie können eine ganz neue und einzigartige Verbindung schaffen. Es kann sein, dass sie versuchen, einen Weg zu finden, Insulin zu synthetisieren. Sie können einen neuen Kunststoff, eine Tablette oder eine Farbe schaffen. Oder es kann sein, dass sie versuchen, einen neueren, effizienteren Verfahrensprozess zu finden, um diesen für die Herstellung eines bestehenden Produkts zu verwenden.
- ✓ **Chemiker schaffen Modelle und testen die Vorhersagekraft von Theorien.** Dieser Bereich der Chemie wird als *theoretische Chemie* bezeichnet. Chemiker, die in diesem Zweig der Chemie arbeiten, benutzen Computer, um chemische Systeme zu modellieren. Ihre Welt ist die der Mathematik und der Computer. Manche dieser Chemiker besitzen nicht einmal einen Laborkittel.
- ✓ **Chemiker messen die physikalischen Eigenschaften von Substanzen.** Sie messen die Schmelz- und Siedepunkte neuer Verbindungen. Sie können die Stärke eines neuen Polymerstrangs messen oder die Oktanzahl des Benzins bestimmen.

Die wissenschaftliche Methode

Wissenschaftliche Methodik wird normalerweise als die Art beschrieben, wie Wissenschaftler vorgehen, die Welt um sie herum zu prüfen. Tatsächlich gibt es keine wissenschaftliche Methode, die ausnahmslos angewendet wird, aber die, die ich hier behandle, beschreibt die meisten kritischen Schritte, die Wissenschaftler früher oder später hinter sich bringen müssen.

Wissenschaftler machen Beobachtungen und beachten Fakten, die irgend etwas im Universum betreffen. Die Beobachtungen können eine Frage oder ein Problem hervorbringen, das der Forscher dann lösen will. Er oder sie kommt zu einer Hypothese, einer versuchsweisen Erklärung, die mit den Beobachtungen übereinstimmt. Der Forscher entwirft dann Experimente, um die Hypothese zu testen. Dieser Versuch generiert Beobachtungen oder Fakten, die verwendet werden können, um dann eine andere Hypothese zu generieren oder die vorhandene zu modifizieren. Dann werden weitere Versuche angestellt und die Schleife setzt sich weiter fort.

In der seriösen Wissenschaft endet diese Schleife nie. Wie Wissenschaftler in ihren wissenschaftlichen Fähigkeiten fortgeschritten werden und immer bessere Instrumente bauen, werden ihre Hypothesen immer wieder geprüft. Aber ein paar Dinge können sich aus dieser Schleife ergeben. Zuerst könnte ein Gesetz gefunden werden. Ein Gesetz ist eine Verallgemeinerung dessen, was im untersuchten wissenschaftlichen System geschieht. Und wie die Gesetze, die für das juristische System geschaffen wurden, müssen wissenschaftliche Gesetze manchmal auf der Grundlage von neuen Fakten modifiziert werden. Eine Theorie oder ein Modell kann auch als Theorie vorgeschlagen werden. Eine Theorie oder ein Modell versucht, zu erklären, warum etwas geschieht. Es ist ähnlich wie eine Hypothese, jedoch von weit höherer Evidenz. Die Macht der Theorie oder des Modells ist Vorhersage. Wenn der Wissenschaftler das Modell dazu verwenden kann, ein gutes Verständnis des Systems zu erzielen, dann kann er, basierend auf dem Modell, Voraussagen machen und sie dann mit weiteren Experimenten überprüfen. Die Beobachtungen im Rahmen dieser Experimente können wieder dazu verwendet werden, die Theorie oder das Modell zu verfeinern oder zu modifizieren, und starten auf diese Art eine weitere wissenschaftliche Schleife. Wann das endet? – Niemals.

Und wo arbeiten Chemiker tatsächlich?

Es kann sein, dass Sie denken, dass man alle Chemiker tief in einem muffigen Labor findet, wo sie für irgendeine große Chemiegesellschaft arbeiten. Chemiker haben jedoch eine Vielzahl von Aufgaben in einer großen Vielfalt von Arbeitsstellen:

- ✓ **Chemiker in der Qualitätskontrolle:** Diese Chemiker analysieren Rohstoffe, Zwischenprodukte und Endprodukte, damit man sich vergewissern kann, dass deren Reinheit in den vorgeschriebenen Rahmen fällt. Sie bieten auch technische Unterstützung für den Kunden oder analysieren zurückgegebene Produkte. Viele dieser Chemiker lösen oft Probleme bereits innerhalb des Herstellungsprozesses.

- ✓ **Industriechemiker:** Chemiker in diesem Beruf führen eine große Zahl physikalischer und chemischer Tests durch. Sie können neue Produkte entwickeln, aber auch vorhandene Produkte verbessern. Es kann sein, dass sie mit besonderen Kunden arbeiten, um Produkte zu spezifizieren, die einen bestimmten Bedarf decken. Ferner liefern sie technischen Kundensupport.
- ✓ **Vertriebschemiker:** Chemiker können als Vertreter für Gesellschaften arbeiten, die Chemikalien oder Pharmaka verkaufen. Sie können ihre Kunden besuchen und sie über neu entwickelte Produkte informieren. Oft helfen sie auch ihren Kunden, Probleme zu lösen.
- ✓ **Gerichtschemiker (Forensischer Chemiker):** Diese Chemiker analysieren Proben von Tatorten von Verbrechen oder prüfen das Vorhandensein von Medikamenten (z.B. im Blut). Sie können auch bei Gericht als sachverständige Zeugen aussagen.
- ✓ **Umweltchemiker:** Diese Chemiker können für Kläranlagen, ein Umweltamt, die Energiebehörde oder ähnliche Einrichtungen arbeiten. Diese Art der Arbeit zieht Leute an, die Chemie mögen, aber auch gerne in die Natur hinausgehen. Sie gehen oft hinaus, um ihre Proben selbst zu holen.
- ✓ **Restoration von Kunst und historischen Arbeiten:** Es kann sein, dass Chemiker daran arbeiten, Bilder oder Statuen wiederherzustellen, oder sie versuchen, Fälschungen aufzudecken. Wenn Luft- und Wasserverschmutzung künstlerische Arbeiten zerstören, arbeiten diese Chemiker daran, diese ererbten Werte zu erhalten.
- ✓ **Chemielehrer:** Chemiker, die als Pädagogen arbeiten, lehren Physik und Chemie an öffentlichen Schulen. Oder auch an Hochschulen und Universitäten. Universitätsprofessoren betreiben Forschung und arbeiten oft mit Diplomanden und Doktoranden.

Diese sind nur einige der Berufe, in denen sich Chemiker wiederfinden können. Ich habe dabei noch nicht einmal die Juristerei, die Medizin, technische Dokumentation, Unternehmensberatung oder gar die Politik genannt. Chemiker sind an fast jedem Aspekt der Gesellschaft beteiligt. Einige Chemiker schreiben sogar Bücher.

Wenn Sie nicht daran interessiert sind, Chemiker zu werden, warum sollten Sie trotzdem an Chemie interessiert sein? (Die Antwort ist wahrscheinlich »um eine Prüfung zu bestehen«.) Chemie ist ein integraler Bestandteil unserer täglichen Welt und etwas über Chemie zu wissen hilft, mit unserer alltäglichen technischen und chemischen Umwelt besser zurechtkommen.

Materie und Energie

2

In diesem Kapitel

- Die Zustände der Materie und ihrer Änderungen verstehen
 - Zwischen reinen Substanzen und Mischungen unterscheiden
 - Informationen über das metrische System bekommen
 - Eigenschaften chemischer Substanzen prüfen
 - Verschiedene Arten der Energie entdecken
 - Energie in chemischen Bindungen messen
-

Betreten Sie ein Zimmer und schalten Sie das Licht an. Schauen Sie sich um – was sehen Sie? Es könnte ein Tisch, einige Stühle, eine Lampe oder ein eingeschlaferner Computer sein. Aber alles, was Sie sehen, ist in Wirklichkeit Materie und Energie. Es gibt viele Arten von Materie und von Energie, aber, wenn alles gesagt und getan ist, bleiben Materie und Energie übrig. Wissenschaftler pflegten zu glauben, dass diese beiden Dinge getrennt und verschieden sind, heute aber müssen sie feststellen, dass Materie und Energie miteinander verbunden sind. In einer Atombombe oder einem Atomreaktor wird Materie in Energie umgewandelt. Die Sciencefiction des »Star-Treks« wird eventuell eines Tages Realität und es wird vielleicht alltäglich, den menschlichen Körper in Energie zu verwandeln, zu befördern und wieder in Materie zurückzuverwandeln. Aber ich bleibe inzwischen bei den Grundlagen von Materie und Energie.

In diesem Kapitel behandle ich die zwei Grundbestandteile des Universums – Materie und Energie. Ich prüfe die verschiedenen Zustände von Materie und das, was geschieht, wenn Materie von einem Zustand in einen anderen übergeht. Ich zeige Ihnen, wie das metrische System verwendet wird, um Materie und Energie zu messen, und wie ich die verschiedenen Arten der Energie prüfe und messe.

Zustände der Materie: Makroskopische und mikroskopische Sicht

Sehen Sie sich um. All das Zeug um Sie herum, das Sie sehen – der Stuhl, das Wasser, das Sie trinken, das Papier, worauf dieses Buch gedruckt ist, ist Materie. Materie ist der materielle Teil des Universums. Sie ist irgendetwas, das Masse hat und Platz einnimmt. (Später in diesem Kapitel stelle ich Ihnen die Energie, den anderen Teil des Universums, vor.) Materie kann in einem von drei Zuständen existieren: fest, flüssig und gasförmig.

Festkörper

Die makroskopische Ebene ist diejenige, in der wir direkt mit unseren Sinnen einen festen Körper bemerken, mit einer festen Form und einem festen Volumen. Denken Sie an einen Eiswürfel in einem Glas – es ist ein Festkörper. Sie können den Eiswürfel leicht wiegen und sein Volumen messen. Auf der mikroskopischen Ebene (wo Sachen so klein sind, dass der Mensch sie nicht direkt beobachten kann) sind die Partikel, die das Eis ausmachen, sehr nah zusammen und bewegen sich nur geringfügig (siehe Abbildung 2.1).

Der Grund, warum die Partikel, die das Eis ausmachen, (auch als Wassermoleküle bekannt), nah beisammen sind und nur kleine Bewegungen machen, ist der, dass in vielen Festkörpern die Partikel in eine starre, regelmäßig aufgebaute Struktur, das Kristallgitter, eingebunden sind. Die Partikel, die im Kristallgitter enthalten sind, bewegen sich zwar immer noch, aber sehr wenig – es ist mehr eine leichte Vibration. Je nach den Partikeln kann dieses Kristallgitter von verschiedenster Form sein.

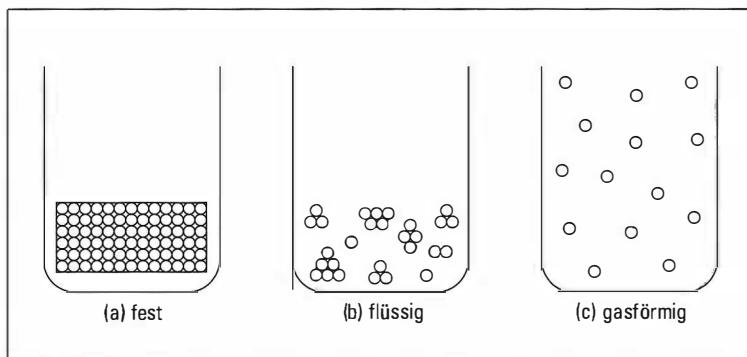


Abbildung 2.1: Fester, flüssiger und gasförmiger Zustand der Materie

Flüssigkeiten

Wenn ein Eiswürfel schmilzt, wird er eine Flüssigkeit. Im Gegensatz zu Festkörpern haben Flüssigkeiten keine feste Form, aber sie haben ein festes Volumen, genau wie feste Körper. Zum Beispiel hat eine Tasse Wasser in einem hohen engen Glas eine andere Form als eine Tasse Wasser auf einem Suppenteller, aber in beiden Fällen ist das Volumen der Tasse gleich – eine Tasse. Warum? Die Partikel in Flüssigkeiten sind viel weiter auseinander als die Partikel in Festkörpern, und sie bewegen sich auch viel mehr herum (siehe Abbildung 2.1 b). Obwohl die Partikel in Flüssigkeiten weiter auseinander sind als in Festkörpern, kann es sein, dass einige Partikel in Flüssigkeiten immer noch nahe beieinander sind, zusammengeballt in kleinen Gruppen. Weil die Partikel in Flüssigkeiten weiter auseinander sind, sind die Anziehungskräfte zwischen ihnen nicht so stark, wie sie in Festkörpern sind, weshalb Flüssigkeiten ja keine sichere Form haben. Jedoch sind diese Anziehungskräfte stark genug, die Substanz in einer großen Masse – einer Flüssigkeit – gefangen zu halten.

Gase

Wenn Sie Wasser erhitzen, können Sie es in Dampf umwandeln, die gasförmige Form des Wassers. Ein Gas hat keine feste Form und kein festes Volumen. In einem Gas sind Partikel viel weiter voneinander entfernt als in Festkörpern oder Flüssigkeiten (siehe Abbildung 2.1 c) und sie bewegen sich weitestgehend unabhängig voneinander. Wegen der Entfernung zwischen den Partikeln und der unabhängigen Bewegung dehnt sich Gas aus, um den Bereich zu füllen, in dem es sich befindet (und es hat so auch keine feste Form).

Eis in Alaska, Wasser in Texas: Materie wechselt den Zustand

Wenn eine Substanz von einem Zustand der Materie in einen anderen übergeht, nennen wir diesen Prozess eine *Zustandsänderung*. Während dieses Prozesses treten einige ziemlich interessante Dinge auf.

Ich löse mich auf! Oh, was für eine Welt!

Stellen Sie sich vor, Sie nehmen ein großes Stück Eis aus Ihrem Kühlschrank und legen es in einen großen Topf auf Ihrem Herd. Wenn Sie die Temperatur des Eises messen, kann es sein, dass Sie zum Beispiel -5° Celsius messen, oder so. Wenn Sie die Temperatur ablesen, während Sie das Eis erhitzen, stellen Sie fest, dass die Temperatur des Eises anzusteigen beginnt, da die Hitze vom Ofen bewirkt, dass die Eispartikel beginnen, schneller und schneller im Kristallgitter zu vibrieren. Nach einer Weile bewegen sich manche der Moleküle so schnell, dass sie frei das Gitter verlassen und das Kristallgitter (das seinen festen Körper zunächst behält) schließlich auseinander bricht. Der Festkörper beginnt, von einem festen Zustand in einen flüssigen überzugehen, was wir schmelzen nennen. Die Temperatur, bei der das Schmelzen beginnt, wird der *Schmelzpunkt* (GP wie *Gefrierpunkt* s.u.) der Substanz genannt. Der Schmelzpunkt für Eis ist 32° Fahrenheit oder 0° Celsius.

Wenn Sie die Temperatur des Eises beobachten, wenn es schmilzt, sehen Sie, dass die Temperatur bei 0°C konstant bleibt, bis das ganze Eis geschmolzen ist. Während Änderungen des Zustands (Phasenänderungen) bleibt die Temperatur konstant, obwohl die Flüssigkeit mehr Energie als das Eis enthält (weil sich die Partikel in Flüssigkeiten schneller als die Partikel in Festkörpern bewegen, wie im vorherigen Abschnitt erwähnt).

Der Siedepunkt

Wenn Sie einen Topf Wasser erhitzen (oder wenn Sie fortfahren, den im vorangegangenen Abschnitt erwähnten Topf mit dem Eiswürfel zu erhitzen), steigt die Temperatur des Wassers an, und die Partikel bewegen sich schneller und schneller, während sie die Hitze absorbieren. Die Temperatur steigt an, bis das Wasser die nächste Änderung des Zustands erreicht. Wenn sich

die Partikel schneller und schneller bewegen, je nachdem, wie sie erhitzt werden, beginnen sie, die Anziehungskräfte untereinander zu überwinden und als Dampf aufzusteigen. Der Prozess, bei dem sich eine Substanz vom flüssigen in den gasförmigen Zustand bewegt, wird *sieden* genannt. Die Temperatur, bei der eine Flüssigkeit zu kochen beginnt, wird der *Siedepunkt (SP)* genannt. Der SP ist vom atmosphärischen Druck abhängig, aber für Wasser auf Meereshöhe liegt er bei 212°F oder 100°C. Die Temperatur des kochend heißen Wassers bleibt konstant, bis alles verdampft ist.

Es gibt sowohl Wasser als auch Dampf bei 100°C. Sie haben dieselbe Temperatur, aber der Dampf hat viel mehr Energie (weil sich die Partikel unabhängig und ziemlich schnell bewegen). Weil Dampf mehr Energie hat, sind Verbrennungen durch Dampf normalerweise viel ernster als die durch kochendes Wasser, weil viel mehr Energie auf Ihre Haut übertragen wird. Ich wurde hieran eines Morgens erinnert, als ich versuchte, eine Falte aus meinem Hemd zu bügeln, das ich anhatte. Meine Haut und ich können bestätigen – Dampf enthält *viel* Energie!

Ich kann den Prozess des Wassers, das sich von einem Festkörper zu einer Flüssigkeit verwandelt, wie folgt zusammenfassen:

Eis → Wasser → Dampf

Weil das Grundteilchen in Eis, Wasser und Dampf das Wassermolekül H₂O ist, kann derselbe Prozess auch als so dargestellt werden



Hierbei steht (s) für Festkörper, das (l) steht für Flüssigkeit und (g) für Gas. Die Abkürzungen s, l, g sind die Anfangsbuchstaben der englischen Bezeichnungen für solid, liquid und gas. Diese zweite Darstellung ist viel besser, weil die meisten Substanzen im Gegensatz zu H₂O keine unterschiedlichen Namen für ihren festen, flüssigen oder gasförmigen Zustand haben.

Gefrierpunkt: Das Wunder des Eiswürfels

Wenn Sie eine gasförmige Substanz abkühlen, können Sie die Phasenänderungen genauso beobachten. Die Phasenänderungen sind

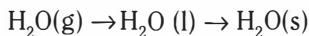
- ✓ Kondensation, Gas wird zur Flüssigkeit
- ✓ Gefrieren, Übergang vom flüssigen in den festen Zustand

Die Gaspartikel haben viel Energie, aber da sie abgekühlt sind, ist diese Energie reduziert. Die Anziehungskräfte haben jetzt eine Chance, die Partikel enger zusammenzuziehen, wobei sich Flüssigkeit bildet. Dieser Prozess wird *Kondensation* genannt. Die Partikel sind jetzt in Klumpen (wie er bei Partikeln in einem flüssigen Zustand charakteristisch ist), aber da mehr Energie durch Abkühlen entfernt wird, beginnen die Partikel, sich auszurichten, und ein Festkörper entsteht. Dieser ist bekannt als Eis. Die Temperatur, bei der dies geschieht, wird *Gefrierpunkt (GP)* der Substanz genannt.



Der Gefrierpunkt ist der gleiche wie der Schmelzpunkt – es ist der Punkt, an dem die Substanz in der Lage ist, ein Gas oder ein Festkörper zu sein.

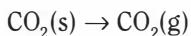
Ich kann Wasser als Zustandsänderung eines Gases in einen Festkörper darstellen:



Sublimieren Sie das!

Die meisten Substanzen gehen durch die »logische« Fortentwicklung vom Festkörper zur Flüssigkeit, sobald sie erhitzt werden – oder umgekehrt, wenn sie abgekühlt werden. Aber einige Substanzen gehen direkt vom Festkörper in den gasförmigen Zustand über, ohne jemals eine Flüssigkeit zu werden. Wissenschaftler nennen das *Sublimation*. Trockeneis – festes Kohlenstoffdioxid $\text{CO}_2(\text{s})$ ist das klassische Beispiel für Sublimation. Sie können sehen, wie Trockeneispartikel kleiner werden, da der Festkörper beginnt, sich in ein Gas zu verwandeln, aber es bildet sich währenddessen keine Flüssigkeit. Wenn Sie schon mal Trockeneis gesehen haben, dann werden Sie sich daran erinnern, dass es normalerweise von einer weißen Wolke umgeben ist – Zauberer und Theaterproduktionen verwenden oft Trockeneis für das Erzeugen von Kunstnebel. Die weiße Wolke, die Sie normalerweise sehen, ist nicht das Kohlenstoffdioxidgas – das Gas selbst ist farblos. Die weiße Wolke entsteht durch die Kondensation von Wasser in der Luft, die mit dem Trockeneis in Berührung kommt.

Der Prozess der Sublimierung wird so dargestellt:



Zusätzlich zu Trockeneis gehen Mottenkugeln und bestimmte feste Luftauffrischer auch durch den Prozess der Sublimierung. Das Gegenteil der Sublimierung ist *Deposition*, bei der eine Substanz direkt von einem gasförmigen Zustand in einen festen geht.

Reine Substanzen und Mischungen

Einer der Grundprozesse in der Wissenschaft ist die Klassifizierung. Wie im vorangegangenen Abschnitt erläutert, können Chemiker Materie als fest, flüssig oder gasförmig klassifizieren. Aber es gibt noch andere Arten, Materie zu klassifizieren. In diesem Abschnitt erörtere ich, wie alle Materie als entweder eine reine Substanz oder als Mischung klassifiziert werden kann (Abbildung 2.2).

Reine Substanzen

Eine *reine Substanz* hat eine sichere und konstante Komposition oder eine feste und konstante Erscheinung wie Salz oder Zucker.

Eine reine Substanz kann entweder ein Element oder eine Verbindung sein, aber die Zusammensetzung einer reinen Substanz variiert nicht.

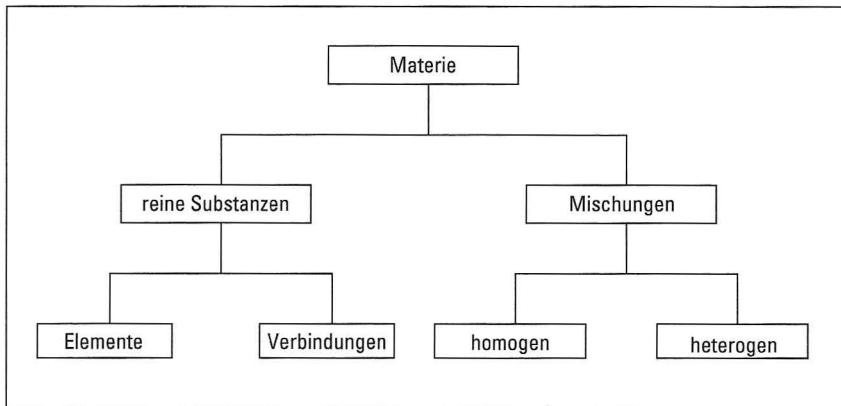


Abbildung 2.2: Klassifizierung der Materie

Elementar, lieber Leser

Ein Element besteht aus einer einzigen Art von Atomen. Ein Atom ist der kleinste Teil eines Elements, das noch all die Eigenschaften des Elements hat. Hier ist ein Beispiel: Gold ist ein Element? Wenn Sie ein Stück des Goldes durchschneiden und durchschneiden, bis nur ein winziges Partikel übrig ist, das nicht noch weiter zerteilt werden kann, ohne seine Eigenschaften zu verlieren, die goldenes Gold ausmachen, dann haben Sie ein Atom.

Die Atome in einem Element haben alle dieselbe Anzahl von Protonen. Protonen sind subatomare Partikel – Teile eines Atoms. Es gibt drei größere subatomare Partikel, die in Kapitel 3 bis »zum Abwinken« behandelt werden.

Das Wichtigste, das Sie sich in diesem Augenblick merken können, ist, dass Elemente die Bausteine von Materie sind. Und sie befinden sich in einer eigenartigen Tabelle, die Sie vielleicht irgendwann einmal gesehen haben – dem Periodensystem der Elemente. (Wenn Sie nie zuvor eine solche Tabelle gesehen haben – sie ist nur eine Liste von Elementen.) Kapitel 3 enthält ein solches Periodensystem – wenn Sie schon einen kurzen Blick darauf werfen wollen.

Das Verbinden des Problems

Eine Verbindung ist aus zwei oder mehr Elementen in einem bestimmten Verhältnis zusammengesetzt. Zum Beispiel ist Wasser (H_2O) eine aus zwei Elementen zusammengesetzte Verbindung, Wasserstoff (H) und Sauerstoff (O). Diese Elemente sind auf eine ganz bestimmte Weise miteinander verbunden, nämlich in einem Verhältnis von zwei Wasserstoff-Atomen zu einem Sauerstoff-Atom (daher H_2O). Viele Verbindungen enthalten Wasserstoff und Sauerstoff, aber nur eine hat dieses spezielle 2+1-Verhältnis, eben das Wasser. Obwohl Wasser aus Wasserstoff und Sauerstoff besteht, hat das Wasser andere physikalische und chemische Eigenschaften

als Wasserstoff oder Sauerstoff – die Eigenschaften des Wassers sind eine einzigartige Kombination der zwei Elemente.

Chemiker können die Bestandteile einer Verbindung nicht so leicht trennen: Sie müssen zu irgendeiner Art chemischer Reaktion greifen.

Nun kommen die Mischungen hinzu

Mischungen sind physische Kombinationen reiner Substanzen, die keine sichere oder konstante Zusammensetzung haben – die Komposition einer Mischung variiert entsprechend dem, der die Mischung vorbereitet. Nehmen wir einmal an, ich bitte zwei Menschen darum, mir einen Margarita (eine reizende Mischung) zuzubereiten. Selbst wenn diese zwei Menschen genau dasselbe Rezept verwendeten, würden diese Mischungen ein wenig in der Menge des verwendeten Tequilas usw. variieren. Sie hätten zwei leicht verschiedene Mischungen produziert. Jedoch, jeder Bestandteil einer Mischung (das heißt, jede reine Substanz, die die Mischung ausmacht – im Getränkebeispiel jede Zutat) bewahrt ihren eigenen Satz von physikalischen und chemischen Merkmalen. Deshalb ist es relativ leicht, die verschiedenen Substanzen in einer Mischung zu trennen.

Chemikern fällt es schwer, eine Verbindung wieder in ihre Bestandteile zu zerlegen. Mischungen lassen sich jedoch einigermaßen leicht zerlegen. Nehmen Sie zum Beispiel an, dass Sie eine Mischung aus Salz und Sand haben und Sie den Sand durch Entfernen des Salzes reinigen wollen. Sie können dies dadurch tun, dass Sie Wasser hinzufügen, damit es das Salz löst und dann die Mischung filtern. Und schon haben Sie reinen Sand.

Mischungen können entweder homogen oder heterogen sein.

Homogene Mischungen, manchmal *Lösungen* genannt, sind in der Zusammensetzung relativ gleichförmig; jeder Teil der Mischung ist wie jeder andere Teil. Wenn Sie Zucker in Wasser auflösen und ihn wirklich gut mischen, ist Ihre Mischung grundsätzlich gleich, egal, wo Sie das prüfen.

Wenn Sie aber etwas Zucker in einen Topf geben, etwas Sand hinzuzufügen und dann ein paar Mal schütteln, hat Ihre Mischung nicht überall in dem Topf dieselbe Komposition. Weil der Sand schwerer ist, gibt es wahrscheinlich mehr Sand unten auf dem Topfboden und mehr Zucker am oberen Ende. In diesem Fall haben Sie eine *heterogene Mischung*, eine Mischung, deren Komposition je nach Ort innerhalb der Probe variiert.

Das Messen von Materie

Wissenschaftler haben oft die Aufgabe, Volumen- und Temperaturmessungen durchzuführen, wobei die Masse (bzw. das Gewicht) mit eingeschlossen wird. Wenn jede Nation ihr eigenes Messsystem hätte, würde die Kommunikation unter Wissenschaftlern ungeheuer behindert. Deshalb wurde ein weltweites Messsystem übernommen, um sicherzustellen, dass Wissenschaftler dieselbe Sprache sprechen können.

Das SI-System

Das SI-System (vom französischen Systeme International) ist ein weltweites Messsystem basierend auf dem älteren metrischen System, das die meisten von uns in der Schule kennen lernten. Es gibt geringfügige Unterschiede zwischen dem SI und dem metrischen System, aber zum Zweck dieses Buchs sind sie austauschbar.

SI ist ein Dezimalsystem mit Grundeinheiten für Masse, Länge und Volumen und Präfixe, die die Grundeinheiten modifizieren. Zum Beispiel bedeutet das Präfix kilo... (k) 1.000. Also ist ein Kilogramm (kg) 1.000 Gramm und ein Kilometer (km) ist 1.000 Meter. Zwei andere sehr nützliche SI-Präfixe sind zenti... (c) und milli... (m), sie bedeuten 0,01 beziehungsweise 0,001. So ist ein Milligramm (mg) 0,001 Gramm – oder Sie können sagen, dass es 1.000 Milligramm in einem Gramm gibt. (Anhang A liefert die nützlichsten SI-Präfixe.)

SI-Umwandlungen ins Englische

Vor vielen Jahren gab es eine Bewegung in den Vereinigten Staaten, zum metrischen System überzugehen. Aber Amerikaner kaufen leider immer noch ihre Kartoffeln in Pounds und ihr Benzin in Gallonen. Machen Sie sich hierüber keine Sorgen. Die meisten gewerbsmäßigen Chemiker, die ich kenne, benutzen sowohl das US- als auch das SI-System ohne irgendwelche Probleme. Es ist zwar notwendig, Konvertierungen zwischen den Maßsystemen durchzuführen, aber ich zeige Ihnen gerne, wie das geht.

Die Grundeinheit der Länge im SI-System ist der Meter (m). Ein Meter ist etwas länger als ein Yard. 1,094 Yard, um genauer zu sein. Aber das ist keine wirklich nützliche Umwandlung. Die nützlichste SI/Englische-Umwandlung für Länge ist

$$2,54 \text{ Zentimeter} = 1 \text{ Zoll}$$

Die Grundeinheit der Masse im SI-System für Chemiker ist das Gramm (g). Und die nützlichste Umwandlung für Masse ist

$$454 \text{ Gramm} = 1 \text{ Pound}$$

Die Grundeinheit für Volumen im SI-System ist der Liter (l). Die nützlichste Umwandlung ist

$$0,946 \text{ Liter} = 1 \text{ Quart}$$



Wenn Sie die vorangegangenen Konvertierungen und die Einheiten-Umwandlungsmethode, die ich in Anhang C beschreibe, verwenden, werden Sie in der Lage sein, mit den meisten benötigten SI/Englisch-Umwandlungen umzugehen.

Nehmen Sie zum Beispiel an, Sie haben einen 5-Pound-Sack Kartoffeln und Sie wollen das Gewicht in Kilogramm wissen.

$$\begin{array}{r} 5.0 \text{ lbs} \\ \hline 1 \end{array}$$

Weil Sie die Einheit lbs im Zähler beseitigen müssen, müssen Sie eine Beziehung zwischen Pound und etwas anderem finden – um das dann mit etwas anderem im Nenner auszudrücken. Sie kennen die Beziehung zwischen Pound und Gramm, so dass Sie das verwenden können.

$$\frac{5.0 \text{ lbs}}{1} \times \frac{454 \text{ g}}{1 \text{ lbs}}$$

Nun kann man von Gramm nach Kilogramm auf dieselbe Weise umrechnen.

$$\frac{5.0 \text{ lbs}}{1} \times \frac{454 \text{ g}}{1 \text{ lbs}} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 2,3 \text{ kg}$$

Sie haben ja nette Eigenschaften bekommen

Wenn Chemiker chemische Substanzen untersuchen, prüfen sie zwei Arten von Eigenschaften:

- ✓ **Chemische Eigenschaften:** Diese Eigenschaften ermöglichen einer Substanz, sich in eine völlig neue Substanz zu verwandeln, und sie beschreiben, wie eine Substanz mit anderen Substanzen reagiert. Ändert sich eine Substanz vollständig, wenn Wasser hinzugefügt wird – wie das Metall Natrium sich in Natriumhydroxid verwandelt? Brennt sie in Luft?
- ✓ **Physikalische Eigenschaften:** Diese Eigenschaften beschreiben die physikalischen Merkmale einer Substanz. Die Masse, das Volumen und die Farbe einer Substanz sind physikalische Eigenschaften genau so wie ihre Fähigkeit, elektrisch leitfähig zu sein.

Einige physikalische Eigenschaften sind *extensive Eigenschaften*. Es sind Eigenschaften, die vom Maß an vorhandener Materie abhängen. Masse und Volumen sind extensive Eigenschaften. *Intensive Eigenschaften* hängen jedoch nicht von der Menge an Materie ab. Farbe ist eine intensive Eigenschaft. Ein großes Stück Gold hat zum Beispiel dieselbe Farbe wie ein kleines Stück. Die Masse und das Volumen dieser zwei Stücke sind anders (extensive Eigenschaften), aber die Farbe ist die gleiche. Intensive Eigenschaften sind Chemikern besonders nützlich, weil sie sie verwenden können, um eine Substanz zu identifizieren.

Wie dicht sind Sie?

Dichte ist eine der nützlichsten intensiven Eigenschaften einer Substanz, die es Chemikern ermöglicht, leichter Substanzen zu identifizieren. Den Unterschied zwischen der Dichte von Quarz und Diamanten zum Beispiel zu kennen, erlaubt einem Goldschmied, einen Diamantring schnell und leicht zu überprüfen. Dichte (D) ist das Verhältnis der Masse (m) zum Volumen (V) einer Substanz. Mathematisch sieht das so aus:

$$D = m/V$$

Normalerweise wird Masse in Gramm (g) und Volumen in Millilitern (ml) ausgedrückt, so dass Dichte g/ml ist. Weil die Volumina von Flüssigkeiten ein wenig mit der Temperatur variieren, geben Chemiker normalerweise auch die Temperatur an, bei der eine Dichtemessung

gemacht wird. Die meisten Nachschlagewerke geben die Dichten bei 20°C an, weil es nahe bei der Raumtemperatur und somit leichter ist, ohne viel Heizung oder Kühlung zu messen. Die Dichte des Wassers bei 20°C ist zum Beispiel 1 g/ml.

Ein anderer Ausdruck, den Sie manchmal hören können, ist das *spezifische Gewicht (SG)*, welches das Verhältnis der Dichte einer Substanz zur Dichte des Wassers bei derselben Temperatur ist. Das spezifische Gewicht ist nur ein anderer Weg, wie Sie um das Problem des Volumens von Flüssigkeiten herumkommen, das mit der Temperatur variiert. Das spezifische Gewicht wird bei der Harnuntersuchung in Krankenhäusern verwendet und zur Beschreibung der Flüssigkeit in Autobatterien in Autoreparaturwerkstätten. Beachten Sie, dass das spezifische Gewicht keine Maßeinheit besitzt, weil die Einheiten g/ml in Zähler und Nenner erscheinen und einander aufheben (siehe den Abschnitt *SI-Umwandlungen ins Englische* weiter vorne in diesem Kapitel). In den meisten Fällen sind die Dichte und das spezifische Gewicht fast die gleichen, so dass es üblich ist, einfach die Dichte zu verwenden.



Sie können Dichte manchmal als g/cm³ oder g/cc sehen. Diese Beispiele bedeuten das Gleiche wie g/ml. Ein Würfel mit einem Zentimeter an jeder Kante (geschrieben als 1 cm³) hat ein Volumen von 1 Milliliter (1 ml). Weil 1 ml = 1 cm³ ist, sind g/ml und g/cm³ austauschbar. Und weil ein Kubikzentimeter (cm³) auch schon mal als cc geschrieben wird, bedeutet g/cc auch dasselbe. (Sie hören cc häufiger in der Medizin. Wenn Sie eine 10-cc-Spritze erhalten, bekommen Sie 10 Milliliter (ml) dieser Flüssigkeit.)

Das Messen der Dichte

Die Dichte zu berechnen ist ziemlich einfach. Sie messen die Masse eines Objekts durch Verwendung einer Gleichgewichtswaage oder einer Federwaage, bestimmen das Volumen des Objekts und dann teilen Sie die Masse durch das Volumen.

Das Volumen von Flüssigkeiten zu bestimmen ist leicht, bei Festkörpern ist das schwieriger. Wenn das Objekt ein regelmäßiger Festkörper wie ein Würfel ist, können Sie seine drei Dimensionen messen und das Volumen durch Multiplizieren der Länge mit der Breite und der Höhe berechnen (Volumen = L x B x H). Aber, wenn das Objekt ein unregelmäßiger Festkörper wie ein Stein ist, ist das Bestimmen des Volumens schon schwieriger. Bei unregelmäßigen Festkörpern können Sie das Volumen dadurch messen, dass Sie das Archimedes-Prinzip verwenden.

Das *Archimedes-Prinzip* sagt aus, dass das Volumen eines Festkörpers dem Volumen des Wassers, das es verdrängt, gleich ist. Der griechische Mathematiker Archimedes entdeckte dieses Konzept im dritten Jahrhundert vor Christus. Die Dichte eines Objekts herauszufinden, wird durch das Archimedes'sche Prinzip sehr vereinfacht. Nehmen wir einmal an, Sie wollen das Volumen eines kleinen Steins messen, um seine Dichte zu bestimmen. Zuerst gießen Sie etwas Wasser in einen Glaszyylinder mit Markierungen für jeden ml und lesen das Volumen ab. (Das Beispiel in Abbildung 2.3 zeigt 25 ml.) Dann fügen Sie den Stein hinzu und vergewissern sich, dass er völlig untergetaucht ist. Nun lesen Sie das Volumen wieder ab (29 ml in Abbildung 2.3). Der Unterschied im Volumen (4 ml) ist das Volumen des Steins.

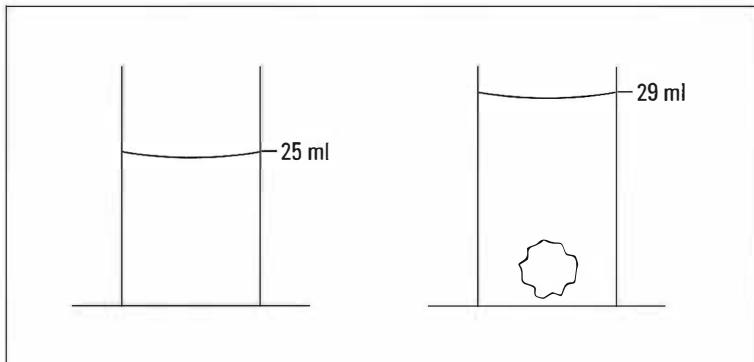


Abbildung 2.3: Die Bestimmung des Volumens eines unregelmäßigen Festkörpers:
Das Archimedes-Prinzip



Alles mit einer Dichte, die niedriger ist als die von Wasser, schwimmt auf Wasser.
Alles mit einer Dichte, die größer ist als 1 g/ml, sinkt.

Zu Ihrem Vergnügen zeigt Tabelle 2.1 die Dichte einiger bekannter Materialien.

Substanz	Dichte
Benzin	0,68
Eis	0,92
Wasser	1,00
Tafelsalz	2,16
Eisen	7,86
Blei	11,38
Quecksilber	13,55
Gold	19,3

Tabelle 2.1: Dichten von typischen Festkörpern und Flüssigkeiten in g/ml

Energie (Ach, hätte ich doch mehr davon!)

Materie ist einer von zwei Bestandteilen des Universums. Energie ist der andere. Energie ist die Fähigkeit, Arbeit zu verrichten. Wenn es Ihnen so geht wie mir, dann ist Ihre Fähigkeit, Arbeit zu verrichten, nachmittags um 17:00 Uhr ziemlich gering.

Energie kann mehrere Formen haben wie Hitzeenergie, Lichtenergie, elektrische Energie oder mechanische Energie. Aber zwei allgemeine Kategorien von Energie sind Chemikern besonders wichtig – kinetische und potenzielle Energie.

Kinetische Energie ist Bewegung

Kinetische Energie ist die Energie der Bewegung. Ein Baseball, der durch die Luft in Richtung des Schlagmanns fliegt, hat ein großes Maß an kinetischer Energie. Fragen Sie irgendjemanden, der jemals von einem Baseball getroffen wurde, und ich bin sicher, er stimmt Ihnen zu! Chemiker studieren manchmal Teilchen, die sich bewegen, besonders bei Gasen, weil die kinetische Energie dieser Partikel hilft, zu klären, ob eine bestimmte Reaktion stattfinden kann. Der Grund ist, dass Zusammenstöße zwischen Partikeln eine Übertragung von Energie bewirken, so dass chemische Reaktionen stattfinden können.

Die kinetische Energie kann von einem Partikel auf ein anderes übertragen werden. Haben Sie jemals Pool-Billard gespielt? Sie übertragen kinetische Energie von Ihrem Stock auf den Spielball und (hoffentlich) auf den Ball, auf den Sie zielen.

Kinetische Energie kann in andere Arten von Energie umgewandelt werden. In einem Staukraftwerk wird die kinetische Energie des fallenden Wassers in elektrische Energie umgewandelt. In der Tat gibt ein wissenschaftliches Gesetz – das Gesetz der Erhaltung der Energie – an, dass in gewöhnlichen chemischen Reaktionen (oder physikalischen Prozessen) Energie weder geschaffen noch zerstört wird, aber aus einer Form in eine andere umgewandelt werden kann. (Dieses Gesetz bestätigt sich nicht bei Kernreaktionen. In Kapitel 5 erfahren Sie, warum.)

Potenzielle Energie – sitzen Sie gut?

Nehmen Sie an, dass Sie einen Ball nehmen und ihn in einen Baum hinaufwerfen, wo er stecken bleibt. Sie gaben diesem Ball kinetische Energie mit – Energie in Bewegung, als Sie ihn warfen. Aber wo ist diese Energie jetzt? Sie ist in die andere größere Kategorie von Energie – potenzielle Energie – umgewandelt worden.

Potenzielle Energie ist gespeicherte Energie. Es kann sein, dass Objekte potenzielle Energie in Bezug auf ihre Position speichern lassen. Dieser Ball auf dem Baum hat aufgrund seiner Höhe potenzielle Energie. Wenn der Ball fallen sollte, würde diese potenzielle Energie in kinetische Energie umgewandelt. (Gehen Sie ruhig mal hinaus und schauen Sie zu.)

Potenzielle Energie, die durch die Lage eines Gegenstands definiert ist, ist nicht die einzige Art potenzieller Energie. Tatsächlich sind die Chemiker nicht alle an einer solchen potenziellen Energie so besonders interessiert. Chemiker sind viel interessanter an der gespeicherten Energie (potenzielle Energie) in chemischen Verbindungen, die durch die Kräfte entsteht, die Atome in ihren Bindungen halten.

Es braucht viel Energie, einen menschlichen Körper in Betrieb zu halten. Was wäre, wenn es keine Möglichkeit gäbe, die Energie aus der Nahrung zu speichern? Sie würden die ganze Zeit essen müssen, nur um Ihren eigenen Körper auf Betriebstemperatur zu halten (meine Frau behauptet, dass ich sowieso die ganze Zeit esse!), aber Menschen können Energie in chemischen Verbindungen speichern. Später, wenn wir diese Energie dann brauchen, können unsere Körper diese Verbindungen aufbrechen und die Energie wieder freigeben.

Dasselbe gilt für die Treibstoffe, die wir überall verwenden, um unsere Häuser zu heizen und unsere Autos zu fahren. Energie ist in diesen Treibstoffen – Benzin zum Beispiel – gespeichert und wird freigegeben, wenn chemische Reaktionen stattfinden.

Das Messen von Energie

Potenzielle Energie zu messen kann eine schwierige Aufgabe sein. Die potenzielle Energie eines Balles, der in einem Baum steckt, ist mit der Masse des Balls und seiner Höhe über dem Boden verknüpft. Die in chemischen Verbindungen enthaltene potenzielle Energie ist mit der Art der Bindung und der Anzahl der Bindungen verknüpft, die potenziell aufbrechen können.

Es ist viel leichter, kinetische Energie zu messen. Sie können das mit einem relativ einfachen Instrument – einem Thermometer – tun.

Temperatur und Temperaturskalen

Wenn Sie, sagen wir, die Lufttemperatur in Ihrem Garten messen, messen Sie in Wirklichkeit die durchschnittliche kinetische Energie (die Energie der Bewegung) der Gaspartikel in Ihrem Garten. Je schneller sich jene Partikel bewegen, desto höher ist die Temperatur.

Nun bewegen sich all die Partikel nicht mit derselben Geschwindigkeit. Manche sind sehr schnell und manche relativ langsam, aber die meisten bewegen sich mit einer Geschwindigkeit zwischen den zwei Extremen. Die Temperatur, die auf Ihrem Thermometer ablesbar ist, hat mit der durchschnittlichen kinetischen Energie der Partikel zu tun.

Sie benutzen vielleicht die Fahrenheit-Skala, um Temperaturen zu messen. Aber die meisten Wissenschaftler und Chemiker benutzen entweder die Celsius($^{\circ}\text{C}$)- oder Kelvin(K)-Temperaturskala. (Es gibt kein mit K verbundenes Gradsymbol.) Abbildung 2.4 vergleicht die drei Temperaturskalen mit Hilfe des Gefrierpunkts und des Siedepunkts des Wassers als Referenzpunkte.

Wie Sie aus Abbildung 2.4 ersehen können, kocht Wasser bei 100°C (373 K) und gefriert bei 0°C (273 K). Um Kelvin-Fieber zu bekommen, nehmen Sie die Celsius-Temperatur und fügen 273 hinzu. Mathematisch sieht dies so aus:

$$\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$$

Es kann sein, dass Sie wissen wollen, wie man von Fahrenheit in Celsius umwandelt, (weil Sie manchmal mit $^{\circ}\text{F}$ konfrontiert werden.) Hier sind die Gleichungen, die Sie brauchen:

$$^{\circ}\text{C} = \frac{5}{9} (^{\circ}\text{F} - 32)$$

Achten Sie darauf, vor dem Multiplizieren mit $5/9$ die 32 von Ihrer Fahrenheit-Temperatur zu subtrahieren.

$$^{\circ}\text{F} = \frac{9}{5} (^{\circ}\text{C}) + 32$$

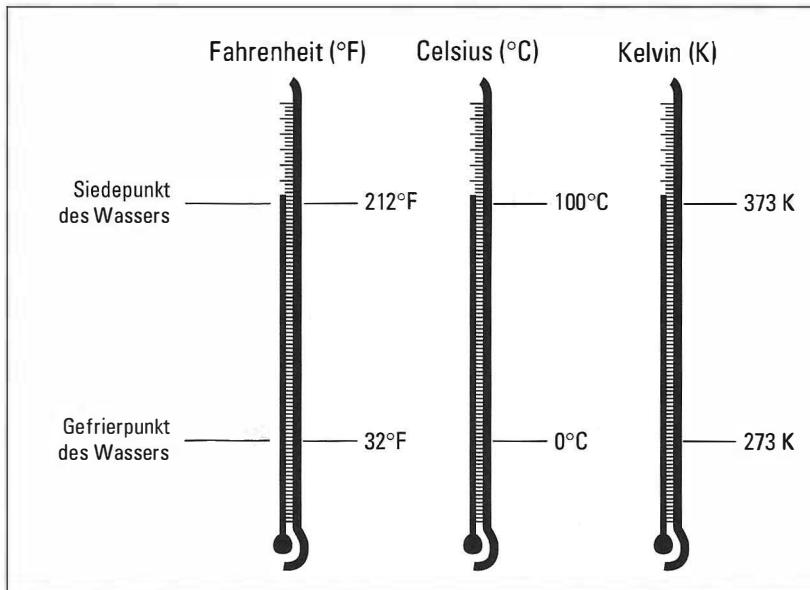


Abbildung 2.4: Vergleich der Temperaturskalen Fahrenheit, Celsius und Kelvin

Achten Sie darauf, Ihre Celsius-Temperatur mit $\frac{9}{5}$ zu multiplizieren und dann 32 hinzuzufügen.

Also los – probieren Sie diese Gleichungen einmal aus, indem Sie verifizieren, dass die normale Körpertemperatur von 37°C dasselbe wie 98,6°F ist.

In diesem Buch benutze ich meistens die Celsius-Skala. Aber, wenn ich das Verhalten von Gasen beschreibe, benutze ich die Kelvin-Skala.

Zählen von Kalorien

Wenn Sie das Wort *Kalorien* hören, denken Sie bestimmt an Nahrungs- und Zählkalorien. Nahrung enthält Energie (Wärme). Das Maß dieser Energie ist die Nährkalorie, die in Wirklichkeit eine Kilokalorie (kcal) ist. Das Bonbon, das Sie gerade gegessen haben, enthält 300 Nährkalorien, was 300 kcal oder 300.000 Kalorien entspricht. Es kann sein, dass es Ihnen, wenn Sie das bedenken, etwas leichter fällt, der Bonbon-Versuchung zu widerstehen.

Fühlen Sie die Wärme

Wärme ist nicht das Gleiche wie Temperatur. Wenn Sie die Temperatur von etwas messen, messen Sie die durchschnittliche kinetische Energie der einzelnen Partikel. Wärme ist andererseits ein Maß der Gesamtsumme der Energie, die eine Substanz besitzt. Zum Beispiel

können ein Glas Wasser und ein Schwimmbad dieselbe Temperatur haben, aber sie enthalten sehr verschiedene Wärmemengen. Man braucht viel mehr Energie, um die Temperatur eines Schwimmbads um 5°C zu erhöhen, weil viel mehr Wasser im Schwimmbad ist.

Die Einheit der Wärme im SI-System ist das *Joule* (J). Die meisten von uns verwenden immer noch die metrische Einheit von Wärme, die Kalorie (cal). Hier ist die Beziehung zwischen den beiden:

$$1 \text{ Kalorie} = 4,184 \text{ Joule}$$

Die Kalorie ist ein ziemlich kleines Maß an Wärme – der Betrag, den man braucht, um die Temperatur von 1 Gramm Wasser um 1°C anzuheben. Ich verwende oft die Kilokalorie (kcal), was 1.000 Kalorien entspricht, als eine praktische Einheit der Wärme. Wenn Sie ein großes Küchenstreichholz völlig verbrennen, produziert es etwa 1 Kilokalorie (1.000 cal) Wärme.

Kleiner als ein Atom? Die Struktur des Atoms

3

In diesem Kapitel

- Einen Blick auf die Teilchen werfen, aus denen ein Atom besteht
 - Etwas über Isotope und Ionen erfahren
 - Die Elektronenkonfigurationen verstehen
 - Die Bedeutung der Valenzelektronen entdecken
-

Ich erinnere mich daran, wie ich als Kind in der Schule zum ersten Mal etwas über Atome hörte. Meine Lehrer nannten sie Bausteine, und wir verwendeten in der Tat Klötze und Legosteine, um Atome darzustellen. Ich erinnere mich auch daran, dass man sagte, Atome seien so klein, dass niemand jemals eins sehen würde. Stellen Sie sich meine Überraschung einige Jahre später vor, als die ersten Bilder von Atomen erschienen. Sie waren nicht sehr detailliert, aber sie veranlassten mich, innezuhalten und darüber nachzudenken, wie weit Wissenschaft inzwischen gekommen war. Ich staune heute noch, wenn ich Bilder von Atomen sehe.

In diesem Kapitel erzähle ich Ihnen von Atomen, den Grundbausteinen des Universums. Ich behandle die drei Grundpartikel eines Atoms – Protonen, Neutronen und Elektronen – und zeige Ihnen, wo sie sind. Und ich spendiere ein paar Seiten für die Elektronen, da chemische Reaktionen (wobei viel Chemie ins Spiel kommt) mit dem Verlust, dem Gewinn oder der Verteilung von Elektronen zusammenhängen.

Subatomare Teilchen: So, das ist also ein Atom

Das Atom ist der kleinste Teil der Materie eines speziellen Elementes. Eine Zeit lang nahm man an, das Atom sei der kleinste existierende Teil der Materie. Aber Ende des neunzehnten und Anfang des zwanzigsten Jahrhunderts entdeckten Wissenschaftler, dass Atome aus bestimmten subatomaren Teilchen bestehen, und dass ganz gleich, um welches Element es sich handelt, ein Atom immer aus den gleichen Teilchen besteht. Die Anzahl der verschiedenen subatomaren Partikel ist der einzige Unterschied zwischen den Elementen.

Wissenschaftler wissen heute, dass es viele subatomare Partikel gibt (dem Physiker läuft jetzt das Wasser im Mund zusammen). Für den Erfolg in Chemie benötigen Sie tatsächlich jedoch nur die subatomaren Haupt-Teilchen:

- ✓ Protonen
- ✓ Neutronen
- ✓ Elektronen

Tabelle 3.1 fasst die Merkmale dieser drei subatomaren Teilchen zusammen.

Name	Symbol	Ladung	Masse (g)	Masse (amu)	Ort
Proton	P ⁺	+1	$1,673 \times 10^{-24}$	1	Kern
Neutron	N ⁰	0	$1,673 \times 10^{-24}$	1	Kern
Elektron	e ⁻	-1	$9,109 \times 10^{-28}$	0,0005	außerhalb des Kerns

Tabelle 3.1: Die drei größeren subatomaren Teilchen

In Tabelle 3.1 sind die Massen der subatomaren Partikel auf zwei Arten angegeben: Gramm und amu, das für atomare Masseneinheiten steht. Es ist leichter, die Masse in amu als in Gramm auszudrücken.

Atomare Masseneinheiten basieren auf der Kohlenstoff-12-Skala, einem weltweiten Standard, der für Atomgewichte übernommen wurde. Durch internationale Vereinbarung hat ein Kohlenstoff-Atom, das 6 Protonen und 6 Neutronen enthält, ein Atomgewicht von genau 12 amu, so dass 1 amu $\frac{1}{12}$ dieses Kohlenstoff-Atoms entspricht. Okay, was haben das Kohlenstoff-Atom und die Nummer 12 nun eigentlich zu bedeuten? Vertrauen Sie mir nur. Weil die Masse in Gramm von Protonen und Neutronen fast genau gleich ist, sollen sowohl Protonen als auch Neutronen eine Masse von 1 amu haben. Beachten Sie, dass die Masse eines Elektrons viel kleiner als die eines Protons oder Neutrons ist. Man braucht fast 2.000 Elektronen, um die Masse eines einzelnen Protons zu erreichen.

Tabelle 3.1 zeigt ferner die mit jedem subatomaren Teilchen verbundene elektrische Ladung. Materie kann zwei Arten von elektrischer Ladung besitzen: positive oder negative Ladung. Das Proton besitzt eine Einheit positiver Ladung, das Elektron eine Einheit negativer Ladung, und das Neutron hat keine Ladung – es ist neutral.



Wissenschaftler haben durch Beobachtung festgestellt, dass Teilchen gleicher Ladung, ob positiv oder negativ, einander abstoßen. Teilchen mit ungleichen Ladungen ziehen sich jedoch an.

Das Atom selbst hat (von außen gesehen) keine Ladung. Es ist neutral. (In Kapitel 6 wird erklärt, dass spezielle Atome Elektronen gewinnen oder verlieren und dadurch eine Ladung erwerben können. Atome, die eine Ladung, ob positiv oder negativ, besitzen, werden *Ionen* genannt.) Nun, wie kann ein Atom neutral sein, wenn es positiv geladene Protonen und negativ geladene Elektronen enthält? Gute Frage! Die Antwort ist, dass sich bei gleicher Anzahl von Protonen und Elektronen – d.h. gleiche Anzahl von positiven und negativen Ladungen – deren Wirkung nach außen hin aufhebt.

Die letzte Spalte in Tabelle 3.1 zeigt den Ort der drei subatomaren Partikel im Atom. Protonen und Neutronen befinden sich im Kern, einem dichten zentralen Inneren in der Mitte des Atoms, während sich die Elektronen außerhalb des Kerns befinden (siehe *Wo sind denn nun diese Elektronen?* später in diesem Kapitel).

Der Kern: Mittelpunkt

Im Jahr 1911 entdeckte Ernest Rutherford, dass Atome einen Kern bzw. ein Zentrum haben, das Protonen enthält. Wissenschaftler entdeckten später, dass der Kern auch Neutronen enthält.

Der Kern ist sehr, sehr klein und sehr, sehr dicht, wenn man ihn mit dem Rest des Atoms vergleicht. Normalerweise haben Atome einen Durchmesser von etwa 10^{-10} Meter. (Das ist ziemlich klein!) Kerne sind dabei etwa 10^{-15} Meter im Durchmesser. (Das ist nun wirklich winzig!). Wenn zum Beispiel das Superdome in New Orleans ein Wasserstoff-Atom darstellte, dann hätte der Kern die Größe einer Erbse.

Die Protonen eines Atoms sind alle zusammen im Kern zusammengepresst. Nun könnte es sein, dass einige von Ihnen denken, »Okay, jedes Proton trägt eine positive Ladung, also stoßen sich Protonen voneinander ab. Wenn aber all die Protonen einander abstoßen, warum fliegt der Kern nicht einfach auseinander?« Nun, die Macht ist mit ihnen, Luke! Die Kräfte im Kern wirken dieser Abstoßung entgegen und halten den Kern zusammen. (Physiker nennen diese Kräfte Kernkräfte. Aber diese Kräfte sind nicht immer stark genug, so dass der Kern manchmal tatsächlich auseinander bricht. Dieser Prozess heißt *Radioaktivität*.)

Der Kern ist nicht nur sehr klein, sondern enthält auch die meiste Masse des Atoms. In der Tat ist die Masse des Atoms praktisch die Summe der Massen der Protonen und Neutronen. (Ich ignoriere die winzige Masse der Elektronen, es sei denn, ich mache sehr, sehr genaue Berechnungen.)

Die Summe aus der Anzahl von Protonen und der Anzahl von Neutronen in einem Atom wird die *Massenzahl* genannt. Und die Anzahl von Protonen in einem speziellen Atom hat ebenso einen speziellen Namen, die *Kernladungszahl*. Chemiker verwenden üblicherweise die Bezeichnungen in Abbildung 3.1, um ein spezielles Element darzustellen.

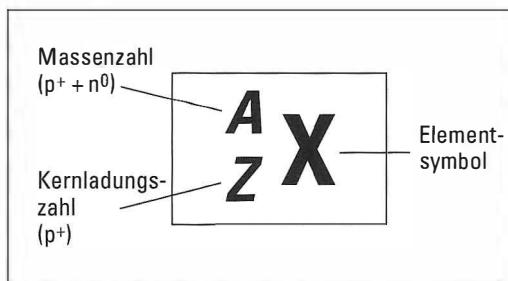


Abbildung 3.1: Die Darstellung eines bestimmten Elements

Wie in Abbildung 3.1 gezeigt, verwenden Chemiker den Platzhalter X, um das chemische Symbol darzustellen. Sie können das chemische Symbol eines Elements im Periodensystem der Elemente finden (siehe Tabelle 3.2 für eine Liste der Elemente). Der Platzhalter Z repräsentiert die Kernladungszahl – die Anzahl von Protonen im Kern. A ist die Massenzahl, also die Summe der Anzahl von Protonen und Neutronen. Die (auch *Atomgewicht* genannte) Massenzahl ist in amu aufgeführt.

Nehmen Sie an, Sie wollen Uran darstellen. Sie können sich das Periodensystem der Elemente oder eine Liste von Elementen wie die in Tabelle 3.2 anschauen und feststellen, dass das Symbol für Uran U, seine Kernladungszahl 92 und seine Massenzahl 238 ist.

Name	Symbol	Kernla-dungszahl	Massenzahl	Name	Symbol	Kernla-dungszahl	Massenzahl
Actinium	Ac	89	227,028	Gold	Au	79	196,967
Aluminium	Al	13	26,982	Hafnium	Hf	72	178,49
Americium	Am	95	243	Hassium	Hs	108	265
Antimon	Sb	51	121,76	Helium	He	2	4,003
Argon	Ar	18	39,948	Holmium	Ho	67	164,93
Arsen	As	33	74,922	Indium	In	49	114,82
Astat	At	85	210	Iridium	Ir	77	192,22
Barium	Ba	56	137,327	Jod	I	53	126,905
Berkelium	Bk	97	247	Kalium	K	19	39,098
Beryllium	Be	4	9,012	Kalzium	Ca	20	40,078
Blei	Pb	82	207,2	Kobalt	Co	27	58,933
Bohrium	Bh	107	262	Kohlenstoff	C	6	12,011
Bor	B	5	10,811	Krypton	Kr	36	83,8
Brom	Br	35	79,904	Kupfer	Cu	29	63,546
Cadmium	Cd	48	112,411	Lanthan	La	57	138,906
Californium	Cf	98	251	Lawrencium	Lr	103	262
Cäsium	Cs	55	132,905	Lithium	Li	3	6,941
Cerium	Ce	58	58140,115	Lutetium	Lu	71	174,967
Chlor	Cl	17	35,453	Magnesium	Mg	12	24,305
Chrom	Cr	24	51,996	Mangan	Mn	25	54,938
Curium	Cm	96	247	Meitnerium	Mt	109	266
Dubnium	Db	105	262	Mendelevium	Md	101	258
Dysprosium	Dy	66	162,5	Molybdän	Mo	42	95,94
Einsteinium	Es	99	252	Natrium	Na	11	22,990
Eisen	Fe	26	55,845	Neodym	Nd	60	144,24
Erbium	Er	68	167,26	Neon	Ne	10	20,180
Europium	Eu	63	151,964	Neptunium	Np	93	237,048
Fermium	Fm	100	257	Nickel	Ni	28	58,69
Fluor	F	9	18,998	Niob	Nb	41	92,906
Francium	Fr	87	223	Nobelium	No	102	259
Gadolinium	Gd	64	157,25	Osmium	Os	76	190,23
Gallium	Ga	31	69,723	Palladium	Pd	46	106,42
Germanium	Ge	32	72,61	Phosphor	P	15	30,974

3 > Kleiner als ein Atom? Die Struktur des Atoms

Name	Symbol	Kernladungszahl	Massenzahl	Name	Symbol	Kernladungszahl	Massenzahl
Platin	Pt	78	195,08	Stickstoff	N	7	14,007
Plutonium	Pu	94	244	Strontium	Sr	38	87,62
Polonium	Po	84	209	Tantal	Ta	73	180,948
Praseodym	Pr	59	140,908	Technetium	Tc	43	98
Promethium	Pm	61	145	Tellur	Te	52	127,60
Protactinium	Pa	91	231,036	Terbium	Tb	65	158,925
Quecksilber	Hg	80	200,59	Thallium	Tl	81	204,383
Radium	Ra	88	226,025	Thorium	Th	90	232,038
Radon	Rn	86	222	Thulium	Tm	69	168,934
Rhenium	Re	75	186,207	Titan	Ti	22	47,88
Rhodium	Rh	45	102,906	Uran	U	92	238,029
Rubidium	Rb	37	85,468	Vanadium	V	23	50,942
Ruthenium	Ru	44	101,07	Wasserstoff	H	1	1,0079
Rutherfordium	Rf	104	261	Wismut	Bi	83	208,980
Samarium	Sm	62	150,36	Wolfram	W	74	183,84
Sauerstoff	O	8	15,999	Xenon	Xe	54	131,29
Scandium	Sc	21	44,956	Ytterbium	Yb	70	173,04
Schwefel	S	16	32,066	Yttrium	Y	39	88,906
Seaborgium	Sg	106	263	Zink	Zn	30	65,39
Selen	Se	34	78,96	Zinn	Sn	50	118,71
Silber	Ag	47	107,868	Zirkonium	Zr	40	91,224
Silizium	Si	14	28,086				

Tabelle 3.2: Die Elemente

Also können Sie Uran wie in Abbildung 3.2 darstellen.



Abbildung 3.2: Die Darstellung von Uran

Sie wissen, dass Uran eine Kernladungszahl von 92 (Anzahl der Protonen) und Massenzahl von 238 (Protonen plus Neutronen) hat. Wenn Sie nun die Anzahl der Neutronen des Urans wissen wollen, ist alles, was Sie tun müssen, die Kernladungszahl (92 Protonen) von der Massenzahl (238 Protonen plus Neutronen) zu subtrahieren. Das Ergebnis: Uran hat 146 Neutronen.

Aber wie viele Elektronen hat das Uran? Weil das Atom neutral ist (es also nach außen keine elektrische Ladung aufweist), muss es die gleiche Anzahl von positiven und negativen La-

dungen bzw. die gleiche Anzahl von Protonen und Elektronen besitzen. Also gibt es in jedem Uran-Atom 92 Elektronen.

Wo sind nun diese Elektronen?

Frühe Modelle des Atoms zeigten Elektronen, die den Kern mehr oder weniger zufällig umkreisten. Als die Wissenschaftler aber das Atom besser kennen lernten, stellten sie fest, dass dies wahrscheinlich nicht genau richtig ist. Heute sind zwei Modelle atomarer Struktur üblich: das Bohr-Modell und das quantenmechanische Modell. Das Bohr-Modell ist einfach und relativ leicht zu verstehen; das quantenmechanische Modell basiert auf viel Mathematik und ist etwas schwerer zu verstehen. Beide Modelle sind jedoch dabei hilfreich, das Atom zu verstehen, so dass ich in den folgenden Abschnitten beide Modelle erklären möchte (ohne zu viel Mathe zu verwenden).



Ein Modell ist nützlich, weil es dabei hilft, zu verstehen, was man in der Natur beobachten kann. Es ist nicht so ungewöhnlich, mehr als ein Modell zu benutzen, um einen speziellen, komplizierten Sachverhalt zu beschreiben.

Das Bohr'sche Modell – überhaupt nicht langweilig

Haben Sie schon einmal Farbkristalle für Ihren Kamin gekauft, um Flammen in verschiedenen Farben zu erzeugen? Oder haben Sie schon einmal ein Feuerwerk beobachtet und sich gefragt, woher die Farben kommen?

Farbe kommt von verschiedenen Elementen. Wenn Sie Tafelsalz oder irgendein anderes Salz, das Natrium enthält, ins Feuer werfen, bekommen Sie eine gelbe Farbe (nicht Sie, das Feuer!). Salze, die Kupfer enthalten, geben der Flamme ein grünliches Blau. Und wenn Sie sich die Flammen durch ein *Spektroskop* (ein Instrument, das ein Prisma verwendet, um das Licht in seine verschiedenen Bestandteile aufzulösen) anschauen, sehen Sie eine Anzahl von verschiedenen Farblinien. Diese klaren Farblinien bilden das Linienspektrum.

Niels Bohr, ein dänischer Wissenschaftler, erklärte dieses Linienspektrum, als er ein Modell für das Atom entwickelte.

Nach der Vorstellung Bohrs umkreisen die Elektronen in Atomen den Kern auf verschiedenen Umlaufbahnen mit unterschiedlicher Energie (denken Sie an die Planeten, die um die Sonne kreisen). Bohr verwendete den Ausdruck *Energieniveau* (oder *Elektronenschalen*), um diese Kreise unterschiedlicher Energie zu beschreiben. Und er sagte, dass die Energie eines Elektrons gequantelt ist, das heißt, dass Elektronen dieses oder jenes Energieniveau haben können, aber kein Niveau dazwischen.

Das Energieniveau, das ein Elektron normalerweise annimmt, wird sein *Grundzustand* genannt. Aber dieses kann sich zu einer höheren, weniger stabilen Energie, durch Absorption von Energie, verändern. Diese höhere Energie wird *angeregter Zustand* genannt.

Wenn ein Elektron einmal angeregt ist, kann es durch Freigabe der Energie, die es absorbiert hat (siehe Abbildung 3.3), in seinem Grundzustand zurückkehren. Hier nun kommt die Erklärung mit Hilfe des Linienspektrums ins Spiel. Manchmal entspricht die von den angeregten Elektronen freigegebene Energie einem Teil des elektromagnetischen Spektrums (d.h. der Wellenlänge der entsprechenden Energie) des sichtbaren Lichts, und der Mensch nimmt dies als farbiges Licht wahr. Kleine Veränderungen im Energiebetrag bedeuten hierbei, dass man verschiedene Farben wahrnimmt.

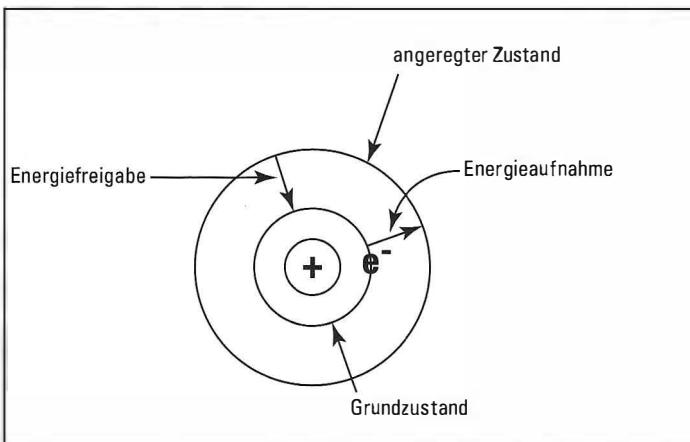


Abbildung 3.3: Grundzustand und angeregter Zustand im Bohr'schen Modell

Bohr stellte fest, dass ein Elektron umso weniger Energie benötigt, je näher es sich am Kern befindet. Ist es dagegen auf einer »Umlaufbahn«, die weiter vom Kern entfernt ist, benötigt es mehr Energie. Also nummerierte Bohr die Energieniveaus des Elektrons. Je höher die Energieniveaunummer, desto weiter das Elektron also vom Kern entfernt ist, desto höher die entsprechende Energie.

Bohr stellte auch fest, dass die verschiedenen Energieniveaus verschiedene Anzahlen an Elektronen enthalten können: Energiestufe 1 kann bis zu zwei Elektronen halten, Energiestufe 2 kann bis zu acht Elektronen usw.

Das Bohr-Modell funktioniert bei sehr einfachen Atomen wie Wasserstoff (der ein Elektron hat) ganz gut, aber nicht bei komplexeren Atomen. Obwohl es das Bohr-Modell immer noch gibt und es besonders in Grundlehrbüchern immer noch verwendet wird, wird heute ein höher entwickeltes (und komplexeres) Modell – das quantenmechanische Modell – viel häufiger verwendet.

Quantenmechanisches Modell

Das einfache Bohr-Modell war nicht in der Lage, Beobachtungen komplexerer Atome zu erklären. Folglich entwickelte man ein komplexeres, hochmathematisches Modell atomarer Struktur – das quantenmechanische Modell.

Dieses Modell basiert auf der *Quantentheorie*, die sagt, dass Materie auch Welleneigenschaften besitzt. Nach der Quantentheorie ist es unmöglich, zu derselben Zeit die genaue Position und den genauen Impuls (Ort und Geschwindigkeit) eines Elektrons zu messen. Dies ist als das *Unschärfeprinzip* bekannt. So mussten Wissenschaftler Bohrs Umkreisungen durch Orbitale (manchmal auch Elektronenwolken genannt) ersetzen, d.h. durch Räume, in denen es mit einer gewissen Wahrscheinlichkeit ein Elektron gibt. Mit anderen Worten, es wurde Gewissheit durch Wahrscheinlichkeit ersetzt.

Das quantenmechanische Modell des Atoms verwendet komplexe Formen von Orbitalen anstelle Bohrs einfacher kreisförmiger Aufenthaltsorte für Elektronen. Ohne viel Mathematik (bitte, gern' geschehen) zeigt dieser Abschnitt Ihnen einige Aspekte dieses neuesten Atommodells.

Es wurden vier Quantenzahlen eingeführt, um die Merkmale von Elektronen und ihrer Orbitale zu beschreiben. Sie müssen zugeben, ein paar Spitzen-High-Tech-Namen sind das schon:

- ✓ Hauptquantenzahl n
- ✓ Nebenquantenzahl l (od. Bahndrehimpulsquantenzahl)
- ✓ Magnetquantenzahl m_l
- ✓ Spinquantenzahl m_s

Tabelle 3.3 fasst die vier Quantenzahlen zusammen. Alle zusammen bilden für den theoretischen Chemiker eine recht gute Beschreibung der Merkmale eines speziellen Elektrons.

Name	Symbol	Beschreibung	Erlaubte Werte
Haupt	n	Orbitale Energie	Positive ganze Zahlen (1, 2, 3 usw.)
Bahndrehimpuls	l	Orbitale Form	Ganze Zahlen von 0 bis $n-1$
Magnet	m_l	Orientierung	Ganze Zahlen von - l bis 0 bis + l
Spin	m_s	Elektronenspin	+ $\frac{1}{2}$ oder - $\frac{1}{2}$

Tabelle 3.3: Zusammenfassung der Quantenzahlen

Die Hauptquantenzahl n

Die Hauptquantenzahl n beschreibt den durchschnittlichen Abstand der Orbitale vom Kern – und die Energie des Elektrons in einem Atom. Sie ist fast die gleiche wie Bohrs Energieniveaузahl. Sie kann positive ganze Zahlen als Werte annehmen: 1, 2, 3, 4 usw. Je größer der Wert von n ist, desto höher ist die Energie und desto größer ist auch das Orbital. Chemiker nennen die Orbitale manchmal auch *Elektronenschalen*.

Die Nebenquantenzahl l

Die Nebenquantenzahl l beschreibt die Form der Orbitale, und die Form wird von der Hauptquantenzahl n beschränkt: Die Nebenquantenzahl l kann positive ganzen Zahlenwerte von 0 bis $n-1$ haben. Zum Beispiel, wenn der Wert n 3 ist, sind drei Werte für l erlaubt: 0, 1 und 2.



Der Wert von l definiert die Form der Orbitale, der Wert von n die Größe.

Orbitale, die denselben Wert n besitzen, aber verschiedene Werte von l , werden auch *Unterschalen* genannt. Diesen Unterschalen werden verschiedene Buchstaben zugeordnet, um den Chemikern zu helfen, sie voneinander zu unterscheiden. Tabelle 3.4 zeigt die Buchstaben, die den verschiedenen Werten von l entsprechen.

Wert von l (Unterschale)	Buchstabe
0	s
1	p
2	d
3	f
4	g

Tabelle 3.4: Buchstaben-Kennzeichnung der Unterschalen

Wenn Chemiker eine besondere Unterschale in einem Atom beschreiben, können sie sowohl den Wert n als auch den Unterschalenbuchstaben verwenden – $2p$, $3d$ usw. Normalerweise ist der Wert 4 der größte, der für die Beschreibung einer Unterschale gebraucht wird. Wenn Chemiker einmal einen größeren Wert benötigen, können sie Unterschalenzahlen und Buchstaben erzeugen.

Abbildung 3.4 zeigt die Formen der s-, p- und d- Orbitale.

In Abbildung 3.4 (a), gibt es zwei s-Orbitale – eins für Energieniveau 1 ($1s$) und das andere für das Energieniveau 2 ($2s$). s-Orbitale sind sphärisch verteilt, mit dem Atomkern im Zentrum. Beachten Sie, dass das $2s$ -Orbital einen größeren Durchmesser besitzt als das $1s$ -Orbital. In großen Atomen ist das $1s$ -Orbital vom $2s$ -Orbital umhüllt, genau wie das $2p$ sich im $3p$ eingestellt hat. Das Gleiche gilt für das $2p$ -Orbital – es ist vom $3p$ -Orbital umhüllt.

Abbildung 3.4 (b) zeigt die Formen des p-Orbitals, und Abbildung 3.4 (c) zeigt die Formen des d-Orbitals. Beachten Sie, dass die Formen fortschreitend komplexer werden.

Die Magnetquantenzahl m_l

Die Magnetquantenzahl m_l beschreibt, welche Orientierung die Orbitale im Raum besitzen. Der Wert von m_l hängt vom Wert von l ab. Die erlaubten Werte sind ganze Zahlen von -1 bis 0 bis +1. Wenn zum Beispiel der Wert von $l = 1$ (p-Orbital – siehe Tabelle 3.4), kann m_l drei Werte annehmen: -1, 0 und +1. Dies bedeutet, dass es für ein Orbital drei verschiedene p-Unterschalen gibt. Die Unterschalen besitzen dieselbe Energie, aber verschiedene Raumorientierungen.

Abbildung 3.4 (b) zeigt, wie die p-Orbitale im Raum orientiert sind. Beachten Sie, dass die drei p-Orbitale den m_l -Werten -1, 0 und +1 entsprechen und sich in Richtung der x-, y- und z-Achsen orientieren.

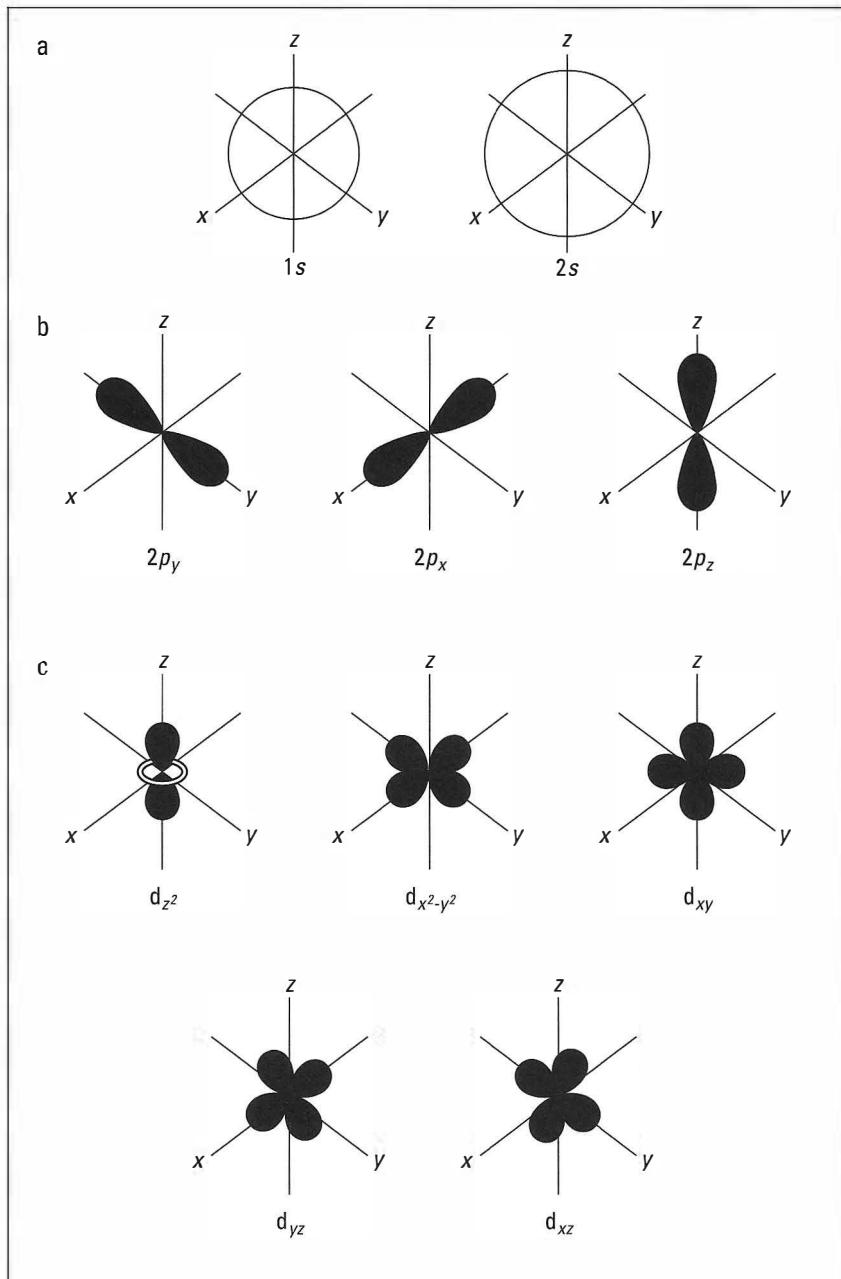


Abbildung 3.4: Formen der s-, p- und d-Orbitale

Die Spinquantenzahl m_s

Die vierte und letzte Quantenzahl (ich weiß, jetzt mache ich Sie glücklich ...) ist die Spinquantenzahl m_s . Diese beschreibt die Richtung, in der sich das Elektron in einem magnetischen Feld dreht, entweder im Uhrzeigersinn oder gegen den Uhrzeigersinn. m_s kann nur zwei Werte annehmen: $+\frac{1}{2}$ oder $-\frac{1}{2}$. Für jede Unterschale kann es nur zwei Elektronen geben, eines mit dem Spin $+\frac{1}{2}$ und ein anderes mit dem Spin $-\frac{1}{2}$.

Wenn Sie alle Zahlen zusammennehmen, was kommt dann raus? (Eine hübsche Tabelle)

Ich weiß, dieses Quantennummernzeug bringt Wissenschaftsmuffel zum Sabbern und normale Menschen zum Gähnen. Wenn nun aber der Fernseher kaputt ist und Sie etwas Zeit totschlagen wollen, werfen Sie doch mal einen kurzen Blick auf Tabelle 3.5. Sie können die Quantenzahlen für jedes Elektron in den ersten zwei Energieniveaus überprüfen.

n	l	Unterschale	m_l	m_s
1	0	1s	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$
2	0	2s	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$
	1	2p	-1	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$
			0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$
			+1	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$

Tabelle 3.5: Quantenzahlen für die ersten zwei Energieniveaus

Tabelle 3.5 zeigt, dass es im Energieniveau 1 ($n = 1$) nur ein s-Orbital gibt. Es gibt kein p-Orbital, weil ein l-Wert von 1 (p-Orbital) nicht erlaubt ist. Beachten Sie auch, dass es nur zwei Elektronen in diesem 1s-Orbital geben kann, (m_s von $+\frac{1}{2}$ und $-\frac{1}{2}$). Tatsächlich kann es nur zwei Elektronen in jedem s-Orbital geben, ob es 1s oder 5s ist.

Wenn Sie sich von Energieniveau 1 zu Energieniveau 2 ($n = 2$) bewegen, kann es sowohl s- als auch p-Orbitale geben. Wenn Sie die Quantenzahlen für Energiestufe 3 alle hinschreiben, sehen Sie s-, p- und d-Orbitale. Jedes Mal, wenn Sie in ein höheres Energieniveau gehen, fügen Sie eine andere Orbital-Art hinzu.

Beachten Sie auch, dass es drei Unterschalen (m_l) für das 2p-Orbital gibt (siehe Abbildung 3.4 (b)), und das macht je ein Maximum von zwei Elektronen. Die drei 2p-Unterschalen können also maximal sechs Elektronen enthalten.

Es gibt einen Energieunterschied zwischen den größeren Energieniveaus (Energieniveau 2 bedeutet mehr Energie als Energieniveau 1), aber es gibt auch einen Unterschied zwischen den Energien in den Orbitalen innerhalb eines Energieniveaus. Auf Energiestufe 2 sind sowohl s- als auch p-Orbitale vorhanden. Aber das 2s hat weniger Energie als das 2p. Die drei Unterschalen des 2p-Orbitals haben dieselbe Energie. Ebenso haben die fünf Unterschalen des d-Orbitals (siehe Abbildung 3.4 (c)) dieselbe Energie.

Okay. Genug davon.

Elektronenkonfigurationen (Das Bett der Elektronen)

Chemiker finden Quantenzahlen nützlich, wenn sie sich chemische Reaktionen und Verbindungen ansehen (das sind die Dinge, mit denen sich die Chemiker besonders gerne befassen). Sie arbeiten jedoch lieber mit zwei anderen Darstellungen der Elektronen, weil sie sie für leichter und nützlicher halten.

- ✓ Energieniveaudiagramme
- ✓ Elektronenkonfigurationen

Chemiker verwenden beide Darstellungen, um zu zeigen, welches Energieniveau, welche Unterschale und welches Orbital von Elektronen in jedem speziellen Atom besetzt wird. Chemiker verwenden diese Information, um vorherzusagen, welche Bindungsart auftreten wird und welche Elektronen hierzu gebraucht werden. Diese Darstellungen bewähren sich auch, wenn man zeigen möchte, warum sich bestimmte Elemente ähnlich verhalten.

In diesem Abschnitt zeige ich Ihnen, wie man ein Energieniveaudiagramm anwenden und Elektronenkonfigurationen aufschreiben kann.

Das gefürchtete Energieniveaudiagramm

Abbildung 3.5 zeigt ein leeres Energieniveaudiagramm, mit dem Sie Elektronen für jedes spezielle Atom beschreiben können. Sie sehen zwar nicht die bekannten Orbitale und Unterschalen. Aber mit diesem Diagramm sollten Sie in der Lage sein, alles zu tun, was Ihnen als Chemiker so einfällt. (Wenn Sie keine Ahnung haben, was Orbitale, Unterschalen oder all jene Zahlen und Buchstaben mit dem Preis von Bohnen zu tun haben, schauen Sie doch mal in das »quantenmechanische Modell« weiter vorne in diesem Kapitel. Macht Spaß, sag ich Ihnen.)

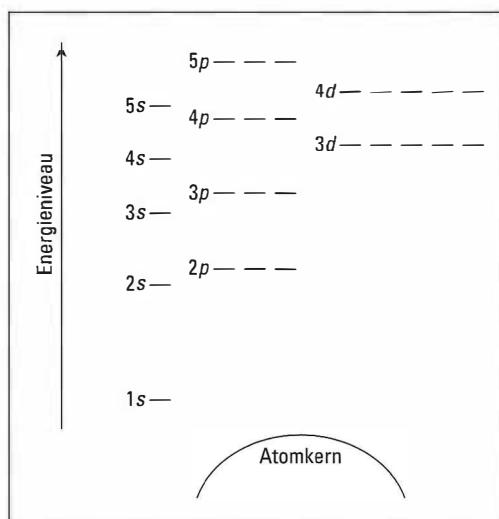


Abbildung 3.5: Diagramm der Energieniveaus

Ich stelle Orbitale durch Striche dar, in denen Sie maximal zwei Elektronen unterbringen können. Das 1s-Orbital ist dem Kern am nächsten und hat darum die niedrigste Energie. Es ist auch das einzige Orbital in Energienstufe 1 (siehe Tabelle 3.5.) Auf Energienstufe 2 gibt es sowohl s- als auch p-Orbitale, wobei 2s eine niedrigere Energie als 2p hat. Die drei 2p-Unterschalen werden von drei Strichen derselben Energie dargestellt. Die Energieniveaus 3, 4 und 5 werden auch gezeigt. Beachten Sie, dass 4s eine niedrigere Energie als 3d hat: Dies weicht vielleicht von Ihrer Erwartung ab, aber es lässt sich halt in der Natur so beobachten. Abbildung 3.6 zeigt das »Aufbauprinzip«.

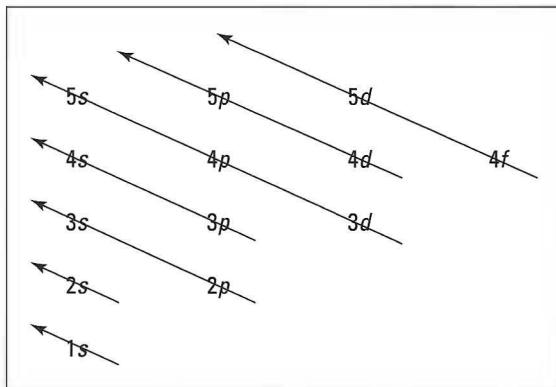


Abbildung 3.6: Diagramm zum Aufbauprinzip



Beim Verwenden des Energieniveaudiagramms denken Sie bitte an zwei Dinge:

- ✓ Elektronen füllen die niedrigsten freien Energieniveaus zuerst.
- ✓ Wenn es mehr als eine Unterschale in einem speziellen Energieniveau wie 3p oder 4d gibt, besetzt nur ein Elektron die jeweilige Unterschale (siehe Abbildung 3.5), bis jede Unterschale mit einem Elektron besetzt ist. Dann erst beginnen Elektronen, in jeder Unterschale Paare zu bilden. Diese Regel heißt auch *Hund'sche Regel*.

Nehmen wir an, dass Sie das Energieniveaudiagramm des Sauerstoffs zeichnen wollen. Sie schauen in das Periodensystem oder eine Elementliste und stellen fest, dass Sauerstoff Atomnummer 8 hat. Diese Zahl bedeutet, dass Sauerstoff 8 Protonen in seinem Kern und 8 Elektronen hat. Also platzieren Sie 8 Elektronen in Ihr Energieniveaudiagramm. Sie können Elektronen als Pfeile darstellen (siehe Abbildung 3.7). Man beachte, dass, wenn zwei Elektronen in einem Orbital liegen, ein Pfeil nach oben, der andere nach unten zeigt (dies wird *Spinpaar* genannt. Es entspricht den Spinquantenzahlen $+\frac{1}{2}$ und $-\frac{1}{2}$ von m_s , wie früher in diesem Kapitel erläutert).

Das erste Elektron geht in das 1s-Orbital, also das niedrigste Energieniveau, das zweite bildet ein Spinpaar mit dem ersten. Elektronen 3 und 4 bilden ein Paar im nächstniedrigen freien Orbital – dem 2s-Orbital. Elektron 5 geht in eine der 2p-Unterschalen (nein, es ist nicht wichtig, welche – sie haben alle dieselbe Energie), und Elektronen 6 und 7 gehen in die anderen zwei

völlig freien 2p-Orbitale (denken Sie bitte noch einmal an die beiden oben erwähnten Dinge). Das letzte Elektronenpaar bildet sich mit einem der Elektronen in den 2p-Unterschalen. (Wieder ist es nicht wichtig, mit welchem Elektron das Paar gebildet wird.) Abbildung 3.7 zeigt das fertige Energieniveaudiagramm für den Sauerstoff.

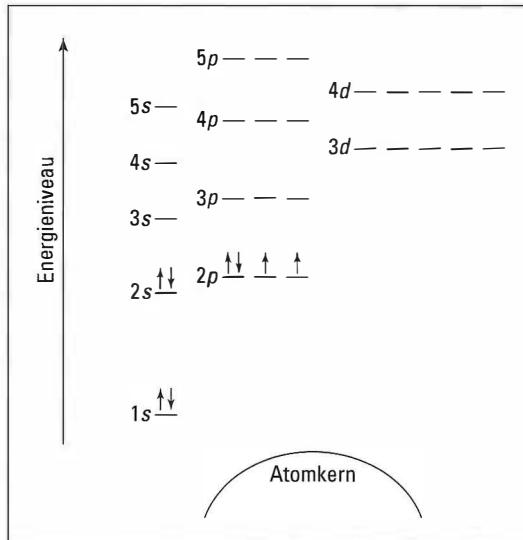


Abbildung 3.7: Energieniveaudiagramm für Sauerstoff

Elektronenkonfigurationen: Leicht und Platz sparend

Energieniveaudiagramme sind nützlich, wenn man chemische Reaktionen und Verbindungen verstehen möchte, aber für die regelmäßige Arbeit sind sie noch zu unhandlich. Wäre es nicht toll, wenn es eine andere Darstellung gäbe, die nahezu dieselbe Information liefert, aber in einer viel bequemeren, stenografieähnlichen Form? Nun, es gibt diese. Sie heißt *Elektronenkonfiguration*.

Die Elektronenkonfiguration für Sauerstoff ist $1s^2 2s^2 2p^4$. Vergleichen Sie diese Schreibweise mit dem Energieniveaudiagramm für Sauerstoff in Abbildung 3.7. Nimmt die Elektronenkonfiguration nicht viel weniger Platz ein? Sie können die Elektronenkonfiguration aus dem Energieniveaudiagramm ableiten. Die ersten zwei Elektronen des Sauerstoffs füllen das 1s-Orbital, so dass Sie es als $1s^2$ in der Elektronenkonfiguration zeigen können. Die 1 ist das Energieniveau, das s stellt die Art des Orbitals dar und die hochgestellte 2 zeigt die Anzahl der Elektronen darin. Die nächsten zwei Elektronen sind im 2s-Orbital, so dass Sie $2s^2$ schreiben müssen. Schließlich zeigen Sie die vier letzten Elektronen im 2p-Orbital als $2p^4$. Fügen Sie nun alles zusammen und Sie bekommen $1s^2 2s^2 2p^4$.

Manche Leute benutzen eine etwas umfassendere Form, die zeigt, wie die einzelnen p_x , p_y und p_z -Orbitale entlang der x-, y- und z-Achse orientiert sind und die Anzahl der Elektronen je Orbital. Der Abschnitt *Die Magnetquantenzahl m_l* weiter vorne in diesem Kapitel erklärt,

wie Orbitale im Raum orientiert sind. Die Langform ist ganz nett, wenn Sie sich die Details wirklich besser ansehen wollen, aber man braucht dieses Maß an Detailliertheit eher selten. Ich werde deshalb die erweiterte Form der Elektronenkonfiguration hier nicht weiter ausführen bzw. erläutern.



Die Summe der hochgestellten Ziffern ist mit der Kernladungszahl oder der Anzahl von Elektronen im Atom identisch.

Hier nun ein paar Elektronenkonfigurationen, die Sie verwenden können, um Ihre Umwandlungen von Energieniveaudiagrammen zu überprüfen:

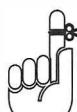
Chlor (Cl): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Eisen (Fe): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

Obwohl ich Ihnen gezeigt habe, wie man das Energieniveaudiagramm verwendet, um eine Elektronenkonfiguration formal zu erzeugen, mit etwas Übung brauchen Sie das Energieniveaudiagramm nun nicht immer hinzuschreiben. Es reicht, wenn Sie die Elektronenkonfiguration in der einfachen Form kennen und wissen, wie viele Elektronen das Element besitzt und wie das Füllmuster der Elektronenschalen aussieht. Nur um ein bisschen Zeit zu sparen, okay?

Valenzelektronen: Ein Leben auf dem Grat

Wenn Chemiker chemische Reaktionen studieren, studieren sie die Übertragung oder das Teilen von Elektronen. Die schwächer an den Kern gebundenen Elektronen – die Elektronen in dem am weitesten vom Kern entfernten Energieniveau – sind die, die gewonnen, verloren oder geteilt werden.



Elektronen sind negativ geladen, während der Kern aufgrund der Protonen eine positive Ladung besitzt. Die Protonen ziehen die Elektronen an und halten sie, aber je weiter die Elektronen entfernt sind, desto geringer ist die Anziehungskraft.

Die Elektronen im äußersten Energieniveau werden gewöhnlich *Valenzelektronen* genannt. Chemiker berücksichtigen in Wirklichkeit nur die Elektronen im s-, Hp- und d-Orbital im Energieniveau, das zu einem bestimmten Zeitpunkt Valenzelektronen enthält. In der Elektronenkonfiguration für Sauerstoff, $1s^2 2s^2 2p^4$, ist Energieniveau 1 gefüllt, und es gibt zwei Elektronen in den 2s-Orbitalen und vier Elektronen in Niveau 2p mit einer Gesamtsumme von sechs Valenzelektronen. Jene Valenzelektronen sind die verloren gegangenen, gewonnenen oder geteilten Elektronen.

Wenn man in der Lage ist, die Anzahl der Valenzelektronen in einem bestimmten Atom zu bestimmen, haben Sie einen guten Anhaltspunkt dafür, wie dieses Atom wohl reagieren wird. In Kapitel 4, das einen Überblick über das Periodensystem der Elemente gibt, zeige ich Ihnen

eine schnelle Methode, die Anzahl von Valenzelektronen zu bestimmen, ohne die Elektronenkonfiguration des Atoms aufzuschreiben zu müssen.

Isotope und Ionen: **Dies sind einige meiner Lieblingsthemen**

Trotzdem bin ich jetzt schon wieder der Depp. Die Atome eines bestimmten Elements besitzen eine identische Anzahl von Protonen und Elektronen, können jedoch verschiedene Anzahlen von Neutronen haben. Atome desselben Elements mit unterschiedlicher Neutronenzahl heißen *Isotope*.

Das Isolieren eines Isotops

Wasserstoff ist hier auf der Erde ein sehr verbreitetes Element. Die Kernladungszahl des Wasserstoffs ist 1 – sein Kern enthält ein Proton. Das Wasserstoff-Atom hat auch ein Elektron. Weil es dieselbe Anzahl von Protonen wie Elektronen hat, ist das Wasserstoff-Atom neutral (die positiven und negativen Ladungen heben einander auf).

Die meisten Wasserstoff-Atome auf der Erde enthalten keine Neutronen. Sie können die Symbolik aus Abbildung 3.2 verwenden, um Wasserstoff-Atome darzustellen, die keine Neutronen enthalten, wie in Abbildung 3.8 (a) gezeigt.

Jedoch enthält etwa ein Wasserstoff-Atom von 6.000 ein Neutron in seinem Kern. Diese Atome sind immer noch Wasserstoff-Atome, weil sie ein Proton und ein Elektron haben; sie haben einfach ein Neutron, das den meisten Wasserstoff-Atomen fehlt. Also werden diese Atome Wasserstoff-Isotope genannt. Abbildung 3.8 (b) zeigt ein Isotop von Wasserstoff, bekannt als Deuterium. Es ist immer noch Wasserstoff, weil es nur ein Proton enthält, aber es ist anders als der Wasserstoff in Abbildung 3.8 (a), weil es auch ein Neutron hat. Weil es ein Proton und ein Neutron enthält, ist seine Massennummer zwei.

^1_1H	^2_1H	^3_1H
(a) Wasserstoff H - 1	(b) Deuterium H - 2	(c) Tritium H - 3

Abbildung 3.8: Die Isotope des Wasserstoffs

Es gibt sogar ein Isotop von Wasserstoff, das zwei Neutronen enthält. Es heißt Tritium und wird in Abbildung 3.8 (c) dargestellt. Tritium kommt auf der Erde nicht in der Natur vor, aber es kann leicht hergestellt werden.

Nun werfen Sie einmal einen Blick auf Abbildung 3.8. Sie zeigt eine weitere Möglichkeit, Isotope darzustellen: Man schreibe das Symbol des Elements, einen Strich und dann die Massenzahl.

Jetzt kann es sein, dass Sie sich fragen: »Wenn ich eine Berechnung mache, die die atomare Masse des Wasserstoffs einschließt, welches Isotop verwende ich dann?« Nun, verwenden Sie einen Durchschnitt all der natürlich auftretenden Isotope von Wasserstoff. Aber nicht nur einen einfachen Durchschnitt. (Sie müssen in Betracht ziehen, dass es viel mehr H-1 als H-2 gibt, und Sie dürfen H-3 überhaupt nicht einbeziehen, weil es nicht natürlich vorkommt.) Sie verwenden einen gewichteten Durchschnitt, der die Häufigkeit der natürlich vorkommenden Wasserstoff-Isotope berücksichtigt. Deshalb ist nämlich die atomare Masse des Wasserstoffs in Tabelle 3.2 keine ganze Zahl: Stattdessen beträgt sie 1,0079 amu. Die Zahl sagt aus, dass es viel mehr H-1 als H-2 gibt.

Viele Elemente haben mehrere isotopische Formen. Weitere Informationen hierüber finden Sie in Kapitel 5.

Ein Blick auf die Ionen

Weil ein Atom selbst neutral ist, sage ich im ganzen Buch, dass die Anzahl von Protonen und Elektronen in Atomen gleich ist. Aber es gibt Fälle, in denen ein Atom eine elektrische Ladung bekommen kann. Zum Beispiel hat das Natrium-Atom im Natriumchlorid – dem Tafelsalz – eine positive Ladung, und das Chlor-Atom hat eine negative Ladung. Atome (oder Gruppen von Atomen) mit ungleicher Anzahl von Protonen und Elektronen werden Ionen genannt.

Das neutrale Natrium-Atom hat elf Protonen und elf Elektronen, was bedeutet, dass es elf positive Ladungen und elf negative Ladungen hat. Insgesamt ist das Natrium-Atom neutral, und es wird durch Na dargestellt. Aber das Natrium-Ion enthält noch eine weitere positive Ladung, so dass es als Na^+ bezeichnet wird (das + zeigt seine positive Nettoladung).

Eine ungleiche Anzahl von negativen und positiven Ladungen kann auf zwei Arten entstehen: Ein Atom kann ein Proton (eine positive Ladung) oder ein Elektron (eine negative Ladung) gewinnen oder verlieren. Welcher Prozess ist wahrscheinlicher? Nun, eine grobe Faustregel sagt, dass es leicht ist, Elektronen zu gewinnen oder zu verlieren, aber sehr schwierig ist, Protonen zu gewinnen oder zu verlieren.

Also werden Atome zu Ionen durch Gewinnen oder Verlieren von Elektronen. Und Ionen, die eine positive Ladung haben, werden Kationen genannt. Die Fortentwicklung geht dann so: Das Na^+ -Ion entsteht durch den Verlust eines Elektrons. Weil es ein Elektron verloren hat, hat es mehr Protonen als Elektronen oder mehr positive Ladungen als negative Ladungen, das heißt, es heißt jetzt Na^+ -Kation. Genauso wird das Mg^{2+} -Kation gebildet, wenn das neutrale Magnesium-Atom zwei Elektronen verliert.

Jetzt betrachten Sie mal das Chlor-Atom in Natriumchlorid. Das neutrale Chlor-Atom hat eine negative Ladung durch Gewinnen eines Elektrons erworben. Weil es eine ungleiche Anzahl von Protonen und Elektronen hat, ist es jetzt ein Ion und so darzustellen: Cl^- . Und, weil Ionen, die eine negative Ladung haben, Anionen genannt werden, heißt es jetzt Cl^- -Anion. (Kapitel 6 liefert Ihnen, falls Sie interessiert sind, die volle Lektion zu Ionen, Kationen und Anionen. Dies hier ist nur ein Appetithappen).

Für den kleinen Kick, hier ein paar zusätzliche Häppchen über Ionen:

- ✓ Sie können Elektronenkonfigurationen und Energieniveaudiagramme für Ionen darstellen. Das neutrale Natrium-Atom (elf Protonen) hat die Elektronenkonfiguration $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Das Natrium-Kation hat ein Elektron – das Valenzelektron – verloren, das am weitesten vom Kern (das 3s-Elektron in diesem Fall) entfernt ist. Die Elektronenkonfiguration von Na^+ ist $1s^2 2s^2 2p^6$.
- ✓ Die Elektronenkonfiguration des Chlorid-Ions (Cl^-) ist $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Dies ist dieselbe Elektronenkonfiguration wie bei dem neutralen Argon-Atom. Wenn zwei chemische Arten dieselbe Elektronenkonfiguration haben, sollen sie isoelektronisch sein. Um Chemie zu verstehen, muss man fast eine neue Sprache lernen, nicht wahr?
- ✓ In diesem Abschnitt wurden monoatomare Ionen (die mit einem Atom) erörtert. Es gibt aber auch polyatomare Ionen (die sind die, die mehrere Atome haben). Das Ammonium-Ion NH_4^+ ist ein polyatomares Ion, oder, anders ausgedrückt, ein polyatomares Kation. Das Nitrat-Ion, NO_3^- , ist ebenfalls ein polyatomares Ion, oder, anders ausgedrückt, ein polyatomares Anion.
- ✓ Ionen werden üblicherweise in Verbindungen gefunden, die man *Salze* nennt. Wenn Salze in Wasser gelöst werden, ergibt das elektrisch leitfähige Lösungen. Eine Substanz, die in einer Lösung Elektrizität leiten kann, wird *Elektrolyt* genannt. Wenn Sie aber Zucker in Wasser lösen, erhalten Sie keine solche Leitfähigkeit. Zucker ist nicht elektrolytisch. Ob eine Substanz ein Elektrolyt oder nicht ist, sagt etwas über den Bindungstyp der Verbindung aus. Wenn die Substanz elektrolytisch ist, liegt wahrscheinlich eine Ionenbindung vor (siehe Kapitel 6). Wenn sie aber nicht elektrolytisch ist, haben wir (wahrscheinlich) eine kovalente Bindung vor uns (siehe Kapitel 7).

Das Periodensystem

4

In diesem Kapitel

- Periodizität verstehen
 - Die Organisation der Elemente im Periodensystem verstehen
-

In diesem Kapitel stelle ich Ihnen das zweitwichtigste Werkzeug vor, das ein Chemiker besitzt – das Periodensystem. (Seine wichtigsten sind eine Tasse und der Bunsenbrenner, damit er sich seinen Kaffee kochen kann.)

Chemiker sind, wie die meisten Wissenschaftler, etwas faul. Sie ordnen die Dinge gerne in Gruppen. Dieser Prozess, genannt *Klassifizierung*, macht es viel leichter, ein spezielles System zu studieren. Wissenschaftler haben die chemischen Elemente in einer periodisch strukturierten Tabelle zusammengefasst, so dass sie nicht die Eigenschaften einzelner Elemente lernen müssen. Mit dem Periodensystem sind sie in der Lage, nur die Eigenschaften der verschiedenen Gruppen erlernen zu müssen. So zeige ich Ihnen in diesem Kapitel, wie die Elemente in der Tabelle angeordnet sind und welches die wichtigsten Gruppen sind. Ich erkläre auch, wie Chemiker und andere Wissenschaftler dieses Periodensystem in der Praxis anwenden.

Das Wiederholen von Mustern der Periodizität

Sowohl in der Natur als auch in Dingen, die von den Menschen erfunden werden, kann man sich wiederholende Muster beobachten. Die Jahreszeiten wiederholen ihr Muster von Herbst, Winter, Frühjahr und Sommer. Die Gezeiten wiederholen ihr Muster von Flut und Ebbe. Dienstag folgt auf Montag, Dezember folgt auf November usw. Ein solches Muster aus Wiederholungen nennt man *Periodizität*.

Mitte des 19. Jahrhunderts bemerkte Dimitri Mendelejew, ein russischer Chemiker, ein periodisches Muster in den chemischen Eigenschaften der Elemente, die zu der Zeit bekannt waren. Mendelejew ordnete die Elemente mit wachsender atomarer Masse (siehe Kapitel 3 zur Atommasse) und bildete etwas, das unserem heutigen Periodensystem der Elemente schon recht ähnlich war. Er war sogar in der Lage, die Eigenschaften einiger noch unbekannter Elemente vorherzusagen. Später wurden die Elemente neu angeordnet, um sie an der Kernladungszahl, der Anzahl der Protonen im Atomkern, aufsteigend zu orientieren (siehe wieder Kapitel 3). Abbildung 4.1 zeigt ein Periodensystem aus unseren Tagen.

Periodensystem der Elemente

	IA (1)	II A (2)	Periodensystem der Elemente							
1	1 H Wasserstoff 1,008									
2	3 Li Lithium 6,94	4 Be Beryllium 9,01								
3	11 Na Natrium 22,99	12 Mg Magnesium 24,31	III B (3)	IV B (4)	V B (5)	VI B (6)	VII B (7)	VIII B (8)	VIIIB (9)	
4	19 K Kalium 39,10	20 Ca Calcium 40,08	21 Sc Scandium 44,96	22 Ti Titan 47,88	23 V Vanadium 50,94	24 Cr Chrom 52,00	25 Mn Mangan 54,94	26 Fe Eisen 55,85	27 Co Kobalt 58,93	
5	37 Rb Rubidium 85,47	38 Sr Strontium 87,62	39 Y Yttrium 88,91	40 Zr Zirkonium 91,22	41 Nb Niob 92,91	42 Mo Molybdän 95,94	43 Tc Technetium (98,91)	44 Ru Ruthenium 101,07	45 Rh Rhodium 102,91	
6	55 Cs Cäsium 132,91	56 Ba Barium 137,33	57 – 71 La – Lu Lutetium	72 Hf Hafnium 178,49	73 Ta Tantal 180,95	74 W Wolfram 183,85	75 Re Rhenium 186,2	76 Os Osmium 190,2	77 Ir Iridium 192,22	
7	87 Fr Francium (223,02)	88 Ra Radium (226,03)	89 – 103 Ac – Lr Lawrencium	104 Rf Rutherford. (261)	105 Ha Hahnium (262)	106 Sg Seaborgium (266)	107 Bh Bohrium (264)	108 Hs Hassium (269)	109 Mt Meitnerium (268)	

Elemente der Lanthanreihe	57 La Lanthan 138,91	58 Ce Cer 140,12	59 Pr Praseodym 140,91	60 Nd Neodym 144,24	61 Pm Promethium (146,92)	62 Sm Samarium 150,36	63 Eu Europodium 151,97
Elemente der Actiniumreihe	89 Ac Actinium (227,03)	90 Th Thorium 232,04	91 Pa Protactinium (231,04)	92 U Uran 238,03	93 Np Neptunium (237,04)	94 Pu Plutonium (244,06)	95 Am Americium (243,06)

							VIIIA (18)
			IIIA (13)	IVA (14)	VA (15)	VIA (16)	VIIA (17)
			5 B Bor 10,81	6 C Kohlenstoff 12,01	7 N Stickstoff 14,00	8 O Sauerstoff 16,00	9 F Fluor 19,00
VIIIB (10)	IB (11)	IIB (12)	13 Al Aluminium 26,89	14 Si Silicium 28,09	15 P Phosphor 30,97	16 S Schwefel 32,07	17 Cl Chlor 35,45
28 Ni Nickel 58,69	29 Cu Kupfer 63,55	30 Zn Zink 65,37	31 Ga Gallium 69,72	32 Ge Germanium 72,61	33 As Arsen 74,92	34 Se Selen 78,96	35 Br Brom 79,90
46 Pd Palladium 106,42	47 Ag Silber 107,87	48 Cd Cadmium 112,41	49 In Indium 114,82	50 Sn Zinn 118,71	51 Sb Antimon 121,75	52 Te Tellur 127,60	53 I Jod 126,90
78 Pt Platin 195,08	79 Au Gold 196,97	80 Hg Quecksilber 200,59	81 Tl Thallium 204,38	82 Pb Blei 207,2	83 Bi Wismut 208,98	84 Po Polonium (210)	85 At Astat (210)
110 Uun Ununnilium (269)	111 Uuu Unununium (271)	112 Uub Ununbium (277)	113 Uut §	114 Uuq Ununquadium (285)	115 Uup §	116 Uuh Ununhexium (289)	117 Uus §
118 Uuo Ununoctium (293)							

64 Gd Gadolinium 157,25	65 Tb Terbium 158,93	66 Dy Dysprosium 162,50	67 Ho Holmium 164,93	68 Er Erium 167,26	69 Tm Thulium 168,93	70 Yb Ytterbium 173,04	71 Lu Lutetium 174,97
96 Cm Curium (247,07)	97 Bk Berkelium (247,07)	98 Cf Californium (251,08)	99 Es Einsteinium (252,08)	100 Fm Fermium (257)	101 Md Mendelevium (258)	102 No Nobelium (259,10)	103 Lr Lawrencium (260,11)

Abbildung 4.1: Das Periodensystem der Elemente

Chemiker können sich nicht vorstellen, irgendetwas ohne das Periodensystem der Elemente zu tun. Statt die Eigenschaften von 109+ Elementen (fast jedes Jahr werden es mehr) zu erlernen, können Chemiker und Chemiestudenten die Eigenschaften von Familien von Elementen einfach lernen und auf diese Art viel Zeit und Mühe sparen. Sie finden die Beziehungen zwischen Elementen und die Formeln vieler verschiedener Verbindungen, indem sie mit dem Periodensystem arbeiten. Diese Tabelle liefert bereitwillig Kernladungszahlen, Massenzahlen und Information über die Anzahl von Valenzelektronen.

Ich erinnere mich daran, vor vielen Jahren eine Sciencefictiongeschichte über ein fremdes Leben, das auf Silizium basiert, gelesen zu haben. Silizium war die logische Alternative in dieser Geschichte, weil es in derselben Familie wie das Element Kohlenstoff ist, die Basis für das Leben auf der Erde. Also ist das Periodensystem eine absolute Notwendigkeit für Chemiker, Chemiestudenten und Sciencefictionromanautoren. Verlassen Sie Ihr Haus niemals ohne das Periodensystem!

Wie die Elemente im Periodensystem angeordnet sind

Schauen Sie mal in die Tabelle in Abbildung 4.1. Die Elemente sind in der Reihenfolge wachsender Kernladungszahl angeordnet. Die Kernladungszahl (Anzahl von Protonen) befindet sich rechts über dem Elementsymbol. Unter dem Elementsymbol befindet sich die Atommasse oder das Atomgewicht (Summe der Protonen und Neutronen). Die Atommasse ist ein gewichteter Durchschnitt aller natürlich auftretenden Isotope. (Wenn Ihnen das wie böhmische Dörfer vorkommt, springen Sie schnell zu Kapitel 3 und haben Sie viel Spaß mit der Atommasse und den Isotopen.) Beachten Sie auch, dass zwei Reihen von Elementen – Ce-Lu (allgemein Lanthaniden genannt) und Th-Lr (die Aktinide) – aus dem Hauptkörper des periodischen Systems hervorgehoben wurden. Wären sie im Hauptkörper des Periodensystems integriert, hätte die Tabelle einen erheblich größeren Umfang.

Das Periodensystem ist aus horizontalen Perioden, den Reihen, aufgebaut. Die Perioden sind links von 1 bis 7 durchnummieriert. Die senkrechten Spalten werden *Gruppen* oder *Familien* genannt. Mitglieder dieser Familien haben ähnliche Eigenschaften (siehe den Abschnitt *Familien und Perioden* später in diesem Kapitel). Die Familien können am oberen Ende der Spalten auf eine von zwei Arten bezeichnet werden. Die ältere Methode verwendet römische Ziffern und Buchstaben. Viele Chemiker (besonders so alte wie ich) bevorzugen und verwenden immer noch diese Methode. Die neuere Methode verwendet die Zahlen von 1 bis 18. Wenn ich die Eigenschaften der Tabelle beschreibe, verwende ich die ältere Methode.

Mit Hilfe des Periodensystems können Sie die Elemente auf viele Arten klassifizieren. Zwei sehr nützliche Möglichkeiten sind

- ✓ Metalle, Nichtmetalle und Metalloide
- ✓ Familien und Perioden

Metalle, Nichtmetalle und Halbmetalle

Wenn Sie sich Abbildung 4.1 gut anschauen, können Sie eine abgestufte Zeile beginnend bei Bor (B), Kernladungszahl 5, bis zum Polonium (Po), Kernladungszahl 84, erkennen. Außer Germanium (Ge) und Antimon (Sb) können all die Elemente links von dieser Zeile als Metalle klassifiziert werden. Abbildung 4.2 zeigt die Metalle.

Diese Metalle haben Eigenschaften, die Sie normalerweise mit den Metallen verbinden, auf die Sie im täglichen Leben stoßen. Sie sind Festkörper (mit Ausnahme des flüssigen Quecksilbers Hg), glänzende, gute elektrische Leiter und Wärmeleiter, dehnbar (sie können zu dünnen Drähten gezogen werden) und geschmeidig (sie können leicht zu sehr dünnen Blechen geschmiedet werden). Alle Metalle tendieren dazu, Elektronen leicht zu verlieren (siehe Kapitel 6). Wie Sie sehen, gehört die überwiegende Mehrzahl der Elemente des Periodensystems zu den Metallen.

Außer den Elementen, die an der treppenförmigen Linie liegen (mehr darüber in ein paar Sekunden), sind die Elemente rechts von der Zeile als Nichtmetalle klassifiziert (zusammen mit Wasserstoff). Diese Elemente werden in Abbildung 4.3 gezeigt.

Nichtmetalle haben andere Eigenschaften als Metalle. Die Nichtmetalle sind spröde, nicht geschmeidig oder dehnbar, schlechte Wärmeleiter und besitzen auch eine schlechte elektrische Leitfähigkeit, und sie tendieren dazu, bei chemischen Reaktionen Elektronen zu gewinnen. Einige Nichtmetalle sind Flüssigkeiten.

Die Elemente, die die abgestufte Zeile begrenzen, sind als Halbmetalle klassifiziert, wie in Abbildung 4.4 gezeigt.

Halbmetalle haben Eigenschaften wie etwa eine Mischung von Metallen und Nichtmetallen. Wegen ihrer einzigartigen Leitfähigkeitseigenschaften (sie leiten die Elektrizität nur teilweise, z.B. nur in eine Richtung) sind sie in der Halbleiter- und Computerchipindustrie besonders wichtig. (Dachten Sie, Silicon Valley sei ein mit Sand zugeschüttetes Tal? Nein. Silizium, eines der metallischen Elemente braucht man zur Herstellung von Computerchips.)

Familien und Perioden

Wenn Sie sich einmal das in Abbildung 4.1 gezeigte Periodensystem anschauen, sehen Sie, dass die sieben waagerechten Reihen von Elementen Perioden genannt werden. Innerhalb einer Periode steigen die Kernladungszahlen von links nach rechts.

Obwohl sie in derselben Periode sind, haben diese Elemente durchaus sehr verschiedene chemische Eigenschaften. Sehen Sie zum Beispiel die ersten zwei Mitglieder der 3. Periode: Natrium (Na) und Magnesium (Mg). Bei Reaktionen tendieren sie beide dazu, Elektronen zu verlieren (schließlich sind sie Metalle), aber Natrium verliert ein Elektron, während Magnesium zwei verliert. Chlor (Cl), am Ende der Periode, neigt dazu, ein Elektron (es ist ein Nichtmetall) zu gewinnen. Sie müssen sich also nur merken, dass die Elemente einer Periode nicht unbedingt ähnliche Eigenschaften besitzen.

IIA (2)												VIA												VIIA												VIIIB												VIIB												VIB												IVB												IIIB												IIB												IB												IIIB												IIB												IB												IIIB												IIB												IB																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																												
3	Li	4	Be	Beryllium 9.01	5	Mg	Magnesium 24.31	6	Ca	Calcium 40.08	7	Sr	Strontrium 87.62	8	Rb	Rubidium 85.47	9	Cs	Casium 132.91	10	Ba	Barium 137.33	11	Fr	Francium (223.02)	12	Na	Natrium 22.99	13	Al	Aluminum 26.89	14	VIA	15	VB	16	VIB	17	VIIB	18	VIIIB	19	VIIB	20	IVB	21	IIIB	22	Ti	23	Cr	24	Mn	25	Fe	26	Eisen 54.94	27	Co	28	Ni	29	Cu	30	Zn	31	Ga	32	Sn	33	In	34	Zn	35	Bi	36	Po	37	Lu	38	Sc	39	Y	40	Zr	41	Nb	42	Tc	43	Ru	44	Rh	45	Pd	46	Pt	47	Ir	48	Os	49	Au	50	Hg	51	Tl	52	Pb	53	Bi	54	Wismut 208.98	55	Rb	56	La—Lu	57—71	Hf	72	Ta	73	W	74	Re	75	Rhenium 186.2	76	Ir	77	Os	78	Iridium 192.22	79	Platin	80	Thallium 204.38	81	Ag	82	Bi	83	Bi	84	Fr	85	Fr	86	Fr	87	Fr	88	Fr	89—103	Fr	104	Fr	105	Fr	106	Fr	107	Fr	108	Fr	109	Fr	110	Fr	111	Fr	112	Fr	113	Fr	114	Fr	115	Fr	116	Fr	117	Fr	118	Fr	119	Fr	120	Fr	121	Fr	122	Fr	123	Fr	124	Fr	125	Fr	126	Fr	127	Fr	128	Fr	129	Fr	130	Fr	131	Fr	132	Fr	133	Fr	134	Fr	135	Fr	136	Fr	137	Fr	138	Fr	139	Fr	140	Fr	141	Fr	142	Fr	143	Fr	144	Fr	145	Fr	146	Fr	147	Fr	148	Fr	149	Fr	150	Fr	151	Fr	152	Fr	153	Fr	154	Fr	155	Fr	156	Fr	157	Fr	158	Fr	159	Fr	160	Fr	161	Fr	162	Fr	163	Fr	164	Fr	165	Fr	166	Fr	167	Fr	168	Fr	169	Fr	170	Fr	171	Fr	172	Fr	173	Fr	174	Fr	175	Fr	176	Fr	177	Fr	178	Fr	179	Fr	180	Fr	181	Fr	182	Fr	183	Fr	184	Fr	185	Fr	186	Fr	187	Fr	188	Fr	189	Fr	190	Fr	191	Fr	192	Fr	193	Fr	194	Fr	195	Fr	196	Fr	197	Fr	198	Fr	199	Fr	200	Fr	201	Fr	202	Fr	203	Fr	204	Fr	205	Fr	206	Fr	207	Fr	208	Fr	209	Fr	210	Fr	211	Fr	212	Fr	213	Fr	214	Fr	215	Fr	216	Fr	217	Fr	218	Fr	219	Fr	220	Fr	221	Fr	222	Fr	223	Fr	224	Fr	225	Fr	226	Fr	227	Fr	228	Fr	229	Fr	230	Fr	231	Fr	232	Fr	233	Fr	234	Fr	235	Fr	236	Fr	237	Fr	238	Fr	239	Fr	240	Fr	241	Fr	242	Fr	243	Fr	244	Fr	245	Fr	246	Fr	247	Fr	248	Fr	249	Fr	250	Fr	251	Fr	252	Fr	253	Fr	254	Fr	255	Fr	256	Fr	257	Fr	258	Fr	259	Fr	260	Fr	261	Fr	262	Fr	263	Fr	264	Fr	265	Fr	266	Fr	267	Fr	268	Fr	269	Fr	270	Fr	271	Fr	272	Fr	273	Fr	274	Fr	275	Fr	276	Fr	277	Fr	278	Fr	279	Fr	280	Fr	281	Fr	282	Fr	283	Fr	284	Fr	285	Fr	286	Fr	287	Fr	288	Fr	289	Fr	290	Fr	291	Fr	292	Fr	293	Fr	294	Fr	295	Fr	296	Fr	297	Fr	298	Fr	299	Fr	300	Fr	301	Fr	302	Fr	303	Fr	304	Fr	305	Fr	306	Fr	307	Fr	308	Fr	309	Fr	310	Fr	311	Fr	312	Fr	313	Fr	314	Fr	315	Fr	316	Fr	317	Fr	318	Fr	319	Fr	320	Fr	321	Fr	322	Fr	323	Fr	324	Fr	325	Fr	326	Fr	327	Fr	328	Fr	329	Fr	330	Fr	331	Fr	332	Fr	333	Fr	334	Fr	335	Fr	336	Fr	337	Fr	338	Fr	339	Fr	340	Fr	341	Fr	342	Fr	343	Fr	344	Fr	345	Fr	346	Fr	347	Fr	348	Fr	349	Fr	350	Fr	351	Fr	352	Fr	353	Fr	354	Fr	355	Fr	356	Fr	357	Fr	358	Fr	359	Fr	360	Fr	361	Fr	362	Fr	363	Fr	364	Fr	365	Fr	366	Fr	367	Fr	368	Fr	369	Fr	370	Fr	371	Fr	372	Fr	373	Fr	374	Fr	375	Fr	376	Fr	377	Fr	378	Fr	379	Fr	380	Fr	381	Fr	382	Fr	383	Fr	384	Fr	385	Fr	386	Fr	387	Fr	388	Fr	389	Fr	390	Fr	391	Fr	392	Fr	393	Fr	394	Fr	395	Fr	396	Fr	397	Fr	398	Fr	399	Fr	400	Fr	401	Fr	402	Fr	403	Fr	404	Fr	405	Fr	406	Fr	407	Fr	408	Fr	409	Fr	410	Fr	411	Fr	412	Fr	413	Fr	414	Fr	415	Fr	416	Fr	417	Fr	418	Fr	419	Fr	420	Fr	421	Fr	422	Fr	423	Fr	424	Fr	425	Fr	426	Fr	427	Fr	428	Fr	429	Fr	430	Fr	431	Fr	432	Fr	433	Fr	434	Fr	435	Fr	436	Fr	437	Fr	438	Fr	439	Fr	440	Fr	441	Fr	442	Fr	443	Fr	444	Fr	445	Fr	446	Fr	447	Fr	448	Fr	449	Fr	450	Fr	451	Fr	452	Fr	453	Fr	454	Fr	455	Fr	456	Fr	457	Fr	458	Fr	459	Fr	460	Fr	461	Fr	462	Fr	463	Fr	464	Fr	465	Fr	466	Fr	467	Fr	468	Fr	469	Fr	470	Fr	471	Fr	472	Fr	473	Fr	474	Fr	475	Fr	476	Fr	477	Fr	478	Fr	479	Fr	480	Fr	481	Fr	482	Fr	483	Fr	484	Fr	485	Fr	486	Fr	487	Fr	488	Fr	489	Fr	490	Fr	491	Fr	492	Fr	493	Fr	494	Fr	495	Fr	496	Fr	497	Fr	498	Fr	499	Fr	500	Fr	501	Fr	502	Fr	503	Fr	504	Fr	505	Fr	506	Fr	507	Fr	508	Fr	509	Fr	510	Fr	511	Fr	512	Fr	513	Fr	514	Fr	515	Fr	516	Fr	517	Fr	518	Fr	519	Fr	520	Fr	521	Fr	522	Fr	523	Fr	524	Fr	525	Fr	526	Fr	527	Fr	528	Fr	529	Fr	530	Fr	531	Fr	532	Fr	533	Fr	534	Fr	535	Fr	536	Fr	537	Fr	538	Fr	539	Fr	540	Fr	541	Fr	542	Fr	543	Fr	544	Fr	545	Fr	546	Fr	547	Fr	548	Fr	549	Fr	550	Fr	551	Fr	552	Fr	553	Fr	554	Fr	555	Fr	556	Fr	557	Fr	558	Fr	559	Fr	560	Fr	561	Fr	562	Fr	563	Fr	564	Fr	565	Fr	566	Fr	567	Fr	568	Fr	569	Fr	570	Fr	571	Fr	572	Fr	573	Fr	574	Fr	575	Fr	576	Fr	577	Fr	578	Fr	579	Fr	580	Fr	581	Fr	582	Fr	583	Fr	584	Fr	585	Fr	586	Fr	587	Fr	588	Fr	589	Fr	590	Fr	591	Fr	592	Fr	593	Fr	594	Fr	595	Fr	596	Fr	597	Fr	598	Fr	599	Fr	600	Fr	601	Fr	602	Fr	603	Fr	604	Fr	605	Fr	606	Fr	607	Fr	608	Fr	609	Fr	610	Fr	611	Fr	612	Fr	613	Fr	614	Fr	615	Fr	616	Fr	617	Fr	618	Fr	619	Fr	620	Fr	621	Fr	622	Fr	623	Fr	624	Fr	625	Fr	626	Fr	627	Fr	628	Fr	629	Fr	630	Fr	631	Fr	632	Fr	633	Fr	634	Fr	635	Fr	636	Fr	637	Fr	638	Fr	639	Fr	640	Fr	641	Fr	642	Fr	643	Fr	644	Fr	645	Fr	646	Fr	647	Fr	648	Fr	649	Fr	650	Fr	651	Fr	652	Fr	653	Fr	654	Fr	655	Fr	656	Fr	657	Fr	658	Fr	659	Fr	660	Fr	661	Fr	662	Fr	663	Fr	664	Fr	665	Fr	666	Fr	667	Fr	668	Fr	669	Fr	670	Fr	671	Fr	672	Fr	673	Fr	674	Fr	675	Fr	676	Fr	677	Fr	678	Fr	679	Fr	680	Fr	681	Fr	682	Fr	683	Fr	684	Fr	685	Fr	686	Fr	687	Fr	688	Fr	689	Fr	690	Fr	691	Fr	692	Fr	693	Fr	694	Fr	695	Fr	696	Fr	697	Fr	698	Fr	699	Fr	700	Fr	701	Fr	702	Fr	703	Fr	704	Fr	705	Fr	706	Fr	707	Fr	708	Fr	709	Fr	710	Fr	711	Fr	712	Fr	713	Fr	714	Fr	715	Fr	716	Fr	717	Fr	718	Fr	719	Fr	720	Fr	721	Fr	722	Fr	723	Fr	724	Fr	725	Fr	726	Fr	727	Fr	728	Fr	729	Fr	730	Fr	731	Fr	732	Fr	733	Fr	734	Fr	735	Fr	736	Fr	737	Fr	738	Fr	739	Fr	740	Fr	741	Fr	742	Fr	743	Fr	744	Fr	745	Fr	746</

Abbildung 4.2: Die Metalle

VIIIA (18)						
IA (1)	IVA (14)	VA (15)	VIA (16)	VIIA (17)	He Helium 4,00	
1 H Wasserstoff 1,008	6 C Kohlenstoff 12,01	7 N Stickstoff 14,00	8 O Sauerstoff 16,00	9 F Fluor 19,00	10 Ne Neon 20,18	
	15 P Phosphor 30,97	16 S Schwefel 32,07		17 Cl Chlor 35,45	18 Ar Argon 39,94	
		34 Se Selen 78,96		35 Br Brom 79,90	36 Kr Krypton 83,80	
				53 I Jod 126,90	54 Xe Xenon 131,29	
					86 Rn Radon (222,02)	

Abbildung 4.3: Die Nichtmetalle

IIIA (13)						
5 B Bor 10,81	14 Si Silicium 28,09	32 Ge Germanium 72,61	33 As Arsen 74,92	51 Sb Antimon 121,75	52 Te Tellur 127,60	85 At Astat (210)

Abbildung 4.4: Die Halbmetalle

Die Mitglieder einer Familie haben dagegen ähnliche Eigenschaften. Betrachten Sie zum Beispiel die Familie IA, die mit Lithium (Li) beginnt – vergessen Sie für einen Augenblick den Wasserstoff. Der ist einzigartig und passt eigentlich nirgendwo hin – und geht bis zum Francium (Fr). All diese Elemente geben bei Reaktionen gewöhnlich nur ein Elektron ab. Die Mitglieder der VIIA-Familie neigen eher dazu, ein Elektron anzunehmen.

Warum haben nun Elemente derselben Familie ähnliche Eigenschaften? Und warum haben einige Familien die Eigenschaft, Elektronen abzugeben, andere, sie aufzunehmen? Um das herauszufinden, wählen wir vier Familien des Periodensystems und betrachten einmal die Elektronenkonfiguration einiger Elemente der jeweiligen Familie.

Mein Familienname ist meine Spezialität

Werfen Sie einen Blick auf Abbildung 4.5. Sie zeigt einige wichtige Familien mit ganz speziellen Namen.

- ✓ Die Familie IA besteht aus den Alkalimetallen. In Reaktionen tendieren diese Elemente alle dazu, ein einzelnes Elektron zu verlieren. Diese Familie enthält einige wichtige Elemente wie Natrium (Na) und Kalium (K). Beide Elemente spielen eine wichtige Rolle in der Chemie des (unseres) Körpers und kommen verbreitet in Salzen vor.
- ✓ Die Familie IIA besteht aus den Erdalkali-Metallen. All diese Elemente neigen dazu, zwei Elektronen abzugeben. Kalzium (Ca) ist ein wichtiges Mitglied der Familie IIA (Sie brauchen Kalzium für gesunde Zähne und Knochen).
- ✓ Die Familie VIIA besteht aus den so genannten Halogenen. Sie neigen alle dazu, bei Reaktionen ein Elektron anzuziehen. Wichtige Mitglieder dieser Familie sind Chlor (Cl), damit Salz auf den Tisch kommt und die Hemden weiß werden (Bleichmittel), und Jod (I). Sie haben sicher schon einmal eine Verletzung mit Jod desinfiziert, oder?
- ✓ Die Familie VIIIA besteht aus den Edelgasen. Diese Elemente reagieren eigentlich nicht. Lange hießen die Edelgase auch träge Gase. Man dachte lange, diese Elemente reagierten überhaupt nicht. Später zeigte der Wissenschaftler Neil Bartlett, dass wenigstens einige träge Gase reagieren können, was aber ganz besondere Bedingungen erfordert. Nach Bartletts Entdeckung wurden die Gase damals Edelgase genannt.

Was haben Valenzelektronen mit den Familien zu tun?

In Kapitel 3 wird erläutert, dass eine Elektronenkonfiguration die Anzahl von Elektronen in jedem Orbital in einem besonderen Atom zeigt. Die Elektronenkonfiguration bildet die Grundlage eines Konzepts der Bindung und der molekularen Geometrie und des anderen wichtigen Zeugs, das ich in den verschiedenen Kapiteln dieses Buchs abdecke.

Die Tabellen 4.1 bis 4.4 zeigen die Elektronenkonfigurationen für die ersten drei Mitglieder der Familien IA, IIA, VIIA und VIIIA.

IA (1)	IIA (2)	VIIA (17)	VIIIA (18)
3 Li Lithium 6,94	4 Be Beryllium 9,01	9 F Fluor 19,00	2 He Helium 4,00
11 Na Natrium 22,99	12 Mg Magnesium 24,31	17 Cl Chlor 35,45	10 Ne Neon 20,18
19 K Kalium 39,10	20 Ca Calcium 40,08	35 Br Brom 79,90	18 Ar Argon 39,94
37 Rb Rubidium 85,47	38 Sr Strontium 87,62	53 I Jod 126,90	36 Kr Krypton 83,80
55 Cs Cäsium 132,91	56 Ba Barium 137,33	85 At Astat (210)	54 Xe Xenon 131,29
87 Fr Francium (223,02)	88 Ra Radium (226,03)		86 Rn Radon (222,02)
Alkali-Metalle	Erdalkali-Metalle	Halogene	Edelgase

Abbildung 4.5: Einige wichtige chemische Familien

Element	Elektronenkonfiguration
Li	$1s^2 2s^1$
Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
K	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Tabelle 4.1: Elektronenkonfigurationen für Alkalimetalle

Element	Elektronenkonfiguration
Be	$1s^2 2s^2$
Mg	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Ca	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Tabelle 4.2: Elektronenkonfigurationen für Erdalkalimetalle

Element	Elektronenkonfiguration
F	$1s^2 \mathbf{2s}^2 \mathbf{2p}^5$
Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 \mathbf{3s}^2 \mathbf{3p}^5$
Br	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \mathbf{4s}^2 \mathbf{3d}^{10} \mathbf{4p}^5$

Tabelle 4.3: Elektronenkonfigurationen für Halogene

Element	Elektronenkonfiguration
Ne	$1s^2 \mathbf{2s}^2 \mathbf{2p}^6$
Ar	$1s^2 2s^2 2p^6 \mathbf{3s}^2 \mathbf{3p}^6$
Kr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \mathbf{4s}^2 \mathbf{3d}^{10} \mathbf{4p}^6$

Tabelle 4.4: Elektronenkonfigurationen für Mitglieder von VIIIA (Edelgase)

Diese Elektronenkonfigurationen zeigen, dass es innerhalb von Gruppen bezüglich der Valenzelektronen gewisse Ähnlichkeiten gibt. Valenzelektronen sind die Elektronen im äußersten Energieniveau eines Atoms (siehe Kapitel 3).

Sehen Sie sich einmal die Elektronenkonfigurationen für die Alkalimetalle (Tabelle 4.1) an. Beim Lithium ist Energiestufe 1 gefüllt, und im 2s-Orbital befindet sich ein einzelnes Elektron. In Natrium sind Energieniveaus 1 und 2 gefüllt, und ein einzelnes Elektron ist in Energieniveau 3. All diese Elemente haben ein Valenzelektron in einem s-Orbital. Die Erdalkali-Elemente (Tabelle 4.2) haben je zwei Valenzelektronen. Die Halogene (Tabelle 4.3) haben je sieben Valenzelektronen (in s- und p-Orbitalen – d-Orbitale zählen nicht), und die Edelgase (Tabelle 4.4) haben je acht Valenzelektronen, die ihre Valenzorbitale füllen.

Wie man sich das Ganze merken kann?



Hier ein paar Hinweise zum Zusammenhang zwischen der Anzahl von Valenzelektronen und der römischen Spaltenzahl, die vielleicht hilfreich sind: Die IA-Familie hat ein Valenzelektron. Die IIA-Familie hat zwei Valenzelektronen. Die VIIA-Familie hat sieben Valenzelektronen und die VIIIA-Familie hat acht Valenzelektronen. Für die mit einer römischen Ziffer und einem A bezeichneten Familien gibt die römische Ziffer die Anzahl von Valenzelektronen an.

Die römische Ziffer macht es sehr leicht, zu bestimmen, dass Sauerstoff (O) sechs Valenzelektronen hat (er ist ja in der VIA-Familie), das Silizium (Si) hat vier Valenzelektronen usw. Sie müssen die Elektronenkonfiguration oder das Energiediagramm nicht einmal hinschreiben, um die Anzahl der Valenzelektronen zu bestimmen.

Was ist nun mit den Elementen, die mit einer römischen Ziffer und einem B bezeichnet sind? Diese Elemente, man findet sie in der Mitte des Periodensystems, heißen *Wechselmetalle*. Ihre Elektronen füllen die d-Orbitale fortschreitend. Scandium (Sc) ist das erste Mitglied der Wechselmetalle, und es hat die Elektronenkonfiguration von $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$. Titan (Ti), das nächste Wechselmetall, hat die Konfiguration $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$. Beachten Sie, dass sich die Anzahl von Elektronen in den s- und p-Orbitalen nicht ändert. Die fortschreitend hinzugefügten Elektronen füllen die d-Orbitale. Lanthaniden und Aktiniden, die zwei Gruppen

von Elementen, die aus dem Hauptkörper des Periodensystems herausgezogen und unterhalb dessen gezeigt werden, sind als innere Wechselmetalle klassifiziert. In diesen Elementen füllen die Elektronen die f-Orbitale fortschreitend auf dieselbe Art, wie sie bei den Wechselmetallen die d-Orbitale füllen.

Edel und gasförmig

Die Tatsache, dass die Edelgase acht Valenzelektronen haben, die ihre Valenzschale oder das äußerste Energieniveau füllen, erklärt, warum die Edelgase äußerst schwer reagieren. Sie sind stabil oder »gesättigt« mit einem vollständigen Valenzenergieniveau. Sie verlieren, gewinnen oder teilen Elektronen nicht so leicht.

In der Natur scheint, was den Faktor Stabilität angeht, vieles an diese Bedingung geknüpft zu sein. Chemiker beobachten, dass die anderen Elemente in den A-Familien im Periodensystem dazu tendieren, Valenzelektronen zu verlieren, zu gewinnen oder zu teilen, immer mit der Tendenz, eine gefüllte Valenzschale von acht Elektronen zu besitzen: Diese Regel heißt auch *Oktettregel*. Sehen Sie sich zum Beispiel die Elektronenkonfiguration für Sodium (Na) an: $1s^2 2s^2 2p^6 \mathbf{3s}^1$. Diese hat ein Valenzelektron – das $3s^1$. Wenn es dieses Elektron verlöre, wäre seine Valenzschale Energieniveau 2, die komplett besetzt ist. Ohne das $3s^1$ wäre es als Neon (Ne) isoelektronisch (es hätte dieselbe Elektronenkonfiguration) und stabil. Wie ich Ihnen in den Kapiteln 6 und 7 zeige, ist es die treibende Kraft bei chemischen Verbindungen, Stabilität dadurch zu erreichen, dass eine gefüllte Valenzschale entsteht.

Kernchemie, ohne dass Ihre Gehirnzellen zerfallen

5

In diesem Kapitel

- ▶ Eine Vorstellung von Radioaktivität und radioaktivem Zerfall bekommen
 - ▶ Die Halbwertszeiten kennen lernen
 - ▶ Die Grundlagen der Kernspaltung erfahren
 - ▶ Einen Blick auf die Kernfusion werfen
 - ▶ Die Wirkungen der Strahlung behandeln
-

Dieses Buch befasst sich auf die eine oder andere Weise überwiegend mit chemischen Reaktionen. Wenn ich über diese Reaktionen rede, meine ich tatsächlich das Verhalten der Valenzelektronen (die Elektronen in den äußersten Energieniveaus von Atomen), wann sie abgegeben, hinzugezogen oder zwischen den Atomen geteilt werden. Ich sage eigentlich sehr wenig über den Atomkern, weil er an chemischen Reaktionen weitestgehend nicht beteiligt ist.

In diesem Kapitel aber erläutere ich den Kern und die Änderungen, die er erfahren kann. Ich rede über Radioaktivität und die verschiedenen Möglichkeiten, wie ein Atom zerfallen kann. Ich erläutere Halbwertszeiten und zeige Ihnen, warum sie beim Lagern von Atommüll wichtig sind. Ich erörtere auch die Kernspaltung in Bomben und bei Kraftwerken und diskutiere die Hoffnung, die die Kernfusion für die Menschheit bedeutet.

Wie die meisten von Ihnen, liebe Leser, bin auch ich ein Kind des Atomzeitalters. Ich erinnere mich tatsächlich an offene Kernwaffentests. Ich erinnere mich, wie ich davor gewarnt wurde, Schnee zu essen, weil er Fallout enthalten könnte. Ich erinnere mich, dass Freunde Atombunker bauten. Ich erinnere mich daran, wie wir in der Schule Atombombenalarm geübt haben und an Röntgenstrahlgeräte in Schuhgeschäften. Ich erinnere mich auch daran, dass wir mit radioaktiven Steinen und Radium Hände beobachteten. Als ich erwachsen wurde, war atomare Energie neu, aufregend und unheimlich. Und sie ist es immer noch.

Alles beginnt mit dem Atom

Um die Kernchemie zu verstehen, müssen Sie die Grundlagen der Atomstruktur kennen. Kapitel 3 über Atomstrukturen kann man immer wieder strapazieren, wenn man interessiert ist. Dieser Abschnitt liefert nur eine kurze Rekapitulation.

Der Kern, dieses dichte zentrale Innere des Atoms, enthält sowohl Protonen als auch Neutronen. Elektronen sind außerhalb des Kerns in Energieniveaus. Protonen haben eine positive Ladung, Neutronen sind elektrisch neutral, Elektronen besitzen eine negative Ladung. Ein neutrales Atom enthält die gleiche Anzahl von Protonen und Elektronen. Aber die Zahl von Neutronen innerhalb eines Atoms von einem speziellen Element kann variieren. Atome des gleichen Elements, die sich in der Anzahl der Neutronen unterscheiden, werden *Isotope* genannt. Abbildung 5.1 zeigt die Symbole, die Chemiker verwenden, um verschiedene Isotope darzustellen.

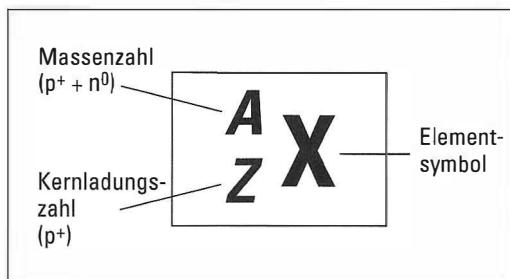


Abbildung 5.1: Darstellung eines bestimmten Isotops

X repräsentiert das Element aus dem Periodensystem. Z ist die Kernladungszahl (d.h. die Anzahl von Protonen im Kern), und A stellt die Massenzahl (die Summe der Protonen und Neutronen in diesem speziellen Isotop) dar. Wenn Sie die Kernladungszahl von der Massenzahl (A - Z) subtrahieren, bekommen Sie die Anzahl der Neutronen in diesem speziellen Isotop. Eine Kurzform, die dieselbe Information (das Elementsymbol (X) und die Massenzahl (A)) enthält, ist – zum Beispiel U-235 für Uran.

Radioaktivität und künstlicher radioaktiver Zerfall

Im Rahmen und zum Zweck dieses Buchs definiere ich Radioaktivität als den spontanen Zerfall eines instabilen Kerns. Ein instabiler Kern kann in zwei oder mehr andere Partikel unter Freigabe von Energie zerfallen (Kernspaltung, später in diesem Kapitel erfahren Sie mehr über diesen Prozess). Dieser Zerfall kann, je nach Art des Atoms, auf verschiedene Weisen geschehen.

Wenn man ein Zerfallsteilchen kennt, kennt man meistens auch das oder die anderen Zerfallsprodukte. Dabei stellt man gewissermaßen eine *Bilanz der Zerfallsreaktion* auf. (Eine Kernreaktion ist jede Reaktion, die eine Änderung in der Kernstruktur einschließt.)

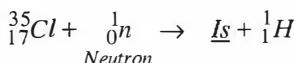
Eine Kernreaktion aufzustellen, ist wirklich ein ziemlich einfacher Prozess. Aber, bevor ich das erkläre, will ich Ihnen zeigen, wie eine Reaktion darzustellen ist:

Reaktanden → Produkte

5 ► Kernchemie, ohne dass Ihre Gehirnzellen zerfallen

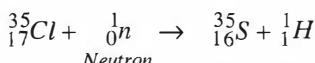
Reaktanden (od. Edukte) sind die Substanzen, von denen die Reaktion ausgeht, und Produkte sind die neuen Substanzen, die gebildet werden. Der Pfeil, genannt *Reaktionspfeil*, zeigt an, dass eine Reaktion stattgefunden hat.

Damit eine Kernreaktion ausgeglichen ist, muss die Summe all der Kernladungszahlen auf der linken Seite des Reaktionspfeils der Summe all der Kernladungszahlen auf der rechten Seite des Pfeils entsprechen. Das Gleiche gilt für die Summen der Massenzahlen. Ein Beispiel: Nehmen Sie an, Sie sind ein Wissenschaftler, der eine Kernreaktion durch Beschuss eines besonderen Isotops von Chlor (Cl-35) mit einem Neutron hervorrufen möchte. (Bleiben Sie da, ich versuche, auf den Punkt zu kommen.) Sie stellen fest, dass ein Wasserstoffisotop, H-1, zusammen mit einem anderen Isotop entstanden ist. Sie wollen nun herausbekommen, welches das andere Isotop ist. Die Gleichung hierfür lautet:



Um das unbekannte (durch Is dargestellte) Isotop jetzt zu bestimmen, müssen Sie die Gleichung hierzu aufstellen. Die Summe der Kernladungszahlen auf der linken Seite ist 17 ($17 + 0$), sodass die Summe der Kernladungszahlen auf der rechten Seite auch 17 werden muss. Nun haben Sie eine Kernladungszahl von 1 auf der rechten Seite (das Wasserstoffisotop); $17 - 1$ ist 16, womit die Kernladungszahl des unbekannten Isotops bestimmt ist. Die Kernladungszahl 16 identifiziert das Element als Schwefel (S).

Jetzt sehen Sie sich die Massenzahlen in der Gleichung an. Die Summe der Massenzahlen auf der linken Seite ist 36 ($35 + 1$), und Sie wollen die Summe der Massenzahlen auch rechts auf 36 bringen. Nun haben Sie eine Massenzahl von 1 auf der rechten Seite; $36 - 1$ ist 35, also die Massenzahl des unbekannten Isotops. Jetzt wissen Sie, dass das unbekannte Isotop ein Schwefelisotop (S-35) ist. Und so sieht hierzu eine ausgeglichene Kernreaktionsgleichung aus:



Diese Gleichung zeigt eine Kernumwandlung, die Umwandlung eines Elements in ein anderes. Kernumwandlung ist ein von Menschen gesteuerter Prozess. S-35 ist ein Isotop des Schwefels, das nicht in der Natur existiert. Es ist ein künstliches Isotop. Alchemisten, die Chemiker des Mittelalters, träumten davon, ein Element in ein anderes (vorzugsweise Gold) umzuwandeln, aber sie waren nie in der Lage, den Prozess zu beherrschen. Heute sind Chemiker durchaus imstande, manchmal ein Element in ein anderes umzuwandeln.

Natürlicher radioaktiver Zerfall: Wie macht es die Natur

Bestimmte Isotope sind instabil: Ihr Kern bricht auseinander und durchläuft einen Kernzerfallsprozess. Manchmal ist das Produkt dieses Kernzerfalls selbst instabil und durchläuft noch einmal einen Kernzerfall. Wenn zum Beispiel U-238 (eines der radioaktiven Isotope des Urans)

beginnt zu zerfallen, produziert es Th-234, das zu Pa-234 (Protactinium) zerfällt. Der Zerfall setzt sich fort, bis schließlich nach 14 Schritten Pb-206 (Blei) entstanden ist. Pb-206 ist stabil, sodass der Zerfall aufhört.

Bevor ich Ihnen zeige, wie radioaktive Isotope zerfallen, will ich kurz erklären, *warum* ein bestimmtes Isotop zerfällt.

Im Kern sind alle positiv geladenen Protonen extrem dicht zusammengeballt. Da sie die gleiche Ladung besitzen, stoßen sie sich ab. Die Kräfte, die den Kern normalerweise zusammenhalten, der »Kernklebstoff«, reichen manchmal nicht aus, sodass der Kern auseinander fällt.

Alle Elemente mit 84 oder mehr Protonen sind instabil; sie durchlaufen schließlich einen Zerfallsprozess. Andere Isotope mit weniger Protonen in ihrem Kern sind auch radioaktiv. Die Radioaktivität entspricht dem Neutronen-/Protonenverhältnis im Atom. Wenn das Neutronen-/Protonenverhältnis zu groß ist (es gibt zu viele Neutronen oder zu wenige Protonen), sagt man, das Isotop sei neutronenreich und deshalb instabil. Ist das Neutronen-/Protonen-Verhältnis zu niedrig (es gibt zu wenige Neutronen oder zu viele Protonen), ist das Isotop ebenfalls instabil. Das Neutronen-/Protonen-Verhältnis muss für ein bestimmtes Element in einen bestimmten Bereich fallen, damit das Element stabil ist. Das ist der Grund, warum einige Isotope eines Elements stabil sind und andere radioaktiv.

Es gibt drei Zerfallsarten radioaktiver Isotope:

- ✓ Alphastrahlung
- ✓ Betastrahlung
- ✓ Gammastrahlung

Außerdem gibt es ein paar weniger übliche Arten des radioaktiven Zerfalls:

- ✓ Positronenstrahlung
- ✓ Elektronenaufnahme

Alphastrahlung

Ein Alphateilchen ist als ein positiv geladenes Teilchen aus dem Heliumkern definiert. Höre ich da ein »huch«? Schauen Sie: Ein Alphateilchen setzt sich aus zwei Protonen und zwei Neutronen zusammen, ist also praktisch ein Helium-Atom. Da ein Alphateilchen aus dem Kern eines radioaktiven Atoms stammt, besitzt es keine Elektronen, so dass es eine +2-Ladung hat. Deshalb und um einen kleinen Witz zu machen, ist es ein positiv geladenes Heliumteilchen. (Nun, in Wirklichkeit ist es ein Kation, ein positiv geladenes Ion – siehe Kapitel 3.)

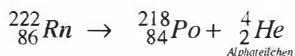
Aber Elektronen sind grundsätzlich frei – leicht zu verlieren und leicht zu gewinnen. Deshalb wird normalerweise ein Alphateilchen ohne Ladung angezeigt, weil es sehr rasch zwei Elektronen aufnimmt und ein neutrales Helium-Atom anstelle eines Ions entsteht.

Große, schwere Elemente wie Uran und Thorium neigen zur Alphastrahlung. Dieser Zerfallsmodus befreit den Kern von zwei Einheiten positiver Ladung (zwei Protonen) und vier

5 > Kernchemie, ohne dass Ihre Gehirnzellen zerfallen

Einheiten der Masse (zwei Protonen + zwei Neutronen). Was für ein Prozess! Jedes Mal, wenn ein Alphateilchen emittiert wird, gehen vier Einheiten der Masse verloren. Ich wünsche, ich könnte eine Diät finden, die es mir erlaubte, vier Pfund auf einmal zu verlieren!

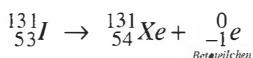
Radon-222 (Rn-222) ist ein anderer Alphateilchenstrahler, wie in der folgenden Gleichung gezeigt wird:



Hier durchläuft Radon-222 einen Kernzerfall mit der Freigabe eines Alphateilchens. Das restliche Isotop muss eine Massenzahl von 218 (222 - 4) und eine Kernladungszahl von 84 (86 - 2) haben, womit wir das Element Polonium (Po) identifizieren. (Wenn dieses Subtraktionszeug verwirrt, schauen Sie sich einfach im Abschnitt *Radioaktivität und künstlicher radioaktiver Zerfall* in diesem Kapitel an, wie man die Zerfallsgleichungen aufstellt.)

Betastrahlung

Ein Betateilchen ist im Grunde genommen ein Elektron, das vom Kern emittiert wird. (Ich weiß, was Sie jetzt denken – es sind doch keine Elektronen im Kern! Lesen Sie einfach weiter, um herauszufinden, wie sie in dieser Kernreaktion gebildet werden können.) Jod-131 (I-131), das zum Beispiel bei der Diagnose und Behandlung des Schilddrüsenkrebses verwendet wird, ist ein Betateilchenstrahler:



Hier gibt das Jod-131 ein Betateilchen (ein Elektron) ab, wobei es ein Isotop mit einer Massenzahl von 131 (131 - 0) und einer Kernladungszahl von 54 (53 - (-1)) zurücklässt. Eine Kernladungszahl von 54 identifiziert das Element als Xenon (Xe).

Beachten Sie, dass sich die Massenzahl beim Übergang von I-131 zu Xe-131 nicht ändert, aber die Kernladungszahl um eins steigt. Im Jokern wurde beim Zerfall ein Neutron in ein Proton und ein Elektron umgewandelt und das Elektron wurde vom Kern als Betateilchen emittiert. Isotope mit einem hohen Neutronen/Protonenverhältnis zeigen oft Betastrahlung, weil dieser Zerfallsmodus die Zahl der Neutronen um eins senkt und die Anzahl der Protonen um eins erhöht, wobei das Neutronen/Protonenverhältnis gesenkt wird.

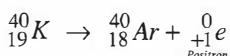
Gammastrahlung

Alpha- und Betateilchen zeigen die charakteristischen Merkmale der Materie: Sie haben feste Massen, nehmen Platz ein usw. Jedoch, weil es keine mit Gammastrahlung verbundene Massenänderung ist, nenne ich Gammastrahlung *Gammastrahlungsemision*. Gammastrahlung gleicht der Röntgenstrahlung mit hoher Energie und kurzer Wellenlänge. Gammastrahlung begleitet allgemein sowohl Alpha- als auch Betastrahlung, aber sie taucht normalerweise nicht in der Gleichung einer Kernreaktion auf. Einige Isotope wie Kobalt-60 (Co-60) verbreiten einen

großen Betrag an Gammastrahlung. Co-60 wird bei der Strahlungsbehandlung des Krebses verwendet. Das medizinische Personal richtet Gammastrahlen auf den Tumor und zerstört ihn auf diese Art.

Positronenstrahlung

Obwohl Positronenstrahlung nicht bei natürlich auftretenden radioaktiven Isotopen auftritt, kommt sie natürlich bei einigen künstlichen Isotopen vor. Ein Positron ist im Grunde genommen ein Elektron, das eine positive Ladung anstelle einer negativen Ladung besitzt. Ein Positron wird gebildet, wenn ein Proton beim Kernzerfall in ein Neutron und ein positiv geladenes Elektron zerfällt. Das Positron wird dann vom Kern emittiert. Dieser Prozess tritt, wie in der folgenden Gleichung gezeigt, in einigen Isotopen wie Kalium-40 (K-40) auf:

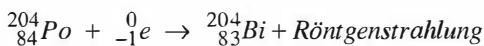


Das K-40 emittiert das Positron, wobei ein Element mit einer Massenzahl von 40 (40 - 0) und einer Atomanzahl von 18 (19 - 1) entsteht. Ein Isotop des Argon (Ar), Ar-40, ist damit entstanden.

Wenn Sie Star Trek schauen, haben Sie sicher auch schon von Antimaterie gehört. Das Positron ist ein winziges Stück der Antimaterie. Wenn es Kontakt mit einem Elektron bekommt, werden beide Partikel unter Freigabe von Energie zerstört. Glücklicherweise gibt es nicht viele Positronen: Wenn es viele solche Positronen gäbe, müssten Sie sich sicher dauernd vor Explosionen in Sicherheit bringen ...

Elektronenaufnahme

Elektronenaufnahme ist eine seltene Art des Kernzerfalls, bei dem ein Elektron aus dem innersten Energieniveau (1s – siehe Kapitel 3) vom Kern aufgenommen wird. Dieses Elektron bildet dann mit einem Proton zusammen ein Neutron. Die Kernladungszahl nimmt um eins ab, aber die Massenzahl bleibt erhalten. Die folgende Gleichung zeigt die Elektronenaufnahme von Polonium-204 (Po-204):



Das Elektron schließt sich mit einem Proton im Polonium-Kern zusammen und schafft ein Isotop des Wismuts (Bi-204). Die Aufnahme des 1s-Elektrons hinterlässt eine freie Stelle in den 1s-Orbitalen. Elektronen fallen zum Auffüllen der freien Stelle »herab« und geben Energie im nicht sichtbaren Teil des elektromagnetischen Spektrums als energiereiche Röntgenstrahlung frei.

Halbwertszeiten und radioaktive Altersbestimmung

Wenn Sie ein einzelnes Atom eines radioaktiven Isotops, U-238 zum Beispiel, beobachten könnten, wären Sie nicht in der Lage vorherzusagen, wann dieses spezielle Atom zerfallen würde. Es könnte eine Millisekunde dauern, oder es könnte ein Jahrhundert dauern. Es gibt einfach keine Möglichkeit, es vorherzusagen.

Haben Sie aber eine genügend große Probe – Mathematiker nennen das eine *statistisch relevante Probengröße* – erhalten Sie ein (statistisches) Muster. Es braucht eine bestimmte Zeit, damit die Hälfte der Atome in einer Probe zerfällt. Es braucht dann denselben Zeitbetrag, damit die Hälfte der übrigen radioaktiven Atome zerfällt, und wieder die gleiche Zeit für den Rest der Atome usw. Die Zeit für den Zerfall der Hälfte einer Probe wird die Halbwertszeit des Isotops genannt, und sie hat die Bezeichnung $t_{1/2}$. Tabelle 5.1 zeigt einen solchen Prozess.

Halbwertszeit eines radioaktiven Isotops	Prozent des verbleibenden radioaktiven Isotops
0	100,00
1	50,00
2	25,00
3	12,50
4	6,25
5	3,12
6	1,56
7	0,78
8	0,39
9	0,19
10	0,09

Tabelle 5.1: Halbwertszeitreihe eines radioaktiven Isotops

Es ist wichtig zu beachten, dass die Halbwertszeitreihe von radioaktiven Isotopen nicht linear ist. Zum Beispiel können Sie den radioaktiven Rest eines Isotops nicht als 7,5 Halbwertszeiten durch Finden des Mittelpunkts zwischen der 7. und 8. Halbwertszeit finden. Dies ist ein Beispiel für einen in Abbildung 5.2 gezeigten exponentiellen Zerfall.



Wenn Sie Zeiten oder Beträge herausfinden wollen, die nicht mit einem einfachen Vielfachen einer Halbwertszeit verbunden werden, können Sie folgende Gleichung verwenden:

$$\ln\left(\frac{N_0}{N}\right) = \left(\frac{0,6963}{t_{1/2}}\right)t$$

In der Gleichung steht \ln für den natürlichen Logarithmus (nicht Zehnerlogarithmus; es ist dieser \ln -Knopf auf Ihrem Taschenrechner, nicht der \log -Knopf), N_0 ist der Betrag an radioaktivem Isotop, mit dem der Zerfall beginnt, N der Betrag nach einiger Zeit (t) und $t_{1/2}$ ist die Halbwertszeit des Radioisotops. Wenn Sie die Halbwertszeit und den Betrag an radioaktivem

Isotop kennen, mit dem der Zerfall beginnt, können Sie diese Gleichung verwenden, um den Betrag zu berechnen, der zu irgendeiner Zeit noch radioaktiv verbleibt. Aber wir wollen es einfach halten.

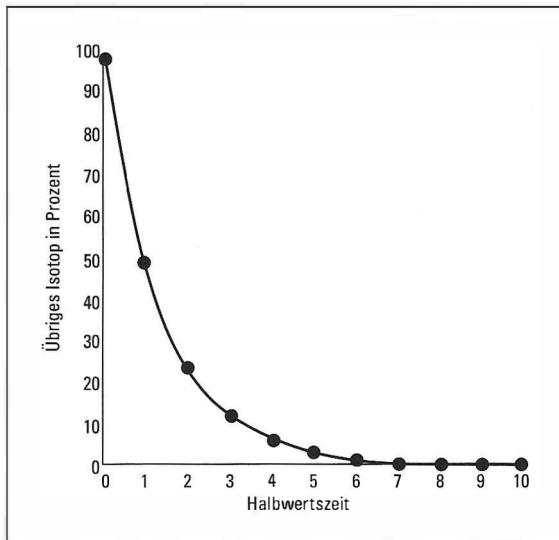


Abbildung 5.2: Zerfall eines radioaktiven Isotops

Halbwertszeiten können sehr kurz oder sehr lang sein. Tabelle 5.2 zeigt die Halbwertszeiten von einigen typischen radioaktiven Isotopen.

Radioisotop	Emittierte Strahlung	Halbwertszeit
Kr-94	Beta	1,4 Sekunden
Rn-222	Alpha	3,8 Tage
I-131	Beta	8 Tage
Co-60	Gamma	5,2 Jahre
H-3	Beta	12,3 Jahre
C-14	Beta	5.730 Jahre
U-235	Alpha	4,5 Milliarden Jahre
Re-187	Beta	70 Milliarden Jahre

Tabelle 5.2: Halbwertszeiten von einigen radioaktiven Isotopen

Sichere Handhabung

Etwas über Halbwertszeiten zu wissen, ist sehr wichtig, weil es Ihnen dadurch möglich ist, zu berechnen, wann eine Probe des radioaktiven Materials sicher zu behandeln ist. Die Regel ist, dass eine Probe sicher ist, wenn ihre Radioaktivität unterhalb der Messgrenze gefallen ist.

Dies tritt nach zehn Halbwertszeiten ein. Wenn also radioaktives Jod-131 ($t_{1/2} = 8$ Tage) in den Körper injiziert wird, um Schilddrüsenkrebs zu behandeln, wird es in zehn Halbwertszeiten oder 80 Tagen aufhören zu strahlen.

Dieses zu wissen ist für die Mediziner ziemlich wichtig, wenn sie zum Beispiel radioaktive Isotope als medizinische Markierungen im Körper verwenden. Damit ist es dem Arzt möglich, eine Spur zu verfolgen, eine Blockierung (im Blutgefäß zum Beispiel) zu finden oder Krebsbehandlungen durchzuführen. Die Substanzen müssen lang genug aktiv sein, um das Leiden zu behandeln, aber sie sollten auch eine genügend kurze Halbwertszeit besitzen, damit nicht gesunde Zellen und Organe beeinträchtigt oder gar geschädigt werden.

Radioaktive Altersbestimmung

Eine nützliche Anwendung von Halbwertszeiten ist radioaktive Altersbestimmung. Gott sei Dank genügt an der Kinokasse noch der Personalausweis. Hier geht es vielmehr um das Alter von wirklich alten Dingen.

Kohlenstoff-14 (C-14), ein radioaktives Isotop des Kohlenstoffs, wird in der oberen Atmosphäre durch kosmische Strahlung produziert. Die verbreitetste Kohlenstoffverbindung in der Atmosphäre ist Kohlenstoffdioxid und eine sehr kleine Menge Kohlenstoff.

Kohlenstoffdioxid enthält C-14. Pflanzen absorbieren C-14 während der Photosynthese, so dass C-14 in die zellulare Struktur von Pflanzen eingebaut ist. Pflanzen werden dann von Tieren gefressen und machen C-14 zu ein Teil der zellularen Struktur aller lebendigen Dinge.

Solange ein Organismus lebendig ist, bleibt das Maß an C-14 in seiner zellularen Struktur konstant. Aber, wenn der Organismus stirbt, verringert sich die Menge an C-14. Wissenschaftler kennen die Halbwertszeit von C-14 (5.730 Jahre wie in Tabelle 5.2 aufgeführt), sodass sie quasi messen können, wann ein Organismus starb.

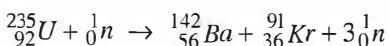
Radioaktive Datierung über C-14 wurde verwendet, um das Alter von Skeletten an archäologischen Fundorten zu bestimmen. Vor kurzem wurde es benutzt, um das Leinentuch von Turin, ein Stück Wäsche in der Form eines Begräbnistuchs, zu datieren, das eine Abbildung eines Mannes enthält. Viele dachten, es sei das Graltuch Christi. Aber im Jahr 1988 wurde mittels der C-14-Methode gemessen, dass das Tuch aus den Jahren 1200–1300 herum stammt. Wir wissen zwar nicht wie, aber die Abbildung des Mannes wurde zu dieser Zeit auf das Grabtuch gebracht.

Die Kohlenstoff-C-14-Methode kann nur verwendet werden, wenn es um das Alter von etwas geht, das einmal lebendig war. Sie kann nicht verwendet werden, um das Alter eines Mondsteins oder eines Meteoriten zu bestimmen. Für nicht lebende Materialien verwenden Wissenschaftler andere Isotope wie Kalium-40.

Kernspaltung

In den 1930ern entdeckten Wissenschaftler, dass einige Kernreaktionen angestoßen und kontrolliert ablaufen können (siehe *Radioaktivität und künstlicher radioaktiver Zerfall* weiter vorne in diesem Kapitel). Wissenschaftler machen das gewöhnlich durch Beschuss eines großen Isotops durch kleinere Teilchen – normalerweise mit Neutronen. Der Zusammenprall bewirkte, dass das größere Isotop in zwei oder mehr Teile auseinander brach.

Die Kernspaltung des Uran-Atoms:



Reaktionen dieser Art geben auch viel Energie frei. Wo kommt die Energie nun her? Nun, wenn Sie sehr genaue Messungen der Massen von allen Atomen und subatomaren Partikeln vor dem Zerfallsprozess machen und nach dem Prozess die gleichen Messungen durchführen und dann alles miteinander vergleichen, stellen Sie fest, dass etwas Masse fehlt. Materie scheint während der Kernreaktion zu verschwinden. Dieser Verlust an Materie wird *Massendefekt* genannt. Die fehlende Materie ist in Energie umgewandelt.

Tatsächlich können Sie sogar das Maß der während einer Kernreaktion produzierten Energie mit einer von Einstein entwickelten ziemlich einfachen Gleichung berechnen: $E = mc^2$. In dieser Gleichung ist E das Maß an produzierter Energie, m ist die »fehlende« Masse oder der Massendefekt, und C ist die Geschwindigkeit des Lichts, die eine ziemlich große Zahl ist. Die Geschwindigkeit des Lichts ist quadriert eine riesige Zahl, so dass auch, wenn man sie mit einer sehr kleinen Masse multipliziert, eine sehr große Energie produziert wird.

Kettenreaktionen und die kritische Masse

Werfen Sie einen Blick auf die Gleichung für die Spaltung von U-235 im vorangegangenen Abschnitt. Beachten Sie, dass ein Neutron gebraucht wird, aber drei produziert wurden. Diese drei Neutronen können, wenn sie auf andere U-235-Atome stoßen, weitere Spaltungen initiieren, diese produzieren dann noch mehr Neutronen. Es ist die altbekannte Dominowirkung. In der Kernchemie ist es eine dauernde Kettenreaktion aus Kernspaltungen. Die Kettenreaktion von U-235 wird in Abbildung 5.3 gezeigt.

Diese Kettenreaktion hängt von der Freisetzung von Neutronen während der Kernreaktion ab. Wenn Sie die Gleichung für die Kernspaltung von U-238 aufschreiben, würde das schwerere Isotop des Urans Ihnen für ein Neutron nur eines zurückliefern.

Sie können deshalb keine Kettenreaktion mit U-238 auslösen. Nur Isotope, die einen Überschuss an Neutronen in ihrem Spaltungsprozess produzieren, unterstützen eine Kettenreaktion. Man sagt, diese Art des Isotops sei spaltbar. In diesem Sinn gibt es nur zwei spaltbare Isotope – das Uran-235 und das Plutonium-239.

Ein gewisses Minimalmaß an spaltbarem Material wird gebraucht, um eine selbstverstärkende Kettenreaktion auszulösen, was mit jenen Neutronen zu tun hat. Wenn die Probe klein ist, dann schießen die Neutronen mit einer zu hohen Wahrscheinlichkeit aus der Probenmenge hinaus,

bevor sie einen U-235-Kern zur Fortsetzung der Kettenreaktion treffen können. Es wird also auch keine wesentliche Energie freigegeben.

Man benötigt also ein Minimum an spaltbarem Material, um eine Kettenreaktion in Gang zu setzen. Die Masse unterhalb dieser Masse wird *subkritisch* genannt.

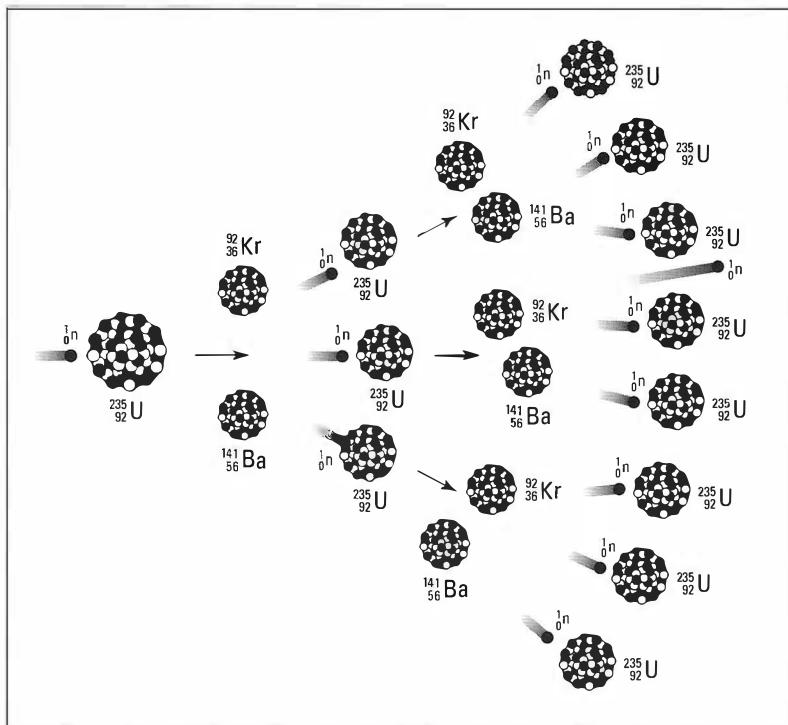


Abbildung 5.3: Kettenreaktion

Atombomben (Riesenknall ohne Theorie)

Wegen des ungeheuren Maßes an freigegebener Energie in einer Spaltungskettenreaktion wurden die militärischen Auswirkungen von Kernreaktionen sofort erkannt. Die erste Atombombe wurde am 6. August 1945 über Hiroshima abgeworfen.

In einer Atombombe befinden sich getrennt voneinander zwei Hälften eines spaltbaren Isotops. Jedes Teil ist selbst nicht kritisch. Zu dem Zeitpunkt, wenn die Bombe explodieren soll, werden die beiden getrennten Hälften durch die Explosion eines konventionellen Sprengsatzes zusammengebracht und bilden nun zusammen eine kritische Masse. Die Kettenreaktion verläuft unkontrolliert, wobei eine sehr große Energie schlagartig freigegeben wird.

Das wirkliche Kunststück ist jedoch, die Kettenreaktion zu kontrollieren, die Energie langsam freizugeben, so dass am Ende mehr als nur Zerstörung dabei herauskommt.

Atomkraftwerke

Das Geheimnis, eine Kettenreaktion zu kontrollieren, ist die Kontrolle der Neutronen. Wenn man die Neutronen kontrolliert, dann kann man auch die Energie kontrolliert freigeben. Das haben die Wissenschaftler bei Atomkraftwerken technisch umgesetzt.

In vielerlei Hinsicht ist ein Atomkraftwerk einem konventionellen, fossilen Kraftwerk ähnlich. In dieser Art von Kraftwerk wird ein fossiler Brennstoff (Kohle, Öl, Erdgas) verbrannt, und die Hitze wird verwendet, um Wasser zu kochen, das wiederum verwendet wird, um Dampf zu machen. Der Dampf wird dann verwendet, um eine Turbine zu drehen, die an einen Generator, der Elektrizität produziert, angeschlossen ist.

Der große Unterschied zwischen einem konventionellen Kraftwerk und einem Atomkraftwerk ist, dass das Atomkraftwerk die Wärme durch Kernspaltungsreaktionen erzeugt.

Wie produzieren Atomkraftwerke Elektrizität?

Die meisten Leute glauben, dass die Ideen, die hinter einem Atomkraftwerk stecken, ungeheuer komplex sind. Das ist nicht wirklich so. Atomkraftwerke sind konventionellen, fossilen Kraftwerken sehr ähnlich.

Das spaltbare Isotop befindet sich in Form von Brennstäben im Reaktorkern. All diese Brennstäbe bilden zusammen die kritische Masse. Im Reaktorkern befinden sich Kontrollstäbe aus Bor oder Kadmium und wirken wie Neutronenfänger, um das Tempo des radioaktiven Zerfalls zu kontrollieren. Das Bedienpersonal des Kraftwerks kann mit Hilfe der Kontrollstäbe den Reaktor vollständig anhalten, indem es die Kontrollstäbe so weit in den Reaktorkern hineinfährt, dass alle Neutronen absorbiert werden und die Kettenreaktion komplett abbricht. Man kann die Kontrollstäbe dann etwas herausziehen, um das gewünschte Maß an Wärme zu produzieren.

Eine Flüssigkeit (Wasser oder manchmal flüssiges Natrium) zirkuliert durch den Reaktorkern und absorbiert die Wärme, die dort erzeugt wird. Die Flüssigkeit fließt dann in einen Dampfgenerator, wo die Hitze von Wasser absorbiert wird und Dampf erzeugt. Dieser Dampf wird dann durch eine Dampfturbine geblasen, die an einen elektrischen Generator angeschlossen ist. Der Dampf wird durch den Dampfgenerator kondensiert und recycelt. Dies ist also ein geschlossenes System; das heißt, kein Wasser oder Dampf entweicht – es wird alles recycelt.

Die Flüssigkeit, die durch den Reaktorkern fließt, ist ebenfalls Teil eines geschlossenen Systems. Dieses geschlossene System hilft sicherzustellen, dass keine Verschmutzung der Luft oder des Wassers stattfindet. Aber Probleme ergeben sich trotzdem manchmal.

Oh, so viele Probleme

In den Vereinigten Staaten gibt es etwa 100 Atomreaktoren, die etwas mehr als 20 Prozent der Elektrizität des Landes produzieren. In Frankreich werden fast 80 Prozent der Elektrizität des Landes durch Kernspaltung erzeugt. Atomkraftwerke haben spezielle Vorteile. Es werden keine fossilen Brennstoffe verbrannt (wodurch fossile Brennstoffressourcen für das Produzieren von

5 ► Kernchemie, ohne dass Ihre Gehirnzellen zerfallen

Plastik und Medizin erhalten werden) und es gibt keine Verbrennungsprodukte wie Kohlenstoffdioxid, Schwefeldioxid usw., die die Luft und das Wasser verunreinigen.

Mit Atomkraftwerken sind jedoch auch Probleme verbunden. Atomkraftwerke sind teuer, sowohl beim Bau als auch im Betrieb. Die Elektrizität, die durch Atomkraft generiert wird, kostet ca. zweimal so viel wie Elektrizität aus fossilem Brennstoff oder Wasserkraftwerken. Ein anderes Problem ist, dass die Versorgung mit spaltbarem Uran-235 beschränkt ist. Von allem in der Natur vorhandenen Uran sind etwa nur 0,75 Prozent U-235. Der überwiegende Anteil ist nicht spaltbares U-238.

Beim heutigen Verbrauch werden wir in weniger als 100 Jahren das natürlich vorhandene U-235 verbraucht haben. Ein kleines bisschen mehr Zeit gewinnt man durch die Verwendung von Brutreaktoren (siehe *Brutreaktor: Das Erzeugen von spaltbarem Material* später in diesem Kapitel). Aber es gibt eine Grenze für die Menge an Kernbrennstoff, der auf der Erde verfügbar ist, genauso, wie es auch eine Grenze für die Menge an fossilen Brennstoffen gibt.

Die beiden mit Kernkraftwerken verbundenen größeren Probleme sind jedoch Unfälle (Sicherheit) und Entsorgung des Atommülls.

Unfälle: Three Mile Island und Tschernobyl

Obwohl Atomkraftreaktoren wirklich einen hohen Sicherheitsstandard besitzen, sind die meisten Menschen durch Misstrauen und Angst, die vor allem mit der Strahlung verbunden werden, in diesen Sicherheitsangelegenheiten sensibilisiert. Der schwerste Unfall in den Vereinigten Staaten geschah im Jahr 1979 auf Three Mile Island in Pennsylvania. Eine Kombination aus Bedienungsfehlern und technischen Ausfällen verursachte ein Entweichen von Kühlmittel aus dem Reaktorkern. Der Verlust an Kühlmittel führte zu einer Teilkernschmelze und zur Freigabe einer kleinen Menge radioaktiven Gases. Es gab keine Opfer oder irgendwelche Beeinträchtigungen beim Kraftwerkspersonal oder in der Bevölkerung.

Anders war dies leider in Tschernobyl in der Ukraine im Jahr 1986. Menschliches Versagen, schlechte Reaktorkonstruktion und Technik, die zu einer starken Überhitzung des Reaktorkerns führten, verursachten dessen Zusammenbruch und Zerstörung. Zwei Explosionen und ein Feuer folgten, das Innere des Reaktors explodierte und brachte damit Kernmaterial in die Atmosphäre. Ein Teil dieses Materials machte seinen Weg bis nach Europa und Asien. Der Bereich um das Kraftwerk herum ist *immer noch* unbewohnbar. Der Reaktor wurde in Beton eingeschlossen und muss dies für viele Hunderte von Jahren auch bleiben. Hunderte, vielleicht tausende von Menschen starben. Viele leiden unter den Folgen der Strahlenvergiftung. Schilddrüsenkrebs, verursacht möglicherweise durch das freigegebene Jod-13, hat in den Städten, die Tschernobyl umgeben, dramatisch zugenommen. Es werden noch Jahre vergehen, bis die Auswirkungen dieser Katastrophe vollständig bekannt sind.

Wie werden Sie dieses Zeug los? Atommüll

Der Spaltungsprozess produziert große Mengen radioaktiver Isotope. Wenn Sie Tabelle 5.2 ansehen, sehen Sie, dass manche Halbwertszeiten der radioaktiven Isotope ziemlich lang sind.

Diese Isotope sind erst nach zehn Halbwertszeiten sicher. Die Länge von zehn Halbwertszeiten ist ein großes Problem im Zusammenhang mit der Abfallentsorgung des Atomreaktors.

Irgendwann müssen alle Reaktoren ihren Kerntreibstoff wieder auffüllen lassen. Und genauso, wie wir Kernwaffen entschärfen, müssen wir mit dem übrig gebliebenen radioaktiven Material umgehen. Viele dieser Abfallprodukte haben lange Halbwertszeiten. Wie speichern wir die Isotope sicher, bis ihre Rest-Radioaktivität auf sichere Grenzen (nach zehn Halbwertszeiten) gesunken ist? Wie schützen wir die Umgebung, uns, unsere Kinder und die späteren Generationen vor diesem Abfall? Diese Fragen bilden zweifellos ein sehr ernstes, mit der friedlichen Verwendung der Atomkraft verbundenes Problem.

Atommüll wird in schwach und stark strahlendes Material eingeteilt. In den Vereinigten Staaten werden schwächer strahlende Abfälle am Standort der Erzeugung oder in speziellen Lagereinrichtungen gespeichert. Die Abfälle werden grundsätzlich an den Standorten vergraben und bewacht. Stärker strahlende Abfälle stellen ein viel größeres Problem dar. Sie werden vorläufig am Standort der Erzeugung mit der Absicht gespeichert, das Material in Glas und schließlich dann in Tonnen zu versiegeln. Das Material wird dann unterirdisch in Nevada aufbewahrt. In jedem Fall muss der Abfall sicher und unberührt für mindestens 10.000 Jahre aufbewahrt werden. Andere Länder stehen denselben Problemen gegenüber. Kernmaterial wurde auch in tiefen Gräben im Meer versenkt, aber diese Praxis wird von vielen Nationen abgelehnt.

Brutreaktoren: Das Erzeugen von spaltbarem Material

Nur das U-235-Isotop von Uran ist spaltbar, weil es das einzige Isotop des Urans ist, das den Überschuss an Neutronen derart produziert, dass eine Kettenreaktion entsteht. Das verbreitere U-238-Isotop produziert jene notwendigen, zusätzlichen Neutronen nicht.

Das andere weithin verwendete spaltbare Isotop, Plutonium-239 (Pu-239), ist in der Natur sehr selten. Aber es gibt eine Methode, Pu-239 aus U-238 in einem so genannten Brutreaktor zu erzeugen. Uran-238 wird mit einem Neutron bombardiert, um U-239 zu produzieren, das zu Pu-239 zerfällt. Diesen Prozess zeigt Abbildung 5.4.

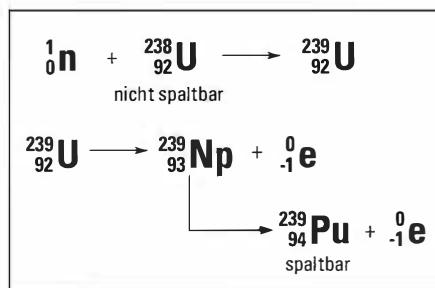


Abbildung 5.4: Der Prozess im Brutreaktor

Brutreaktoren können die Versorgung mit spaltbarem Material um viele Jahre verlängern, und sie werden gegenwärtig in Frankreich verwendet. Aber die Vereinigten Staaten sind in diesem

Punkt wegen mehrerer mit dem Bau von Brüreaktoren verbundener Probleme sehr vorsichtig. Sie sind äußerst teuer und produzieren große Mengen Atommüll. Und das Plutonium, das produziert wird, ist noch viel gefährlicher als Uran und kann schließlich leicht zum Bau einer Atombombe verwendet werden.

Kernfusion: Die Hoffnung für unsere Energiezukunft

Bald nachdem der Spaltungsprozess entdeckt wurde, wurde ein anderer Prozess entdeckt: die so genannte *Verschmelzung* oder *Fusion*. Fusion ist im Grunde genommen das Gegenteil von Spaltung. Bei der Spaltung wird ein schwerer Kern in kleinere Kerne geteilt. Bei der Fusion werden leichtere Kerne zu einem schwereren vereinigt.

Der Fusionsprozess ist die Reaktion, die unsere Sonne antreibt. Auf der Sonne gibt es vier Wasserstoff-1-Isotope. In einer Folge von Kernreaktionen werden diese in ein Helium-4 unter Freigabe ungeheurer Mengen an Energie verschmolzen. Auf der Erde werden dazu zwei andere Isotope des Wasserstoffs benutzt: Deuterium (H-2) und Tritium (H-3). Deuterium ist ein selteneres Isotop des Wasserstoffs, aber immer noch einigermaßen reichlich vorhanden. Tritium kommt in der Natur nicht vor, aber man kann es durch Beschuss des Deuteriums mit einem Neutron leicht erzeugen. Die entsprechende Fusionsreaktion wird in der folgenden Gleichung gezeigt:



Die erste reale Demonstration der Kernfusion – die Wasserstoffbombe – wurde vom Militär durchgeführt. Eine Wasserstoffbombe ist etwa 1.000-mal so stark wie eine gewöhnliche Atombombe.

Die Isotope des Wasserstoffs, der für die Kernfusion in der Wasserstoffbombe erforderlich ist, werden um eine gewöhnliche Atombombe herum gelagert. Die Explosion der Atombombe gibt die Energie frei, die benötigt wird, um die Aktivierungsenergie (die Energie, die notwendig ist, um die Reaktion anzustoßen) für den Verschmelzungsprozess zu liefern.

Zum Thema Kontrolle

In den letzten 45 Jahren war es das Ziel der Wissenschaftler, die kontrollierte Freigabe der Energie einer Verschmelzungsreaktion zu realisieren. Wenn die Energie einer Verschmelzungsreaktion langsam freigegeben werden kann, dann ist sie endlich geeignet, Elektrizität zu erzeugen. Sie liefert eine unbegrenzte Versorgung mit Energie ohne Abfälle, und sie gibt auch keine schädlichen Stoffe in die Atmosphäre ab – sondern nur das Edelgas Helium. Dieses Ziel zu erreichen, erfordert jedoch die Lösung dreier Probleme:

- ✓ Temperatur
- ✓ Zeit
- ✓ Kapselung

Temperatur

Der Verschmelzungsprozess erfordert eine äußerst hohe Aktivierungsenergie. Die Wärmeenergie wird verwendet, um die Energie zu liefern, aber man benötigt sehr, sehr viel Wärmeenergie, um die Reaktion zu zünden. Wissenschaftler schätzen, dass die Wasserstoffisotope auf etwa 40.000.000 K erhitzt werden müssen. (K steht für die Kelvin-Temperaturskala. Um die Kelvin-Temperatur zu erhalten, fügen Sie der Celsius-Temperatur einfach 273 hinzu. Kapitel 2 erklärt alles zu Kelvin und seinen Kumpeln, Celsius und Fahrenheit.)

Nun sind 40.000.000 K heißer als die Sonne! Bei dieser Temperatur haben die Elektronen das Gebäude längst verlassen; alles, was bleibt, ist ein positiv geladenes Plasma, nur Kerne, die auf eine ungeheuren hohe Temperatur erhitzt sind. Derzeit versuchen Wissenschaftler, die Fusionstemperatur auf zwei Arten zu erzielen, durch magnetische Felder und durch Laser. Leider wurde bisher auch damit die erforderliche Temperatur noch nicht erreicht.

Zeit

Zeit ist das zweite Problem, das die Wissenschaftler lösen müssen, um die kontrollierte Freigabe der Energie aus Fusionsreaktionen zu erreichen. Die geladenen Kerne müssen lange genug nahe beieinander sein, damit die Fusionsreaktion beginnen kann. Die Wissenschaftler schätzen, dass das Plasma etwa eine Sekunde bei 40.000.000 K stabil gehalten werden muss.

Kapselung

Kapselung ist ein noch größeres Problem bei der Fusionsforschung. Ab 40.000.000 K ist alles ein Gas. Die beste für das Weltraumprogramm entwickelte Keramik würde verdampfen, wenn sie dieser Temperatur ausgesetzt wäre. Weil das Plasma eine Ladung hat, können magnetische Felder verwendet werden, um es gefangen zu halten – eine magnetische Flasche, wenn Sie so wollen. Aber wenn die Flasche leckt, findet die Reaktion nicht statt. Die Wissenschaftler müssen das Magnetfeld mit den entsprechenden Eigenschaften erst noch schaffen. Laser zur Aktivierung der Fusion würde das Kapselungsproblem umgehen. Aber Wissenschaftler haben noch nicht heraus, wie sie das Lasergerät selbst vor der Verschmelzungsreaktion schützen können.

Was bringt die Zukunft

Die letzten Schätzungen zeigen, dass die Wissenschaft fünf bis zehn Jahre davon entfernt ist, dass die Verschmelzung funktionieren kann: Dies ist die so genannte *Gewinnschwelle*, bei der wir mehr Energie herausbekommen, als hineingesteckt wurde. Dann wird es noch 20 bis 30 Jahre dauern, bis ein funktionierender Fusionsreaktor entwickelt ist. Aber die Wissenschaftler sind optimistisch, die Fusionsenergie nutzen zu können. Die Belohnung wäre eine große, umweltfreundliche Energiequelle.

Ein interessantes Nebenprodukt der Fusionsforschung ist das *Fusionsverbrennungskonzept*. Bei dieser Idee wird das Fusionsplasma, das abgekühlt werden muss, verwendet, um Abfall

und feste Abfälle zu verbrennen. Dabei werden die einzelnen Atome und kleinen Moleküle, die erzeugt wurden, für die Industrie gesammelt und als Rohstoffe verwendet. Das scheint fast der ideale Weg zu sein, den Kreislauf zwischen Abfall und Rohstoff zu schließen. Die Zeit wird zeigen, ob dieses Konzept schließlich praktisch anwendbar wird.

Leuchte ich etwa? Die Wirkungen der Strahlung

Strahlung kann zwei Grundwirkungen auf den Körper haben:

- ✓ Sie kann Zellen durch Hitze zerstören.
- ✓ Sie kann Zellen ionisieren und auflösen.

Strahlung erzeugt Wärmeenergie. Diese Hitze kann Gewebe stark zerstören, praktisch wie ein Sonnenbrand. Tatsächlich ist der Ausdruck Strahlungsverbrennung weit verbreitet, um die Zerstörung von Haut und Zellen aufgrund der Wärmeenergie zu beschreiben.

Die andere Art, wie Strahlung auf den Körper wirken kann, ist die Ionisierung und Auflösung von Zellen. Radioaktive Partikel und Strahlung besitzen viel kinetische Energie (Energie der Bewegung – siehe Kapitel 2). Wenn diese Partikel auf Zellen im Körper stoßen, können die Zellen in Teile zerfallen und ionisieren, indem die Zellen Elektronen verlieren. (Schnell zu Kapitel 3 für die volle Dröhnung zu Ionen.) Ionisierung schwächt die Bindungen und kann zu Schäden, zur gänzlichen Zersetzung oder zur Mutation von Zellen führen.

Radon: Versteckt in unseren Häusern

Radon ist ein radioaktives Isotop, das in jüngster Zeit sehr populär geworden ist. Radon-222 entsteht beim natürlichen Zerfall von Uran. Es ist ein schlecht reagierendes Edelgas und verbreitet sich deshalb in der Atmosphäre. Da es schwerer als Luft ist, kann es sich in Kellerräumen ansammeln.

Radon hat eine relativ kurze Halbwertszeit von 3,8 Tagen und zerfällt zu Polonium-218, einem festen Stoff. Wenn Radon nun inhaaliert wird, kann sich Po-218 in den Lungen absetzen. Po-218 ist ein Alphastrahler, und obwohl diese Strahlung keine hohe Durchdringung hat, wird Radon heute für das gehäufte Auftreten von Lungenkrebs verantwortlich gemacht. In vielen Teilen der USA wird vor dem Hauskauf ein Radontest gemacht. Kommerzielle Testkomponenten werden dabei für eine gewisse Zeit offen in den Keller gestellt. Die Messergebnisse werden dann für die Analyse in ein Labor geschickt. Die Frage, ob Radon ein Problem darstellt, wird nach wie vor untersucht und diskutiert.

Teil II

Drum prüfe, wie sich Atome verbinden

The 5th Wave

By Rich Tennant



»Nun, da der Notarzt mit seinem Defibrillator und dem Riechsalz da ist, wollen wir uns zunächst einmal gemeinsam die kovalente Bindung anschauen ...«

In diesem Teil ...

Man erwähne die Chemie und die meisten Leute denken sofort an chemische Reaktionen. Wissenschaftler nutzen die chemischen Reaktionen, um neue Medizin, Kunststoffe, Reinigungsmittel oder Textilien herzustellen – die Liste könnte endlos fortgesetzt werden. Sie verwenden chemische Reaktionen außerdem dazu, herauszufinden, was und wie viel davon in einem unbekannten Stoff enthalten ist. Chemische Reaktionen verleihen uns, der Sonne und dem ganzen Universum Kraft. Chemie befasst sich mit Reaktionen und den Bindungskräften, die dabei vorkommen. Das ist auch der Gegenstand dieses Teils.

Diese Kapitel führen Sie in die beiden wichtigsten Bindungstypen ein, die in der Natur vorkommen: Ionenbindung und kovalente Bindung. Ich zeige Ihnen, wie man die Formeln bei Ionenverbindungen (Salzen) aufstellt und wie man diese benennt. Ich erläutere die kovalente Bindung, wie man die Lewis-Formel aufstellt und wie man die Formen einfacher Moleküle bestimmt. Sie erfahren etwas über Reaktionen und über deren verschiedene allgemeine Typen. Dazu kommen das so genannte chemische Gleichgewicht, die Kinetik und die Elektrochemie – Batterien, Akkus und Galvanisierung.

Ich denke, in diesen Kapiteln bekommt jeder seine Ladung ab. Ich kann mir wirklich nicht vorstellen, dass Sie auf diesen Teil nicht positiv reagieren.

Gegensätze ziehen sich an: Ionenbindungen

6

In diesem Kapitel

- Das Wie und Warum der Bildung von Ionen untersuchen
 - Die Bildung von Kationen und Ionen betrachten
 - Polyatomare Ionen verstehen
 - Die Formeln ionischer Verbindungen entziffern
 - Ionischen Verbindungen bestimmte Namen geben
 - Den Unterschied zwischen Elektrolyten und Nichteletkrolyten klären
-

Wenn es eine Sache gibt, wegen der ich schließlich Chemie im Hauptfach studiert habe, dann sind es die Salzreaktionen. Ich erinnere mich noch gut an jenen Tag: Es war die zweite Hälfte allgemeiner Chemie, und ich machte eine qualitative Analyse (Herausfinden, was in einer Probe enthalten ist) von Salzen. Ich genoss die Farben der Verbindungen, die sich in den von mir durchgeführten Experimenten bildeten, die Laboratorien machten Spaß und waren eine interessante Herausforderung. Ich war schlicht begeistert.

In diesem Kapitel stelle ich Ihnen die Ionenbindung vor, die Art der Bindung, die die Salze zusammenhält. Ich diskutiere einfache und polyatomare Ionen: Wie bilden sie sich und wie kombinieren sie? Ich zeige Ihnen auch, wie man die Formeln von Ionenverbindungen aufstellen kann und wie Chemiker Ionenbindungen identifizieren.

Die Magie der Ionenbindung: *Natrium + Chlor = Tafelsalz*

Natrium ist ein typisches Metall. Es ist dabei relativ weich, silbrig und ein guter Leiter. Es reagiert auch leicht: Natrium wird normalerweise in Öl gelagert, damit es nicht mit dem Wasser in der Atmosphäre reagiert. Wenn Sie ein gerade abgeschnittenes Stück Natrium schmelzen und es in einen Becher mit grünlich-gelbem Chlorgas geben, geschieht etwas sehr Beeindruckendes. Das geschmolzene Natrium beginnt, heller und heller in weißem Licht zu strahlen, das heller und heller wird. Das Chlorgas wirbelt, und die Farbe des Gases beginnt bald zu verschwinden. In wenigen Minuten ist die Reaktion vorbei, und der Becher kann ohne Risiko geöffnet werden. Sie finden Tafelsalz oder NaCl auf dem Becherboden.

Die Bestandteile des Salzes

Wenn Sie wirklich einmal innehalten und darüber nachdenken, ist der Prozess, Tafelsalz zu erzeugen, wirklich bemerkenswert. Sie nehmen zwei Substanzen, die beide sehr gefährlich sind (Chlor wurde von Deutschland gegen die alliierten Truppen während 1. Weltkriegs eingesetzt), und machen eine lebenswichtige Substanz daraus. In diesem Abschnitt zeige ich Ihnen, was während der chemischen Reaktion, bei der Tafelsalz entsteht, geschieht, und, was noch wichtiger ist, warum.

Natrium ist ein Alkalimetall, ein Mitglied der IA-Familie im Periodensystem. Die römischen Ziffern am oberen Ende der A-Familien zeigen die Anzahl von Valenzelektronen (s- und p-Elektronen in der äußersten Energieschale) eines bestimmten Elements (siehe Kapitel 4 für die Details). Also hat Natrium ein Valenzelektron und elf Elektronen insgesamt, weil seine Atomzahl 11 ist.

Sie können ein Energieniveaudiagramm aufstellen, um die Verteilung der Elektronen im Atom darzustellen. Das Energieniveaudiagramm des Natriums wird in Abbildung 6.1 gezeigt. (Wenn Ihnen Energieniveaudiagramme neu sind, schauen Sie noch mal in Kapitel 3. Regen Sie sich nicht auf, wenn Sie in diesem Diagramm einige Abweichungen in der Darstellung der Energieiveaus finden: Kleinere Varianten sind absolut üblich.)

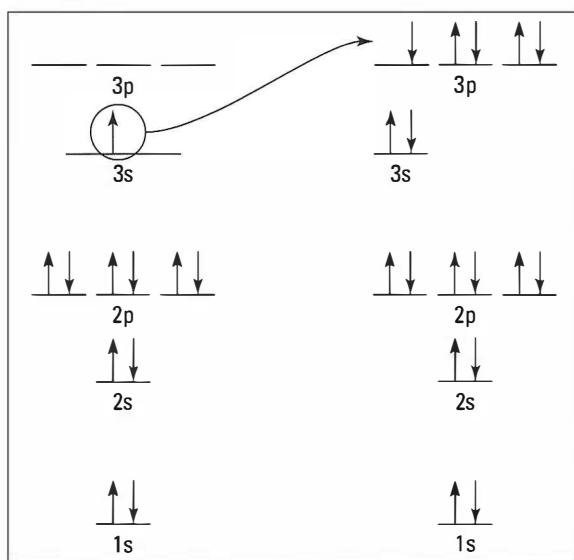
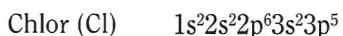
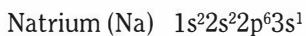


Abbildung 6.1: Energieniveaudiagramm für Natrium und Chlor

Chlor ist ein Halogen – ein Element also der VIIA-Familie im Periodensystem. Es hat sieben Valenzelektronen und eine Gesamtzahl von 17 Elektronen. Das Energieniveaudiagramm für Chlor wird ebenfalls in Abbildung 6.1 gezeigt.

Sie können anstelle des etwas sperrigen Energieniveaudiagramms für die Darstellung der Verteilung von Elektronen in einem Atom natürlich auch die Elektronenkonfiguration verwenden. (Für eine vollständige Erläuterung der Elektronenkonfiguration siehe Kapitel 3). Man schreibt in der Reihenfolge von »unten« nach »oben« die Energieniveaus, die besetzt sind, die Orbitalformen (s, p, d usw.) und – hochgestellt – die Anzahl von Elektronen in jedem Orbital auf. So ergeben sich die Elektronenkonfigurationen für Natrium und Chlor:



Die Reaktion

Die Edelgase sind die VIIIA-Elemente im Periodensystem. Sie sind extrem schwach reagierend, weil ihr Valenzenergieniveau (äußerstes Energieniveau) gefüllt ist. Ein gefülltes (vollständiges) Valenzenergieniveau zu erreichen, ist eine treibende Kraft in der Natur chemischer Reaktionen, weil Elemente mit dieser Eigenschaft stabil sind. Sie verlieren, gewinnen oder teilen keine Elektronen mehr.

Die anderen Elemente in den A-Familien im Periodensystem gewinnen, verlieren oder teilen Valenzelektronen, um ihr Valenzenergieniveau zu füllen und zu komplettieren. Weil dieser Prozess in den meisten Fällen die äußersten s- und p-Orbitale betrifft, nennt man das oft auch die *Oktettregel* – Elemente gewinnen, verlieren oder teilen Elektronen, um ein volles Oktett zu erreichen (acht Valenzelektronen: zwei im s-Orbital und sechs im p-Orbital).

Die Rolle des Natriums

Natrium hat ein Valenzelektron; nach der Oktettregel wird es stabil, wenn es acht Valenzelektronen hat. Zwei Möglichkeiten existieren, damit Natrium stabil wird: Es kann sieben weitere Elektronen gewinnen, um Energiestufe 3 zu füllen, oder es kann das eine 3s-Elektron verlieren, sodass Energiestufe 2 (die mit acht Elektronen gefüllt ist) das Valenzenergieniveau wird. Im Allgemeinen kann der Verlust oder Gewinn von ein, zwei oder manchmal sogar drei Elektronen stattfinden, aber ein Element verliert oder gewinnt nie mehr als drei Elektronen. Um so Stabilität zu gewinnen, verliert Natrium sein 3s-Elektron. Stattdessen hat es dann elf Protonen (elf positive Ladungen) und zehn Elektronen (zehn negative Ladungen). Das ehemals neutrale Natrium-Atom hat jetzt eine positive Ladung [11 (+) plus 10 (-) gleich 1 (+)]. Es ist jetzt ein Ion, ein Atom, das aufgrund des Verlusts oder Gewinns von Elektronen eine Ladung besitzt. Und Ionen, die aufgrund des Verlusts an Elektronen eine positive Ladung (wie Natrium) haben, werden *Kationen* genannt. Sie können nun die Elektronenkonfiguration für das Natrium-Kation schreiben:



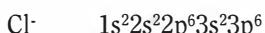
Das Natrium-Ion (Kation) hat dieselbe Elektronenkonfiguration wie Neon, sodass es mit Neon isoelektronisch ist. Natrium wurde also durch den Verlust eines Elektrons zu Neon? Nein!

Natrium hat noch elf Protonen, und die Anzahl von Protonen bestimmt die Identität des Elements.

Es gibt einen Unterschied zwischen dem neutralen Natrium-Atom und dem Natrium-Kation – nämlich ein Elektron. Außerdem unterscheiden sich ihr chemisches Reaktionsverhalten und ihre Größen. Das Kation ist kleiner. Das gefüllte Energieniveau bestimmt die Größe eines Atoms oder Ions (oder, in diesem Fall, Kations). Weil Natrium ein ganzes Energieniveau verliert, wenn es zu einem Kation wird, ist das Kation kleiner.

Die Rolle des Chlors

Chlor hat sieben Valenzelektronen. Um sein volles Oktett zu erhalten, muss es die sieben Elektronen in Energietufe 3 abgeben oder eins auf dieser Ebene aufnehmen. Weil Elemente nie mehr als drei Elektronen aufnehmen oder abgeben, muss Chlor ein einzelnes Elektron aufnehmen, um Energietufe 3 zu füllen. Nun hat Chlor 17 Protonen (17 positive Ladungen) und 18 Elektronen (18 negative Ladungen). Das heißt, Chlor wird ein Ion mit einer einzelnen negativen Ladung (Cl^-). Das neutrale Chlor-Atom wird zum Chlorid-Ion. Ionen mit einer durch die Aufnahme von Elektronen verursachten negativen Ladung heißen *Anionen*. Die Elektronenkonfiguration für das Chlorid-Anion ist



Das Chlorid-Anion ist mit Argon isoelektronisch. Das Chlorid-Anion ist auch etwas größer als das neutrale Chlor-Atom. Um das Oktett zu vollenden, ging das eine gewonnene Elektron in Energietufe 3, aber jetzt sind es 17 Protonen, die 18 Elektronen anziehen. Die Anziehungskraft wurde leicht reduziert, und die Elektronen sind freier, um sich nach außen zu bewegen, was das Anion etwas größer macht. Im Allgemeinen ist ein Kation kleiner als sein entsprechendes Atom, und ein Anion ist geringfügig größer.

Am Ende kommt die Bindung

Natrium kann sein volles Oktett und seine volle Stabilität durch Verlieren eines Elektrons erreichen. Chlor kann sein Oktett durch Gewinnen eines Elektrons füllen. Wenn die zwei in demselben Behälter sind, dann bringt das Natriumelektron genau das Chlorelektron mit. Ich zeige diesem Prozess in Abbildung 6.1, wo man auch sieht, dass das 3s-Elektron des Natriums auf das 3p-Orbital des Chlors übertragen wird.

Die Übertragung eines Elektrons schafft Ionen – Kationen (positive Ladung) und Anionen (negative Ladung), und entgegengesetzte Ladungen ziehen einander an. Das Na^+ -Kation zieht das Cl^- -Anion an und bildet das zusammengesetzte NaCl oder Tafelsalz. Dies ist ein Beispiel für eine *Ionenverbindung*, eine *chemische Bindung* (eine starke Anziehung, die zwei chemische Elemente zusammenhält), die von der *elektrostatischen Anziehung* (Anziehung von entgegengesetzten Ladungen) zwischen Kationen und Anionen herrührt.

Die Verbindungen, die auf Ionenbindungen beruhen, werden üblicherweise *Salze* genannt. Natriumchlorid ist ein Kristall, in dem jedes Natrium-Kation von sechs verschiedenen Chlorid-

6 ► Gegensätze ziehen sich an: Ionenbindungen

Anionen umgeben ist, und jedes Chlorid-Anion wird von sechs verschiedenen Natrium-Kationen umgeben. Diese Kristallstruktur wird in Abbildung 6.2 gezeigt.

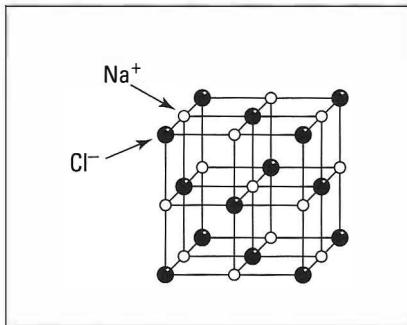


Abbildung 6.2: Kristallstruktur des Tafelsalzes

Beachten Sie die regelmäßige und sich wiederholende Struktur. Verschiedene Salze haben verschiedene Kristallstrukturen. Kationen und Anionen können mehr als eine Einheit positiver oder negativer Ladung haben, wenn sie mehr als ein Elektron aufnehmen oder abgeben. Auf diese Weise sind viele verschiedene Arten von Salzen möglich.

Ionenbindungen, also die Bindungen, die die Kationen und Anionen in einem Salz verbinden, sind eine der zwei Hauptarten der Bindung in Chemie. Die andere Art, die kovalente Bindung, wird in Kapitel 7 beschrieben. Das Verständnis der Ionenbindung erleichtert das Verständnis der kovalenten Bindung wesentlich.

Positive und negative Ionen: Kationen und Anionen

Der Grundprozess bei der Bildung von Natriumchlorid gilt auch für die Bildung von anderen Salzen. Ein Metall verliert Elektronen, und ein Nichtmetall gewinnt jene Elektronen. Damit sind Kationen und Anionen entstanden, und die elektrostatische Anziehung zwischen den positiven und negativen Ladungen führt zur Anziehung der Teilchen und schließlich zur Ionenbindung.



Ein Metall reagiert mit einem Nichtmetall und bildet eine Ionenbindung.

Sie können die Ladung oft aus dem Ort des Elements im Periodensystem ableiten. Zum Beispiel verlieren die Alkalimetalle (die IA-Elemente) ein einzelnes Elektron, um ein Kation mit einer 1+-Ladung zu formen. Auf dieselbe Weise geben die Erdalkali-Elemente (IIA-Elemente) zwei Elektronen ab und bilden ein 2+-Kation. Aluminium, ein Mitglied der IIIA-Familie, verliert drei Elektronen, um ein 3+-Kation zu bilden.

Aus derselben Überlegung heraus nehmen die Halogene (die VIIA-Elemente haben alle sieben Valenzelektronen) ein Elektron auf. Die Halogene nehmen ein einzelnes Elektron auf, um ihr Valenzenergieniveau zu füllen. Alle Halogene formen ein Anion mit einer einzelnen negativen Ladung. Die VIA-Elemente gewinnen zwei Elektronen, um Anionen mit einer 2--Ladung zu bilden, und die VA-Elemente nehmen drei Elektronen auf, um Anionen mit einer 3--Ladung zu bilden.

Tabelle 6.1 zeigt Familie, Element, Ionen-Namen und Ionen-Symbol für einige monoatomare (»einatomige«) Kationen, und Tabelle 6.2 liefert die gleiche Information für ein paar monoatomare Anionen.

Familie	Element	Ionen-Name	Ionen-Symbol
IA	Lithium	Lithium-Kation	Li^+
	Natrium	Natrium-Kation	Na^+
	Kalium	Kalium-Kation	K^+
IIA	Beryllium	Beryllium-Kation	Be^{2+}
	Magnesium	Magnesium-Kation	Mg^{2+}
	Kalzium	Kalzium-Kation	Ca^{2+}
	Strontium	Strontium-Kation	Sr^{2+}
	Barium	Barium-Kation	Ba^{2+}
IB	Silber	Silber-Kation	Ag^+
IIB	Zink	Zink-Kation	Zn^{2+}
IIIA	Aluminium	Aluminium-Kation	Al^{3+}

Tabelle 6.1: Einige monoatomare Kationen

Familie	Element	Ionen-Name	Ionen-Symbol
VA	Stickstoff	Nitrid-Anion	N^{3-}
	Phosphor	Phosphid-Anion	P^{3-}
VIA	Sauerstoff	Oxid-Anion	O^{2-}
	Schwefel	Sulfid-Anion	S^{2-}
VIIA	Fluor	Fluorid-Anion	F^-
	Chlor	Chlorid-Anion	Cl^-
	Brom	Bromid-Anion	Br^-
	Jod	Jodid-Anion	I^-

Tabelle 6.2: Einige monoatomare Anionen

Es ist schwieriger, die Anzahl der Elektronen zu bestimmen, die Mitglieder der Halbmetalle (die B-Familien) abgeben. In der Tat verlieren viele dieser Elemente eine veränderliche Anzahl von Elektronen, so dass sie zwei oder mehr verschiedene Kationen bilden können, folglich auch mit verschiedenen Ladungen.

6 ► Gegensätze ziehen sich an: Ionenbindungen

Die elektrische Ladung, die ein Atom erreicht, wird *Oxidationszahl* genannt. Viele der Wechselmetall-Ionen haben veränderliche Oxidationszahlen. Tabelle 6.3 zeigt einige bekannte Wechselmetalle, die mehr als eine Oxidationszahl besitzen.

Familie	Element	Ionen-Name	Ionen-Symbol
VIB	Chrom	Chrom(II)	Cr^{2+}
		Chrom(III) oder chromsäurehaltig	Cr^{3+}
VIIB	Mangan	Mangan(II)	Mn^{2+}
		Mangan(III) oder mangansäurehaltig	Mn^{3+}
VIIIB	Eisen	Eisen(II)	Fe^{2+}
		Eisen(III) oder eisenhaltig	Fe^{3+}
	Kobalt	Kobalt(II)	Co^{2+}
		Kobalt(III)	Co^{3+}
IB	Kupfer	Kupfer(I)	Cu^+
		Kupfer(II)	Cu^{2+}
IIB	Quecksilber	Quecksilber(I)	Hg_2^{2+}
		Quecksilber(II)	Hg^{2+}
IVA	Zinn	Zinn(II)	Sn^{2+}
		Zinn(IV)	Sn^{4+}
	Blei	Blei(II)	Pb^{2+}
		Blei(IV)	Pb^{4+}

Tabelle 6.3: Einige Metalle mit mehr als einer Oxidationszahl

Beachten Sie, dass diese Kationen mehr als einen Namen haben können. Die heutige Art, Ionen zu benennen, ist die, den Metallnamen wie zum Beispiel Chrom zu verwenden, in Klammern gefolgt von der Ionenladung, durch römische Ziffern ausgedrückt, zum Beispiel (II). Eine ältere Art, Ionen zu benennen, verwendet isch- und ig-Endungen. Wenn ein Element mehr als ein Ion hat – Chrom zum Beispiel –, dann erhält das Ion mit der niedrigeren Oxidationszahl (niedrigere Ladungszahl, ohne das + oder -) eine isch-Endung und das Ion mit höherer Oxidationszahl (größere Ladungszahl) eine ig-Endung. Das Cr^{2+} -Ion wird *chromisch* genannt, und das Cr^{3+} -Ion heißt *chromig* (siehe den Abschnitt *Das Benennen von Ionenverbindungen* weiter hinten in diesem Kapitel).

Polyatomare Ionen

Ionen sind nicht immer aus nur einem Atom zusammengesetzt. Ionen können auch aus einer Gruppe von Atomen zusammengesetzt, also polyatomar sein. Werfen Sie zum Beispiel einen Blick auf Tabelle 6.3. Fällt Ihnen am Quecksilber(I)-Ion etwas auf? Sein Ionen-Symbol Hg_2^{2+} zeigt, dass zwei Quecksilber-Atome zusammengebunden sind. Diese Gruppe hat eine 2fach

positive Ladung, wobei jedes Quecksilber-Kation eine 1fach positive Ladung hat. Das Quecksilber-Ion ist als ein polyatomares Ion klassifiziert.

Polyatomare Ionen werden so wie monoatomare Ionen behandelt (siehe weiter hinten in diesem Kapitel *Das Benennen von Ionenverbindungen*.) Tabelle 6.4 listet einige wichtige polyatomare Ionen auf.

Ionen-Name	Ionen-Symbol
Sulfat	SO_4^{2-}
Sulfit	SO_3^{2-}
Nitrat	NO_3^-
Nitrit	NO_2^-
Hypochlorit	ClO^-
Chlorit	ClO_2^-
Chlorat	ClO_3^-
Perchlorat	ClO_4^-
Acetat	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$
Chromat	CrO_4^{2-}
Dichromat	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
Arsenat	AsO_4^{3-}
Wasserstoffphosphat	HPO_4^{2-}
Dihydrogenphosphat	H_2PO_4^-
Bikarbonat oder Wasserstoffkarbonat	HCO_3^-
Bisulfat oder Wasserstoff-Sulfat	HSO_4^-
Quecksilber(I)	Hg_2^{2+}
Ammonium	NH_4^+
Phosphat	PO_4^{3-}
Karbonat	CO_3^{2-}
Permanganat	MnO_4^-
Zyanid	CN^-
Zyanat	OCN^-
Thiocyanat	SCN^-
Oxalat	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
Ionen-Name	Ionen-Symbol
Thiosulfate	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
Hydroxid	OH^-
Arsenit	AsO_3^{3-}
Peroxid	O_2^{2-}

Tabelle 6.4: Einige wichtige polyatomare Ionen

6 ► Gegensätze ziehen sich an: Ionenbindungen

Das Symbol für das Sulfat-Ion, SO_4^{2-} , zeigt, dass ein Schwefel-Atom und vier Sauerstoff-Atome gebunden sind und dass das ganze polyatomare Ion zwei zusätzliche Elektronen hat.

Ionenbindungen

Wenn eine Ionenbindung entsteht, ziehen Kation und Anion einander an und es entsteht ein Salz (siehe *Die Magie der Ionenbindung: Natrium + Chlor = Tafelsalz* früher in diesem Kapitel). Wichtig ist, sich zu merken, dass die Verbindung neutral sein muss – also gleiche Anzahl von positiven und negativen Ladungen hat.

Das Verbinden von Magnesium und Brom

Nehmen wir an, Sie wollen die Formel oder die Zusammensetzung einer Verbindung kennen, die sich aus der Reaktion von Magnesium und Brom ergibt. Sie beginnen, indem Sie die zwei Atome nebeneinander mit dem Metall auf der linken Seite platzieren und dann platzieren Sie ihre Ladungen hinzu. Abbildung 6.3 zeigt diesen Prozess. (Vergessen Sie die kreuz und quer verlaufenden Linien zunächst. Wenn Sie furchtbar neugierig sind, sie werden im Abschnitt *Das Verwenden der Kreuzregel* später in diesem Kapitel erörtert.)

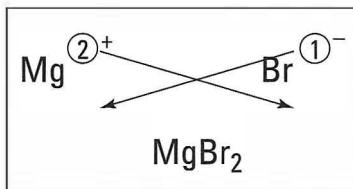


Abbildung 6.3: Darstellung der Formel des Magnesiumbromids

Die Elektronenkonfigurationen für Magnesium und Brom sind

Magnesium (Mg) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Brom (Br) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$

Magnesium, ein Erdalkalimetall, hat zwei Valenzelektronen, die es abgibt, um ein Kation mit einer 2+-Ladung zu bilden. Die Elektronenkonfiguration für das Magnesium-Kation ist

Mg²⁺ $1s^2 2s^2 2p^6$

Brom, ein Halogen, hat sieben Valenzelektronen, sodass es ein Elektron aufnimmt, um sein Oktett (acht Valenzelektronen) zu komplettieren und das Bromid-Anion mit einer 1--Ladung zu bilden. Die Elektronenkonfiguration für das Bromid-Anion ist

Br¹⁻ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

Beachten Sie, dass man die 1 normalerweise nicht hinschreibt, wenn das Anion nur eine Ladungseinheit hat, ob positiv oder negativ. Man verwendet nur das +- oder --Symbol anstelle

der 1, die nur dazugedacht wird. Aber für das Beispiel des Bromid-Anions verwende ich die 1 noch einmal.

Die Verbindung muss neutral sein; sie muss dieselbe Anzahl von positiven und negativen Ladungen haben, sodass sie insgesamt eine nach außen hin neutrale Ladung hat. Das Magnesium-Ion hat eine $2+$, sodass es zwei Bromid-Anionen mit je einer einzelnen negativen Ladung erfordert, um die zwei positiven Ladungen des Magnesiums auszugleichen. Also ist die Formel der Verbindung, die sich aus der Reaktion von Magnesium mit Brom ergibt, MgBr_2 .

Das Verwenden der Kreuzregel

Es gibt eine schnelle Methode, die Formel einer Ionenbindung zu bestimmen: Verwenden Sie die oben schon erwähnte Kreuzregel.

Sehen Sie sich zum Beispiel Abbildung 6.3 an, in der diese Regel angewendet wird. Nehmen Sie den numerischen hochgestellten Wert des Metall-Ions (das Ladungensymbol vergessen wir erst einmal) und bewegen Sie es zur unteren rechten Seite des Nichtmetalls als tiefgestellten Index. Dann nehmen Sie die hochgestellte Zahl des Nichtmetalls und machen Sie zum tiefgestellten Wert des Metalls. (Beachten Sie dabei, dass, wenn der numerische Wert 1 ist, er nur gedacht und nicht gezeigt wird.) In diesem Beispiel geben wir dem Brom die 2 des Magnesiums als tiefgestellte Ziffer und dem Magnesium die tiefgestellte 1 (die 1 wird aber nicht angezeigt) und Sie erhalten die Formel MgBr_2 .

Was geschieht nun, wenn Aluminium und Sauerstoff reagieren? Abbildung 6.4 zeigt die für diese Reaktion verwendete Kreuzregel.

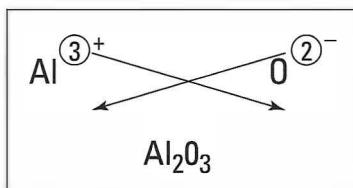


Abbildung 6.4: Darstellung der Formel für Aluminiumoxid

Verbindungen, die polyatomare Ionen enthalten, funktionieren genau auf dieselbe Weise, hier ist zum Beispiel die aus dem Ammonium-Kation und dem Schwefel-Anion gebildete Verbindung:



Beachten Sie dabei: Da zwei Ammonium-Ionen (zwei positive Ladungen) gebraucht werden, um die zwei negativen Ladungen des Schwefel-Ions zu neutralisieren, steht das Ammonium-Ion in der Verbindung in Klammern mit einer zusätzlichen tiefgestellten 2.



Die Kreuzregel funktioniert sehr gut, aber es gibt eine Situation, in der man aufpassen muss. Nehmen Sie an, Sie wollen die Verbindung hinschreiben, die entsteht, wenn Kalzium mit Sauerstoff reagiert. Kalzium, ein Erdalkalimetall, bildet ein 2+-Kation, und Sauerstoff ein 2--Anion. Also könnten Sie vorhersagen, dass die Formel ist.



Aber diese Formel ist falsch. Nach Anwendung der Kreuzregel müssen Sie alle tiefgestellten Zahlen auf den gemeinsamen Faktor reduzieren, wenn möglich. In diesem Fall teilen Sie jedes Subskript durch 2 und bekommen die richtige Formel:



Das Benennen von Ionenverbindungen

Wenn Sie anorganische Zusammensetzungen benennen, schreiben Sie den Namen des Metalls als Erstes und dann das Nichtmetall. Nehmen Sie zum Beispiel an, dass Sie die Verbindung Li_2S benennen wollen, die sich aus der Reaktion von Lithium und Schwefel ergibt. Sie schreiben den Namen des Metalls, Lithium, zuerst und dann schreiben Sie den Namen des Nichtmetalls und fügen ein -id am Ende hinzu, so dass Schwefel zu Sulfid wird.



Ionenbindungen, die polyatomare Ionen enthalten, folgen derselben Grundregel: Schreiben Sie den Namen des Metalls zuerst und dann fügen Sie den Namen des Nichtmetallions einfach hinzu (bei den polyatomaren Anionen ist es nicht notwendig, das -id am Ende anzuhängen)



Wenn das beteiligte Metall ein Halbmetall mit mehr als einer Oxidationsstufe ist (siehe *Positive und negative Ionen: Kationen und Anionen* weiter vorne im Kapitel), dann gibt es mehrere Möglichkeiten für die Namen der Verbindung. Nehmen wir an, Sie wollen die Verbindung zwischen dem Fe^{3+} -Kation und dem Zyanid-Ion, CN^- , benennen. Vorzugsweise nimmt man hierzu den Metallnamen, in Klammern gefolgt von der in römischen Ziffern angegebenen Ionenladung: Eisen(III). Eine ältere Methode der Bezeichnung, die manchmal immer noch verwendet wird (gut also, sie zu kennen), ist es, Endungen wie *ische* an die Bezeichnung anzufügen. Dem Ion mit der niedrigeren Oxidationszahl (niedrigerer Ladungsbetrag ohne Berücksichtigung des Vorzeichens) wird ein *ische* angehängt, dem Ion mit der höheren Oxidationszahl (höherer Ladungsbetrag) wird ein *ige* angehängt.

Sie sehen in Tabelle 6.4, dass das Sulfat-Ion eine 2--Ladung besitzt. Der Formel wiederum können Sie entnehmen, dass es zwei von ihnen gibt. Deshalb haben wir insgesamt vier negative Ladungen. Tabelle 6.4 zeigt auch, dass das Ammonium-Ion eine 1+-Ladung besitzt. Damit kann man nun die Ladung des Eisen-Kations bestimmen.

Ion	Ladung
Fe	?
NH ₄	1+
(SO ₄) ₂	(2-) x 2

Tabelle 6.5: Die Benennung von FeNH₄(SO₄)₂

Das Sulfat hat die Ladung 4- und das Ammonium 1+. Damit bleibt für das Eisen eine 3fach positive Ladung, damit die Verbindung nach außen neutral ist. Folglich haben wir einen Eisen(III)- oder eisenhaltigen Oxidationszustand. Sie können die Zusammensetzung benennen

FeNH₄(SO₄)₂ Eisen(III)-ammoniumsulfat oder Eisenammoniumsulfat

Wenn Sie nun vom Namen ausgehen, können Sie die Formel und die Ladung aus den Ionen ableiten. Nehmen wir zum Beispiel an, Sie lesen den Namen Kupferoxid. Sie wissen, dass das Kupfer-Ion Cu⁺ und das Oxid-Ion O²⁻ ist. Nach Anwendung der Kreuzregel erhalten Sie die Formel:

Kupferoxid Cu₂O

Elektrolyte und Nichtelektrolyte

Wenn man eine Ionenverbindung wie Natriumchlorid in Wasser gibt, ziehen die Wassermoleküle sowohl die Kationen als auch die Anionen im Kristall (der Kristall wird in Abbildung 6.2 gezeigt) an und lösen damit das Salz. (In Kapitel 7 beschreibe ich die Wassermoleküle ausführlicher und zeige Ihnen, warum sie die NaCl-Ionen anziehen.) Die Kationen und Anionen verteilen sich in der Lösung. Sie können die Existenz dieser Ionen mit einem Gerät zur Messung der Leitfähigkeit dann auch messen.

Ein Leitfähigkeitsmesser misst, ob Wasserlösungen verschiedener Substanzen Elektrizität führen. Er besteht aus einer Glühbirne mit zwei angeschlossenen Elektroden. Die Glühbirne wird in eine Wandsteckdose gesteckt, aber sie leuchtet nicht, bis eine elektrisch leitfähige Substanz zwischen den Elektroden den Stromkreis schließt. (Ein Finger schließt auch diesen Stromkreis, so dass man bei diesem Versuch gut aufpassen sollte. Wenn Sie nicht aufpassen, machen Sie vielleicht eine ziemlich unangenehme und nicht ungefährliche Erfahrung!)

Wenn Sie die Elektroden in reines Wasser halten, geschieht nichts, weil sich zwischen den Elektroden keine elektrisch leitfähige Substanz befindet. Reines Wasser ist ein Nichtleiter. Wenn Sie aber die Elektroden in die NaCl-Lösung bringen, leuchtet die Glühbirne, weil von einer Elektrode zur anderen die Ionen die Elektrizität leiten (die Elektronen werden transportiert).

Tatsächlich brauchen Sie das Wasser überhaupt nicht. Wenn Sie reines NaCl (bei großer Hitze) schmelzen und dann die Elektroden hineinhalten, stellen Sie fest, dass das geschmolzene Tafelsalz auch elektrisch leitet. Im geschmolzenen Zustand sind die NaCl-Ionen frei, um Elektronen zu bewegen und zu transportieren, genau wie in der Salzwasserlösung. Substanzen, die im

6 ► Gegensätze ziehen sich an: Ionenbindungen

geschmolzenen Zustand oder in wässriger Lösung elektrisch leiten, werden *Elektrolyte*, und Substanzen, die in diesem Zustand nicht elektrisch leiten, *Nichtelektryole* genannt.

Wissenschaftler können aus der Beobachtung, ob eine Substanz Elektrolyt oder Nichtelektryol ist, wichtige Anhaltspunkte über den Typ einer Verbindung ableiten. Substanzen aus Ionenverbindungen arbeiten als Elektrolyte. Kovalente Bindungen jedoch (siehe Kapitel 7), in denen es keine Ionen gibt, sind in der Regel Nichtelektryole. Tischzucker und Saccharose sind gute Beispiele für Nichtelektryole. Sie können Zucker in Wasser auflösen oder schmelzen, er besitzt keine Leitfähigkeit. Es gibt einfach keine Ionen, die die Elektronen transportieren könnten.

Kovalente Bindung: brüderlich teilen

7

In diesem Kapitel

- ▶ Erfahren, wie ein Wasserstoff-Atom ein anderes Wasserstoff-Atom bindet
 - ▶ Die kovalente Bindung definieren
 - ▶ Informationen über die verschiedenen Arten chemischer Formeln erhalten
 - ▶ Einen Blick auf die polare kovalente Bindung und die Elektronegativität werfen
 - ▶ Die ungewöhnlichen Eigenschaften des Wassers verstehen
-

Manchmal, wenn ich kuche, bekomme ich meinen Chemieanfall und beginne, die Zutaten auf den Etiketten zu lesen. Dort finde ich meistens eine Menge Salze wie Natriumchlorid und viele andere Verbindungen wie Kaliumnitrat, die alle Ionenverbindungen sind (siehe Kapitel 6). Aber ich finde auch viele Verbindungen wie Zucker, die nicht auf Ionenbindung basieren.

Wenn eine Verbindung nicht durch Ionen zusammengehalten wird, wie dann? Was hält den Zucker, den Essig und sogar die DNS zusammen? In diesem Kapitel erörtere ich die andere wichtige Art der Bindung: die kovalente Bindung. Ich erkläre die Grundlagen mit einer äußerst einfachen kovalenten Verbindung, nämlich Wasserstoff, und ich erzähle Ihnen etwas Cooles über die ungewöhnlichste kovalente Verbindung, die ich kenne – das Wasser.

Grundlagen der kovalenten Bindung

Eine Ionenbindung ist eine chemische Bindung, die durch die Übertragung von Elektronen von einem Metall auf ein Nichtmetall entsteht, was zur Bildung von entgegengesetzt geladenen Ionen – Kationen (positive Ladung) und Anionen (negative Ladung) – und der Anziehung zwischen jenen entgegengesetzt geladenen Ionen führt. Die treibende Kraft in diesem ganzen Prozess ist das Bestreben, ein vollständig aufgefülltes Valenzenergieniveau und damit ein komplettes atomares Oktett zu bilden. (Eine vollständigere Erklärung dieses Konzepts finden Sie in Kapitel 6.)

Es gibt jedoch viele andere Verbindungen, in denen ein solcher Elektronentransfer nicht vorkommt. Die treibende Kraft ist immer noch das Gleiche: das Erreichen eines gefüllten Valenzenergieniveaus. Aber, anstatt dieses durch Gewinnen oder Verlieren von Elektronen zu erreichen, teilen sich die Atome in diesen Verbindungen Elektronen. Das ist die Grundlage einer kovalenten Bindung.

Ein Wasserstoffbeispiel

Wasserstoff hat die Nummer 1 im Periodensystem – er steht oben links in der Ecke. Der in der Natur vorkommende Wasserstoff besteht meistens nicht nur aus einem einzelnen Atom. Er tritt hauptsächlich als H_2 , eine zweiatomige (aus zwei Atomen bestehende) Verbindung, auf. (Da ein Molekül eine Kombination von zwei oder mehr Atomen ist, wird H_2 ein *biatomares Molekül* genannt.)

Wasserstoff hat ein Valenzelektron. Er würde gerne ein anderes Elektron gewinnen, um sein 1s-Energieniveau zu füllen, das ihn mit Helium, dem nächsten Edelgas, isoelektronisch machen würde (weil beide dann dieselbe Elektronenkonfiguration hätten). Energiestufe 1 kann nur zwei Elektronen im 1s-Orbital aufnehmen, sodass diese Stufe bei Aufnahme eines weiteren Elektrons aufgefüllt ist. Das ist die treibende Kraft des Wasserstoffs, der so das Valenzenergieniveau füllt und dieselbe Elektronenanordnung wie das nächste Edelgas erreicht.

Stellen Sie sich vor, ein Wasserstoff-Atom überträgt sein einzelnes Elektron auf ein anderes Wasserstoff-Atom. Das Wasserstoff-Atom, das das Elektron erhält, füllt seine Valenzschale und erreicht Stabilität, während es ein Anion (H^-) wird. Jetzt aber hat das andere Wasserstoff-Atom kein Elektron mehr (H^+) und wird noch instabiler. Dieser Prozess von Elektronenverlust und -gewinn geschieht aber nicht, da es das Bestreben beider Atome ist, ihr Valenzenergieniveau zu komplettieren. Also kann die H_2 -Verbindung sich nicht aus dem Verlust oder Gewinn von Elektronen ergeben. Was geschehen kann, ist, dass die beiden Atome ihre Elektronen miteinander teilen. Auf der atomaren Ebene wird dieses Miteinanderteilen von Elektronenorbitalen (manchmal Elektronenwolken genannt) als ein Überlappen dargestellt. Die zwei Elektronen (eins von jedem Wasserstoff-Atom) »gehören« beiden Atomen. Jedes Wasserstoff-Atom fühlt die Wirkung beider Elektronen; jedes hat auf eine Weise sein Valenzenergieniveau aufgefüllt. Eine kovalente Bindung ist damit gebildet – eine chemische Bindung, die auf dem Teilen eines oder mehrerer Elektronen beruht, bildet Paare zwischen zwei Atomen. Das Überlappen der Elektronenorbitale und das Teilen eines Elektronenpaares ist in Abbildung 7.1 (a) dargestellt.

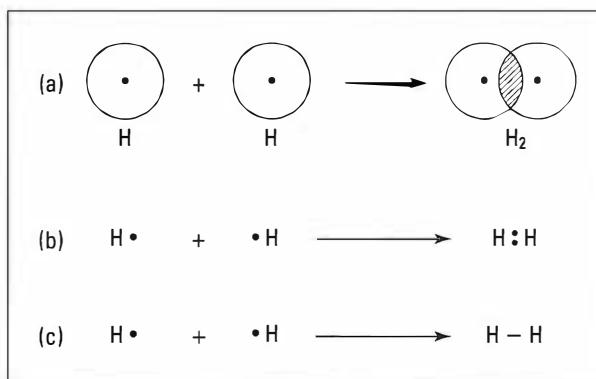


Abbildung 7.1: Die Bildung der kovalenten Bindung beim Wasserstoff

Eine andere Möglichkeit, diesen Prozess darzustellen, ist durch die Verwendung einer Elektronenpunktformel. In dieser Art der formalen Darstellung sind Valenzelektronen als Punkte

dargestellt, die das atomare Symbol umgeben, und die gemeinsamen Elektronen werden zwischen den zwei durch die kovalente Bindung verbundenen Atomen gezeigt. Die Elektronenpunktformel-Darstellung von H_2 wird in Abbildung 7.1 (b) gezeigt.

Ich verwende meistens eine leichte Änderung der so genannten Elektronenpunktformel, die Lewis-Strukturformel; sie ist grundsätzlich das Gleiche wie die Elektronenpunktformel, aber das gemeinsame Elektronenpaar (die kovalente Bindung) wird mit einem Strich dargestellt. Die Lewis-Strukturformel wird in Abbildung 7.1 (c) gezeigt. (Schauen Sie mal in den Abschnitt *Strukturierte Formeln: Fügen Sie das Verbindungs muster hinzu*, um mehr darüber zu erfahren, wie man Strukturformeln bei kovalenten Verbindungen schreibt.)



Zusätzlich zu Wasserstoff gibt es sechs andere Elemente in der Natur in der biatomaren Form: Sauerstoff (O_2), Stickstoff (N_2), Fluor (F_2), Chlor (Cl_2), Brom (Br_2) und Jod (I_2). Wenn ich nun über Sauerstoffgas oder flüssiges Brom rede, rede ich über die biatomaren Verbindungen (biatomaren Moleküle).

Hier ist noch ein Beispiel für die Verwendung der Elektronenpunktformel zur Darstellung des gemeinsamen Elektronenpaares einer biatomaren Verbindung: Dieses Mal ist es Brom (Br_2), ein Mitglied der Halogenfamilie (siehe Abbildung 7.2). Die zwei Halogen-Atome, jedes mit sieben Valenzelektronen, teilen ein Elektronenpaar und füllen ihr Oktett.

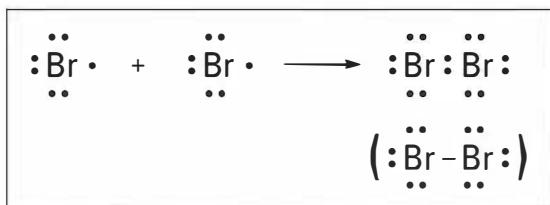


Abbildung 7.2: Die kovalente Bindung beim Brom

Vergleich der kovalenten Bindung mit anderen Bindungsarten

Ionenbindung tritt bei der Verbindung von einem Metall und einem Nichtmetall auf. Kovalente Bindung finden wir dagegen bei zwei Nichtmetallen. Die Eigenschaften dieser zwei Arten von Verbindungen sind durchaus verschieden. Ionenverbindungen sind normalerweise Festkörper bei Raumtemperatur, während kovalente Verbindungen Festkörper, Flüssigkeiten oder Gase sein können. Ionenverbindungen (Salze) haben normalerweise einen viel höheren Schmelzpunkt als kovalente Bindungen. Außerdem tendieren Ionenverbindungen dazu, Elektrolyte zu sein, und kovalente Verbindungen neigen dazu, Nichtelektrolyte zu sein. (In Kapitel 6 finden Sie alles über Ionenbindung, Elektrolyte und Nichtelektrolyte.)

Ich weiß, was Sie jetzt denken: »Wenn Metalle mit Nichtmetallen zu Ionenverbindungen reagieren, und Nichtmetalle mit anderen Nichtmetallen kovalente Bindungen bilden, reagieren denn Metalle mit anderen Metallen?« Die Antwort ist Ja und Nein.

Metalle reagieren nicht wirklich mit anderen Metallen und bilden dabei Verbindungen. Stattdessen kombinieren die Metalle zu so genannten Legierungen, das heißt Lösungen des einen

Metalls in einem anderen. Aber es gibt so etwas wie eine metallische Bindung sowohl in Legierungen als auch in reinen Metallen. Bei der metallischen Bindung befinden sich die Valenzelektronen jedes Metall-Atoms in einem so genannten *Elektronensee* und werden von all den Atomen im Metall geteilt. Diese Valenzelektronen sind frei, um sich überall im Material zu bewegen, anstatt fest an einen einzigen Metallkern gebunden zu sein. Die Fähigkeit der Valenzelektronen, sich überall im ganzen Metall zu bewegen, ist der Grund, warum Metalle dazu tendieren, Elektrizität und Wärme gut zu leiten.

Zum Verständnis der Vielfachbindung

Ich definiere kovalente Bindung als das Teilen von einem oder mehreren Elektronenpaaren. In Wasserstoff und einigen anderen biatomaren Molekülen gibt es nur ein solches Elektronenpaar. Aber in vielen kovalenten Bindungen ist mehr als ein Elektronenpaar beteiligt. In diesem Abschnitt lernen Sie ein Beispiel für ein Molekül kennen, das mehr als ein Elektronenpaar teilt.

Stickstoff (N_2) ist ein biatomares Molekül in der VA-Familie des Periodensystems, was bedeutet, dass er fünf Valenzelektronen besitzt (siehe Kapitel 4 zu den Familien des Periodensystems). Also braucht Stickstoff drei weitere Valenzelektronen, um sein Oktett zu komplettieren.

Ein Stickstoff-Atom kann sein Oktett durch Teilen von drei Elektronen mit einem anderen Stickstoff-Atom füllen und drei kovalente Bindungen, eine so genannte dreifache Bindung, formen. Die dreifache Bindung des Stickstoffs wird in Abbildung 7.3 gezeigt.

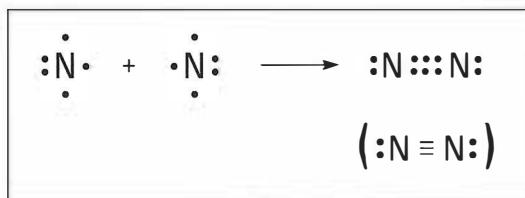


Abbildung 7.3: Die Form der Dreifachbindung beim Stickstoff

Eine Dreifachbindung ist nicht etwa dreimal so stark wie eine einzelne Bindung, aber sie ist sehr stark. In der Tat ist die dreifache Bindung in Stickstoff eine der stärksten Bindungen, die man kennt. Diese starke Bindung ist es, die den Stickstoff so stabil und beständig bei der Reaktion mit anderen Chemikalien macht. Sie ist auch der Grund, warum viele explosive Verbindungen (wie TNT und Ammoniumnitrat) Stickstoff enthalten. Wenn diese Verbindungen in einer chemischen Reaktion auseinander brechen, bildet sich Stickstoffgas (N_2), wobei viel Energie freigegeben wird.

Kohlenstoffdioxid (CO_2) ist ein anderes Beispiel für eine Mehrfachbindung. Kohlenstoff kann mit Sauerstoff reagieren, um dabei Kohlenstoffdioxid zu bilden. Kohlenstoff hat vier Valenzelektronen, Sauerstoff hat sechs. Kohlenstoff kann je zwei seiner Valenzelektronen mit einem der zwei Sauerstoff-Atome teilen und zwei Doppelbindungen bilden. Diese Doppelbindungen werden in Abbildung 7.4 gezeigt.

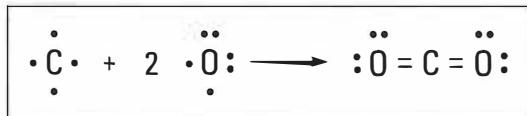


Abbildung 7.4: Die Bildung des Kohlenoxids

Es gibt keine Salzmoleküle!

Ein Molekül ist eine kovalente Verbindung. Es ist technisch nicht ganz richtig, Natriumchlorid als Molekül zu bezeichnen. Viele Chemiker tun es trotzdem. Es ist etwa wie das Benutzen der falschen Gabel bei einem feinen Abendessen. Einige Leute bemerken es, andere nicht oder sie interessieren sich nicht dafür. Nur, damit Sie's wissen, der richtige Ausdruck für Ionenverbindungen ist *Formelbindung*.

Das Benennen von binären kovalenten Verbindungen

Binäre Verbindungen sind aus nur zwei Elementen bestehende Verbindungen, wie Kohlenstoffdioxid (CO_2). Man verwendet bei den Namen der binären Verbindungen Präfixe, um die Anzahl von Atomen von jedem Nichtmetallbeitrag anzugeben. Tabelle 7.1 listet die üblichsten Präfixe für binäre kovalente Verbindungen auf.

Anzahl der Atom	Präfix
1	mono...
2	di...
3	tri...
4	tetra...
5	penta...
6	hexa...
7	hepta...
8	octa...
9	nona...
10	deca...

Tabelle 7.1: Präfixe für binäre kovalente Verbindungen

Im Allgemeinen wird das Präfix mono... selten verwendet. Kohlenstoffmonooxid ist eine der wenigen Ausnahmen.

Werfen Sie einen Blick auf die folgenden Beispiele, um zu sehen, wie die Präfixe beim Benennen von binären kovalenten Verbindungen angewendet werden (ich habe die Präfixe für Sie fett gedruckt):

CO_2 Kohlenstoffdioxid

P_4O_{10} **Tetraphosphordeoxid** (Chemiker versuchen, ein a und ein o zusammen im Oxid-namen, wie bei **Decaoxid**, zu vermeiden und lassen deshalb das a im Präfix weg.)

SO_3 Schwefeltrioxid

N_2O_4 **Distickstofftetroxid**

Dieses Benennungsverfahren wird nur bei binären Nichtmetallen verwendet. Es gibt eine Ausnahme – MnO_2 wird allgemein Mangandioxid genannt.

So viele Formeln, so wenig Zeit

In Kapitel 6 zeige ich, wie die Formel von einer Ionenbindung auf der Basis des Verlusts und Gewinns von Elektronen gebildet wird, um schließlich eine Edelgaskonfiguration zu erreichen. (Wenn Sie Ca mit Cl zur Reaktion bringen, wissen Sie, dass das Salz CaCl_2 entstehen wird.) Bei kovalenten Verbindungen können Sie diese Art der Voraussage nicht mehr so einfach treffen, weil sie auf viele Arten kombinieren können und viele verschiedene mögliche kovalente Verbindungen dabei herauskommen können.

Meistens müssen Sie die Formel des Moleküls kennen, das Sie untersuchen. Sie können aber mehrere verschiedene Arten von Formeln haben, und jede liefert eine geringfügig andere Information. Na, super.

Empirische Formel: Nur Elemente

Die empirische Formel zeigt die verschiedenen Arten von Elementen in einem Molekül und den niedrigsten ganzzahligen Anteil des Atoms im Molekül. Nehmen wir zum Beispiel an, wir haben eine Verbindung mit der empirischen Formel $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$. Es gibt drei verschiedene Arten von Atomen in dieser Verbindung: C, H und O. Sie befinden sich im niedrigstmöglichen ganzzahligen Verhältnis untereinander, nämlich 2 C-, 6 H- und 1 O-Atom(e), so dass die tatsächliche Formel hierfür (die *Molekülformel* oder *wirkliche Formel* genannt) $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, $\text{C}_4\text{H}_{12}\text{O}_2$, $\text{C}_6\text{H}_{18}\text{O}_3$, $\text{C}_8\text{H}_{24}\text{O}_4$ oder ein anderes Vielfaches von 2:6:1 sein könnte.

Molekulare oder wirkliche Formel: Das »Innere« der Zahlen

Die molekulare Formel oder wirkliche Formel gibt die Arten von Atomen in der Verbindung und die tatsächliche Anzahl jedes Atoms an. Sie können zum Beispiel bestimmen, dass die empirische Formel $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ tatsächlich die molekulare Formel ist, was bedeutet, dass es tatsächlich zwei Kohlenstoff-Atome, sechs Wasserstoff-Atome und ein Sauerstoff-Atom in der Verbindung gibt.

7 > Kovalente Bindung: brüderlich teilen

Für Ionenverbindungen reicht diese Formel aus, die Verbindung vollständig zu identifizieren, aber sie reicht nicht, kovalente Verbindungen zu identifizieren. Einen Blick auf die Lewis-Formeln zeigt Abbildung 7.5. Beide Verbindungen haben die molekulare Formel von C_2H_6O .

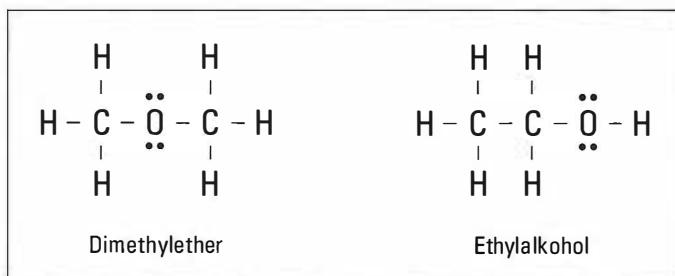


Abbildung 7.5: Zwei mögliche Verbindungen von C_2H_6O

Beide Verbindungen in Abbildung 7.5 haben zwei Kohlenstoff-Atome, sechs Wasserstoff-Atome und ein Sauerstoff-Atom. Der Unterschied besteht in der Art, wie die Atome miteinander verknüpft sind oder welches Atom an welches gebunden ist. Dies sind zwei ganz verschiedene Verbindungen mit zwei ganz verschiedenen Spektren von Eigenschaften. Das auf der linken Seite wird Dimethylether genannt. Diese Verbindung wird bei einigen Kühlungsgeräten verwendet und ist sehr leicht entzündlich. Das auf der rechten Seite ist Ethylalkohol, der trinkbare Alkohol. Nur die Molekülformel zu kennen reicht nicht, um zwischen den beiden zu unterscheiden. Stellen Sie sich nur einmal vor, Sie gehen in ein Restaurant, bestellen ein Glas C_2H_6O und bekommen Dimethylether statt Tequila!



Verbindungen, die dieselbe molekulare Formel, aber verschiedene Strukturen haben, werden *Isomere* genannt.

Um die genaue kovalente Verbindung zu identifizieren, brauchen Sie ihre Strukturformel.

Küssen ist immer wichtig

Viele Moleküle befolgen die Oktettregel: Jedes Atom in der Verbindung wird mit einem vollen Oktett von acht Elektronen vollendet, so dass sein Valenzenergieniveau aufgefüllt ist. Wie die meisten Regeln hat die Oktettregel auch Ausnahmen. Einige stabile Moleküle haben Atome mit nur sechs Elektronen und einige wenige haben zehn oder zwölf. Im Abschnitt *Wie sieht Wasser wirklich aus? Die VSEPR-Theorie* weise ich auf einige Beispiele für Verbindungen hin, die die Oktettregel nicht befolgen. In diesem Buch fokussiere ich jedoch meistens die Fälle, in denen die Oktettregel befolgt wird.

Ich hänge sehr am KISS-Prinzip – Keep it Simple, Silly! Elektronenpunktformeln werden von organischen Chemikern häufig verwendet, um zu erklären, warum bestimmte Verbindungen so reagieren, wie sie es tun, und sie sind ein erster Schritt, die molekulare Geometrie einer Verbindung zu bestimmen.

Strukturierte Formeln: Fügen Sie das Bindungsmuster hinzu

Um eine Formel für die genaue Verbindung aufzuschreiben, die Sie im Sinn haben, müssen Sie oft die Strukturformel anstelle der molekularen Formel aufstellen. Die Strukturformel zeigt die Elemente in der Verbindung, die genaue Anzahl jedes Atoms in der Verbindung und das Bindungsmuster. Die Elektronenpunktformel und die Lewis-Formel sind Beispiele für Strukturformeln.

Die Elektronenpunktformel für Wasser

Die folgenden Schritte erläutern, wie die Elektronenpunktformel für ein einfaches Molekül – das Wassermolekül – zu schreiben ist, und liefern einige generelle Leitlinien und Regeln, denen man folgen sollte:

1. Notieren Sie eine Skelettstruktur, die ein vernünftiges Bindungsmuster zeigt, nur mit Hilfe der Elementsymbole.

Oft sind die meisten Atome an ein einzelnes anderes Atom gebunden. Dieses Atom wird das *zentrale Atom* genannt. Wasserstoff und die Halogene sind sehr selten, wenn jemals, zentrale Atome. Kohlenstoff, Silizium, Stickstoff, Phosphor, Sauerstoff und Schwefel sind immer gute Kandidaten hierfür, weil sie mehr als eine kovalente Bindung beim Auffüllen ihres Valenzenergieniveaus bilden. Im Fall von Wasser, H₂O, ist Sauerstoff das zentrale Element, und die Wasserstoff-Atome werden beide an den Sauerstoff gebunden. Das Bindungsmuster sieht wie folgt aus:



Es ist nicht wichtig, wohin Sie die Wasserstoff-Atome um den Sauerstoff herum platzieren, im Abschnitt *Wie sieht Wasser wirklich aus? Die VSEPR-Theorie* später in diesem Kapitel werden Sie sehen, warum ich die Wasserstoff-Atome in einen 90-Grad-Winkel zueinander platziere, aber es ist wirklich nicht wichtig, wenn es um Elektronenpunkt- (oder Lewis-) Formeln geht.

2. Nehmen Sie die Valenzelektronen aller Atome und werfen Sie sie in einen Elektronen- topf.

Jedes Wasserstoff-Atom hat ein Elektron, und das Sauerstoff-Atom hat sechs Valenzelektronen (VIA-Familie), sodass Sie acht Elektronen in Ihrem Elektronentopf haben. Dies sind die Elektronen, die Sie verwenden, wenn Sie Ihre Bindungen konstruieren und das Oktett jedes Atoms vollenden.



3. Verwenden Sie die Gleichung $N - A = S$, um die Anzahl von Bindungen in diesem Molekül zu bestimmen. In dieser Gleichung ist

- ◆ N die Summe der Anzahl von Valenzelektronen, die jedes Atom aufnehmen kann. N hat nur zwei mögliche Werte: 2 oder 8. Wenn das Atom Wasserstoff ist, ist es 2; wenn es irgendetwas anderes ist, ist es 8.
- ◆ A die Summe der Anzahl der für jedes Atom verfügbaren Valenzelektronen. Wenn Sie die Struktur eines Ions aufstellen, fügen Sie ein Elektron für jede Einheit negativer Ladung hinzu, wenn es ein Anion ist, oder subtrahieren Sie ein Elektron für jede Einheit positiver Ladung, wenn es ein Kation ist. A ist die Anzahl von Valenzelektronen in Ihrem Elektronentopf.
- ◆ S die Anzahl von Elektronen, die an dem Molekül beteiligt sind. Und, wenn Sie S durch 2 teilen, haben Sie die Anzahl von kovalenten Bindungen im Molekül.

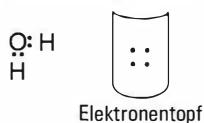
Also im Falle von Wasser:

- ◆ $N = 8 + 2 (2) = 12$ (acht Valenzelektronen für das Sauerstoff-Atom, plus zwei für jedes der zwei Wasserstoff-Atome)
- ◆ $A = 6 + 2 (1) = 8$ (sechs Valenzelektronen für das Sauerstoff-Atom plus eins für jedes der zwei Wasserstoff-Atome)
- ◆ $S = 12 - 8 = 4$ (vier Elektronen beteiligten sich an der Bildung des Wassermoleküls), und $S/2 = 4/2 = 2$ Bindungen.

Sie wissen jetzt, dass es zwei Bindungen (zwei gemeinsame Elektronenpaare) in Wasser gibt.

4. Verteilen Sie die Elektronen aus Ihrem Elektronentopf, um die Bindungen zu erklären.

Sie verwenden vier Elektronen von den acht im Topf, so dass Sie später vier verteilen können. Es muss mindestens eine Bindung des zentralen Atoms zu den Atomen geben, die es umgeben.



5. Verteilen Sie den Rest der Elektronen (normalerweise in Paaren), so dass jedes Atom sein volles Oktett von Elektronen erreicht.

Erinnern Sie sich daran, dass Wasserstoff nur zwei Elektronen braucht, um sein Valenzenergieniveau zu füllen? In diesem Fall hat jedes Wasserstoff-Atom zwei Elektronen, aber das Sauerstoff-Atom hat nur vier, sodass die übrigen vier Elektronen um den Sauerstoff herum verteilt werden. Dies leert Ihren Elektronentopf. Die fertige Elektronenpunktformel für Wasser wird in Abbildung 7.6 gezeigt.

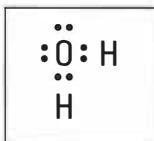


Abbildung 7.6: Die Elektronenpunktformel für H_2O

Beachten Sie, dass es tatsächlich zwei Arten von Elektronen in dieser Strukturformel gibt: Bindungselektronen, also die Elektronen, die zwischen zwei Atomen geteilt werden, und Nicht-bindungselektronen, also die Elektronen, die nicht geteilt werden. Die letzten vier Elektronen (zwei Elektronenpaare), die Sie um Sauerstoff herum platzieren, werden nicht geteilt, sodass sie Nichtbindungselektronen sind.

Die Lewis-Formel für Wasser

Wenn Sie die Lewis-Formel für Wasser haben wollen, brauchen Sie lediglich einen Strich für jedes Elektronenpaar hinzuzzeichnen. Das Ergebnis sehen Sie in Abbildung 7.7:

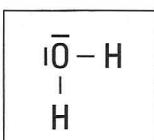


Abbildung 7.7: Die Lewis-Formel für Wasser, H_2O

Die Lewis-Formel für C_2H_4O

Nun ein Beispiel für eine etwas kompliziertere Lewis-Formel: C_2H_4O .

Die Verbindung funktioniert wie folgt:



Beachten Sie, dass hier nicht ein, sondern **zwei** zentrale Atome – die zwei Kohlenstoff-Atome – vorkommen. Sie können 18 Valenzelektronen in den Elektronentopf werfen: vier für jedes Kohlenstoff-Atom, zwei für jedes Wasserstoff-Atom und sechs für das Sauerstoff-Atom.

Jetzt wenden Sie die Gleichung $N - A = S$ an:

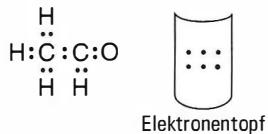
$N = 2(8) + 4(2) + 8 = 32$ (zwei Kohlenstoff-Atome mit je acht Valenzelektronen plus vier Wasserstoff-Atome mit je zwei Valenzelektronen plus ein Sauerstoff-Atom mit acht Elektronen)

7 > Kovalente Bindung: brüderlich teilen

$A = 2(4) + 4(1) + 6 = 18$ (vier Elektronen für jedes der zwei Kohlenstoff-Atome plus ein Elektron für jedes der vier Wasserstoff-Atome plus sechs Valenzelektronen für das Sauerstoff-Atom)

$$S = 32 - 18 = 14, \text{ und } S/2 = 14/2 = 7 \text{ Bindungen}$$

Fügen Sie die einzelnen Bindungen der Kohlenstoff-Atome und des Wasserstoff-Atoms, der zwei Kohlenstoff-Atome und des Kohlenstoff-Atoms und des Sauerstoff-Atoms hinzu. Das sind sechs Ihrer sieben Bindungen.



Es gibt nur eine Stelle, wo die siebte Bindung liegen kann, und das ist zwischen dem Kohlenstoff-Atom und dem Sauerstoff-Atom. Sie kann nicht zwischen einem Kohlenstoff-Atom und einem Wasserstoff-Atom sein, weil das die Valenzenergieebene des Wasserstoffs überfüllen würde. Und es kann nicht zwischen den zwei Kohlenstoff-Atomen sein, weil das dem Kohlenstoff auf der linken Seite zehn Elektronen statt acht zuordnen würde. Also muss es eine doppelte Bindung zwischen dem Kohlenstoff-Atom und dem Sauerstoff-Atom geben. Die vier übrigen Elektronen im Topf müssen um das Sauerstoff-Atom herum verteilt werden, weil all die anderen Atome ihr Oktett erreicht haben. Die zugehörige Elektronenpunktformel wird in Abbildung 7.8 gezeigt.

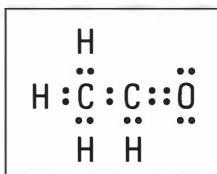


Abbildung 7.8: Elektronenpunktformel für C_2H_4O

Wenn Sie die Elektronenpaare in Striche umwandeln, haben Sie die Lewis-Formel von C_2H_4O , wie in Abbildung 7.9 gezeigt.

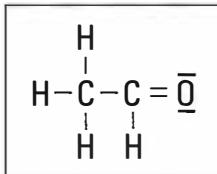


Abbildung 7.9: Die Lewis-Formel für C_2H_4O

Ich mag die Lewis-Formel, weil sie einem ermöglicht, viel Information zu zeigen, ohne all die kleinen Punkte zeichnen zu müssen. Aber sie ist auch ziemlich sperrig. Manchmal verwenden Chemiker (die im Allgemeinen eine faule Spezies sind) verdichtete Strukturformeln,

um Bindungsmuster zu zeigen. Sie können die Lewis-Formel durch Weglassen der Nichtbindungslektronen und Gruppieren von Atomen und/oder durch Weglassen von bestimmten Strichen (kovalenten Bindungen) komprimieren. Zwei verdichtete Formeln für C_2H_4O werden in Abbildung 7.10 gezeigt.

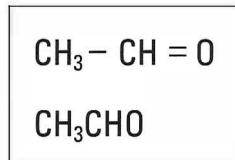


Abbildung 7.10: Verdichtete Strukturformeln für C_2H_4O

Einige Atome sind attraktiver als andere

Wenn sich ein Chlor-Atom kovalent an ein anderes Chlor-Atom bindet, wird das gemeinsame Elektronenpaar gleich geteilt. Die Elektronendichte, die die kovalente Bindung umfasst, befindet sich zwischen den zwei Atomen. Jedes Atom zieht die zwei Bindungslektronen gleich an. Aber was geschieht, wenn die zwei durch diese Bindung verbundenen Atome nicht die gleichen sind? Die zwei positiv geladenen Kerne haben verschiedene Anziehungskräfte; sie »ziehen« an dem Elektronenpaar verschieden stark. Das Ergebnis ist, dass das Elektronenpaar in Richtung eines Atoms verschoben ist. Auf die Frage, in Richtung welchen Atoms sich das Elektronenpaar verschiebt, liefert der Begriff der Elektronegativität eine Antwort.

Das Anziehen von Elektronen: Elektronegativitäten

Elektronegativität ist die Kraft, mit der ein Atom ein Elektronen-Bindungspaar anzieht. Je größer die Elektronegativität ist, desto größer ist die Kraft des Atoms, ein Elektronen-Bindungspaar anzuziehen. Abbildung 7.11 zeigt die Werte der Elektronegativität verschiedener Elemente unter jedem Elementsymbol im Periodensystem. Beachten Sie, dass mit einigen Ausnahmen die Elektronegativität innerhalb einer Periode von links nach rechts zunimmt und innerhalb einer Familie von oben nach unten abnimmt.

Elektronegativitäten sind nützlich, weil sie Informationen darüber geben, was geschieht, wenn zwei Atome sich miteinander verbinden. Sehen Sie sich zum Beispiel das Cl_2 -Molekül an. Chlor hat eine Elektronegativität von 3,0, wie in Abbildung 7.11 gezeigt. Jedes Chlor-Atom zieht die Bindungslektronen mit einer Kraft von 3,0 an. Weil es eine gleiche Anziehung gibt, wird das Bindungslektronenpaar gleich zwischen den zwei Chlor-Atomen geteilt und befindet sich in der Mitte zwischen den zwei Atomen. Eine Bindung, in der das Elektronenpaar gleich geteilt wird, wird eine unpolare kovalente Bindung genannt. Immer dann, wenn die zwei durch die Bindung verbundenen Atome die gleichen sind, und immer, wenn der Unterschied zwischen den Elektronegativitäten der an der Bindung beteiligten Atome sehr klein ist, haben Sie eine unpolare kovalente Bindung.

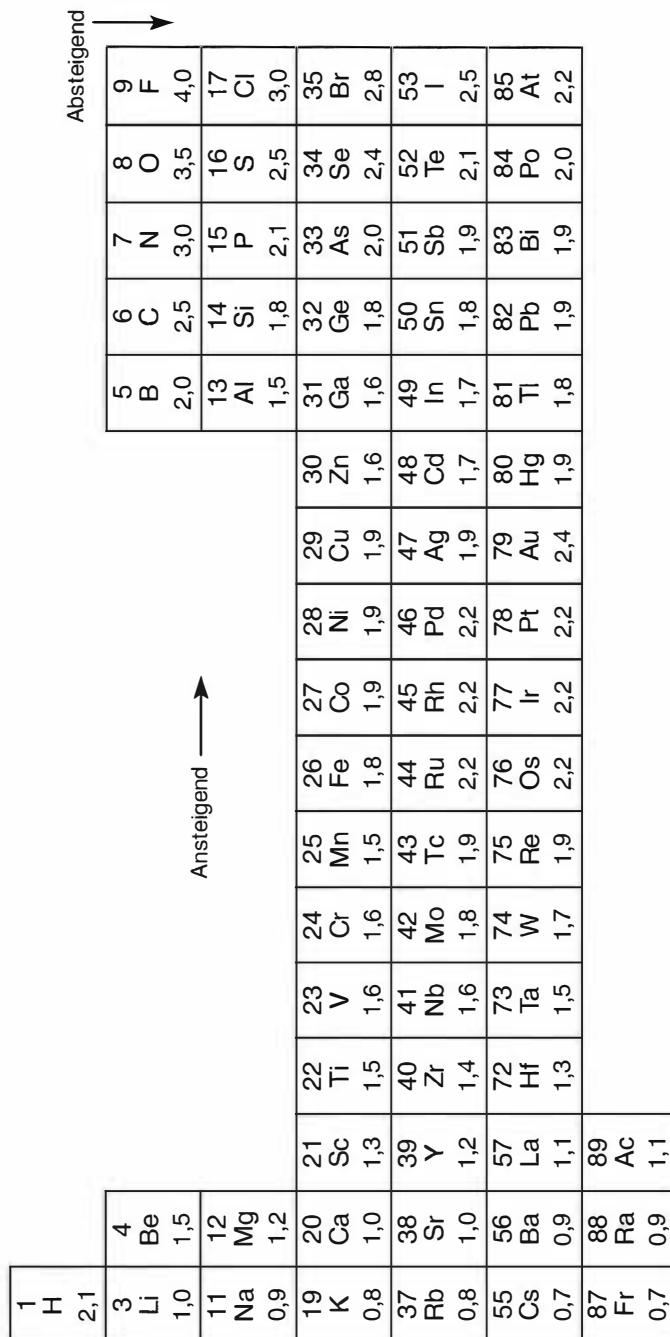


Abbildung 7.11: Elektronegativität der Elemente

Jetzt betrachten Sie Wasserstoffchlorid (Chlorwasserstoff, HCl). Wasserstoff hat eine Elektronegativität von 2,1 und Chlor eine Elektronegativität von 3,0. Das Elektronenpaar, das HCl zusammenbindet, verschiebt sich in Richtung des Chlor-Atoms, weil es einen größeren Wert der Elektronegativität hat. Eine Bindung, in der das Elektronenpaar in Richtung eines Atoms versetzt ist, wird eine polarkovalente Bindung genannt. Das Atom, das das Bindungselektronenpaar stärker anzieht, wird etwas negativer, während das andere Atom positiver wird. Je größer der Unterschied zwischen den Elektronegativitäten ist, desto negativer und positiver werden die Atome.

Jetzt sehen Sie sich einen Fall an, in dem die zwei Atome äußerst verschiedene Elektronegativitäten haben – Natriumchlorid (NaCl). Natriumchlorid ist eine Ionenbindung (siehe Kapitel 6 zu Informationen über Ionenbindungen). Ein Elektron hat von Natrium zu Chlor gewechselt. Natrium hat eine Elektronegativität von 1,0 und Chlor eine Elektronegativität von 3,0. Das ist ein Elektronegativitätsunterschied von 2,0 (3,0 - 1,0), was die Bindung zwischen den zwei Atomen sehr polar macht. In der Tat liefert der Elektronegativitätsunterschied eine Möglichkeit, die Art der Bindung zwischen den Elementen vorherzusagen.



Unterschied Elektronegativität

0,0 bis 0,2

0,3 bis 1,4

> 1,5

Art der erzeugten Bindung

unpolar kovalent

polar kovalent

Ionen-

Die Gegenwart einer polarkovalenten Bindung in einem Molekül kann einige ziemlich dramatische Wirkungen auf die Eigenschaften eines Moleküls haben.

Polarkovalente Bindung

Wenn die zwei kovalent gebundenen Atome nicht die gleichen Elemente sind, wird, wie erwähnt, das Bindungspaar in Richtung eines der beiden Atome gezogen, wobei dieses Atom etwas negativer und das andere Atom etwas positiver wird. In den meisten Fällen hat das Molekül ein positives und ein negatives Ende, genannt einen *Dipol* (an Magneten denken). Abbildung 7.12 zeigt Beispiele für Moleküle, bei denen sich Dipole gebildet haben (das kleine griechische Symbol von den Ladungen bezieht sich auf eine Teilladung).

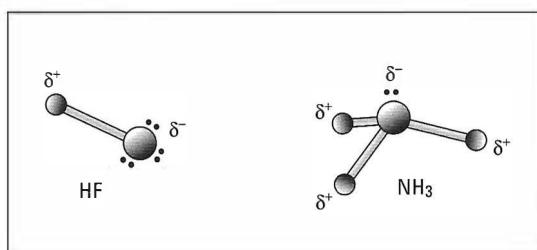


Abbildung 7.12: Polarkovalente Bindung beim HF und beim NH₃.

In Wasserstofffluorid (HF) wird das Bindungselektronenpaar viel näher zum Fluor-Atom gezogen als zum Wasserstoff-Atom, so dass das Fluorende teilweise negativ und das Wasserstoffende teilweise positiv geladen wird. Das Gleiche finden wir bei Ammoniak (NH_3); der Stickstoff hat eine größere Elektronegativität als Wasserstoff, so dass die Elektronen-Bindungspaare mehr zum Stickstoff hingezogen werden als zu den Wasserstoff-Atomen. Das Stickstoff-Atom übernimmt eine teilnegative Ladung, und die Wasserstoff-Atome bekommen eine teilpositive Ladung.

Die Gegenwart einer polarkovalenten Bindung erklärt, warum einige Substanzen sich in einer chemischen Reaktion so verhalten, wie man das beobachten kann: Weil dieses Molekül einen positiven und einen negativen Pol besitzt, kann es den Teil eines anderen Moleküls mit der entgegengesetzten Ladung anziehen.

Außerdem kann diese Art des Moleküls wie ein schwacher Elektrolyt wirken, weil eine polarkovalente Bindung es ermöglicht, dass die Substanz elektrisch leitfähig ist. Wenn also ein Chemiker möchte, dass ein Material als eine gute Isolierung (etwas, das benutzt wird, um leitfähige Substanzen voneinander zu trennen) funktioniert, nimmt er ein Material mit einer möglichst schwachen polarkovalenten Bindung.

Wasser: Ein wirklich fremdartiges Molekül

Wasser (H_2O) hat einige sehr eigenartige chemische und physikalische Eigenschaften. Es kann zur selben Zeit in allen drei Aggregatzuständen existieren. Stellen Sie sich vor, Sie sitzen in Ihrer (mit flüssigem, heißem Wasser gefüllten) Badewanne und beobachten, wie der Dampf (Gas) von der Oberfläche aufsteigt, wie Sie ein kühles Getränk aus einem mit Eis (Festkörper) gefüllten Glas genießen. Sehr wenige andere chemische Substanzen können in all diesen physischen Zuständen in einem einzigen Temperaturbereich existieren.

Und jene Eiszwölfe schwimmen! Im festen Zustand sind die Partikel in Materie normalerweise viel näher zusammen als im flüssigen Zustand. Wenn Sie einen Festkörper in seine eigene Flüssigkeit legen, sinkt er. Aber das gilt nicht für Wasser. Wasser hat im festen Zustand eine geringere Dichte als im flüssigen. Folglich schwimmt Eis auf Wasser. Stellen Sie sich vor, was geschähe, wenn Eis sinken würde. Im Winter würden die Seen einfrieren, und das Eis würde auf den Boden sinken, wobei mehr Wasser der Kälte ausgesetzt wird. Das zusätzliche ungeschützte Wasser würde ebenso einfrieren und sinken, bis der ganze See fest eingefroren wäre. Dies würde das Leben im See in sehr kurzer Zeit zerstören. Stattdessen schwimmt das Eis und isoliert das Wasser darunter, wobei es das Leben im Wasser schützt. Der Siedepunkt des Wassers ist ungewöhnlich hoch. Andere Verbindungen mit ähnlichem Gewicht haben einen viel niedrigeren Siedepunkt.

Eine andere einzigartige Eigenschaft des Wassers ist seine Fähigkeit, eine Vielzahl chemischer Substanzen lösen zu können. Es löst Salze und andere Ionenverbindungen wie auch polarkovalente Verbindungen wie Alkohole und organische Säuren. In der Tat wird Wasser manchmal das Universallösungsmittel genannt, weil es so viele Dinge auflösen kann. Es kann auch große Wärmemengen absorbieren. Das ermöglicht es, dass große Wasservolumina helfen, die Temperatur auf der Erde zu mäßigen.

Wasser hat wegen seiner polarkovalenten Bindungen viele ungewöhnliche Eigenschaften. Sauerstoff hat eine größere Elektronegativität als Wasserstoff, so dass die Elektronenpaare näher zum Sauerstoff-Atom hingezogen werden und ihm so eine teilnegative Ladung geben. Dabei übernehmen beide Wasserstoff-Atome eine teilpositive Ladung. Die Teilladungen auf den von den polarkovalenten Bindungen in Wasser geschaffenen Atomen werden in Abbildung 7.13 gezeigt.

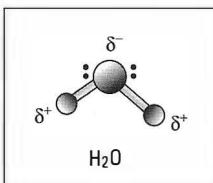


Abbildung 7.13: Polarkovalente Bindung beim Wasser

Wasser ist ein Dipol und funktioniert fast wie ein Magnet mit einem Sauerstoffpol, der eine negative Ladung hat, und dem Wasserstoffpol, der eine positive Ladung hat. Diese geladenen Pole können andere Wassermoleküle anziehen. Das teilweise negativ geladene Sauerstoff-Atom eines Wassermoleküls kann das teilweise positiv geladene Wasserstoff-Atom eines anderen Wassermoleküls anziehen. Diese Anziehung zwischen den Molekülen tritt häufig auf und ist eine Art von intermolekularer Kraft (Kraft zwischen verschiedenen Molekülen).

Intermolekulare Kräfte können in drei verschiedenen Formen auftreten. Die erste Art wird *London'sche Dispersionskraft* oder *Dispersionskraft* genannt. Diese sehr schwache Art der Anziehung tritt im Allgemeinen zwischen unpolar-kovalenten Molekülen wie Stickstoff (N_2), Wasserstoff (H_2) oder Methan (CH_4) auf. Sie ergibt sich aus dem Auf und Ab der Elektronenorbitale, wobei eine sehr kurze und schwache Ladungstrennung auftritt.

Die zweite Art der intermolekularen Kraft wird *Dipol-Dipol-Wechselwirkung* genannt. Diese intermolekulare Kraft tritt auf, wenn das positive Ende eines Dipolmoleküls vom negativen Ende eines anderen Dipolmoleküls angezogen wird. Sie ist viel stärker als die Dispersionskraft, aber sie ist immer noch ziemlich schwach.

Die dritte Art der Interaktion ist eine wirklich äußerst starke Dipol-Dipol-Wechselwirkung, die auftritt, wenn ein Wasserstoff-Atom sich mit einem der drei extrem elektronegativen Elemente O, N oder F verbindet. Diese drei Elemente haben eine sehr starke Anziehung auf das Elektronenpaar, so dass die durch diese Bindung verbundenen Atome ein hohes Maß an Teilladung erhalten. Diese Bindung ist hoch polar – und je höher die Polarität, desto wirksamer die Bindung. Wenn das O, N oder F eines Moleküls den Wasserstoff eines anderen Moleküls anzieht, ist die Dipol-Dipol-Wechselwirkung sehr stark. Diese starke Wechselwirkung wird Wasserstoffbrückenbindung genannt. Sie beträgt nur etwa fünf Prozent einer gewöhnlichen kovalenten Bindung, ist aber für eine intermolekulare Kraft immer noch sehr stark. Die Wasserstoffbrückenbindung ist die Art von Wechselwirkung, die man im Wasser vorfindet (siehe Abbildung 7.14).

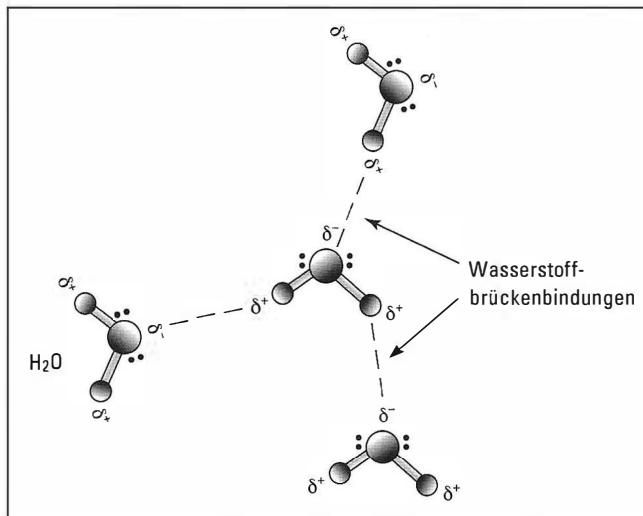


Abbildung 7.14: Wasserstoffbrückenbindung beim Wasser

Wassermoleküle werden von diesen Wasserstoffbrückenbindungen stabilisiert, so dass es sehr schwer ist, die Moleküle zu lösen (zu trennen). Die Wasserstoffbrückenbindung ist für den hohen Siedepunkt verantwortlich und dafür, dass das Wasser sehr große Wärmemengen absorbiert kann. Wenn Wasser gefriert, schließen die Wasserstoffbrückenbindungen Wasser in einem weiträumigen Gitter mit viel leerem Platz ein. In flüssigem Wasser können die Moleküle einander etwas näher kommen, aber wenn sie einen festen Körper bilden, führen die Wasserstoffbrückenbindungen zu einer Struktur, die große Zwischenräume enthält. Diese Zwischenräume erhöhen das Volumen und vermindern die Dichte. Dieser Prozess erklärt, warum die Dichte des Eises geringer ist als die von flüssigem Wasser (weshalb Eis auf Wasser schwimmen kann). Die Struktur des Eises wird in Abbildung 7.15 gezeigt, die Punktlinien kennzeichnen Wasserstoffbrückenbindungen.

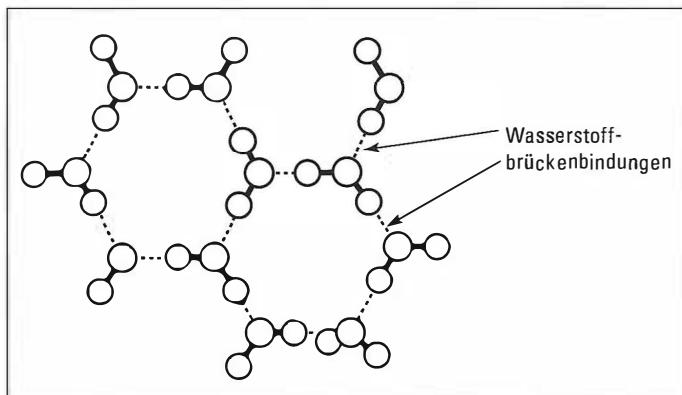


Abbildung 7.15: Die Struktur von Eis

Wie sieht Wasser wirklich aus? Die VSEPR-Theorie

Die molekulare Geometrie eines Moleküls, also die Anordnung der Atome im dreidimensionalen Raum, ist wichtig, damit Chemiker wissen, ob und warum bestimmte Reaktionen auftreten oder nicht. Im Bereich der Medizin kann zum Beispiel die molekulare Geometrie eines Medikaments zu Nebenwirkungen führen. Molekulare Geometrie erklärt auch, warum Wasser ein Dipol (ein Molekül mit einem positiven und einem negativen Pol) ist und Kohlenstoffdioxid nicht.

Die VSEPR (*Valence Shell Electron-Pair Repulsion: Valenz-Schalen-Elektronenpaar-Abstoßungs*)-Theorie erlaubt es Chemikern, die molekulare Geometrie von Molekülen vorherzusagen. Die VSEPR-Theorie nimmt an, dass die Elektronenpaare um ein Atom herum, ob sie nun an der Bindung beteiligt sind oder nicht, versuchen, so weit wie möglich im Raum voneinander wegzukommen, da die Abstoßung zwischen ihnen dann geringer wird. Es ist, wie wenn man auf eine Party geht, um zu entdecken, dass dort jemand mit den identischen Kleidern herumläuft. Sie werden versuchen, so weit wie möglich von dieser Person wegzubleiben.

Elektronenpaargeometrie ist die Anordnung der Elektronenpaare, gebundene und nicht gebundene, um ein zentrales Atom herum. Nachdem Sie die Elektronenpaargeometrie bestimmt haben, können Sie sich vorstellen, dass die Nichtbindungslektronen unsichtbar sind, und sich anschauen, was übrig bleibt. Was übrig bleibt, ist das, was ich die molekulare Geometrie oder Form nenne, also die Anordnung der anderen Atome um ein zentrales Atom.

Um die molekulare Geometrie oder Form mittels der VSEPR-Theorie zu bestimmen, führt man folgende Schritte aus:

1. Bestimmen Sie die Lewis-Formel (siehe *Grundlagen der kovalenten Bindung* früher in diesem Kapitel) des Moleküls.
2. Bestimmen Sie die Gesamtzahl von Elektronenpaaren um das zentrale Atom herum.
3. Mit Hilfe der Tabelle 7.2 bestimmen Sie die Elektronenpaargeometrie.
(Tabelle 7.2 zeigt die Beziehung zwischen der Anzahl von Bindungs- und Nichtbindungslektronenpaaren und der Elektronenpaargeometrie sowie der molekularen Form.)
4. Stellen Sie sich vor, die Nichtbindungslektronenpaare seien unsichtbar, und verwenden Sie Tabelle 7.2, um die molekulare Form zu bestimmen.

Gesamtzahl der Elektronenpaare	Anzahl der Bindungspaare	Elektronenpaargeometrie	Molekulargeometrie
2	2	linear	linear
3	3	trigonal planar	trigonal planar
3	2	trigonal planar	gebogen, V-förmig
3	1	trigonal planar	linear
4	4	tetraedrisch	tetraedrisch (vierflächig)
4	3	tetraedrisch	trigonal pyramidenförmig

7 > Kovalente Bindung: brüderlich teilen

Gesamtzahl der Elektronenpaare	Anzahl der Bindungspaare	Elektronenpaargeometrie	Molekulargeometrie
4	2	vierflächig	gebogen, V-förmig
5	5	trigonal bipyramidal	trigonal bipyramidal
5	4	trigonal bipyramidal	Wippe
5	3	trigonal bipyramidal	T-förmig
5	2	trigonal bipyramidal	linear
6	6	achtflächig (oktaedrisch)	achtflächig
6	5	achtflächig	rechtwinklig pyramidenförmig
6	4	achtflächig	rechtwinklig planar

Tabelle 7.2: Die Vorhersage molekularer Form mit Hilfe der VSEPR-Theorie

Obwohl Sie sich normalerweise um nicht mehr als vier Elektronenpaare um das zentrale Atom (Oktettregel) herum kümmern müssen, habe ich einige der weniger üblichen Ausnahmen bei der Oktettregel in Tabelle 7.2 eingetragen. Abbildung 7.16 zeigt einige der erwähnten allgemeineren Formen in der Tabelle.

Um die Formen von Wasser (H_2O) und Ammoniak (NH_3) zu bestimmen, bestimmt man zunächst einmal die Lewis-Formel für jede Verbindung. Folgen Sie den im Abschnitt *Strukturierte Formel: Fügen Sie das Bindungsmuster hinzu* umrissenen Regeln, (die Regel N – A = S), und schreiben Sie die Lewis-Formeln, wie in Abbildung 7.17 gezeigt.

Für Wasser gibt es vier Elektronenpaare um das Sauerstoff-Atom herum, so dass die Elektronenpaargeometrie vierflächig ist. Nur zwei dieser vier Elektronenpaare sind in die Bindung involviert, so dass die molekulare Form geknickt bzw. V-förmig ist. Weil die molekulare Form für Wasser V-förmig ist, zeige ich Wasser immer so, dass die Wasserstoff-Atome ungefähr einen 90-Grad-Winkel zueinander bilden – dies ist eine gute Annäherung an die tatsächliche Form.

Ammoniak hat auch vier Elektronenpaare um den Stickstoff als zentrales Atom herum, so dass seine Elektronenpaargeometrie auch vierflächig ist. Nur eines der vier Elektronenpaare ist jedoch nicht an der Bindung beteiligt, so dass seine molekulare Form trigonal pyramidenförmig ist. Diese Form ist wie ein dreibeiniger Melkhocker, mit dem Stickstoff als Sitzfläche. Das nicht an der Bindung beteiligte Elektronenpaar klebt quasi auf der Sitzfläche. Sie würden eine Überraschung erleben, wenn Sie auf einem Ammoniakhocker Platz nähmen!

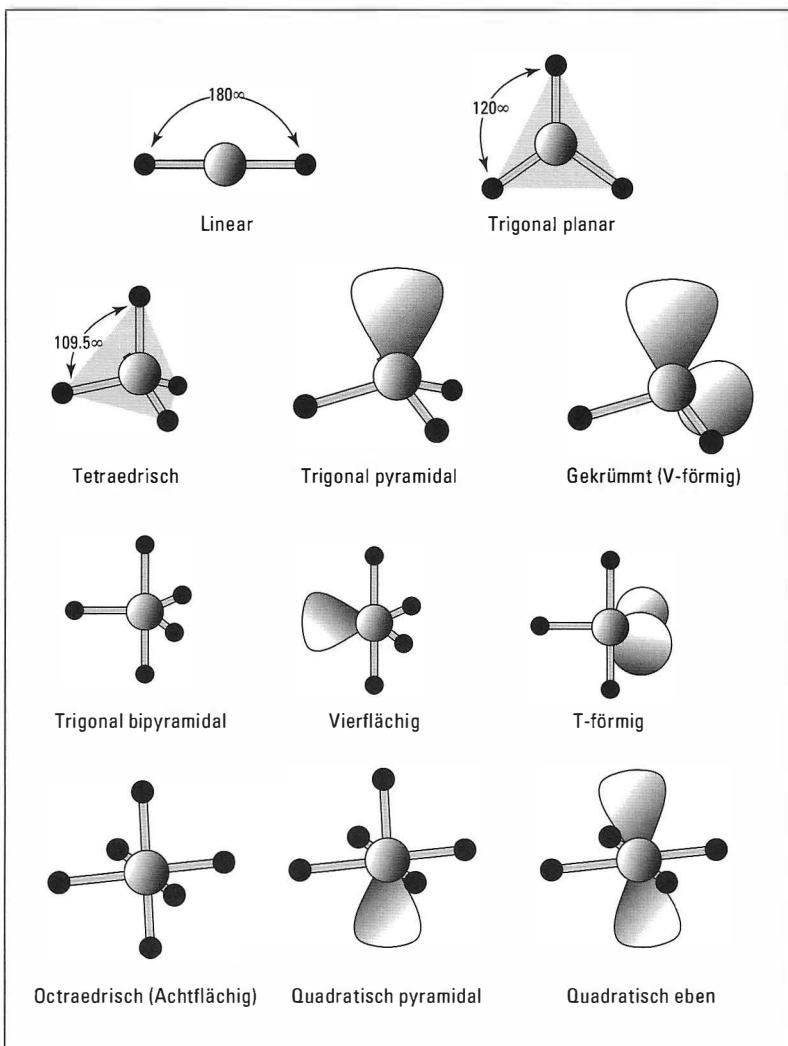


Abbildung 7.16: Übliche Molekülformen

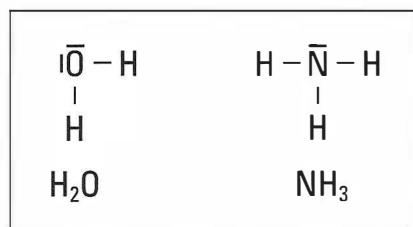


Abbildung 7.17: Lewis-Formeln für H_2O und NH_3

Chemisches Kochen: Chemische Reaktionen

8

In diesem Kapitel

- Zwischen Reaktanden und Produkten unterscheiden
 - Herausfinden, wie Reaktionen auftreten
 - Einen Blick auf die verschiedenen Arten von Reaktionen werfen
 - Reaktionsgleichungen aufstellen
 - Chemisches Gleichgewicht verstehen
 - Die Geschwindigkeiten von Reaktionen prüfen
-

Chemiker tun eine Menge: Sie messen die physikalischen Eigenschaften von Substanzen; sie analysieren Mischungen, um herauszufinden, wie sie zusammengesetzt sind. Und sie erzeugen neue Substanzen. Der Prozess, chemische Verbindungen zu erzeugen, wird Synthese genannt. Synthese hängt von chemischen Reaktionen ab. Ich dachte immer, es sei clever, ein organischer Chemiker zu sein und an der synthetischen Schöpfung neuer und potenziell wichtiger Verbindungen zu arbeiten. Ich kann mir die Erregung vorstellen, über Monate oder sogar Jahre zu arbeiten, um schließlich einen Haufen »Zeug« zu erzeugen, das niemand in der Welt jemals vorher gesehen hat. Hey, ich bin schließlich besessen!

In diesem Kapitel erörtere ich chemische Reaktionen – wie sie auftreten und wie man eine chemische Gleichung schreiben kann. Ich erzähle Ihnen vom chemischen Gleichgewicht und erläutere, warum Chemiker nicht die Menge Reaktionsprodukt aus einer Reaktion erhalten können, wie sie dachten. Und ich erörtere die Geschwindigkeit der Reaktion und warum Sie diesen Puter nicht verlassen sollten, der nach dem Ende des Festmahls am Erntedankfest noch auf Ihrem Tisch sitzt.

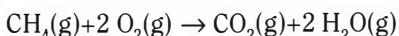
Was Sie haben und was Sie kriegen: Ausgangsstoffe und Produkte

In einer chemischen Reaktion werden Substanzen (Elemente und/oder Verbindungen) in andere Substanzen (Verbindungen und/oder Elemente) umgewandelt. Sie können dabei kein Element in ein anderes in einer chemischen Reaktion ändern, etwa wie bei einer Kernreaktion (siehe Kapitel 5). Stattdessen schaffen Sie eine neue Substanz mit Hilfe chemischer Reaktionen.

Es gibt einige Merkmale chemischer Reaktionen – etwas offensichtlich Neues wird produziert, ein Gas wird erzeugt oder es entsteht Wärme oder diese wird verbraucht. Die chemischen Substanzen, die schließlich verändert werden, werden als *Reaktanden* bezeichnet, die neuen Substanzen, die gebildet werden, heißen *Produkte*. Chemische Gleichungen zeigen sowohl die Reaktanden als auch die Produkte und andere Faktoren wie Energieänderungen, Katalysatoren usw. Bei diesen Gleichungen wird ein Pfeil benutzt, um anzudeuten, dass eine chemische Reaktion stattgefunden hat. Im Allgemeinen hat eine chemische Reaktion dieses Format:

Reaktanden → Produkte

Werfen Sie zum Beispiel einen Blick auf die Reaktion, die entsteht, wenn Sie Ihren Gasherd anzünden, um Ihre Frühstückseier zu kochen. Methan (Erdgas) reagiert mit dem Sauerstoff in der Atmosphäre, um Kohlendioxid und Wasserdampf zu produzieren (wenn Ihr Herd nicht richtig eingestellt wird und Sie die hübsche blaue Flamme nicht sehen, produzieren Sie auch noch eine Menge Kohlenmonooxid und noch mehr Kohlendioxid). Die chemische Gleichung, die diese Reaktion darstellt, sieht so aus:



Diese Gleichung kann man so lesen: Ein Molekül Methangas, $\text{CH}_4(\text{g})$, reagiert mit zwei Molekülen von Sauerstoffgas, $\text{O}_2(\text{g})$, zu einem Molekül Kohlenstoffdioxidgas, $\text{CO}_2(\text{g})$, und zwei Molekülen von Wasserdampf $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Die 2 vor dem Sauerstoffgas und die 2 vor dem Wasserdampf werden die *Reaktionskoeffizienten* genannt. Sie zeigen die Anzahl jeder chemischen Spezies an, die reagiert hat oder erzeugt wurde. Wie der Wert der Koeffizienten zu verstehen ist, zeige ich Ihnen im Abschnitt *Bilanz chemischer Reaktionen* später in diesem Kapitel.

Methan und Sauerstoff (Sauerstoff ist ein biatomares – zweiatomiges – Element) sind Reaktanden, während Kohlenstoffdioxid und Wasser die Produkte sind. Alle Reaktanden und Produkte sind (mit dem g in Klammern) Gase.

In dieser Reaktion sind alle Reaktanden und Produkte unsichtbar. Die Wärme, die entwickelt wird, ist das Merkmal, an dem Sie erkennen, dass eine Reaktion stattfindet. Nebenbei ist dies ein gutes Beispiel für eine *exotherme Reaktion*, eine Reaktion, bei der Wärme entsteht. Viele Reaktionen sind exotherm. Einige Reaktionen absorbieren jedoch Energie, anstatt sie freizugeben. Diese Reaktionen werden *endotherme Reaktionen* genannt. Kochen umfasst viele endotherme Reaktionen, zum Beispiel das Kochen oder Braten von Eiern. Sie können nicht nur die Schalen öffnen und die Eier in die Pfanne schlagen und dann erwarten, dass zahlreiche chemische Reaktionen stattfinden, ohne die Pfanne zu erhitzen (es sei denn, Sie befinden sich gerade in der Sahara; dort sorgt tagsüber die Sonne für die nötige Erwärmung).

Wo wir gerade übers Eierkochen nachdenken, fällt mir noch ein anderer Aspekt zum Thema exotherme Reaktion ein. Sie müssen das Methan ja entzünden – mit einem Streichholz, einem Feuerzeug, mit einem Gasanzünder oder einem Elektrozünder. Mit anderen Worten, Sie müssen etwas Energie hinzufügen, um die Reaktion in Gang zu setzen. Die Energie, die Sie liefern müssen, um eine Reaktion in Gang zu setzen, wird die *Aktivierungsenergie der Reaktion* genannt. (Im nächsten Abschnitt zeige ich Ihnen, dass es auch eine mit endothermen Reaktionen verbundene Aktivierungsenergie gibt, aber diese ist nicht so offensichtlich.)

Aber was geschieht wirklich auf der molekularen Ebene, wenn das Methan und der Sauerstoff reagieren? Richten Sie hierzu Ihr Augenmerk auf den nun folgenden Abschnitt.

Wie treten Reaktionen auf? Die Kollisionstheorie

Damit eine chemische Reaktion stattfinden kann, müssen die Reaktanden kollidieren. Es ist wie beim Poolbillard. Um den 8er-Ball in das Eckloch fallen zu lassen, müssen Sie ihn mit dem Spielball treffen. Dieser Zusammenstoß überträgt kinetische Energie (Energie der Bewegung) von einem Ball auf den anderen und sendet den zweiten Ball (hoffentlich) in Richtung des Loches. Der Zusammenstoß zwischen den Molekülen liefert die Energie, die gebraucht wird, um die gegebenen Verbindungen zu lösen, so dass neue Verbindungen überhaupt erst gebildet werden können.

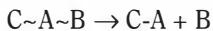
Aber warten Sie einen Moment. Wenn Sie Poolbillard spielen, bewirkt nicht jeder Schuss, den Sie machen, dass ein Ball ins Loch geht. Manchmal stoßen Sie den Ball nicht kraftvoll genug, und Sie übertragen nicht genug Energie, um den Ball ins Loch zu bringen. Dies gilt auch bei molekularen Zusammenstößen und Reaktionen. Manchmal besitzen die Kollisionen nicht genug kinetische Energie, um etwas zu verändern – die Moleküle bewegen sich nicht schnell genug. Sie können die Situation ein wenig durch Erhitzen der Mischung aus Reaktanden unterstützen. Die Temperatur ist ein Maß der durchschnittlichen kinetischen Energie der Moleküle; eine höhere Temperatur bedeutet eine höhere kinetische Energie der verfügbaren Moleküle, die schließlich nach ihrem Aufbrechen neue Verbindungen eingehen können.

Selbst wenn Sie den Ball hart genug stoßen, geht er manchmal nicht ins Loch, weil Sie ihn nicht an der richtigen Stelle getroffen haben. Derselbe Zusammenhang gilt für den molekularen Zusammenstoß. Die Moleküle müssen in der richtigen Richtung kollidieren oder an der richtigen Stelle zusammenstoßen, damit die erwünschte Wirkung eintreten kann.

Dazu hier ein Beispiel: Nehmen Sie an, Sie haben eine Gleichung, die Molekül A-B zeigt, das mit C reagiert, um C-A und B wie folgt zu formen:



So wie diese Gleichung da steht, bedeutet das, dass die Reaktion eine Kollision des Reaktanden C mit dem Objekt A-B auf der A-Seite des Moleküls erfordert. (Sie wissen das, weil die Produktseite C in der Verknüpfung C-A zeigt.) Wenn C auf B stößt, geschieht nichts. Das A-Ende dieses hypothetischen Moleküls wird *reaktiver Punkt* genannt und ist die Stelle in dem Molekül, an der die Kollision stattfinden muss, damit eine Reaktion stattfinden kann. Trifft C auf die A-Seite des Moleküls, dann gibt es eine Chance, dass genug Energie übertragen werden kann, um die A-B-Bindung zu trennen. Nachdem A-B getrennt ist, kann die C-A-Verbindung entstehen. Die Gleichung für diesen Reaktionsprozess kann man wie folgt hinschreiben (ich zeige den Bruch der A-B-Bindung und die Bildung der C-A-Verbindung als Verbindungen mit Tilde »~«):



Damit also diese Reaktion stattfindet, muss es eine Kollision zwischen C und A-B am reaktiven Punkt geben. Der Zusammenstoß zwischen C und A-B muss genug Energie übertragen, um das A-B zu trennen und die C-A-Bindung zu ermöglichen.



Man benötigt Energie, um eine Verbindung zwischen Atomen zu trennen.

Beachten Sie, dass dies ein einfaches Beispiel ist. Ich habe angenommen, dass nur ein Zusammenstoß erforderlich ist, um diese einstufige Reaktion zu ermöglichen. Viele Reaktionen bestehen aus nur einem Schritt, andere wiederum erfordern mehrere Schritte beim Übergang der Reaktanden zu den Produkten. Im Prozess können mehrere Verbindungen gebildet werden, die wieder miteinander reagieren, um dann die abschließenden Produkte zu erzeugen. Diese Verbindungen werden *Übergangszustände* genannt. Sie sind im Reaktionsmechanismus zu sehen, dieser Folge von Reaktionsschritten, an deren Ende dann aus den Reaktanden die neuen Produkte werden. Aber in diesem Kapitel möchte ich es einfach halten und mich auf die Ein-Schritt-Reaktionen beschränken.

Ein exothermes Beispiel

Stellen Sie sich vor, die hypothetische Reaktion $A\text{-}B + C \rightarrow C\text{-}A + B$ sei exotherm – eine Reaktion, in der bei der Bildung neuer chemischer Produkte Wärme abgegeben wird. Die Ausgangsstoffe beginnen in einem höheren Energieniveau als die Produkte, sodass bei der Bildung der Produkte Energie freigegeben wird. Abbildung 8.1 zeigt ein Energiediagramm dieser Reaktion.

In Abbildung 8.1 ist E_a die Aktivierungsenergie für die Reaktion – die Energie, die Sie hinzufügen müssen, um die Reaktion in Gang zu setzen. Sie sehen die Kollision von C und A-B mit dem Zerfall der A-B-Verbindung und die Bildung der C-A-Verbindung am oberen Ende eines Aktivierungsenergiemaximums. Diese Gruppierung von Ausgangsstoffen am oberen Ende des Aktivierungsenergiöhügels wird manchmal der *Übergangszustand der Reaktion* genannt. Wie ich in Abbildung 8.1 zeige, ist der Unterschied zwischen dem Energieniveau des Ausgangsstoffs und dem Energieniveau der Produkte das Maß für die Energie (Wärme), das in der Reaktion freigegeben wird.

Ein endothermes Beispiel

Stellen Sie sich vor, die hypothetische Reaktion $A\text{-}B + C \rightarrow C\text{-}A + B$ ist endotherm – eine Reaktion, bei der Energie beim Übergang von den Ausgangsstoffen zu den Produkten aufgenommen wird – so dass die Ausgangsstoffe einen niedrigeren Energieniveau besitzen als die Produkte. Abbildung 8.2 zeigt ein Energiediagramm dieser Reaktion.

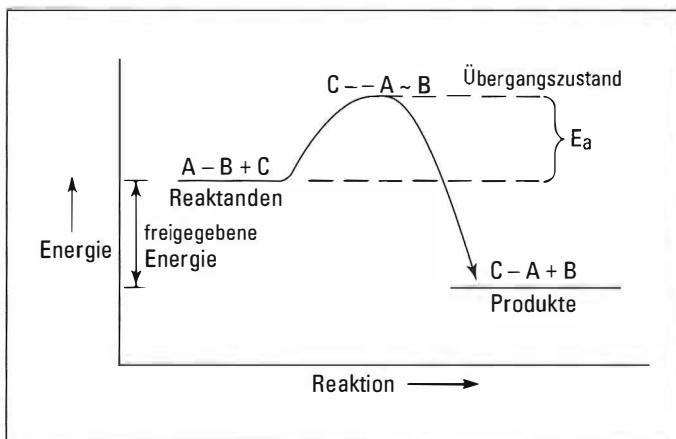


Abbildung 8.1: Exotherme Reaktion von $A-B + C \rightarrow C-A + B$

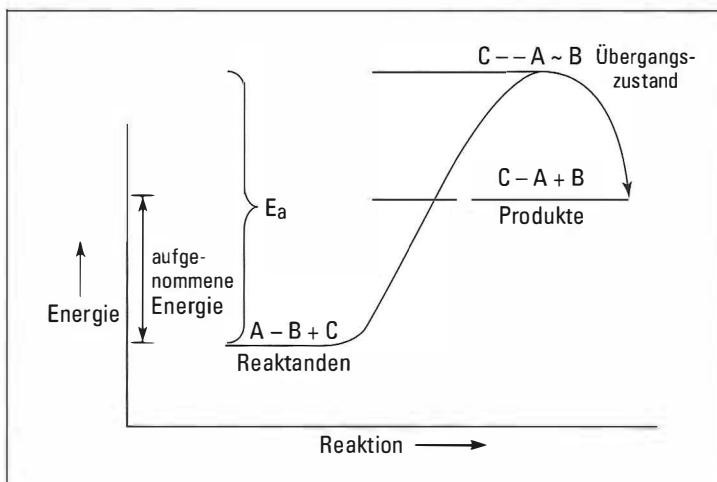


Abbildung 8.2: Die endotherme Reaktion von $A-B + C \rightarrow C-A + B$

Genau wie das in Abbildung 8.1 gezeigte exotherme Reaktionsenergiendiagramm zeigt dieses Diagramm, dass eine Aktivierungsenergie mit der Reaktion verbunden wird (von E_a dargestellt). Von links nach rechts muss anfangs mehr Energie hinzugefügt werden, um die Reaktion beginnen zu lassen. Später, wenn die chemische Reaktion einsetzt, bekommt man diese Energie (oder einen Teil hiervon) zurück. Beachten Sie, dass der Übergangszustand genau wie im Energiediagramm der exothermen Reaktion am Aktivierungsenergiemaximum erscheint. Der Unterschied ist, dass im endothermen Beispiel beim Übergang der Ausgangsstoffe zu den Produkten Energie (Wärme) in den Prozess eingebracht werden muss.

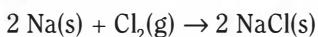
Was für eine Reaktion bin ich?

Es gibt einige generelle Typen von chemischen Reaktionen im Zusammenhang mit der Reaktionsgleichung von den Ausgangsstoffen zu den Produkten. Diese allgemeineren Reaktionsarten sind

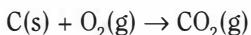
- ✓ Kombination
- ✓ Zerfall
- ✓ Einzelne Verschiebung
- ✓ Doppelte Verschiebung
- ✓ Verbrennung
- ✓ Redox

Kombinationsreaktionen

In Kombinationsreaktionen bilden zwei oder mehr Ausgangsstoffe ein Produkt. Die Reaktion von Natrium und Chlor zu dem Produkt Natriumchlorid,

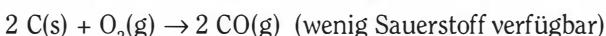


und das Verbrennen von Kohle (Kohlenstoff) zu Kohlenstoffdioxid,



sind Beispiele für Kombinationsreaktionen.

Beachten Sie, dass je nach den Bedingungen oder den Mengen an Ausgangsstoffen mehr als ein Produkt in einer Kombinationsreaktion geformt werden kann. Nehmen Sie zum Beispiel das Verbrennen von Kohle. Wenn es einen Überschuss an Sauerstoff gibt, ist das Produkt Kohlenstoffdioxid. Aber wenn nur wenig Sauerstoff verfügbar ist, ist das Produkt Kohlenstoffmonooxid:



Zerfallsreaktionen

Zerfallsreaktionen sind genau das Gegenteil von Kombinationsreaktionen. In Zerfallsreaktionen teilt sich eine einzelne Verbindung in zwei oder mehr einfachere Substanzen (Elemente und/oder Verbindungen). Die Zersetzung des Wassers in Wasserstoff- und Sauerstoffgas,



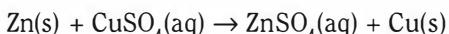
und die Zersetzung von Wasserstoffperoxid, wobei Wasserstoff und Wasser als Produkte entstehen,



sind Beispiele für Zerfallsreaktionen.

Einzelne Verschiebungsreaktionen

In Verschiebungsreaktionen verdrängt ein aktiveres Element ein anderes weniger aktives Element aus einer Verbindung. Wenn Sie zum Beispiel ein Stück Zinkmetall in eine Kupfer(II)-sulfatlösung einbringen (nebenbei: Kapitel 6 erläutert, warum Kupfer(II)-sulfat so genannt wird – falls Sie sich das gerade fragen), verdrängt das Zink das Kupfer, wie in dieser Gleichung zu sehen ist:

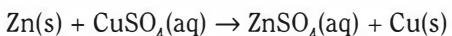


Die Schreibweise (aq) zeigt an, dass die Verbindung in Wasser – in einer wässrigen Lösung – gelöst ist. Weil Zink Kupfer in diesem Fall ersetzt, soll es aktiver sein. Wenn Sie ein Stück Kupfer in eine Zinksulfatlösung halten, geschieht nichts. Tabelle 8.1 zeigt die Aktivitätsserie einiger verbreiteter Metalle. Beachten Sie hierbei, dass Zink gemäß der Tabelle tatsächlich aktiver ist und das Kupfer entsprechend ersetzt.

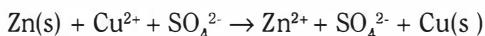
Aktivität	Metall
Höchste Aktivität	Alkali- und Erdalkalimetalle
	Al
	Zn
	Cr
	Fe
	Ni
	Sn
	Pb
	Cu
	Ag
Niedrigste Aktivität	Au

Tabelle 8.1: Die Aktivitätsserie einiger verbreiteter Metalle

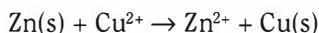
Werfen Sie nun einen weiteren Blick auf die Reaktion zwischen Zinkmetall und Kupfer(II)-sulfatlösung:



Ich habe diese Reaktion als eine molekulare Gleichung hingeschrieben und alle Stoffe sind neutral. Jedoch treten diese Reaktionen normalerweise in einer wässrigen (Wasser-)Lösung auf. Wenn die Ionenverbindung CuSO_4 in Wasser gelöst wird, bricht sie auseinander in ihre einzelnen Ionen (Atome oder Gruppen von Atomen, die aufgrund des Verlusts oder Gewinns von Elektronen eine elektrische Ladung besitzen). Das Kupfer-Ion hat eine +2-Ladung, weil es zwei Elektronen abgegeben hat. Es ist ein Kation, ein positiv geladenes Ion. Das Sulfat-Ion hat eine -2-Ladung, weil es zwei zusätzliche Elektronen hat. Es ist ein Anion, ein negativ geladenes Ion. (Lesen Sie Kapitel 6 für eine vollständigere Diskussion der Ionenverbindung.)



Gleichungen, die diese Form haben, in der also die Ionen gesondert gezeigt werden, werden *Ionen-Gleichungen* genannt (weil sie die Reaktion und Produktion von Ionen zeigen). Beachten Sie, dass das Sulfat-Ion, SO_4^{2-} , sich nicht in der Reaktion geändert hat. Ionen, die sich während der Reaktion nicht ändern und auf beiden Seiten der Gleichung in einer identischen Form auftreten, heißen *Zuschauer-Ionen*. Chemiker (ein faules, faules Volk) lassen die Zuschauer-Ionen oft weg und schreiben in die Gleichung nur jene chemischen Substanzen, die während der Reaktion verändert werden. Dies nennt man die *Netto-Ionen-Gleichung*:

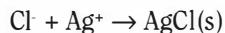
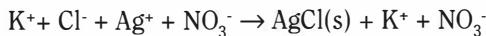
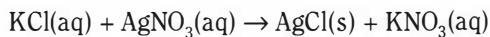


Doppelte Verschiebungsreaktionen

In einzelnen Verschiebungsreaktionen ist nur eine chemische Substanz verschoben. In *doppelten Verschiebungsreaktionen* oder *Metathesenreaktionen* sind es zwei Stoffe (normalerweise Ionen), die verschoben werden. Häufig treten solche Reaktionen in einer Lösung auf und es bilden sich unlösliche Festkörper (Niederschlagsreaktionen) oder Wasser (Neutralisationsreaktionen).

Niederschlagsreaktionen

Wenn Sie eine Lösung des Kaliumchlorids und eine Lösung des Silbernitrats mischen, bildet sich in der entstehenden Lösung ein weißer, unlöslicher Festkörper. Die Bildung eines unlöslichen, festen Stoffes in einer Lösung wird *Niederschlag* genannt. Hier sind die molekularen, Ionen- und Netto-Ionen-Gleichungen für diese doppelte Verschiebungsreaktion:



Der Niederschlag, der sich gebildet hat, ist Silberchlorid. Sie können auch die Kalium-Kationen- und Nitrat-Anionen-Zuschauer-Ionen weglassen, weil sie sich während der Reaktion nicht ändern und auf beiden Seiten der Gleichung in einer identischen Form auftreten. (Wenn Sie von all diesen Plus- und Minussymbolen in den Gleichungen völlig verwirrt werden oder nicht wissen, was ein Kation oder ein Anion ist, springen Sie nur zu Kapitel 6. Dort erfahren Sie alles, was sie über dieses Zeug wissen müssen.)

Um diese Gleichungen hinzuschreiben, müssen Sie etwas über die Löslichkeit von Ionenverbindungen wissen. Werden Sie nicht nervös. Los geht's: Wenn eine Verbindung löslich ist, bleibt sie in ihrer freien Ionenform, aber wenn sie unlöslich ist, schlägt sie sich nieder. Tabelle 8.2 gibt die Löslichkeiten einiger ausgewählter Ionenverbindungen wieder.

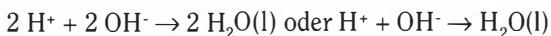
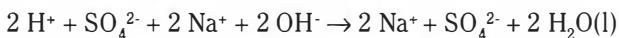
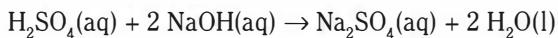
Wasserlöslich	Nicht wasserlöslich
Chloride, Bromide, Jodide	Chloride, Bromide, Jodide von Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+}
Verbindungen von NH_4^+	Oxide
Verbindungen von Alkalimetallen	Sulfide
Alle Acetate	die meisten Phosphate
Alle Nitrat	die meisten Hydroxide
Alle Chlorate	
Sulfate	PbSO_4 , BaSO_4 und SrSO_4

Tabelle 8.2: Löslichkeiten einiger ausgewählter Ionenverbindungen

Bei der Anwendung von Tabelle 8.2 nimmt man ein Kation eines Ausgangsstoffes und kombiniert es mit dem Anion eines anderen Ausgangsstoffes und umgekehrt (wobei die Neutralität der Verbindung zu beachten ist). Dies erlaubt Ihnen, die möglichen Produkte der Reaktion vorherzusagen. Dann schlagen Sie die Löslichkeiten von den möglichen Produkten in der Tabelle nach. Wenn die Verbindung unlöslich ist, schlägt sie sich nieder. Wenn sie löslich ist, bleibt sie in Lösung.

Neutralisationsreaktionen

Ein anderer Typ der doppelten Verschiebungsreaktion ist die Reaktion zwischen einer Säure und einer Base. Diese doppelte Verschiebungsreaktion, genannt *Neutralisationsreaktion*, ergibt Wasser. Werfen Sie einen Blick auf die Mischlösungen von Schwefelsäure (Autobatteriesäure, H_2SO_4) und Natriumhydroxid (Lauge, NaOH). Hier sind die molekularen, Ionen- und Netto-Ionen-Gleichungen für diese Reaktion:



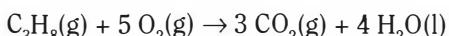
Um von der Ionen-Gleichung zur Netto-Ionen-Gleichung überzugehen, werden die Zuschauer-Ionen (jene, die nicht wirklich reagieren und die in einer unveränderten Form auf beiden Seiten des Pfeils erscheinen) weggelassen. Dann werden die Koeffizienten vor den Ausgangsstoffen und Produkten auf den kleinsten gemeinsamen Nenner reduziert.

Mehr über Säure-Base-Reaktionen finden Sie in Kapitel 12.

Verbrennungsreaktionen

Verbrennungsreaktionen treten auf, wenn eine Verbindung, normalerweise eine, die Kohlenstoff enthält, mit dem Sauerstoffgas in der Luft reagiert. Dieser Prozess heißt allgemein *Verbrennung*. Wärme ist das nützlichste Produkt der meisten Verbrennungsreaktionen.

Hier ist die Gleichung, die das Verbrennen des Propans wiedergibt:

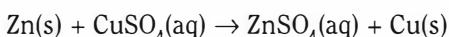
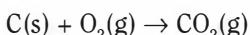
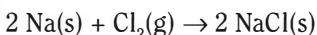


Propan gehört zur Klasse der Kohlenwasserstoffe, also den Verbindungen, die nur aus Kohlenstoff und Wasserstoff bestehen. Das Produkt dieser Reaktion ist Wärme. Sie verbrennen kein Propan in Ihrem Gasgrill, um der Atmosphäre Kohlenstoffdioxid hinzuzufügen – Sie wollen die Hitze, um damit Ihr Steak zu braten.

Verbrennungsreaktionen sind auch eine Art von Redox-Reaktion.

Redox-Reaktionen

Redox-Reaktionen oder *Reduktionsoxidationsreaktionen* sind Reaktionen, in denen Elektronen getauscht werden:



Die obigen Reaktionen sind auch Beispiele für andere Reaktionstypen (wie Kombination, Verbrennung und Einzelverschiebungsreaktion), aber sie sind alle Redox-Reaktionen. Sie beinhalten alle die Übertragung von Elektronen von einer chemischen Substanz auf eine andere. Redox-Reaktionen finden wir bei der Verbrennung, dem Rosten, der Photosynthese, der Atmung, in Batterien usw. Wir befassen uns detaillierter mit der Redox-Reaktion in Kapitel 9.

Die Bilanz chemischer Reaktionen

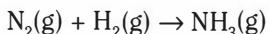
Wenn Sie eine chemische Reaktion durchführen, die beteiligten Mengen aller Ausgangsstoffe sorgfältig zusammentragen und dann die Summe mit der Summe der Massen all der Produkte vergleichen, werden Sie sehen, dass diese Summen identisch sind. In der Tat gibt es in der Chemie hierzu ein Gesetz, nämlich das Gesetz der Erhaltung der Masse: »In einer gewöhnlichen chemischen Reaktion wird Materie weder geschaffen noch zerstört.« Dies bedeutet, dass Sie Atome während der Reaktion weder gewonnen noch verloren haben. Es kann sein, dass sie alle verändert sind, aber sie sind immer noch vorhanden.

Eine chemische Gleichung stellt die Reaktion dar. Diese chemische Gleichung wird verwendet, um zu schätzen, wie viel von jedem Element erforderlich ist und wie viel von jedem Element produziert wird. Und diese chemische Gleichung muss das Gesetz der Erhaltung der Masse erfüllen.

Sie müssen dieselbe Anzahl an Atomen jedes Elements auf beiden Seiten der Gleichung haben. Die Gleichung sollte in diesem Sinn ausgeglichen sein. In diesem Abschnitt zeige ich Ihnen, wie chemische Gleichungen zu bilanzieren sind.

Riechen Sie dieses Ammoniak?

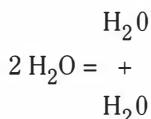
Meine Lieblingsreaktion heißt Haber-Prozess, eine Methode zur Herstellung von Ammoniak, (NH_3), wobei Stickstoffgas mit Wasserstoffgas reagiert:



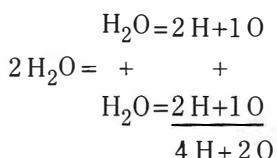
Diese Gleichung zeigt Ihnen, was in der Reaktion geschieht, aber sie zeigt Ihnen nicht, wie viel Sie von jedem Element brauchen, um das Ammoniak zu produzieren. Um herauszufinden, wie viel Sie von jedem Element brauchen, müssen Sie die Gleichung bilanzieren – vergewissern Sie sich, dass die Anzahl von Atomen auf der linken Seite der Gleichung der Anzahl von Atomen auf der rechten Seite gleicht ist.

Sie kennen die Ausgangsstoffe und das Produkt dieser Reaktion, und Sie können sie nicht ändern. Sie können die Verbindungen nicht verändern und Sie können die tiefgestellten Ziffern nicht verändern, weil das die Verbindungen verändern würde. So bleibt als Einziges, das Sie tun können, um die Gleichung zu bilanzieren, Koeffizienten hinzuzufügen, ganze Zahlen vor den Verbindungen oder Elementen in der Gleichung. Koeffizienten sagen Ihnen, wie viele Atome oder Moleküle Sie haben.

Wenn Sie zum Beispiel $2 \text{H}_2\text{O}$ schreiben, bedeutet es, Sie haben zwei Wassermoleküle:

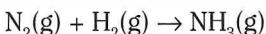


Jedes Wassermolekül setzt sich aus zwei Wasserstoff-Atomen und einem Sauerstoff-Atom zusammen. Mit $2 \text{H}_2\text{O}$ haben Sie eine Gesamtsumme von vier Wasserstoff-Atomen und zwei Sauerstoff-Atomen:



In diesem Kapitel zeige ich Ihnen, wie Gleichungen ausbalanciert werden, und zwar durch Anwendung einer Methode, die sich *Ausgleich durch Inspektion* nennt. Ich nenne die Methode gerne »Mit Koeffizienten spielen«. Sie nehmen jedes Atom und wägen es dadurch ab, dass Sie der einen oder anderen Stelle einer Seite entsprechende Koeffizienten hinzufügen.

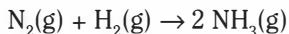
Dieses im Sinn, werfen Sie noch einen Blick auf die Gleichung für das Vorbereiten des Ammoniaks:





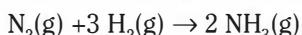
In den meisten Fällen ist es gut, die Wasserstoff-Atome und Sauerstoff-Atome erst zum Schluss abzuwägen. Kümmern Sie sich erst einmal um die anderen Atome.

In diesem Beispiel sollten Sie also die Stickstoff-Atome zuerst abwägen. Sie haben zwei Stickstoff-Atome auf der linken Seite des Pfeils (Ausgangsseite) und nur ein Stickstoff-Atom auf der rechten Seite (Produktseite). Um die Stickstoff-Atome abzuwägen, setzen Sie einen Koeffizienten von 2 vor das Ammoniak auf der rechten Seite.



Jetzt haben Sie zwei Stickstoff-Atome auf der linken und zwei Stickstoff-Atome auf der rechten Seite.

Gehen Sie die Wasserstoff-Atome danach an. Sie haben zwei Wasserstoff-Atome auf der linken Seite und sechs Wasserstoff-Atome auf der rechten Seite (zwei NH_3 Moleküle, jedes mit drei Wasserstoff-Atomen für eine Gesamtsumme von sechs Wasserstoff-Atomen). Also setzen Sie eine 3 vor das H_2 auf die linke Seite und Sie erhalten:

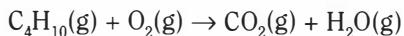


Das sollte jetzt funktionieren. Machen Sie eine Überprüfung, um sicher zu sein: Sie haben zwei Stickstoff-Atome auf der linken Seite und zwei Stickstoff-Atome auf der rechten Seite. Sie haben sechs Wasserstoff-Atome auf der linken Seite ($3 \times 2 = 6$) und sechs Wasserstoff-Atome auf der rechten Seite ($2 \times 3 = 6$). Die Gleichung ist ausgewogen. Sie können die Gleichung auf diese Weise lesen: ein Stickstoffmolekül reagiert mit drei Wasserstoffmolekülen, um zwei Ammoniakmoleküle zu erzeugen.

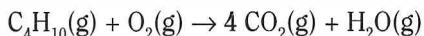
Hier ist ein Leckerbissen für Sie: Diese Gleichung hätte sich auch mit Koeffizienten von 2, 6 und 4 statt 1, 3 und 2 ausbalanciert. In der Tat hätte jedes Vielfache von 1, 3 und 2 die Gleichung ausgewogen, aber Chemiker haben vereinbart, immer die niedrigste ganze Zahl zu zeigen (siehe die Diskussion über empirische Formeln in Kapitel 7 für Details).

Zünden Sie Ihr Feuerzeug

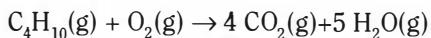
Werfen Sie nun einen Blick auf die Gleichung, die die Verbrennung von Butan, einem Kohlenwasserstoff, bei Sauerstoffüberschuss zeigt. (Dies ist die Reaktion, die Sie beim Anzünden eines Butangasfeuerzeugs starten.) Die nicht unausgewogene Reaktion ist



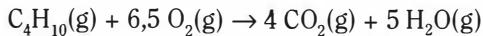
Weil es immer gut ist, bis zum Ende damit zu warten, Wasserstoff-Atome und Sauerstoff-Atome abzuwägen, wägen Sie die Kohlenstoff-Atome zuerst ab. Sie haben vier Kohlenstoff-Atome auf der linken Seite und ein Kohlenstoff-Atom auf der rechten Seite, so fügen Sie einen Koeffizienten von 4 vor dem Kohlenstoffdioxid hinzu:



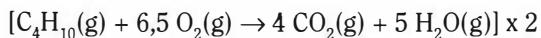
Wägen Sie die Wasserstoff-Atome danach ab. Sie haben zehn Wasserstoff-Atome auf der linken Seite und zwei Wasserstoff-Atome auf der rechten Seite, so verwenden Sie den Koeffizienten 5 vor dem Wasser auf der rechten Seite:



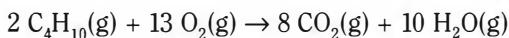
Jetzt arbeiten Sie daran, die Sauerstoff-Atome abzuwägen. Sie haben zwei Sauerstoff-Atome auf der linken Seite und eine Gesamtsumme von 13 Sauerstoff-Atomen auf der rechten Seite [$(4 \times 2) + (5 \times 1) = 13$]. Womit können Sie 2 multiplizieren, damit 13 herauskommt? Vielleicht mit 6,5?



Aber Sie sind nicht fertig. Sie wollen das niedrigste Verhältnis ganzer Zahlen von Koeffizienten haben. Sie müssen die ganze Gleichung mit 2 multiplizieren, um ganze Zahlen zu generieren:



Also multiplizieren Sie jeden Koeffizienten mit 2 (und lassen Sie bitte die Finger von den tiefgestellten Ziffern!) und erhalten:

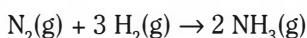


Wenn Sie die Atomzählung auf beiden Seiten der Gleichung überprüfen, stellen Sie fest, dass die Gleichung ausgewogen ist und die Koeffizienten im niedrigstmöglichen ganzzahligen Verhältnis zueinander stehen.

Die meisten einfachen Reaktionen können auf diese Weise ausgewogen werden. Aber eine Klasse von Reaktionen ist so komplex, dass diese Methode bei ihnen nicht gut funktioniert. Es sind die Redox-Reaktionen. Für das Abwägen dieser Gleichungen wird eine spezielle Methode verwendet, die ich Ihnen in Kapitel 9 zeige.

Chemisches Gleichgewicht

Meine Lieblingsreaktion ist der Haber-Prozess, die Synthese von Ammoniak aus Stickstoff- und Wasserstoffgas. Nach dem Abwägen der Reaktion (siehe den Abschnitt *Riechen Sie dieses Ammoniak?* früher in diesem Kapitel) erhalten Sie:



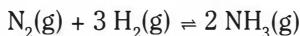
So hingeschrieben besagt die Reaktion, dass Wasserstoff und Stickstoff reagieren und Ammoniak bilden, und zwar so lange, bis einer oder beide Ausgangsstoffe verbraucht sind. Aber das stimmt nicht ganz. (Tja, ist schon eine haarspalterische Zeit.)

Wenn diese Reaktion in einem geschlossenen Behälter stattfindet (was bei Gasen immer so sein muss), dann reagieren der Stickstoff und Wasserstoff, und Ammoniak entsteht, aber etwas vom Ammoniak beginnt bald darauf, wieder zu Stickstoff und Wasserstoff zu zerfallen:



Im Behälter haben Sie dann tatsächlich *zwei* genau entgegengesetzte auftretende Reaktionen – Stickstoff und Wasserstoff kombinieren zu Ammoniak und Ammoniak zerfällt in Stickstoff und Wasserstoff.

Statt die zwei separaten Reaktionen hinzuschreiben, können Sie eine Reaktion zeigen und dabei einen doppelten Pfeil wie folgt benutzen:



Sie platzieren Stickstoff und Wasserstoff auf die linke Seite, weil Sie so den Prozess beginnen.

Nun laufen diese beiden Reaktionen mit verschiedenen Geschwindigkeiten ab, aber die zwei Geschwindigkeiten werden im Verlauf der Zeit gleich und die relativen Mengen an Stickstoff, Wasserstoff und Ammoniak bleiben dann konstant. Dies ist ein Beispiel für ein chemisches Gleichgewicht. Ein dynamisches chemisches Gleichgewicht wird erreicht, wenn zwei genau entgegengesetzte chemische Reaktionen zur selben Zeit an derselben Stelle mit denselben Reaktionsgeschwindigkeiten stattfinden. Ich nenne dieses Beispiel ein *dynamisches chemisches Gleichgewicht*, da die Reaktionen dauerhaft ablaufen, auch wenn sie im Gleichgewicht sind. Zu jeder Zeit haben Sie Stickstoff und Wasserstoff, die zu Ammoniak reagieren, das wieder zu Stickstoff und Wasserstoff zerfällt. Wenn das System das Gleichgewicht erreicht, werden die Mengen aller chemischen Stoffe zwar konstant bleiben, aber nicht unbedingt identisch.

Hier nun ein Beispiel zum Verständnis dessen, was ich mit dem dynamischen Gleichgewicht meine: Ich wurde auf einem Bauernhof in North Carolina aufgezogen, und meine Mutter Grace liebte kleine Hunde. Manchmal hatten wir fast ein Dutzend Hunde, die um das Haus herumliefen. Als Mama die Tür öffnete, um sie nach draußen zu lassen, begannen sie alle, hinauszulaufen. Aber irgend etwas änderte ihre Meinungen und als sie schon draußen waren, begannen einige damit, wieder ins Haus hereinzukommen. Dann bemerkten sie die Aufregung der Hunde, die draußen geblieben waren, und liefen wieder hinaus. Es wurde ein ständiges Rein und Raus. Manchmal waren nur zwei Hunde im Haus, der Rest draußen, dann wieder umgekehrt. Die Anzahl der Hunde drinnen und draußen blieb auch konstant, aber die Hunde, die drinnen oder draußen waren, blieben nicht identisch. Zu jedem Zeitpunkt gab es Hunde, die aus dem Haus hinausliefen, und Hunde, die hereinkamen. Unsere Hunde waren in einem dynamischen (und lauten) Gleichgewicht.

Es gibt manchmal viel Produktsubstanz (chemische Substanz auf der rechten Seite des Doppelpfeils), wenn die Reaktion das Gleichgewicht erreicht, und manchmal sehr wenig. Man kann die relative Menge an Ausgangsstoffen und Produkten im Gleichgewicht angeben, wenn man die Gleichgewichtskonstante für die Reaktion kennt.

Sehen Sie sich eine hypothetische Gleichgewichtsreaktion an:



Die Großbuchstaben stehen für die chemische Substanz, und die kleinen Buchstaben sind die Koeffizienten in der ausgewogenen chemischen Gleichung. Die (als K_{eq} dargestellte) Gleichgewichtskonstante wird mathematisch definiert als:

$$K_{eq} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Der Zähler enthält das Produkt der zwei chemischen Substanzen auf der rechten Seite der Reaktionsgleichung, jede mit dem Koeffizienten der ausgeglichenen chemischen Gleichung im Exponenten. Für den Nenner gilt das analog, nur eben mit den Substanzen der linken Seite der chemischen Gleichung. (Es ist zwar im Augenblick noch nicht wichtig, aber diese eckigen Klammern stehen für etwas, das die *Molare Konzentration* genannt wird. Näheres hierzu erfahren Sie in Kapitel 11.) Zu bemerken wäre noch, dass Chemiker manchmal K_c anstelle von K_{eq} verwenden.

Der numerische Wert der Gleichgewichtskonstante liefert einen Anhaltspunkt bezüglich der relativen Mengen an Produkten und Ausgangsstoffen.

Je größer der Wert der Gleichgewichtskonstanten (K_{eq}) ist, desto mehr Produkte werden im Gleichgewichtszustand gebildet. Wenn man zum Beispiel eine Reaktion mit einer Gleichgewichtskonstanten von 0,001 bei Raumtemperatur und 0,1 bei 100 Grad Celsius hat, dann können Sie vorhersagen, dass man bei höherer Temperatur viel mehr Produktsubstanzen erzeugen kann als bei Raumtemperatur.

Nun weiß ich zufällig, dass K_{eq} für den Haber-Prozess (die Ammoniaksynthese) $3,5 \times 10^8$ bei Raumtemperatur ist. Dieser große Wert zeigt an, dass im Gleichgewicht aus Stickstoff und Wasserstoff viel Ammoniak produziert wird, aber es gibt im Gleichgewicht immer noch Wasserstoff und Stickstoff. Wenn Sie ein Industriechemiker sind, der Ammoniak produzieren möchte, sind Sie natürlich bestrebt, so viel Produktsubstanz aus den Ausgangsstoffen zu erzeugen wie möglich. Sie möchten also, dass die Reaktion so lange weitergeht, bis alle Ausgangsstoffe verbraucht sind. Sie wissen aber auch, dass es sich um eine Gleichgewichtsreaktion handelt, die Sie nicht ändern können. Es wäre aber doch schön, wenn Sie das System irgendwie manipulieren könnten, um etwas mehr Produktsubstanz zu erhalten. Es gibt solch einen Weg, nämlich das Prinzip von Le Chatelier.

Das Prinzip von Le Chatelier

Ein französischer Chemiker, Henri Le Chatelier, entdeckte Folgendes: Wenn Sie die Randbedingungen eines chemischen Systems, das im Gleichgewicht ist, ändern (die Chemiker nennen das *Zwang*), dann ist das System bestrebt, wieder in den Gleichgewichtszustand zu gelangen, indem es dem »Zwang« entgegenwirkt. Dies wird *Le Chateliers Prinzip* genannt.

Sie können ein Gleichgewichtssystem auf drei Arten beeinflussen:

- ✓ Ändern Sie die Konzentration eines Ausgangsstoffes oder Produkts.
- ✓ Ändern Sie die Temperatur.
- ✓ Ändern Sie den Druck auf ein System, das Gase enthält.

Nun, wenn man Chemiker ist und eine Möglichkeit sucht, so viel Ammoniak (also Geld) wie möglich für seine Firma zu erzeugen, dann kann Le Chateliers Prinzip sehr hilfreich sein. In diesem Abschnitt zeige ich Ihnen, wie.

Aber ich will Ihnen zuerst eine schnelle, nützliche Analogie präsentieren. Eine chemische Reaktion im Gleichgewicht ist wie mein Lieblingsgerät auf Spielplätzen, die Wippe. Alles ist, wie in Abbildung 8.3 gezeigt, schön im Gleichgewicht.

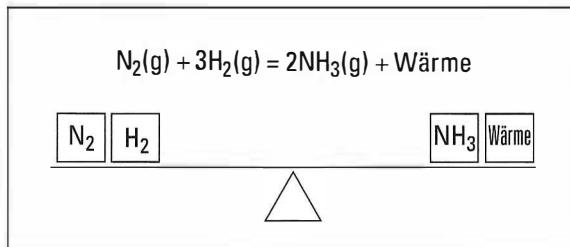


Abbildung 8.3: Das Haber-Ammoniaksystem im Gleichgewicht

Der Haber-Prozess, die Synthese von Ammoniak aus Stickstoff- und Wasserstoffgasen, ist exotherm: Er erzeugt Wärme. Diese Wärme finden Sie auf der rechten Seite der Wippe.

Konzentrationsänderung

Nehmen Sie an, Sie haben das Ammoniaksystem im Gleichgewicht (siehe Abbildung 8.3 sowie den Abschnitt *Chemisches Gleichgewicht* weiter vorne in diesem Kapitel), und Sie fügen dann etwas mehr Stickstoffgas hinzu. Abbildung 8.4 zeigt, was jetzt mit der Wippe geschieht.

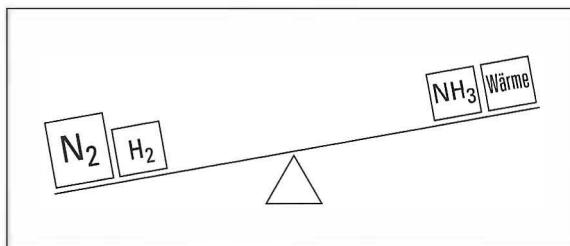


Abbildung 8.4: Steigerung der Konzentration eines Ausgangsstoffes

Um das Gleichgewicht wieder herzustellen, muss Gewicht von der linken Seite nach rechts verlagert werden, mehr Stickstoff und Wasserstoff werden verbraucht und es bilden sich mehr Ammoniak und Wärme. Abbildung 8.5 zeigt diese Verschiebung des Gewichts.

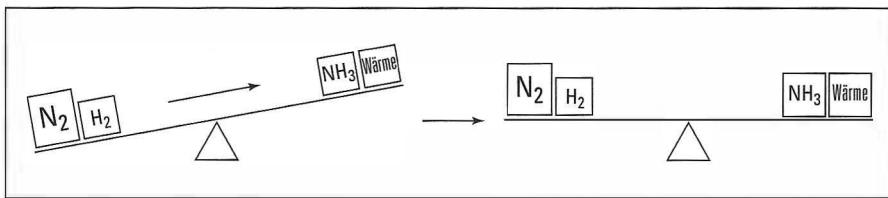


Abbildung 8.5: Wiederherstellung des Gleichgewichts

Das Gleichgewicht ist wieder hergestellt. Es gibt weniger Wasserstoff und mehr Stickstoff, Ammoniak und Wärme als vor dem Hinzufügen des Stickstoffs. Dasselbe würde geschehen, wenn Sie eine Möglichkeit hätten, etwas von dem produzierten Ammoniak zu entfernen. Die rechte Seite der Wippe wäre wieder leichter und es würde wieder Gewicht nach rechts verlagert, um das Gleichgewicht wiederherzustellen. Wieder würde mehr Ammoniak produziert. Im Allgemeinen verschiebt sich die Reaktion zur anderen Seite, wenn Sie mehr Ausgangsstoff oder Produkt hinzufügen, um es zu verbrauchen. Wenn Sie einen Ausgangsstoff oder ein Produkt entfernen, verschiebt sich die Reaktion zu der entsprechenden Seite, um es zu ersetzen.

Temperaturänderung

Nehmen wir an, wir erhitzen die Reaktionsmischung. Sie wissen, dass die Reaktion exotherm ist – also Wärme abgibt –, wie auf der rechten Seite der Wippe zu sehen. Wenn Sie nun die Reaktionsmischung erhitzt, wird die rechte Seite der Wippe schwerer und es muss Gewicht nach links verlagert werden, um das Gleichgewicht wieder herzustellen. Diese Gewichtsänderung verbraucht Ammoniak und produziert mehr Stickstoff und Wasserstoff. Und, so wie sich die Reaktion verschiebt, nimmt die Wärmemenge auch ab und senkt die Temperatur der Reaktionsmischung. Abbildung 8.6 zeigt diese Änderung im Gewicht.

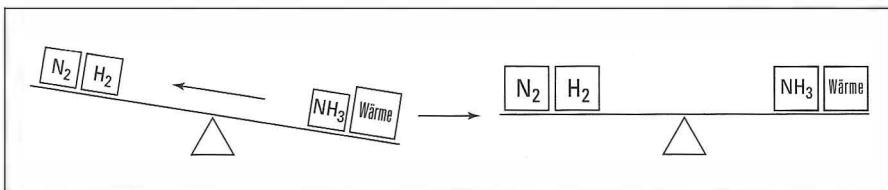


Abbildung 8.6: Temperaturerhöhung bei einer exothermen Reaktion und Wiederherstellung des Gleichgewichts

Das ist aber nicht das, was Sie wollen! Sie wollen mehr Ammoniak, nicht mehr Stickstoff und Wasserstoff. Also müssen Sie die Reaktionsmischung abkühlen, um das Gleichgewicht nach rechts zu verlagern. Dieser Prozess verhilft Ihnen nun zu mehr Ammoniak und mehr Gewinn. Schon besser, nicht wahr?

Im Allgemeinen bewirkt das Erhitzen einer Reaktionsmischung eine Verschiebung zur endothermen Seite der Reaktionsgleichung. (Wenn Sie eine exotherme Reaktion auf der rechten

Seite haben, wenn also auf der rechten Seite der Gleichung Wärme erzeugt wird, dann ist die linke Seite die endotherme Seite.) Eine Reaktionsmischung abzukühlen, bewirkt, dass sich das Gleichgewicht zur exothermen Seite verschiebt.

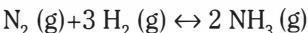
Druckänderung

Eine Druckänderung beeinflusst das Gleichgewicht der Reaktion nur dann, wenn es sich bei den Ausgangsstoffen und/oder Produkten um Gase handelt. Im Haber-Prozess sind alle Stoffe Gase, sodass es eine Druckwirkung gibt.

Meine Wippen-Analogie von chemischen Gleichgewichtssystemen hinkt, wenn ich Druckwirkungen erkläre, so dass ich einen anderen Ansatz nehmen muss. Denken Sie an einen dichten Behälter, in dem die Ammoniakreaktion stattfindet. (Die Reaktion muss in einem dichten Behälter stattfinden, da alle Stoffe Gase sind – Stickstoff, Wasserstoff und Ammoniakgas.) Es herrscht ein gewisser Druck auf die Innenwände des Behälters, der durch die Gasmoleküle verursacht wird.

Jetzt nehmen wir einmal an, dass das System im Gleichgewicht ist, und Sie wollen den Druck erhöhen. Durch Zusammendrücken des Behälters (mit irgendeinem Kolben zum Beispiel) oder durch Hinzufügen eines nicht reagierenden Gases wie Neon. Sie bekommen mehr Kollisionen an den Innenwänden des Behälters, und Sie haben deshalb mehr Druck. Die Drucksteigerung bewirkt wieder eine erzwungene Änderung des Gleichgewichts. Um diesem Zwang entgegenzuwirken, muss der Druck irgendwie reduziert werden.

Werfen Sie nun einen anderen Blick auf die Haber-Reaktion und schauen Sie nach, ob es Anhaltspunkte dafür gibt, wie dies geschehen kann.



Jedes Mal, wenn die Vorwärtsreaktion stattfindet (also von links nach rechts in der Gleichung), bilden vier Gasmoleküle (ein Stickstoff und drei Wasserstoff) zwei Moleküle des Ammoniakgases. Diese Reaktion reduziert die Anzahl der Moleküle im Gasbehälter. Die umgekehrte Reaktion (von rechts nach links) spaltet zwei Ammoniakgasmoleküle und macht vier Gasmoleküle, Stickstoff und Wasserstoff, daraus. Diese Reaktion erhöht die Anzahl der Gasmoleküle im Behälter.

Das Gleichgewicht ist durch eine Zunahme des Drucks verschoben worden. Eine Druckverringerung reduziert den Zwang. Die Anzahl von Gasmolekülen im Behälter zu reduzieren, verringert den Druck (weniger Kollisionen an den Innenwänden des Behälters), so dass die Vorwärtsreaktion (von links nach rechts) bevorzugt wird, denn dabei werden aus vier Gasmolekülen zwei. Folglich wird bei der Vorwärtsreaktion mehr Ammoniak produziert!

Den Druck auf eine Gleichgewichtsmischung zu erhöhen, bewirkt im Allgemeinen, dass die Reaktion zu der Seite verlagert wird, die weniger Moleküle enthält.

Schnelle und langsame Reaktionen: Chemische Kinetik

Sagen wir, Sie sind ein Chemiker, der so viel Ammoniak wie möglich aus einer gegebenen Menge an Wasserstoff und Stickstoff machen möchte. Das Gleichgewicht (siehe vorigen Abschnitt) zu manipulieren, ist nicht Ihr ganzer Lösungsansatz. Sie wollen so viel wie möglich so schnell wie möglich produzieren. Also gibt es etwas anderes, das Sie berücksichtigen müssen – die Kinetik der Reaktion.

Kinetik ist die Lehre der Geschwindigkeit einer Reaktion. Einige Reaktionen sind schnell; andere sind langsam. Manchmal wollen Chemiker die langsamen beschleunigen und die schnellen verlangsamen. Es gibt mehrere Faktoren, die die Geschwindigkeit einer Reaktion beeinflussen:

- ✓ Natur der Ausgangsstoffe
- ✓ Partikelgröße der Ausgangsstoffe
- ✓ Konzentration der Ausgangsstoffe
- ✓ Druck von gasförmigen Ausgangsstoffen
- ✓ Temperatur
- ✓ Katalysatoren

Natur der Ausgangsstoffe

Damit eine Reaktion stattfinden kann, muss es eine Kollision zwischen den Ausgangsstoffen am Reaktionsort geben (siehe *Wie treten Reaktionen auf? Die Kollisionstheorie* weiter vorne in diesem Kapitel). Je größer und komplexer die Moleküle der Ausgangsstoffe sind, desto geringer ist die Chance einer Kollision am Reaktionspunkt des Moleküls. Manchmal wird der Reaktionsort sehr komplexer Moleküle völlig von anderen Teilen des Moleküls blockiert, so dass keine Reaktion auftritt. Es kann viele Kollisionen geben, aber nur diejenigen, die am Reaktionspunkt stattfinden, haben eine Chance zu einer chemischen Reaktion.

Im Allgemeinen ist die Reaktionsrate geringer, wenn die Ausgangsstoffe große und komplexe Moleküle sind.

Partikelgröße der Ausgangsstoffe

Die Reaktion hängt also von Kollisionen ab. Je größer nun die Oberfläche, die bei Kollisionen zur Verfügung steht, desto schneller ist die Reaktion. Sie können ein Streichholz an ein großes Stück Kohle halten, und es geschieht nichts. Wenn Sie aber dasselbe Stück Kohle zu Staub zerkleinern und dann ein Streichholz anzünden, erhalten Sie wegen der enorm gesteigerten Oberfläche desselben Kohlebrockens eine zünftige Explosion.

Konzentration der Ausgangsstoffe

Die Steigerung der Kollisionsrate beschleunigt also die Reaktion. Je mehr Moleküle der Ausgangsstoffe zusammenstoßen, desto schneller läuft die Reaktion ab. Ein Stück Holz verbrennt zum Beispiel auch in Luft (20 Prozent Sauerstoff), aber viel schneller in reinem Sauerstoff.

In den meisten einfachen Fällen bedeutet eine Erhöhung der Konzentration des Ausgangsstoffes eine Steigerung der Geschwindigkeit der Reaktion. Jedoch, wenn die Reaktion komplex oder ein komplexer Prozess (eine Serie von Schritten im Rahmen der Reaktion) ist, muss dies nicht unbedingt stimmen. Die Wirkung der Konzentration auf die Reaktionsrate wirklich zu bestimmen, kann Ihnen Anhaltspunkte dafür liefern, welcher der an der Reaktion beteiligten Ausgangsstoffe für den Reaktionsablauf bestimmend ist. (Diese Information kann dann sehr dabei helfen, den Reaktionsmechanismus zu begreifen.) Dabei beobachten Sie die Reaktionsrate bei verschiedenen Konzentrationen.

Wenn man zum Beispiel die Konzentration eines Ausgangsstoffes ändert und dies keinerlei Wirkung auf den Reaktionsablauf hat, dann weiß man, dass dieser Ausgangsstoff nicht am langsamsten Schritt des Reaktionsprozesses (dieser bestimmt ja die Geschwindigkeit der gesamten Reaktion) beteiligt ist.

Druck von gasförmigen Ausgangsstoffen

Der Druck von gasförmigen Ausgangsstoffen hat grundsätzlich dieselbe Wirkung wie die Konzentration. Je höher der Druck des Ausgangsstoffes, desto höher ist die Reaktionsrate. Dies röhrt von der (Sie haben es erraten!) höheren Kollisionsrate her. Wenn jedoch ein komplexer Mechanismus beteiligt ist, kann es sein, dass eine Druckerhöhung nicht das erwartete Ergebnis liefert.

Temperatur

Okay, warum forderte Mama Sie auf, diesen Puter nach dem Erntedankfestabendessen in den Kühlschrank zu stellen? Weil er sonst verdorben wäre! Und was bedeutet »verderben«? Das hat mit der Vermehrung der Bakterien zu tun. Wenn Sie nun den Puter in den Kühlschrank stellen, verlangsamt die niedrigere Temperatur im Kühlschrank die Geschwindigkeit des bakteriellen Wachstums.

Bakterielles Wachstum ist einfach eine biochemische Reaktion, eine chemische Reaktion, die in allen Organismen vorkommt. In den meisten Fällen sorgt eine Temperatursteigerung dafür, dass die Reaktionsrate steigt. In der organischen Chemie gibt es eine allgemeine Regel, dass eine Erhöhung der Temperatur um 10 Grad die Reaktionsrate verdoppelt.

Aber warum ist das so? Teil der Antwort ist (Sie haben es schon wieder erraten!) eine gesteigerte Kollisionsrate. Die Temperatur zu steigern bewirkt, dass sich die Moleküle schneller bewegen, so dass sich die Wahrscheinlichkeit einer Kollision erhöht. Aber dies ist nur ein Teil der Wahrheit. Die Temperatur zu erhöhen steigert auch die durchschnittliche kinetische Energie der

Moleküle. Sehen Sie sich Abbildung 8.7 als ein Beispiel dafür an, wie steigende Temperatur die kinetische Energie des Ausgangsstoffes beeinflusst und die Reaktionsrate steigert.

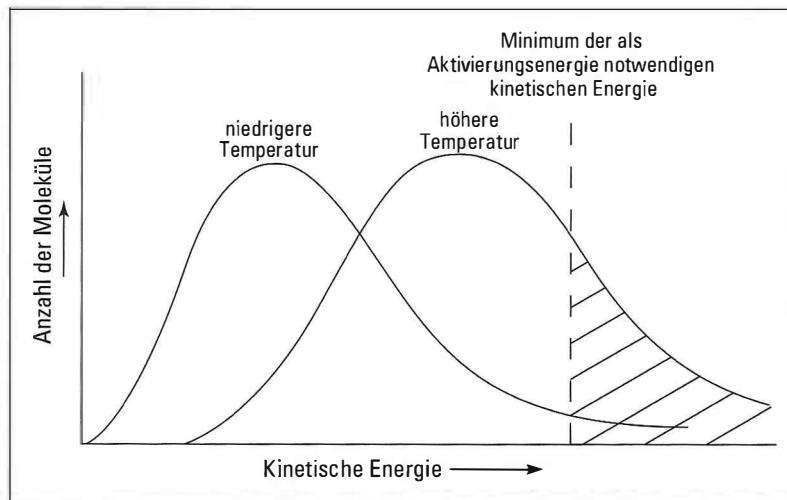


Abbildung 8.7: Die Wirkung der Temperatur auf die kinetische Energie der Ausgangsstoffe

Bei einer gegebenen Temperatur bewegen sich nicht alle Moleküle mit derselben kinetischen Energie. Eine kleine Anzahl von Molekülen bewegt sich sehr langsam (niedrige kinetische Energie), während sich andere sehr schnell (hohe kinetische Energie) bewegen. Eine große Mehrzahl der Moleküle befindet sich irgendwo zwischen diesen beiden Extremen.

Tatsächlich ist die Temperatur ein Maß für die durchschnittliche kinetische Energie der Moleküle. Wie Sie Abbildung 8.7 entnehmen können, bewirkt eine Temperaturerhöhung eine Steigerung der durchschnittlichen kinetischen Energie des Ausgangsstoffes, wobei die Kurve im Grunde genommen nach rechts in Richtung höherer kinetischer Energien verschoben wird. Aber beachten Sie auch, dass ich das Minimalmaß an kinetischer Energie, die vom Ausgangsstoff benötigt wird, um während des Zusammenstoßes die Aktivierungsenergie (die Energie, die erforderlich ist, um eine Reaktion in Gang zu setzen) zu liefern, markiert habe. Die Ausgangsstoffe müssen am Reaktionspunkt zusammenstoßen, aber sie müssen auch genug Energie übertragen, um Bindungen zu lösen, so dass neue Bindungen geformt werden können. Wenn die Ausgangsstoffe nicht genug Energie haben, findet keine Reaktion statt, selbst wenn die Ausgangsstoffe am Reaktionspunkt zusammenstoßen.

Beachten Sie, dass bei niedriger Temperatur nur ganz wenige Moleküle der Ausgangsstoffe das Minimalmaß an kinetischer Energie besitzen, die gebraucht wird, um die Aktivierungsenergie zu liefern. Bei höherer Temperatur besitzen viel mehr Moleküle das Minimalmaß an erforderlicher kinetischer Energie, was bedeutet, dass noch viel mehr Kollisionen energiereich genug sein werden, um zu einer Reaktion zu führen.

Eine Temperaturerhöhung steigert die Anzahl von Kollisionen nicht nur, sondern steigert auch die Anzahl von Stößen, die wirksam sind – die also genug Energie übertragen, um eine Reaktion auszulösen.

Katalysatoren

Katalysatoren sind Substanzen, die die Reaktionsrate erhöhen, ohne dass sie selbst dabei verändert werden. Sie steigern die Reaktionsrate dadurch, dass sie die Aktivierungsenergie für die Reaktion senken.

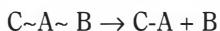
Sehen Sie sich zum Beispiel Abbildung 8.1 an. Wenn das Aktivierungsenergiemaximum niedriger wäre, wäre es leichter zu erreichen, und die Reaktionsrate wäre höher. Sie können dasselbe in Abbildung 8.7 sehen. Wenn Sie die gestrichelte Linie, die das Minimalmaß an kinetischer Energie darstellt, die gebraucht wird, um die Aktivierungsenergie zu liefern, nach links versetzen, dann haben noch viel mehr Moleküle die erforderliche Minimalenergie, und die Reaktion wird heftiger sein.

Katalysatoren senken die Aktivierungsenergie einer Reaktion auf eine von zwei Arten:

- ✓ Sie liefern eine Oberfläche und unterstützen die Ausrichtung.
- ✓ Sie liefern einen Alternativmechanismus (Serie von Schritten, damit die Reaktion abläuft) mit einer niedrigeren Aktivierungsenergie.

Oberfläche und Orientierung - Heterogene Katalyse

Im Abschnitt *Wie treten Reaktionen auf? Die Kollisionstheorie* beschreibe ich mit Hilfe dieses verallgemeinerten Beispiels, wie Moleküle reagieren:



Ausgangsstoff C muss auf die A-Seite als Reaktionspunkt des Moleküls A-B treffen, um das A-B zu teilen, eine Bindung einzugehen und schließlich die in der Gleichung gezeigte C-A-Verbindung zu bilden. Die Wahrscheinlichkeit der Kollision bei korrekter Orientierung ist sehr zufällig. Die Ausgangsstoffe bewegen sich ziemlich frei herum und treffen irgendwann aufeinander. Früher oder später kann dies am Reaktionspunkt geschehen. Aber was würde geschehen, wenn man das A-B-Molekül so beeinflussen könnte, dass es diesen überwiegend nach außen richten würde? Unter dieser Voraussetzung wäre es viel wahrscheinlicher, dass C auf A treffen würde.

Dies ist es aber genau, was ein heterogener Katalysator schafft: Er bindet ein Molekül an eine Oberfläche, wobei er für die korrekte Orientierung im Raum sorgt und die Reaktion erheblich erleichtert. Der Prozess heterogener Katalyse wird in Abbildung 8.8 gezeigt.

Der Katalysator wird *heterogener Katalysator* genannt, weil er sich in einer anderen Phase als der Ausgangsstoff befindet. Dieser Katalysator ist normalerweise ein fein strukturiertes festes Metall oder Metalloxid, während die Ausgangsstoffe Gase sind oder sich in Lösung befinden. Dieser heterogene Katalysator tendiert dazu, aufgrund ziemlich komplexer Wechselwirkungen

einen Teil des Ausgangsstoff-Moleküls anzuziehen. Diese Wechselwirkungen sind bis heute noch nicht ganz geklärt. Wenn nun die Reaktion stattfindet, verschwinden die Kräfte, die vorher zu der Orientierung von A-B geführt haben, und der Katalysator gibt den B-Teil des Moleküls an der Oberfläche des Katalysators frei. B gibt damit seinen Platz an ein neues A-B-Molekül ab und der Prozess beginnt erneut.

Die meisten von uns sitzen jeden Tag quasi auf einem heterogenen Katalysator – nämlich dem Katalysator in unserem Auto. Er enthält fein strukturiertes Platin- und/oder Palladiummetall und beschleunigt die Reaktion, die die schädlichen Gase aus der Benzinverbrennung (wie Kohlenstoffmonooxid und unverbrannte Kohlenwasserstoffe) in hauptsächlich harmlose Produkte (wie Wasser und Kohlenstoffdioxid) verwandelt.

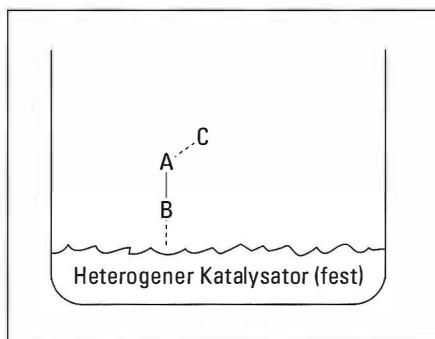


Abbildung 8.8: Der Prozess heterogener Katalyse

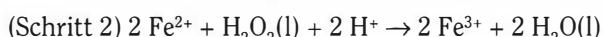
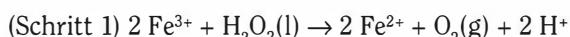
Alternativmechanismus - Homogene Katalyse

Der zweite Katalysator-Typ ist ein *homogener Katalysator* – homogen, weil er sich in derselben Phase wie der Ausgangsstoff befindet. Er liefert einen Alternativmechanismus oder Reaktionspfad, der eine niedrigere Aktivierungsenergie als die Originalreaktion hat.

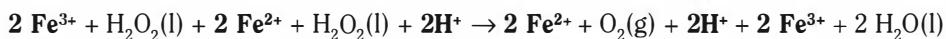
Als ein Beispiel überprüfen Sie die Zerlegungsreaktion des Wasserstoffperoxids:



Dies ist eine langsame Reaktion, insbesondere, wenn sie in einer kühlen, dunklen Flasche stattfindet. Es kann Jahre dauern, bis diese Flasche Wasserstoffperoxid in Ihrem Medizinschrank zerfällt. Aber, wenn Sie ein kleines bisschen einer Eisen-Ionen-Lösung hinzutun, wird die Reaktion erheblich schneller, obwohl es ein zweistufiger Mechanismus anstelle eines Ein-Schritt-Prozesses ist.



Wenn man die zwei obigen Reaktionen addiert und die identischen Substanzen auf beiden Seiten streicht, bekommt man wieder das Original, die Reaktion ohne Katalysator (gestrichene Substanzen sind fett markiert):



Der Eisen-Ionen-Katalysator wurde in der ersten Stufe geändert und dann in der zweiten Stufe wieder in den Anfangszustand zurückversetzt. Dieser zweistufige Katalyse-Prozess hat eine niedrigere Aktivierungsenergie und ist schneller.

Elektrochemie: Batterien für Teekannen



In diesem Kapitel

- ▶ Redox-Reaktionen verstehen
 - ▶ Redox-Gleichungen abwägen
 - ▶ Einen Blick auf elektrochemische Batteriezellen werfen
 - ▶ Eloxierungen prüfen
 - ▶ Die Ähnlichkeit zwischen Brennstoffen und Nahrungsverbrennung entdecken
-

Viele Dinge, mit denen wir im täglichen Leben umgehen, haben entweder direkt oder indirekt mit elektrochemischen Reaktionen zu tun. Denken Sie an all die Dinge um Sie herum, die Batterien enthalten – Taschenlampen, Uhren, Autos, Taschenrechner, PDAs, Herzschrittmacher, Mobiltelefone, Spielzeuge, Garagentoröffner usw.

Trinken Sie aus einer Aluminiumdose? Das Aluminium wurde durch eine elektrochemische Reaktion gewonnen. Haben Sie ein Auto mit einer verchromten Stoßstange? Dieses Chrom wird auf die Stoßstange galvanisiert genau wie das Silber-Teeservice von Oma Grace oder das Gold auf dieser Fünf-Euro-Goldkette. Sehen Sie fern, benutzen Sie elektrisches Licht oder einen elektrischen Mixer oder haben Sie einen Computer? Wahrscheinlich stammt die Elektrizität, die Sie für diese Dinge verwenden, aus der Verbrennung von fossilem Brennstoff. Verbrennung ist eine Redox-Reaktion. Genau wie Atmung, Photosynthese und viele andere biochemische Prozesse, von denen unser Leben abhängt. Wir sind von elektrochemischen und Redox-Reaktionen umgeben.

In diesem Kapitel erkläre ich Redox-Reaktionen, zeige das Abwägen dieses Typs von Reaktionsgleichung und dann zeige ich Ihnen einige Anwendungen von Redox-Reaktionen in dem Bereich der Chemie, der Elektrochemie genannt wird.

Da gehen sie hin, die Elektronen: Redox-Reaktionen

Redox-Reaktionen – Reaktionen, bei denen gleichzeitig Elektronen von einer chemischen Substanz zu einer anderen übertragen werden –, setzen sich in Wirklichkeit aus zwei verschiedenen Reaktionen zusammen: Oxidation (ein Verlust an Elektronen) und Reduktion (ein Gewinn von Elektronen). Diese Reaktionen sind gekoppelt, da die Elektronen, die in der Oxidationsreaktion verloren gehen, dieselben Elektronen sind, die bei der Reduktionsreaktion gewonnen werden. In der Tat werden diese zwei Reaktionen (Reduktion und Oxidation) verbreitet *halbe Reaktionen* genannt, weil Sie diese zwei Hälften brauchen, um eine ganze Reaktion

zu bilden, und die ganze Reaktion wird eine *Redox*(Reduktion/Oxidation)-Reaktion genannt. In Kapitel 8 beschrieb ich schon eine Redox-Reaktion, nämlich die zwischen Zinkmetall und dem Kupfer(Cu^{2+})-Ion. Das Zinkmetall verliert Elektronen, und das Kupfer-Ion gewinnt sie.

Wo habe ich jetzt die Elektronen gelassen? Oxidation

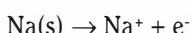
Es gibt drei Definitionen, die Sie für Oxidation verwenden können:

- ✓ Verlust an Elektronen
- ✓ Gewinn des Sauerstoffs
- ✓ Verlust an Wasserstoff

Weil ich üblicherweise mit elektrochemischen Zellen umgehe, verwende ich normalerweise die Definition, die den Verlust an Elektronen beschreibt. Die anderen Definitionen sind in Prozessen wie Verbrennung und Photosynthese nützlich.

Verlust an Elektronen

Eine Möglichkeit, Oxidation zu definieren, ist die mit der Reaktion, bei der eine chemische Substanz Elektronen beim Übergang vom Ausgangsstoff zum Produkt verliert. Wenn zum Beispiel Natrium mit Chlorgas reagiert und sich Natriumchlorid (NaCl) bildet, verliert das Natriummetall ein Elektron, das dann vom Chlor aufgenommen wird. Die folgende Gleichung zeigt das Natrium und den Verlust des Elektrons:



Chemiker sagen: Wenn Natrium das Elektron verliert, wird es zum Natrium-Kation oxidiert (ein Kation ist aufgrund des Verlusts an Elektronen ein Ion mit einer positiven Ladung – siehe Kapitel 6).

Reaktionen dieser Art sind in elektrochemischen Reaktionen, also Reaktionen, die Elektrizität produzieren oder verbrauchen, sehr verbreitet. (Für mehr Information über elektrochemische Reaktionen springen Sie zum Abschnitt *Strom an und los: Elektrochemische Batterien* weiter hinten in diesem Kapitel).

Gewinn an Sauerstoff

Bei bestimmten Oxidationsreaktionen ist es manchmal offensichtlich, dass beim Übergang vom Ausgangsstoff zum Produkt Sauerstoff gewonnen wird. Reaktionen, bei denen der Gewinn des Sauerstoffs offensichtlicher als der Verlust von Elektronen ist, sind zum Beispiel Verbrennungsreaktionen (Kohleverbrennung) und der Vorgang des Rostens von Eisen. Hier die beiden Beispiele:



In diesen Fällen sagen Chemiker, dass der Kohlenstoff zu Kohlenstoffdioxid und das Eisenmetall zu Rost oxidiert worden ist.

Verlust an Wasserstoff

In anderen Reaktionen kann Oxidation am besten als der Verlust an Wasserstoff angesehen werden. Methylalkohol kann zu Formaldehyd oxidiert werden:



Beim Übergang von Methanol zu Formaldehyd gab die Verbindung zwei Wasserstoff-Atome ab.

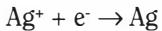
Gucken Sie mal, was ich gefunden habe! Reduktion

Wie bei der Oxidation gibt es drei Definitionen zur Beschreibung der Reduktion:

- ✓ Gewinn von Elektronen
- ✓ Verlust an Sauerstoff
- ✓ Gewinn des Wasserstoffs

Gewinn von Elektronen

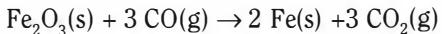
Reduktion wird oft als der Gewinn von Elektronen betrachtet. Beim Prozess, Silber auf eine Teekanne zu galvanisieren, (siehe den Abschnitt *Fünf Euro für eine goldene Kette? Elektrogalvanisierung* später in diesem Kapitel) wird zum Beispiel das Silber-Kation reduziert, um Metall zu versilbern. Die folgende Gleichung zeigt das Silber-Kation, das ein Elektron dazu erhält:



Chemiker sagen hierzu, dass das Silber-Kation reduziert wurde, um das Metall zu versilbern.

Verlust an Sauerstoff

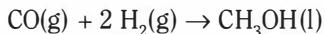
In anderen Reaktionen ist es leichter, Reduktion beim Übergang vom Ausgangsstoff zum Produkt als den Verlust von Sauerstoff zu betrachten. Zum Beispiel wird Eisenerz (in erster Linie Rost, Fe_2O_3) zu Eisenmetall in einem Hochofen durch eine Reaktion mit Kohlenstoffmonooxid reduziert:



Das Eisen hat den Sauerstoff verloren und die Chemiker sagen, dass das Eisen-Ion zu Eisenmetall reduziert worden ist.

Gewinn des Wasserstoffs

In bestimmten Fällen kann eine Reduktion beim Übergang vom Ausgangsstoff zum Produkt auch als der Gewinn von Wasserstoff-Atomen beschrieben werden. Zum Beispiel kann Kohlenstoffmonooxid mit Wasserstoffgas zu Methylalkohol reduziert werden:

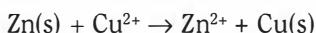


In diesem Reduktionsprozess hat das CO die Wasserstoff-Atome gewonnen.

Des einen Verlust ist des anderen Gewinn

Weder Oxidation noch Reduktion können ohne den anderen Vorgang stattfinden. Wenn Elektronen verloren gehen, werden sie woanders gewonnen.

Berücksichtigen Sie zum Beispiel die Netto-Ionen-Gleichung (die Gleichung, die nur die chemischen Substanzen zeigt, die während einer Reaktion verändert werden – siehe Kapitel 8) für eine Reaktion zwischen Zinkmetall und einer wässrigen Kupfer(II)-sulfatlösung:



Diese Gesamtreaktion setzt sich in Wirklichkeit aus zwei Halbreaktionen zusammen:



Um sich leichter merken zu können, was Oxidation und was Reduktion bzgl. der Elektronen jeweils bedeutet, lernt man am besten die Phrase auswendig »Leo geht nach Ger« (LEO = *Lose Electrons Oxydation; GER Gain Electrons Reduction*).

Zink gibt zwei Elektronen ab; das Kupfer(II)-Kation nimmt zwei Elektronen auf. Zn wird oxidiert. Aber ohne die Anwesenheit von Cu^{2+} geschieht nichts. Dieses Kupfer-Kation ist das oxidierende Mittel. Es ist das notwendige Mittel, damit der Oxidationsprozess stattfinden kann. Das oxidierende Mittel übernimmt die Elektronen von der chemischen Substanz, die oxidiert wird.

Cu^{2+} wird reduziert, wenn es Elektronen aufnimmt. Die Substanz, die die Elektronen bereitstellt, wird das *reduzierende Agens* genannt. In diesem Fall ist das reduzierende Agens das Zinkmetall.



Das oxidierende Agens ist die Substanz, die reduziert wird, und das reduzierende Agens ist die Substanz, die oxidiert wird. Oxidierende und reduzierende Agenzien befinden sich auf der linken Seite der Redox-Gleichung.

Zahlenspiel: Oxidationszahlen

Oxidationszahlen sind Buchhaltungszahlen. Sie erlauben Chemikern zum Beispiel, Redox-Gleichungen ins Gleichgewicht zu setzen. Oxidationszahlen sind positive oder negative Zahlen,

die Sie nicht mit Ionenladungen oder Valenzen verwechseln dürfen. Oxidationszahlen werden den Elementen mit Hilfe dieser Regeln zugeordnet:

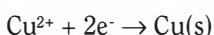
- ✓ **Regel 1:** Die Oxidationszahl eines Elements im freien (ungebundenen) Zustand ist null (zum Beispiel Al(s) oder Zn(s)). Dies gilt auch für die in der Natur als zweiatomige Elemente vorkommenden H₂, O₂, N₂, F₂, Cl₂, Br₂ oder I₂ und für Schwefel, S₈.
- ✓ **Regel 2:** Die Oxidationszahl eines einatomigen Ions ist die gleiche wie die Ladung des entsprechenden Ions (zum Beispiel Na⁺ = +1, S²⁻ = -2).
- ✓ **Regel 3:** Die Summe aller Oxidationszahlen in einer neutralen Verbindung ist null. Die Summe aller Oxidationszahlen in einem mehratomigen Ion ist mit der Ionenladung identisch. Diese Regel erlaubt es Chemikern oft, die Oxidationszahl eines Atoms zu berechnen, das mehrere Oxidationszustände haben kann, wenn die Oxidationszahlen der anderen Atome im Ion bekannt sind. (Siehe Kapitel 6 zu Beispielen für Atome mit mehreren Oxidationszuständen.)
- ✓ **Regel 4:** Die Oxidationszahl eines Alkalimetalls (IA-Familie) in einer Verbindung ist fast immer +1; die Oxidationszahl eines Erdalkalimetalls (IIA-Familie) in einer Verbindung ist fast immer +2.
- ✓ **Regel 5:** Die Oxidationszahl des Sauerstoffs in einer Verbindung ist normalerweise -2. Wenn der Sauerstoff jedoch in einer Verbindung der Klasse von Peroxiden (zum Beispiel Wasserstoffperoxid oder H₂O₂) genannten Verbindungen ist, dann hat der Sauerstoff eine Oxidationszahl von -1. Wenn der Sauerstoff sich mit Fluor verbindet, ist die Zahl +1.
- ✓ **Regel 6:** Der Oxidationszustand des Wasserstoffs in einer Verbindung ist normalerweise +1. Wenn der Wasserstoff Teil eines binären Metallhydrids (Verbindung von Wasserstoff und Metall) ist, dann ist der Oxidationszustand des Wasserstoffs -1.
- ✓ **Regel 7:** Die Oxidationszahl des Fluors ist immer -1. Chlor, Brom und Jod haben normalerweise eine Oxidationszahl von -1, es sei denn, sie sind in einer Verbindung mit Sauerstoff oder Fluor. (Zum Beispiel in ClO⁻, die Oxidationszahl des Sauerstoffs ist -2, und die Oxidationszahl des Chlors ist +1; denken Sie daran, dass die Summe aller Oxidationszahlen in ClO⁻ -1 sein muss.)

Diese Regeln geben Ihnen die Möglichkeit, Oxidation und Reduktion bezüglich auf Oxidationszahlen zu definieren. Betrachten Sie zum Beispiel folgende Reaktion:



Beachten Sie, dass das Zink (der Ausgangsstoff) eine Oxidationszahl von null (Regel 1) hat und das Zink-Kation (das Produkt) eine Oxidationszahl von +2 (Regel 2) hat. Im Allgemeinen können Sie sagen, dass eine Substanz oxidiert wird, wenn ihre Oxidationszahl zunimmt.

Reduktion funktioniert auf dieselbe Weise. Betrachten Sie hierzu diese Reaktion:



Das Kupfer geht von einer Oxidationszahl von +2 auf null. Eine Substanz wird reduziert, wenn sich ihre Oxidationszahl verringert.

Das Abwägen von Redox-Gleichungen

Redox-Gleichungen sind oft so komplex, dass die bekannte Methode (das Herumspielen mit den Koeffizienten), um die chemischen Gleichungen auszubalancieren, nicht so gut funktioniert (zu deren Erläuterung siehe Kapitel 8). Also haben Chemiker zwei verschiedene Methoden dafür entwickelt, Redox-Gleichungen auszubalancieren. Eine Methode wird die *Oxidationszahlenmethode* genannt. Sie basiert auf den Änderungen in den Oxidationszahlen, die während der Reaktion vorkommen. Ich persönlich denke nicht, dass diese Methode annähernd so gut funktioniert wie die zweite Methode, die Ionenelektronen-(Halbreaktions-)Methode, weil die genaue Änderung der Oxidationszahl manchmal schwierig zu bestimmen ist. Also stelle ich Ihnen lieber die zweite Methode vor.

Nun ein Überblick über die Ionenelektronenmethode: Die unausgewogene Redox-Gleichung wird in die Ionen-Gleichung umgewandelt und dann in zwei Halb-Reaktionen – Oxidation und Reduktion – aufgeteilt. Jede dieser halben Reaktionen wird gesondert ausbalanciert und dann verbunden, um die ausgewogene Ionen-Gleichung zu erhalten. Zuletzt werden die Zuschauer-Ionen in die ausgewogene Ionen-Gleichung eingesetzt und wandeln damit die Reaktion wieder in die molekulare Form um. (Eine schöne Schlagwort-Orgie, nicht wahr? Zur Erläuterung von molekularen, Ionen- und Netto-Ionen-Gleichungen siehe Kapitel 8.) Es ist wichtig, die Schritte genau und in der Reihenfolge auszuführen, wie sie aufgelistet sind. Sonst kann es sein, dass Sie beim Ausbalancieren von Redox-Gleichungen nicht besonders erfolgreich sind.

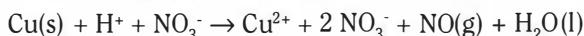
Wie wär' es jetzt mit einem kleinen Beispiel? Ich habe vor, Ihnen zu zeigen, wie diese Redox-Gleichung mit der Ionenelektronenmethode abzuwägen ist:



Führen Sie folgende Schritte aus:

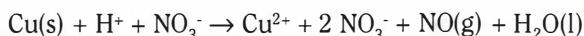
1. Wandeln Sie die unausgeglichene Redox-Reaktion in die Ionenform um.

In dieser Reaktion sehen Sie die Salpetersäure in der Ionenform, weil es eine starke Säure ist (zur Diskussion von starken Säuren siehe Kapitel 12). Kupfer(II)-nitrat ist löslich (angezeigt durch (aq)), sodass es in seiner Ionenform dasteht (siehe Kapitel 8). Weil NO(g) und Wasser molekulare Verbindungen sind, bleiben sie in der molekularen Form:



2. Falls notwendig, ordnen Sie Oxidationszahlen zu und schreiben dann zwei halbe Reaktionen (Oxidation und Reduktion) auf, indem Sie die chemischen Substanzen anzeigen, die ihre Oxidationszahl geändert haben.

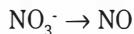
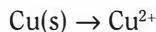
Manchmal ist es leicht, zu sagen, was oxidiert und reduziert wurde, aber in anderen Fällen ist es nicht so einfach. Beginnen Sie, indem Sie die Beispielreaktion durchgehen und die Oxidationszahlen zuordnen. Sie können dann die chemischen Substanzen verwenden, die ihre Oxidationszahlen geändert haben, um die unausgewogenen Halbreaktionen niederschreiben:



$$0 + 1 + 5(-2) 3 + 2 + 5(-2) 3 + 2 - 2 (+1) 2 - 2$$

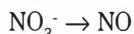
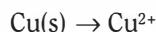
9 ► Elektrochemie: Batterien für Teekannen

Schauen Sie genau hin. Das Kupfer änderte seine Oxidationszahl (von 0 auf 2) und auch der Stickstoff (von -2 auf +2). Die unausbalancierten Halbreaktionen sind



3. Wägen Sie alle Atome mit Ausnahme des Sauerstoffs und des Wasserstoffs ab.

Es ist klug, bis zum Ende darauf zu warten, Wasserstoff- und Sauerstoff-Atome abzuwägen, das heißt, gleichen Sie die anderen Atome immer zuerst ab. Sie können das tun, indem Sie mit den Koeffizienten herumprobieren. (Sie dürfen keine Subskripts verändern, sondern nur Koeffizienten.) Nun, in diesem besonderen Fall sind die Kupfer- und Stickstoff-Atome schon im Gleichgewicht, eins auf jeder Seite:

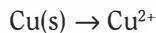


4. Bringen Sie die Sauerstoff-Atome ins Gleichgewicht.

Wie Sie diese Atome ausgleichen, hängt davon ab, ob Sie mit sauren oder basischen Lösungen zu tun haben:

- ◆ In sauren Lösungen nehmen Sie die Anzahl der erforderlichen Sauerstoff-Atome und fügen die gleiche Anzahl von Wassermolekülen der Seite hinzu, die Sauerstoff benötigt.
- ◆ Bei basischen Lösungen fügen Sie für jedes Sauerstoffatom 2 OH⁻ hinzu, und zwar auf der Seite, die Sauerstoff benötigt. Dann fügen Sie auf der anderen Seite der Gleichung halb so viele Wassermoleküle wie verwendete OH⁻-Anionen hinzu.

Eine saure Lösung hat etwas Säure oder H⁺, in einer basischen Lösung liegt OH⁻ vor. Die Beispielgleichung ist unter sauren Bedingungen (Salpetersäure, HNO₃, die in ionisierter Form aus H⁺ + NO₃⁻ besteht). Dies hat nichts mit der Halbreaktion beim Kupfer zu tun, die das Kupfer einschließt, da hierbei keine Sauerstoff-Atome vorkommen. Aber Sie müssen die Sauerstoff-Atome in der zweiten Halbreaktion ins Gleichgewicht bringen:

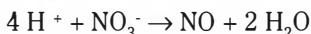
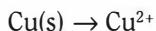


5. Wägen Sie die Wasserstoff-Atome ab.

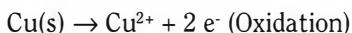
Wieder hängt es davon ab, ob Sie eine saure oder basische Lösung vorliegen haben:

- ◆ In sauren Lösungen nehmen Sie die Anzahl der erforderlichen Wasserstoff-Atome und fügen die gleiche Anzahl von H⁺ der Seite hinzu, die Wasserstoff benötigt.
- ◆ In basischen Lösungen fügen Sie ein Wassermolekül für jedes Wasserstoff-Atom der Seite hinzu, die Wasserstoff benötigt. Dann fügen Sie der anderen Seite der Gleichung so viele OH⁻-Anionen hinzu, wie Wassermoleküle benötigt werden.

Die Beispielgleichung beschreibt den sauren Zustand. Sie müssen die Wasserstoff-Atome in der zweiten Halbreaktion zum Ausgleich bringen:



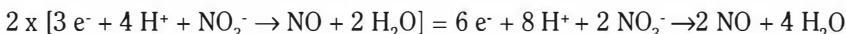
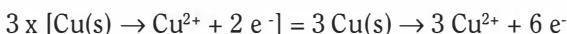
6. Wägen Sie die Ionenladung in jeder Halbreaktion durch Hinzufügen von Elektronen ab.



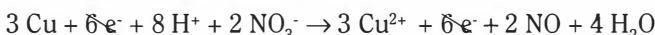
Die Elektronen sollten auf den gegenüberliegenden Seiten der Gleichung in den zwei Halbreaktionen enden. Denken Sie daran, dass Sie Ionenladungen, nicht Oxidationszahlen verwenden.

7. Wägen Sie Elektronenabgabe gegen Elektronenaufnahme zwischen den zwei Halb-Reaktionen ab.

Die Elektronen, die in der Oxidation-Halbreaktion abgegeben werden, sind dieselben Elektronen, die bei der Reduktion-Halbreaktion gewonnen werden. Die Anzahl der abgegebenen und aufgenommenen Elektronen muss gleich sein. Aber Schritt 6 zeigt einen Verlust von zwei Elektronen und einen Gewinn von drei. Also müssen Sie die Zahlen mit Hilfe von entsprechenden Multiplikatoren für beide Halbreaktionen richtig einstellen. In diesem Fall müssen Sie zwischen 2 und 3 den kleinsten gemeinsamen Nenner finden. Dieser ist 6, also multipliziert man die erste Halbreaktion mit 3 und die zweite Halbreaktion mit 2.

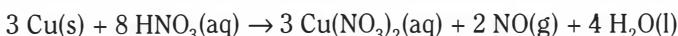


8. Addieren Sie die zwei Halb-Reaktionen und streichen Sie alles, was beiden Seiten gemeinsam ist. Die Elektronen sollten immer verschwinden (die Anzahl von Elektronen sollte auf beiden Seiten gleich sein).



9. Wandeln Sie die Gleichung durch Hinzufügen der Zuschauer-Ionen wieder in die molekulare Form um.

Wenn es notwendig ist, einer Seite der Gleichung Zuschauer-Ionen hinzuzufügen, fügen Sie der anderen Seite der Gleichung dieselbe Anzahl hinzu. Auf der linken Seite der Gleichung gibt es zum Beispiel 8 H⁺. In der Originalgleichung trat das H⁺ in der molekularen Form von HNO₃ auf. Sie müssen das NO₃⁻-Zuschauer-Ion wieder hinzufügen. Sie haben schon zwei auf der linken Seite, so dass Sie nur noch sechs hinzufügen müssen. Sie fügen dann 6 NO₃⁻ auf der rechten Seite hinzu, um für den nötigen Ausgleich zu sorgen. Dieses sind die Zuschauer-Ionen, die Sie brauchen, um das Cu²⁺-Kation in die molekulare Form zurückzuverwandeln, die Sie ja anstreben.

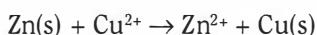


- 10. Vergewissern Sie sich, dass all die Atome und alle Ladungen ausgeglichen sind (wenn Sie mit einer Ionen-Gleichung angefangen haben) und all die Koeffizienten ein kleinstes gemeinsames Vielfaches haben.**

Nun, so macht man das. Basische Reaktionen sind genau so leicht, solange Sie den Regeln folgen.

Strom an und los: Elektrochemische Batterien

Im Abschnitt *Des einen Verlust ist des anderen Gewinn* beschreibe ich eine Reaktion, bei der ich ein Stück Zinkmetall in eine Kupfer(II)-sulfatlösung gebe. Sofort bedeckt metallisches Kupfer die Oberfläche des Zinks. Die Gleichung für diese Reaktion ist



Dies ist ein Beispiel für *direkten Elektronentransfer*. Zink gibt zwei Elektronen an das Cu²⁺-Ion ab (wird oxidiert), das die Elektronen akzeptiert (die es zu Kupfermetall reduzieren). In Kapitel 8 zeige ich Ihnen, dass nichts geschieht, wenn Sie ein Stück Kupfermetall in eine Lösung geben, die Zn²⁺ enthält, weil Zink Elektronen leichter als Kupfer abgibt. Ich zeige Ihnen auch die Aktivitätsserie von Metallen, die es Ihnen erlaubt, vorherzusagen, ob eine Redox-Reaktion stattfindet oder nicht.

Nun ist dies eine nützliche Reaktion, wenn Sie Kupfer auf Zink galvanisieren wollen. Jedoch haben nicht viele von uns den brennenden Wunsch, dieses zu tun! Aber wenn Sie in der Lage waren, obige zwei Halbreaktionen zu trennen, so dass, wenn das Zink oxidiert ist, die abgegebenen Elektronen durch eine Leitung zum Cu²⁺ fließen müssen, dann haben Sie es schon weit gebracht. Dann haben Sie nämlich eine galvanische oder voltaische Zelle, eine Redox-Reaktion, die Elektrizität produziert. In diesem Abschnitt zeige ich Ihnen, wie diese Zn/Cu²⁺-Reaktion so separiert werden kann, dass man einen indirekten Elektronentransfer bekommt und damit eine vernünftige Batterie.



Galvanische Zellen werden üblicherweise Batterien genannt, aber dieser Name ist manchmal nicht ganz korrekt. Eine Batterie setzt sich aus zwei oder mehr verbundenen Zellen zusammen. Das Teil im Auto ist eine Batterie, aber in Ihrer Taschenlampe befindet sich eine Zelle.

Hübsche Zelle, Daniell

Werfen Sie einen Blick auf Abbildung 9.1, die eine Daniell-Zelle zeigt, die zur Erzeugung von Elektrizität die Zn/Cu²⁺-Reaktion verwendet. (Diese Zelle ist nach John Frederic Daniell, dem britischen Chemiker benannt, der sie im Jahr 1836 erfand.)

In der Daniell-Zelle wird ein Stück Zinkmetall in einen Behälter mit einer Zink-sulfatlösung gesteckt, und ein Stück Kupfermetall wird in eine Lösung des Kupfers(II)-sulfats in einen anderen Behälter getaucht. Diese Metallstreifen nennt man *Elektroden* der Zelle. Sie wirken als Pol oder Sammelstelle für Elektronen. Eine Leitung verbindet die Elektroden, aber es

geschieht nichts, bis Sie eine Salzbrücke zwischen die zwei Behälter legen. Die Salzbrücke, normalerweise eine mit einer konzentrierten Salzlösung gefüllte U-förmige Röhre, schafft eine Verbindung, so dass sich Ionen von einem Behälter zum anderen bewegen können, um die Lösungen elektrisch neutral zu halten. Es ist, als wenn man nur eine Leitung zur Deckenlampe führt; das Licht funktioniert nicht, es sei denn, Sie fügen eine zweite Leitung hinzu, um den Stromkreis zu schließen.

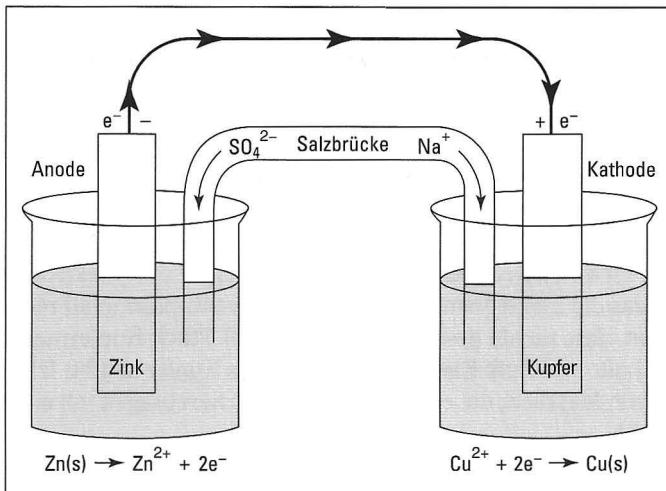


Abbildung 9.1: Eine Daniell-Zelle

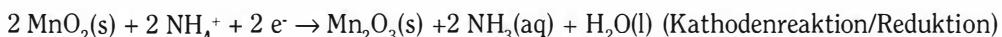
Mit Hilfe der Salzbrücke können Elektronen zu fließen beginnen. Es ist dieselbe grundlegende Redox-Reaktion wie die, die ich Ihnen am Anfang dieses Abschnitts zeigte. Zink wird oxidiert und gibt Elektronen frei, die durch die Leitung zur Kupferelektrode fließen, wo sie für die Cu²⁺-Ionen verfügbar werden, die wiederum metallisches Kupfer damit bilden. Kupfer-Ionen von der Kupfer(II)-sulfatlösung galvanisieren auf die Kupferelektrode, während die Zinkelektrode verbraucht wird. Die Kationen in der Salzbrücke wandern in den Behälter, der die Kupferelektrode enthält, um die Kupfer-Ionen zu ersetzen, die verbraucht werden, während die Anionen in der Salzbrücke in Richtung der Zinkseite wandern, wo sie die Lösung mit den frisch erzeugten Zn²⁺-Kationen elektrisch neutral halten.

Die Zinkelektrode wird *Anode* genannt. Es ist die Elektrode, an der die Oxidation stattfindet, und sie wird mit einem »-<-«-Zeichen versehen. Die Kupferelektrode wird *Kathode* genannt. Sie ist die Elektrode, an der die Reduktion stattfindet, und ist mit einem »+<-«-Zeichen versehen.

Eine solche Zelle produziert etwas mehr als ein Volt. Sie können mehr Spannung erzeugen, indem Sie die Lösungen, in denen die Elektroden sind, konzentrierter machen. Aber was können Sie tun, wenn Sie zum Beispiel zwei Volt wollen? Sie haben hierzu einige Möglichkeiten. Sie können zwei dieser Zellen zusammenkoppeln und zwei Volt produzieren, oder Sie können zwei andere Metalle aus dem Aktivitätsserendiagramm in Kapitel 8 wählen, die weiter auseinander sind als Zink und Kupfer. Je weiter die Metalle in der Aktivitätsserie auseinander sind, desto mehr Spannung wird die Zelle produzieren.

Es werde Licht: Taschenlampenbatterien

Die übliche Taschenlampenbatterie (siehe Abbildung 9.2), ein Trockenelement (sie befindet sich nicht in einer Lösung wie eine Daniell-Batterie), ist in einem Zinkgehäuse untergebracht, das als Anode wirkt. Die andere Elektrode, die Kathode, ist ein Graphitstab in der Mitte der Batterie. Eine Schicht aus Manganoxid und Kohlenstoffschwarz (eine der vielen Erscheinungsformen des Kohlenstoffs) umgibt den Graphitstab und eine dicke Paste aus Ammoniumchlorid und Zinkchlorid dient als Elektrolyt. Die Reaktionen sind



Beachten Sie, dass das Gehäuse tatsächlich eine der Elektroden ist. Es wird in der Reaktion verbraucht. Wenn dabei eine dünne Stelle entsteht, bildet sich ein Loch und die Batterie lässt ihren korrosiven Inhalt heraussickern. Außerdem tendiert das Ammoniumchlorid dazu, Metall zu korrodieren, womit wieder die Möglichkeit eines Lecks entsteht.

Im alkalischen Trockenelement (Alkali-Batterie) wird das saure Ammoniumchlorid aus der normalen Trockenbatterie durch basisches (alkalisches) Kaliumhydroxid ersetzt. Mit dieser Chemikalie wird die Korrosion des Zinkbodens stark reduziert.

Eine andere Zelle mit dem gleichen Grundaufbau ist die weithin bei Uhren, Schrittmachern usw. verwendete kleine Quecksilberbatterie. Bei dieser Batterie besteht die Anode aus Zink, wie beim normalen Trockenelement, aber die Kathode ist aus Stahl. Das Quecksilber(II)-oxid (HgO) und eine alkalische Paste bilden den Elektrolyt. Sie sollten diese Art der Batterie vorsichtig entsorgen, damit das Quecksilber nicht in die Umwelt gelangt.

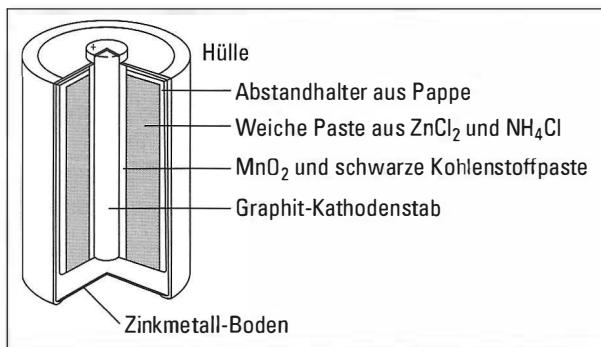


Abbildung 9.2: Eine Trockenbatterie

All diese galvanischen Zellen produzieren Elektrizität, bis ihnen ein Ausgangsstoff ausgeht. Dann müssen sie ausgerichtet werden. Es gibt jedoch auch Batterien, die aufgeladen werden können, so wie die Redox-Reaktion umgekehrt werden kann, um den Ausgangsstoff wieder zu erneuern. Nickel-Cadmium(Ni-Cad)- und Lithiumbatterien fallen in diese Kategorie. Die bekannteste Art aufladbarer Batterien ist wahrscheinlich die Autobatterie.

Gentlemen, starten Sie Ihre Motoren: Autobatterien

Die gewöhnliche Autobatterie oder der gewöhnliche Bleiakku besteht aus sechs Zellen, die in Serie (siehe Abbildung 9.3) geschaltet sind. Die Anode jeder Zelle besteht aus Blei, während die Kathode aus Bleidioxid (PbO_2) besteht. Die Elektroden sind in eine Schwefelsäure(H_2SO_4)-Lösung getaucht. Wenn Sie Ihr Auto starten, finden die folgenden Reaktionen statt:

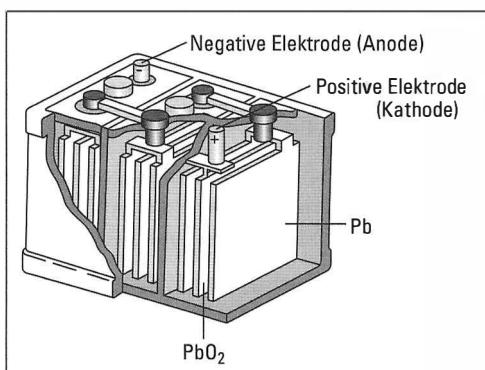
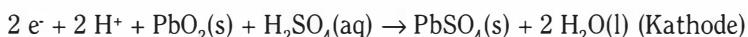
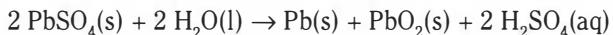


Abbildung 9.3: Der Bleiakku (Autobatterie)

Wenn diese Reaktion stattfindet, werden beide Elektroden zu festem Blei(II)-sulfat und die Schwefelsäure verbraucht.

Nach dem Start (wenn der Motor läuft) übernimmt der Wechselstromgenerator oder die Lichtmaschine die Aufgabe, Elektrizität zu produzieren (für den Funken an der Zündkerze zum Beispiel) und lädt außerdem die Batterie auf. Die Lichtmaschine kehrt sowohl den Fluss der Elektronen in die Batterie als auch die ursprünglichen Redox-Reaktionen um und erneuert das Blei und Bleidioxid:



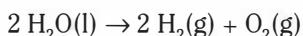
Der Bleiakku kann ziemlich oft entladen und geladen werden. Aber Schlaglöcher auf der Straße oder überraschend auftauchende (!) Bordsteine können dazu führen, dass etwas Bleisulfat abblättert und die Batterie in ihrer Funktion beeinträchtigt wird.

Während des Ladens arbeitet die Autobatterie wie eine andere Art von elektrochemischer Zelle, nämlich wie eine elektrolytische Zelle, bei der durch die eingespeiste Elektrizität die andere Richtung der Redox-Gleichung betrieben wird. Diese Reaktion kann das Aufladen einer Batterie sein, oder sie kann dazu benutzt werden, Omas Teekanne zu galvanisieren.

Fünf Euro für eine goldene Kette? Elektrogalvanisierung

Elektrolytische Batterien, also Batterien, die Elektrizität verwenden, um eine gewünschte Redox-Reaktion zu produzieren, finden wir im Alltag sehr häufig. Aufladbare Batterien sind ein Hauptbeispiel hierfür, aber es gibt noch viele andere Anwendungen. Haben Sie sich schon einmal gefragt, wie das Aluminium Ihrer Bierdose gewonnen wird? Aluminumerz ist überwiegend Aluminiumoxid (Al_2O_3). Aluminiummetall wird durch Reduzieren des Aluminiumoxids in einer elektrolytischen Zelle mit hoher Temperatur produziert, wobei etwa 250.000 Ampere angewendet werden. Das ist eine Menge Elektrizität. Es ist viel billiger, alte Aluminiumdosen einzuschmelzen und neue Dosen daraus zu machen, als das Aluminium aus seinem Erz herauszuholen. Deshalb ist die Aluminiumindustrie so sehr hinter der Wiederverwertung des Aluminiums her. Es ist einfach das bessere Geschäft.

Wasser kann durch Elektrizität in einer elektrolytischen Zelle zerlegt werden. Dieser Prozess, chemische Änderungen dadurch zu erzeugen, dass man elektrischen Strom durch eine elektrolytische Zelle schickt, nennt man *Elektrolyse*. Die Reaktionsgleichung für die Elektrolyse von Wasser ist:



Ganz ähnlich können metallisches Natrium und Chlorgas durch die Elektrolyse von geschmolzenem Natriumchlorid erzeugt werden.

Elektrolytische Zellen werden auch bei dem Galvanisierung genannten Prozess eingesetzt. Bei der Galvanisierung wird ein teureres Metall auf die Oberfläche eines billigeren Metalls durch Elektrolyse aufgebracht (in einer sehr dünnen Schicht). Bevor die Plastikstoßstangen beliebt wurden, wurden Stahlstoßstangen verwendet, auf die durch Elektrolyse Chrom in einer dünnen Schicht aufgebracht wurde. Jene Goldkettchen, die man für 5 € kaufen kann, werden in Wirklichkeit aus billigem Metall mit einer galvanisierten Oberfläche aus Gold hergestellt. Abbildung 9.4 zeigt die Galvanisierung von Silber auf eine Teekanne.

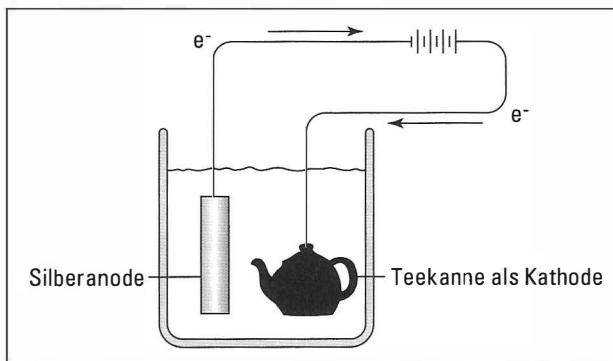


Abbildung 9.4: Galvanisierung von Silber auf der Oberfläche einer Teekanne

Eine Batterie wird im Allgemeinen verwendet, um Elektrizität für irgendeinen Vorgang bereitzustellen. Die Teekanne wirkt als Kathode, und ein Silberbarren wirkt als Anode. Der Silberbarren stellt die Silber-Ionen bereit, die auf die Oberfläche der Teekanne reduziert werden. Viele Metalle und sogar einige Legierungen können so durch Galvanisierung aufgebracht werden. Jeder mag diese tollen Oberflächen, insbesondere auch deshalb, weil sie nicht mit den hohen Kosten des eigentlichen Metalls verbunden sind. (Das erinnert mich an einen Olympiaathleten, der so stolz auf seine Goldmedaille war, dass er sie mit Bronze überzog!)

Dies bringt mich zur Weißglut! Verbrennung von Treibstoffen und Nahrung

Verbrennungsreaktionen sind Redox-Reaktionen, die für das Leben und die Zivilisation absolut essenziell sind, weil Wärme das wichtigste Produkt dieser Reaktionen ist. Das Verbrennen von Kohle, Holz, Erdgas und Petroleum heizt unsere Häuser und liefert den überwiegenden Teil unserer Elektrizität. Die Verbrennung von Benzin, Düsenflugzeugtreibstoff und Dieseltreibstoff treibt unsere Transportsysteme an. Und die Verbrennung von Nahrung sichert das Funktionieren unserer eigenen Körper.

Haben Sie sich schon einmal gefragt, wie der Energieinhalt von Treibstoff oder der Nahrung gemessen wird? Zur Messung des Wärmeinhalts verwendet man ein *Kalorimeter*. Abbildung 9.5 zeigt die größeren Komponenten eines Bombenkalorimeters.

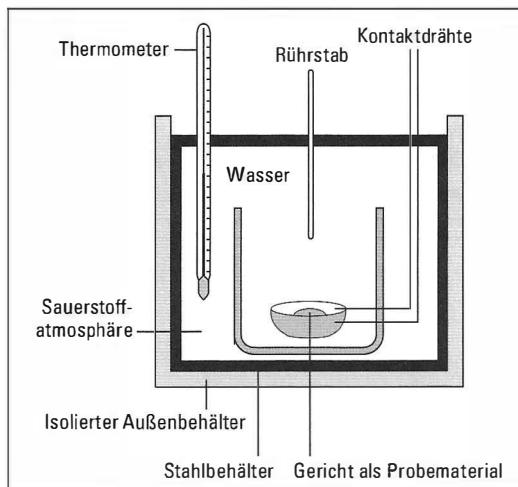


Abbildung 9.5: Aufbau eines Kalorimeters

Um den Energieinhalt von Treibstoffen zu messen, wird eine bekannte Masse des Stoffs in einen Messbehälter gefüllt und versiegelt. Die Luft wird aus dem Behälter entfernt und durch reinen Sauerstoff ersetzt. Der Behälter wird dann ins Kalorimeter gestellt und mit einer bestimmten Menge Wasser umgeben. Die Anfangstemperatur des Wassers wird nun gemessen und dann

9 ► Elektrochemie: Batterien für Teekannen

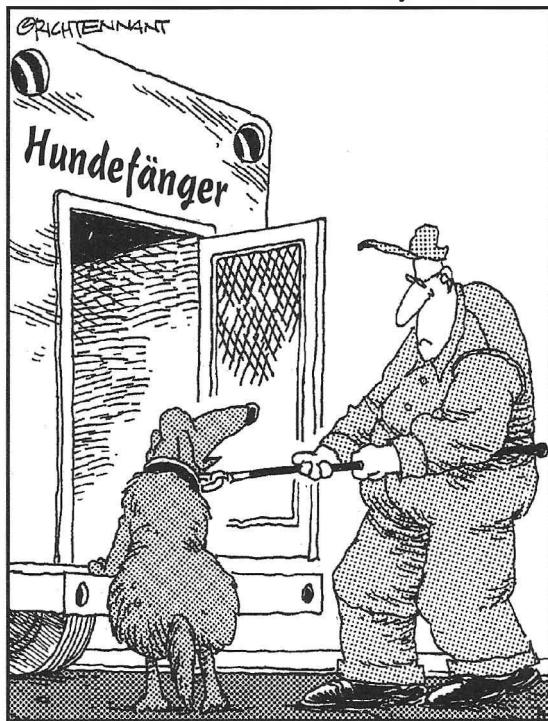
wird die Probe elektrisch aufgeheizt. Nun wird der Temperaturanstieg gemessen, und die Anzahl der Kalorien der freigegebenen Energie wird berechnet. Eine Kalorie ist die Wärmemenge, die man braucht, um die Temperatur von 1 Gramm Wasser um 1 Grad Celsius anzuheben. Die vollständige Verbrennung eines großen Küchenstreichholzes ergibt zum Beispiel etwa eine Kilokalorie. (Siehe Kapitel 2 zu den Grundlagen von Kalorien und Energiemessungen.)

Der Wärmeinhalt der Nahrung kann genau so bestimmt werden. Chemiker geben ihre Ergebnisse in Kalorien oder Kilokalorien an, während Diätetiker von Nährkalorien sprechen. Eine Nährkalorie entspricht einer Kilokalorie des Chemikers (1.000 Kalorien). Ein Bonbon mit 300 Kalorien produziert 300.000 Kalorien Energie. Leider kann all diese Energie nicht sofort verbraucht werden, so dass eine gewisse Menge dieser Energie in Form von Fett gespeichert wird. Das Resultat vieler Bonbons trage ich nun mit mir herum.

Teil III

Das Mol, der beste Freund des Chemikers

The 5th Wave By Rich Tennant



»Was ist schon ein Doktor in Chemie, ich habe meine
eigene Zirkusnummer.«

In diesem Teil ...

Chemiker bewegen sich in einer Welt von sichtbaren oder anfassbaren Dingen – der makroskopischen Welt der Gramme, Liter und Meter. Sie führen chemische Reaktionen aus, indem sie einige Gramm Reaktanden nehmen, und sie messen auch die Menge des erzeugten Produktes in Gramm. Sie verwenden Liter, um die Menge eines erzeugten Gases zu messen. Sie prüfen eine Lösung mit Lackmus-Papier, um festzustellen, ob es sich um eine Säure oder um eine Base handelt.

Chemiker bewegen sich jedoch auch in der mikroskopischen Welt der Atome und Moleküle. Da Atome und Moleküle so klein sind, sind Chemiker erst seit kurzem in der Lage, sie zu sehen – dank der fortschrittlichen Technologie der neuesten mikroskopischen Technik. Chemiker betrachten Säuren und Basen als Geber beziehungsweise Nehmer von Protonen und nicht nur als Farbveränderung eines Indikators. Dabei helfen Modelle dem Chemiker, die Prozesse zu verstehen und sogar vorherzusagen, was in der mikroskopischen Welt passiert. Diese Modelle lassen sich in ganz alltägliche Anwendungen übertragen.

Die folgenden Kapitel zeigen Ihnen die Brücke zwischen der makroskopischen und mikroskopischen Welt – das Mol. Ich erkläre Ihnen die Reaktionsstöchiometrie – also wie viel Ausgangsstoff benötigt wird, um eine spezielle Menge eines Produktes zu erzeugen. Ich führe den Begriff der Lösung und den der Kolloide ein und zeige Ihnen, was Säuren, Basen und Gase sind. Sie erfahren etwas über die Vielfalt der Beziehungen zwischen den Eigenschaften von Gasen und wie man diese mit der Stöchiometrie in Beziehung setzt. In der Chemie ist alles irgendwie miteinander verknüpft.

Das Mol: Atome zum Anfassen

10

In diesem Kapitel

- Durch Wiegen zählen
 - Das Mol-Konzept analysieren
 - Das Mol bei chemischen Berechnungen benutzen
-

Chemiker tun viele Dinge. Eines ist, neue Substanzen zu erzeugen, was die Chemiker *Synthese* nennen. Und eine logische Frage, die sie dabei stellen, ist »wie viel?«

»Wie viel von diesem Ausgangsstoff benötige ich, um wie viel von jenem Produkt herzustellen? Oder wie viel Produkt kann ich aus so viel Ausgangsstoffen erzeugen?« Um solche Fragen zu beantworten, müssen Chemiker in der Lage sein, eine ausbalancierte chemische Reaktionsgleichung, in der nur Begriffe wie Atome, Moleküle usw. vorkommen, so anzuwenden, dass sie die für die angestrebte Reaktion notwendigen Mengen in Gramm, Pfund oder Tonnen real im Labor abwägen können. Das Mol-Konzept ermöglicht es Chemikern, von der mikroskopischen Welt von Atomen und Molekülen zum realen Wert in Gramm und Kilogramm überzugehen, eines der wichtigsten, zentralen Konzepte in der Chemie. In diesem Kapitel stelle ich Sie Herrn Mol vor.

Das Zählen durch Wiegen

Nehmen Sie an, Sie haben die Aufgabe, 1.000 Muttern und 1.000 Schrauben in große Taschen zu packen, und Sie werden für jede volle Tasche bezahlt. Was ist die effizienteste und schnellste Art, die Muttern und Bolzen zu zählen? Wiegen Sie hundert oder sogar zehn Stück ab und ermitteln Sie dann, wie viel tausend davon wiegen. Füllen Sie die Tasche mit Muttern auf, bis sie so schwer ist, wie 1000 rechnerisch wiegen müssen. Wenn Sie die richtige Anzahl von Muttern haben, machen Sie das Gleiche mit den Schrauben. Mit anderen Worten: Zählen Sie durch Wiegen; das ist eine der effizientesten Möglichkeiten, große Mengen von Objekten zu zählen.

In der Chemie zählen Sie sehr große Mengen von Teilchen wie Atome und Moleküle. Um sie gut und schnell zu zählen, sind Sie auf das Zählen durch Wiegen angewiesen. Die Zählung-durch-Wiegen-Methode bedeutet, dass Sie wissen müssen, wie viel die einzelnen Atome und Moleküle wiegen. Sie können nun die Masse der einzelnen Atome dem Periodensystem entnehmen. Was aber ist mit den Massen der Verbindungen? Nun, Sie können die Massen der einzelnen Atome in der Verbindung einfach zusammenzählen und erhalten damit das Molekulargewicht oder Formelgewicht. (Molekulargewichte beziehen sich auf Verbindungen kovalent gebundener Verbindungen, Formelgewichte beziehen sich sowohl auf Ionen- als auch kovalente Verbindungen. Schauen Sie in den Kapiteln 6 und 7 nach den Details von Ionen- und kovalenten Bindungen.)

Hier ein einfaches Beispiel, das zeigt, wie das Molekulargewicht einer Verbindung zu berechnen ist: Wasser, H_2O , ist aus zwei Wasserstoff-Atomen und einem Sauerstoff-Atom zusammengesetzt. Mit einem Blick in das Periodensystem stellt man fest, dass ein Wasserstoff-Atom 1,0079 amu (atomare Masseneinheit, atomic mass unit, siehe Kapitel 3) schwer ist, ein Sauerstoff-Atom wiegt 15,999 amu. Um das Molekulargewicht von Wasser zu berechnen, zählen Sie die Atommassen von zwei Wasserstoff-Atomen und einem Sauerstoff-Atom einfach zusammen:

$$2 \times 1,0079 \text{ amu} = 2,016 \text{ amu} \quad (\text{zwei Wasserstoff-Atome})$$

$$1 \times 15,999 \text{ amu} = 15,999 \text{ amu} \quad (\text{ein Sauerstoff-Atom})$$

$$2,016 \text{ amu} + 15,999 \text{ amu} = 18,015 \text{ amu} \quad (\text{die Masse des Wassermoleküls})$$

Jetzt versuchen Sie etwas Schwierigeres. Berechnen Sie das Formelgewicht des Aluminium-Sulfats $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. In diesem Salz haben Sie zwei Aluminium-Atome, drei Schwefel-Atome und zwölf Sauerstoff-Atome. Nachdem Sie die einzelnen Massen der Atome im Periodensystem gefunden haben, können Sie das Formelgewicht wie folgt berechnen:

$$[(2 \times 26,982 \text{ amu}) + (3 \times 32,066 \text{ amu}) + (12 \times 15,999 \text{ amu})] = 342,15 \text{ amu}$$

für das Aluminium für den Schwefel für den Sauerstoff für $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

Paare, Dutzende, alte Riese und Mole

Wenn wir Menschen uns mit Objekten befassen, denken wir oft an eine bestimmte, vernünftige Menge hiervon. Wenn eine Frau zum Beispiel Ohrringe kauft, kauft sie normalerweise zwei davon. Wenn ein Mann ins Lebensmittelgeschäft geht, kauft er Eier im Dutzend. Und wenn ich zum Bürobedarfsgeschäft gehe, kaufe ich ein Ries Kopierpapier.

Wir verwenden Wörter, um die ganze Zeit Nummern darzustellen – ein Paar ist zwei, ein Dutzend ist zwölf, und ein altes Ries sind 500 Stück. All diese Wörter sind Maßeinheiten. Sie eignen sich besonders für die Objekte, auf die sie angewendet werden. Selten würden Sie ein Ries Ohrringe oder ein Paar Papier kaufen wollen.

Genauso ist das, wenn Chemiker mit Atomen und Molekülen umgehen. Dann brauchen sie eine angenehme Einheit, die die sehr kleine Größe von Atomen und Molekülen in Betracht zieht. Es gibt solch eine Einheit. Sie wird Mol genannt.

Avogadros Nummer: Steht nicht im Telefonbuch

Das Wort Mol steht für eine Zahl – $6,022 \times 10^{23}$. Diese Zahl wird nach dem Wissenschaftler Amedeo Avogadro, der die grundlegenden Arbeiten hierzu geleistet hat, allgemein *Avogadrozahl* genannt.

Nun ist ein Mol – $6,022 \times 10^{23}$ – eine wirklich riesige Zahl. Ausgeschrieben ist dies
602.200.000.000.000.000.000.000

Das ist der Grund, warum ich die wissenschaftliche Schreibweise so mag.

Wenn Sie ein Mol von Marshmallows hätten, würde es die Vereinigten Staaten in einer Dicke von etwa 600 Meilen bedecken. Ein Mol von Reiskörnern würde den Kontinentteil der Welt in einer Dicke von 75 Metern bedecken. Und ein Mol von Würmern ... nein, darüber will ich noch nicht einmal nachdenken!

Die Avogadrozahl steht also für eine bestimmte Zahl von Dingen. Normalerweise sind das Atome und Moleküle. Also bezieht sich das Mol auf die mikroskopische Welt von Atomen und Molekülen. Aber wie bezieht es sich auf die makroskopische Welt, in der ich arbeite?

Die Antwort ist, dass ein Mol auch die Anzahl von Teilchen in genau 12 Gramm eines besonderen Isotops von Kohlenstoff (C-12) ist. So, wenn Sie genau 12 Gramm ^{12}C haben, haben Sie $6,022 \times 10^{23}$ Kohlenstoff-Atome, was auch ein Mol von ^{12}C -Atomen bedeutet. Für jedes andere Element ist ein Mol die in Gramm ausgedrückte Atommasse. Und für eine Verbindung ist ein Mol die Verbindungsformel oder das Molekulargewicht in Gramm.

Die Anwendung des Mols in der realen Welt

Die Masse eines Wassermoleküls ist 18,015 amu (siehe Abschnitt *Das Zählen durch Wiegen* für die Berechnung der Masse von Verbindungen). Weil ein Mol das Molekulargewicht einer Verbindung in Gramm ist, kann man nun genau sagen, dass die Masse eines Mols von Wasser 18,015 Gramm ist. Sie können auch sagen, dass 18,015 Gramm Wasser $6,022 \times 10^{23} \text{ H}_2\text{O}$ -Moleküle oder ein Mol Wasser enthalten. Und das Mol von Wasser setzt sich aus zwei Molen Wasserstoff und einem Mol Sauerstoff zusammen.

Das Mol ist die Brücke zwischen der mikroskopischen und der makroskopischen Welt:

$6,022 \times 10^{23}$ Teilchen sind ein Mol und entsprechen der Atom- (oder Verbindungsformel-) Masse in Gramm.

Wenn Sie eines der drei Dinge – Teilchen, Mol oder Gramm – haben, dann können Sie die anderen zwei berechnen.

Nehmen wir zum Beispiel an, Sie wollen wissen, wie viele Wassermoleküle in 5,50 mol Wasser sind. Sie können das Problem wie folgt lösen:

$$5,50 \text{ mol} \times 6,022 \times 10^{23} \text{ Moleküle/mol} = 3,31 \times 10^{24} \text{ Moleküle}$$

Oder nehmen wir an, Sie wollen wissen, wie viele Mole in 25,0 Gramm Wasser sind. Sie können das Problem wie folgt lösen (siehe auch Anhang B zur Exponenten-Arithmetik):

$$\frac{25,0 \text{ g H}_2\text{O}}{1} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,015 \text{ g H}_2\text{O}} = 1,39 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Sie können sogar von Gramm auf die Anzahl der Teilchen schließen. Wie viele Moleküle sind zum Beispiel in 100,0 Gramm Kohlenstoffdioxid?

Das Erste, das Sie tun müssen, ist, das Molekulargewicht von CO_2 zu bestimmen. Ein Blick auf das Periodensystem genügt, um festzustellen, dass ein Kohlenstoff-Atom 12,011 amu und ein Sauerstoff-Atom 15,999 amu wiegt. Jetzt bestimmen Sie das Molekulargewicht wie folgt:

$$[(1 \times 12,011 \text{ g/mol}) + (2 \times 15,999 \text{ g/mol})] = 44,01 \text{ g/mol für CO}_2$$

Jetzt können Sie das Problem lösen:

$$\frac{100,0 \text{ g } CO_2}{1} \times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44,01 \text{ g}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ Moleküle}}{1 \text{ mol}} = 1,368 \times 10^{24} CO_2 \text{ Moleküle}$$

Es ist genau so leicht, von Teilchen zu Molen und zu Gramm zu kommen.

Sie können das Mol-Konzept auch verwenden, um die empirische Formel einer Verbindung mit Hilfe der Information über die prozentuale Zusammensetzung für diese Verbindung – dem Prozentsatz der Masse jedes Elements in der Verbindung – zu berechnen. (Die empirische Formel gibt die verschiedenen Arten von Elementen in einem Molekül und den kleinsten gemeinsamen ganzzahligen Nenner jedes Atoms im Molekül an. Siehe Kapitel 7 für mehr Details.)

Wenn ich versuche, die empirische Formel einer Verbindung zu bestimmen, besitze ich oft Informationen zum Prozentsatz. Die Bestimmung der Prozentsätze ist eine der ersten Analysen, die ein Chemiker beim Kennenlernen einer neuen Verbindung durchführt. Nehmen Sie zum Beispiel an, ich hätte herausgefunden, dass eine spezielle Verbindung die folgende prozentuale Zusammensetzung von Elementen aufweist: 26,4% Na, 36,8% S und 36,8% O. Da ich mich mit Prozентen befasse (Betrag pro hundert), nehme ich an, dass ich 100 Gramm der Verbindung habe, so dass meine Prozentsätze direkt als Massen hergenommen werden können. Ich wandle dann jede Masse in Mol um wie folgt.

$$\frac{26,4 \text{ g Na}}{1} \times \frac{1 \text{ mol Na}}{22,99 \text{ g}} = 1,15 \text{ mol Na}$$

$$\frac{36,8 \text{ g S}}{1} \times \frac{1 \text{ mol S}}{32,07 \text{ g}} = 1,15 \text{ mol S}$$

$$\frac{36,8 \text{ g O}}{1} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g}} = 2,30 \text{ mol O}$$

Jetzt kann ich die empirische Formel von $Na_{1,15}S_{1,15}O_{2,30}$ aufschreiben. Ich weiß, dass meine Subskripte ganze Zahlen sein müssen. Ich dividiere also jedes Subskript durch das kleinste, also 1,15, und erhalte $NaSO_2$. (Wenn ein Subskript 1 ist, wird es nicht angezeigt.) Ich kann dann eine Masse für die empirische Formel durch Zusammenzählen der Atommassen im Periodensystem von einem Natrium- (Na), einem Schwefel- (S) und zwei Sauerstoff-Atomen (O) berechnen. Ich erhalte damit ein empirisches Formelgewicht von 87,056 Gramm. Nehmen wir an, dass ich in einem anderen Versuch herausbekommen habe, dass das tatsächliche Molekulargewicht dieser Verbindung 174,112 Gramm war. Durch Division von 174,112 Gramm durch 87,056 Gramm (tatsächliches Molekulargewicht durch empirisches Formelgewicht) erhalte ich 2. Dies bedeutet, dass die reale molekulare Formel zweimal die empirische Formel ist, so dass die Verbindung tatsächlich $Na_2S_2O_4$ ist.

Chemische Reaktionen und das Mol

Ich denke, einer der Gründe, warum ich es genieße, Chemiker zu sein, ist, dass ich gerne kuche. Ich sehe viele Ähnlichkeiten zwischen Kochen und Chemie. Ein Chemiker nimmt bestimmte Reaktanden und macht etwas Neues daraus. Ein Koch macht eigentlich das Gleiche. Er oder sie nimmt bestimmte Dingen, Zutaten genannt, und macht etwas Neues daraus.

Ich stelle zum Beispiel gerne die FAT-Verbindung her (FAT = Fantastische Apfel Torte). Das Rezept hierzu lautet:

Äpfel + Zucker + Mehl + Gewürz = FAT

Halt, warten Sie. Mein Rezept hat auch Portionen. Es sieht mehr so aus:

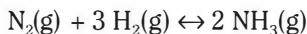
4 Tassen Äpfel + 3 Tassen Zucker + 2 Tassen Mehl + 1/10 Tasse Gewürze = 12 FATs

Mein Rezept sagt mir, wie viel jeder Zutat ich brauche, und wie viele FATs ich dadurch erhalte. Ich kann mein Rezept sogar dazu verwenden, um einzuschätzen, wie viel von jeder Zutat ich für eine bestimmte Menge von FATs benötige. Nehmen wir zum Beispiel an, ich gebe ein großes Abendessen, und ich brauche 250 FATs. Ich kann mein Rezept nun anwenden, um die Menge Äpfel, Zucker, Mehl und Gewürze zu berechnen, die ich benötige. Hier ist zum Beispiel meine Schätzung der Zuckermenge:

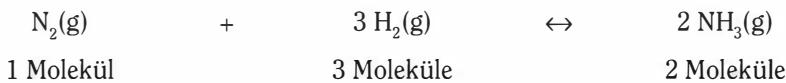
$$\frac{250 \text{ FATs}}{1} \times \frac{3 \text{ Tassen Zucker}}{12 \text{ FATs}} = 62,5 \text{ Tassen Zucker}$$

Ich kann das Gleiche für die Äpfel, das Mehl und die Gewürze durch einfaches Ändern des Bruches jeder Zutat in obiger Gleichung erreichen (als ein Vielfaches der Quote für 12 FATs).

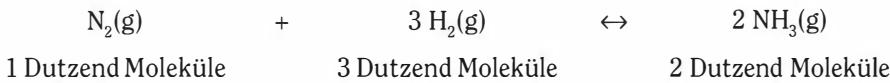
Die ausbalancierte chemische Gleichung erlaubt Ihnen genau das Gleiche. Sehen Sie sich zum Beispiel meine Lieblingsreaktion, den Haber-Prozess an, ein Verfahren zur Herstellung von Ammoniak (NH_3) durch Reaktion von Stickstoffgas mit Wasserstoffgas:



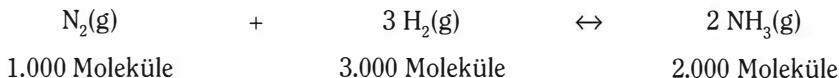
In Kapitel 8 verwende ich diese Reaktion immer wieder für verschiedene Beispiele (sagte ich eigentlich schon, dass es meine Lieblingsreaktion ist?) und erläutere auch, dass Sie die Reaktion so lesen können: Ein Molekül von Stickstoffgas reagiert mit drei Molekülen von Wasserstoffgas, um zwei Moleküle Ammoniak zu erzeugen.



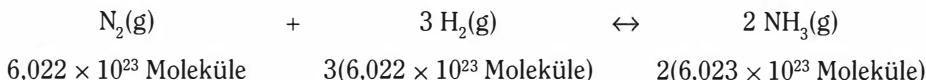
Jetzt können Sie alles durch einen Faktor 12 vergrößern:



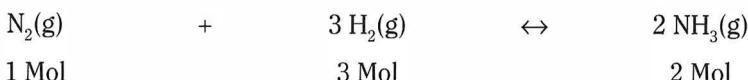
Sie können es sogar bis 1.000 vergrößern:



Oder, wie wär's mit $6,022 \times 10^{23}$:



Moment mal! Ist nicht $6,022 \times 10^{23}$ ein Mol? Wir können die Gleichung also so schreiben:



Richtig! Die Koeffizienten in der ausbalancierten chemischen Gleichung können nicht nur Atome und Moleküle darstellen, sondern auch die Zahl der Mole.

Nun werfen Sie noch einen Blick auf mein Rezept für FATs:

4 Tassen Äpfel + 3 Tassen Zucker + 2 Tassen Mehl + 1/10 Tasse Gewürze = 12 FATs

Nun habe ich aber ein Problem. Wenn ich zum Lebensmittelgeschäft gehe, kaufe ich keine frischen Äpfel in der Tasse. Ebenso wenig kaufe ich Zucker oder Mehl in der Tasse, sondern pfundweise. Also kaufe ich einen großen Überschuss. Da ich aber geizig bin (na ja, preisbewusst passt besser), will ich so nah wie möglich an den Betrag heran, den ich wirklich benötige. Wenn ich das Gewicht pro Tasse für jede Zutat kenne, habe ich die Lösung. So wiege ich die Zutaten und bekomme

1 Tasse Äpfel = 0,5 Pfd.; 1 Tasse Zucker = 0,7 Pfd.; 1 Tasse Mehl = 0,3 Pfd.; 1 Tasse Gewürze = 0,2 Pfd.

Jetzt kann ich die Messungen in meinem Rezept einsetzen:

4 Tassen Äpfel + 3 Tassen Zucker + 2 Tassen Mehl + 1/10 Tasse Gewürze = 12 FATs

4(0,5 Pfd.) 3(0,7 Pfd.) 2(0,3 Pfd.) 1/10(0,2 Pfd.)

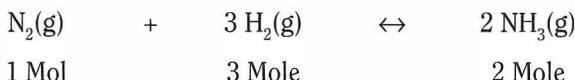
Wenn ich jetzt wissen will, wie viele Pfund Äpfel ich für 250 FATs benötige, kann ich die entsprechende Gleichung wie folgt aufstellen:

$$\frac{250 \text{ FAT}}{1} \times \frac{4 \text{ Tassen Äpfel}}{12 \text{ FATs}} \times \frac{0,5 \text{ Pfd.}}{1 \text{ Tasse Äpfel}} = 41,7 \text{ Pfd. Äpfel}$$

Ich kann bestimmen, wie viel jeder Zutat ich (in Pfd.) benötige, wenn ich genau weiß, welches Gewicht eine Tasse dieser Zutat besitzt.

Genau das Gleiche gilt bei chemischen Gleichungen. Wenn Sie das Formelgewicht der Ausgangsstoffe und der Produkte kennen, können Sie herausbekommen, wie viel Sie benötigen und wie viel Sie produzieren.

Überprüfen Sie zum Beispiel wieder diese Haber-Reaktion:



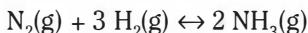
Sie brauchen nur die Molekulargewichte der Reaktanden und des Produkts zu bestimmen und bauen dann die Gewichte in die Gleichung ein. Verwenden Sie das Periodensystem, um die Massen der Atome und der Verbindung zu bestimmen (siehe Abschnitt *Das Zählen durch Wiegen* weiter vorne in diesem Kapitel) und jene Zahlen mit der Anzahl von Molen wie folgt zu multiplizieren:

$$1(28,014 \text{ g/mol}) \quad 3(2,016 \text{ g/mol}) \quad 2(17,031 \text{ g/mol})$$

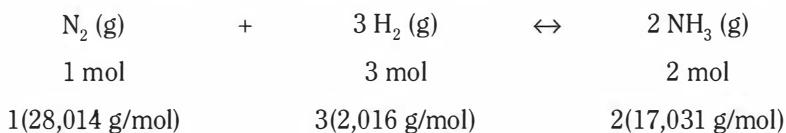
Wie viel man für wie viel braucht: Reaktionsstöchiometrie

Sobald man die Massenbeziehungen aufgestellt hat, kann man einige Stöchiometrieprobleme behandeln. *Stöchiometrie* behandelt die Massenbeziehung in chemischen Gleichungen.

Sehen Sie sich meine Lieblingsreaktion an – erraten! – den Haber-Prozess:



Nehmen wir an, Sie wollen wissen, wie viel Gramm Ammoniak durch die Reaktion von 75,00 Gramm Stickstoff bei Wasserstoffüberschuss produziert werden kann. Das Mol-Konzept liefert Ihnen den Schlüssel. Die Koeffizienten in der ausbalancierten Gleichung sind nicht nur die Anzahl von einzelnen Atomen oder Molekülen, sondern auch die Anzahl von Molen.

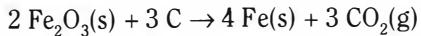


Zunächst können Sie 75,00 Gramm Stickstoff in Mole von Stickstoff umwandeln. Dann verwenden Sie das Verhältnis der Mole von Ammoniak zu den Molen von Stickstoff aus der ausbalancierten Gleichung, um sie in Ammoniak-Mole umzuwandeln. Zuletzt nehmen Sie die Ammoniak-Mole und wandeln sie in Gramm um. Die Gleichung sieht wie folgt aus:

$$\frac{17,031 \text{ g } \text{NH}_3}{1 \text{ mol } \text{NH}_3} \times \frac{75,00 \text{ g } \text{N}_2}{1 \text{ mol } \text{N}_2} \times \frac{1}{28,014 \text{ g } \text{N}_2} \times \frac{2 \text{ mol } \text{NH}_3}{1 \text{ mol } \text{N}_2} \times \\ = 91,19 \text{ g } \text{NH}_3$$

Das Verhältnis der Mole NH_3 und N_2 wird *stöchiometrisches Verhältnis* genannt. Dieses Verhältnis ermöglicht Ihnen, vom Mol einer Substanz in einer ausgeglichenen chemischen Gleichung zu den Molen von einer anderen Substanz zu konvertieren.

Ihnen hängt der Haber-Prozess zum Hals heraus? (Mir nicht!) Werfen wir einen Blick auf eine andere Reaktion – die Reduktion des Rosts (Fe_2O_3), um Rost durch Kohlenstoff in Eisen zu verwandeln. Die ausbalancierte chemische Reaktion sieht so aus:



Wenn Sie stöchiometrische Probleme bearbeiten wollen, müssen Sie mit einer ausbalancierten chemischen Gleichung beginnen. Wenn Sie an einem anderen Punkt beginnen, müssen Sie erst die Gleichung ausbalancieren.

In diesem Beispiel sind die benötigten Formelgewichte:

- ✓ **Fe₂O₃:** 159,69 g/mol
- ✓ **C:** 12,01 g/mol
- ✓ **Fe:** 55,85 g/mol
- ✓ **CO₂:** 44,01 g/mol

Nehmen wir an, Sie wollen wissen, wie viel Gramm Kohlenstoff für 1000 Kilogramm Rost benötigt werden. Dann müssen Sie das Kilogramm Rost in Gramm umwandeln und das Gramm in Mol. Dann können Sie ein stöchiometrisches Verhältnis zwischen Rost und Kohlenstoff in Mol und schließlich in Gramm aufstellen. Die Gleichung sieht dann so aus:

$$\frac{1,000 \text{ kg Fe}_2\text{O}_3}{1} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{159,69 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} \times \frac{3 \text{ mol C}}{2 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \times \frac{12,01 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 112,85 \text{ g C}$$

Sie können sogar die Anzahl der Kohlenstoff-Atome berechnen, die mit 1,000 Kilogramm Rost reagieren. Sie verwenden grundsätzlich dieselben Umrechnungen, aber anstatt Mole von Kohlenstoff in Gramm umzuwandeln, konvertieren Sie von Kohlenstoffmolen zu Kohlenstoff-Atomen mit Hilfe der Avogadrozahl:

$$\frac{1,000 \text{ kg Fe}_2\text{O}_3}{1} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{3 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{2 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \times \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{159,69 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ Atome}}{1 \text{ mol C}} = 5,657 \times 10^{24} \text{ C-Atome}$$

Nun möchte ich Ihnen zeigen, wie man die Menge Eisen in Gramm berechnet, wenn 1 kg Rost mit Kohlenstoff (im Überschuss) reagiert. Es ist derselbe Grundprozess wie zuvor – von Kilogramm Rost zu Gramm Rost zu Mol Rost zu Mole von Eisen zu Gramm Eisen:

$$\frac{1,000 \text{ kg Fe}_2\text{O}_3}{1} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{159,69 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} \times \frac{4 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{2 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \times \frac{55,85 \text{ g}}{1 \text{ mol Fe}} = 699,5 \text{ g Fe}$$

Also sagen wir voraus, dass wir 699,5 Gramm Eisen erzeugen können. Was ist aber, wenn bei dieser Reaktion nur 525,0 Gramm Eisen erzeugt werden? Es kann mehrere Gründe geben, warum man weniger produziert als erwartet – schlampige Technik oder unreine Reaktanden. Es ist auch ziemlich wahrscheinlich, dass die Reaktion im Gleichgewicht in beiden Richtungen abläuft. Sie bekommen nie eine 100-Prozent-Umwandlung von Reaktanden zu Produkten. (Siehe Kapitel 8 für mehr Details über Gleichgewichtsreaktionen.) Wäre es nicht schön, wenn es eine Möglichkeit gäbe, den Wirkungsgrad einer speziellen Reaktion zu bestimmen? Das geht! Man nennt es *prozentuale Ausbeute*.

Wo ist es geblieben? Prozentuale Ausbeute

In fast jeder Reaktion produziert man weniger als erwartet. Sie können weniger produzieren, weil die meisten Reaktionen Gleichgewichtsreaktionen sind (siehe Kapitel 8) oder weil eine andere Randbedingung ins Spiel kommt. Chemiker können eine Vorstellung vom Wirkungsgrad einer Reaktion durch Berechnen der prozentualen Ausbeute dafür bekommen:

$$\% \text{ - Ausbeute} = \frac{\text{reale Ausbeute}}{\text{theoretische Ausbeute}} \times 100$$

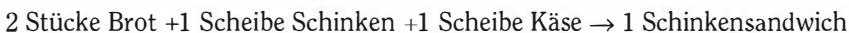
Die *reale Ausbeute* ist das, was Sie als Produkt erhalten, wenn Sie die Reaktion durchführen. Die *theoretische Ausbeute* ist das, was bei der formelhaften Berechnung herauskommt. Das Verhältnis dieser zwei Ausbeuten gibt Ihnen eine Vorstellung über die Effizienz der Reaktion. Für die Reaktion von Rost (siehe vorigen Abschnitt) ist Ihre theoretische Ausbeute 699,5 Gramm Eisen; Ihre tatsächliche Ausbeute ist 525,0 Gramm. Deshalb ist die prozentuale Ausbeute

$$\text{Ausbeute (in \%)} = \frac{525,0 \text{ g}}{699,5 \text{ g}} \times 100 = 75,05 \%$$

Eine prozentuale Ausbeute von etwa 75 Prozent ist gar nicht so schlecht, aber Chemiker und chemische Ingenieure hätten lieber 90+ Prozent. Eine Pflanze, die die Haber-Reaktion verwendet, hat eine prozentuale Ausbeute von mehr als 99 Prozent. Was für ein Wirkungsgrad!

Zu viel oder zu wenig: Limitierende Reaktanden

Ich kuche gerne und ich habe fast immer Hunger. Also möchte ich jetzt darüber schreiben, einige Schinkensandwichs zu machen. Weil ich Chemiker bin, kann ich eine Gleichung zu einem Schinkensandwichmittagessen hinschreiben:

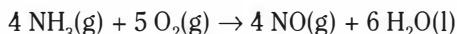


Nehmen wir an, ich überprüfe meine Einkäufe und meinen Vorrat, und ich habe zwölf Stücke Brot, fünf Scheiben Schinken und zehn Scheiben Käse. Wie viele Sandwichs kann ich machen? Natürlich fünf. Ich habe genug Brot für sechs Sandwichs, genug Schinken für fünf und genug Käse für zehn. Aber ich weiß, dass mir der Schinken zuerst ausgeht – Brot und Käse werden übrig bleiben. Die Zutat, die als erste ausgeht, begrenzt die Menge an Produkt (Sandwichs), die ich erzeugen kann. Sie ist der *limitierende Reaktand*.

Das Gleiche gilt für chemische Reaktionen. Normalerweise geht einer der Reaktanden aus und andere bleiben entsprechend übrig. (Bei einigen der überall in diesem Kapitel verteilten Probleme zeige ich Ihnen, welcher Reaktand der limitierende ist, indem man herausfindet, welcher Reaktand überschüssig ist.)

In diesem Abschnitt zeige ich Ihnen, wie man den limitierenden oder auch Engpassreaktanden bestimmt.

Hier ist eine Reaktion zwischen Ammoniak und Sauerstoff:



Nehmen wir an, Sie beginnen mit 100,0 Gramm Ammoniak und Sauerstoff, und Sie wollen wissen, wie viel Gramm NO (manchmal auch Stickoxid oder Stickstoffmonooxid genannt) Sie produzieren können. Sie müssen den einschränkenden Reaktanden bestimmen und dann Ihre stöchiometrischen Berechnungen darauf aufbauen.

Um zu verstehen, welcher Reaktand der einschränkende ist, können Sie das Mol-zu-Koeffizienten-Verhältnis berechnen: Sie berechnen die Anzahl der Mole von Ammoniak und Sauerstoff und dann teilen Sie jede durch ihren Koeffizienten in der ausbalancierten chemischen Gleichung. Derjenige mit dem kleinsten Mol/Koeffizienten-Verhältnis ist der limitierende Reaktand. Für die Reaktion des Ammoniaks zu Stickoxid können Sie das Mol/Koeffizienten-Verhältnis für Ammoniak und Sauerstoff wie folgt berechnen:

$$\frac{100,0 \text{ g NH}_3}{1} \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17,03 \text{ g}} = \frac{5,87 \text{ mol}}{4} = 1,47$$

$$\frac{100,0 \text{ g NH}_3}{1} \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,00 \text{ g}} = \frac{3,13 \text{ mol}}{5} = 0,625$$

Ammoniak hat ein Mol/Koeffizienten-Verhältnis von 1,47 und Sauerstoff hat ein entsprechendes Verhältnis von 0,625. Weil Sauerstoff das niedrigere Verhältnis hat, ist Sauerstoff der einschränkende Reaktand und man muss seine Berechnungen darauf aufbauen.

$$\frac{100,0 \text{ g O}_2}{1} \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,00 \text{ g}} \times \frac{4 \text{ mol NO}}{5 \text{ mol O}_2} \times \frac{30,01 \text{ g NO}}{1 \text{ mol NO}} = 75,02 \text{ g NO}$$

Diese 75,02 Gramm sind die theoretische Ausbeute. Aber Sie können sogar die Menge des übrig bleibenden Ammoniaks berechnen. Das geschieht mit folgender Gleichung:

$$\frac{100,0 \text{ g O}_2}{1} \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,00 \text{ g}} \times \frac{4 \text{ mol NH}_3}{5 \text{ mol O}_2} \times \frac{17,03 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 42,58 \text{ g NH}_3$$

Wir begannen mit 100,0 Gramm Ammoniak und Sie verbrauchten davon 42,58 Gramm. Die Differenz (100 Gramm - 42,58 Gramm = 57,42 Gramm) ist die Menge Ammoniak, die übrig bleibt.

Mischen von Materie: Lösungen

11

In diesem Kapitel

- Etwas über gelöste Stoffe, Lösungsmittel und Lösungen lernen
 - Mit den verschiedenen Lösungskonzentrationen arbeiten
 - Die besonderen Eigenschaften von Lösungen anschauen
 - Kolloide bearbeiten
-

In täglichem Leben stoßen wir ständig auf Lösungen. Die Luft, die wir atmen, ist eine Lösung. Das Sportgetränk zum Ausgleich unserer Elektrolyte ist eine Lösung. Sowohl das alkoholfreie als auch das harte Getränk – beide sind Lösungen. Ihr Wasser aus Ihrer Wasserleitung – auch das ist wahrscheinlich eine Lösung. In diesem Kapitel zeige ich Ihnen einige der wichtigsten Eigenschaften von Lösungen. Ich stelle Ihnen die verschiedenen Möglichkeiten vor, wie Chemiker die Konzentration einer Lösung darstellen, und ich gehe auf die kolligativen Eigenschaften von Lösungen ein und darauf, was es mit der Herstellung von Eis und mit Frostschutzmitteln zu tun hat. Lehnen Sie sich also zurück, schlürfen Sie die Lösung Ihrer Wahl und lesen Sie, was es über Lösungen alles zu sagen gibt.

Gelöster Stoff, Lösungsmittel und Lösungen

Eine Lösung ist eine homogene Mischung, das heißt, diese Mischung ist überall in der Lösung gleich. Wenn man zum Beispiel Zucker in Wasser löst und gut durchmischt, dann ist diese Mischung überall gleich, ganz gleich, wo Sie mit Ihrem Löffel etwas entnehmen.

Eine Lösung setzt sich aus einem Lösungsmittel und einem oder mehreren gelösten Stoffen zusammen. Ein gelöster Stoff ist die Substanz, die in der geringeren Menge beteiligt ist. Diese Definitionen funktionieren meistens, aber es gibt einige Fälle äußerst gut löslicher Salze wie Lithiumchlorid, bei denen mehr als fünf Gramm Salz in fünf Millilitern Wasser gelöst werden können. Wasser wird hierbei jedoch immer noch als Lösungsmittel betrachtet, weil es die Komponente ist, die ihren Zustand nicht geändert hat. Außerdem kann es mehr als einen gelösten Stoff in einer Lösung geben. Sie können Salz in Wasser lösen, um eine Salzlösung zu erzeugen, dann können Sie zusätzlich etwas Zucker in derselben Lösung auflösen. Sie haben dann zwei gelöste Stoffe, Salz und Zucker, aber Sie trinken doch nur ein Lösungsmittel – Wasser.

Wenn ich über Lösungen rede, denken die meisten Leute an Flüssigkeiten. Aber es kann auch Lösungen von Gasen geben. Unsere Atmosphäre ist zum Beispiel eine Lösung. Weil Luft fast 79 Prozent Stickstoff ist, wird dieser als das Lösungsmittel betrachtet, und der Sauerstoff, das Kohlenstoffdioxid und die anderen Gase werden als gelöste Stoffe betrachtet. Es gibt auch feste Lösungen. Legierungen sind zum Beispiel Lösungen eines Metalls in einem anderen. Messing ist eine Lösung von Zink in Kupfer.

Eine Lösungsdiskussion

Warum lösen sich einige Dinge in einem Lösungsmittel und andere nicht? Zum Beispiel vermischen sich Öl und Wasser nicht, aber Öl löst sich sehr gut in Benzin. Es gibt eine allgemeine Regel zur Löslichkeit. Sie lautet: Gleches löst Gleches in dem Sinn, dass Lösungsmittel und gelöster Stoff die gleiche Polarität besitzen.

Wasser ist zum Beispiel ein polares Material; es besteht aus kovalenten Bindungen mit einem positiven und negativen Pol an den »Enden« des Moleküls. (Für eine umfassende Diskussion des Wassers und seiner kovalenten Bindungen siehe Kapitel 7.) Wasser löst polare Stoffe wie Salze und Alkohole. Öl besteht jedoch im Wesentlichen aus nicht polaren Verbindungen. Deshalb wirkt Wasser nicht als ein geeignetes Lösungsmittel für Öl.

Ich bin sicher, dass Sie aus Ihren eigenen Erfahrungen wissen, dass es eine Grenze gibt, bis zu der ein Stoff in einer gegebenen Menge an Lösungsmittel gelöst werden kann. Die meisten von uns haben schon gesündigt, indem sie viel zu viel Zucker in einen Eistee gaben. Ganz gleich wie viel Sie nun rühren, es bleibt etwas ungelöster Zucker unten im Glas. Der Grund ist, dass der Zucker seine maximale Löslichkeit in Wasser bei dieser bestimmten Temperatur erreicht hat. Löslichkeit ist die maximale Menge Stoff, die sich in einer gegebenen Menge an Lösungsmittel bei einer gegebenen Temperatur lösen kann. Löslichkeit hat normalerweise die Einheit Gramm gelöster Stoff pro 100 Milliliter Lösungsmittel (g/100 ml.).

Wenn Sie den Eistee erhitzen, löst sich der Zucker am Boden bereitwillig auf. Die Löslichkeit ist mit der Temperatur des Lösungsmittels verknüpft. Für Festkörper, die sich in Flüssigkeiten auflösen, nimmt die Löslichkeit normalerweise mit der wachsenden Temperatur zu. Bei Gasen, die sich in Flüssigkeiten auflösen, wie Sauerstoff, der sich in Seewasser auflöst, wird die Löslichkeit jedoch geringer, wenn die Temperatur steigt. Dies ist die Ursache für die thermische Verschmutzung: Das Hinzufügen von Wärme vermindert die Löslichkeit von Sauerstoff und beeinflusst Leben im Wasser.

Satte Fakten

Eine gesättigte Lösung enthält ein Maximum an gelöstem Stoff bei einer gegebenen Temperatur. Ist weniger gelöster Stoff vorhanden, nennt man das eine ungesättigte Lösung. Unter ungewöhnlichen Umständen kann manchmal das Lösungsmittel mehr als die Maximalmenge gelösten Stoffs lösen und übersättigt werden. Diese übersättigte Lösung ist jedoch instabil, und der gelöste Stoff bildet früher oder später einen Niederschlag (einen Festkörper), bis der normale Sättigungspunkt erreicht ist.

Wenn eine Lösung ungesättigt ist, dann kann die Menge gelösten Stoffs über einen weiten Bereich variieren. Einige ziemlich nebulöse Ausdrücke beschreiben die relativen Mengen des gelösten Stoffes und des Lösungsmittels:

- ✓ Sie können sagen, die Lösung ist *verdünnt*. Das heißt, es ist sehr wenig gelöster Stoff in einer gegebenen Menge an Lösungsmittel. Wenn Sie 0,01 Gramm Natriumchlorid in einem Liter Wasser auflösen, haben Sie eine verdünnte Lösung. Ich bat einmal einige Studenten darum, mir ein Beispiel für eine verdünnte Lösung zu geben. Eine Studentin antwortete

»1-Dollar-Margarita«. Sie hatte Recht – viel Lösungsmittel (Wasser) und wenig gelöster Stoff (Tequila) sind eine verdünnte Lösung.

- ✓ Eine Lösung kann auch *konzentriert* sein. Eine große Menge gelösten Stoffs in einer gegebenen Menge Lösungsmittel bedeutet eine konzentrierte Lösung. Wenn Sie zum Beispiel 200 Gramm Natriumchlorid in einem Liter Wasser lösen, ist die Lösung konzentriert.

Nehmen wir nun an, Sie lösen 25 Gramm oder 50 Gramm des Natriumchlorids in einem Liter Wasser auf? Ist die Lösung verdünnt oder konzentriert? Diese Begriffe bewähren sich in den meisten Fällen nicht so gut. Man denke nur an eine intravenöse Lösung – diese muss sehr genau definiert sein, sonst ist der Patient in Gefahr. Wir benötigen also einen quantitativen Maßstab, um die relative Menge gelösten Stoffs in einer Lösung zu beschreiben. Solch einen Maßstab gibt es – die Einheit der Lösungskonzentration.

Konzentration

Es gibt einige Maßstäbe für die Lösungskonzentration zur quantitativen Beschreibung der relativen Menge gelösten Stoffs im Lösungsmittel. Im Alltag wird gerne der Prozentsatz verwendet. In der Chemie ist die *Molarität* (die Zahl der Mole gelösten Stoffes pro Liter Lösung) die Konzentrationseinheit der Wahl. Unter gewissen Bedingungen jedoch wird eine andere Einheit, die *Molalität* (Mole gelösten Stoffs pro Kilogramm Lösungsmittel), verwendet. Ich verwende auch ppm (= Parts per Million) oder Parts per Billion (Teilchen pro Milliarde), wenn es zum Beispiel um Umweltverschmutzung geht. Die folgenden Abschnitte behandeln einige dieser Konzentrationseinheiten.

Prozentuale Zusammensetzung

Die meisten von uns haben schon einmal auf einer Essigflasche »5%ige Essigsäure« gelesen oder eine Flasche Wasserstoffperoxid mit »3%igem Wasserstoffperoxid« gesehen oder auf einer Flasche Bleichmittel die Aufschrift »5%iges Natriumhypochlorit«. Diese Prozentsätze drücken die Konzentration eines bestimmten gelösten Stoffs in diesen Lösungen aus. Prozentsatz ist der Betrag pro einhundert. Je nach der Art, wie Sie den Prozentsatz ausdrücken wollen, variieren die Einheiten des Betrags pro einhundert. Drei verschiedene Prozentsätze werden üblicherweise verwendet:

- ✓ Gewicht/Gewicht(G/G)-Prozentsatz
- ✓ Gewicht/Volumen(G/V)-Prozentsatz
- ✓ Volumen/Volumen(V/V)-Prozentsatz

Zwar wird der Prozentsatz des gelösten Stoffs oft angezeigt, die Methode (G/G, G/V, V/V) jedoch nicht. In diesem Fall nehme ich meistens an, dass die Methode Gewicht/Gewicht gemeint ist. Die meisten Lösungen, über die ich in den folgenden Beispielen über Prozentsätze schreibe, sind wässrige Lösungen, d.h. Lösungen, in denen Wasser das Lösungsmittel ist.

Gewicht/Gewicht-Prozentsatz

Im Gewicht/Gewicht-Prozentsatz oder Gewichtsprozentsatz wird das Gewicht des gelösten Stoffs durch das Gewicht der Lösung geteilt und dann mit 100 multipliziert, um den Prozentsatz zu erhalten. Normalerweise ist die Gewichtseinheit Gramm. Mathematisch sieht das wie folgt aus:

$$G/G\% = \frac{\text{Gramm Lösungsmittel}}{\text{Gramm Lösung}} \times 100$$

Wenn Sie zum Beispiel 5,0 Gramm Natriumchlorid in 50 Gramm Wasser auflösen, ist der Gewichtsprozentansatz

$$G/G\% = \frac{5 \text{ g gelöster Stoff}}{50 \text{ g Lösung}} \times 100 = 10\%$$

Deshalb ist die Lösung eine 10-prozentige (G/G-)Lösung.

Nehmen wir nun an, Sie wollen 350,0 Gramm einer 5-prozentigen (G/G-) Saccharose- oder Tafelzucker- Lösung herstellen. Sie wissen, dass 5 Prozent des Gewichts der Lösung Zucker ist, sodass Sie die 350,0 Gramm mit 0,05 multiplizieren können, um das Gewicht des Zuckers zu bekommen:

$$350,0 \text{ Gramm} \times 0,05 = 17,5 \text{ Gramm Zucker}$$

Der Rest der Lösung (350,0 Gramm - 17,5 Gramm = 332,5 Gramm) ist Wasser. Sie können einfach 17,5 Gramm Zucker abwiegen und 332,5 Gramm Wasser hinzufügen, und schon haben Sie Ihre 5-prozentige (G/G-) Lösung.

Der Gewichtsprozentsatz ist die einfachste Prozentsatzlösung. Manchmal möchten Sie aber das Volumen der Lösung wissen. In diesem Fall können Sie den Gewichts-/Volumenprozentsatz anwenden.

Gewichts-/Volumenprozentsatz

Der Gewichts-/Volumenprozentsatz ist dem G/G-Ansatz sehr ähnlich, aber anstelle Gramm Lösung steht hier Milliliter im Nenner:

$$G/V\% = \frac{\text{Gramm Lösungsmittel}}{\text{Milliliter Lösung}} \times 100$$

Nehmen wir an, Sie wollen 100 Milliliter einer 15-prozentigen (G/V-) Kaliumnitratlösung herstellen. Weil Sie 100 Milliliter herstellen, wissen Sie schon, dass Sie 15 Gramm Kaliumnitrat (auch Salpeter – KNO_3 – genannt) abzuwiegen haben. Nun kommt aber etwas anderes: Sie lösen 15 Gramm KNO_3 in einem bisschen Wasser auf und verdünnen es dann zu genau 100 Millilitern in einem Messbehälter. Mit anderen Worten, Sie lösen 15 Gramm KNO_3 auf und verdünnen es zu 100 Millilitern. Sie wissen nicht genau, wie viel Wasser Sie einfügen, aber es ist nicht wichtig, solange das Ziel-Volumen 100 Milliliter ist.

Sie können auch den Prozentsatz und das Volumen verwenden, um zu berechnen, wie viel gelöster Stoff in der Lösung ist. Es kann sein, dass Sie wissen wollen, wieviel Gramm Natriumhypochlorit in 500 Millilitern einer 5-prozentigen (G/V-) Lösung des Haushaltsbleichmittels ist. Das Problem löst man folgendermaßen:

$$\frac{5 \text{ g NaOCl}}{100 \text{ ml Lösung}} \times \frac{500 \text{ ml Lösung}}{1} = 25 \text{ g NaOCl}$$

Sie wissen jetzt, dass Sie 25 Gramm Natriumhypochlorit in 500 ml Lösung haben.

Manchmal sind gelöster Stoff und Lösungsmittel Flüssigkeiten. In diesem Fall ist es komfortabel, einen Volumen-/Volumenprozentsatz zu verwenden.

Volumen-/Volumenprozentsatz

Bei Volumen-/Volumenprozentsätzen werden beide, gelöster Stoff und Lösung, in Millilitern ausgedrückt:

$$V/V\% = \frac{\text{ml gelöster Stoff}}{\text{ml Lösung}} \times 100$$

Ethylalkohol- (Trinkalkohol-) Lösungen werden weithin mit Hilfe von Volumen-/Volumenprozentsätzen dargestellt. Wenn Sie 100 Milliliter einer 50-prozentigen Ethylalkohollösung machen wollen, nehmen Sie 50 Milliliter Ethylalkohol und verdünnen ihn zu 100 Millilitern mit Wasser. Das ist praktisch wieder die Variante, aufzulösen und zum erforderlichen Volumen zu verdünnen. Sie können nicht einfach 50 Milliliter Wasser 50 Millilitern Alkohol hinzufügen – Sie erhielten weniger als 100 Milliliter Lösung. Die polaren Wassermoleküle ziehen die polaren Alkoholmoleküle an. Dabei wird das offene Gerüst der Wassermoleküle aufgefüllt, so dass die beiden Volumina nicht einfach addiert werden können.

Die Nummer 1 heißt Molarität

Molarität ist die am häufigsten von Chemikern verwendete Konzentrationseinheit, weil sie auf dem Mol basiert. Das Mol-Konzept ist wesentlich für Chemie, und Molarität erlaubt den Chemikern, auf leichte Weise Lösungen in der Reaktionsstöchiometrie zu bearbeiten. (Wenn Sie mich in diesem Augenblick verfluchen, weil Sie keine Ahnung davon haben, was Fleisch fressende Saurier mit Chemie zu tun haben oder was Stöchiometrie ist, schauen Sie kurz in Kapitel 10 nach. Wenn Sie das Ihrer Mutter erzählen, wird sie Ihnen wahrscheinlich empfehlen, nicht mit vollem Mund zu sprechen.)

Molarität (M) ist definiert als die Anzahl der Mole gelösten Stoffs pro Liter Lösung. Mathematisch sieht das so aus:

$$M = \frac{\text{Mol gelöster Stoff}}{\text{Liter Lösung}}$$

Sie können zum Beispiel ein Mol von KCl nehmen (Formelgewicht 74,55 g/mol – mehr dazu in Kapitel 10) und die 74,55 Gramm bis auf einen Liter Lösung in einer Messflasche verdünnen. Sie haben dann eine 1-molare KCl-Lösung. Sie können diese Lösung als 1 M KCl kennzeichnen. Aber bitte nicht einen Liter Wasser zu den 74,55 Gramm KCl hinzufügen. Sie wollen ein Gesamtvolumen von einem Liter erreichen. Wenn Sie molare Lösungen vorbereiten, lösen Sie immer an und verdünnen dann zum erforderlichen Volumen. Dieser Prozess wird in Abbildung 11.1 gezeigt.

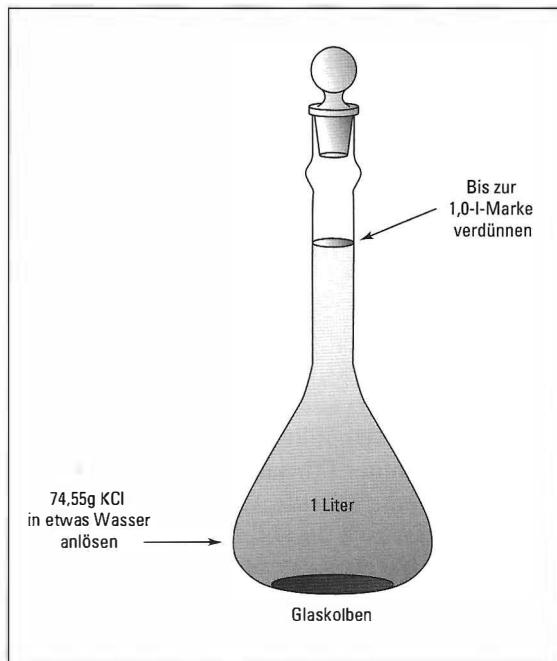


Abbildung 11.1: Erzeugung einer 1-molaren KCl-Lösung

Hier ist noch ein Beispiel: Wenn man 25,0 Gramm KCl löst und zu 350,0 ml Lösung verdünnt, wie berechnet man dann die Molarität der Lösung? Sie wissen, dass Molarität Mole gelösten Stoffs pro Liter Lösung bedeutet. Also nehmen Sie die Gramm, wandeln sie in Mole entsprechend dem Formelgewicht von KCl (74,55 g/mol) um und teilen sie durch 0,350 Liter (350,0 ml). Die Gleichung lautet dann:

$$\frac{25,0 \text{ g KCl}}{1} \times \frac{1 \text{ mol KCl}}{74,55 \text{ g}} \times \frac{1}{0,35 \text{ l}} = 0,958 \text{ M}$$

Nehmen Sie nun an, Sie wollen zwei Liter einer 0,550 molaren KCl-Lösung vorbereiten. Zuerst rechnen Sie aus, wie viel KCl Sie abwiegen müssen:

$$\frac{0,550 \text{ mol KCl}}{1} \times \frac{74,55 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol}} \times \frac{2,00 \text{ l}}{1} = 82,0 \text{ g KCl}$$

Sie nehmen dann diese 82,0 Gramm KCl, lösen diese Menge und verdünnen die Lösung bis zu zwei Liter Gesamtlösung.

Es gibt noch eine Möglichkeit, Lösungen vorzubereiten – die Verdünnung einer konzentrierten Lösung zu ein weniger konzentrierten. Sie können zum Beispiel Salzsäure vom Hersteller als eine 12,0-molare konzentrierte Lösung kaufen. Nehmen wir an, Sie wollen 500 ml 2-molare Lösung vorbereiten. Sie können etwas von der 12,0-molaren Lösung nehmen und zu 2-molarer Lösung verdünnen, aber wie viel von der hochkonzentrierten Salzsäurelösung brauchen Sie dazu? Sie können das Volumen (V) leicht bestimmen. Dazu verwenden Sie folgende Formel:

$$V_{\text{alt}} \times M_{\text{alt}} = V_{\text{neu}} \times M_{\text{neu}}$$

In obiger Gleichung ist V_{alt} das alte Volumen oder das Volumen der Originallösung, M_{alt} die Molarität der Originallösung, V_{neu} das Volumen der neuen Lösung, und M_{neu} ist die Molarität der neuen Lösung. Nach dem Einsetzen der Werte haben Sie

$$V_{\text{alt}} \times 12,0 \text{ M} = 500,0 \text{ ml} \times 2,0 \text{ M}$$

$$V_{\text{alt}} = (500,0 \text{ ml} \times 2,0 \text{ M}) / 12,0 \text{ M} = 83,3 \text{ ml}$$

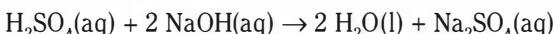
Sie nehmen dann 83,3 Milliliter von der 12,0-M-HCl-Lösung und verdünnen sie auf genau 500,0 ml.



Wenn Sie eine Verdünnung von konzentrierten Säuren machen, achten Sie darauf, dem Wasser die Säure und nicht umgekehrt zuzugeben! Wenn das Wasser der konzentrierten Säure hinzugefügt wird, dann wird dabei so viel Wärme erzeugt, dass die Lösung sehr wahrscheinlich alle voll spritzt.

Um sicherzugehen, sollten Sie etwa 400 Milliliter Wasser nehmen, langsam die 83,3 Milliliter der konzentrierten HCl hinzufügen, etwas rühren, und dann zum Abschluss mit Wasser auf 500 ml auffüllen.

Die Nützlichkeit der Konzentrationseinheit Molarität wird offensichtlich, wenn man sich mit Reaktionsstöchiometrie befasst. Nehmen Sie zum Beispiel an, Sie wollen wissen, wie viele Milliliter 2,50 M Schwefelsäure nötig sind, um eine Lösung mit 100,0 Gramm Natriumhydroxid zu neutralisieren. Hierzu müssen Sie zunächst für die Reaktion die Reaktionsgleichnung aufstellen:



Sie wissen, dass Sie 100,0 Gramm NaOH neutralisieren müssen. Sie können das Gewicht in Mol (mit Hilfe des Formelgewichts von NaOH, also 40,00 g/mol) umwandeln und dann von Mol von NaOH zu Mol von H_2SO_4 konvertieren. Dann können Sie die Molarität der sauren Lösung verwenden, um das Volumen zu bestimmen:

$$\frac{100,0 \text{ g NaOH}}{1} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40,00 \text{ g}} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NaOH}} \times \frac{1}{2,50 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \times \frac{1000 \text{ ml}}{1 \text{ l}} = 500,0 \text{ ml}$$

Man benötigt 500,0 ml der 2,50-molaren H_2SO_4 -Lösung, um die Lösung, die 100,0 g NaOH enthält, zu neutralisieren.

Molalität: Eine andere Verwendung für das Mol

Molalität ist ein anderer Konzentrationsausdruck, der sich auf das Mol des gelösten Stoffs bezieht. Er wird nicht so häufig verwendet, nur, falls Sie zufällig einmal darauf stoßen.

Molalität (b) ist als die Anzahl der Mole gelöster Stoffs pro Kilogramm Lösungsmittel definiert. Sie ist eine der wenigen Konzentrationseinheiten, die nicht Gewicht oder Volumen der Lösung verwendet. Mathematisch sieht das so aus:

$$b = \frac{\text{mol gelöster Stoff}}{\text{kg}}$$

Nehmen wir an, Sie wollen zum Beispiel 15,0 Gramm NaCl in 50,0 Gramm Wasser auflösen. Sie können die Molalität wie folgt berechnen (Sie müssen 50,0 Gramm in Kilogramm umwandeln, bevor Sie die Gleichung anwenden):

$$\frac{15,0 \text{ g NaCl}}{1} \times \frac{1 \text{ mol}}{58,44 \text{ g NaCl}} \times \frac{1}{0,05 \text{ kg}} = 5,13 \text{ b}$$

Teile pro Million: Die Verschmutzungseinheit

Prozentsatz und Molarität und sogar Molalität sind angenehme Maßeinheiten für die Lösungen, die Chemiker routinemäßig im Laboratorium erzeugen, oder die Lösungen, die normalerweise in der Natur gefunden werden. Wenn Sie jedoch damit beginnen, die Konzentration bestimmter Schadstoffe in der Umwelt zu prüfen, stellen Sie fest, dass jene Konzentrationen sehr, sehr klein sind. Prozentsatz und Molarität funktionieren zwar, wenn Sie Lösungen bestimmen, die in der Umwelt gefunden wurden, aber sie sind dabei nicht sehr komfortabel. Um die Konzentration von stark verdünnten Lösungen zu bestimmen, haben Wissenschaftler eine andere Konzentrationseinheit entwickelt – ppm (*Parts per Million, Teilchen pro Million*).

Prozentsatz bedeutet Teile/Hundert oder Gramm gelöster Stoff pro 100 Gramm Lösung; ppm bedeutet Gramm gelöster Stoff pro eine Million Gramm Lösung. Der Grund hierfür ist der, dass Chemiker leicht Milligramme oder sogar Zehntel von Milligrammen im Labor abwiegen können, und wenn sie über wässrige Lösungen reden, ist ein Kilogramm Lösung das Gleiche wie ein Liter Lösung. (Die Dichte des Wassers ist 1 Gramm pro Milliliter oder pro Liter 1 Kilogramm. Das Gewicht des gelösten Stoffs in diesen Lösungen ist so klein, dass es unbedeutend ist, wenn es aus der Masse der Lösung in Volumen konvertiert.)

Nach dem Gesetz dürfen im Trinkwasser maximal 0,05 ppm Blei enthalten sein. Diese Zahl entspricht 0,05 Milligramm Blei pro Liter Wasser. Das ist ziemlich verdünnt. Die Grenze für Quecksilber liegt sogar bei nur 0,002 ppm. Manchmal ist sogar diese Einheit nicht fein genug, so dass Umweltschützer sogar zu den Konzentrationseinheiten Teilen pro Milliarde (ppb = Parts per Billion) oder Teilen pro Billionen (ppt = Parts per Trillion) gegriffen haben. Einige Nervengifte sind bei einer Konzentration im Bereich ppb schon tödlich. Bitte denken Sie dabei daran, dass »Billion« in den USA für Milliarde steht.

Kolligative Eigenschaften von Lösungen

Einige Eigenschaften von Lösungen hängen von der speziellen Natur des gelösten Stoffs ab. Mit anderen Worten hängt eine Wirkung, die Sie der Lösung zuordnen können, von der spezifischen Natur des darin gelösten Stoffs ab. Salzlösungen schmecken zum Beispiel salzig, Zuckerlösungen süß. Salzlösungen führen Elektrizität (sie sind Elektrolyte – siehe Kapitel 6), während Zuckerlösungen dies nicht tun (sie sind Nicht-Elektrolyte). Lösungen, die das Nickel-Kation enthalten, sind normalerweise grün, während jene, die das Kupfer-Kation enthalten, blau sind.

Es gibt auch eine Gruppe von Lösungseigenschaften, die sich nicht auf die spezielle Art des gelösten Stoffs, sondern nur auf die Zahl der Teilchen des gelösten Stoffs verlässt. Diese Eigenschaften werden *kolligative Eigenschaften* genannt – Eigenschaften, die einfach von der relativen Anzahl der Teilchen gelösten Stoffs abhängen. Die Wirkung, die die Lösung zeigt, hängt also von der Anzahl der Teilchen gelösten Stoffs ab. Diese kolligativen Eigenschaften – diese Wirkungen – beinhalten

- ✓ Dampfdruckerniedrigung
- ✓ Siedepunkterhöhung
- ✓ Gefrierpunktterniedrigung
- ✓ Osmotischer Druck

Dampfdruckerniedrigung

Wenn sich eine Flüssigkeit in einem geschlossenen Behälter befindet, verdunstet die Flüssigkeit schließlich an der Oberfläche, und die gasförmigen Moleküle tragen zum Druck über der Flüssigkeit bei. Der durch die gasförmigen Moleküle der verdunsteten Flüssigkeit verursachte Druck wird *Dampfdruck* der Flüssigkeit genannt.

Wenn Sie diese gleiche Flüssigkeit nehmen und sie zum Lösungsmittel einer Lösung machen, wird der durch die Verdunstung verursachte Dampfdruck niedriger. Der Grund hierfür ist, dass die Teilchen gelösten Stoffs in der Flüssigkeit Raum an der Oberfläche einnehmen, so dass das Lösungsmittel nicht so leicht verdunsten kann. Hinzu kommt, dass es zwischen dem gelösten Stoff und dem Lösungsmittel Anziehungskräfte gibt, die es auch schwieriger machen, dass das Lösungsmittel verdunstet. Diese Senkung ist unabhängig davon, welcher gelöste Stoff sich in der Lösung befindet. Stattdessen hängt sie von der Anzahl der Teilchen gelösten Stoffs ab.

Mit anderen Worten, wenn Sie einem Liter Wasser ein Mol Saccharose und einem anderen Liter Wasser ein Mol Dextrose hinzufügen, wird der Betrag der Dampfdruckerniedrigung der gleiche sein, weil es sich um dieselbe Anzahl von Teilchen gelösten Stoffs handelt. Wenn Sie jedoch ein Mol Natriumchlorid hinzufügen, wird der Dampfdruck doppelt so stark erniedrigt wie bei Saccharose oder Dextrose. Der Grund ist, dass das Natriumchlorid in zwei Ionen auseinander fällt, so dass ein Mol von Natriumchlorid zwei Mole von Teilchen (Ionen) ergibt.

Diese Senkung des Dampfdrucks erklärt teilweise, warum der große Salzsee eine niedrigere Verdunstungsrate hat, als man erwarten könnte. Die Salzkonzentration ist so hoch, dass der Dampfdruck (und damit auch die Verdunstung) erheblich geringer ist.

Warum verwenden wir im Sommer Frostschutzmittel? Siedepunkterhöhung

Jede einzelne Flüssigkeit hat eine spezifische Siedetemperatur (bei gegebenem Druck). Diese Temperatur ist der Siedepunkt der Flüssigkeit. Wenn Sie eine bestimmte Flüssigkeit als Lösungsmittel in einer Lösung verwenden, stellen Sie fest, dass der Siedepunkt der Lösung immer höher ist als bei der reinen Flüssigkeit. Diesen Effekt nennen wir *Siedepunkterhöhung*.

Es erklärt, warum Sie Ihr Frostschutzmittel im Sommer nicht durch reines Wasser ersetzen sollten. Sie wollen ja, dass das Kühlmittel bei einer höheren Temperatur kocht, so dass es auch so viel Maschinenwärme wie möglich ohne zu kochen absorbiert. Sie verwenden auch einen Druckverschluss auf Ihrem Kühler, weil mit dem Druck auch der Siedepunkt steigt. Das erklärt auch, warum eine Prise Salz im Kochwasser bewirkt, dass die Nahrung etwas schneller kocht. Das Salz erhöht den Siedepunkt, so dass mehr Energie auf die Nahrung übertragen werden kann, bevor der Siedepunkt erreicht ist.



Sie können den Betrag der Siedepunkterhöhung durch Verwenden folgender Formel berechnen:

$$\Delta T_b = K_b m$$

ΔT_b ist die Zunahme des Siedepunkts, K_b ist die Siedepunkterhöhungskonstante ($0,512^\circ\text{C}$ kg/mol für Wasser), und m ist die Molalität der Teilchen. (Für molekulare Substanzen ist die Molalität von Teilchen das Gleiche wie die Molalität der Substanz.) Für Ionenverbindungen müssen Sie die Bildung von Ionen in Betracht ziehen und die Molalität der Ionenteilchen berechnen. Andere Lösungsmittel als Wasser haben eine andere Konstante für die Siedepunkterhöhung (K_b).

Wir stellen Eis her: Gefrierpunktterniedrigung

Jede einzelne Flüssigkeit hat eine eigene Temperatur, bei der sie gefriert. Wenn Sie eine bestimmte Flüssigkeit als Lösungsmittel in einer Lösung verwenden, stellen Sie fest, dass der Gefrierpunkt der Lösung immer niedriger als der der reinen Flüssigkeit ist. Dies wird *Gefrierpunktterniedrigung* genannt, eine weitere kolligative Eigenschaft einer Lösung.

Die Erniedrigung des Gefrierpunkts einer Lösung relativ zum reinen Lösungsmittel erklärt, warum Sie Steinsalz in die Eis-/Wassermischung platzieren, wenn Sie hausgemachtes Eis herstellen. Das Steinsalz bildet eine Lösung mit einem niedrigeren Gefrierpunkt als Wasser (oder der Eismischung, die eingefroren werden soll). Die Gefrierpunktterniedrigung erklärt auch, warum ein Salz (häufig Kalziumchlorid, CaCl_2) auf Eis gestreut wird, um es zu schmelzen. Das Lösen von Kalziumchlorid ist hoch exotherm (es verbreitet viel Wärme). Wenn sich das Kalziumchlorid auflöst, schmilzt es das Eis. Die Salzlösung, die sich bildet, wenn das Eis

schmilzt, hat einen gesenkten Gefrierpunkt, der die Lösung davon abhält, wieder einzufrieren. Gefrierpunktterniedrigung erklärt auch die Verwendung des Frostschutzmittels in Ihrem Auto-Kühlssystem während des Winters. Je mehr Sie verwenden (bis zu einer Konzentration von 50/50), desto niedriger der Gefrierpunkt.



Wenn Sie interessiert sind, können Sie tatsächlich den Betrag berechnen, um den der Gefrierpunkt erniedrigt wird:

$$\Delta T_f = K_f m$$

ΔT_f ist der Betrag, um den der Gefrierpunkt gesenkt wird, K_f die Gefrierpunktterniedrigungs-konstante ($1,86 \cdot 10^{-3} \text{ K kg/mol}$ für Wasser) und m ist die Molalität des Teilchens.

Abbildung 11.2 zeigt die Wirkung eines gelösten Stoffs sowohl auf den Gefrierpunkt als auch auf den Siedepunkt eines Lösungsmittels.

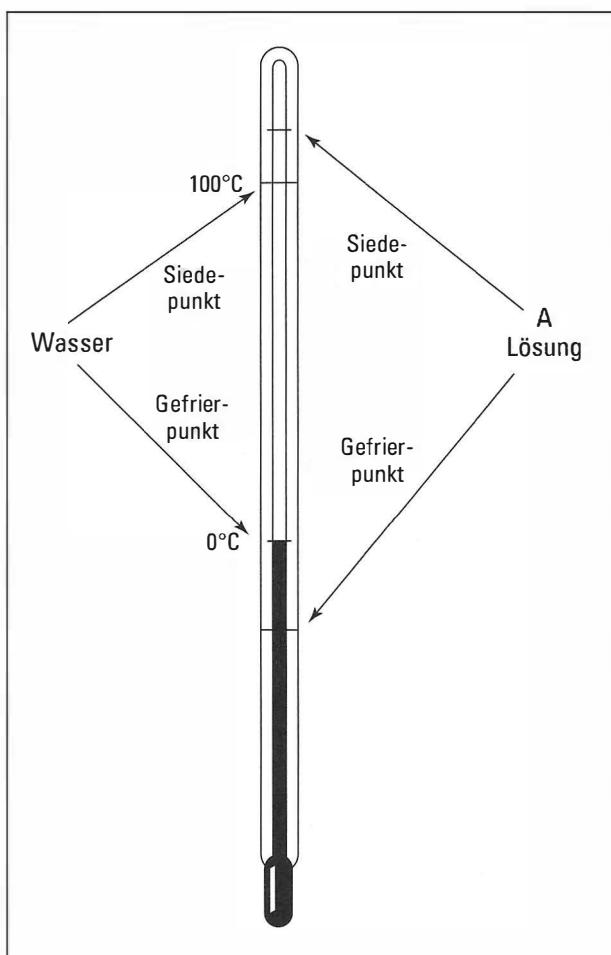


Abbildung 11.2: Siedepunkterhöhung und Gefrierpunktterniedrigung bei einer Lösung

So bleiben Blutkörperchen lebendig und gesund: Osmotischer Druck

Nehmen wir an, Sie nehmen einen Behälter und trennen ihn mittels einer dünnen Membran in zwei Teile, die mikroskopische Poren enthält, die groß genug sind, um Wassermoleküle, nicht aber Teilchen gelösten Stoffs hindurch zu lassen. Diese Membranart wird eine *semipermeable (halbdurchlässige) Membran* genannt; sie lässt zwar einige kleine Teilchen hindurch, nicht aber größere Teilchen.

Sie fügen dann eine konzentrierte Salzlösung in eine Kammer und eine verdünnte Salzlösung in die andere Kammer hinzu. Anfangs sind die beiden Lösungsspiegel gleich hoch. Aber nach einer Weile bemerken Sie, dass der Lösungsspiegel auf der konzentrierteren Seite angestiegen ist, während er auf der verdünnteren Seite gefallen ist. Diese Änderung der Ebenen wird durch den Übergang von Wassermolekülen durch die semipermeable Membran von der verdünnteren Seite zur konzentrierteren Seite verursacht. Dieser Prozess des Übergangs eines Lösungsmittels durch eine semipermeable Membran in eine Lösung mit höherer Konzentration wird *Osmose* genannt. Der Druck, den Sie auf der konzentrierteren Seite ausüben müssen, um diesen Prozess zu stoppen, wird *osmotischer Druck* genannt. Abbildung 11.3 zeigt diesen Prozess.

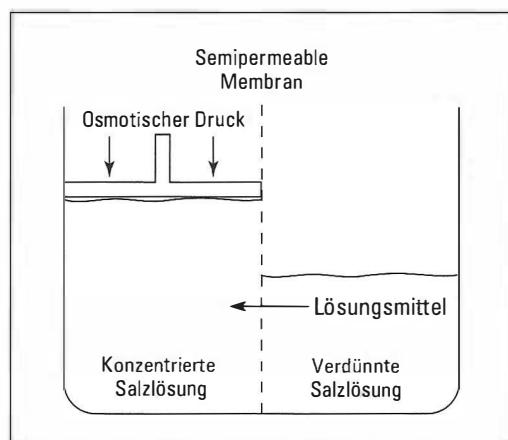


Abbildung 11.3: Osmotischer Druck

Das Lösungsmittel fließt immer durch die semipermeable Membran von der verdünnteren Seite zur konzentrierteren. In der Tat können Sie reines Wasser auf einer Seite und irgendeine Salzlösung auf der anderen haben, das Wasser geht immer von der reinen Wasserseite zur Salzlösungsseite. Je konzentrierter die Salzlösung, desto höher der Druck, den man braucht, um die Osmose zu stoppen (desto höher also der osmotische Druck).

Aber was ist, wenn Sie mehr Druck als notwendig ausüben, um den osmotischen Prozess zu stoppen, wenn der osmotische Druck also überschritten wird? Dann wird Wasser durch die semipermeable Membran von der konzentrierteren Seite zur verdünnten Seite gedrückt, was man *umgekehrte Osmose* nennt. Umgekehrte Osmose ist eine relativ preisgünstige Art, Wasser

zu reinigen. Mein örtliches Wasserwerk verwendet diesen Prozess, um Trinkwasser zu reinigen. Es gibt viele Pflanzen, die das Prinzip der umgekehrten Osmose nutzen, um zum Beispiel das Wasser aus dem Meerwasser zu ziehen. Marinepiloten tragen sogar kleine Geräte bei sich, mit denen sie nach diesem Prinzip aus Meerwasser Trinkwasser erzeugen können, falls sie mal über dem offenen Meer aussteigen müssen.

Der Prozess der Osmose ist in biologischen Systemen sehr wichtig. Zellwände wirken oft als semipermeable Membranen. Haben Sie schon mal »Pickles« gegessen? Diese Pickles bestehen hauptsächlich aus Gurken, die in einer salzigen Gewürzlösung eingelegt sind. Der Konzentration der Lösung in der Gurke ist geringer als die Konzentration in der Tunke, so dass Wasser durch die Zellwände in die Gewürztunke wandert, wodurch die Gurke schrumpft.

Eine der wichtigsten Konsequenzen des osmotischen Drucks in der Biologie betrifft die Zellen in unserem eigenen Körper. Schauen Sie sich zum Beispiel die roten Blutkörperchen an. Es gibt eine wässrige Lösung in der Blutzelle und eine andere wässrige Lösung außerhalb der Zelle (interzelluläre Flüssigkeit). Wenn die Lösung außerhalb der Zelle denselben osmotischen Druck wie die Lösung in der Zelle hat, ist sie isotonisch. Wasser kann in beiden Richtungen getauscht werden und hilft, die Zelle gesund zu erhalten. Wenn jedoch die interzelluläre Flüssigkeit konzentrierter wird und einen höheren osmotischen Druck besitzt (hypertonisch wird), strömt Wasser in erster Linie aus der Blutzelle heraus, so dass diese schrumpft und unregelmäßig wird. Dieser Prozess wird *Krenation* genannt. Der Prozess kann auftreten, wenn die betroffene Person wesentliche Mengen Wasser verliert und die krenatierten Zellen den Sauerstofftransport nicht mehr unterstützen. Wenn andererseits die interzelluläre Flüssigkeit dünner als die Lösung in den Zellen ist und einen niedrigeren osmotischen Druck hat (hypotonisch ist), fließt das Wasser hauptsächlich in die Zelle. Dieser Prozess, genannt Hämolyse, bewirkt, dass die Zelle anschwillt und schließlich platzt. Abbildung 11.4 zeigt Krenation und Hämolyse.

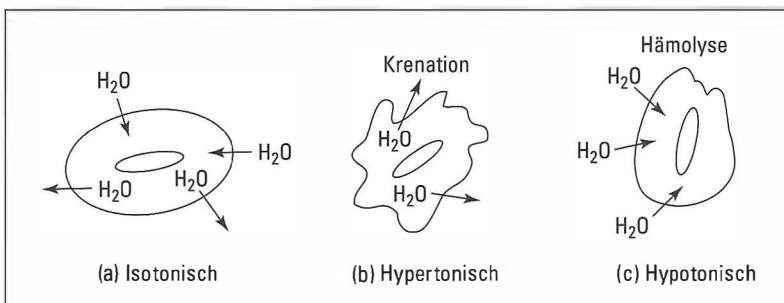


Abbildung 11.4: Krenation und Hämolyse roter Blutkörperchen

Die Prozesse der Krenation und Hämolyse erklären, warum die Konzentration von Infusionslösungen so ungeheuer wichtig ist. Wenn sie zu dünn sind, dann kann Hämolyse stattfinden, und wenn sie zu konzentriert sind, besteht die Gefahr der Krenation.

Rauch, Wolken, Schlagsahne und Marshmallows: Alles Kolloide

Wenn Sie Tafelsalz in Wasser auflösen, erzeugen Sie eine wässrige Lösung. Die Teilchengröße des gelösten Stoffs ist sehr klein – etwa 1 Nanometer (nm), also $1 \times 10^{-9}\text{m}$. Dieser gelöste Stoff lagert sich nicht auf dem Boden eines Glases ab, und er kann auch nicht aus der Lösung herausgefiltert werden.

Wenn Sie jedoch zu einem Gewässer in Ihrer Nähe gehen und ein Glas dieses Wassers entnehmen, werden Sie feststellen, dass da einiges darin herumschwimmt. Viele der Teilchen sind größer als 1.000 nm. Sie lagern sich am Boden des Glases ab und können schnell herausgefiltert werden. In diesem Fall haben Sie eine Suspension und keine Lösung. Ob Sie das eine oder andere haben, hängt von der Größe der Teilchen ab.

Aber es gibt auch etwas im Mittelbereich zwischen Lösungen und Suspensionen. Wenn die Teilchengröße des gelösten Stoffs 1 bis 1.000 Nanometer ist, haben Sie ein Kolloid. Gelöster Stoff in Kolloiden lagert sich nicht ab, wie es in Suspensionen zu beobachten ist. In der Tat ist es aber manchmal schwierig, Kolloide von echten Lösungen zu unterscheiden. Eine der wenigen Möglichkeiten, zwischen ihnen zu unterscheiden, ist, die verdächtigte Flüssigkeit mit Licht zu durchleuchten. Wenn es eine echte Lösung mit sehr kleinen Teilchen gelösten Stoffs ist, sieht man keinen Lichtstrahl. Wenn Sie jedoch ein Kolloid vorliegen haben, sehen Sie einen Lichtstrahl, der dadurch entsteht, dass das Licht von den relativ großen Teilchen reflektiert wird. Dies wird der *Tyndall-Effekt* genannt. Abbildung 11.5 zeigt eine entsprechende Anordnung.

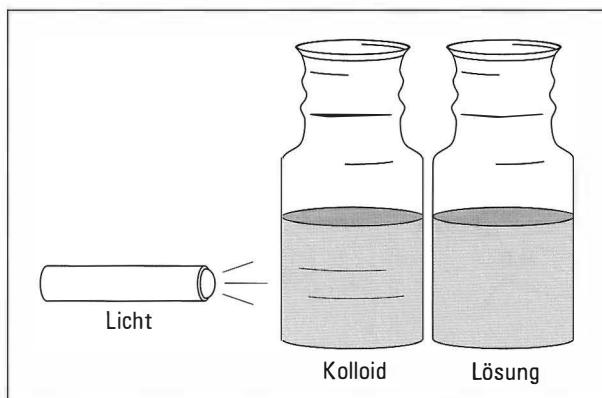


Abbildung 11.5: Der Tyndall-Effekt

Es gibt viele Arten von Kolloiden. Haben Sie jemals ein Marshmallow gegessen? Es ist das Kolloid eines Gases in einem Festkörper. Schlagsahne ist ein Kolloid eines Gases in einer Flüssigkeit. Sind Sie schon einmal durch den Nebel gefahren und haben Ihre Scheinwerferbündel gesehen? Damit haben Sie den Tyndall-Effekt eines Kolloids von Flüssigkeit in einem Gas gesehen. Rauch ist ein Kolloid von Festkörpern (Asche oder Ruß) in einem Gas (Luft). Luftverschmutzungsprobleme werden oft durch die Stabilität dieser Art von Kolloid verursacht.

Sauer und bitter: Säuren und Basen

12

In diesem Kapitel

- Die Eigenschaften von Säuren und Basen entdecken
 - Zwei Säure-Base-Theorien kennen lernen
 - Zwischen starken und schwachen Säuren und Basen unterscheiden
 - Sich mit Indikatoren vertraut machen
 - Ein Auge auf die pH-Skala werfen
 - Puffer und Säureneutralisatoren unter die Lupe nehmen
-

Sie müssen sich nur einmal in einer beliebigen Küche oder einem Badezimmer umsehen und Sie werden allenthalben auf Säuren und Basen stoßen. Machen Sie den Kühlschrank auf und Sie finden Kohlenstoffssäurehaltige Getränke. In Ihren Vorräten finden sich sicher Essig und Backpulver: eine Säure und eine Base. Im Unterschrank Ihrer Spüle steht sicher das eine oder andere Reinigungsmittel, die meist auf Basen basieren. Und schließlich gibt es kaum ein Medizinschränkchen ohne Aspirin, eine Säure, oder eines der zahlreichen Magensaure neutralisierenden Mittel. Tagtäglich haben wir mit Säuren und Basen zu tun. Nicht anders ergeht es den Chemikern in der Industrie. In diesem Kapitel stelle ich Ihnen Säuren und Basen vor, bringe Ihnen Indikatoren und den pH-Wert näher und gehe auf einige unverzichtbare Grundlagen der Chemie ein.

Eigenschaften von Säuren und Basen, makroskopisch betrachtet

Werfen wir einmal einen Blick auf die sichtbaren Eigenschaften von Säuren und Basen, die wir in unserer Umgebung vorfinden.

Säuren:

- ✓ Schmecken sauer (immer dran denken: Im Labor wird der Geschmack getestet, nicht gekostet!)
- ✓ Rufen schmerzhafte Hautirritationen hervor
- ✓ Entwickeln bei der Reaktion mit bestimmten Metallen (zum Beispiel Magnesium, Zink und Eisen) Wasserstoff

- ✓ Entwickeln bei der Reaktion mit Kalk und Natriumbicarbonat Kohlenstoffsäure
- ✓ Färben Lackmuspapier rot
- ✓ Bilden bei der Reaktion mit Basen ein Salz und Wasser

Basen

- ✓ Schmecken bitter (auch hier gilt: testen, nicht kosten)
- ✓ Fühlen sich auf der Haut glitschig an
- ✓ Reagieren mit Ölen und Fetten
- ✓ Färben Lackmuspapier blau
- ✓ Bilden bei der Reaktion mit Säuren ein Salz und Wasser

In unserer alltäglichen Umgebung stoßen wir auf nicht wenige Säuren und Basen. Die Tabellen 12.1 und 12.2 listen einige Säuren und Basen auf, die Ihnen auch vertraut sein werden.

Chemische Bezeichnung	Formel	Alltagsbezeichnung oder Verwendung
Salzsäure	HCl	Salzsäure
Essigsäure	CH ₃ COOH	Essig
Schwefelsäure	H ₂ SO ₄	Autobatteriesäure
Kohlenstoffsäure	H ₂ CO ₃	Mineralwasser
Borsäure	H ₃ BO ₃	antiseptische Augentropfen
Acetylsalicylsäure	C ₉ H ₈ O ₄	Aspirin

Tabelle 12.1: Im Haushalt gebräuchliche Säuren

Chemische Bezeichnung	Formel	Alltagsbezeichnung oder Verwendung
Ammoniak	NH ₃	Salmiakgeist
Natriumhydroxid	NaOH	Natronlauge
Natriumbicarbonat	NaHCO ₃	Natron
Magnesiumhydroxid	Mg(OH) ₂	Säurebindende Medikamente
Kalziumcarbonat	CaCO ₃	Säurebindende Medikamente
Aluminiumhydroxid	Al(OH) ₃	Säurebindende Medikamente

Tabelle 12.2: Im Haushalt gebräuchliche Basen

Wie sehen Säuren und Basen aus? – Ein Blick durchs Mikroskop

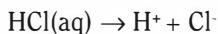
Wenn Sie sich die Tabellen 12.1 und 12.2 näher ansehen, werden Sie feststellen, dass alle Säuren Wasserstoff enthalten, während sich in den meisten Basen das Hydroxid-Ion (OH⁻)

findet. Auf diese Tatsache gründen zwei wichtige Theorien ihre Beschreibungen von Säuren und Basen und ihren Reaktionen:

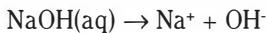
- ✓ Die Theorie von Arrhenius
- ✓ Die Theorie von Brönsted-Lowry

Die Theorie von Arrhenius: Ohne Wasser geht gar nichts

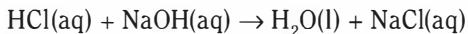
Die erste Theorie zur Natur der Säuren und Basen entwickelte Arrhenius im Jahre 1883. Gemäß dieser Theorie ist eine Säure eine Substanz, die in Wasser gelöst H⁺-Ionen (Wasserstoff-Ionen) abgibt, während Basen solche Substanzen sind, die in Wasser gelöst OH⁻-Ionen abgeben. HCl(g) gilt also als eine typische Säure nach Arrhenius, weil dieses Gas bei der Lösung in Wasser ionisiert (Ionen bildet) und das H⁺-Ion abgibt. (Die fesselnden Details über Ionen finden Sie in Kapitel 6.)



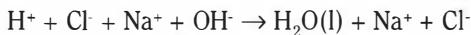
Nach der Theorie von Arrhenius ist Natriumhydroxid eine Base, weil es bei der Lösung in Wasser das Hydroxid-Ion abgibt:



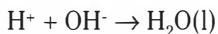
Arrhenius klassifizierte darüber hinaus die Reaktion einer Säure mit einer Base als Neutralisationsreaktion. Denn wenn man eine saure Lösung mit einer basischen Lösung mischt, entsteht eine neutrale Lösung, die aus Wasser und einem Salz besteht.



Sehen wir uns einmal die Ionen-Gleichung dieser Reaktion an (die Gleichung, in der die Reaktion und die Produktion der Ionen sichtbar wird), um festzustellen, wie das Wasser entsteht:



Es wird deutlich, dass sich das Wasser durch die Kombination der Wasserstoff- und der Hydroxid-Ionen bildet. Tatsächlich ist die Netto-Ionen-Gleichung (die Gleichung, die nur die chemischen Substanzen zeigt, die während der Reaktion eine Veränderung erfahren) für alle Säure-Base-Reaktionen nach Arrhenius die gleiche:



Die Theorie von Arrhenius wird immer noch verwendet. Allerdings hat sie, wie alle Theorien, ihre Grenzen. Das wird zum Beispiel deutlich, wenn man die Gasphasenreaktion von Ammoniak mit Chlorwasserstoff-Gasen betrachtet:



Die beiden unsichtbaren, farblosen Gase vermischen sich und bilden weißes Ammoniumchlorid (Salmiak) in fester Form. Die Gleichung zeigt die zwischenzeitliche Anordnung der Ionen, damit der tatsächliche Ablauf der Reaktion sichtbar wird. Das HCl gibt ein H⁺-Ion an das Ammoniak ab. Das ist im Prinzip der gleiche Vorgang wie bei der HCl/NaOH-Reaktion.

Dennoch kann die Reaktion mit dem Ammoniak nach Arrhenius nicht als Säure-Base-Reaktion klassifiziert werden, weil sie nicht in Wasser abläuft und kein Hydroxid-Ion daran beteiligt ist. Da hilft es auch nicht, dass im Grunde derselbe Prozess abläuft. Um dies alles unter einen Hut zu bringen, wurde 1923 eine neue Theorie entwickelt, die Brönsted-Lowry-Theorie.

Die Brönsted-Lowry-Säure-Base-Theorie: Geben und Nehmen

Die Brönsted-Lowry-Theorie versucht die Einschränkungen der Theorie von Arrhenius dadurch zu überwinden, dass eine Säure als Lieferant (Donator) eines Protons (H^+) und eine Base als Abnehmer (Akzeptor) eines Protons (H^+) definiert wird. Die Base nimmt das H^+ -Ion an, indem sie ein freies Elektronenpaar für eine koordinative Bindung zur Verfügung stellt – dabei handelt es sich um eine Elektronenpaarbindung (kovalente Bindung), bei dem beide für die Bindung benötigten Elektronen von einem Atom zur Verfügung gestellt werden. Normalerweise liefern beide Atome je ein Elektron für die Bindung (siehe Kapitel 7). Bei einer koordinativen Bindung dagegen kommen beide Elektronen von einem der Atome.

Abbildung 12.1 zeigt die NH_3/HCl -Reaktion in einer Elektronenformel (auch Lewis-Dotformel genannt), bei der die Edukte und Produkte abgebildet werden.

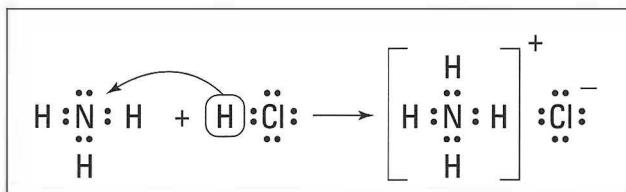


Abbildung 12.1: Die Reaktion von NH_3 mit HCl

HCl gibt ein Proton ab, ist also die Säure, und das Ammoniak akzeptiert das Proton und ist damit die Base. Das Ammoniak verfügt über ein ungebundenes Elektronenpaar, das es für die koordinative Bindung zur Verfügung stellen kann.

Mehr über die Säure-Base-Reaktionen aus der Perspektive der Brönsted-Lowry-Theorie erfahren Sie im Abschnitt *Her mit dem Proton: Brönsted-Lowry-Säure-Base-Reaktionen* weiter hinten in diesem Kapitel.

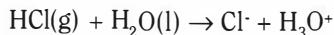
Ätzend oder trinkbar: Starke und schwache Säuren und Basen

Säuren und Basen kann man nicht über einen Kamm scheren – es gibt jeweils starke und schwache. Man darf den Faktor Stärke hier aber nicht mit dem Faktor Konzentration verwechseln. *Stärke* bezieht sich auf das Ausmaß der Ionisation oder der Abgabe von Ionen, das für eine bestimmte Säure oder Base charakteristisch ist. Konzentration dagegen bezieht sich auf die anfängliche Menge der Säure oder Base. Man kann es also durchaus mit einer konzen-

trierten Lösung einer schwachen Säure oder einer verdünnten Lösung einer starken Säure zu tun haben, oder auch einer konzentrierten Lösung einer starken Säure oder ... Sie verstehen schon, worauf ich hinaus will.

Starke Säuren

Wenn man Chlorwasserstoffgas in Wasser auflöst, reagiert das HCl mit den Wassermolekülen und gibt ein Proton an sie ab:



Das H_3O^+ -Ion nennt man auch Hydronium-Ion. Diese Reaktion läuft so lange ab, bis die Edukte aufgebraucht sind. In diesem Fall ionisiert das ganze HCl zu H_3O^+ und Cl^- , so dass am Ende der Reaktion kein HCl mehr vorhanden ist. Säuren, die sich, wie HCl, komplett in Wasser auflösen, nennt man *starke Säuren*. Wie Sie vielleicht bemerkt haben, übernimmt das Wasser in diesem Fall die Funktion einer Base, indem es das Proton vom Chlorwasserstoff akzeptiert.

Weil starke Säuren vollständig ionisieren, kann man die Konzentration des Hydronium- und des Chlorid-Ions leicht ausrechnen, sofern man die anfängliche Konzentration der starken Säure kennt. Nehmen wir beispielsweise an, dass 0,1 mol (alles Wissenswerte über das Mol erfahren Sie in Kapitel 10) Chlorwasserstoffgas in einen Liter Wasser geblubbert werden. Dann kann man sagen, dass die anfängliche Konzentration des HCl 0,1 M (0,1 mol/l) beträgt. M ist die Abkürzung für Molarität, und mol/l steht für die Anzahl der Mol-Einheiten pro Liter einer Lösung. (Mehr über die Molarität und andere Einheiten zur Definition der Konzentration erfahren Sie in Kapitel 11.)

Man kann diese Konzentration des HCl von 0,1 M so ausdrücken: $[\text{HCl}] = 0,1$. Die Klammern um die Verbindung deuten darauf hin, dass es sich um eine Aussage zur Molarität handelt, also mol/l. Weil das HCl vollständig ionisiert, kann man aus der Gleichung entnehmen, dass jedes ionisierte HCl ein Hydronium-Ion und ein Chlorid-Ion abgibt. Die Konzentration der Ionen in dieser 0,1 M HCl-Lösung ist also

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,1 \text{ und } [\text{Cl}^-] = 0,1$$

Diese Vorgehensweise ist recht nützlich, wenn es um die Berechnung des pH-Werts geht. (Genau das wird Ihre Aufgabe im Abschnitt *Wie sauer ist mein Kaffee: Die pH-Skala* weiter hinten in diesem Kapitel sein.) Tabelle 12.3 zeigt die bekanntesten starken Säuren, die einem so über den Weg laufen.

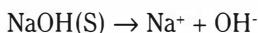
Name	Formel
Salzsäure	HCl
Bromwasserstoffsäure	HBr
Iodwasserstoffsäure	HI
Salpetersäure	HNO_3
Perchlorsäure	HClO_4
Schwefelsäure (nur die erste Ionisation)	H_2SO_4

Tabelle 12.3: Bekannte starke Säuren

Schwefelsäure ist eine diprotische Säure. Sie kann zwei Protonen abgeben, aber nur die erste Ionisation läuft vollständig ab. Die anderen in der Tabelle aufgeführten Säuren sind monoprotische Säuren, weil sie nur ein Proton abgeben.

Starke Basen

Normalerweise wird Ihnen nur eine starke Base über den Weg laufen, und die ist das Hydroxid-Ion OH⁻. Die Berechnung der Konzentration von Hydroxid-Ionen ist eine einfache Sache. Wenn man beispielsweise eine 1,5 M (1,5 mol/l) NaOH-Lösung hat, löst sich das Natriumhydroxid, ein Salz, vollständig in Ionen auf (es zerfällt):



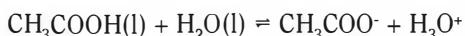
Bei einer anfänglichen Konzentration von 1,5 mol/l NaOH ergibt sich die gleiche Konzentration von Ionen:

$$[\text{Na}^+] = 1,5 \text{ und } [\text{OH}^-] = 1,5$$

Schwache Säuren

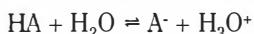
Nehmen wir an, Sie lösen Essigsäure (CH_3COOH) in Wasser. Die Säure reagiert mit den Wassermolekülen und gibt ein Proton ab. Es bilden sich Hydronium-Ionen. Es kommt dabei zu einem Gleichgewicht, in dem eine bestimmte Menge nicht ionisierter Essigsäure übrig bleibt. (Bei vollständig ablaufenden Reaktionen werde die Edukte im Laufe der Herstellung des Produktes vollständig aufgebraucht. In gleichgewichtigen Systemen dagegen, laufen – auf jeder Seite des Reaktionspfeiles – zur selben Zeit, am selben Ort und mit der gleichen Geschwindigkeit entgegengesetzte chemische Reaktionen ab. Mehr über gleichgewichtige Systeme erfahren Sie in Kapitel 8.)

Die Reaktion von Essigsäure mit Wasser sieht folgendermaßen aus:



Die dem Wasser beigegebene Essigsäure wird nur zum Teil ionisiert. Etwa 5 Prozent der Essigsäure geben ihre Ionen ab, während 95 Prozent ihre molekulare Form beibehalten. In sauren Lösungen, deren Säuren nicht vollständig ionisieren, ist die Menge der abgegebenen Hydronium-Ionen wesentlich geringer, als das bei starken Säuren der Fall ist. Säuren, die nur teilweise ionisieren, nennt man deshalb *schwache Säuren*.

Die Berechnung der Konzentration von Hydronium-Ionen in schwach sauren Lösungen ist etwas komplizierter als bei stark sauren Lösungen, weil nicht die gesamte anfangs gelöste Säure ihre Ionen abgibt. Um die Ionenkonzentration dennoch berechnen zu können, muss man auf die Gleichgewichtskonstante für schwache Säuren zurückgreifen. Grundlegendes zur Gleichgewichtskonstante K_{eq} erfahren Sie in Kapitel 8. Für schwach saure Lösungen verwendet man eine modifizierte Gleichgewichtskonstante mit Namen K_a – die Dissoziationskonstante. Sehen Sie sich die verallgemeinerte Ionisation einer schwachen Säure HA an:



Der Term der Gleichgewichtskonstanten K_a für die schwache Säure lautet folgendermaßen:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{HA}$$

Beachten Sie, dass das $[HA]$ hier für die molare Konzentration des HA im *Gleichgewicht* steht, nicht im Anfangsstadium. Zu bedenken gilt auch, dass die Konzentration des Wassers im Term der Gleichgewichtskonstanten K_a nicht eigens auftaucht, denn es ist so viel davon vorhanden, dass es gewissermaßen als eine in den Term integrierte Konstante zu betrachten ist.

Nun aber zurück zum Gleichgewicht der Essigsäure. Die Gleichgewichtskonstante K_a für Essigsäure lautet $1,8 \times 10^{-5}$. Der Term der Gleichgewichtskonstanten K_a sieht dementsprechend so aus:

$$K_a = 1,8 \times 10^{-5} = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Diese Gleichgewichtskonstante kann man nun bei der Berechnung der Konzentration der Hydronium-Ionen in einer Essigsäurelösung mit, sagen wir, $2,0\text{ M}$ verwenden. Sie kennen also die anfängliche Konzentration der Essigsäure, nämlich $2,0\text{ M}$. Sie wissen, dass ein kleiner Teil der Säure Ionen abgegeben hat und kleine Mengen Hydronium-Ionen und Azetat-Ionen entstanden sind. Aus der gleichgewichtig verlaufenden Reaktion können Sie schließen, dass für jedes sich bildende Hydronium-Ion ein Azetat-Ion gebildet wird – die Konzentration dieser beiden Ionen ist also gleich. Sie können folglich die Konzentrationen $[H_3O^+]$ und $[CH_3COO^-]$ mit x gleichsetzen, wodurch folgender Term entsteht:

$$[H_3O^+] = [CH_3COO^-] = x$$

Damit die Konzentration x an Hydronium- und Azetat-Ionen produziert werden kann, wird jeweils die gleiche Menge Essigsäure benötigt. Also entspricht die Konzentration der im Gleichgewicht verbleibenden Essigsäure der anfänglichen Konzentration, nämlich $2,0\text{ M}$, abzüglich der ionisierten Menge, nämlich x :

$$[CH_3COOH] = 2,0 - x$$

In den allermeisten Fällen ist x im Vergleich zu der anfänglichen Konzentration einer Säure eine sehr kleine Zahl. So klein, dass man sagen kann, $2,0 - x$ ist annähernd gleich $2,0$. Das heißt, dass man die Gleichgewichtskonzentration einer schwachen Säure ungefähr mit ihrer anfänglichen Konzentration gleichsetzen kann. Der Term der Gleichgewichtskonstante sieht demnach so aus:

$$K_a = 1,8 \times 10^{-5} = \frac{[X][X]}{[2,0]} = \frac{[X]^2}{[2,0]}$$

An diesem Punkt kann man jetzt nach x auflösen, das dem $[H_3O^+]$ entspricht:

$$(1,8 \times 10^{-5})[2,0] = [X]^2$$

$$\sqrt{3,6 \times 10^{-5}} = [X] = [H_3O^+]$$

$$6,0 \times 10^{-3} = [H_3O^+]$$

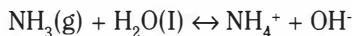
Tabelle 12.3 zeigt einige bekannte starke Säuren. Die meisten anderen Säuren, mit denen man in Kontakt kommt, sind schwach.



Eine Möglichkeit, zwischen einer starken und einer schwachen Säure zu unterscheiden, besteht darin, nach einem Wert für die Gleichgewichtskonstante K_a Ausschau zu halten. Verfügt eine Säure über einen solchen K_a -Wert, gehört sie zu den schwachen Säuren.

Schwache Basen

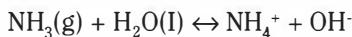
Auch schwache Basen streben bei der Reaktion mit Wasser ein Gleichgewicht an. Eine typische schwache Base ist das Ammoniak. Bei der Reaktion mit Wasser bildet es das Ammonium-Ion und das Hydroxid-Ion:



Genau wie die schwachen Säuren ionisieren auch die schwachen Basen nur zum Teil. Für die Gleichgewichtskonstante der schwachen Basen gibt es einen modifizierten Term mit Namen K_b . Er wird analog zur Konstante K_a verwendet (die Einzelheiten finden Sie im Abschnitt *Schwache Säuren*), nur dass man nach $[OH^-]$ auflöst.

Her mit dem Proton: Brönsted-Lowry-Säure-Base-Reaktionen

Aus der Sicht der Theorie von Arrhenius sind Säure-Base-Reaktionen Neutralisationsreaktionen. Für Brönsted und Lowry dagegen geht es bei der Reaktion von Säuren und Basen darum, wer das Proton in die Finger kriegt. Nehmen wir zum Beispiel die Reaktion von Ammoniak mit Wasser:



Was die Hinreaktion (von links nach rechts) betrifft, ist das Ammoniak eine Base (es nimmt ein Proton an), und das Wasser eine Säure (es gibt ein Proton ab). Bei der Rückreaktion (von rechts nach links) ist es umgekehrt: Das Ammonium-Ion ist eine Säure und das Hydroxid-Ion ist eine Base. Ist das Wasser eine stärkere Säure als das Ammonium-Ion, dann befindet sich eine relativ große Konzentration von Ammonium- und Hydroxid-Ionen im Gleichgewicht. Ist jedoch das Ammonium-Ion die stärkere Säure, ist der Gehalt an Ammoniak größer als der an Ammonium-Ionen.

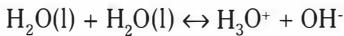
Nach Brönsted und Lowry reagiert eine Säure mit einer Base dergestalt, dass sich konjugierte Säure-Base-Paare bilden. Diese konjugierten Säure-Base-Paare unterscheiden sich durch ein

einziges H^+ . NH_3 ist beispielsweise eine Base, und NH_4^+ ist die dazugehörige konjugierte Säure. H_2O ist bezüglich der Reaktion von Ammoniak mit Wasser eine Säure, und OH^- ist die dazugehörige konjugierte Base. Bei der hier vorliegenden Reaktion ist das Hydroxid-Ion eine starke Base und das Ammoniak eine schwache Base, so dass sich das Gleichgewicht nach links verschiebt – der Anteil des Hydroxids ist relativ klein.

Entscheide dich: amphoteres Wasser

Wenn Essigsäure mit Wasser reagiert, verhält sich das Wasser wie eine Base oder ein Protonen-akzeptor. Bei der Reaktion mit Ammoniak (siehe den vorangegangenen Abschnitt) verhält sich das Wasser jedoch wie eine Säure oder ein Protonendonator. Je nachdem, womit das Wasser reagiert, kann es also als Säure oder als Base reagieren. Substanzen, die sich wie eine Säure und wie eine Base verhalten können, nennt man *amphotere* Substanzen.

Kann Wasser auch mit sich selbst reagieren? Aber natürlich. Zwei Wassermoleküle können miteinander reagieren, indem das eine ein Proton abgibt und das andere dieses Proton annimmt:



Diese Reaktion verläuft gleichgewichtig. Daher gibt es dafür eine eigene Gleichgewichtskonstante K_w (die Abkürzung steht für *Wasserdissoziationskonstante*). K_w hat den Wert $1,0 \times 10^{-14}$ und sieht folgendermaßen aus:

$$1,0 \times 10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

In reinem Wasser entspricht das $[\text{H}_3\text{O}^+]$ dem $[\text{OH}^-]$ aus der Reaktionsgleichung. Es gilt also $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-7}$. Der Wert von K_w ist eine Konstante. Dieser Wert erlaubt die Umrechnung von $[\text{H}^+]$ in $[\text{OH}^-]$ und umgekehrt, und zwar nicht nur bei reinem Wasser, sondern bei *jeder* wässrigen Lösung. In wässrigen Lösungen werden die Konzentrationen des Hydronium-Ions und des Hydroxid-Ions selten gleich sein. Aber wenn eine der Konzentrationen bekannt ist, kann man die andere mit Hilfe von K_w errechnen.

Gehen wir noch einmal zu unserem Problem mit der 2,0 M Essigsäure-Lösung im Abschnitt *Schwache Säuren* weiter vorne zurück. Der Stand der Dinge war, dass $[\text{H}_3\text{O}^+]$ dem Wert $6,0 \times 10^{-3}$ entsprach. Jetzt können Sie die Konzentration $[\text{OH}^-]$ mit Hilfe von K_w berechnen.

$$K_w = 1,0 \times 10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

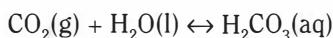
$$1,0 \times 10^{-14} = [6,0 \times 10^{-3}] [\text{OH}^-]$$

$$1,0 \times 10^{-14} / 6,0 \times 10^{-3} = [\text{OH}^-]$$

$$1,7 \times 10^{-12} = [\text{OH}^-]$$

Ein altes Abführmittel und Rotkohl: Säure-Base-Indikatoren

Indikatoren sind Substanzen (organische Farbstoffe), die durch Kontakt mit Säuren oder Basen ihre Farbe ändern. Vielleicht kennen Sie eine Pflanze, die eine solche Indikatorfunktion erfüllt – die Hortensie. Sitzt sie in saurem Boden, blüht sie rosa, sitzt sie in basischem Boden, blüht sie blau. Ein anderer pflanzlicher Säure-Base-Indikator ist der Rotkohl. Ich lasse meine Studenten obligatorisch Rotkohl klein schneiden und kochen (die meisten bevorzugen eindeutig diesen Teil der Übung). Mit der Kochflüssigkeit kann man dann Substanzen testen. Zusammen mit Säuren färbt sich die Flüssigkeit rosa, zusammen mit Basen färbt sie sich grün. Wenn man nun etwas von dieser Flüssigkeit nimmt, sie leicht basisch macht und dann über einen Strohhalm in die Flüssigkeit hinein ausatmet, wird die Lösung blau und zeigt damit eine leichte Säuerung an. Das kommt daher, dass das Kohlenstoffdioxid in der Atemluft mit dem Wasser reagiert und Kohlenstoffsäure bildet:



Aufgrund dieser Reaktion sind mit Kohlenstoffsäure versetzte Erfrischungsgetränke leicht sauer. Um der Sache den richtigen Zisch zu geben, versetzt man das Wasser mit Kohlenstoffdioxid. Ein Teil des Wassers reagiert mit dem Kohlenstoffdioxid und bildet Kohlenstoffsäure. Dieselbe Reaktion sorgt auch dafür, dass Regenwasser leicht sauer ist. Auf seinem Weg zur Erde absorbiert es Kohlenstoffdioxid.

In der Chemie werden Indikatoren zum Nachweis von Säuren und Basen verwendet. Dazu stehen den Chemikern viele Indikatoren zur Verfügung, die die gesamte Bandbreite von pH-Werten abdecken. (Sie haben den Begriff pH-Wert sicher schon in den verschiedensten Zusammenhängen gehört. Besonders die Kosmetikbranche wirbt gerne damit für hautfreundliche Produkte. Wenn Sie mehr über den pH-Wert erfahren wollen, lesen Sie den Abschnitt *Wie sauer ist mein Kaffee: Die pH-Skala* in diesem Kapitel.) Zwei Indikatoren werden besonders häufig verwendet:

- ✓ Lackmus-Papier
- ✓ Phenolphthalein

Das gute alte Lackmus-Papier

Lackmus ist eine Substanz, die man aus verschiedenen Flechtenarten extrahieren kann. Mit dieser Substanz wird dann poröses Papier imprägniert. (Für den Fall, dass Sie gerade für Günther Jauchs Millionenquiz trainieren: Eine Flechte ist eine Pflanze – diese hier findet man in Holland –, die aus einer Alge und einem Pilz besteht, die symbiotisch zusammenleben. Der Name Lackmus kommt von indogermanischen: leg = tröpfeln und Mus, da man bei der Herstellung den Brei abtropfen ließ.) Es gibt drei Sorten Lackmus-Papier: rotes, blaues und neutrales. Mit dem roten Lackmus verifiziert man Basen, mit dem blauen Lackmus Säuren und mit dem neutralen Lackmus kann man beides nachweisen. Ist eine Lösung sauer, färben sich das blaue und das neutrale Lackmus-Papier rot. Ist eine Lösung basisch, färben sich das

rote und das neutrale Lackmus-Papier blau. Lackmus-Papier bietet eine gute und schnelle Nachweismöglichkeit für Säuren und Basen. Und es erspart Ihnen den charakteristischen Geruch kochenden Rotkohls.

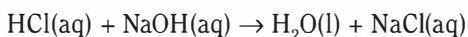
Phenolphthalein: alles geregelt

Ein anderer verbreiteter Indikator ist Phenolphthalein. Bis vor einigen Jahren wurde Phenolphthalein als Wirkstoff in einem beliebten Abführmittel verwendet. Ich kann mich daran erinnern, dass ich das Phenolphthalein aus dem Abführmittel extrahierte, indem ich die Pillen in Alkohol oder Gin auflöste (und gut aufpasste, dass ich nicht aus Versehen daran nippte). Anschließend benutzte ich diese Lösung als Indikator.

Phenolphthalein ist in einer sauren Lösung klar und farblos, in einer basischen Lösung aber rosa. Es wird in der Regel für eine Prozedur verwendet, die man *Titration* nennt, ein Vorgang, bei dem die Konzentration einer Säure oder Base auf der Grundlage einer Reaktion mit einer Säure oder Base ermittelt wird, deren Konzentration bekannt ist.

Nehmen wir beispielsweise an, Sie möchten die molare Konzentration einer HCl-Lösung bestimmen. Dazu geben Sie zunächst ein festgelegtes Volumen (sagen wir 25 Milliliter, die Sie mit einer Pipette genau abgemessen haben) in einen Erlenmeyer-Kolben (das ist ein konisches Glasgefäß mit einem flachen Boden) und fügen ein paar Tropfen Phenolphthalein-Lösung hinzu. Weil Sie den Indikator in eine saure Lösung geben, bleibt die Flüssigkeit im Erlenmeyer-Kolben klar und farblos. Anschließend geben Sie über eine Bürette kleine Mengen einer standardisierten Natriumhydroxid-Lösung in einer bekannten Molarität (etwa 0,100 M) dazu. (Eine Bürette ist eine geeichte Glasküvette mit Skala und eingeschliffenem Hahn am unteren Ende und dient im chemischen Labor zur quantitativen Abmessung kleiner Flüssigkeitsvolumina.) Das machen Sie so lange, bis die Flüssigkeit gerade anfängt, sich ganz leicht rosa zu färben. Ich nenne dies den Endpunkt der Titration, denn an diesem Punkt hat die Base die Säure neutralisiert. Abbildung 12.2 zeigt den Aufbau für die Titration.

Angenommen, Sie brauchen 35,5 Milliliter der 0,100 M NaOH, um den Endpunkt der Titration der 25 Milliliter HCl-Lösung zu erreichen. Dann sieht die Reaktion so aus:



Die Reaktionsgleichung zeigt, dass die Säure und die Base in einem Verhältnis von 1:1 Mol reagieren. Wenn man also berechnen kann, wie viel Mol der Base man hinzugefügt hat, kennt man auch die Mol-Anzahl des HCl. Mit Hilfe des Volumens der sauren Lösung kann man dann die Molarität berechnen (beachten Sie, dass die Milliliter in Liter umgerechnet wurden, damit man die Einheiten bequem kürzen kann):

$$\frac{0,100 \text{ mol NaOH}}{1} \times \frac{0,03550 \text{ l}}{1} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaOH}} \times \frac{1}{0,02500 \text{ l}} = 0,142 \text{ M HCl}$$

Die Titration einer Base mit einer standardisierten sauren Lösung (mit bekannter Konzentration) wird im Prinzip genau so berechnet, außer dass der Endpunkt dann erreicht ist, wenn die rosa Farbe verschwunden ist.

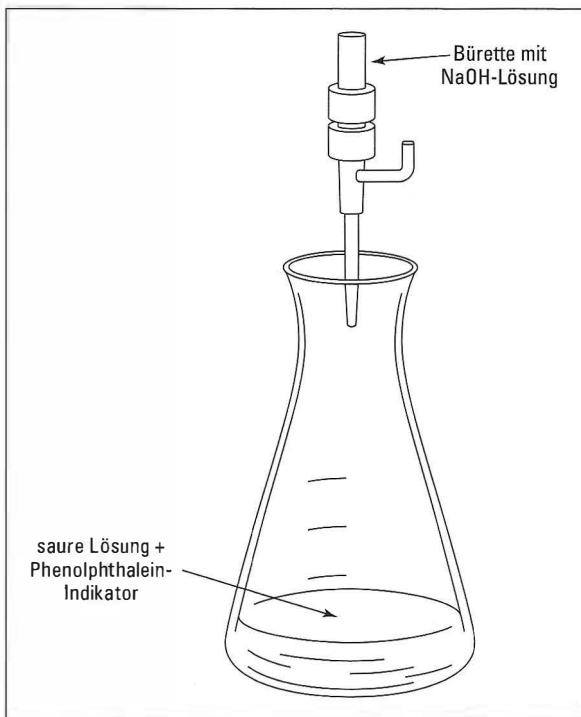


Abbildung 12.2: Die Titration einer Säure mit einer Base

Wie sauer ist mein Kaffee: Die pH-Skala

Der Säuerungsgrad einer Lösung steht mit der Konzentration von Hydronium-Ionen in der Lösung in Beziehung. Je saurer eine Lösung ist, desto höher ist diese Konzentration. Anders ausgedrückt: eine Lösung, in der $[H_3O^+]$ gleich $1,0 \times 10^{-2}$ ist, ist saurer als eine Lösung, in der $[H_3O^+]$ gleich $1,0 \times 10^{-7}$ ist. Die pH-Skala, die auf $[H_3O^+]$ basiert, hat man entwickelt, um auf einen Blick den relativen Säuerungsgrad einer Lösung feststellen zu können. Der pH ist definiert als der negative Logarithmus (abgekürzt als log) von $[H_3O^+]$. Mathematisch sieht das so aus:

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

Basierend auf der Wasserdissoziationskonstanten K_w (siehe den Abschnitt *Entscheide dich: amphoteres Wasser*) ergibt sich für reines Wasser eine Konzentration der Hydronium-Ionen von $1,0 \times 10^{-7}$. Auf dieser Grundlage lässt sich der pH-Wert von reinem Wasser leicht berechnen:

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$pH = -\log [1,0 \times 10^{-7}]$$

$$pH = -[-7]$$

$$pH = 7$$

Der pH-Wert von reinem Wasser ist also 7,0. Die Chemiker nennen diesen Punkt auf der pH-Skala neutral. Sauer ist eine Lösung dann, wenn die Konzentration der Hydronium-Ionen größer ist als bei Wasser und der pH-Wert über 7,0 liegt. Basisch sind Lösungen, deren Konzentration an Hydronium-Ionen kleiner ist als bei Wasser und deren pH-Wert über 7,0 liegt.

Die pH-Skala hat im Prinzip keinen Endpunkt. Lösungen können pH-Werte haben, die unter dem Wert 0 liegen. (Eine 10-M-HCl-Lösung hat beispielsweise einen pH-Wert von -1.) Im chemischen Alltag bewegt man sich im Umgang mit schwachen Säuren und Basen und wässrigen Lösungen starker Säuren und Basen jedoch meist im Bereich zwischen 0 und 14 auf der pH-Skala. Abbildung 12.3 zeigt die pH-Skala.

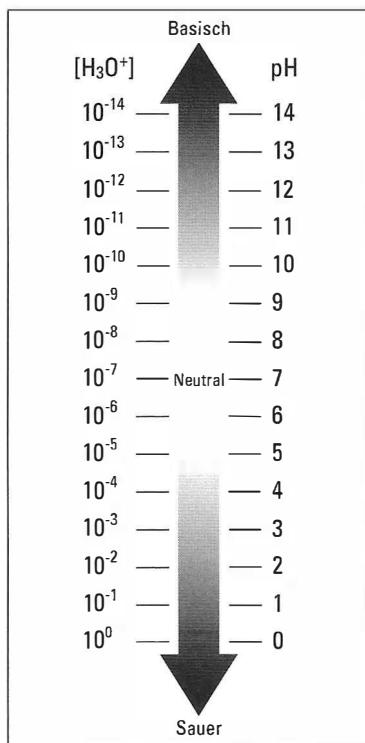


Abbildung 12.3: Die pH-Skala

Die Konzentration der Hydronium-Ionen in einer 2,0-M-Essigsäure-Lösung beträgt $6,0 \times 10^{-3}$. Ein Blick auf die pH-Skala zeigt, dass diese Lösung sauer ist. Berechnen Sie nun den pH-Wert der Lösung:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log [6,0 \times 10^{-3}]$$

$$\text{pH} = -[-2,22]$$

$$\text{pH} = 2,22$$

Im Abschnitt *Entscheide dich: amphoteres Wasser* habe ich dargelegt, dass man mit Hilfe der Wasserdisssoziationskonstanten K_w die $[H_3O^+]$ berechnen kann, wenn man die $[OH^-]$ kennt. Mit einer anderen Gleichung, $14 = pH + pOH$, kann man den pH-Wert einer Lösung errechnen. pOH entspricht dem negativen Logarithmus von $[OH^-]$. Den pOH -Wert einer Lösung kann man mit Hilfe des negativen dekadischen Logarithmus der Hydroxid-Ionen-Konzentration genau so berechnen wie den pH-Wert. Wenn Sie K_w verwenden und den negativen dekadischen Logarithmus beider Seiten bilden, ergibt das $14 = pH + pOH$. Auf diese Weise kann man aus dem pOH -Wert leicht den pH-Wert errechnen und umgekehrt.

Genau so, wie man $[H_3O^+]$ über den pH-Wert berechnen kann, kommt man auch vom pH-Wert an den Wert für $[H_3O^+]$ heran. Dazu muss man auf das zurückgreifen, was man die antilogarithmische Relation nennt, nämlich

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

Das menschliche Blut hat beispielsweise einen pH-Wert von 7,3. Und so errechnet man auf der Basis des pH-Wertes von Blut die Konzentration der Hydronium-Ionen:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-7,3}$$

$$[H_3O^+] = 5,01 \times 10^{-8}$$

Auf die gleiche Weise kann man auf der Grundlage des pOH -Werts $[OH^-]$ errechnen.

In unserer Umwelt finden sich Substanzen aus allen Bereichen der pH-Skala. Tabelle 12.4. gibt Ihnen einen Überblick über diese Substanzen und ihre pH-Werte.

Substanz	pH-Wert
Ofenreiniger	13,8
Haarentfernungsmittel	12,8
Salmiakgeist	11,0
Magnesiummilch	10,5
Chlorbleiche	9,5
Meerwasser	8,0
menschliches Blut	7,3
reines Wasser	7,0
Milch	6,5
Kaffee (schwarz)	5,5
Erfrischungsgetränke	3,5
Aspirin	2,9
Essig	2,8
Zitronensaft	2,3
Batteriesäure	0,8

Tabelle 12.4: Durchschnittliche pH-Werte bekannter Substanzen

Der pH-Wert unseres Blutes beträgt durchschnittlich 7,3. Der Wert kann durchaus um 0,2 nach oben oder unten schwanken, ohne dass uns das ernsthaft schadet. Viele Faktoren, darunter auch die Nahrung und Verhaltensweisen wie die Hyperventilation, können sich auf den pH-Wert unseres Blutes auswirken. Damit immer alles im »grünen« Bereich zwischen 7,1 und 7,5 bleibt, setzt unser Körper Puffer ein.

Puffer: Die pH-Controllettis

Puffer oder Pufferlösungen, wie sie manchmal genannt werden, wirken einer Veränderung des pH-Wertes entgegen, die durch eine Zugabe von Säuren oder Basen verursacht wird. Offenbar enthält eine Pufferlösung also etwas, was mit einer Säure reagiert – eine Base. Und ein anderer Bestandteil der Pufferlösung reagiert mit einer Base – eine Säure. In der Regel gibt es zwei Arten von Puffern:

- ✓ Gemische von schwachen Säuren und Basen
- ✓ Amphotere Stoffe

Bei den Gemischen aus schwachen Säuren und Basen kann es sich um konjugierte Säure-Base-Paare (etwa $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$) oder nicht-konjugierte Säure-Base-Paare handeln (etwa $\text{NH}_4^+/\text{CH}_3\text{COO}^-$). (Mehr über konjugierte Säure-Base-Paare erfahren Sie im Abschnitt *Her mit dem Proton: Brönsted-Lowry-Säure-Base-Reaktionen* weiter vorne im Kapitel.)

Was unseren Körper betrifft, so kommen dort konjugierte Säure-Base-Paare häufiger vor. Im Blut etwa sorgen Paare aus Kohlenstoffsäure und Bikarbonat für die Steuerung des pH-Werts. Wird dieser Puffer ausgeschaltet, was durchaus passieren kann, kann das zu ernsten Gesundheitsgefährdungen führen. Wenn ein Mensch beispielsweise sehr hart trainiert, geben die Muskeln Milchsäure in den Blutkreislauf ab. Wenn die Bikarbonat-Ionen nicht ausreichen, die Milchsäure zu neutralisieren, fällt der pH-Wert des Blutes, und man sagt, der Betreffende ist im Zustand der *Azidose*. Auch Diabetes kann Azidose verursachen. Wenn ein Mensch andererseits hyperventiliert (zu schnell atmet), wird dabei zu viel Kohlenstoffdioxid ausgeatmet. Dadurch sinkt der Kohlenstoffsäurespiegel im Blut und das Blut wird zu basisch. Auch dieser Zustand, den man *Alkalose* nennt, kann sehr ernste Folgen haben.

Auch amphotere Stoffe können als Puffer dienen, wenn sie mit einer Säure oder einer Base reagieren. (Ein Beispiel für einen amphoteren Stoff finden Sie im Abschnitt *Einscheide dich: amphoteres Wasser* weiter vorne in diesem Kapitel.) Das Bikarbonat-Ion (HCO_3^-) und das Monohydrogenphosphat-Ion (HPO_4^{2-}) sind solche amphoteren Stoffe, die sowohl Säuren als auch Basen neutralisieren können. Auch sie sind wichtig für die Kontrolle des pH-Wertes unseres Blutes.

Säureneutralisatoren: Grundlagenchemie

In jeder Apotheke oder Drogerie findet man jede Menge Medikamente, die überschüssige Magensäure neutralisieren. Das ist Säure-Base-Chemie in voller Aktion! Der Magen produziert Salzsäure, um während des Verdauungsprozesses bestimmte Enzyme (biologische Katalysa-

toren) zu aktivieren. Manchmal schießt er bei der Produktion allerdings über das Ziel hinaus, oder aber die Magensäure schwappt zur Speiseröhre (Ösophagus) hinauf und verursacht Sodbrennen. Dann ist es an der Zeit, die überschüssige Säure zu neutralisieren. Und was braucht man dafür? Richtig, eine Base. Die im Handel erhältlichen basischen Rezepturen, die man zur Neutralisation der Magensäure einsetzen kann, nennt man Säureneutralisatoren. Teil dieser Rezepturen sind unter anderem die folgenden Verbindungen:

- ✓ Die Bikarbonate NaHCO_3 und KHCO_3
- ✓ Die Karbonate CaCO_3 und MgCO_3
- ✓ Die Hydroxide Al(OH)_3 und Mg(OH)_2

Es ist nicht immer einfach, für den gelegentlichen Bedarfsfall den richtigen Säureneutralisator auszuwählen. Natürlich ist der Preis ein wichtiger Faktor. Von Bedeutung kann aber auch die chemische Beschaffenheit der Basen sein. Menschen mit hohem Blutdruck zum Beispiel sollten besser Magenmittel vermeiden, die Natriumbikarbonat enthalten, weil das Natrium-Ion die Erhöhung des Blutdrucks begünstigt. Wer sich Sorgen macht, seine Knochen könnten Kalzium verlieren, kann sich auf Magenmittel konzentrieren, die Kalziumkarbonat enthalten. Sowohl Kalziumkarbonat als auch Aluminiumhydroxid können, in größeren Dosen angewendet, zu Verstopfung führen. Andererseits wirken Magnesiumkarbonat und Magnesiumhydroxid in hohen Dosen unter Umständen abführend. Siesehen, die Wahl des richtigen Säureneutralisators ist ein Drahtseilakt!

Säuren mit schlechtem Ruf: Saurer Regen

In den letzten Jahren ist saurer Regen zu einem immer größeren ökologischen Problem geworden. Regenwasser ist von Natur aus sauer (der pH-Wert liegt bei etwa 5,6), weil es Kohlenstoffdioxid aus der Atmosphäre absorbiert und dabei Kohlenstoffsäure produziert. Wenn in der Presse von saurem Regen gesprochen wird, dreht es sich in der Regel um einen pH-Wert von 3 bis 3,5.

Die beiden Hauptgründe für den sauren Regen sind die Luftverschmutzung durch Autos und die Industrie. In den Verbrennungsmotoren der Kraftfahrzeuge wird der in der Luft enthaltene Stickstoff zu verschiedenen Stickstoffoxiden oxidiert. Diese Stickstoffoxide reagieren in der Atmosphäre mit Wasser und bilden dabei Salpetersäure (HNO_3).

Bei der Verbrennung fossiler Brennstoffe in Kraftwerken entstehen, neben Stickstoffoxiden, bedingt durch Schwefelverunreinigungen der Kohle und des Öls, Schwefeloxide. Auch diese Schwefeloxide reagieren in der Atmosphäre mit Wasser und bilden dabei schweflige Säure und Schwefelsäure (H_2SO_3 und H_2SO_4). All diese Säuren fallen mit dem Regen auf die Erde und verursachen dort eine Vielzahl von Problemen. Der pH-Wert von Seen etwa fällt so weit ab, dass Fische dort nicht mehr leben können. Ganze Wälder sterben oder verkümmern. Metalle in Autos und Gebäuden korrodieren.

Auch wenn der CO_2 -Ausstoß durch Abkommen und Auflagen ein wenig reduziert werden konnte, stehen wir hier nach wie vor einem der drängendsten Umweltprobleme gegenüber. (Mehr über den sauren Regen erfahren Sie in Kapitel 18.)

Ballons, Reifen und Pressluftflaschen: Die wunderbare Welt der Gase

13

In diesem Kapitel

- Die kinetische Gastheorie kennen lernen
 - Unter Druck geraten
 - Die Gasgesetze verstehen
-

Gase sind allgegenwärtig. Weil Sie jedoch in der Regel unsichtbar sind, denkt man meist nicht groß über sie nach. Ihre Eigenschaften sind uns im Prinzip jedoch bewusst. Wir atmen eine Gasmischung, die wir Luft nennen. Wir überprüfen den Luftdruck unserer Auto- oder Fahrradreifen. Wir sehen auf das Barometer, um die Wetterlage einschätzen zu können. Wir verbrennen Gas in Grills und Feuerzeugen. Wir füllen Geburtstagsballons für unsere Lieben, damit sie einen fliegen lassen können. (Manche können das auch ohne Ballons.)

Die Eigenschaften von Gasen und ihre Beziehungen zueinander sind wichtig für uns. Haben meine Reifen genug Druck? Wie groß wird dieser Ballon werden? Ist genug Luft in meinen Pressluftflaschen? Und so weiter und so fort.

In diesem Kapitel stelle ich Ihnen Gase sowohl aus der mikroskopischen als auch aus der makroskopischen Perspektive vor. Ich bringe Ihnen eine der erfolgreichsten wissenschaftlichen Theorien näher – die kinetische Gastheorie. Darüber hinaus geht es um die makroskopischen Eigenschaften von Gasen und wichtige Beziehungen der Gase untereinander. Ich werde Ihnen außerdem zeigen, welche Rolle diese Beziehungen in der Stöchiometrie der Reaktionen spielen. Bei diesem Kapitel bleibt Ihnen garantiert die Luft weg!

Gase unter dem Mikroskop: Die kinetische Gastheorie

Eine Theorie ist für Wissenschaftler von Nutzen, wenn sie das jeweils untersuchte physikalische System beschreibt und darüber hinaus erlaubt vorherzusagen, was passiert, wenn man eine Variable verändert. Die kinetische Gastheorie leistet das. Sie hat zwar, wie alle Theorien, ihre Grenzen, aber sie gehört zu den erfolgreichsten chemischen Theorien. Der folgende Abschnitt beschreibt die grundlegenden Postulate, Annahmen, Hypothesen oder Axiome (suchen Sie sich Ihren Lieblingsbegriff aus), die als zutreffend vorausgesetzt werden.

✓ **1. Postulat: Gase bestehen aus Partikeln, entweder Atomen oder Molekülen.**

So lange es nicht um Materie bei sehr hohen Temperaturen geht, sind die Gaspartikel relativ klein. Größere Partikel lagern sich in der Regel aneinander an und bilden Flüssigkeiten oder Feststoffe. Gaspartikel sind also normalerweise klein und haben eine geringe Atom- und Molekülmasse.

✓ **2. Postulat: Die Gaspartikel sind im Vergleich zu der Distanz zwischen den Partikeln so klein, dass das Volumen der Partikel selbst als null angenommen wird.**

Natürlich haben die Gaspartikel ein Volumen – das ist schließlich eine Eigenschaft der Materie. Aber wenn die Gaspartikel klein sind (und das sind sie) und nicht viele davon in einem Behälter vorhanden sind, betrachtet man ihr Volumen im Vergleich zum Volumen des Behälters oder dem Raum zwischen den Partikeln als eine zu vernachlässigende Größe. Das erklärt auch, warum man Gase verdichten kann. Weil so viel Platz zwischen den Gaspartikeln ist, kann man sie gut auf engeren Raum zusammendrücken. Mit Flüssigkeiten und Feststoffen, deren Partikel viel enger zusammen liegen, geht das nicht. (Mehr über die verschiedenen Zustände der Materie und die Unterschiede zwischen Feststoffen, Flüssigkeiten und Gasen finden Sie in Kapitel 2.)

Die Vorstellung, dass man die Quantität vernachlässigen kann, ist in der Chemie oft anzutreffen. Ein Beispiel ist etwa die Gleichgewichtskonstante der schwachen Säuren, K_a , in Kapitel 12, die die im Vergleich zur anfänglichen Konzentration der Säure ionisierte Menge der schwachen Säure außen vor lässt.

Auf die reale Welt übertragen, lässt sich das am ehesten mit einer Situation vergleichen, in der man auf der Straße einen Euro findet. Wenn man gar kein Geld hat, ist dieser Euro eine beachtliche Geldmenge, nach der man sich natürlich bückt (er sichert schließlich die nächste Mahlzeit). Ist man aber Multimillionär, ist dieser Euro eine zu vernachlässigende Geldmenge, die man links liegen lässt (so reich könnte ich gar nicht sein, dass ich mich nicht nach einem Euro bücken würde). So ist es auch mit den Gaspartikeln – sie haben ein gewisses Volumen, aber es ist im Verhältnis zu dem dazwischen liegenden Raum so klein, dass es keine Bedeutung hat.

✓ **3. Postulat: Die Gaspartikel sind in ständiger, ungeordneter und gleichförmiger Bewegung. Sie bewegen sich geradlinig und kollidieren mit den Innenwänden des Behälters.**

Die Gaspartikel bewegen sich immer geradlinig. (Gase haben im Vergleich zu Feststoffen oder Flüssigkeiten eine höhere kinetische Energie; mehr dazu in Kapitel 2.) Sie bewegen sich so lange in eine Richtung, bis sie entweder mit anderen Partikeln oder mit der Innenwand des Behälters kollidieren. Darüber hinaus bewegen sich die Partikel in verschiedene Richtungen, so dass sich die Kollisionen mit der Innenwand des Behälters gleichmäßig über die gesamte Fläche verteilen. Das kann man leicht beobachten, wenn man einen Ballon aufbläst. Der Ballon dehnt sich kugelförmig aus, weil die Gaspartikel mit allen Punkten der Innenwand kollidieren. Diese Kollisionen mit der Innenwand des Behälters nennt man *Druck*. Das Postulat der ständigen, ungeordneten und geradlinigen Bewegung der Gaspartikel erklärt auch, warum sich Gase gleichmäßig vermischen, wenn sie in

denselben Behälter eingefüllt werden. Und es erklärt, warum man den Duft eines Parfüms unmittelbar überall in einem Raum riecht, selbst wenn man ein paar Tropfen in der hintersten Ecke des Raumes auf den Boden fallen lässt.

✓ **4. Postulat: Die Gaspartikel üben so gut wie keine Kräfte aufeinander aus.**

Anders ausgedrückt: Man nimmt an, dass die Partikel völlig unabhängig voneinander sind und sich weder anziehen noch abstoßen. Nun ja, hier möchte ich ein paar Haare spalten. Diese Aussage ist eigentlich falsch. Wenn sie wahr wäre, könnte kein Chemiker Gase verflüssigen, aber das ist nun mal möglich. Andererseits kann man diese Annahme gelten lassen, weil die anziehenden und abstoßenden Kräfte so gering sind, dass man sie getrost vernachlässigen kann. Für unpolare Gase wie Wasserstoff und Stickstoff ist diese Annahme sicher richtig, weil es sich bei den anziehenden Kräften um so genannte *London'sche Dispersionskräfte* handelt. Bei polaren Gasmolekülen jedoch, wie bei Wasser und HCl, kann sie zu Problemen führen. (Mehr über Polarität und die London'schen Dispersionskräfte erfahren Sie in Kapitel 7, wo es um die Anziehungskräfte zwischen Molekülen geht.)

✓ **5. Postulat: Die Gaspartikel können miteinander kollidieren. Es wird davon ausgegangen, dass es sich dabei um so genannte elastische Kollisionen handelt, bei denen die Gesamtmenge der kinetischen Energie beider Partikel gleich bleibt.**

Die Gaspartikel kollidieren nicht nur mit den Innenwänden des Behälters, sondern auch untereinander. Bei diesen Kollisionen geht jedoch keine kinetische Energie verloren, sondern geht allenfalls von einem Partikel auf den Kollisionspartner über. Stellen Sie sich beispielsweise zwei Gaspartikel vor, eines in langsamer und ein anderes in schneller Bewegung, die miteinander kollidieren. Bei der Kollision wird nun kinetische Energie von dem schnelleren auf das langsamere Partikel übertragen. Das langsame Partikel prallt von dem schnelleren Partikel ab und wird dabei beschleunigt, während das schnellere Partikel von dem langsamen abprallt und dabei in seiner Geschwindigkeit gebremst wird. Die Gesamtmenge der kinetischen Energie bleibt erhalten. Was das schnellere Partikel an Energie abgibt, nimmt das langsamere auf. Auf der Grundlage dieses Prinzips funktioniert auch das Pool-Billard – man transferiert die kinetische Energie des Queues auf die Kugel, die man im Visier hat.

✓ **6. Postulat: Die in Kelvin gemessene Temperatur ist direkt proportional zu der durchschnittlichen kinetischen Energie der Gaspartikel.**

Die Gaspartikel bewegen sich nicht alle mit derselben Menge an kinetischer Energie. Ein kleiner Teil bewegt sich relativ langsam, ein anderer kleiner Teil bewegt sich relativ schnell, aber die meisten liegen mit ihrer Geschwindigkeit zwischen diesen beiden Extremen. Die Temperatur hat eine direkte Beziehung zur durchschnittlichen kinetischen Energie der Gaspartikel, aber nur, wenn sie mit der Kelvin-Skala gemessen wird. Beim Erhitzen des Gases nimmt seine kinetische Energie mit zunehmender Kelvin-Temperatur ebenfalls zu. (Die jeweilige Kelvin-Temperatur kann man errechnen, indem man 273 zu einer Celsius-Temperatur addiert: $K = ^\circ C + 273$. Mehr über Temperaturskalen und die durchschnittliche kinetische Energie erfahren Sie in Kapitel 2.)



Ein Gas, das alle Postulate der kinetischen Gastheorie erfüllt, nennt man *Ideales Gas*. Offensichtlich gibt es kein Gas, das allen Anforderungen des zweiten und vierten Postulates *exakt* entspricht. Allerdings kommt ein unpolares Gas bei hoher Temperatur und geringem Druck (Konzentration) dem Verhalten eines idealen Gases sehr nahe.

Druck: Eine Frage der Atmosphäre

Obwohl wir uns nicht in einem Behälter befinden, prasseln die Gasmoleküle unserer Atmosphäre ständig auf unsere Körper, unsere Bücher, unsere Computer und alles andere nieder und üben damit eine Kraft aus, die man *atmosphärischen Druck* nennt. Atmosphärischen Druck misst man mit einem Instrument, das *Barometer* heißt.

Ein Messgerät für die Atmosphäre: Das Barometer

Ein Barometer besteht aus einer langen Glasküvette, die an einem Ende geschlossen und mit einer Flüssigkeit gefüllt ist. Man könnte dafür Wasser verwenden, aber dann müsste die Glasküvette sehr lang sein (etwa 10,66 m) und würde etwas unhandlich. Es ist also zweckmäßiger, die Röhre mit Quecksilber zu füllen, weil dies eine Flüssigkeit von hoher Dichte ist. Die mit Quecksilber gefüllte Röhre wird mit der Öffnung nach unten so in einen offenen, ebenfalls mit Quecksilber gefüllten Behälter gestellt, dass das offene Ende der Röhre unterhalb des Quecksilberspiegels positioniert ist. Nun passiert einiges. Die Schwerkraft zieht das Quecksilber in der Röhre nach unten, so dass es in den Behälter darunter ausläuft. Gleichzeitig üben die Gase in der Atmosphäre Druck auf das Quecksilber in dem offenen Behälter aus und pressen es nach oben in die Glasküvette. Früher oder später halten sich diese Kräfte die Balance, und das Quecksilber kommt an einem bestimmten Punkt oberhalb des Quecksilberspiegels in dem Behälter zum Stehen. Je größer der atmosphärische Druck ist, desto höher klettert die Quecksilbersäule in der Röhre; je niedriger der atmosphärische Druck ist (etwa auf dem Gipfel eines hohen Berges), desto niedriger ist die Quecksilbersäule. Auf der Höhe des Meeresspiegels ist die Säule 760 mm hoch, was dem so genannten normalen atmosphärischen Druck entspricht.

Den atmosphärischen Druck kann man auf vielerlei Arten ausdrücken: in mm des eingefüllten Quecksilbers (mmHg), in Atmosphären (atm), einer Druckeinheit, bei der eine Atmosphäre dem Druck auf der Höhe des Meeresspiegels entspricht, in Torr, einer Druckeinheit, bei der ein Torr einem Millimeter Quecksilber entspricht, in pounds per square inch (psi), in Pascal (Pa), einer Druckeinheit, bei der ein Pascal einem Newton pro Quadratmeter entspricht (machen Sie sich keine Gedanken darüber, was ein Newton ist, vertrauen Sie mir einfach), oder in Kilopascal (kPa), wobei ein Kilopascal 1000 Pascal entspricht.

Den atmosphärischen Druck auf der Höhe des Meeresspiegels kann man also folgendermaßen ausdrücken:

$$760 \text{ mm Hg} = 1 \text{ atm} = 760 \text{ Torr} = 14,69 \text{ psi} = 101.325 \text{ Pa} = 101,325 \text{ kPa}$$

In diesem Buch verwende ich hauptsächlich Atmosphären und Torr und gelegentlich mm Hg. Abwechslung muss sein.

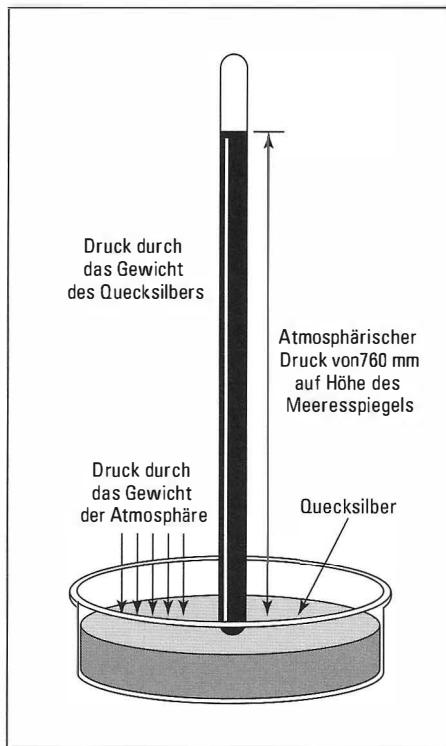


Abbildung 13.1: Ein Barometer

Ein Messgerät für den Druck eingeschlossener Gase: Das Manometer

Wenn ein Gas in einen Behälter eingeschlossen ist, kann man seinen Druck mit einem Apparat messen, den man Manometer nennt. Die Komponenten, aus denen dieser Apparat besteht, sehen Sie in Abbildung 13.2.

Ein Manometer ist einem Barometer nicht unähnlich. Der Behälter mit dem Gas wird mit einer U-förmig gebogenen Glasröhre verbunden, die zu einem Teil mit Quecksilber gefüllt und an ihrem anderen Ende geschlossen ist. An diesem geschlossenen Ende zieht die Schwerkraft das Quecksilber nach unten. Durch den Gegendruck des Gases im Behälter wird das Quecksilber ausbalanciert. Den Druck des Gases im Behälter kann man nun an der Höhendifferenz des Quecksilbers in den beiden Enden der Röhre ablesen.

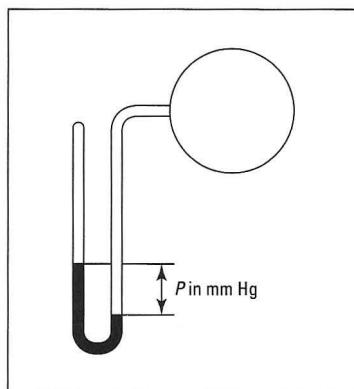


Abbildung 13.2: Das Manometer

Auch Gase halten sich an Gesetze - Gasgesetze

Verschiedene wissenschaftliche Gesetze beschreiben die Beziehungen der vier folgenden wichtigen physikalischen Gas-Eigenschaften:

- ✓ Volumen
- ✓ Druck
- ✓ Temperatur
- ✓ Masse

Diese Gesetze möchte ich Ihnen in diesem Abschnitt vorstellen. Die Gesetze von Boyle, Charles und Gay-Lussac beschreiben jeweils die Beziehung zweier Eigenschaften bei einem konstanten Wert der anderen beiden Eigenschaften. (Man konzentriert sich dabei auf zwei Eigenschaften, verändert den Wert der einen und beobachtet, wie sich dies auf die andere Eigenschaft auswirkt. Die beiden anderen Eigenschaften bleiben dabei unverändert.) Ein weiteres Gesetz – eine Kombination der Gesetze von Boyle, Charles und Gay-Lussac – erlaubt es, mehr als eine Eigenschaft zur gleichen Zeit zu variiieren.

Nicht verändern kann man bei diesem kombinierten Gesetz die Masse des jeweiligen Gases. Diese Lücke schließt jedoch das Gesetz von Avogadro. Darüber hinaus gibt es noch das Gesetz für ideale Gase, das die Berücksichtigung von Variationen aller vier Eigenschaften ermöglicht.

Wenn Sie alle in diesem Abschnitt steckenden Gesetze verdaut haben, werden Sie um die eine oder andere Blähung wohl nicht herum kommen.

Boyles Gesetz

Boyles Gesetz, benannt nach Robert Boyle, einem englischen Wissenschaftler des 17. Jahrhunderts, beschreibt das Verhältnis des Drucks und des Volumens von Gasen bei gleich bleibender

Temperatur und Masse. Abbildung 13.3 macht das Verhältnis von Druck und Volumen unter Verwendung der kinetischen Molekulartheorie anschaulich.

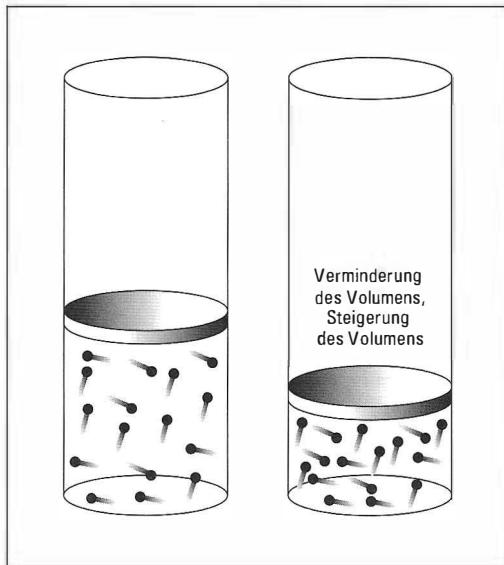


Abbildung 13.3: Das Verhältnis von Druck und Volumen bei Gasen – Boyles Gesetz

Der hier abgebildete linke Zylinder enthält ein bestimmtes Volumen Gas, das unter einem bestimmten Druck steht. (Dieser Druck ist nichts anderes als die Kollision der Gaspartikel mit der Innenwand des Behälters.) Wenn das Volumen abnimmt, befinden sich die Gaspartikel in einem viel kleineren Volumen, wodurch sich die Anzahl der Kollisionen beträchtlich erhöht. Der Druck nimmt folglich zu.

Boyles Gesetz stellt fest, dass Volumen und Druck umgekehrt proportional zueinander sind. Nimmt das Volumen ab, steigt der Druck und umgekehrt.

Boyle ermittelte als das Produkt des Drucks und des Volumens eine Konstante (k):

$$PV = k$$

Stellen Sie sich jetzt einmal den Fall vor, Sie hätten ein Gas mit einem bestimmten Druck (P_1) und einem bestimmten Volumen (V_1). Wenn Sie nun den Wert des Volumens ändern (V_2), ändert sich auch der Wert des Drucks (P_2). Mit Hilfe von Boyles Gesetz kann man beide Zustände beschreiben:

$$P_1 V_1 = k$$

$$P_2 V_2 = k$$

Die Konstante k ist – sonst wäre sie ja keine Konstante – in beiden Fällen gleich. Man kann also sagen

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad (\text{wobei Temperatur und Masse gleich bleiben})$$

Diese Gleichung macht eine weitere Aussage zu Boyles Gesetz – und eine sehr nützliche dazu, weil es bei Gasen im Regelfall um Änderungen des Drucks und des Volumens geht. Wenn drei der vier Größen bekannt sind, kann man die vierte berechnen. Nehmen wir beispielsweise an, dass ein Behälter 5,00 Liter eines Gases bei einem Druck von 1,00 atm beinhaltet und das Volumen dann auf 2,00 Liter abgesenkt wird. Wie hoch ist nun der Druck?

Die Antwort liefert die folgende Ausgangsposition:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

P_1 entspricht 1,00 atm, V_1 den 5,00 Litern Gas, und der Wert von V_2 ist 2,00 Liter. Das ergibt folgende Gleichung:

$$(1,00 \text{ atm})(5,00 \text{ Liter}) = P_2(2,00 \text{ Liter})$$

Nun kann man nach P_2 auflösen:

$$(1,00 \text{ atm})(5,00 \text{ Liter})/(2,00 \text{ Liter}) = P_2 = 2,50 \text{ atm}$$

Diese Antwort macht Sinn, denn das Absenken des Volumens führt zu einem Anstieg des Drucks, was uns wieder zu Boyles Gesetz zurückführt.

Charles' Gesetz

Charles' Gesetz, benannt nach Jacques Charles, einem französischen Chemiker des 19. Jahrhunderts, konzentriert sich auf das Verhältnis zwischen Volumen und Temperatur bei gleich bleibenden Werten von Druck und Masse. Im Alltag ist dieses Verhältnis zum Beispiel beim Erhitzen und Abkühlen von Ballons von Bedeutung.

Abbildung 13.4 veranschaulicht das Verhältnis von Temperatur und Volumen.

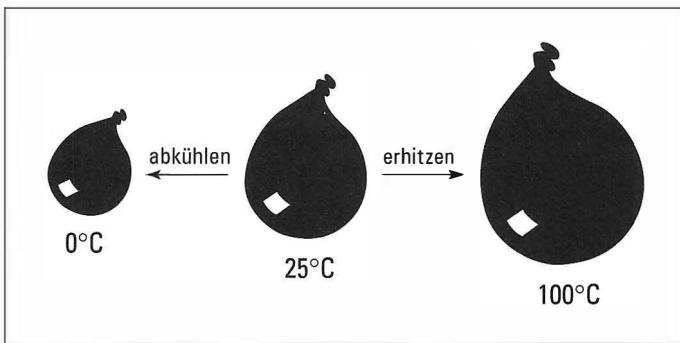


Abbildung 13.4: Das Verhältnis von Temperatur und Volumen bei Gasen – Charles' Gesetz

Betrachten Sie den mittleren Ballon in der Abbildung. Was denken Sie, passiert mit dem Ballon, wenn man ihn in den Kühlschrank legt? (Ihre gefräßigen Kinder stehen nachts auf, versuchen, sich eine Scheibe davon abzuschneiden und bringen ihn zum Platzen.) Nein, er wird schrumpfen. Im Innern des Kühlschranks ist der Druck der gleiche wie außerhalb, aber die Gaspartikel

im Ballon bewegen sich nicht so schnell, was dazu führt, dass das Volumen sinkt, um den Druck konstant zu halten. Kommt der Ballon in eine wärmere Umgebung, dehnt er sich aus und das Volumen wird größer. Es handelt sich hier um ein proportionales Verhältnis – steigt die Temperatur, nimmt auch das Volumen zu und umgekehrt.

Jacques Charles fand damit eine mathematische Beziehung zwischen Temperatur und Volumen. Darüber hinaus entdeckte er, dass man für den mathematischen Ausdruck der Gasgesetze die Temperaturskala nach Kelvin (K) verwenden muss.



Bei Berechnungen im Zusammenhang mit Gasgesetzen *muss* die Temperaturskala nach Kelvin verwendet werden.

Charles' Gesetz besagt, dass sich das Volumen proportional zur Kelvin-Temperatur verhält. Mathematisch formuliert sieht dieses Gesetz so aus:

$$V = bT \text{ oder } V/T = b \quad (\text{wobei } b \text{ eine Konstante ist})$$

Wenn man die Temperatur eines bestimmten Volumens (V_1) eines Gases mit einer bestimmten Kelvin-Temperatur (T_1) auf einen neuen Wert (T_2) ändert, verändert sich auch das Volumen (V_2).

$$V_1/T_1 = b \qquad V_2/T_2 = b$$

Da die Konstante b gleich bleibt, gilt

$$V_1/T_1 = V_2/T_2 \quad (\text{wobei Druck und Masse des Gases gleich bleiben und die Temperatur in Kelvin angegeben wird})$$

Auch hier lässt sich aus drei bekannten Werten der vierte Wert errechnen. Stellen Sie sich vor, Sie lebten in Alaska. Es ist mitten im Winter und die Außentemperatur beträgt -23° Celsius. Sie blasen draußen einen Ballon auf, bis er ein Volumen von 1,00 Liter hat. Dann bringen Sie ihn ins Wohnzimmer vor den Kamin, wo kuschelige 27° C herrschen. Wie groß ist das Volumen des Ballons dort?

Zunächst einmal müssen Sie die Temperaturen in Kelvin umrechnen, indem Sie zu der Temperatur in Celsius jeweils 273 addieren:

$$-23^\circ\text{C} + 273 = 250 \text{ K} \quad (\text{draußen})$$

$$27^\circ\text{C} + 273 = 300 \text{ K} \quad (\text{Wohnzimmer})$$

Jetzt können Sie die Gleichung nach V_2 auflösen:

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

Multiplizieren Sie beide Seiten mit T_2 , um V_2 auf der einen Seite der Gleichung zu isolieren:

$$[V_1 T_2]/T_1 = V_2$$

Wenn wir jetzt die konkreten Werte einsetzen, erhalten wir die Antwort auf unsere Frage:

$$[(1,00 \text{ Liter})(300 \text{ K})]/250 \text{ K} = V_2 = 1,20 \text{ Liter}$$

Das klingt plausibel, denn Charles' Gesetz besagt ja, dass bei steigender Kelvin-Temperatur auch das Volumen zunimmt.

Gay-Lussacs Gesetz

Gay-Lussacs Gesetz, benannt nach dem französischen Wissenschaftler des 19. Jahrhunderts Joseph-Louis Gay-Lussac, zielt auf das Verhältnis von Druck und Temperatur bei gleich bleibenden Werten von Volumen und Masse. Nehmen wir beispielsweise einen mit Gas gefüllten Metalltank. Der Tank hat ein bestimmtes Volumen, und das darin befindliche Gas hat einen bestimmten Druck. Wird der Tank erhitzt, nimmt die kinetische Energie der Gaspartikel zu. Sie bewegen sich nicht nur schneller, sondern kollidieren auch öfter und heftiger mit der Innenwand des Tanks. Der Druck hat sich erhöht.

Gay-Lussacs Gesetz besagt, dass sich der Druck proportional zur Kelvin-Temperatur verhält. Abbildung 13.5 veranschaulicht dieses Verhältnis.

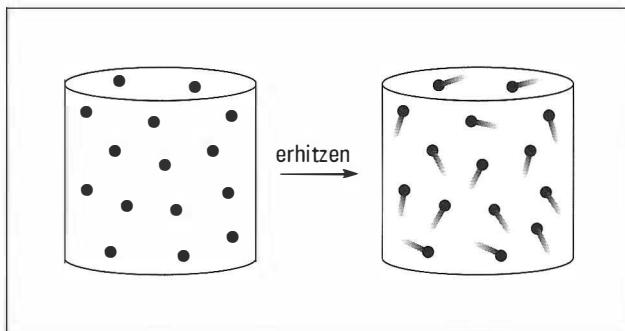


Abbildung 13.5: Das Verhältnis von Druck und Temperatur bei Gasen – Gay-Lussacs Gesetz

Mathematisch formuliert, sieht dieses Gesetz so aus:

$$P = kT \text{ (oder } \frac{P}{T} = k \text{ bei gleichem Druck und gleicher Masse)}$$

Nehmen wir an, bei einem Gas mit einer bestimmten Kelvin-Temperatur und einem bestimmten Druck (T_1 und P_1) werden Temperatur und Druck verändert (T_2 und P_2):

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Sagen wir, der Tank enthält Gas mit einem Druck von 800 Torr und einer Temperatur von 250 Kelvin, die auf 400 Kelvin erhöht wird. Wie hoch ist dann der Druck?

Ausgehend von der Gleichung $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ kann man beide Seiten mit T_2 multiplizieren, damit man nach P_2 auflösen kann:

$$[P_1 T_2] / T_1 = P_2$$

Mit den konkreten Werten führt die Gleichung zu dem folgenden Ergebnis:

$$[(800 \text{ Torr})(400 \text{ K})] / 250 \text{ K} = P_2 = 1280 \text{ Torr}$$

Das leuchtet ein, denn nach Gay-Lussacs Gesetz sollte beim Erhitzen des Tanks auch der Druck steigen.

Das kombinierte Gasgesetz

Die bisherigen Beispiele gehen sämtlich davon aus, dass zwei Eigenschaften eines Gases konstant bleiben, während eine Eigenschaft verändert wird, um zu beobachten, wie sich dies auf die vierte Eigenschaft auswirkt. Im richtigen Leben sind die Dinge jedoch meist nicht so einfach und übersichtlich. Was macht man in Situationen, in denen sich zwei oder drei Eigenschaften ändern? Man könnte natürlich eine nach der anderen betrachten, aber es wäre sicher praktischer, alles unter einen Hut bringen zu können.

Wie Sie sicher schon geahnt haben, gibt es eine solche Möglichkeit. Man kann die Gesetze von Boyle, Charles und Gay-Lussac in eine Gleichung packen. Sie wollen sicher nicht, dass ich Ihnen im Einzelnen zeige, wie man das macht. Vertrauen Sie mir einfach. Am Ende kommt das heraus, was man das *kombinierte Gasgesetz* nennt. Und so sieht es aus:

$$P_1 V_1 / T_1 = P_2 V_2 / T_2$$

Wie schon bei den vorangegangenen Beispielen steht P für den Druck (in atm, mm Hg, Torr und so weiter), V für das Volumen des Gases (in geeigneten Einheiten) und T für die Temperatur (in Kelvin). Die Ziffern 1 und 2 stehen für die Anfangswerte beziehungsweise die veränderten Werte der jeweiligen Eigenschaften. Konstant bleibt allerdings die Masse: Es kommt kein Gas hinzu und es entweicht auch nichts. Insgesamt sind sechs Werte an diesem kombinierten Gasgesetz beteiligt. Wenn man fünf davon kennt, kann man den sechsten berechnen.

Ein Beispiel: Stellen wir uns vor, ein Wetterballon mit einem Volumen von 25,0 Litern, einem Druck von 1,0 atm und einer Temperatur von 27° Celsius steigt in eine Höhe, in der der Druck 0,500 atm und die Temperatur -33° Celsius beträgt. Wie groß ist unter diesen Umständen das Volumen des Ballons?

Bevor ich Ihnen zeige, wie man das Volumen berechnet, lassen Sie uns kurz nachdenken. Die Temperatur fällt, also sollte auch das Volumen kleiner werden (Charles' Gesetz). Andererseits fällt auch der Druck, was den Ballon dazu bewegen sollte, sich auszudehnen (Boyles Gesetz). Diese beiden Faktoren wirken gegeneinander, und an diesem Punkt wissen wir noch nicht, welcher sich durchsetzen wird.

Gesucht ist das neue Volumen (V_2), also formen wir das kombinierte Gasgesetz so um (indem wir beide Seiten mit T_2 multiplizieren und durch P_2 dividieren und so V_2 automatisch auf einer Seite isolieren), dass wir die folgende Gleichung erhalten:

$$[P_1 V_1 T_2] / [P_2 T_1] = V_2$$

Als Nächstes versammeln wir unsere Werte:

$$P_1 = 1,00 \text{ atm}; V_1 = 25,0 \text{ Liter}; T_1 = 27^\circ \text{ C} + 273 = 300 \text{ K}$$

$$P_2 = 0,500 \text{ atm}; T_2 = -33^\circ \text{ C} + 273 = 240 \text{ K}$$

Diese Werte setzen wir nun in die Gleichung ein und berechnen das Ergebnis:

$$[(1,00 \text{ atm})(25,0 \text{ Liter})(240 \text{ K})]/[(0,500 \text{ atm})(300 \text{ K})] = V_2 = 40,0 \text{ Liter}$$

Da das Volumen sich letztlich vergrößert hat, kann man sagen, dass hier Boyles Gesetz eine größere Wirkung hatte als Charles' Gesetz.

Avogadros Gesetz

Die Gleichung des kombinierten Gasgesetzes erlaubt die Berechnung von Veränderungen bezüglich der Werte für den Druck, das Volumen und die Temperatur. Bleibt noch das Problem mit der Masse. Um hier weiterzukommen, brauchen wir noch ein weiteres Gesetz.

Amedeo Avogadro (derselbe Avogadro, der uns in Kapitel 10 schon mit der Anzahl der Gaspartikel per Mol beglückt hat) entdeckte bei seinen wissenschaftlichen Untersuchungen, dass gleiche Gasvolumina bei gleicher Temperatur und gleichem Druck die gleiche Anzahl von Gaspartikeln aufweisen. Avogadros Gesetz besagt also, dass das Volumen eines Gases bei konstanter Temperatur und konstantem Druck proportional zur Mol-Anzahl des Gases (Anzahl der Gaspartikel) ist. Mathematisch formuliert sieht das so aus:

$$V = kn \quad (\text{bei konstanter Temperatur und konstantem Druck})$$

In dieser Gleichung ist k eine Konstante und n die Anzahl der Gasmole. Wenn man eine bestimmte Anzahl von Gasmolen (n_1) und ein bestimmtes Volumen (V_1) hat und die Mol-Anzahl sich infolge einer Reaktion verändert (n_2), ändert sich auch das Volumen (V_2), so dass die folgende Gleichung entsteht:

$$V_1/n_1 = V_2/n_2$$

Ich erspare mir (und Ihnen) an dieser Stelle ein praktisches Beispiel, weil es sich um dasselbe Prinzip handelt wie bei den anderen hier vorgestellten Gasgesetzen.



Von großem Nutzen ist Avogadros Gesetz, wenn man das Volumen eines Gasmols bei beliebigen Temperatur- und Druckwerten berechnen will. Wenn man das Volumen eines Mols Gas berechnen will, ist es wichtig zu wissen, dass ein Mol eines beliebigen Gases bei STP (Standardtemperatur und Standarddruck) ein Volumen von 22,4 Litern einnimmt.

- ✓ **Standarddruck:** 1,00 atm (760 Torr oder mm Hg)
- ✓ **Standardtemperatur:** 273 K

Mit Hilfe dieser Beziehung zwischen Gasmolen und Litern kann man jedes Gas von einer Masse in ein Volumen umrechnen. Wenn man beispielsweise 50,0 Gramm gasförmigen Sauerstoff hat und dessen Volumen bei STP ermitteln will, kann man folgendermaßen vorgehen (die Grundlagen über die Verwendung von Molen in chemischen Gleichungen erfahren Sie in den Kapiteln 10 und 11):

$$\frac{50,0 \text{ g O}_2}{1} \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g}} \times \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol O}_2} = 35,0 \text{ L}$$

Wir wissen nun, dass die 50,0 Gramm Sauerstoff bei STP ein Volumen von 35,0 Litern haben. Was aber, wenn diese Standardbedingungen nicht gegeben sind? Wie ist das Volumen von 50,0 Gramm Sauerstoff bei 2,00 atm und 27° Celsius? Im nächsten Abschnitt zeige ich Ihnen, wie man dieses Problem ganz leicht lösen kann. Aber hier und jetzt kann man mit Hilfe des kombinierten Gasgesetzes zum Ziel kommen, weil das Volumen bei STP bekannt ist:

$$P_1 V_1 / T_1 = P_2 V_2 / T_2$$

$$P_1 = 1,00 \text{ atm}; V_1 = 35,0 \text{ Liter}; T_1 = 273 \text{ K}$$

$$P_2 = 2,00 \text{ atm}; T_2 = 300 \text{ K} (27^\circ \text{ C} + 273)$$

Wenn man nun nach V_2 auflöst, kommt folgende Rechnung dabei heraus:

$$[P_1 V_1 T_2] / [P_2 T_1] = V_2$$

$$[(1,00 \text{ atm})(35,0 \text{ Liter})(300 \text{ K})] / [(2,00 \text{ atm})(273 \text{ K})] = V_2 = 19,2 \text{ Liter}$$

Die Gleichung des »Idealen Gasgesetzes«

Wirft man die Gesetze von Boyle, Charles, Gay-Lussac und Avogadro in einen Mixer, lässt ihn eine Minute lang auf höchster Stufe laufen und sieht sich das Ergebnis an, findet man die Gleichung des »Idealen Gasgesetzes« vor – eine Möglichkeit, Volumen, Temperatur, Druck und Masse gleichermaßen zu berücksichtigen. Die Gleichung sieht folgendermaßen aus:

$$PV = nRT$$

P steht für Druck in Atmosphären (atm), V für Volumen in Liter (L), n für die Mole des Gases, T für die Temperatur in Kelvin (K) und das R für die ideale Gas-Konstante, die 0,0821 Latm/K·mol beträgt.

Wenn man den Wert der ideale Gas-Konstante verwendet, müssen der Druck in atm und das Volumen in Liter angegeben werden. Wer mit anderen Maßeinheiten arbeiten möchte, kann entsprechende andere ideale Gas-Konstanten errechnen. Aber warum sollte man sich dieser Mühe unterziehen, wenn es auch anders geht? Es ist doch einfacher, sich einen Wert für R zu merken und dann daran zu denken, dass man für den Druck und das Volumen die richtigen Einheiten nimmt. Und natürlich ist es Ihnen mittlerweile in Fleisch und Blut übergegangen, dass man bei allem, was mit Gasgesetzen zu tun hat, die Temperatur *immer* in Kelvin ausdrückt.

Da das nun klar ist, möchte ich Ihnen jetzt darlegen, wie man auf einfache Weise aus der Masse eines Gases sein Volumen errechnet, wenn das Gas nicht den STP unterliegt. Welches Volumen haben also 50,0 Gramm Sauerstoff bei einem Druck von 2,00 atm und einer Temperatur von 27° Celsius?

Zunächst einmal müssen wir die 50,0 Gramm Sauerstoff in Mol umrechnen. Dazu nutzen wir die molare Masse von O₂.

$$(50,0 \text{ Gramm})(1 \text{ mol} / 32,0 \text{ Gramm}) = 1,562 \text{ mol}$$

Jetzt nehmen wir uns die Gleichung des Idealen Gasgesetzes vor und bauen sie so um, dass wir nach V auflösen können:

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P}$$

Abschließend müssen wir nur noch die konkreten Werte einsetzen und rechnen:

$$V = [(1,562 \text{ mol})(0,0821 \text{ L} \cdot \text{atm}/\text{K} \cdot \text{mol})(300 \text{ K})]/2,00 \text{ atm} = 19,2 \text{ L}$$

Gasgesetze und Stöchiometrie

Die Gleichung des Idealen Gasgesetzes (und auch die des kombinierten Gasgesetzes) erlaubt es Chemikern, Probleme der Stöchiometrie im Zusammenhang mit Gasen zu lösen. (Den Schlüssel zur Welt der Stöchiometrie liefert Ihnen Kapitel 10.) In diesem Abschnitt werden Sie anhand eines klassischen chemischen Experimentes sehen, wie man an ein solches Problem herangeht. Es geht um den Zerfall von Kaliumchlorat in Kaliumchlorid und Sauerstoff beim Erhitzen:



Ihre Mission, sollten Sie sie übernehmen, ist die folgende: Berechnen Sie das Volumen des Sauerstoffs, der beim Zerfall von 25,0 Gramm KClO_3 bei einem Druck von 700 Torr und einer Temperatur von 27° Celsius freigesetzt wird. (Sollte bei der Berechnung etwas schief gehen und Sie gefasst werden, streite ich jede Kenntnis in dieser Sache ab.)

Zunächst müssen Sie die Anzahl der Sauerstoff-Mole berechnen, die freigesetzt werden:

$$\frac{M_{\text{KClO}_3}}{MW_{\text{KClO}_3}} \times \frac{\text{Anzahl der Sauerstoffatome in } \text{KClO}_3}{\text{Zahl der Sauerstoffatome im Molekül}}$$

$$\frac{25 \text{ g}}{122,568 \text{ g/mol}} \times \frac{3}{2} = 0,3059 \text{ mol } O_2$$

Als Nächstes rechnen Sie die Temperatur in Kelvin und den Druck in atm um:

$$27^\circ \text{C} + 273^\circ \text{C} = 300 \text{ K}$$

$$700 \text{ Torr}/760 \text{ Torr/atm} = 0,9211 \text{ atm}$$

Jetzt können Sie alles in die Gleichung des Idealen Gasgesetzes einsetzen und das Volumen ausrechnen:

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$V = [(0,3059 \text{ mol})(0,0821 \text{ L} \cdot \text{atm}/\text{K} \cdot \text{mol})(300 \text{ K})]/0,9211 \text{ atm} = 8,18 \text{ L}$$

Mission erfolgreich beendet.

Die Gesetze von Dalton und Graham

In diesem Abschnitt möchte ich Ihnen noch ein paar andere nützliche Gasgesetze vorstellen. Eines bezieht sich auf Partialdrücke und das andere auf die Effusion und Diffusion von Gasen.

Daltons Gesetz

Daltons Gesetz der Partialdrücke besagt, dass der Gesamtdruck eines Gasgemischs gleich der Summe aller Partialdrücke der einzelnen Komponenten des Gemischs ist.

Wenn Sie ein Gemisch verschiedener Gase haben – Gas A, Gas B, Gas C und so weiter –, dann können Sie einfach den jeweiligen Druck der einzelnen Gase addieren und kennen damit den Druck des Gemischs. Mathematisch kann man das so ausdrücken:

$$P_{\text{Total}} = P_A + P_B + P_C + \dots$$

Bei der Lösung stöchiometrischer Probleme, wie dem im vorangegangenen Abschnitt, wo es um den Zerfall von Kaliumchlorat ging, wird der Sauerstoff in der Regel über Wasser aufgefangen und das Volumen dann gemessen. Auf dem Weg durch das Wasser lagert sich jedoch Wasserdampf an den Gasbläschen an. Um den Druck des Sauerstoffs zu messen, muss also der durch den Wasserdampferzeugte Druck abgezogen werden. Man muss das Gas gewissermaßen mathematisch »trocknen«.

Nehmen wir einmal an, dass der Sauerstoff über Wasser bei einem Gesamtdruck von 755 Torr und einer Temperatur von 20° Celsius aufgefangen wird. Und nehmen wir weiter an, Sie hätten das Glück, den Druck dieses Sauerstoffs berechnen zu dürfen.

Bekannt ist der Gesamtdruck von 755 Torr. Der erste Schritt besteht also darin, in einer Tabelle nachzusehen, die den Wasserdampfdruck des Wassers bei bestimmten Temperaturen angibt. Ein Blick auf eine solche Tabelle zeigt, dass der Partialdruck von Wasser bei 20° Celsius 17,5 Torr beträgt. Mit diesem Wert können Sie nun den Druck des Sauerstoffs berechnen.

$$P_{\text{Total}} = P_{\text{Sauerstoff}} + P_{\text{Wasserdampf}}$$

$$755 \text{ Torr} = P_{\text{Sauerstoff}} + 17,5 \text{ Torr}$$

$$P_{\text{Sauerstoff}} = 755 \text{ Torr} - 17,5 \text{ Torr} = 737,5 \text{ Torr}$$

Die Kenntnis des Partialdruckes von Gasen ist zum Beispiel beim Tiefseetauchen und im Umgang mit Beatmungsgeräten von erheblicher Bedeutung.

Grahams Gesetz

Lassen Sie ein paar Tropfen Parfüm auf einen Tisch in einer Ecke eines Raumes fallen und es dauert nicht lange, bis man den Duft am anderen Ende des Raumes riechen kann. Was da passiert, nennt man *Diffusion*, die Vermischung von Gasen aufgrund ihrer molekularen Bewegung.

Gibt man dagegen ein paar Tropfen desselben Parfüms in einen normalen Luftballon und bläst diesen dann auf, kann man das Parfüm bald auch außerhalb des Ballons riechen, weil es die mi-

kroskopisch kleinen Poren des Gummis durchdringt. Diesen Vorgang nennt man *Effusion*, das Entweichen von Gas durch winzige Öffnungen. Sie haben diesen Prozess vielleicht schon einmal mitverfolgt, wenn Sie einen mit Helium gefüllten Ballon geschenkt bekommen haben.

Thomas Graham entdeckte, dass die Diffusions- und Effusionsrate von Gasen sich umgekehrt proportional zur Quadratwurzel ihres Mol- oder Atomgewichts verhält. Das ist Grahams Gesetz. Auf eine allgemeine Formel gebracht, besagt es, dass leichte Gase schneller entweichen oder sich im Raum verteilen als schwere Gase. Mathematisch sieht Grahams Gesetz so aus:

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

Wenn man zwei Luftballons der gleichen Größe jeweils mit Wasserstoff (H_2) und mit Sauerstoff (O_2) füllt, wird der Wasserstoff, da er leichter ist, schneller aus dem Ballon entweichen. Aber wie viel schneller? Mit Hilfe von Grahams Gesetz kann man das ausrechnen:

$$\frac{V_{H_2}}{V_{O_2}} = \sqrt{\frac{M_{O_2}}{M_{H_2}}}$$

$$\frac{V_{H_2}}{V_{O_2}} = \sqrt{\frac{32,0 \text{ g/mol}}{2,0 \text{ g/mol}}}$$

$$\frac{V_{H_2}}{V_{O_2}} = \sqrt{16}$$

$$\frac{V_{H_2}}{V_{O_2}} = 4$$

Der Wasserstoff entweicht also vier Mal schneller aus dem Ballon als der Sauerstoff.

Teil IV

Chemie im Alltag: Nutzen und Probleme

The 5th Wave

By Rich Tennant

In der Single-Bar für echte Chemiker



In diesem Teil ...

Chemie findet nicht nur in den Labors der Universitäten oder der Industrie statt und ist keinesfalls nur den Profis vorbehalten. Auch Sie haben die Finger in der Chemie. Chemie ist ein Teil unseres Alltagslebens.

Die Chemie nutzt uns aber nicht nur in vielfältiger Weise, sie stellt uns mitunter auch vor große Probleme. Unsere moderne Gesellschaft ist komplex. Viele Probleme, denen wir gegenüberstehen, verspricht die Chemie zu lösen, indem sie uns das Leben erleichtert und mit Sinn erfüllt.

In den Kapiteln dieses Teils führe ich Sie durch einige Anwendungsbereiche der Chemie. Zunächst geht es um die Kohlenstoffchemie, was sie mit dem Erdöl zu tun hat und wie man mit ihrer Hilfe Benzin herstellt. Danach zeige ich Ihnen, wie man aus dem selben Erdöl Kunststoffe und synthetische Fasern zaubert. Ein kurzer Abstecher zu Ihnen nach Hause wird Ihnen näher bringen, welche chemischen Zusammenhänge sich hinter den Reinigern und Waschmitteln, Medikamenten und Kosmetika in Ihren Schränken verbergen. Und schließlich möchte ich auf einige Probleme aufmerksam machen, die unsere Gesellschaft, unsere Technologie und unsere Wissenschaft mit sich gebracht haben, nämlich die Verschmutzung von Wasser und Luft

Kohlenstoff: Organische Chemie

14

In diesem Kapitel

- Die Kohlenwasserstoffe unter die Lupe nehmen
 - Herausfinden, wie die Kohlenwasserstoffe zu ihren Namen kommen
 - Sich einen Überblick über die verschiedenen funktionellen Gruppen verschaffen
 - Etwas über den Stellenwert der organischen Chemie in der Gesellschaft erfahren
-

Der größte und am breitesten systematisch aufgefächerte Bereich der Chemie ist die *organische Chemie* oder auch die Kohlenstoff-Chemie. Von den 11 bis 12 Millionen bekannten chemischen Verbindungen gehören etwa 90 Prozent zu den organischen Verbindungen. Wir verbrennen organische Verbindungen als Brennstoffe. Wir essen organische Verbindungen. Wir tragen organische Verbindungen am Körper. Wir bestehen selbst aus organischen Verbindungen. Unsere ganze Welt ist aus organischen Verbindungen aufgebaut.

In diesem Kapitel möchte ich Sie kurz in die organische Chemie einführen. Ich zeige Ihnen die *Kohlenwasserstoffe*, Verbindungen aus Kohlenstoff und Wasserstoff, sowie einige andere organische Stoffklassen und gehe auf ihre Verwendung im Alltagsleben ein. Dieses Kapitel wird Ihnen einen Eindruck davon vermitteln, welche Bedeutung der Kohlenstoff für die Chemie hat.

Organische Synthese: Wo alles anfing

In den Anfängen der Chemie herrschte die Ansicht vor, dass organische Verbindungen nur von lebenden Organismen gebildet werden könnten. Man glaubte, dass die »Kraft des Lebendigen« irgendwie beteiligt sein müsste. Im Jahre 1828 jedoch revolutionierte der deutsche Wissenschaftler Friedrich Wöhler die Chemie, als er bei einem Versuch, eine anorganische Verbindung herzustellen, zufällig eine organische Verbindung schuf, und zwar Harnstoff. Damit stand die Tür zur modernen organischen Synthese plötzlich offen.

Kohlenwasserstoffe: Vom Einfachen zum Komplexen

Es liegt nahe zu fragen, warum es so viele Kohlenwasserstoffe gibt. Und in der Tat wird mir diese Frage von Studenten oft gestellt. Die Antwort lautet: Kohlenstoff hat vier Valenzelektronen und kann deshalb vier kovalente Bindungen mit anderen Kohlenwasserstoffen oder Elementen eingehen. (Chemiestudenten machen bei der organischen Chemie oft den Fehler, beim Zeichnen von Strukturformeln nicht alle vier Bindungen des Kohlenstoffs zu berücksichtigen.)

Diese Bindungen sind sehr stark. (Mehr über kovalente Bindungen erfahren Sie in Kapitel 7.) Darüber hinaus können sich Kohlenstoff-Atome untereinander zu langen Ketten und Ringen verbinden. Kohlenstoff kann Doppel- und Dreifachbindungen mit anderen Kohlenstoffen und Elementen eingehen. Das kann, vielleicht abgesehen von Silicium, kein anderes Element. (Wobei die Bindungen beim Silicium längst nicht so stabil sind wie beim Kohlenstoff.) Aufgrund dieser Eigenschaften kann Kohlenstoff die vielfältigen Verbindungen bilden, die notwendig sind, um eine Amöbe, einen Schmetterling oder ein Baby entstehen zu lassen.

Die einfachsten organischen Verbindungen nennt man *Kohlenwasserstoffe*. Sie setzen sich aus Kohlenstoff und Wasserstoff zusammen. Aus ökonomischer Sicht sind die Kohlenwasserstoffe sehr wichtig für uns, hauptsächlich als Brennstoffe. Benzin etwa ist eine Mischung von Kohlenwasserstoffen. Wir nutzen Methan (Erdgas), Propan und Butan, sämtlich Kohlenwasserstoffe, weil sie brennbar sind und große Mengen Energie freisetzen. Kohlenwasserstoffe können einfache Bindungen eingehen (Alkane), aber auch doppelte (Alkene) und dreifache (Alkine). Darüber hinaus können Sie unter Verwendung von einfachen und doppelten Bindungen ringförmige Strukturen bilden (Cycloalkane, Cycloalkene und Aromaten).

Selbst die Verbindungen, an denen nur Kohlenstoff und Wasserstoff beteiligt sind, sind sehr vielfältiger Natur. Da kann man sich unschwer vorstellen, was alles möglich ist, wenn man noch ein paar Elemente mehr mit hinzunimmt.

Vom Gasgrill zum Tiger im Tank: Alkane

Die einfachste Ausführung der Kohlenwasserstoffe sind die *Alkane*. Man nennt Alkane *gesättigte* Kohlenwasserstoffe – jedes Kohlenstoff-Atom ist mit vier anderen Atomen verbunden. Kohlenstoff kann maximal vier kovalente Bindungen eingehen. Wenn diese vier kovalenten Bindungen zu verschiedenen Atomen bestehen, sagt der Chemiker, dass der Kohlenstoff gesättigt ist. Alkane weisen keine Doppel- oder Dreifachbindungen auf.

Die allgemeine Formel für Alkane lautet C_nH_{2n+2} , wobei n eine ganze Zahl ist. Ist n = 1, dann sind vier Wasserstoffatome vorhanden und das Ergebnis ist Methan oder CH_4 .

Tabelle 14.1 listet die ersten zehn *normalen, gerade verketteten* oder *unverzweigten* Alkane auf. Die tatsächliche Gestalt dieser Alkane ist jedoch keineswegs gerade. Dennoch stelle ich sie in Zeichnungen oft in einer geraden Linie dar. (Streng genommen haben die Bindungen zwischen zwei C-Atomen jeweils einen Winkel von 109,5°, so dass sich eine Tetraederstruktur (eine Art räumliche Zickzackanordnung) ergibt. Mehr über das, was man molekulare Geometrie nennt, erfahren Sie in Kapitel 7.) Jedes Kohlenstoff-Atom, außer denen in den Endpositionen, ist mit zwei weiteren Kohlenstoff-Atomen verbunden. Abbildung 14.1 zeigt Modelle der ersten vier in der Tabelle aufgelisteten Alkane.

n	Formel	Name
1	CH_4	Methan
2	C_2H_6	Ethan
3	C_3H_8	Propan

n	Formel	Name
4	C ₄ H ₁₀	Butan
5	C ₅ H ₁₂	Pentan
6	C ₆ H ₁₄	Hexan
7	C ₇ H ₁₆	Heptan
8	C ₈ H ₁₈	Oktan
9	C ₉ H ₂₀	Nonan
10	C ₁₀ H ₂₂	Dekan

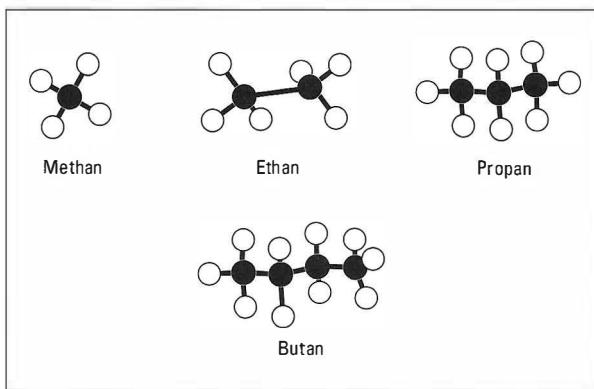
Tabelle 14.1: Die zehn ersten normalen Alkane (C_nH_{2n+2})

Abbildung 14.1: Die ersten vier Alkane

Summen- und Strukturformeln

Tabelle 14.1 zeigt die Summenformeln einiger Alkane. Eine solche Summenformel zeigt, welche Atome an der Verbindung beteiligt sind und wie ihr Zahlenverhältnis aussieht. Die Alkane in der Tabelle sind alle normale oder unverzweigte Kohlenwasserstoffe, aber dieses Verbindungs-schema kann man besser mit einer Strukturformel darstellen. Eine Strukturformel zeigt, welche und wie viele Atome an einer Verbindung beteiligt sind und wie das Verbindungsschema aussieht oder »wer mit wem verbunden ist«.

Eine solche Strukturformel kann unterschiedlich aussehen. Da gibt es ausführliche Strukturformeln, die jede kovalente Bindung mit einem Strich darstellen. Bei organischen Verbin-dungen wie den Kohlenwasserstoffen kann man dabei auf die Abbildung der Wasserstoff-Atome verzichten, sofern man nur an der Darstellung der Verbindung der Kohlenstoff-Atome interes-siert ist. Es gibt aber auch verdichtete Strukturformeln, die die Teile eines Moleküls gruppieren und dennoch das Verbindungsschema anzeigen. Solche verdichteten Darstellungen gibt es in unterschiedlichen Ausführungen. Abbildung 14.2 zeigt mehrere ausführliche und verdichtete Strukturformeln von Butan (C₄H₁₀).

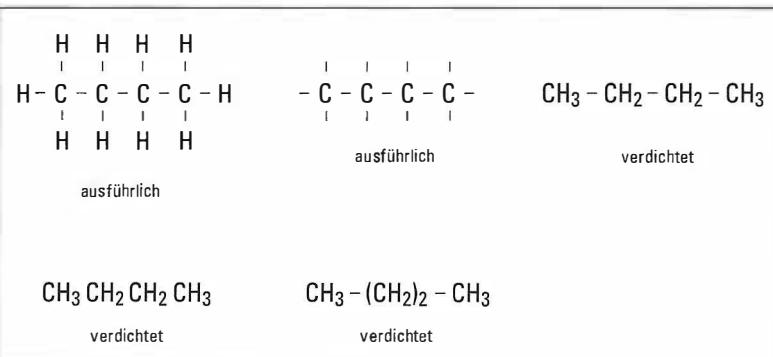


Abbildung 14.2: Strukturformeln von Butan

Das Kind muss einen Namen haben: Benennungsprobleme

Es kommt vor, dass zwei an sich völlig verschiedene Verbindungen mit ebenso verschiedenen Eigenschaften die gleiche molekulare Struktur haben. Die Unterschiede bestehen einzig in der Verbindungsstruktur – also wer mit wem verbunden ist. Solche Verbindungen nennt man *Isomere*, Verbindungen mit gleichen Summen-, aber verschiedenen Strukturformeln. Wenn man sie unterscheiden will, reicht die Kenntnis der Summenformel allein nicht aus.

Ein Isomer von Butan etwa hat die gleiche Summenformel wie die unverzweigte Verbindung in Abbildung 14.2, C_4H_{10} , aber eine ganz andere Verbindungsstruktur. Dieses Isomer wird im Allgemeinen Isobutan genannt und gehört zu den so genannten verzweigten Kohlenwasserstoffen. Abbildung 14.3 zeigt Isobutan in verschiedenen Darstellungen.

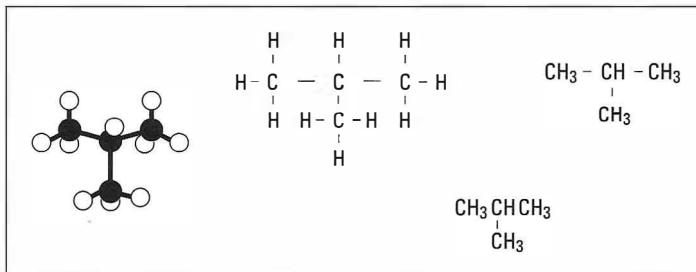


Abbildung 14.3: Isobutan

Wie macht man nun deutlich, welches Butan man meint, wenn man die Summenformel C_4H_{10} verwendet? Man verwendet einen eindeutigen Namen, der genau die gemeinte Verbindung bezeichnet. Die gerade verkettete Verbindung etwa nennt man Butan oder Normal-Butan oder, noch besser, n-Butan. Das *n* macht für einen Chemiker unmissverständlich deutlich, dass es sich um das unverzweigte Isomer handelt.

Was ist aber mit dem anderen Isomer, dem Isobutan? Man kann den Namen Isobutan verwenden, aber er wird nicht überall anerkannt. Es ist aber unabdingbar, dass alle Chemiker weltweit

sich über die Verwendung eines Namens einig sind, damit eine weltweite wissenschaftliche Kommunikation möglich ist.

Es gibt zu diesem Zweck eine internationale Vereinigung von Chemikern, die unter anderem auch Regeln für die Benennung von organischen Verbindungen aufstellt. Diese Vereinigung heißt IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry – Internationale Union für reine und angewandte Chemie) und wurde 1919 gegründet. Die Chemiker dort haben sehr systematisch begründete Regeln für die Benennung von Verbindungen entwickelt und treffen sich regelmäßig, um zu entscheiden, wie neu entdeckte natürliche oder synthetische Verbindungen benannt werden sollen.

Wollte ich Ihnen die Regeln für die Benennung der verschiedenen Klassen organischer Verbindungen näher bringen, würde das sicher ein ganzes Buch füllen – IUPAC-Nomenklatur für Dummies. Ich beschränke mich daher lieber auf die Regeln für die Benennung von Alkanen (das kann schon kompliziert genug sein):

- ✓ **Regel 1:** Finden Sie die längste zusammenhängende Kohlenstoffkette des Alkans (die *längste* bedeutet die größte Anzahl von Kohlenstoff-Atomen und *zusammenhängend* bedeutet, dass Sie an einem Ende anfangen und die Kohlenstoff-Atome mit einem Bleistiftstrich verbinden, ohne den Stift abzusetzen oder wieder in Gegenrichtung zu malen). Der unverzweigte Kohlenwasserstoff mit den meisten Kohlenstoff-Atomen stellt den Grund- oder Stammnamen des Alkans zur Verfügung. Dieser Name endet mit dem Suffix *an*.
- ✓ **Regel 2:** Der Stammname wird nun durch die Namen der Substituenten modifiziert, die als Verzweigungen an der Hauptverbindung hängen. *Substituenten* sind die Gruppen, die anstelle der Wasserstoff-Atome mit dem Hauptalkan verbunden sind. Bei den Alkanen handelt es sich bei diesen Substituenten um Alkanverzweigungen, die sich an das Hauptalkan anhängen. Ihr Name ergibt sich, wenn man das Suffix *an* des Namens des Hauptalkans durch das Suffix *yl* ersetzt. Aus Methan wird beispielsweise Methyl, aus Ethan Ethyl und so weiter.
- ✓ **Regel 3:** Die Position des jeweiligen Substituenten an der Hauptkohlenstoffkette wird durch Zahlen indiziert. Dazu werden die Kohlenstoff-Atome der Hauptkohlenstoffkette so durchnummeriert, dass die Substituenten tragenden Atome möglichst niedrige Ziffern erhalten. (Wenn Sie damit nichts anfangen können – und ich sehe schon den Qualm aus Ihren Ohren steigen – sehen Sie sich den Abschnitt *Wie heißt es denn, das Kleine?* an. Die Beispiele dort machen das Ganze anschaulich klar.) Die Zahl des Kohlenstoff-Atoms, mit dem ein Substituent verbunden ist, wird dem Namen dieser Gruppe, durch einen Bindestrich getrennt, vorangestellt.
- ✓ **Regel 4:** Die Namen der Substituenten werden dem Namen des Hauptalkans in alphabetischer Reihenfolge vorangestellt. Bei mehreren gleich langen Substituenten wird deren Anzahl durch die Verwendung griechischer Zahlwörter, etwa di..., tri..., tetra..., penta..., angegeben. Diese Präfixe sind bei der Ermittlung der alphabetischen Reihenfolge neutral.
- ✓ **Regel 5:** Die letzte substituierende Alkylgruppe wird dem Hauptnamen als Präfix vorangestellt.

Wie heißt es denn, das Kleine?

Okay. Jetzt würden Sie das Buch sicher gerne an jemanden weiterverschenken, den Sie nicht leiden können, oder? Ich weiß, die Benennungsregeln für Alkane klingen irgendwie abstrus, aber eigentlich ist es viel einfacher, als es sich anhört. Sie werden es vielleicht nicht glauben, aber für die meisten meiner Studenten gehört das Finden der Namen für organische Verbindungen zu den Aufgaben der organischen Chemie mit dem größten Spaßfaktor.

Um Ihnen zu zeigen, wie einfach es eigentlich ist, werde ich mit Ihnen zusammen den Namen für die in Abbildung 14.4 dargestellte Verbindung suchen (und dabei auf die jeweils angewandte Regel verweisen).

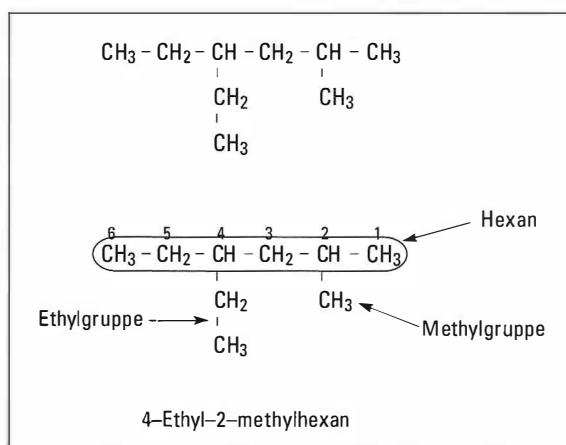


Abbildung 14.4: Die Benennung eines Alkans

Wenn wir uns die verdichtete Strukturformel ansehen, stellen wir fest, dass die längste Kohlenstoffkette aus sechs Kohlenstoff-Atomen besteht. Es gibt eigentlich drei verschiedene Ketten mit sechs Kohlenstoff-Atomen (aus denen sich letztlich derselbe Name ergibt), aber fangen Sie mit der horizontal verlaufenden an. Die Kette besteht aus sechs Kohlenstoff-Atomen, also ist der Stammname Hexan (Regel 1). Es gibt weiterhin zwei Substituenten, einen mit zwei Kohlenstoff-Atomen (Ethyl) und einen mit einem Kohlenstoff-Atom (Methyl) (Regel 2). Nummerieren Sie die Hauptkette von rechts nach links, so dass die Alkylgruppen an den Kohlenstoff-Atomen 2 und 4 sitzen (ergibt die Summe 6). Jetzt nummerieren Sie die Hauptkette von links nach rechts, so dass die Alkylgruppen an den Kohlenstoff-Atomen 3 und 5 sitzen (ergibt die Summe 8). Vergleichen Sie die beiden Summen und entscheiden Sie sich für die kleinere. Es liegen also ein 4-Ethyl und ein 2-Methyl vor (Regel 3). Wenn Sie die Substituenten nun alphabetisch ordnen und die letzte Alkylgruppe dem Namen des Hauptalkans als Präfix voranstellen, ergibt sich der Name 4-Ethyl-2-methylhexan (Regeln 4 und 5).

Alles klar?

Jetzt versuchen Sie es mal alleine: Benennen Sie das in Abbildung 14.5 gezeigte Alkan.

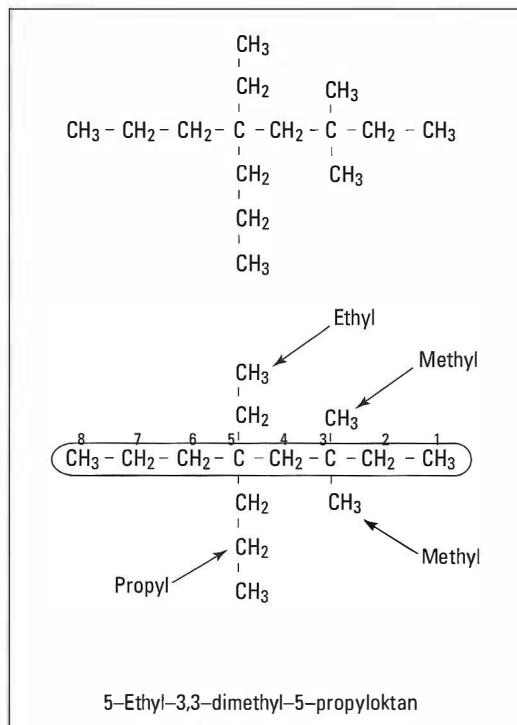


Abbildung 14.5: Benennung eines weiteren Alkans

Die längste Kohlenstoffkette hat acht Kohlenstoff-Atome. Der Hauptname ist also Oktan. Darüber hinaus gibt es zwei Methylgruppen (Dimethyl), eine Ethylgruppe und eine Propylgruppe. Auch hier müssen Sie von rechts nach links ($3+3+5+5=16$) anstatt von links nach rechts ($4+4+6+6=20$) nummerieren, woraus sich 3,3-Dimethyl- (wie Sie sich vielleicht erinnern, muss man bei identischen Substituenten die Anzahl aller Kohlenstoff-Atome, mit denen diese Gruppen verbunden sind, durch Kommata voneinander getrennt angeben), 5-Ethyl- und 5-Propyl-Gruppen ergeben. Das Ganze wird jetzt noch alphabetisch sortiert (nicht vergessen, dass das Di- von Dimethyl alphabetisch neutral behandelt wird) und fertig ist der Name: 5-Ethyl-3,3-dimethyl-5-propyloktan.

Das war doch gar nicht so schwer, wie Sie gedacht hatten, oder?

Man kann sich leicht vorstellen, dass es bei zunehmender Anzahl der Kohlenstoff-Atome auch immer mehr Möglichkeiten der Bildung von Isomeren gibt. Bei einem Alkan mit der Summenformel $C_{20}H_{42}$ sind immerhin über 300000 Isomere denkbar, bei $C_{40}H_{82}$ sogar rund 62 Milliarden!

Ringe ohne Herr: Cycloalkane

Alkane können auch Ringsysteme bilden, die so genannten *Cycloalkane*. Bei der Benennung geht man hier ähnlich vor wie bei den verzweigten Alkanen, nur dass man dem Stammnamen das Präfix *cyclo...* voranstellt. In der verdichteten Strukturformel wird ein Ring oft durch Linien dargestellt, deren Schnittpunkte ein Kohlenstoff-Atom markieren, wobei man die Wasserstoff-Atome gar nicht erst einzeichnet. Abbildung 14.6 zeigt sowohl die verdichtete als auch die ausführliche Strukturformel von 1,3-Dimethyl-cyclohexan.

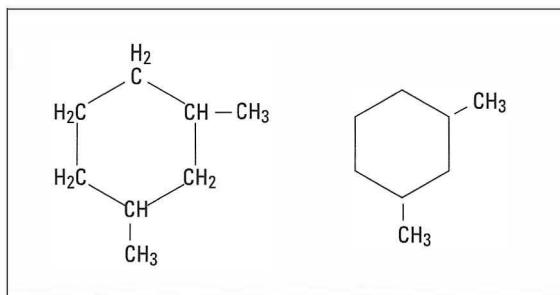


Abbildung 14.6: 1,3-Dimethyl-cyclohexan

Unverzweigte Alkane und einige der Cycloalkane werden hauptsächlich als Brennstoffe verwendet. Methan ist der Hauptbestandteil von Erdgas und ist, wie die meisten Kohlenwasserstoffe, geruchlos. Die Gasversorger geben deshalb dem Gas eine nach faulen Eiern stinkende schwefelhaltige organische Verbindung bei, Merkaptan genannt, damit man auf eventuelle Lecks in den Gasleitungen eher aufmerksam wird. Butan wird in Feuerzeugen geziündelt und Propan in Gasgrills verbraten. Einige schwerere Kohlenwasserstoffe findet man in Erdöl. Die Hauptreaktion der Alkane ist die Verbrennung.

Hallo, halogenierte Kohlenwasserstoffe

Verwandt mit den Alkanen ist die Klasse der halogenierten Kohlenwasserstoffe. Dabei handelt es sich um Kohlenwasserstoffe, darunter auch Alkane, bei denen ein oder mehrere Wasserstoff-Atome durch Halogene ersetzt werden – in der Regel Chlor oder Brom. Halogensubstituenten sind an Präfixen wie *Chlor...*, *Brom...* und so weiter zu erkennen. Zu den Verbindungen dieser Klasse gehört etwa das Chloroform, das früher für die Anästhesie verwendet wurde, der Tetrachlorkohlenstoff, der früher als schnell trocknendes Lösungsmittel verwendet wurde, und das Freon (Fluorchlorkohlenwasserstoffe, FCKW), das maßgeblich zur Zerstörung der Ozonschicht beigetragen hat. Mehr über den Zusammenhang von FCKW und Ozon erfahren Sie in Kapitel 18.

Ungesättigte Kohlenwasserstoffe: Alkene

Alkene sind Kohlenwasserstoffe, die wenigstens eine Doppelbindung zwischen zwei Kohlenstoff-Atomen eingehen ($C=C$). Alkene mit nur einer solchen Doppelbindung haben die allgemeine Formel C_nH_{2n} . Für jede weitere Doppelbindung muss man zwei Wasserstoff-Atome abziehen.

Verbindungen dieser Art nennt man *ungesättigte Kohlenwasserstoffe*, weil sich die Kohlenstoff-Atome nicht mit der höchstmöglichen Anzahl von Wasserstoff-Atomen verbinden. (Sicher haben Sie die Begriffe *gesättigt* und *ungesättigt* schon im Zusammenhang mit Fetten und Ölen gehört, wenn es um gesunde Ernährung geht. In unserem Zusammenhang ist die Bedeutung im Prinzip dieselbe – gesättigte Fette und Öle haben keine Doppelbindungen zwischen Kohlenstoff-Atomen, während diese bei ungesättigten Fetten auftreten. Mehrfach ungesättigte Fette und Öle weisen dabei mehr als eine solche Kohlenstoff-Doppelbindung pro Molekül auf.)

Ihr Name, bitte

Die Stammnamen der Alkene enden mit dem Suffix *en*. Man sucht auch hier die längste Kohlenstoffkette mit einer Doppelbindung und nummeriert sie so, dass die Atome mit der Doppelbindung eine möglichst niedrige Nummer haben.

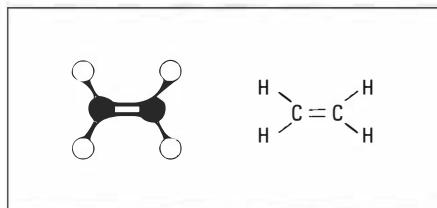


Abbildung 14.7: Ethen

Ethen ($H_2C=CH_2$ oder $CH_2=CH_2$) und *Propen* ($CH_3CH=CH_2$) sind die ersten beiden Mitglieder der Alkenfamilie. Sie werden oft auch mit ihren umgangssprachlichen Namen, Ethylen und Propylen, bezeichnet. Ethylen und Propylen sind zwei der wichtigsten Produkte der amerikanischen chemischen Industrie. Ethylen wird bei der Herstellung von *Polyethylen* (PE), einem der vielseitigsten Kunststoffe, sowie bei der Herstellung von *Ethylenglykol* verwendet, das als Hauptbestandteil von Frostschutzmitteln eingesetzt wird. Propylen wird zur Herstellung von *Isopropylalkohol* (Franzbranntwein und Reinigungsalkohol) und einigen Kunststoffen verwendet. Abbildung 14.7 zeigt einige Darstellungsweisen der Summenformel von Ethen (Ethylen).

Reaktionen der Alkene

Obwohl sich Alkene auch problemlos verbrennen lassen, ist eine Hauptreaktion doch die *Additionsreaktion*. Eine Doppelbindung ist sehr reaktionsfreudig. Eine der Bindungen kann leicht aufgebrochen werden, so dass die Kohlenstoff-Atome neue einfache Bindungen mit anderen Atomen eingehen können. Eine der ökonomisch bedeutendsten Additionsreaktionen

ist der Prozess der *Hydrierung*, bei der die Doppelbindungen durch Zugabe von Wasserstoff gesättigt werden. Die Hydrierung von Propen sieht folgendermaßen aus: $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$.

Diese Reaktion wird zum Beispiel in der Nahrungsmittelindustrie zur Härtung von ungesättigten Fetten und Ölen verwendet (etwa bei der Herstellung von Margarine aus Pflanzenölen) und setzt die Verwendung eines Nickel-Katalysators voraus.

Eine weitere wichtige Additionsreaktion der Alkene ist die *Hydratation*, die Addition eines Wassermoleküls an die Doppelbindung, bei der ein Alkohol gebildet wird. Die folgende Gleichung zeigt die Hydratation von Ethylen, bei der Ethylalkohol entsteht (ich stelle das Wassermolekül hier in leicht veränderter Form dar, damit man deutlicher sehen kann, wo das -OH landet):



Der auf diese Weise produzierte Ethylalkohol ist mit dem in Gärungsprozessen entstehenden Ethylalkohol zwar identisch, darf aber aus gesetzlichen Gründen nicht für den menschlichen Konsum in alkoholhaltigen Getränken verwendet werden.

Die wichtigste Reaktion der Alkene ist jedoch zweifelsohne die *Polymerisation*, bei der die Ausgangsalkene miteinander reagieren und mit Hilfe der Doppelbindungen lange Ketten bilden. Dieser Prozess wird zur Herstellung von Kunststoffen genutzt (siehe Kapitel 16).

Alkine braucht die Welt

Alkine sind Kohlenwasserstoffe, die mindestens eine Dreifachbindung zwischen Kohlenstoff-Atomen aufweisen. Man erkennt diese Verbindungen an dem Suffix *in*. Kohlenwasserstoffe mit nur einer Dreifachbindung haben die allgemeine Formel $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$. Das einfache Alkin ist *Ethin*, das umgangssprachlich *Acetylen* oder *Azetylen* genannt wird. Abbildung 14.8 zeigt die Struktur von Acetylen.

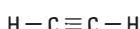


Abbildung 14.8: Ethin (Acetylen)

Acetylen wird auf verschiedene Weise hergestellt. Ein Verfahren besteht darin, bei der Reaktion von Kohle mit Kalziumoxid Kalziumkarbid (CaC_2) zu gewinnen. Das Kalziumcarbid wird dann mit Wasser zusammengebracht und bildet Acetylen. Früher machte man sich diese Reaktion bei Grubenlampen zunutze. Man tropfte etwas Wasser auf Kalziumkarbid und das Acetylen lieferte beim Verbrennen das nötige Licht. Heute wird der Großteil des produzierten Acetylens für Schweißbrenner oder die Herstellung von Polymeren (Kunststoff) verwendet.

Aromatische Verbindungen: Benzol und andere »anrüchige« Verbindungen

Aromatische Kohlenwasserstoffe sind Kohlenwasserstoffe, die ein Ringsystem in der Art eines Cyclohexens aufweisen, das aus alternierenden Einfach- und Doppelbindungen besteht. Die einfachste aromatische Verbindung ist *Benzol* (C_6H_6). Anders als man aufgrund der drei Doppelbindungen annehmen würde, ist Benzol ausgesprochen reaktionsträge. Dem aktuellen Benzolmodell zufolge werden sechs Elektronen, nämlich zwei von jeder der drei Doppelbindungen an eine Elektronenwolke abgegeben, die mit dem gesamten Benzolmolekül verbunden ist. Diese Elektronen befinden sich nicht einfach zwischen zwei Kohlenstoff-Atomen, sondern sind über den gesamten Ring *delokalisiert*. Die Elektronenwolke befindet sich dabei ober- und unterhalb der Ringebene. Abbildung 14.9 zeigt traditionelle Darstellungen eines Benzolmoleküls sowie eine Darstellung der delokalisierten Struktur.

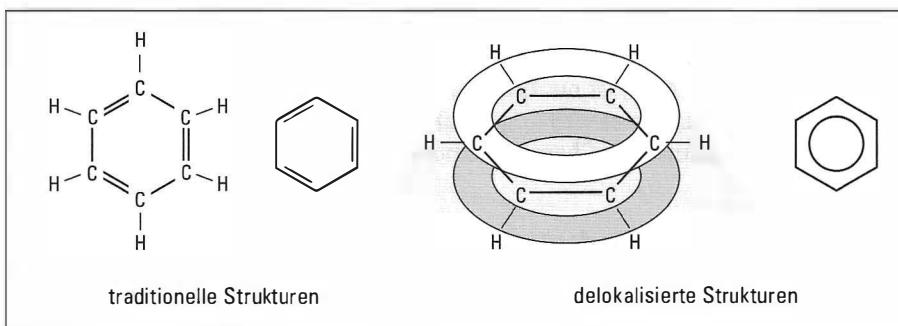


Abbildung 14.9: Benzol

An einen solchen Benzolring können sich verschiedene Gruppen anlagern und neue aromatische Verbindungen bilden. Zum Beispiel könnte ein -OH ein Wasserstoff-Atom ersetzen. Die daraus entstehende Verbindung nennt man *Phenol*. Phenol wird als Desinfektionsmittel und bei der Herstellung von Kunststoffen, Medikamenten und Farben verwendet. Verbindet man zwei Benzolringe, entsteht *Naphthalin*, das früher ein Hauptbestandteil von Mottenkugeln war.

Benzol und die damit verwandten Verbindungen sind brennbar und geben bei der Verbrennung Ruß ab. Es ist zu beachten, dass Benzol und verwandte Verbindungen teils unter dem Verdacht stehen, Krebs zu erzeugen und teils nachgewiesenermaßen kanzerogen sind.

Funktionelle Gruppen

Der vorangegangene Abschnitt beschäftigt sich mit Kohlenwasserstoffen oder Verbindungen von Kohlenstoff und Wasserstoff. Können Sie sich vorstellen, wie viele neue organische Verbindungen entstehen können, wenn jetzt noch ein Stickstoff-Atom, ein Halogen-Atom, ein Schwefel-Atom oder ein Atom eines anderen Elementes mit ins Spiel kommt?

Werfen wir einmal einen Blick auf einige Alkohole: Ethylalkohol (trinkbarer Alkohol), Methylalkohol (Lösungs- und Verdünnungsmittel) und Isopropylalkohol (Franzbranntwein) weisen deutliche Unterschiede auf. Dennoch verhalten sie sich, was die chemischen Reaktionen betrifft, erstaunlich gleich. An den Reaktionen ist jeweils die -OH-Gruppe des Moleküls beteiligt, der Teil des Moleküls, der die Identität eines Alkohols bestimmt, so wie die Doppelbindung, die Identität der Alkene bestimmt. In vielen Fällen ist es unerheblich, wie sich der Rest des Moleküls verhält. Im Grunde reagieren alle Alkohole mehr oder weniger gleich.

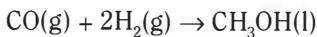
Das Atom oder die Atomgruppe, die die Reaktion eines Moleküls bestimmt, nennt man die *funktionelle Gruppe*. Bei den Alkoholen ist es die -OH-Gruppe, bei den Alkenen die C=C-Gruppe und so weiter. Mit Hilfe dieses Merkmals ist es viel einfacher, die Eigenschaften von Verbindungen zu untersuchen und zu klassifizieren. Man muss zum Beispiel nicht die Eigenschaften der einzelnen Alkohole lernen, sondern kann sich auf deren allgemeine Eigenschaften konzentrieren. Die Verwendung funktioneller Gruppen erleichtert das Studium der organischen Chemie erheblich.

Dieser Abschnitt gibt Einblicke in einige der funktionellen Gruppen. Was die Sache im Labor wirklich verkomplizieren kann, ist die Tatsache, dass ein Molekül zwei, drei oder mehr funktionelle Gruppen haben kann, was vielfältige Reaktionsmöglichkeiten eröffnet. Aber das gehört zu den Aspekten der organischen Chemie, die herausfordern – und Spaß machen.

Alkohole (einreiben und einverleiben): R-OH

Alkohole sind eine Gruppe organischer Verbindungen, die mindestens eine Hydroxyl-Gruppe (-OH) enthalten. In der Tat findet man für Alkohole oft die verallgemeinernde Darstellung R-OH, wobei das R für den Rest des Moleküls steht. Für die Benennung von Alkoholen wird anstelle des Suffix *an* des entsprechenden Alkans das Suffix *ol* verwendet.

Methanol oder Methylalkohol wird manchmal auch Holzalkohol oder Holzgeist genannt, weil er früher hauptsächlich durch Erhitzen von Holz ohne Luftzufuhr synthetisch gewonnen wurde. Heute wird Wasserstoff mit Hilfe von Katalysatoren bei hohen Temperaturen und hohem Druck mit Kohlenstoffmonooxid direkt zu Methanol umgesetzt.



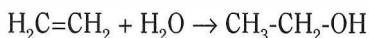
Gut die Hälfte des in den USA produzierten Methanols geht in die Produktion von *Aldehyden*, die als Zusatzstoffe in Kosmetika und in der Kunststoffindustrie verwendet werden. Gelegentlich wird es auch Ethanol beigefügt, um dieses für den menschlichen Konsum unbrauchbar zu machen. Diesen Vorgang nennt man *Denaturierung*. Es sind auch Bestrebungen im Gange, Benzin durch Methanol zu ersetzen, aber in diesem Bereich gilt es noch einige Probleme zu überwinden. Es existiert auch ein Verfahren, bei dem aus Methanol Benzin gewonnen wird. Neuseeland produziert etwa ein Drittel seines Benzins in einer entsprechenden Anlage.

Ethanol, Ethylalkohol oder einfach Alkohol oder Weingeist, wird hauptsächlich in zwei Verfahren produziert. Für den Gebrauch in alkoholhaltigen Getränken wird das Ethanol durch Vergärung von Kohlenhydraten und Zuckern durch Hefeenzyme hergestellt:



Ich habe selber schon Bier und Met gebraut und kann nur bestätigen, dass diese kleinen Hefebiester wirklich wissen, wie man einen guten Alkohol macht!

Für den industriellen Gebrauch, etwa als Lösungsmittel in Parfüms und Medikamenten oder als Benzinzusatz, wird Ethanol durch Hydratation von Ethylen mit Hilfe eines Katalysators gewonnen:



Carbonsäuren (kleine Stinker): R-COOH

Abbildung 14.10 zeigt die Struktur der funktionellen Gruppe der Carbonsäuren.

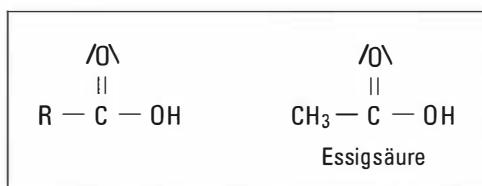
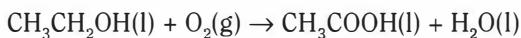


Abbildung 14.10: Die funktionelle Gruppe der Carbonsäuren und die Essigsäure

Chemiker verwenden zur Darstellung dieser funktionellen Gruppe oft die Schreibweisen -COOH oder CO₂H. Carbonsäuren lassen sich auch von den Alkanen ableiten und werden nach dem jeweils verwandten Alkan und dem Suffix *säure* benannt. Die Essigsäure, deren Struktur in Abbildung 14.10 gezeigt wird, heißt auch *Ethansäure*.

Carbonsäuren lassen sich durch Oxidation von Alkohol gewinnen. Wenn man beispielsweise eine Flasche Wein in Kontakt mit Luft oder einem anderen Oxidans kommen lässt, oxidiert das Ethanol zu Essigsäure:



Daran habe selbst ich als Chemiker keinen Spaß, besonders wenn ich für die Flasche ein Heidengeld ausgegeben habe.

Ameisensäure (Methansäure) kann man durch die Destillation von Ameisen isolieren. Ja ja, diese kleinen Krabbler, die Ihr ganzes Haus und den Garten untergraben haben und im Sommer Straßen durch Ihr Wohnzimmer legen. Denn was nach einem Ameisenangriff so beißt, ist die Ameisensäure auf der Haut. Deshalb lässt sich der Schmerz durch das Auftragen einer Base, etwa Backpulver, leicht lindern, weil dies die Säure neutralisiert. (Wenn Sie mehr über Säuren und Basen wissen wollen, lesen Sie Kapitel 12.)

Viele dieser organischen Säuren haben einen recht deutlichen Geruch. Der Geruch von Essig und Essigsäure ist Ihnen wahrscheinlich geläufig, aber auch andere Säuren haben ihr eigenes Aroma, wie Tabelle 14.2 zeigt:

$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{COOH}$	Butansäure/Buttersäure	riecht nach ranziger Butter
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{COOH}$	Pentansäure	riecht nach Mist
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{COOH}$	Hexansäure	riecht nach Ziegen

Tabelle 14.2: Was riecht denn da so streng?

Ester (noch mehr Gerüche, aber diesmal Wohlgerüche): R-COOR'

Die funktionelle Gruppe der Ester unterscheidet sich von der Gruppe der Carbonsäuren lediglich dadurch, dass eine weitere -R-Gruppe das Wasserstoff-Atom ersetzt. Ester entstehen durch die Reaktion einer Carbonsäure mit Alkohol, wobei ein Ester und Wasser entstehen. Abbildung 14.11 zeigt die Synthese eines Esters.

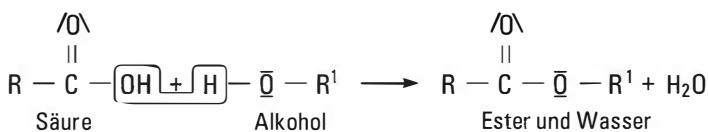


Abbildung 14.11: Synthese eines Esters

Obwohl viele Carbonsäuren, die man für die Herstellung von Estern verwendet, recht übel riechend daherkommen, riechen viele Ester ausnehmend gut. Wintergrünöl etwa ist ein Ester. Andere Ester riechen nach Bananen, Äpfeln, Rum, Rosen oder Pfirsichen. Wen wundert es, dass Ester bei der Herstellung von Aromen und Parfüms Verwendung finden?

Aldehyde und Ketone

Sowohl Aldehyde als auch Ketone fallen bei der Oxidation von Alkoolen an. Abbildung 14.12 zeigt die beiden funktionellen Gruppen.

Puuh – was stinkt denn da so?

Als ich noch aufs College ging, war ich von der organischen Chemie begeistert, besonders wenn es darum ging, im Labor aus einfachen Molekülen komplexe Moleküle herzustellen. Auf die Gerüche war ich allerdings weniger scharf. Es ist die organische Chemie, der die Chemie insgesamt ihr »anrüchiges« Image verdankt.

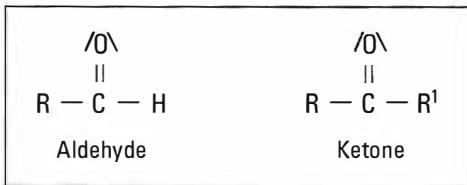


Abbildung 14.12: Die funktionellen Gruppen der Aldehyde und der Ketone

Formaldehyd (HCHO) ist ein ökonomisch wichtiger Aldehyd. Er wird als Lösungsmittel und für die Präparation biologischer Proben verwendet. Darüber hinaus wird er bei der Synthese bestimmter Polymere gebraucht, etwa Bakelit. Andere Formaldehyde, insbesondere solche, deren Struktur einen Benzolring enthält, sind sehr wohlriechend und werden für Aromen und Parfüms genutzt.

Das einfachste Keton ist Aceton ($\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$). Es wird in vielfacher Weise als Lösungsmittel, besonders für Farben verwendet. Bekannt ist auch der Nagellackentferner auf Acetonbasis. Und die Modellflieger unter Ihnen kennen vielleicht Methyläthylketon. Das ist das Lösungsmittel im Klebstoff für den Modellflugzeugbau.

Ether (Gute Nacht): R-O-R

Ether oder Äther enthalten ein Sauerstoff-Atom, das an zwei Kohlenwasserstoff-Gruppen gebunden ist, R-O-R.

Diethylether wurde früher als Narkosemittel verwendet. Wegen seiner Feuergefährlichkeit wurde er jedoch bald aus den Operationssälen verbannt. Das erinnert mich an folgenden Witz: Ein Patient hat sich tief in den Finger geschnitten, und der Arzt will die Wunde mit ein paar Stichen nähen. Ängstlich fragt der Patient die Schwester: »Werden Sie mir Äther geben?« »Wohl kaum! Wenn wir Äther nehmen, dürfen wir beim Operieren nicht rauchen!« Weil Ether, abgesehen von der leichten Entflammbarkeit, eher reaktionsträge sind, werden sie gemeinhin als Lösungsmittel bei organischen Reaktionen verwendet. Ether reagieren allerdings, wenn auch langsam, mit dem Sauerstoff unserer Atmosphäre und bilden explosive Verbindungen, die man Peroxide nennt.

Man synthetisiert Ether durch eine Kondensationsreaktion zweier Alkohole, bei der Wasser abgespalten wird. Diethyläther kann aus der Reaktion von Ethanol mit Schwefelsäure gewonnen werden:



Verwendet man zwei verschiedene Alkohole, entsteht ein gemischter Ether, bei dem die beiden R-Gruppen nicht identisch sind.

Amine und Amide: Organische Basen

Amine und Amide werden von Ammoniak abgeleitet und enthalten Stickstoff in ihren funktionellen Gruppen. Abbildung 14.13 zeigt die funktionellen Gruppen der Amine und der Amide.

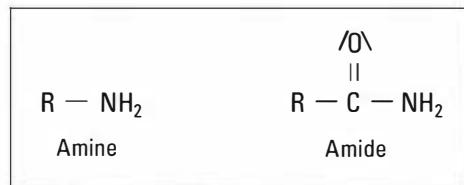


Abbildung 14.13: Die funktionellen Gruppen der Amine und der Amide

Sehen Sie sich die Abbildung noch einmal an. Jedes Wasserstoff-Atom, das bei den Aminen und den Amiden mit dem Stickstoff verbunden ist, kann durch eine andere R-Gruppe ersetzt werden.

Amine und Amide sind, wie das Ammoniak, meist schwache Basen (siehe Kapitel 12). Amine werden für die Synthese von Desinfektionsmitteln, Insektiziden und Farben verwendet. Sie sind auch Bestandteil vieler Medikamente und Naturheilmittel. *Alkaloide* etwa sind natürliche, in Pflanzen vorkommende Amine. Auch die meisten Amphetamine gehören zu den Aminen.

Erdöl: Chemikalien für Verbrennung und Gestaltung

15

In diesem Kapitel

- Erfahren, wie Erdöl raffiniert wird
 - Benzin unter die Lupe nehmen
-

Erdöl ist die Grundlage unserer modernen Gesellschaft. Unsere Autos verbrennen in ihren Motoren Benzin oder Dieselkraftstoff, die aus Erdöl gewonnen werden, und viele Häuser werden mit Öl beheizt. Erdöl ist der Grundstoff der petrochemischen Industrie. Es fließt ein in die Herstellung von Kunststoffen, Farben, Medikamenten, Textilien, Pflanzenschutzmitteln und Schädlingsbekämpfungsmitteln. Die Liste ließe sich endlos fortführen. Jeden Tag werden in den USA 19.650.000 Millionen Barrel Erdöl verbraucht, in Deutschland sind es 2.813.000 Millionen Barrel. Auf der Grundlage der Erdölförderung haben viele Staaten und Nationen beträchtlichen Wohlstand erreicht.

In diesem Kapitel werde ich Ihnen näher bringen, wie Erdöl raffiniert und in nützliche Produkte verwandelt wird. Ein Schwerpunkt ist die Benzinproduktion, weil es sich dabei um den ökonomisch wichtigsten Anwendungsbereich des Erdöls handelt. Ich werde dabei auch auf einige Probleme eingehen, die sich aus unserer breiten Nutzung der Technologie des Verbrennungsmotors ergeben haben.

Sei nicht so roh, raffiniert kommt man weiter

Erdöl oder *Rohöl* (manchmal auch »Schwarzes Gold« oder »Texas-Tee« genannt) ist im Förderzustand eine komplexe Mixtur aus Kohlenwasserstoffen (siehe Kapitel 14) mit unterschiedlichen Mol-Gewichten. Bei den leichteren Kohlenwasserstoffen handelt es sich um Gase, bei den schwereren um Feststoffe, die sämtlich in dem flüssigen Gemisch gelöst sind. Dieses Gemisch ist in Millionen von Jahren aus verrotteten in der Erdkruste abgelagerten Tieren und Pflanzen entstanden (daher der Name *fossiler* Brennstoff). Und weil die Entstehung von Erdöl so lange dauert, spricht man von einer *nicht erneuerbaren Ressource*.

Um aus diesem Gemisch von Kohlenwasserstoffen etwas ökonomisch Wertvolles zu machen, muss es *raffiniert*, das heißt von Verunreinigungen und Fremdstoffen befreit werden. Dabei wird das Gemisch in verschiedene Kohlenwasserstoff-Gruppen getrennt. Zum Teil wird auch die molekulare Struktur der Kohlenwasserstoffe verändert. All das passiert in einer industriellen Anlage, die man *Raffinerie* nennt: Die Raffinerie produziert nun die raffinierten Gemische und Einzelverbindungen, die für die Benzinherstellung und als Rohstoffe für die weit verzweigte petrochemische Industrie gebraucht werden. Dazu sind eine Reihe von Prozessen erforderlich, angefangen bei der fraktionierten Destillation des Rohöls.

Trennung ohne Schmerz: Fraktionierte Destillation

Sie haben sicher schon öfter etwas auf dem Herd mit geschlossenem Deckel vor sich hin köcheln lassen. Dabei haben Sie sicher auch bemerkt, dass sich auf der Innenseite des Deckels Wassertropfen niederschlagen. Durch die Einwirkung der Hitze ist das Wasser aus der Kochflüssigkeit verdampft und an der kälteren Unterseite des Deckels wieder kondensiert. Das ist ein ganz einfaches Beispiel für den Prozess der *Destillation*.

Wenn man im Labor Flüssigkeiten mischt und vorsichtig erhitzt, wird die Flüssigkeit mit dem niedrigsten Siedepunkt zuerst kochen. Den dabei entstehenden Dampf kann man kondensieren und auffangen. Danach beginnt die Flüssigkeit mit dem nächsthöheren Siedepunkt zu kochen und so weiter und so fort. Mit Hilfe dieses Verfahrens kann man die Komponenten eines Gemischs trennen und reinigen. Die Destillation ist ein wichtiger Prozess der organischen Chemie und stellt den ersten Schritt der Raffinierung dar. Der in Raffinerien durchgeführte Destillationsprozess wird *fraktionierte Destillation* genannt. Hierbei wird das Erdölgemisch erhitzt und die verschiedenen *Fractionen* (Gruppen von Kohlenwasserstoffen mit ähnlichen Siedepunkten) werden aufgefangen. Abbildung 15.1 zeigt die fraktionierte Destillation von Rohöl.

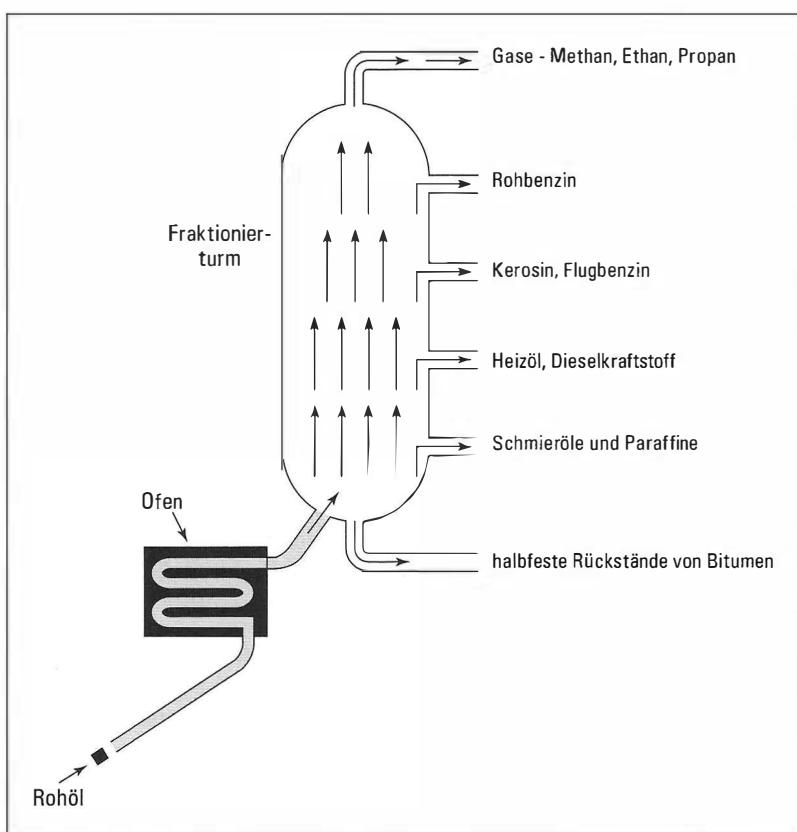


Abbildung 15.1: Die fraktionierte Destillation von Erdöl

Das Rohöl wird über eine Pipeline in die Raffinerie gepumpt und dort zunächst durch starkes Erhitzen zum Verdampfen gebracht. Die heißen Dämpfe steigen dann in eine riesige Destillationssäule, den so genannten *Fraktionierturm*. Der Fraktionierturm besteht aus vielen Etagen, die so genannte *Glocken* besitzen. Die Dämpfe steigen je nach dem Gewicht der einzelnen Kohlenwasserstoffe unterschiedlich hoch und kondensieren beim Abkühlen an den einzelnen Etagenglocken. So werden die verschiedenen Kohlenwasserstoffe nach dem Erreichen ihres jeweiligen Siedepunktes nach und nach aufgefangen. Die Kohlenwasserstoffe einer Fraktion haben eine ähnliche Größe und Komplexität und können daher in der chemischen Industrie für die gleichen Zwecke eingesetzt werden. In der Regel werden sechs Fraktionen aufgefangen:

- ✓ Die erste Fraktion umfasst die leichtesten Kohlenwasserstoffe. Dabei handelt es sich um Gase mit einem Siedepunkt von weniger als 40°Celsius. Einen großen Teil dieser Fraktion macht Methan (CH_4) aus, das auch Sumpfgas genannt wird, weil es zuerst in Sümpfen entdeckt wurde. Unter dem Namen Erdgas wird Methan hauptsächlich als Brennstoff verwendet, weil es sehr sauber verbrennt. Des Weiteren finden sich in dieser ersten Fraktion Propan (C_3H_8) und Butan (C_4H_{10}). Diese beiden Gase werden meist aufgefangen und unter Druck verflüssigt. Als Flüssiggase können sie dann mit LKWs transportiert und als Brennstoffe verwendet werden. Aber auch als Rohstoffe für die Synthese von Kunststoffen sind die Kohlenwasserstoffe dieser Fraktion gefragt.
- ✓ Die zweite Fraktion setzt sich aus den Kohlenwasserstoffen Pentan (C_5H_{12}) und Dodekan ($\text{C}_{12}\text{H}_{26}$) zusammen, deren Siedepunkte unterhalb von 200°Celsius liegen. Man nennt diese Fraktion auch *Naphtha* oder *Rohbenzin*, weil es mit nur geringem weiterem Aufwand in Verbrennungsmotoren verwendet werden kann. Aus einem Barrel Rohöl, der in den Fraktionierturm gelangt, wird weniger als ein viertel Barrel Rohbenzin gewonnen.
- ✓ Die dritte Fraktion besteht aus Kohlenwasserstoffen mit 12 bis 16 Kohlenstoff-Atomen und Siedepunkten zwischen 150° und 275°Celsius. Was hier aufgefangen wird, ist *Kerosin* oder *Flugbenzin*. Im nächsten Abschnitt erläutere ich, wie man aus dieser Fraktion noch mehr Benzin gewinnt.
- ✓ Bei der vierten Fraktion handelt es sich um Kohlenwasserstoffe mit 12 bis 20 Kohlenstoff-Atomen und Siedepunkten zwischen 250° und 400°Celsius. Diese Fraktion wird als *Heiz-* und *Dieselöl* verwendet. Aber auch daraus lässt sich alternativ weiteres Benzin gewinnen.
- ✓ Die fünfte Fraktion umfasst Kohlenwasserstoffe mit 20 bis 36 Kohlenstoff-Atomen und Siedepunkten zwischen 350° und 550°Celsius. Man gewinnt daraus Schmierstoffe und -öle und Wachse auf Paraffinbasis.
- ✓ Die sechste Fraktion besteht aus halbfesten und festen Rückständen, die einen Siedepunkt über 550°Celsius haben. Sie finden Verwendung als *Bitumen* oder *Asphalt* und auch als *Elektrodenkoks*.

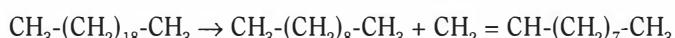
Aufbruchstimmung: Katalytisches Cracken

Ein Barrel Rohöl liefert uns also eine Reihe verschiedener Produkte, die jedoch nicht alle für uns von gleichem Wert sind. Die höchste Nachfrage besteht nach Benzin. Der Anteil des Rohbenzins, der bei der Raffination gewonnen wird, kann die Nachfrage nach Benzin nicht decken.

Irgendwann hatte jemand eine Erleuchtung und kam darauf, dass man die schwereren Kohlenwasserstoffe doch in kleinere Ketten aufspalten könnte, die man dann wiederum für die Benzinherstellung nutzen kann. Das war die Geburtsstunde des katalytischen Crackens.

In einer katalytischen Cracking-Anlage (in Texas nennt man sie »Cat-Cracker«) werden die Fraktionen mit 12 bis 20 Kohlenstoff-Atomen in Gegenwart eines Katalysators ohne Luft erhitzt. Dadurch zerfallen die langen *Alkane* (Verbindungen aus Kohlenstoff und Wasserstoff mit Kohlenstoff-Doppelbindungen; siehe Kapitel 14) in kleinere Alkane und *Alkene* (Kohlenwasserstoffe mit wenigstens einer Kohlenstoff-Doppelbindung; siehe ebenso Kapitel 14).

Nehmen wir einmal an, Sie nehmen C₂₀H₄₂ und cracken es:



Bei diesem Prozess gewinnt man Kohlenwasserstoffe, die für die Produktion von Benzin geeignet sind. Ein positiver Nebeneffekt ist, dass die Doppelbindungen dem Benzin eine höhere Oktanzahl (Klopffestigkeit) verleihen (darauf komme ich noch im Abschnitt *Die Geschichte des Benzins* weiter hinten im Kapitel).

Katalytisch gecrackt wird zunächst die Fraktion, die ansonsten für Kerosin verwendet wird. Um aber noch mehr Benzin aus dem Rohöl herauszuholen, wird auch die Heizöl-Fraktion nicht verschont. Das kann allerdings zu Versorgungsengpässen beim Heizöl führen, wenn ein sehr harter Winter die Nachfrage in die Höhe treibt. Die Ölgesellschaften studieren deshalb aufmerksam die Langzeit-Wetterprognosen. Wenn im Sommer die Nachfrage nach Benzin hoch ist, werden die sonst für das Heizöl verwendeten Fraktionen gecrackt. Im Herbst wird der Produktionsplan dann ein wenig umgestellt und der Anteil der Benzinproduktion zugunsten des Heizöls zurückgeschraubt. Da die Raffinerien jedoch eine Überproduktion und daraus resultierende große Lagerbestände vermeiden wollen, schielen sie immer mit einem Auge auf das Wetter, um das Angebot möglichst nahe an der Nachfrage zu halten. Das ist ein ständiger Balanceakt.

Schieb mir mal was rüber: Katalytisches Reformieren

Als der Verbrennungsmotor für die Fortbewegung entdeckt wurde und unaufhaltsam an Popularität gewann, fiel den Chemikern auf, dass aus unverzweigten Kohlenwasserstoffen gewonnenes Benzin nicht richtig verbrannte. Es verursachte in den Motoren klopfende und klingelnde Geräusche. Sie entdeckten bald, dass verzweigte Kohlenwasserstoffe besser verbrannten. Um nun die Menge der Verzweigungen in der Benzin-Fraktion des Rohöls zu steigern, wurde ein Prozess mit dem Namen *katalytisches Reformieren* entwickelt. Im Verlauf dieses Prozesses werden Kohlenwasserstoffdämpfe über einen Metallkatalysator (etwa Platin) geführt. Dabei

werden die Moleküle in eine verzweigte oder gar ringförmige Struktur überführt. Abbildung 15.2 zeigt das katalytische Reformieren von n-Hexan in 2-Methylpentan und Cyclohexan.

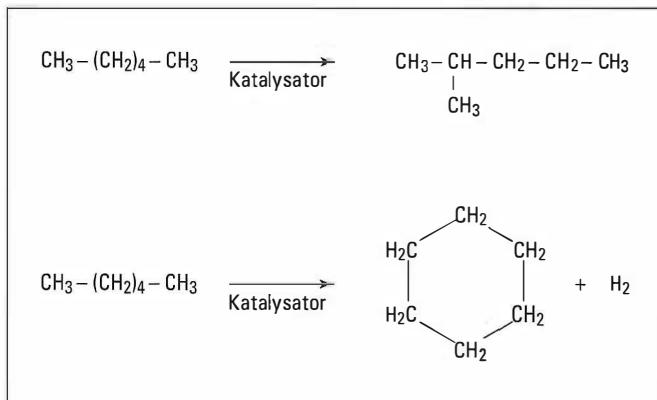


Abbildung 15.2: Katalytisches Reformieren von n-Hexan

Derselbe Prozess wird intensiv für die Produktion von Benzol und anderen Aromaten genutzt, die für die Herstellung von Kunststoffen, Medikamenten und synthetischen Materialien verwendet werden. (Mehr über Aromaten sowie verzweigte und ringförmige Strukturen erfahren Sie in Kapitel 14. Ein echte Fundgrube, dieses Kapitel.)

Die Geschichte des Benzins

Damit Sie den Tiger in Ihrem Tank besser kennen lernen, möchte ich Ihnen ein wenig darüber erzählen, was mit dem Benzin in einem Verbrennungsmotor passiert. Das Benzin wird zunächst mit Luft (einem Gemisch aus Stickstoff, Sauerstoff und so weiter) vermischt und in den Zylinder eingespritzt, wenn die Kolben auf dem Weg nach unten sind. Indem sich die Kolben wieder nach oben bewegen, verdichten sie das Benzin-Luft-Gemisch. Im richtigen Moment, dem Zündzeitpunkt, wird das Gemisch durch einen Funken der Zündkerze entzündet. Bei der nun folgenden Reaktion der Kohlenwasserstoffe mit dem Sauerstoff im Zylinder entstehen Wasserdampf, Kohlenstoffdioxid und, unglücklicherweise, große Mengen Kohlenstoffmonoxid.

Diese Reaktion ist ein Beispiel für die Konvertierung des in den Kohlenstoffbindungen schlummernden Energiepotenzials in die kinetische Energie der heißen Gasmoleküle. Der plötzliche Zuwachs an Gasmolekülen erhöht den Druck gewaltig und schiebt den Kolben nach oben. Diese lineare Bewegung wird dann über eine Welle in eine Kreisbewegung umgesetzt, die die Räder antreibt. Und los geht's!

Das Benzin-Luft-Gemisch muss genau zum richtigen Zeitpunkt gezündet werden, damit der Motor richtig (rund) läuft. Der ganze Vorgang ist weniger eine Eigenschaft des Motors als des Benzins (vorausgesetzt, dass die Zündung richtig eingestellt ist und Zündkerzen und Kompressionswerte in Ordnung sind). Wichtig ist die *Flüchtigkeit* des Kohlenwasserstoff-

Brennstoffes, also die Geschwindigkeit, mit der er verdampft. Die Flüchtigkeit hängt wiederum mit dem Siedepunkt des Kohlenwasserstoffs zusammen. Es ist in der Tat so, dass manche Benzinhersteller ihr Benzin *verschneiden* (die Kohlenwasserstoffzusammensetzung anpassen), um es besser an die herrschenden klimatischen Bedingungen anzupassen. (In dem Teil von Texas, aus dem ich stamme, machen sie das natürlich nicht, denn da ist fast das ganze Jahr über Sommer.) Benzin in Winterqualität ist flüchtiger als Benzin in Sommerqualität. Manche Treibstoffe neigen dazu, in Motoren Klopfgeräusche oder Klingeln zu verursachen. Das kann daran liegen, dass aufgrund eines verstellten Zündzeitpunkts die Zündung zu früh erfolgt oder dass die Verbrennung an mehreren Stellen gleichzeitig einsetzt anstatt in der Umgebung der Zündkerzelektrode. Aber auch das ist eine Eigenschaft des Benzins und nicht einer des Motors. Entscheidend ist neben dem Energiegehalt des Treibstoffs auch die Effizienz seiner Verbrennung. Um Aussagen über die Verbrennungseigenschaften von Benzin zu machen, hat man die Oktanskala entwickelt.

Wie gut ist Ihr Benzin: Oktanzahlen

In den Anfängen der Entwicklung des Verbrennungsmotors fanden Wissenschaftler und Ingenieure heraus, dass bestimmte Kohlenwasserstoffe besonders gut in Verbrennungsmotoren verbrennen. Sie stellten ebenfalls fest, dass andere Kohlenwasserstoffe nicht so gut in Motoren verbrennen. Zu letzteren gehörte n-Heptan (unverzweigtes Heptan). 2,2,4-Trimethylpentan (auch *Isooktan* genannt) dagegen wies exzellente Verbrennungseigenschaften auf. Diese beiden Verbindungen bildeten von nun an die Endpunkte der *Oktanskala*. Dem Kohlenwasserstoff n-Heptan wurde die Oktanzahl 0 und dem Kohlenwasserstoff Isooctan die Oktanzahl 100 zugewiesen. Man konnte fortan Benzinmischungen in einem standardisierten Motor verbrennen und ihre Oktanzahl ermitteln. Wenn also ein bestimmtes Benzin die Eigenschaften von Isooctan zu 90 Prozent erreicht, erhält es die Oktanzahl 90. Abbildung 15.3 zeigt die Oktanskala und die Oktanzahlen einiger reiner Verbindungen.

Sehen Sie sich Abbildung 15.3 genau an. Was die Oktanzahl und die chemische Struktur betrifft, finden Sie darin einige nützliche Informationen. Das n-Penten hat die Oktanzahl 62. Dieser Wert kann auf 91 gesteigert werden, wenn man ihm eine Doppelbindung verpasst (es wird zu 1-Penten) und eine ungesättigte Verbindung daraus macht. Eine einzige Doppelbindung also steigert die Oktanzahl um fast 30 Prozent.

Katalytisches Reformieren bringt Ketten und katalytisches Cracken bringt Doppelbindungen. Diese beiden Prozesse steigern nicht nur die Produktionsmenge, sondern verbessern auch die Verbrennungseigenschaften des Benzins. Wie Sie sehen können, hat Benzol die Oktanzahl 106. Es verbrennt besser als Isooctan. Andere substituierte Verbindungen haben Oktanzahlen, die an 120 heranreichen. Allerdings sind Benzol und damit verwandte Verbindungen gesundheitsgefährdend und werden deshalb nicht als Treibstoffe verwendet.

Die Oktanzahl, die Sie an der Zapfsäule lesen können, ist ein Durchschnittswert. Die wissenschaftliche Oktanzahl (W) bezieht sich auf die Verbrennung in einem kalten Motor. Die fahrpraktische Oktanzahl (F) bezieht sich auf die Verbrennungseigenschaften eines Treibstoffs in einem betriebswarmen Motor (etwa wenn Sie auf der A1 im Stau stehen). Wenn Sie aus

diesen beiden Werten den Durchschnitt bilden – $(W+F)/2$ – erhalten Sie die Oktanzahl auf der Zapfsäule.

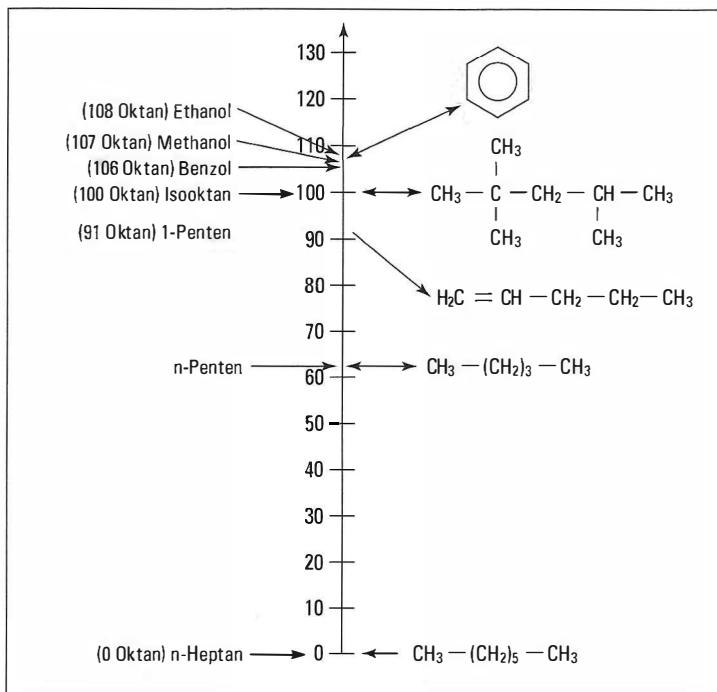


Abbildung 15.3: Die Oktanskala

Additive: Blei rein, Blei raus

Die ersten Benzinmotoren waren längst nicht so hoch verdichtet, wie wir das von unseren heutigen Autos gewohnt sind. Deshalb kam es auf hohe Oktanzahlen nicht so sehr an. Je leistungsfähiger die Motoren jedoch wurden, desto höhere Oktanzahlen wurden erforderlich. Das katalytische Cracken und Reformieren trieb die Kosten der Benzinherstellung in die Höhe. Man suchte also nach billigeren Lösungen, wie man Benzin klopfester machen konnte. Und mit der Substanz Bleitetraethyl (= Tetraethylblei) wurde man auch fündig.

In den frühen 20er Jahren fanden Wissenschaftler heraus, dass man durch die Zugabe kleiner Mengen Bleitetraethyl (1 Milliliter pro Liter Benzin) die Oktanzahl um 10 bis 15 Punkte steigern konnte.

Bleitetraethyl besteht aus einem Blei-Atom und vier Ethylgruppen. Abbildung 15.4 zeigt die entsprechende Strukturformel.

Mit Bleitetraethyl ließ sich die Oktanzahl wirkungsvoll erhöhen und die Klopfestigkeit des Treibstoffes verbessern. Viele Jahre lang brummten die Benzinmotoren ohne Klopfen und Klin-

geln vor sich hin. Mit der Verabschiedung des Clean Air Act in den USA im Jahre 1970 waren die Tage des verbleiten Benzins allerdings gezählt.

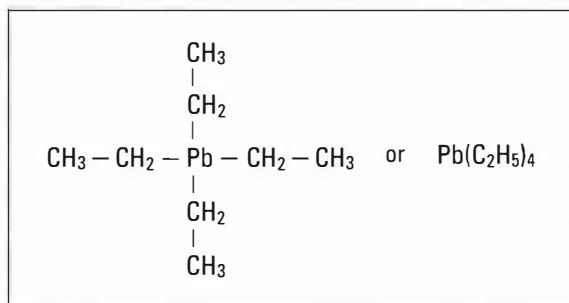


Abbildung 15.4: Die Zusammensetzung von Bleitetraethyl

Huch! Wir verschmutzen die Luft

Kohlenwasserstoff-Treibstoffe verbrennen in den Zylindern von Verbrennungsmotoren. Dabei werden nicht alle Kohlenwasserstoff-Moleküle in Wasser und CO/CO₂ umgewandelt. Vor dem Inkrafttreten des Clean Air Act 1970 entwichen aus den Auspuffanlagen der Autos unverbrannte Kohlenwasserstoffe, Schwefel- und Stickoxide in die Atmosphäre (zusätzlich zu dem Blei des Bleitetraethyls, das später als äußerst giftig nachgewiesen wurde). Diese schmutzigen Abgase verschlimmerten das Ausmaß und die Auswirkungen der Luftverschmutzung und gefährdeten, etwa durch das Auftreten des photochemischen Smogs, unsere Gesundheit. (Um Luftverschmutzung geht es im Einzelnen in Kapitel 18.)

Her mit dem Katalysator

In den USA verlangte der Clean Air Act eine Verringerung der Schadstoffemissionen bei Kraftfahrzeugen. Dieses Ziel ließ sich am effektivsten durch die Verwendung von Katalysatoren erreichen. Ein solcher Katalysator sieht aus wie ein Schalldämpfer und wird in das Abgassystem des Autos integriert. In seinem Innern befindet sich eine mit einem katalytisch wirkenden Metall, entweder Palladium oder Platin, ausgekleidete Trägerstruktur. Wenn nun die Abgase durch die Trägerstruktur geführt werden, befördert die katalytische Wirkung der Metalle die vollständige Oxidation der Kohlenwasserstoffe und Kohlenstoffmonooxide zu Kohlenstoffdioxid und Wasser (deshalb tropft es manchmal aus dem Auspuff). Anders ausgedrückt: Der Katalysator macht aus schädlichen Abgasen überwiegend harmlose Abfallprodukte.

In Deutschland brachten erst die zunehmenden Waldschäden die Diskussion um die Luftverschmutzung wieder in Schwung. Mit Blick auf die 1974 eingeführten strengen Abgasgrenzwerte in Japan und den USA wollte man auch in Deutschland (im Einvernehmen mit den europäischen Partnerländern) eine drastische Absenkung des Schadstoffausstoßes durchsetzen. Heraus kam zunächst nur ein Kompromiss. Man beschloss Abgasgrenzwerte, die denen der USA und Japans lange Zeit hinterherhinkten. Erst 1990 wurde eine gemeinsame verbindliche Regelung getroffen, die alle Anforderungen an die Schadstoffemissionen bei Pkw regelt und für

alle Pkw unabhängig von der Größe die gleichen Grenzwerte festlegt. Diese Grenzwerte verlangten den Einsatz geregelter Drei-Wege-Katalysatoren und wurden seither in Abstimmung mit dem herrschenden Stand der Technik kontinuierlich verschärft.

Weg mit dem Blei

Der Katalysator verrichtete seine Arbeit bei der Verringerung des Schadstoffausstoßes so lange gut, wie das im Motor verbrannte Benzin kein Blei enthielt. Bekam der Motor jedoch verbleites Benzin zu schlucken, lagerten sich die bleihaltigen Abgasdämpfe an den Wänden des Katalysators ab und machten ihn nutzlos. Die Regierung und die Umweltorganisationen setzten also alle Hebel in Bewegung, das Blei wieder aus dem Benzin zu verbannen. In den USA findet man mittlerweile kaum noch verbleites Benzin an den Tankstellen. In Europa ist der Marktanteil von verbleitem Benzin nur noch gering.

Als Bleitetraethyl nicht mehr als Benzinzusatz in Frage kam, suchten die Chemiker natürlich eine Verbindung, die Ähnliches leisten konnte. Aromaten waren zwar ein effektives Mittel, die Oktanzahlen zu erhöhen, aber sie waren nachweislich äußerst gesundheitsschädlich. Man fand und verwendete stattdessen Methylalkohol, Tertiärbutylalkohol und Methyltertiärbutylether (MTBE).

Von MTBE (siehe Abbildung 15.5) versprach man sich recht viel, denn er erhöhte nicht nur die Oktanzahl, sondern verbesserte, da er Sauerstoff enthält, auch die Verbrennungseigenschaften des Benzins. Allerdings häuften sich bald Hinweise auf Zusammenhänge mit Atemwegserkrankungen und Krebserkrankungen und MTBE verschwand wieder aus dem Benzin. Die anderen genannten Verbindungen sind zwar nicht so effektiv wie Bleitetraethyl, aber dank der ständigen Weiterentwicklung der Motoren lassen sich jetzt auch Treibstoffe mit etwas niedrigeren Oktanzahlen verwenden.

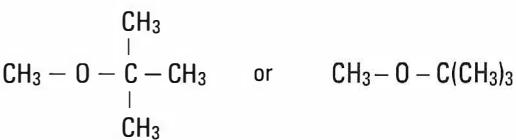


Abbildung 15.5: Methyltertiärbutylether (MTBE)

Polymere: Gleich und Gleich gesellt sich gern

16

In diesem Kapitel

- Die Polymerisation begreifen
 - Zwischen verschiedenen Kunststoffen unterscheiden
 - Lernen, wie das mit dem Kunststoffrecycling geht
-

Sie kennen vielleicht die Auffassung, der Mensch erfinde eigentlich nichts Neues, sondern kopiere nur die Natur. Wenn ich mir so ansehe, was in letzter Zeit alles erfunden worden ist, habe ich da so meine Zweifel. Was die Polymere betrifft, kann ich allerdings nur zustimmen. Polymere kommen in der Natur schon immer vor. Proteine, Baumwolle, Wolle und Zellulose sind zum Beispiel Polymere. Sie gehören alle zu einer Verbindungsklasse, die man Makromoleküle nennt – sehr große Moleküle. Der Mensch hat gelernt, Makromoleküle im Labor zu produzieren, und hat damit unsere Gesellschaft für alle Zeiten verändert.

Als ich noch klein war, zog mein Vater, ein eingefleischter Traditionalist, metallene Gerätschaften und Gegenstände jedem »billigen, importierten Plastikkram« eindeutig vor. Wenn er noch lebte, wäre er sicher schockiert. Ich bin umgeben von synthetischen Textilien (Kleidung, Teppiche und so weiter). Ich fahre in Autos durch die Gegend, die einem Kunststoffkokon gleichen. Mein Zuhause ist voller Plastikbehältnisse aller möglichen Formen, Größen und Beschaffenheiten. Einige meiner Freunde haben Körperteile (etwa ein Knie) durch solche aus Polymeren ersetzen oder mit Polymeren verstärken lassen müssen. Ich haue mir meine Spiegeleier in eine beschichtete Bratpfanne und hantiere mit einem Kunststoffpfannenwender darin herum. Ich sitze vor einem Fernseher mit Plastikgehäuse und bette mein Haupt nachts auf einem Schaumstoffkissen. Wir leben im Kunststoffzeitalter.

In diesem Kapitel bringe ich Ihnen den Prozess der Polymerisation näher und erläutere Ihnen, wie die Chemiker Polymere im Hinblick auf bestimmte Eigenschaften konstruieren. Ich stelle Ihnen ein paar Polymere vor und zeige Ihnen, wie sie hergestellt werden. Und schließlich komme ich darauf, wie man Kunststoffe wieder los wird, bevor man vor einem schier unüberwindlichen Berg von Milchflaschen, Joghurtbechern und Einwegwindeln steht. Willkommen in der wunderbaren Welt der Polymere!

Natürliche Monomere und Polymere

Die Natur arbeitet schon sehr lange mit Polymeren. Zellulose (Holz) und Stärke sind die wichtigsten Beispiele für natürlich vorkommende Polymere. Abbildung 16.1 zeigt die Strukturen von Zellulose und Stärke.

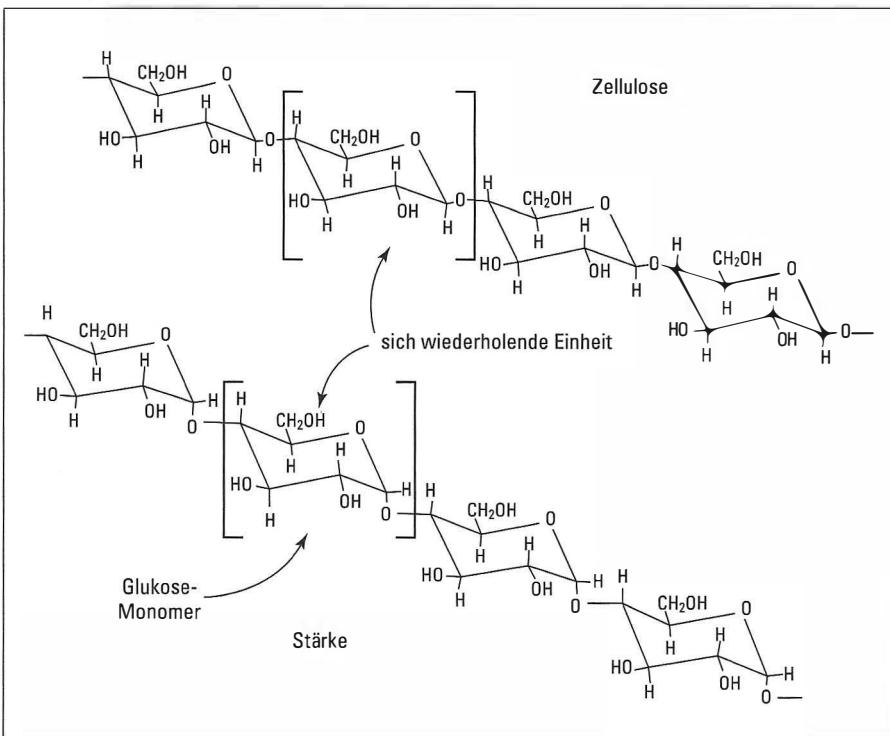


Abbildung 16.1: Zellulose und Stärke

Fallen Ihnen bei den Strukturen Ähnlichkeiten auf? Sie bestehen aus sich wiederholenden Einheiten. Bei den sich hier wiederholenden Einheiten handelt es sich um Glukose. Zellulose und Stärke sind zum einen natürliche *Makromoleküle* (große Moleküle), zum anderen aber auch Beispiele für natürlich vorkommende *Polymere*, also Makromoleküle, in denen sich Einheiten, genannt *Monomere*, wiederholen (Polymere heißt nichts anderes als »viele Mere«. Mere sind diesbezüglich Monomere.) Bei Zellulose und Stärke ist das betreffende Monomer eine Glukoseeinheit. Man kann die Struktur eines Polymers in etwa mit einer Hand voll Büroklammern (Monomere) vergleichen, die man zu einer langen Kette (Polymer) aneinander hakt.

Und noch etwas fällt bei Zellulose und Stärke ins Auge: Der einzige Unterschied zwischen den beiden Verbindungen besteht darin, wie die Glukoseeinheiten miteinander verbunden sind. Und diese Kleinigkeit macht den Unterschied zwischen einer Kartoffel und einem Baum aus. (Na gut, *ganz so* einfach ist es auch nicht.) Der Mensch kann zwar Stärke verdauen, aber keine Zellulose. Für den Verdauungstrakt einer Termite ist dagegen Zellulose genau das Richtige. Bei natürlich vorkommenden Polymeren, und auch bei den synthetischen, schlägt sich eine kleine Änderung manchmal sehr umfassend in den Eigenschaften des Polymers nieder.

Wie man synthetische Monomere und Polymere klassifiziert

Die Chemiker haben die Idee des Zusammensetzens kleiner Einheiten zu größeren von der Natur abgeschaut und Verfahrensweisen entwickelt, wie man das Ganze auch unter Laborbedingungen machen kann. Es gibt heute eine große Vielfalt synthetischer Polymere. In diesem Abschnitt möchte ich Ihnen einige davon vorstellen und auf ihre Strukturen, Eigenschaften und Verwendungen eingehen.

Weil Chemiker nun mal gar nicht anders können, als alles Mögliche in Gruppen zusammenzufassen, haben sie das auch mit den Polymeren so gemacht. Das klappt auch ganz gut. Die Chemiker haben etwas zu tun und die Normalos draußen im richtigen Leben haben es leichter, die verschiedenenartigen Polymere kennen zu lernen.

Brauchen wir nicht alle Strukturen?

Ein Ansatz für die Polymer-Klassifizierung ist die Orientierung an der Struktur der Polymerkette. Manche Polymere sind *linear* aufgebaut. Sie bestehen aus vielen langen Fäden, die wie zu einem Seil zusammengefasst werden. *Verzweigte* Polymere sind dadurch gekennzeichnet, dass kurze Fäden von dem Haupt-Polymerfaden abzweigen. Man kann sich das wie ein langes Seil vorstellen, an das man in bestimmten Abständen über die gesamte Länge immer wieder kurze Seile anknüpft. Bei *querverbundenen* Polymeren sind einzelne Polymerfäden durch seitliche Ketten miteinander verbunden. Eine solche Struktur erinnert am ehesten an eine Hängematte.

Und wenn's mal heiß wird?

Ein anderer Ansatz für die Polymer-Klassifizierung ist ihr Verhalten bei Hitzeeinwirkung. Thermoplastische Polymere werden bei Hitze weich. Solche Polymere bestehen aus langen linearen oder verzweigten Fäden aus Monomer-Einheiten. Wenn Sie schon einmal eine Kunststoffsonnenbrille oder ein Kinderspielzeug aus Kunststoff im Auto der Sommersonne überlassen haben, werden Sie festgestellt haben, dass der Kunststoff weich wird. Solche Kunststoffe können eingeschmolzen und immer wieder verwendet werden und sind deshalb auch leichter zu recyceln. Der überwiegende Anteil der in den USA produzierten Kunststoffe besteht aus thermoplastischen Polymeren.

Duroplastische Polymere werden dagegen bei Hitzeeinwirkung nicht weich und können auch nicht wieder in anderer Formgebung wiederverwendet werden. Bei der Produktion dieser Polymere werden durch Erhitzen Querverbindungen (Brücken zwischen den Polymerfäden) erzeugt. Ein solches duroplastisches Polymer ist zum Beispiel Bakelit. Es ist sehr hart und leitet nicht. Diese Eigenschaften machen Bakelit zu einem idealen Isoliermaterial oder zu einem geeigneten Material für die Griffe an Pfannen und Toastern.

Was mache ich denn damit?

Eine dritte Art der Polymer-Klassifizierung orientiert sich an der Verwendung durch den Konsumenten.

Der Name *Plastik* bezieht sich auf die Tatsache, dass man Polymere in eine gewünschte Form bringen kann. Egal ob thermoplastisch oder duroplastisch, diese Polymere erhalten bei der Herstellung des Endprodukts ihre charakteristische Form. Das können Geschirr, Schüsseln und Töpfe, Kinderspielzeug oder etwas Ähnliches sein. Sie kennen sich da aus.

Fasern sind lineare Fäden, die durch die intermolekularen Kräfte zwischen den Polymerfäden, etwa die Wasserstoffbindungen, zusammengehalten werden. Man nennt solche Polymere in der Regel Textilien. Sie werden etwa zu Kleidung und Teppichen verarbeitet.

Elastomere, manchmal auch Gummi genannt, sind thermoplastische Materialien, die im Verlaufe ihrer Herstellung leicht querverbunden werden. Aufgrund dieser Querverbindungen lassen sie sich auseinander ziehen und prallen ab. Zu den Elastomeren gehört, neben anderen synthetischen Verbindungen, auch der Naturgummi (Latex). Aus diesen Polymeren macht man zum Beispiel Latexhandschuhe, Einmachgummis oder Bälle.

Wie wird's gemacht?

Einer der besten Ansatzpunkte für die Klassifizierung von Polymeren ist der jeweils für die Herstellung verwendete chemische Prozess. Normalerweise kommen dafür zwei Prozesse in Frage:

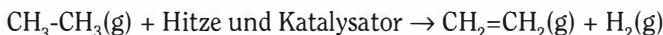
- ✓ Additionspolymerisation oder Polyaddition
- ✓ Kondensationspolymerisation oder Polykondensation

Häng dich dran: Polyaddition

Viele der bekannten Polymere, mit denen man im Alltag zu tun hat, sind so genannte *Additionspolymere* oder *Polyaddukte* – Polymere, die im Verlauf einer Reaktion entstehen, die man *Additionspolymerisation* oder *Polyaddition* nennt. Bei einer solchen Reaktion werden alle anfänglich in der Struktur eines Monomers vorhandenen Atome in einer Polymerkette verknüpft. In der Regel verfügen die bei dieser Art der Polymerisation verwendeten Monomere über eine Kohlenstoff-Doppelbindung, die im Verlauf der Polymerisation zum Teil aufgebrochen wird. Diese aufgebrochene Verbindung bildet ein Radikal – so nennt man ein hochreaktives Atom, das ein einzelnes Elektron aufweist. Das Radikal versorgt sich dann mit einem Elektron, indem es sich mit einem anderen Molekül verbündet. Es entsteht eine Kettenreaktion, an deren Ende ein Polymer steht. Sie kratzen sich ratlos am Kopf? Dann sehen Sie sich die folgenden Beispiele an, die Ihnen das Verständnis der Additionspolymerisation erleichtern sollen.

Polyethylen: Klarsichtfolie und Milchgießer

Polyethylen ist das einfachste Additionspolymer und eines der ökonomisch wichtigsten. Ethan wird in Anwesenheit eines Katalysators, etwa Palladium, hoch erhitzt. Es verliert dabei zwei Wasserstoff-Atome (die zu gasförmigem Wasserstoff werden) und bildet eine Doppelbindung:



Das so produzierte Ethylen (Ethen) ist das Monomer für die Produktion von Polyethylen. Das Ethylen wird dann in Anwesenheit eines Katalysators ohne Luftzufuhr stark erhitzt. Die hohe Temperatur und die katalytische Wirkung verursachen ein Aufbrechen der Kohlenstoff-Doppelbindung, wobei je ein Kohlenstoff-Atom ein Elektron behält. Beide Kohlenstoff-Atome werden also zu Radikalen. Radikale sind sehr reaktionsfreudig und versuchen sofort, von anderswo ein Elektron als Bindungspartner zu gewinnen. Bei dieser Polymerisationsreaktion etwa können die Radikale mit einem anderen Radikal eine kovalente Bindung eingehen. Dies vollzieht sich an beiden Enden des Moleküls und lässt die Kette wachsen. Auf diese Weise lassen sich Polyethylenmoleküle bis zu einem Molekulargewicht von 1 Million Gramm pro Mol herstellen (siehe Abbildung 16.2).

Durch den Einsatz verschiedener Katalysatoren und Veränderungen des Drucks lässt sich die Struktur des Endproduktes steuern. Bei der Polymerisation von Ethylen entstehen so drei verschiedene Endprodukte:

- ✓ Polyethylen-Niedrige Dichte (PE-ND)
- ✓ Polyethylen-Hohe Dichte (PE-HD)
- ✓ Vernetztes Polyethylen (VPE)

Polyethylen-Niedrige Dichte (PE-ND) weist an der Kohlenstoffkette einige Verzweigungen auf und hat deshalb eine geringere Dichte als das lineare Polymer. So entsteht ein verwinkeltes Netz verzweigter Polymerfäden. Dieses Polyethylenprodukt ist weich und flexibel. Es kann folglich für Frischhaltefolien, Gefrierbeutel, Einkaufstaschen und Mülltüten verwendet werden. Wie alle anderen Erscheinungsformen von Polyethylen ist es chemikalienresistent.

Polyethylen-Hohe Dichte (PE-HD) setzt sich aus eng gepackten linearen Fäden zusammen. Dieses Polyethylenprodukt ist fest, hart und robust. Man macht daraus zum Beispiel Plastiksüßigkeiten, Spielzeug und Fernseher-Gehäuse. Eines der ersten Produkte aus PE-HD war der Hula-Hoop-Reifen.

Vernetztes Polyethylen (VPE) ist durch Vernetzungen zwischen den linearen Fäden miteinander verbundener Monomere gekennzeichnet und weist daher eine außergewöhnliche Stabilität auf. Wenn Sie einen Kunststoff-Milchgießer zu Hause haben, ist der Deckel wahrscheinlich aus VPE. Auch die Deckel von PET-Flaschen sind aus VPE gemacht. Die Flaschen selbst bestehen aus einem anderen Polymer, auf das ich weiter hinten im Kapitel eingehen werde. Hochgradig vernetztes Polyethylen findet Anwendung in der Fertigung von Prothesen, etwa für Knie- oder Hüftgelenke.

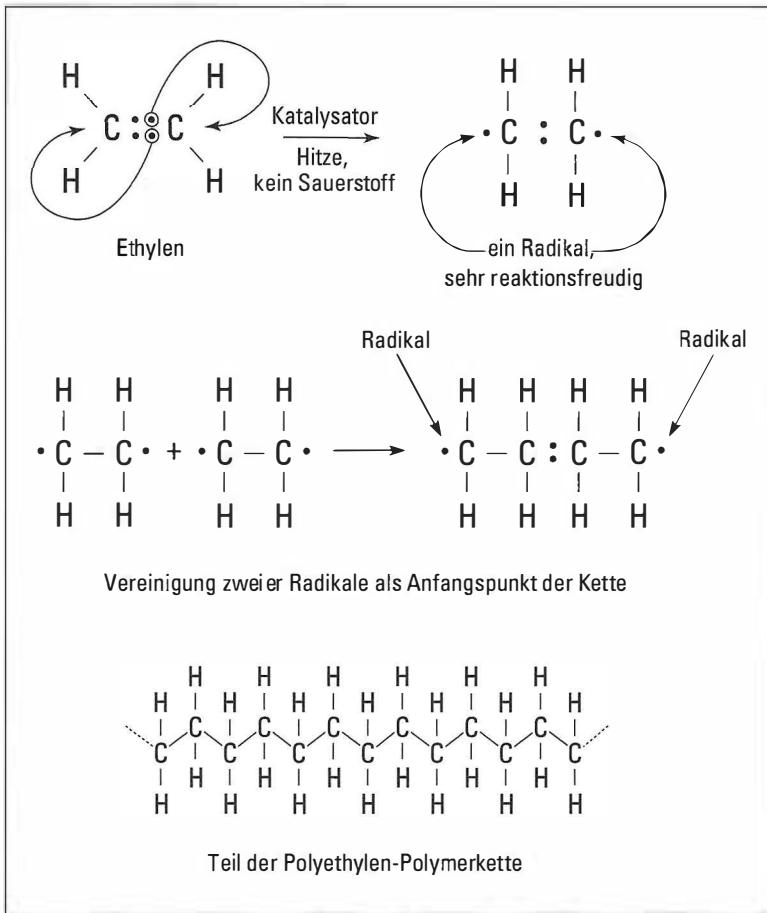


Abbildung 16.2: Die Additionspolymerisation von Polyethylen

Polypropylen: Kunststoffseile

Wenn man beim Ethylen ein weiteres Wasserstoff-Atom durch ein anderes Atom ersetzt, kann man ein völlig anderes Polymer mit anderen Eigenschaften erzeugen. Ersetzt man beispielsweise ein Wasserstoff-Atom durch eine Methylgruppe, erhält man Propylen. Propylen verfügt, wie Ethylen, über eine Kohlenstoff-Doppelbindung und kann deshalb die gleiche Additionspolymerisation durchlaufen wie Ethylen. Das Ergebnis ist Polypropylen (siehe Abbildung 16.3).

Das kleine n in Abbildung 16.3 steht für die Anzahl der Wiederholungen der dargestellten Einheit. Wie man sieht, ist eine Verzweigung dieses Polymers eine Methylgruppe. Mit jeder Änderung der Molekülstruktur ändern sich auch die Eigenschaften des Moleküls. Durch eine behutsame Anpassung der Reaktionsbedingungen gelingt es den Chemikern, Polymere herzustellen, gleichseitige, alternierende oder zufällig verteilte Verzweigungen zu erzeugen. Je nachdem, wo die Verzweigungen ansetzen, ergeben sich Polymere mit etwas anderen Eigen-

16 > Polymere: Gleich und Gleich gesellt sich gern

schaften. Polypropylen ist deshalb für vielfältige Zwecke geeignet, etwa Bodenbeläge für den Außenbereich, Batteriegehäuse, Seile, Flaschen oder Autoverkleidungen.

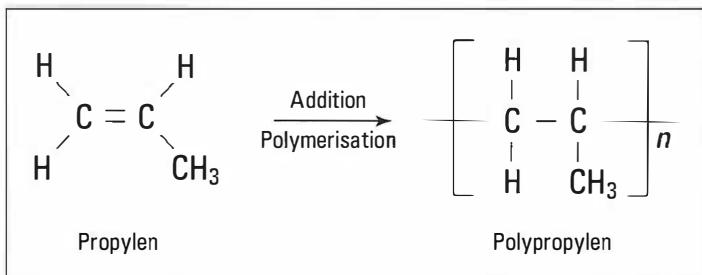


Abbildung 16.3: Propylen und Polypropylen

Polystyrol: Styroporbecher

Ersetzt man eines der Wasserstoff-Atome von Ethylen durch einen Benzolring, entsteht Styrol. Durch eine Additionspolymerisation wird aus Styrol Polystyrol oder Styropor (siehe Abbildung 16.4).

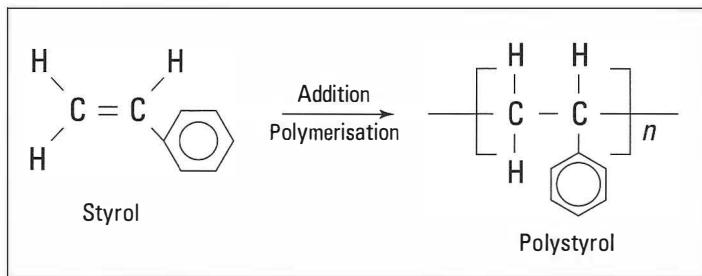


Abbildung 16.4: Styrol und Polystyrol

Polystyrol oder Styropor ist ein festes Polymer, aus dem man isolierende Trinkbecher, Eierkartons, transparente Trinkbecher und Isolier- und Verpackungsmaterial herstellt. Polystyrol steht in der Kritik von Umweltschützern, weil es weit schwieriger zu recyceln ist und dennoch so breite Verwendung findet.

Polyvinylchlorid: Rohre und Lederimitat

Ersetzt man ein Wasserstoff-Atom von Ethylen durch ein Chlor-Atom, erhält man ein Chlорethenmonomer (= Vinil-Chlorid), aus dem im Verlauf der Polymerisation Polyvinylchlorid (PVC) entsteht (siehe Abbildung 16.5).

PVC ist ein recht widerstandsfähiges Polymer und wird sehr gern für Rohre aller Art, Bodenbeläge, Gartenschläuche und Spielzeug verwendet. Da dünne PVC-Schichten, die man für Lederimitate verwendet, leicht rissig werden, mischt man dem PVC einen *Weichmacher* bei

(eine Flüssigkeit, die den Kunststoff weicher und lederähnlicher macht). Nach einigen Jahren können die Weichmacher allerdings aus dem PVC verdunsten, so dass es schließlich brüchig wird.

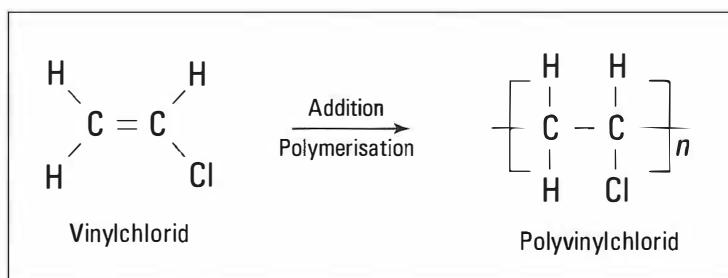


Abbildung 16.5: Vinylchlorid und Polyvinylchlorid

Polytetrafluorethylen: Eine schlüpfrige Angelegenheit

Ersetzt man alle Wasserstoff-Atome des Ethylen durch Fluor-Atome, erhält man Tetrafluorethylen. Das Tetrafluorethylen kann man dann zu Polytetrafluorethylen polymerisieren, wie Abbildung 16.6 zeigt.

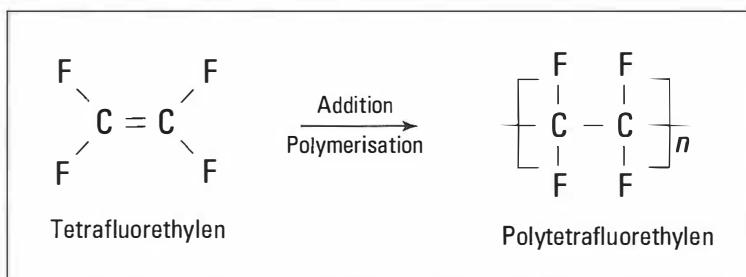


Abbildung 16.6: Tetrafluorethylen und Polytetrafluorethylen

Polytetrafluorethylen ist ein hartes, hitzebeständiges und äußerst glattes Material. Man verwendet es für Lager, Ventilsitze und, was mir persönlich am wichtigsten ist, als Beschichtung für beschichtete Pfannen und Töpfe.

Weitere Additionspolymere finden Sie in Tabelle 16.1 aufgelistet.

Monomer	Polymer	Verwendung
$\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & \diagdown & / \\ & \text{C} = \text{C} \\ & / & \diagdown \\ \text{H} & & \text{CN} \end{array}$ Acrylnitril	$\left[\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & \diagdown & / \\ & \text{C} - \text{C} \\ & / & \diagdown \\ \text{H} & & \text{CN} \end{array} \right]_n$ Polyacrylnitril	Perücken, Teppiche, Garn

16 > Polymere: Gleich und Gleich gesellt sich gern

Monomer	Polymer	Verwendung
$\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} \\ & \backslash \\ \text{C} = \text{C} & \text{O} - \text{C} - \text{CH}_3 \\ & / \\ \text{H} & \text{O} \end{array}$ Vinylacetat	$\left[\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} \\ & \\ \text{C} - & \text{C} - & \text{---} \\ & & \\ \text{H} & \text{O} & \text{C} - \text{CH}_3 \\ & \\ & \text{O} \end{array} \right]_n$ Polyvinylacetat	Klebstoffe, Latex, Farbe, Kaugummimasse, Textilbeschichtungen
$\begin{array}{c} \text{H} & \text{CH}_3 \\ & \backslash \\ \text{C} = \text{C} & \text{C} - \text{O} - \text{CH}_3 \\ & / \\ \text{H} & \text{O} \end{array}$ Methylmethacrylat	$\left[\begin{array}{c} \text{H} & \text{CH}_3 \\ & \\ \text{C} - & \text{C} - & \text{---} \\ & & \\ \text{H} & \text{C} - \text{O} - \text{CH}_3 \\ & \\ & \text{O} \end{array} \right]_n$ Polymethylmethacrylat	Kontaktlinsen, Bowlingkugeln, Plexiglas
$\text{H}_2\text{C} = \text{CCl}_2$ Vinylidenchlorid	$\left[\begin{array}{c} \text{H} & \text{Cl} \\ & \\ \text{C} - & \text{C} - & \text{---} \\ & & \\ \text{H} & \text{Cl} \end{array} \right]_n$ Polyvinylidenchlorid	Lebensmittelverpackungsfolie

Tabelle 16.1: Additionspolymere

Wer will, kann ja gehen: Kondensationspolymerisation

Eine Reaktion, in deren Verlauf sich zwei chemische Komponenten miteinander verbinden und dabei ein kleines Molekül verdrängt, nennt man *Kondensationspolymerisation*. Die auf diese Weise hergestellten Polymere nennt man *Kondensationspolymere*. Anders als bei der Additionspolymerisation ist hier eine Doppelbindung nicht notwendig.

Ein kleines Molekül, in der Regel Wasser, wird dabei verdrängt. Meist handelt es sich bei den beteiligten Molekülen um eine organische Säure und einen Alkohol. Diese beiden Moleküle reagieren, spalten Wasser ab und bilden eine organische Verbindung, die man *Ester* nennt. Wenn die Polymerkette wächst, bildet sie einen Polyester.

Im Folgenden stelle ich Ihnen einige Kondensationspolymere vor. Das geht natürlich nicht, ohne einige Fachtermini bezüglich funktioneller Gruppen in der organischen Chemie in den Mund zu nehmen, darunter einige komplexe Namen organischer Verbindungen. Sollten Sie mit funktionellen Gruppen oder den Benennungsgewohnheiten der organischen Chemie nicht so vertraut sein, können Sie die Einzelheiten in Kapitel 14 nachlesen.

Polyester: Freizeitkleidung und Plastikflaschen

Wenn man Ethylenglykol (mit Alkoholen als funktionelle Gruppen an beiden Kohlenstoff-Atomen) mit Terephthalsäure (mit zwei organischen Säuren als funktionelle Gruppen) reagieren lässt, wird Wasser abgespalten und es entsteht das Kondensationspolymer Polyethylen-terephthalat (PET), ein Polyester. Abbildung 16.7 zeigt die Synthese von PET.

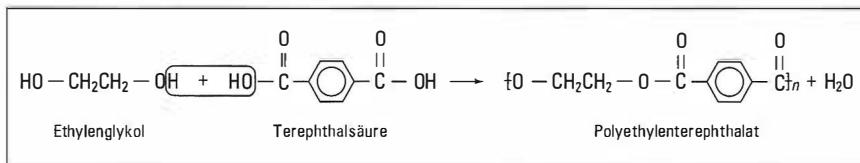


Abbildung 16.7: Die Synthese von PET

Diesen Polyester verwendet man für Textilien (Mann, das erinnert mich an diesen klasse babyblauen Freizeitanzug, den mir meine Eltern förmlich vom Leib reißen mussten, um ihn zwischendurch mal zu waschen!), Reifencord zur Verstärkung von Autoreifen, künstliche Blutgefäße und Kunststoffflaschen.

Polyamide: Hauchzart für Frauenbeine, undurchdringlich für Polizisten

Lässt man eine organische Säure mit einem Amin reagieren, wird dabei Wasser abgespalten und es entsteht ein Amid. Verwendet man dabei eine organische Säure mit zwei Säuren an den Enden und ein Amin mit zwei Amin-Enden (ein Diamin), dann kann man daraus ein Polyamid polymerisieren. Polyamid wird auch als *Nylon* bezeichnet. Abbildung 16.8 zeigt die Reaktion von 1,6-Hexandiamin und Adipinsäure, bei der Nylon 66 entsteht. (Die Zahl 66 drückt aus, dass sowohl das Amin als auch die organische Säure über 6 Kohlenstoff-Atome verfügen.)

Die Synthese von Nylon im Jahre 1935 schlug in der Textilindustrie große Wellen. Die ersten Nylonstrümpfe kamen 1939 auf den Markt. Und während des 2. Weltkriegs wurde jede Menge Nylon zu Fallschirmen verarbeitet. Wenn man bei nur einem Kohlenstoff-Atom eine Kleinigkeit ersetzt, wird daraus ein Material, das stabil genug ist für schussichere Westen.

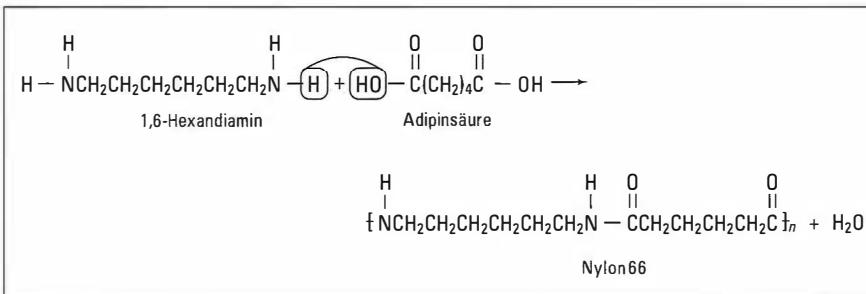


Abbildung 16.8: Die Synthese von Nylon 66

Silikone: Größer und besser

Weil Silicium zur gleichen Familie gehört wie Kohlenstoff, können die Chemiker eine Klasse von Polymeren herstellen, deren Struktur Silicium enthält. Diese Polymere nennt man Silikone. Abbildung 16.9 zeigt die Synthese eines typischen Silikons.

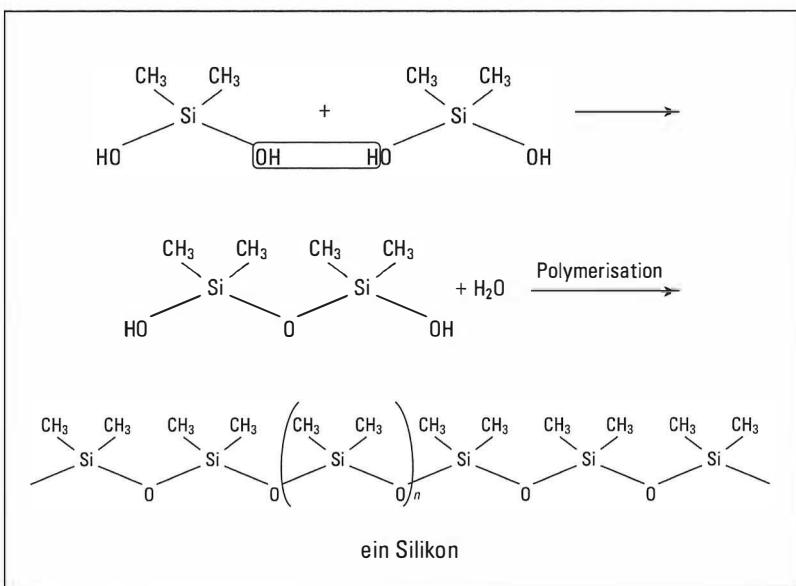


Abbildung 16.9: Die Synthese eines Silikons

Die Silikonpolymere werden von einer starken Silicium-Sauerstoff-Bindung zusammengehalten und können Molekulargewichte erreichen, die in die Millionen gehen. Man verwendet sie als abdichtende und versiegelnde Komponenten und findet sie deshalb in Wachsen, Polituren und chirurgischen Implantaten. Das meiste Aufsehen in der Presse hat dabei die Verwendung in der kosmetischen Chirurgie erregt (ich kann mir gar nicht erklären, warum).

Implantate und Prothesen auf Silikonbasis werden schon seit Jahren in der medizinischen Praxis verwendet. Man greift bei Ohrprothesen, Fingergelenken, Shunts (Prothesen im Bereich des Kreislaufsystems) und Brustimplantaten darauf zurück. Die Implantate selbst sind mit Silikonöl gefüllt. Es kommt immer mal wieder vor, dass ein Implantat undicht wird und Silikonöl in das Körperinnere austritt. Im Jahre 1992 fanden sich Hinweise darauf, dass Silikonöl autoimmune Reaktionen im Körper auslösen kann. Obwohl ein Kausalzusammenhang durch andere Studien nicht nachgewiesen werden konnte, wurden viele Implantate wieder entfernt und Silikonöl (zumindest in den USA) nicht weiter verwendet.

Polymere haben nicht nur unser äußeres Erscheinungsbild, sondern auch das unserer Gesellschaft verändert. Sie sind vielfältig einsetzbar, relativ kostengünstig herzustellen und haltbar. Auf der anderen Seite wirft gerade diese Haltbarkeit große Probleme bei der Entsorgung auf.

Kunststoffe reduzieren, wiederverwenden, recyceln

Kunststoffe sind im Prinzip unbegrenzt haltbar. Es gibt in der Natur nichts, was eine nennenswerte Verrottung bewirken könnte. Wenn Sie einen Plastikteller, einen Styroporbecher oder eine Einwegwindel verbuddeln und zehn Jahre später wieder ausbuddeln, wird sich so gut wie nichts verändert haben (außer dass von der Windel nur noch die äußere Hülle übrig sein wird). Dasselbe Ergebnis werden Sie auch nach hundert Jahren vorfinden. Unsere Kunststoffabfälle werden uns noch sehr lange erhalten bleiben.

Einige Kunststoffe können als Brennstoffe verbrannt werden. Sie geben dabei viel Wärmeenergie, aber oft auch giftige oder ätzende Gase ab. Bis zu einem gewissen Grad können wir Menschen die Verwendung von Kunststoffen auch einschränken. Viele Styroporverpackungen kann man durch Verpackungen aus Karton und Zellstoff ersetzen. Die besten Lösungen indes sind bisher auf dem Gebiet des Recyclings gefunden worden.

Thermoplastische Polymere können eingeschmolzen und neu »in Form gebracht« werden. Dazu müssen die Kunststoffe allerdings in ihre einzelnen Komponenten zerlegt werden. Die meisten Plastikbehälter sind auf der Unterseite mit einem Symbol versehen, das den Kunststoff angibt, aus dem sie bestehen. Anhand dieser Symbole kann das recycelnde Unternehmen die Kunststoffe sortenrein trennen und für die Wiederverwertung vorbereiten. Abbildung 16.10 zeigt die Recycling-Symbole für Kunststoffe und schlüsselt auf, für welche Kunststoffe sie stehen.

PET-Flaschen und Milchflaschen aus PE-HD gehören wohl zu den Kunststoffverpackungen mit der höchsten Recyclingrate. Das Hauptproblem liegt jedoch nicht bei den für das Recycling erforderlichen chemischen Verfahren. Viel entscheidender ist es, den Einzelnen, die Familien und die Industrie zum Recycling zu animieren und einfache Systeme bereitzustellen, über die Kunststoffabfälle gesammelt und sortiert werden können. Vielerorts geschieht dies in Deutschland schon mit der Bereitstellung der verschiedenen Müllbehälter (zum Beispiel mit den sog. gelben Säcken). Denn diese Polymere sind eigentlich zu wertvoll, um sie irgendwo in der Landschaft verschwinden zu lassen.

	PET Polyethylen-Terephthalat		PP Polypropylen
	PE-HD Polyethylen-Hohe Dichte		PS Polystyrol
	PVC Polyvinylchlorid		Andere
	PE-ND Polyethylen-Niedrige Dichte		

Abbildung 16.10: Recyclingcodes für Kunststoffe

Chemie im Haushalt

17

In diesem Kapitel

- Chemikalien in Reinigern und Waschmitteln finden
- Etwas über Chemie in der Kosmetik erfahren
- Die Chemie von Drogen und Medikamenten kennen lernen

Wahrscheinlich gibt es keinen Ort, an dem man mit mehr Chemikalien und chemischen Zusammenhängen konfrontiert wird als zu Hause. In der Küche finden wir Reiniger, Seifen und waschaktive Substanzen, die meisten davon in Plastikflaschen. Im Bad gesellen sich Kosmetika, Seifen, Zahnpasta und Medikamente dazu. Meine Frau ist froh, dass sie ihren Privat-chemiker zu Hause hat, besonders wenn es darum geht, das Silber zu putzen oder irgendeinen Kleberrest abzulösen. Und dabei habe ich noch gar nicht von den wundersamen chemischen Reaktionen gesprochen, die sich beim Kochen vollziehen. Es nimmt also nicht Wunder, wenn man die Konsumchemie auch »Küchenchemie« nennt.

In diesem Kapitel betrachte ich einige Konsumprodukte aus chemischer Sicht. Dabei geht es um die Chemie der Seifen, Wasch- und Reinigungsmittel, um Einblicke in die Welt der Medikamente und Drogerieartikel und nicht zuletzt auch um solch persönliche Dinge wie Pflegeprodukte, Dauerwellen, Bräuner oder Parfüms. Ich hege dabei die Hoffnung, dass Sie schätzen lernen, was die Chemie zur Vereinfachung und Verbesserung unseres Lebens täglich beiträgt. (Wie Sie sehen werden, gehören viele Chemikalien des alltäglichen Gebrauchs zu den Säuren und Basen. Ich lege Ihnen deshalb als ergänzende Lektüre Kapitel 12 ans Herz, wo Säuren und Basen im Mittelpunkt der Betrachtung stehen.)

Chemie in der Waschküche

Haben Sie auch schon mal vergessen, vor einem Waschgang Waschmittel in die Waschmaschine zu geben? Oder sind Sie einem wortreichen Verkäufer auf den Leim gegangen, der Ihnen versprochen hatte, dass Sie mit dem von ihm verkauften Teil auch ohne Waschmittel saubere Wäsche haben können? So richtig sauber werden die Sachen nicht geworden sein, oder? Vielleicht hat sich oberflächlich ein wenig Schmutz gelöst, aber Fett- oder Ölflecken sind genau da geblieben, wo sie sich festgesetzt hatten. Das liegt daran, dass nur »Gleiches Gleiches löst«. Fett und Öl sind unpolare Substanzen, Wasser dagegen ist eine polare Substanz. Deshalb kann Wasser Fett und Öl nicht lösen. (Wenn Sie daran interessiert sind: Die Frage der Polarität wird in Kapitel 7 ausführlicher behandelt.) Man könnte theoretisch etwas Benzin (unpolar) in die Waschmaschine füllen, aber das ist auch nicht das Gelbe vom Ei. Wäre es nicht toll, wenn es etwas gäbe, mit dem man die Kluft zwischen dem unpolaren Fett und Öl und dem polaren Wasser überbrücken könnte? Es gibt so etwas: Man nennt es ein *Tensid*.

Tenside, die man auch oberflächenaktive Waschsubstanzen nennt, reduzieren die Oberflächenspannung des Wassers und ermöglichen so, dass auch unpolare Substanzen wie Fette und Öle »eingeweicht« werden. Tenside können dies deshalb leisten, weil sie sowohl ein polares als auch ein unpolares Ende haben.

Das unpolare Ende nennt man auch das *hydrophobe* Ende. Es besteht in der Regel aus einer langen Kohlenstoffkette. (Wenn Sie wissendurstig sind, finden Sie in Kapitel 14 mehr über Kohlenstoffe, als Sie möglicherweise wissen wollen.) Dieses unpolare Ende löst das unpolare Fett oder Öl.

Den anderen Teil des Tensidmoleküls, das polare Ende, nennt man auch das *hydrophile* Ende. Dieses Ende ist meist ein ionisches Ende und trägt eine negative (*anionisches* Tensid), eine positive (*kationisches* Tensid) oder beide Ladungen (*amphoteres* Tensid). Es gibt sogar Tenside, die keine Ladung tragen, die so genannten *nichtionischen* Tenside. (Alles über Ionen, Anionen, Kationen und so weiter finden Sie in Kapitel 6.)

Bei den Tensiden, die sich auf dem Weltmarkt tummeln, handelt es sich überwiegend um anionische Tenside, weil diese am kostengünstigsten herzustellen sind. Abbildung 17.1 zeigt ein typisches anionisches Tensid.

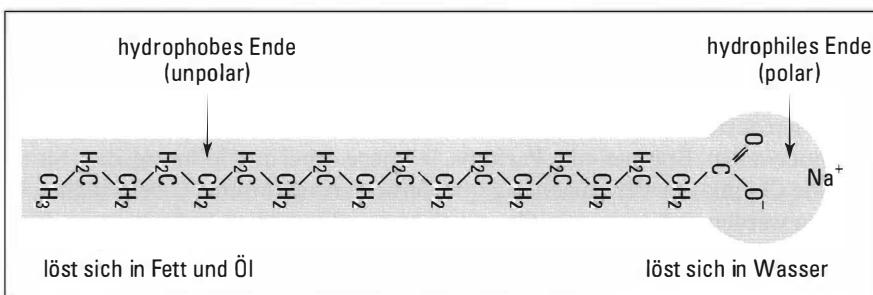


Abbildung 17.1: Ein typisches anionisches Tensid

Wenn man ein Tensid ins Waschwasser gibt, löst sich das hydrophobe Ende in Öl und Fett auf, während das hydrophile Ende von den polaren Wassermolekülen angezogen wird. Fett und Öl werden in kleine Tröpfchen, die so genannten Micellen zerlegt, wobei das hydrophobe Ende (Kohlenstoff) des Tensids in das Tröpfchen und das hydrophile Ende in das Wasser hineinragt. Dadurch erhält das Tröpfchen eine Ladung (bei einem anionischen Tensid eine negative Ladung). Die so aufgeladenen Tröpfchen stoßen sich gegenseitig ab und können sich nicht wieder vereinigen. Die Micellen bleiben im Wasser verteilt und werden mit dem Waschwasser ausgespült.

Die hauptsächlich für das Waschen von Textilien verwendeten Tenside sind Seifen und Waschmittel (Detergenzien).

Alles im Reinen: Seife

Seifen sind die wohl ältesten und bekanntesten Tenside. Man hat Seifen schon vor etwa 5000 Jahren verwendet. Die bei der Herstellung von Seifen genutzte organische Reaktion ist die Hydrolyse von Fetten oder Ölen in einer basischen Lösung. Man nennt diese Reaktion auch *hydrolytische Spaltung* von Fetten oder *Verseifung*. Die Produkte dieser Reaktion sind Glycerol und das Salz der Fettsäure. Abbildung 17.2 zeigt die Hydrolyse von Tristearin zu Natriumstearat, einer Seife. (Das ist die gleiche Seife wie die in Abbildung 17.1 dargestellte.)

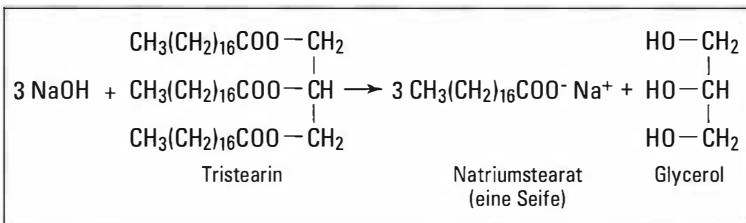


Abbildung 17.2: Die Herstellung einer Seife durch Verseifung

Unsere Omas machten noch Seifen aus Tierfett, das sie in Wasser und Lauge (Natriumhydroxid, NaOH) in einem großen Kessel aufkochten. Die Lauge wurde aus Holzasche gewonnen. Nachdem das Ganze ein paar Stunden gesiedet hatte, kam die Seife an die Oberfläche. Man musste sie nur noch abschöpfen und in Stücke pressen. Mit der Reaktions-Stöchiometrie hatten unsere Omas allerdings nicht so viel am Hut. So kam es, dass die Seife meist einen zu hohen Laugenanteil hatte und sehr alkalisch war.

Heute stellt man Seifen etwas anders her. Die Hydrolyse läuft in der Regel ohne Lauge ab. Neben tierischen Fetten greift man auch auf Kokosöl, Palmöl und Baumwollsamenöl zurück. Seifenstücken mischt man außerdem gelegentlich ein Scheuermittel bei (etwa Bimsstein), damit sich hartnäckiger Schmutz wie Fett und Öl besser von der Haut entfernen lassen. Des Weiteren kann man Duftstoffe zugeben und Luft beimischen, damit die Seife schwimmt.

Allerdings haben Seifen ein paar schwerwiegende Nachteile. Verwendet man Seifen mit saurem Wasser, werden sie in Fettsäuren umgewandelt und verlieren ihre Reinigungswirkung. Zusammen mit hartem Wasser (Wasser, das Kalzium-, Magnesium- oder Eisen-Ionen enthält), bildet sich ein schmieriges, unlösliches Fällungsprodukt (Ablagerung). Sie kennen das wahrscheinlich als Schmutzring in der Badewanne nach dem Baden. Das ist natürlich Mist! Denn diese Ausfällungen setzen sich nicht nur in der Badewanne, sondern auch in Kleidern, auf Geschirr und allem anderen ab, was man mit Seifen wäscht. Nun kann man einiges tun, um solche Ablagerungen zu vermeiden. Sie können Ihr Brauchwasser durch eine Wasserenthärtungsanlage jagen (siehe Ach, ist das weich: Wasserenthärtung weiter hinten in diesem Kapitel) oder Sie können eine synthetische Seife kaufen, die bei hartem Wasser keine Ablagerungen verursacht. Synthetische Seifen nennt man auch *Detergenzien*. Kauft man sie am Stück, spricht man von Syndets.

Weg mit dem Rand in der Wanne: Detergenzien

Detergenzien haben dieselbe Grundstruktur wie die Seife in Abbildung 17.1. Ihr hydrophobes Ende, bestehend aus einer langen unpolaren Kohlenstoffkette, die sich in Fett und Öl löst, ist das gleiche, etwas anders sieht dagegen das hydrophile Ende aus. Anstelle einer Carboxylatgruppe ($-COO^-$) kann das hydrophile Ende auch aus einer Sulfat- ($-O-SO_3^-$), einer Hydroxyl- ($-OH^-$) oder einer anderen polaren Gruppe bestehen, die zusammen mit hartem Wasser keine Ausfällungen bildet.

Detergenzien, die für Textilwaschmittel verwendet werden, enthalten zusätzlich zu der waschaktiven Substanz (dem synthetischen Tensid) oft eine ganze Reihe anderer Verbindungen. Dazu gehören die folgenden:

- ✓ **Wasserenthärter/Gerüststoffe:** Diese Verbindungen verstärken die Waschwirkung der Tenside, indem sie das Wasser weicher (sie entfernen die Ionen des harten Wassers) und alkalisch machen. Bis in die 70er Jahre wurde in deutschen Waschmitteln Pentanatriumtriphosphat (PNT) verwendet, weil es billig und sicher war. Allerdings war es auch ein guter Nährstoff für Wasserpflanzen und führte nach der Einleitung der Abwässer in die Flüsse und Seen zu einem übermäßigen Algenwachstum (Eutrophierung), das wiederum das Leben von Fischen und anderen im Wasser lebenden Organismen bedrohte und zerstörte. Um dieses Problem in den Griff zu bekommen, verbannte man Phosphate aus Waschmitteln. An ihrer Stelle verwendete man Zeolithe (komplexe Aluminiumsilikate – Verbindungen aus Aluminium, Sauerstoff und Silicium) und Soda, obwohl diese auch nicht ideale Ergebnisse liefern. Es ist bisher kein effektiver, billiger und unschädlicher Ersatz für die Phosphate gefunden worden, aber die Forschung auf diesem Gebiet wird nach wie vor vorangetrieben.
- ✓ **Füllstoffe/Stellmittel:** Verbindungen wie Natriumsulfat (Na_2SO_4) werden dem Detergens beigegeben, um dem Waschmittel Gewicht, Volumen und Rieselfähigkeit zu geben. Füllstoffe führen jedoch zu einer hohen Belastung der Gewässer mit Salzen. Mit der Einführung von Waschmittelkonzentraten hat man deshalb Alternativen angeboten, die heute auch überwiegend genutzt werden.
- ✓ **Enzyme:** Solche biologische Katalysatoren werden beigegeben, um eiweißbedingte Flecken (etwas Blut oder Gras) besser entfernen zu können.
- ✓ **Natriumperborat:** $Na_2B_2H_4O_8$ wird als Bleichmittel zur Fleckentfernung eingesetzt. Es wirkt, indem es im Wasser Wasserstoffperoxid erzeugt, das für Textilien wesentlich schonender ist als Chlorbleiche. Allerdings entfaltet Natriumperborat seine volle Wirkung erst ab einer Wassertemperatur von 60° Celsius und ist deshalb keine Hilfe für alle, die ihre Wäsche bevorzugt bei niedrigeren Temperaturen waschen.
- ✓ **Vergrauungsinhibitoren:** Diese Verbindungen sorgen dafür, dass der Schmutz im Wasser gelöst bleibt und sich nicht an einer anderen Stelle der gewaschenen Kleidungsstücke als berüchtigter »Grauschleier« neu niederlässt.
- ✓ **Korrosionsschutzmittel:** Solche Verbindungen schützen Waschmaschinenteile vor Rost.

- ✓ **Optische Aufheller:** Mit Hilfe dieser Verbindungen sollen weiße Textilien noch weißer wirken. (Sie kennen das aus den Werbespots, die man sich besser mit einer Sonnenbrille ansieht.) Es handelt sich hierbei um sehr komplexe organische Verbindungen, mit denen die Textilien hauchdünn überzogen werden. Sie absorbieren ultraviolettes Licht und geben es als blaues Licht im sichtbaren Bereich des Spektrums wieder ab. Abbildung 17.3 illustriert diesen Vorgang.

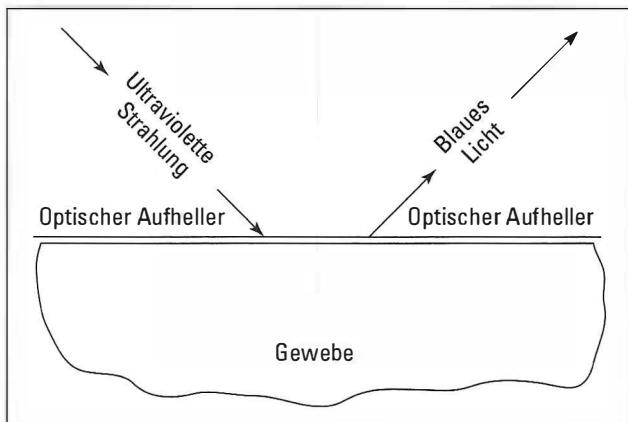


Abbildung 17.3: Optische Aufheller

Um das Ganze zu komplettieren, kommen auch noch Verfärbungsinhibitoren und Duftstoffe hinzu, damit es nicht zu Verfärbungen kommt und die Wäsche angenehm riecht. Ich wette, Sie hätten nicht gedacht, dass Wäschewaschen ein so komplexer Vorgang ist.

Ach, ist das weich: Wasserenthärtung

Die Verwendung synthetischer Detergenzen ist eine Möglichkeit, hartem Wasser und dem Schmutzrand in der Badewanne entgegenzuwirken. Eine andere Möglichkeit besteht darin, die für die Härte des Wassers verantwortlichen Kationen zu entfernen, bevor Sie in das Leitungssystems Ihres Hauses gelangen. Dazu braucht man eine Wasserenthärtungsanlage (siehe Abbildung 17.4).

Eine Wasserenthärtungsanlage besteht aus einem großen Behälter, der mit einem nicht löslichen Ionenaustauschharz gefüllt ist. Das Harz wird aufgeladen, indem man eine konzentrierte Natriumchloridlösung hindurchlaufen lässt. Die Natrium-Ionen werden dabei von den Polymeren des Harzes festgehalten. Fließt nun das harte Wasser durch die Polymere, werden die wassersteinbildenden Kalzium- und Magnesium-Ionen gegen die Natrium-Ionen des Harzes ausgetauscht. Dieser chemophysikalische Vorgang ist als Ionenaustausch bekannt. Das enthärtete Wasser enthält nun die Natrium-Ionen, während die Kalzium- und Magnesium-Ionen im Harz festgehalten werden. Nach einer gewissen Zeit ist das Ionenaustauschharz erschöpft und muss mit Hilfe der Natriumchlorid-Lösung im Reservoir »regeneriert« werden. Die Salzlösung für die Regeneration kommt nicht mit dem Trinkwasser in Berührung, sondern wird durch

mehrere Waschgänge zusammen mit dem Calcium und Magnesium aus dem Austauschharz in das Abwasser ausgeschwemmt.

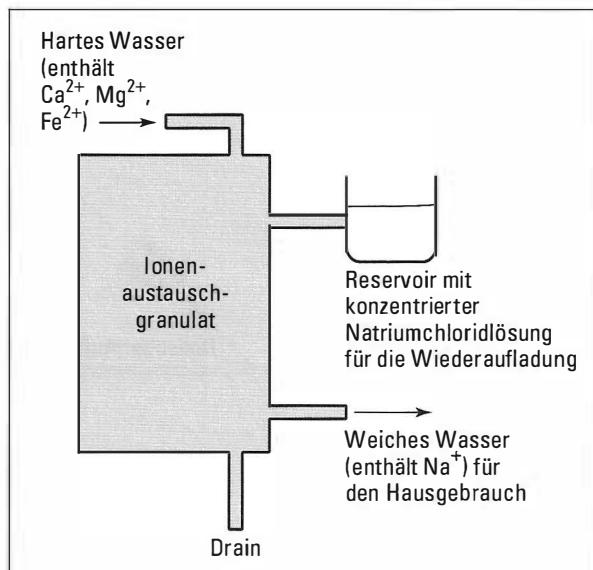


Abbildung 17.4: Eine Haushaltswasserenthärtungsanlage



Wenn Sie aus gesundheitlichen Gründen, etwa wegen Bluthochdrucks, eine salzarme Diät einhalten müssen, sollten Sie kein enthärtetes Wasser trinken, weil es eine hohe Konzentration von Natrium-Ionen enthält.

Warum schäumt denn der See?

Die ersten synthetischen Detergenzen konnten nicht von Bakterien oder anderen Organismen der Natur zersetzt werden. Anders ausgedrückt: Sie waren nicht biologisch abbaubar. Diese Detergenzen sammelten sich in Seen und Flüssen und bildeten dort dicke Schaumschichten. Durch Veränderungen der Formeln konnte man diese Schaumbildung jedoch verhindern.

Weißer als weiß: Bleichmittel

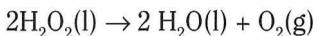
Bleichmittel nutzen Redox-Reaktionen, um Farben aus einem Material zu entfernen. (Mehr über Redox-Reaktionen erfahren Sie in Kapitel 9.) Die meisten Bleichmittel sind Oxidationsmittel. Das am häufigsten in Haushalten verwendete Bleichmittel ist eine 5-prozentige Natriumhypochlorit-Lösung (Blechlauge).

Eine solche Bleichlauge wird hergestellt, indem man Chlorgas durch eine Natriumhydroxid-Lösung leitet:



Das von Bleichlaugen freigesetzte Chlor kann Textilien beschädigen. Darüber hinaus ist eine Wirkung bei Textilien aus Polyester kaum noch festzustellen.

Man hat daher Bleichmittel auf der Basis von Natriumperborat auf den Markt gebracht, die etwas pfleglicher mit Textilien umgehen. Diese Bleichmittel erzeugen Wasserstoffperoxid, das wiederum beim Kontakt mit Sauerstoff in Wasser und Sauerstoff zerfällt:



Küchenchemie

Wenn Sie einen Blick in den Unterschrank Ihrer Spüle werfen, werden Sie wahrscheinlich eine Menge Produkte finden, die Chemikalien enthalten (abgesehen davon befinden sie sich in Plastikflaschen, die auf chemischem Wege hergestellt wurden).

Alles sauber: Allzweckreiniger

Die meisten Allzweckreiniger bestehen aus Tensiden und Desinfektionsmitteln. Sehr gebräuchlich ist zum Beispiel Ammoniak, weil es mit Fett reagiert und keine Rückstände hinterlässt. Auch Orangen- oder Zitronenöl-Lösungen von Verbindungen, die man Terpene nennt – werden wegen ihres angenehmen Geruchs, ihrer Fettlösekraft und ihrer antibakteriellen Wirkung gerne verwendet.



Am besten mischen Sie Haushaltsreiniger nicht miteinander. Besondere Vorsicht ist bei Bleichmitteln mit Ammoniak oder Salzsäure (HCl) geboten. Es können dabei giftige Gase entstehen, die sehr gefährlich sind.

Spüli und Konsorten: Spülmittel

Spülmittel sind wesentlich einfacher gestrickt als Waschmittel. Sie enthalten ein Tensid (normalerweise ein nichtionisches), ein wenig Farbstoff und einen Wirkstoff, der die Hände pflegt.

Die Detergenzen in Spülmitteln sind bei weitem nicht so alkalisch wie die in Waschmitteln. Anders ist das bei Spülmaschinentabs oder -pulver. Die hier verwendeten Detergenzen sind hochalkalisch und enthalten nur wenig Tenside. Der hohe pH-Wert ist für die Verseifung der Fette erforderlich (ähnlich wie bei der Seifenherstellung), und der Reinigungseffekt wird durch die hohe Temperatur und die Bewegung des Wassers erreicht. Dabei setzen sie sich hauptsächlich aus dem alkalischen Natrium-Metasilikat ($\text{HNa}_2\text{H}_2\text{SiO}_4$), dem reinigenden Pentanatrium-triphosphat $\text{Na}_5\text{P}_3\text{O}_{10}$ und ein wenig Chlorbleiche zusammen.

Chemie im Badezimmer

Auch im Badezimmer ist chemisch gesehen ganz schön was los. All die Pflegeprodukte für Haut und Haare, Cremes und Lotionen, damit man gut aussieht und riecht und sogar schmeckt.

Auch im Rachen lässt sich was machen: Zahnpasta

Wenn man an den Regalen für die Mundhygiene vorbeiflaniert, kann man eine erstaunliche Vielfalt an Zahnpasten in verschiedensten Farben und Geschmacksrichtungen bestaunen. Bei aller Verschiedenheit der äußereren Erscheinung sind die grundlegenden Inhaltstoffe jedoch gleich. Die Hauptbestandteile jeder Zahnpasta sind ein Tensid (Detergens) und ein Scheuermittel. Letzteres hat die Aufgabe, den Schmutzfilm von den Zähnen zu rubbeln, ohne die Zähne zu beschädigen. Dafür nimmt man in der Regel Kreide (CaCO_3), Titandioxid (TiO_2) und Calciumhydrogenphosphat (CaHPO_4). Alles, was sonst noch dazu kommt, ist für die Farbe, den Geschmack und andere Eigenschaften zuständig. Tabelle 17.1 führt Ihnen die allgemeine Zusammensetzung von Zahnpasta vor Augen. Dabei können die prozentualen Anteile und die spezifischen chemischen Verbindungen von Zahnpasta variieren.

Funktion	Möglicher Inhaltsstoff	Prozentualer Anteil
Lösungs- und Füllstoff	Wasser	30–40%
Detergens	Natriumlaurylsulfat, Seife	4%
Putz- oder Reibekörper	Calciumkarbonat (Kreide), Calciumhydrogenphosphat, Titandioxid, Natriummetaphosphat, Silicat (Kieselerde), Aluminium	30–50%
Süßstoff	Glycerin, Saccharin, Sorbitol	15–20%
Verdickungsmittel	Carrageen, Zellulosedervivate	1%
Fluorid	Zinn- oder Natriumfluorid	1%
Geschmack	Wintergrünöl, Pfefferminze, Erdbeere, Limette und so weiter	1%

Tabelle 17.1: Typische Zahnpastarezepturen

Die Zugabe von Zinn- oder Natriumfluorid hat sich als effektive Maßnahme im Rahmen der Kariesvorsorge erwiesen, weil das Fluorid-Ion zu einem Bestandteil des Zahnschmelzes wird und diesen härter und widerstandsfähiger gegen Säuren macht.

Puh! Deodorants und Antitranspirants

Unser Körper kann durch das Schwitzen seine Temperatur regulieren. Der dabei ausgeschiedene Schweiß enthält neben Natriumchlorid und anderen nicht organischen Verbindungen auch Amine, leichte Fettsäuren und Eiweiße. Einige dieser organischen Verbindungen riechen recht unangenehm. Und durch die Einwirkung von Bakterien wird der Geruch sicher nicht besser. Mit Hilfe von Deodorants und Antitranspirants kann man den »peinlichen Schwitzfleck«

und den daraus resultierenden gesellschaftlich unerwünschten Geruch in Grenzen halten. (Das ist eine echt professionelle Annäherung an das Thema Körpergeruch, was?)

Deodorants enthalten Duftstoffe, die den Körpergeruch überdecken, und einen antibakteriellen Wirkstoff, der die Geruch verursachenden Bakterien zerstört. Darüber hinaus können sie auch Substanzen wie Zinkperoxid enthalten, die die Amine und Fettsäuren zu weniger stark riechenden Verbindungen oxidieren.

Antitranspirants hemmen oder stoppen die Transpiration. Sie wirken adstringierend, das heißt, sie verengen die Kanäle der Schweißdrüsen. Die am häufigsten verwendeten Antitranspirants sind Aluminiumverbindungen – Aluminiumchlorhydrate $\text{Al}_2(\text{OH})_5\text{Cl}$, $\text{Al}_2(\text{OH})_4\text{Cl}_2$ und so weiter, hydratisiertes Aluminiumchlorid ($\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) und andere.

Weich und schön: Die Chemie der Hautpflege

Bienenwachs, Walrat (Walöl), Borax. Sie werden überrascht sein, was in dem Zeug alles drin ist, das wir an unsere Haut lassen (außer Wasser und ... Sie wissen schon).

Cremes und Lotionen

Unsere Haut ist ein komplexes Organ, das hauptsächlich aus Eiweiß und natürlichen Makromolekülen (Polymeren, siehe Kapitel 16) besteht. Gesunde Haut enthält etwa 10 Prozent Flüssigkeit. Cremes und Lotionen sollen die Haut geschmeidig und feucht halten.

Weichmacher machen die Haut weich. Vaseline (ein Gemisch aus Alkanen mit 20 und mehr Kohlenstoffatomen, die aus Rohöl gewonnen werden), Lanolin (ein Gemisch aus Estern, die aus Schafwollfett gewonnen werden) und Kakaobutter (ein Gemisch aus Estern, die aus Kakao-bohnen gewonnen werden) sind exzellente Weichmacher.

Hautcremes werden normalerweise auf der Basis von Öl-in-Wasser- oder Wasser-in-Öl-Emulsionen hergestellt. Eine *Emulsion* nennt man eine kolloide (kaum noch zu erkennende) Verteilung einer Flüssigkeit in einer anderen (um Kolloide geht es in Kapitel 11). Eine solche Emulsion soll die Haut gleichzeitig weich machen und befeuchten. Fette oder halbfette Feuchtigkeitscremes werden für die Entfernung von Make-up und zum Fetten der Haut verwendet, während schnell einziehende Feuchtigkeitscremes die Haut glatter aussehen lassen, indem sie die Fältchen füllen. Typische Zusammensetzungen von Fettcremes und schnell einziehenden Cremes sind:

Fettere me	Schnell einziehende Creme
20–50% Wasser	70% Wasser
30–60% Mineralöl	10% Glyzerin
12–15% Bienenwachs	20% Stearinsäure/Natriumstearat 5–15% Lanolin oder Walöl 1% Borax Spuren von Duftstoffen

Körper- und Gesichtspuder

Körper- und Gesichtspuder sollen die Haut trocken und weich machen. Hauptbestandteil beider Puder ist Talkum ($Mg_3(Si_2O_5)_2(OH)_2$), ein Mineral, das sowohl Öl als auch Wasser absorbiert. Meist werden noch schweißhemmende Adstringenzen und Bindemittel zugesetzt, damit der Puder besser auf der Haut haftet. Tabelle 17.2 zeigt eine typische Zusammensetzung von Körperpuder, Tabelle 17.3 eine typische Zusammensetzung von Gesichtspuder.

Inhaltsstoff	Funktion	Prozentualer Anteil
Talkum (Speckstein)	Absorbans, Grundstoff	50–60%
Kreide ($CaCO_3$)	Absorbans	10–15%
Zinkoxid (ZnO)	Adstringens	15–25%
Zinkstearat	Bindemittel	5–10%
Parfüm, Farbstoffe	Geruch, Farbe	Spuren

Tabelle 17.2: Typische Zusammensetzung von Körperpuder

Inhaltsstoff	Funktion	Prozentualer Anteil
Talkum (Speckstein)	Absorbans, Grundstoff	60–70%
Zinkoxid	Adstringens	10–15%
Kaolin (Al_2SiO_5)	Absorbans	10–15%
(hochreine Tonerde)		5–15%
Magnesium- und Zinkstearate	Bindemittel	1%
Mineralöl	Weichmacher	2%
Lanolin, Parfüm, Farbstoffe	Weichmacher, Geruch, Farbe	2%

Tabelle 17.3: Typische Zusammensetzung von Gesichtspuder

Schau mir in die Augen

Lidschatten und Maskara setzen sich hauptsächlich aus Weichmachern, Lanolin, Bienenwachs und Farbstoffen zusammen. Maskara färbt die Wimpern dunkel und lässt sie länger erscheinen. Die typischen Zusammensetzungen von Lidschatten und Maskara sehen so aus:

Lidschatten	Maskara
55–60% Vaseline	45–50% Seife
5–15% Fette und Wachse	35–40% Wachs und Paraffin
5–10% Lanolin	5–10% Lanolin
15–25% Zinkoxid	1–5% Farbstoffe
1–5% Farbstoffe	

Rote Lippen soll man küssen: Lippenstift

Lippenstifte halten die Lippen geschmeidig und schützen sie vor dem Austrocknen. Ach ja, attraktive Farben haben sie natürlich auch (hätte ich fast vergessen). Sie bestehen hauptsächlich aus Wachsen und Ölen. Eine wohl ausgewogene Zusammensetzung ist sehr wichtig, damit sich der Lippenstift leicht auftragen und auch leicht – aber nicht zu leicht – wieder entfernen lässt, wenn er nicht mehr erwünscht ist. Für die Farbe sorgt in der Regel ein Fällungsprodukt (Feststoff) eines Metall-Ions und eines organischen Farbstoffs. Tabelle 17.4 zeigt eine typische Zusammensetzung eines Lippenstifts.

Inhaltsstoff	Funktion	Prozentualer Anteil
Rizinusöl (Castoröl), Mineralöl, Fette	Farblösungsmittel	40–50%
Lanolin	Weichmacher	20–30%
Karnaubawachs, Bienenwachs	Versteifung	15–25%
Farbstoffe	Farbe	5–10%
Parfüm und Aromastoffe	Geruch und Geschmack	Spuren

Tabelle 17.4: Typische Zusammensetzung eines Lippenstifts

Zeigen Sie die Krallen: Nagellack

Nagellack ist ein synthetischer Lack, der seine Flexibilität einem Polymer und einem Weichmacher (eine mit Plastik gemischte Flüssigkeit) verdankt. Bei dem Polymer handelt es sich in der Regel um Nitrozellulose. Als Lösungsmittel werden Aceton und Ethylacetat verwendet, die man auch in den Nagellackentfernern vorfindet.

Welch ein Duft! Parfüms, Gesichtswasser und Aftershaves

Der Hauptunterschied zwischen einem Parfüm, einem Gesichtswasser und einem Aftershave liegt in der Menge der verwendeten Duftstoffe. An der Spitze liegt hier das Parfüm mit 10 bis 25 Prozent, gefolgt vom Gesichtswasser mit 1 bis 3 Prozent und dem Aftershave mit weniger als 1 Prozent. Als Duftstoffe werden gewöhnlich organische Ester, Alkohole, Ketone und Aldehyde verwendet. Parfüme enthalten zudem *Fixiermittel*. Das sind Verbindungen, die dafür sorgen, dass die Duftstoffe nicht zu schnell verfliegen.

Skurrilerweise kann man über den Geruch und die Herkunft einiger Fixiermittel nur wenig Erfreuliches berichten. Zibeton wird aus den Afterdrüsen der Zibetkatze (eine Skunk-ähnliche chinesische Schleichkatze) gewonnen, Ambergris aus den Eingeweiden des Pottwals und Indole aus Fäkalien. Ich möchte das jetzt nicht weiter ausführen.

Parfüme werden aus verschiedenen Duftnoten komponiert. So nennt man Duftstoffe mit ähnlichen Aromen, aber unterschiedlichen Flüchtigkeiten (die Leichtigkeit, mit der sich eine Substanz in ein Gas verflüchtigt). Der flüchtigste Duft bildet die *Top- oder Kopfnote*, die aus Ölen mit kurzlebigem Duft oder geringer Duftintensität besteht. Dieser folgt die *Mittelnote* mit mittelstarken und mittelschnell verfliegenden Düften. Sie verbindet die Topnote mit der *Basis-*

note, den langsam verfliegenden, schweren Düften, die am längsten wahrgenommen werden. Abbildung 17.5 zeigt die chemische Struktur einiger in Parfümen verwendeten Duftstoffe.

Ist es nicht wahnsinnig praktisch, dass man sich Düfte auch ansehen kann?

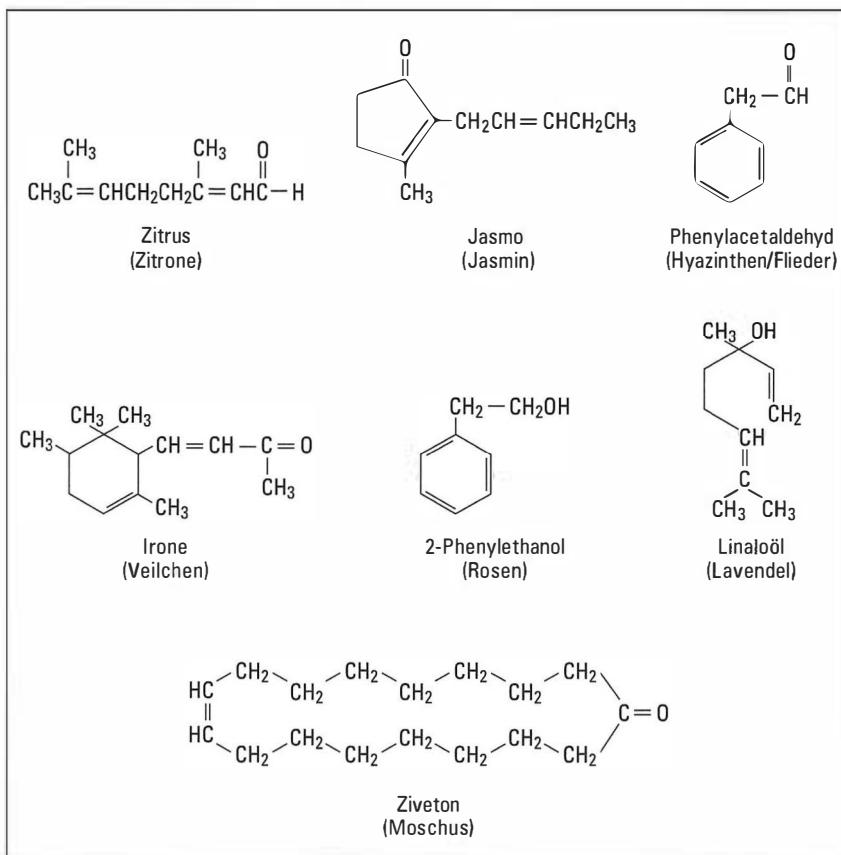


Abbildung 17.5: Parfüm-Duftstoffe

Sonnenöl und Sonnencreme: Schön braun

Mit der Hautbräune schützt sich unser Körper auf natürliche Weise vor der schädlichen UV-Strahlung des Sonnenlichts. Das UV-Spektrum besteht aus zwei Bereichen: dem UV-A-Bereich und dem UV-B-Bereich. Der UV-A-Bereich ist langwelliger und führt eher zur Bräunung als zum Sonnenbrand. Dieser wird von der Strahlung des UV-B-Bereichs verursacht. Wenn man sich allzu häufig schädlicher UV-Strahlung aussetzt, erhöht man damit möglicherweise die Gefahr, irgendwann an Hautkrebs zu erkranken, der sich etwa in Gestalt von Melanomen zeigt.

Sonnenöle und Sonnencremes schützen die Haut, indem sie die UV-Strahlung des Sonnenlichts teilweise oder ganz abblocken und damit einen längeren Aufenthalt in der Sonne gestat-

ten, ohne dass die Haut verbrennt. Manche Sonnenöle und -cremes filtern sowohl den UV-A- als auch den UV-B-Bereich aus dem Sonnenlicht heraus. Andere wiederum konzentrieren sich auf den UV-B-Bereich und lassen die UV-A-Strahlung passieren, damit der Körper *Melanin* produzieren kann, ein dunkles Pigment, das dem Körper die erwünschte Bräune *und* einen natürlichen Schutz gegen UV-Strahlen verleiht.

Sonnenschutz-Produkte werden nach ihrem Lichtschutzfaktor (LSF) klassifiziert. Die Zahl des Lichtschutzfaktors gibt an, wie viel länger man sich mit der Sonnencreme ungefährdet in der Sonne aufhalten kann als ohne diesen Schutz. Wenn Sie also eine Sonnencreme mit Lichtschutzfaktor 10 auftragen, können Sie etwa zehnmal länger ohne Sonnenbrand in der Sonne liegen als ohne Sonnencreme.

Es wird momentan darüber gestritten, ob Sonnenschutzmittel mit einem LSF über 15 stärker schützen als der Wert 15, denn nur wenige Sonnenschutzmittel blocken die UV-A-Strahlung wirklich ab. Die Untersuchungen der FDA (Food and Drug Administration) laufen aber noch.

Es gibt eine ganze Reihe chemischer Substanzen, die UV-Strahlung wirksam abblocken. Eine deckende Cremeschicht aus Zinkoxid und Titandioxid ist der wirksamste Sonnenschutz. Darauf hinaus werden auch para-Aminobenzoësäure, Benzophenon und Cinnamat als UV-Filter verwendet. In letzter Zeit hat man sich mit der Verwendung von para-Aminobenzoësäure allerdings zurückgehalten, weil es toxisch ist und vielfach Allergien hervorgerufen hatte.

Abbildung 17.6 zeigt die chemischen Strukturen einiger Verbindungen, die in Sonnenschutzprodukten zu finden sind. Das dort abgebildete Dihydroxyaceton erzeugt Hautbräune ohne das Einwirken von Sonnenlicht, indem es mit der Haut reagiert und dabei braune Pigmente erzeugt.

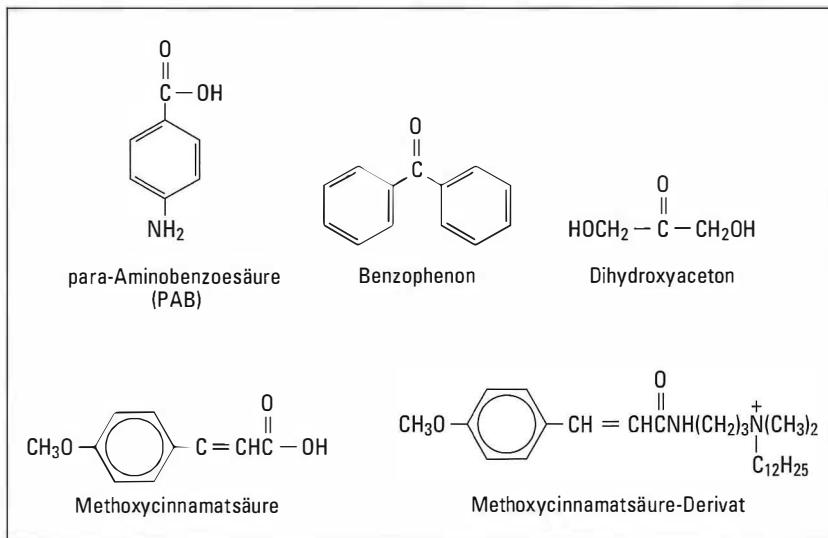


Abbildung 17.6: Bräunungs- und Sonnenschutzprodukte

Waschen, färben, legen: Die Chemie der Haarpflege

Unsere Haare bestehen aus einem Eiweiß mit dem Namen Keratin. Die Eiweißketten eines Haares sind durch so genannte *Disulfid-Bindungen* miteinander verbunden, eine Schwefel-Schwefel-Verbindung zwischen dem Cystin (einer Aminosäure-Komponente des Haares) einer Eiweißkette mit dem Cystin einer anderen Eiweißkette.

Abbildung 17.7 zeigt einen Teil eines Haares und die Disulfid-Bindungen, die zwei Eiweißketten miteinander verbinden. Diese Querverbindungen geben dem Haar seine Stärke. (Mehr über die Disulfid-Bindungen erfahren Sie im Abschnitt *Es dauert die Welle ...* weiter hinten in diesem Kapitel.)

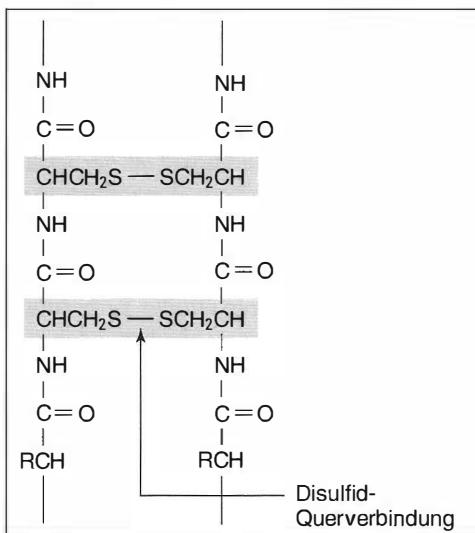


Abbildung 17.7: Disulfid-Bindungen bei Haaren

Shampoos: Detergenzien, die Sie sich in die Haare schmieren können

Unsere heutigen Shampoos sind einfache Tenside wie Natriumlaurylsulfat und Natriumdodecylsulfat. Darüber hinaus enthalten Shampoos jedoch noch andere Inhaltstoffe, die mit den Metall-Ionen in hartem Wasser reagieren, damit sich keine Ausfällungen bilden. (Man könnte auch sagen, sie verhindern den »Badewannenrand« in Ihren Haaren.)

Weitere Inhaltsstoffe sorgen für einen angenehmen Duft, wirken rückfettend (Spülungen, Conditioner) und regeln den pH-Wert des Haars. (Haut und Haare sind leicht alkalisch. Ein stark alkalisches oder basisches Shampoo schadet dem Haar, also wird der pH-Wert im Bereich zwischen 5 und 8 angesetzt. Ein höherer pH-Wert führt auch dazu, dass sich die Schuppen auf der Haaroberfläche auffächern und das Licht nicht mehr so gut reflektieren. Das Haar wirkt dann stumpf.) Manchen Shampoos wird noch ein Eiweiß beigegeben, das gespaltene Haarspitzen (Haarspliss) wieder zusammenkleben soll. Farb- und Konservierungsstoffe runden das Ganze ab.

Farbe ins Haar!

Haare haben zwei Pigmente: Melanin und Phaeomelanin. Melanin ist dunkelbraun und Phaeomelanin rötlich-braun. Die natürliche Farbe des Haares wird durch die Anteile dieser beiden Pigmente bestimmt. Rotschöpfe haben viel weniger Melanin, Brünette haben viel mehr Melanin. Blonde haben von beidem sehr wenig. (Nein, ich erzähle jetzt keinen Blondinenwitz!)

Man kann Haare bleichen, indem man mit Hilfe von Wasserstoffperoxid die gefärbten Pigmente bis zur Farblosigkeit oxidiert. Allerdings wird das Haar dadurch schwächer und spröde, weil das Haareiweiß in Verbindungen mit geringerem Molekulargewicht aufgebrochen wird. Manchmal werden auch (teurere) Perborat-Verbindungen oder chlorbasierte Bleichen zum Bleichen von Haaren verwendet.

Sie können Ihre Haarfarbe auch vorübergehend ändern, indem Sie einfach Farbstoffe nehmen, die Ihre Haare nur überziehen. Solche Verbindungen bestehen aus komplexen organischen Molekülen, die zu groß sind, um in das Haar einzudringen, und sich deshalb an der Oberfläche anlagern. Ein Zwischending sind Haarfärben, deren kleinere Moleküle in das Haar eindringen können. Sie enthalten häufig Chrom- oder Kobaltkomplexe. Die Farbstoffe halten ein paar Haarwäschen stand. Da die Farbmoleküle jedoch klein genug waren, in das Haar einzudringen, können sie das Haar natürlich auf demselben Weg auch wieder verlassen.

Dauerhafte Färbungen werden praktisch im Haar selbst vorgenommen. Dazu bringt man zunächst kleine Farbmoleküle in das Haar hinein und oxidiert diese dann (meist mit Wasserstoffperoxid) bis zu einer Größe, die ein Ausschwemmen unmöglich macht. In dem so behandelten Teil des Haares verbleibt die Farbe dauerhaft. Das nachwachsende Haar muss natürlich irgendwann in der Farbe angepasst werden. Ärgern Sie sich nicht. Sie tun damit viel für die Erhaltung von Arbeitsplätzen in der Haare schneidenden Zunft!

Bei einem anderen Haarfärbeverfahren vollzieht sich die Veränderung der Haarfarbe langsam über einen Zeitraum von einigen Wochen hinweg, so dass die Farbveränderung nicht so auffällt (zumindest, wenn man nur mit sehr oberflächlichen Leuten zu tun hat). Dazu gibt man eine Lösung mit Bleiacetat auf die Haare. Die Blei-Ionen reagieren mit den Schwefel-Atomen in den Haareiweißen und bilden Bleisulfid (PbS), das schwarz und unlöslich ist. Anstatt die Farbe durch das Einwirken von Sonnenlicht zu verlieren, wie das bei anderen Farbstoffen der Fall ist, wird das mit PbS behandelte Haar tatsächlich dunkler.

Zum Haare ausraufen: Enthaarungscremes

Enthaarungscremes entfernen Haare mit Hilfe einer chemischen Reaktion. Der darin enthaltene Wirkstoff, in der Regel Natriumsulfid, Calciumsulfid oder Calciumthioglycolat bricht die Disulfid-Bindungen im Haar auf und löst dieses auf. Meist enthalten die Zusammensetzungen eine Grundlage wie Calciumhydroxid, das den pH-Wert anhebt und die Wirkung des Enthaarungswirkstoffs verstärkt. Ein Detergens und ein Hautpflegezusatz wie Mineralöl runden die Enthaarungscreme ab.

Es dauert die Welle ...

Es sind die Disulfid-Bindungen, die für die Form Ihres Haares verantwortlich sind, seien sie nun gelockt oder kerzengerade. Wenn Sie diese natürliche Form ändern wollen, müssen Sie die Disulfid-Bindungen aufbrechen und neu ausrichten. Nehmen wir an, Sie möchten aus Ihrem geraden, langen Haar eine gelockte Mähne machen und gehen zum Friseur Ihres Vertrauens, um sich eine Dauerwelle machen zu lassen. Ihr Friseur behandelt Ihre Haare zunächst mit einem Reduktionsmittel, das die Disulfid-Bindungen aufbricht. Dazu wird meist Thioglykolsäure ($\text{HS}-\text{CH}_2-\text{COOH}$) verwendet. Anschließend werden die Eiweißketten Ihrer Haare mittels Lockenwicklern neu ausgerichtet. Abschließend kommt ein Oxidationsmittel wie Wasserstoffperoxid zum Einsatz, das die Disulfid-Bindungen in der neuen Ausrichtung wieder herstellt. Die jeweils verwendeten Lösungen werden mit wasserlöslichen Polymeren verdickt, eine Zugabe von Ammoniak regelt den pH-Wert auf einen basischen Wert und ein Schuss Pflegemittel kann auch nicht schaden. Abbildung 17.8 veranschaulicht den ganzen Vorgang.

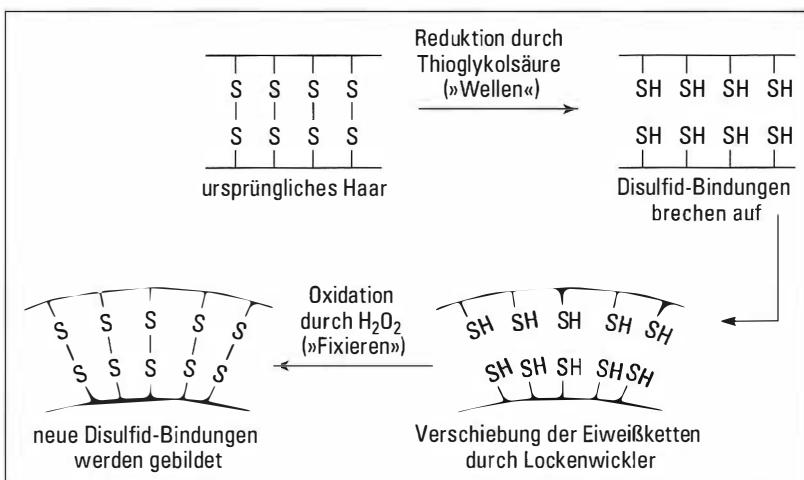


Abbildung 17.8: Wir machen eine Dauerwelle.

Will man gelockte Haare glatt ziehen, geschieht das auf dieselbe Weise, nur dass die Haare nicht auf Wickler gerollt, sondern gerade gezogen werden. Natürlich muss man die ganze Prozedur wiederholen, wenn die Haare eine Zeit lang gewachsen sind.

Meiner Meinung nach heißt die Dauerwelle ja Dauerwelle, weil es zur lebenslangen Aufgabe wird, seine Haare auf diese Weise in Form zu halten.

Medizinschränkchen-Chemie

Ein kurzer Blick in Ihr Medizinschränkchen zeigt mir, dass Sie eine nicht unbeträchtliche Menge Medikamente dort aufbewahren. Nun könnte ich mich hier seitenweise über die Chemie der Wirkungen und Wechselwirkungen der dort vereinten Wirk- und Hilfsstoffe auslassen. Ich

halte es jedoch für besser (mein Verleger nickt eifrig), hier nur das eine oder andere Wort über ein paar Medikamente zu verlieren.

Die Geschichte des Aspirins

Schon im 5. Jahrhundert vor Christus wusste man, dass man durch das Kauen von Weidenrinde Schmerzen lindern kann. Aber erst im Jahre 1860 konnte man die chemische Verbindung nachweisen, die für diese analgetische Wirkung verantwortlich ist: die Salicylsäure. Sie schmeckte sehr sauer und brachte den Magen in Aufruhr. Im Jahre 1875 erschufen die Chemiker das Natriumsalicylat. Es war auch nicht sehr magenfreundlich, schmeckte aber dafür weniger bitter als die Salicylsäure. Im Jahre 1899 schließlich brachte die Bayer AG unter dem Namen *Aspirin* die Acetylsalicylsäure auf den Markt, die durch die Reaktion von Salicylsäure mit Essigsäureanhydrid gewonnen wurde. Abbildung 17.9 zeichnet die Geschichte des Aspirins nach.

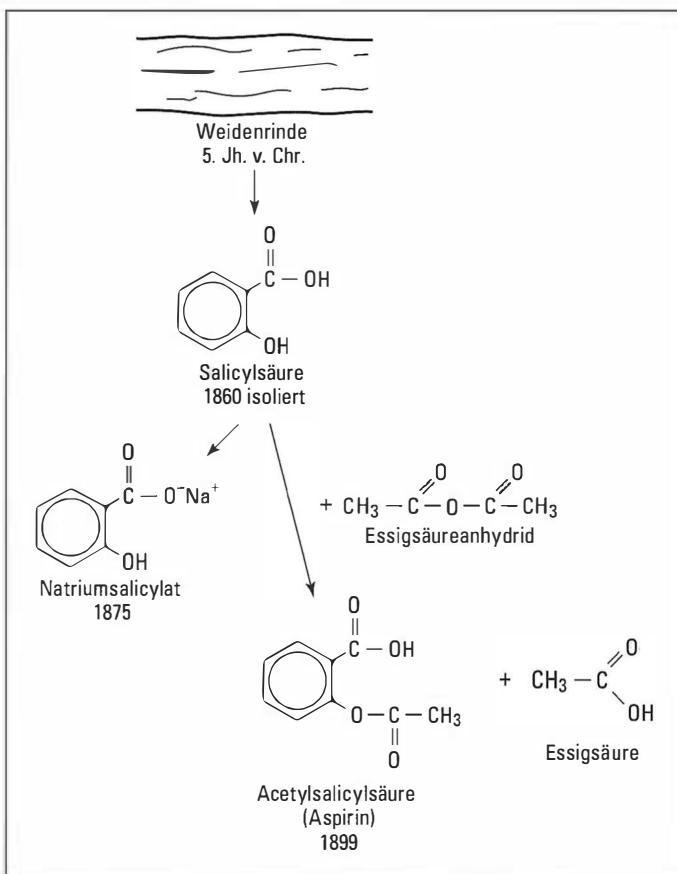


Abbildung 17.9: Die Geschichte des Aspirins

Aspirin ist das meistverwendete Medikament der Welt. In den USA werden jedes Jahr über 55 Milliarden Aspirintabletten verkauft.

Minoxidil und Viagra

Wissenschaftliche Fortschritte erfordern harte Arbeit, eine gute Ausbildung, Intuition, Vorahnungen und natürlich Glück. Dieses Glück nennt man gelegentlich auch unerwartete Entdeckungen. Oder man sagt, wie ich das gerne formuliere, »man findet etwas, was man gar nicht gesucht hat«. Kapitel 20 erzählt die Geschichten zehn zufälliger Entdeckungen. Aber da wir gerade das Medizinschränkchen auf haben, möchte ich schnell noch ein paar andere zufällige Entdeckungen erwähnen.

Von kahlen Stellen auf dem Kopf sind weltweit Millionen Männer und auch Frauen betroffen. Minoxidil, ein das Haarwachstum fördernder Wirkstoff, der in Deutschland für Männer seit 2001, für Frauen seit März 2004 zugelassen ist, wurde per Zufall entdeckt. Im Verlauf der Anwendung als oral verabreichtes Medikament gegen Bluthochdruck berichteten Patienten von außerordentlichem Haarwachstum. Also wandte man es fortan lieber lokal und äußerlich an als oral.

Die viel gepriesenen Eigenschaften von Viagra verdanken ihre Entdeckung einem ähnlichen Zufall. Auch Viagra wurde in der Bluthochdruck-Therapie eingesetzt, bis man immer wieder von (nicht nur) Aufsehen erregenden Nebenwirkungen hörte. Wie man hört, sollen an Versuchsreihen beteiligte männliche Testpersonen sich geweigert haben, ihre nicht verwendeten Viagra-Dosen zurückzugeben.

Die erwähnten zufälligen Entdeckungen haben millionenschwere Industrien hervorgebracht und zahllosen Männern und Frauen zu Glück verholfen.

Hust! Hust! Keuch! Keuch! Luftverschmutzung

18

In diesem Kapitel

- Die Teile der Atmosphäre kennen lernen, die bei der Luftverschmutzung eine Rolle spielen
 - Sich das Ozonloch und den Treibhauseffekt näher ansehen
 - Die Ursachen des photochemischen Smog und des sauren Regens untersuchen
-

Im Mittelpunkt dieses Kapitels steht die globale Problematik der Luftverschmutzung. (Ich persönlich halte ja die Parfümabteilungen großer Kaufhäuser in der Vorweihnachtszeit für die übelste Form der Luftverschmutzung, aber davon will ich hier nicht weiter reden.) Ich werde mich dem Problem aus der chemischen Perspektive nähern und erklären, inwiefern die Luftverschmutzung mit der durch einen hohen Energiebedarf und unsere persönlichen Mobilitätsbedürfnisse und -erfordernisse gekennzeichneten modernen Gesellschaft zusammenhängt.

Zivilisation und Atmosphäre (oder: Wo der ganze Schlamassel anfängt)

Ohne die unseren Planeten umgebende Luft – die *Atmosphäre* – ist Leben auf der Erde nicht möglich. Die Atmosphäre liefert Sauerstoff (O_2) zum Atmen und Kohlenstoffdioxid (CO_2) für die *Photosynthese*, den Prozess, mit dessen Hilfe Organismen (in der Hauptsache Pflanzen) Lichtenergie in chemische Energie umwandeln. Darüber hinaus regelt sie die Temperatur auf der Erde und spielt eine aktive Rolle in vielerlei Zyklen, die das Leben auf der Erde erhalten. Sie wird dabei von vielen auf der Erde ablaufenden chemischen Reaktionen beeinflusst.

Als es nur wenige Menschen auf der Erde gab, war deren Einfluss auf die Atmosphäre eine zu vernachlässigende Größe. Mit steigenden Bevölkerungszahlen schlug sich die Zivilisation jedoch zunehmend in der Atmosphäre nieder. Die seit dem Zeitalter der Industriellen Revolution aus dem Boden gestampften riesigen Industrieanlagen trugen das Ihre dazu bei. Die zunehmende Verbrennung fossiler Brennstoffe – organischer Substanzen wie Kohle und Öl, die in riesigen unterirdischen Vorkommen gefunden und für die Versorgung mit Energie ausgebeutet wurden – ließ den Ausstoß von Kohlenstoffdioxid (CO_2) und Partikeln (kleine Feststoffpartikel, die sich in der Luft verteilen) in die Atmosphäre beträchtlich anwachsen. Zudem begannen die Menschen mit fortschreitender Industrialisierung Produkte wie Haarsprays und Klimaanlagen zu entwickeln und zu verwenden, die unsere Luft mit weiteren chemischen Verbindungen verschmutzten.

Die zunehmende CO₂- und Partikelbelastung hat zusammen mit der Zunahme anderer Schadstoffe zu Störungen in den Gleichgewichten der Atmosphäre geführt. Hohe Schadstoffkonzentrationen in der Atmosphäre verursachen zahlreiche Probleme. Ich denke da etwa an den *sauen Regen*, der organisches Leben und Gebäude angreift und zerstört, und den *photochemischen Smog*, diesen braunen, wabernden Dunst, der oft wie eine Glocke über großen Städten liegt.

Atmen oder nicht atmen: Unsere Atmosphäre

Die Erdatmosphäre besteht aus mehreren Schichten: der Troposphäre, der Stratosphäre, der Mesosphäre und der Thermosphäre. Ich möchte mich hier auf die der Erde am nächsten liegenden Schichten, die Troposphäre und die Stratosphäre, konzentrieren, weil diese zuallererst von den Einwirkungen des Menschen betroffen sind.

- ✓ Die *Troposphäre* ist der Erdoberfläche am nächsten und enthält die Gase, die wir atmen und für unser Überleben brauchen.
- ✓ Die *Stratosphäre* enthält die Ozonschicht, die uns vor der ultravioletten Strahlung der Sonne schützt.

Die Troposphäre: Hier bin ich Mensch, hier atme ich ein

Die Troposphäre besteht zu etwa 78,1% aus Stickstoff (N₂), zu 20,9% aus Sauerstoff (O₂), zu 0,9% aus Argon (Ar), zu 0,03% aus Kohlenstoffdioxid (CO₂) und aus kleineren Mengenanteilen verschiedener anderer Gase. Dazu kommen wechselnde Anteile an Wasserdampf. Diese Gase werden durch die Schwerkraft in Erdnähe gehalten. Wenn ein Ballonfahrer hoch in die Troposphäre aufsteigen würde, könnte er feststellen, dass die Dichte der atmosphärischen Gase dort oben aufgrund der abnehmenden Wirkung der Schwerkraft viel geringer ist (die Luft ist »dünner«). Daran sieht man deutlich, dass die dichte Gasschicht in Erdnähe von den Verschmutzungen umso mehr betroffen ist.

Die Troposphäre ist auch die Schicht der Atmosphäre, in der sich das Wetter abspielt. Darüber hinaus ergibt sich aus der Nähe zur Erde, dass die Troposphäre die Hauptlast der natürlichen und menschlichen Verschmutzung zu tragen hat.

Auch die Natur verschmutzt die Erde in einem gewissen Ausmaß – mit schädlichem Schwefelwasserstoff (H₂S), Aschepartikeln aus Vulkanen und der Abgabe organischer Verbindungen durch Pflanzen wie Kiefern. Diese Verschmutzung wirkt sich jedoch kaum auf die Troposphäre aus. Der Mensch hingegen kleckert nicht. Er klotzt und lädt Massen von Schadstoffen aus Autos, Kraftwerken und Industrieanlagen in der Troposphäre ab. Saurer Regen und photochemischer Smog gehören zu den Folgeerscheinungen menschlicher Schadstoffproduktion.

Die Stratosphäre: Schutzschild Ozonschicht

Über der Troposphäre liegt die Stratosphäre, in der sich Flugzeuge und Hochleistungsballons tummeln. In dieser Schicht ist die Atmosphäre aufgrund der abnehmenden Schwerkraft viel dünner. Bis hierher dringen nur wenige der schwereren Schadstoffe vor, weil sie von der Schwerkraft nahe an der Erdoberfläche gehalten werden. In der Stratosphäre befindet sich die Ozonschicht. Dieser Schutzschild absorbiert große Mengen der schädlichen ultravioletten (UV) Strahlung der Sonne und hält sie uns weitgehend vom Leib.

Auch wenn die schweren Schadstoffe nicht bis in die Stratosphäre vordringen, bedeutet das nicht, dass diese Schicht gegen das Treiben der Menschen immun wäre. Leichte, industriell hergestellte Gase schaffen es bis ganz nach oben, greifen dort die Ozonschicht an und zerstören sie. Diese Zerstörung kann für jeden einzelnen von uns weitreichende Folgen haben, denn die UV-Strahlung ist die Hauptursache für Hautkrebs.

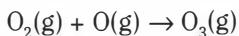


Chemische Substanzen sind nicht *an sich* gut oder schlecht. Es kommt immer darauf an, wo sich ihre Wirkung entfaltet und wie hoch die Konzentration der Substanz ist. So kann auch Wasser schaden, wenn man zu viel davon trinkt oder der Keller voll läuft. Dasselbe gilt für das Ozon in der Stratosphäre. Auf der einen Seite schützt es uns vor der schädlichen UV-Strahlung. Auf der anderen Seite aber kann es auch reizen und Produkte aus Gummi zerstören. (Mehr dazu im Abschnitt *Braune Luft? (Photochemischer Smog)* weiter hinten in diesem Kapitel.)

Hände weg von meinem Ozon: Haarspray, FCKWs und das Ozonloch

Die Ozonschicht absorbiert etwa 99% der ultravioletten Sonnenstrahlung, die die Erde erreicht. Sie schützt uns damit vor einer Überdosis ultravioletter Strahlung, die sonst zu Sonnenbränden, Hautkrebs, grauem Star und vorzeitiger Hautalterung führen würde. Ohne die Ozonschicht wäre es uns kaum möglich, unsere Freizeit in der freien Natur ohne einen Ganzkörperschutz zu genießen.

Wie wird Ozon (O_3) gebildet? Nun, in der Mesosphäre – dem Teil der Erdatmosphäre, der zwischen der Stratosphäre und der Thermosphäre liegt – wird Sauerstoff durch ultraviolette Strahlung in hochreaktive Sauerstoffatome gespalten. Diese Sauerstoffatome verbinden sich dann mit Sauerstoffmolekülen in der Stratosphäre zu Ozon.



Unsere menschlichen Gesellschaften blasen viele gasförmige Chemikalien in die Atmosphäre. Viele dieser Chemikalien zerfallen, indem sie miteinander reagieren, oder sie reagieren mit dem Wasserdampf in der Atmosphäre und bilden dabei Verbindungen wie Säuren, die dann mit Regen wieder auf die Erde fallen (siehe den Abschnitt »Ich zerrfluiiiiiiiieße!« – *Saurer Regen* weiter hinten in diesem Kapitel).

Aber diese Reaktionen vollziehen sich ziemlich schnell, und wir können auf verschiedene Arten mit ihnen fertig werden, indem wir zum Beispiel die Reaktionskette bis zur Entstehung der Schadstoffe unterbrechen und durch Filter verhindern, dass die betreffenden Chemikalien erst in die Luft gelangen.

Einige Klassen gasförmiger chemischer Verbindungen sind allerdings eher *träge* (nicht reaktionsfreudig) und bleiben uns daher länger erhalten. Wie das so ist, wirken sie sich natürlich negativ auf die Atmosphäre aus. Eine dieser Klassen sind die Fluorchlorkohlenwasserstoffe, gasförmige Verbindungen aus Chlor, Fluor, Wasserstoff und Kohlenstoff. Man nennt diese Verbindungen auch kurz *FCKWs*.

Weil die FCKWs so träge sind, hat man sie lange Zeit großzügig als Kühlmittel in Kühlschränken und Auto-Klimaanlagen (Freon-12), als Schaumbildner für Kunststoffe wie Styropor oder als Treibmittel in den Sprühdosen für Deos und Haarsprays verwendet. So kam es, dass FCKWs in großen Mengen in die Atmosphäre gelangten. Über die Jahre haben sich die FCKWs in der Stratosphäre verteilt und richten dort jetzt Schäden an.

Wie schädigen FCKWs die Ozonschicht?

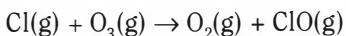
Obwohl die FCKWs in Erdnähe kaum zu Reaktion neigen – sie sind ziemlich träge –, sind sich die meisten Wissenschaftler einig, dass sie mit dem Ozon in der Atmosphäre reagieren und dann die Ozonschicht in der Stratosphäre beschädigen.

Diese Reaktion läuft folgendermaßen ab:

1. Ein typischer Fluorchlorkohlenwasserstoff, CF_2Cl_2 , reagiert mit der ultravioletten Strahlung. Es bildet sich ein hochreaktives Chlor-Atom.

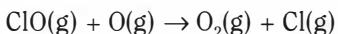


2. Das reaktionsfreudige Chlor-Atom reagiert mit dem Ozon in der Stratosphäre und es entstehen Sauerstoff und Chloroxid.



Dies ist die Reaktion, die die Ozonschicht zerstört. Würde das Ganze hier aufhören, wären unsere Probleme heute eher klein.

3. Das Chloroxid (ClO) kann nun mit einem anderen Sauerstoff-Atom in der Stratosphäre reagieren und dabei ein Sauerstoffmolekül und ein Chlor-Atom bilden. Dieses steht nun erneut für den Ozon schädigenden Prozess zur Verfügung.



Ein einziges FCKW-Molekül kann also einen Prozess einleiten, der viele Ozonmoleküle zerstört.

Werden FCKWs immer noch produziert?

Das Ozonloch wurde in den 70er Jahren entdeckt. Als die Zusammenhänge erkannt waren, verlangten viele Regierungen in den Industrienationen eine drastische Verringerung der Einbringung von FCKWs und Halonen in die Atmosphäre. (*Halone* enthalten neben Fluor und Chlor auch Brom und wurden oft als Feuerlöschmittel verwendet, besonders in Feuerlöschern in der Umgebung von Computeranlagen.)

FCKWs wurden in vielen Ländern als Treibmittel aus den Spraydosen verbannt, und die für die Herstellung von Kunststoffen und Schaumstoffen verwendeten FCKWs fing man im Produktionsprozess wieder auf, anstatt sie in die Atmosphäre entweichen zu lassen. Neue Gesetze stellten sicher, dass die als Kühlmittel verwendeten FCKWs und Halone, die beim Neubefüllen und bei Reparaturen von Produkten anfielen, ebenfalls aufgefangen wurden. Im Jahre 1991 produzierte die Firma DuPont Kühlmittel, die für die Ozonschicht unschädlich waren. In Deutschland wurden Produktion und Gebrauch mit der FCKW-Halon-Verbotsverordnung im Jahr 1991 festgelegt. 1992 stellte Deutschland die Produktion von Halonen und 1995 die Produktion von FCKW nahezu vollständig ein. 1996 folgten dem auch die USA, zusammen mit 140 anderen Ländern.

Unglücklicherweise sind diese Verbindungen sehr stabil. Sie werden noch viele Jahre in unserer Atmosphäre verbleiben. Sollte der Schaden, den wir an der Ozonschicht angerichtet haben, nicht zu groß sein, kann sie sich vielleicht erholen (ähnlich wie bei einem Sonnenbrand eine neue Hautschicht die verbrannte ersetzt). Aber es wird viele Jahre dauern, bis die Ozonschicht ihre frühere Form wieder erreicht haben wird.

Ist Ihnen auch so heiß? (Der Treibhauseffekt)

Die meisten Leute verbinden mit dem Phänomen Luftverschmutzung solche Chemikalien wie Kohlenstoffmonoxid, Fluorchlorkohlenwasserstoffe oder Kohlenwasserstoffe. Aber auch das Kohlenstoffdioxid, das wir und alle Tiere ausatmen und das die Pflanzen für die Photosynthese brauchen, muss in der enormen Menge, in der es schon seit einiger Zeit in die Atmosphäre abgegeben wird, als Schadstoff angesehen werden. 23% der weltweiten Kohlenstoffdioxid-Emission werden von den USA verursacht, gefolgt von China (12%), der GUS (9%), Japan (5%) und Deutschland (4%).

In den späten 70er und frühen 80er Jahren stellten Wissenschaftler eine Erhöhung der Durchschnittstemperatur auf der Erde fest. Sie ermittelten die vermehrten Emissionen von Kohlenstoffdioxid (CO_2) und einigen anderen Gasen, darunter FCKWs, Methan (CH_4 , ein Kohlenwasserstoff) und Wasserdampf (H_2O) als für die leichte Erhöhung der Temperatur verantwortliche Umweltfaktoren und gaben dem Prozess als Ganzem den Namen *Treibhauseffekt* (weil die Gase im Prinzip denselben Effekt haben wie die Glaskonstruktion eines Treibhauses – die Gase selbst nennt man auch *Treibhausgase*).

Und so entsteht dieser Treibhauseffekt: Die Sonnenstrahlen durchdringen die Erdatmosphäre, treffen auf die Erde auf und erwärmen Land- und Wasserflächen. Ein Teil der solaren Energie wird als Wärme in die Atmosphäre reflektiert (infrarote Strahlung) und dort von bestimmten

Gasen (CO_2 , CH_4 , H_2O und FCKW) absorbiert. Diese Gase erwärmen wiederum die Atmosphäre. Mit Hilfe dieses Prozesses wird die Temperatur auf der Erde und in der Atmosphäre relativ konstant in einem gemäßigten Bereich gehalten. Dramatische, von einem Tag auf den anderen erfolgende Temperaturveränderungen bleiben uns deshalb erspart. Generell ist der Treibhauseffekt also eine durchaus gute Sache.

Wenn allerdings die Menge an Kohlenstoffdioxid und anderen Treibhausgasen in der Atmosphäre sehr stark zunimmt, wird dort zu viel Wärme festgehalten. Die Atmosphäre erwärmt sich, und in der Folge werden viele der empfindlichen Gleichgewichte auf der Erde aus dem Lot gebracht. Dieser Prozess, den man gemeinhin *globale Erwärmung* nennt, vollzieht sich zurzeit in der Erdatmosphäre.

Wir sind im Bereich der Energieerzeugung auf fossile Brennstoffe (Kohle, Erdgas, Erdöl) angewiesen. Wir verfeuern weltweit Kohle und Erdgas in Kraftwerken und verbrennen weltweit Benzin in den Motoren unserer Autos und Nutzfahrzeuge. Darüber hinaus sind viele Industriezweige weltweit in ihren Produktionsabläufen auf große Hitze angewiesen, die wiederum durch Verbrennung von Brennstoffen entsteht. So ist es kein Wunder, dass die Kohlenstoffdioxid-Emission von 318 Millionen ppm (parts per million) im Jahre 1960 auf 362 Millionen ppm im Jahre 1998 angestiegen ist. (Einzelheiten über die Konzentrationseinheit ppm finden Sie in Kapitel 11.) Der Überschuss an Kohlenstoffdioxid in der Atmosphäre hat zu einem Anstieg der Durchschnittstemperatur der Atmosphäre um ein halbes Grad Celsius geführt.

Ein halbes Grad Celsius hört sich vielleicht nicht nach viel an, aber dieser Trend zur globalen Erwärmung kann sich dramatisch auf die ökologischen Systeme der Erde auswirken:

- ✓ Die steigenden Temperaturen der Atmosphäre können dazu führen, dass ein Teil der polaren Eismassen abschmilzt und der Meeresspiegel weltweit ansteigt. Dadurch würde ein großer Teil der Küsten verloren gehen (Houston in Texas würde zu einer Küstenstadt) und viel mehr Menschen als bisher wären der Gefahr von *Sturmfluten* ausgesetzt.
- ✓ Die steigenden Temperaturen können sich auf die Wachstumskurven der Pflanzen auswirken.
- ✓ Die tropischen Regionen breiten sich möglicherweise aus, was auch zu einer Ausbreitung von Tropenkrankheiten führen kann.

Braune Luft? (Photochemischer Smog)

Smog ist eine Wortschöpfung, mit der man versucht hat, die Kombination von Rauch (smoke) und Nebel (fog) treffend zu benennen. Es gibt zwei Arten von Smog:

- ✓ London-Smog
- ✓ Photochemischer Smog

London-Smog

London-Smog ist ein atmosphärisches Gasgemisch aus Nebel, Ruß, Asche, Schwefelsäure (H_2SO_4 , Batteriesäure) und Schwefeldioxid (SO_2). Der Name geht auf die spezielle Art der Luftverschmutzung zurück, unter der London im frühen 20. Jahrhundert zu leiden hatte. Sie rührte von den Fabriken und den Kohleöfen der bevölkerungsreichen Stadt her, mit denen die Bürger ihre Häuser beheizten. Am schlimmsten war der Smog in den austauscharmen Wetterlagen im Winter. Im Jahre 1952 starben mehr als 8000 Menschen an dem gefährlichen Gemisch aus Gasen und Ruß, das aus den Öfen und Fabriksschlotten waberte.

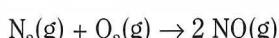
Elektrostatische Filter und Entschwefelungsanlagen (siehe die Abschnitte *Aufladen und raus damit: Elektrostatische Filter* und *Spülwasser: Nasse Entschwefelung* weiter hinten in diesem Kapitel) konnten, zusammen mit anderen Filtern, die Emissionen von Ruß, Asche und Schwefeldioxid reduzieren und damit die Häufigkeit des London-Smogs eindämmen.

Photochemischer Smog

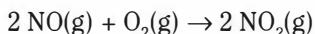
Dagegen plagt der *photochemische Smog*, den man auch unter dem Namen *Sommersmog* kennt, die Ballungsgebiete der westlichen Welt recht häufig. Er entsteht, wenn die Sonne auf unverbrannte Kohlenwasserstoffe und Stickoxide (gewöhnlich mit NO_x abgekürzt, was für ein Gemisch aus NO und NO_2 steht) einwirkt und dabei bestimmte chemische Reaktionen auslöst. Diese beiden Verbindungen werden zum Beispiel aus laufenden Verbrennungsmotoren ausgestoßen.

Photochemischer Smog ist als braune Dunstglocke zu erkennen, die sich über große Städte legt und sie praktisch im Nebel verschwinden lässt. Städte wie Los Angeles, Salt Lake City, Denver, Phoenix und Athen sind besonders anfällig für den photochemischen Smog, weil dort zum einen Massen von Autos die schädlichen chemischen Verbindungen liefern und andererseits rundherum Bergketten die Städte geografisch einkesseln. Diese Berge schaffen bei westlichen Windströmungen ideale Bedingungen für die so genannten Inversionswetterlagen, so dass die Schadstoffe über der Stadt festgehalten werden. (*Inversionswetterlagen* sind dadurch gekennzeichnet, dass sich eine warme Luftsicht über eine kalte Luftsicht schiebt und diese samt der darin enthaltenen Schadstoffe nicht nach oben entweichen lässt. Die Schadstoffe bleiben also in Bodennähe und verursachen vielen Menschen gesundheitliche Probleme. Man kann das etwa mit einer Bettdecke vergleichen, die ebenfalls gewisse unangenehme Gase im Bett festhält.)

Die chemischen Abläufe beim photochemischen Smog sind noch nicht völlig klar (das Wortspiel ist beabsichtigt). Bekannt sind nur die Grundvoraussetzungen, die zur Entstehung des Smogs beitragen. Stickstoff aus der Atmosphäre wird in Verbrennungsmotoren zu Stickstoffmonooxid oxidiert, das wiederum den Motor über den Auspuff verlässt und in die Atmosphäre entweicht:



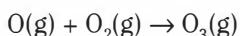
Das Stickstoffmonooxid wird beim Kontakt mit dem Sauerstoff der Atmosphäre zu Stickstoffdioxid oxidiert:



Stickstoffdioxid ist ein bräunliches Gas, das die Augen und die Lunge reizt. Es absorbiert Sonnenlicht und zerfällt in Stickstoffmonooxid und hochreaktive Sauerstoff-Atome:

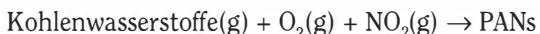


Die hochreaktiven Sauerstoff-Atome reagieren schnell mit zweiatomigen Sauerstoffmolekülen in der Luft und produzieren dabei Ozon (O_3):



Es handelt sich dabei um dasselbe Ozon, das in der Stratosphäre als Schutzschild gegen die ultraviolette Strahlung der Sonne dient. In Erdnähe führt es zu erheblichen Reizungen der Augen und der Atemwege. Ozon greift Gummi an und lässt ihn verhärten. Das verkürzt zum Beispiel die Lebensdauer von Autoreifen und Dichtungen. Auch manche Pflanzen, etwa Tomaten und Tabak, werden von Ozon angegriffen.

Unverbrannte Kohlenwasserstoffe, die den Auspuffanlagen entströmen, reagieren ebenfalls mit Sauerstoff-Atomen und Ozon und bilden dabei eine Vielzahl verschiedener organischer Aldehyde, die ebenfalls aggressiv wirken. Bei der Reaktion mit zweiatomigem Sauerstoff und Stickstoffdioxid bilden Kohlenwasserstoffe Peroxyacetyl nitrat (PAN), eine ebenfalls hochreaktive Verbindung:



Auch diese PANs reizen Augen und Atemwege und schädigen lebende Organismen.

Das braune Stickstoffdioxid, das Ozon und die PANs bilden zusammen den photochemischen Smog. Er mindert die Sicht und verursacht zahlreiche Atemprobleme. Unglücklicherweise lässt er sich bisher nur schwer eindämmen.

Die Fahrzeugemissionen werden streng überwacht, damit so wenig wie möglich unverbrannte Kohlenwasserstoffe in die Atmosphäre gelangen. Gesetze wurden verabschiedet, um den Kohlenwasserstoffsstoß von Fahrzeugen zu reduzieren. Katalysatoren wurden entwickelt, um aus gefährlichen Kohlenwasserstoffen ungefährlicheres Kohlenstoffdioxid und Wasser zu machen. (Nebenbei wurde dabei auch das Blei aus dem Benzin verbannt, weil es die Katalyse in den Katalysatoren unbrauchbar machte. Die Kampagne gegen das Blei im Benzin hat eine der Hauptquellen der Schwermetallbelastung unserer Umwelt beseitigt.)

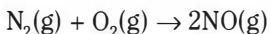
All diese Maßnahmen haben ihre Wirkung gezeigt, aber sie konnten den photochemischen Smog dennoch nicht aus der Welt schaffen. Solange der Mensch keinen adäquaten Ersatz für den Verbrennungsmotor findet oder sich mehr auf öffentliche Verkehrsmittel besinnt, werden wir auch in den kommenden Jahren mit dem photochemischen Smog leben müssen.

»Ich zerrfliiiiiiiiiiieße!« - Saurer Regen

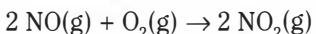
Die böse Hexe des Westens in »Der Zauberer von Oz« löst sich in Wasser auf. So geht es auch so manchem Gebäude infolge der Einwirkung des sauren Regens auf Kalkstein und Marmor.

Regenwasser ist von Natur aus sauer (der pH-Wert liegt unterhalb von 7), weil sich Kohlenstoffdioxid in der Feuchtigkeit der Atmosphäre löst und sich Kohlenstoffsäure bildet. (Mehr über Kohlenstoffsäure und die pH-Skala erfahren Sie in Kapitel 12.) Dieses Zusammenspiel führt dazu, dass der pH-Wert von Regenwasser bei etwa 5,6 liegt. Von saurem Regen spricht man erst bei einem weit niedrigeren (saureren) pH-Wert, der sich auch nicht mehr nur auf das gelöste Kohlenstoffdioxid zurückführen lässt. Vielmehr bildet sich saurer Regen, wenn sich bestimmte Schadstoffe in der Atmosphäre, hauptsächlich Stickstoff- und Schwefeloxide, im Wasserdampf der Atmosphäre lösen und den pH-Wert so weit drücken, dass man von saurem Regen sprechen muss.

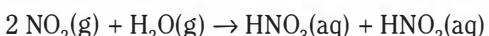
Stickstoffoxide (NO , NO_2 und so weiter) entstehen auf natürlichem Weg, wenn sich Blitze in der Atmosphäre entladen. Die Natur bindet so gewissermaßen auf natürlichem Weg Stickstoff und stellt ihn den Pflanzen in einer nutzbaren Form zur Verfügung. Ein erheblicher Teil der in der Atmosphäre vorhandenen Stickstoffoxide geht jedoch auf unser Konto. In den Verbrennungsmotoren unserer Autos reagieren die Kohlenwasserstoffe des Benzins mit dem Sauerstoff der Luft und produzieren Kohlenstoffdioxid (und Kohlenstoffmonoxid) und Wasser. Allerdings kann bei den hohen Temperaturen in den Motoren auch der in der Luft vorhandene Stickstoff mit dem Sauerstoff reagieren. Dabei kann Stickstoffmonoxid entstehen, das dann durch den Auspuff gepustet wird:



Beim Austritt in die Atmosphäre reagiert das NO mit Sauerstoff und bildet Stickstoffdioxid (NO_2):



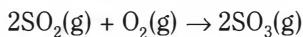
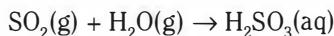
Dieses Stickstoffdioxid wiederum reagiert mit dem Wasserdampf in der Atmosphäre und bildet Salpetersäure und salpetrige Säure:



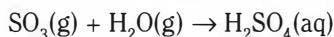
Diese schwach sauren Lösungen fallen dann als saurer Regen auf die Erde – der pH-Wert liegt dabei meist zwischen 4 und 4,5, es wurden aber auch schon Werte um 1,5 gemessen.

Ein großer Teil des sauren Regens im Osten der USA ist durch Stickstoffoxide bedingt, während im Mittelwesten und Westen Schwefeloxide, die in Kraftwerken und bei der Verbrennung von Kohle und Öl entstehen, für den niedrigen pH-Wert des Regens verantwortlich sind. Schwefelhaltige Verbindungen finden sich als Verunreinigungen in Kohle und Öl, manchmal bis zu einem Gewichtsanteil von 4%. Bei der Verbrennung wird daraus Schwefeldioxid-Gas (SO_2). Kraftwerke emittieren jährlich viele Millionen Tonnen Schwefeldioxid in die Atmosphäre.

Dieses Schwefeldioxid reagiert dort zum einen mit dem Wasserdampf und bildet schweflige Säure (H_2SO_3), zum anderen mit dem Sauerstoff und bildet Schwefeltrioxid (SO_3):



Dieses Schwefeltrioxid reagiert dann mit der Feuchte in der Atmosphäre und bildet Schwefelsäure (H_2SO_4), eine Säure, die man auch in Autobatterien findet:



Die schweflige Säure und die Schwefelsäure lösen sich im Regenwasser auf und machen den Regen so richtig schön sauer. Na, kann ich Sie vielleicht für ein Bad in Batteriesäure begeistern?

Die in der Atmosphäre entstehenden Säuren können Hunderte von Kilometern wandern, bevor sie als saurer Regen vom Himmel fallen und ihre schädlichen Auswirkungen entfalten. Sie reagieren mit dem Eisen in Bauwerken und Autos und verursachen Rost. Sie zerstören die feinen Details von Skulpturen und Zeugnissen alter Baukunst, indem sie mit Marmor und Kalkstein reagieren und lösliche Verbindungen bilden, die dann ausgewaschen werden. (Wenn Sie diesen Vorgang im Modell betrachten wollen, müssen Sie nur einen Tropfen Essig, eine Säure, auf ein Stück Marmor tropfen. Sie können zusehen, wie sich Bläschen bilden, während die Säure den Marmor auflöst. Aber nehmen Sie nichts Wertvolles dafür – vielleicht diesen hässlichen Käseschneider, den Tante Renate Ihnen letztes Jahr zu Weihnachten geschenkt hat.)

Es überrascht nicht, dass sich der saure Regen auch auf die Vegetation schädlich auswirkt. Er ist die Hauptursache für das Waldsterben, das viele Bäume und ganze Wälder vernichtet hat. Und selbst wenn die Bäume nicht gleich zugrunde gehen, hemmt der saure Regen in jedem Fall ihr Wachstum. Durch die Versauerung der Böden werden die Feinwurzeln der Bäume beschädigt. Die Versorgung des Baumes mit Wasser und Mineralstoffen wird beeinträchtigt. Zusätzlich werden vermehrt giftige Metall-Ionen von Schwermetallen und Aluminium im Boden freigesetzt, die die Aufnahme von Nährstoffen beeinträchtigen. Auch auf die im Boden lebenden Bakterien und Pilzgeflechte, die mit den Bäumen symbiotisch verbunden sind, wirkt sich der saure Regen schädlich aus.

Darüber hinaus hat saurer Regen auch die Ökosysteme vieler Seen verändert. Es wurde von Fischsterben berichtet, die in einigen Seen ganze Fischarten ausgerottet haben. Das Ökosystem anderer Seen wurde völlig zerstört. Nur lebloses Wasser blieb zurück.

Man hat Maßnahmen ergriffen, die den sauren Regen und seine Auswirkungen eindämmen sollen. Verbesserungen der Motoren effizienz und der Einsatz der Katalysatortechnik sind Beiträge zur Senkung der Stickstoffoxid-Emissionen in die Atmosphäre. Die Hauptbelastung kommt indes aus den Kraftwerken, die fossile Energieträger in Strom umsetzen. Hier hat man eine Reihe von technischen Möglichkeiten, den Schadstoffausstoß zu mindern, etwa elektrostatische Filter und Entschwefelungsanlagen, auf die ich im folgenden Abschnitt eingehen möchte. Auch wenn sich dadurch die Emissionen Säure bildender Verbindungen in die Atmosphäre verringern lassen, bleibt immer noch sehr viel zu tun, bis wir davon sprechen können, das Problem des sauren Regens im Griff zu haben.

Wie steht's denn mit der Luftqualität?

Sicher hat sich die Luftqualität in vielen Städten in den letzten 15 Jahren verbessert. Gesetzgeberische Maßnahmen, gefolgt von ihrer allmählichen Umsetzung nach dem jeweiligen Stand der Technik, haben zu einer Minderung der Emissionen von Stickstoffoxiden und unverbrannten Kohlenwasserstoffen geführt, so dass sich das Ausmaß des photochemischen Smog merklich reduziert hat.

Auch die Schwefeldioxid-Emissionen aus Kraftwerken konnten in den westlichen Industrieländern durch Rauchgasentschwefelungsanlagen gesenkt werden, so dass wir mit weniger saurem Regen zu kämpfen haben. Darüber hinaus ist zu hoffen, dass das Verbot von FCKW sich positiv auf die Ozonschicht auswirken wird. Man kann also sagen, dass sich unsere Luft in vielerlei Hinsicht verbessert hat und weiter verbessern wird. Dennoch gibt der Mensch global betrachtet immer noch gigantische Mengen Kohlenstoffdioxid in die Atmosphäre ab (ich denke da neben den USA zum Beispiel an China) und verbraucht riesige Mengen an pflanzlicher und tierischer Biomasse. Verbrauchte pflanzliche Biomasse kann aber kein Kohlenstoffdioxid mehr verbrauchen.

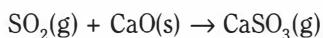
Die Auswirkungen der immensen Kohlenstoffdioxid-Emissionen werden täglich weltweit diskutiert. Alle sind sich über die negativen Folgen einig. Gestritten wird nur um das richtige Maß. Wenn die Menschheit im Bereich der Energieerzeugung und der Heiztechnik ihre Abhängigkeit von fossilen Brennstoffen überwinden kann und deren Kapazitäten stattdessen auf die Solar-, die Atom- oder vielleicht sogar die Fusionstechnik übertragen kann, dann wird es uns vielleicht möglich sein, die Kohlenstoffdioxid-Emissionen weiter zu senken. Mit dieser Strategie könnte man, sofern man gleichzeitig dem Abholzen riesiger Wälder Einhalt gebietet, das Problem der globalen Erwärmung in den Griff bekommen.

Aufladen und raus damit: Elektrostatische Filter

Haben Sie als Kind auch schon einmal an einem kalten Wintermorgen Ihre Haare gekämmt und dann mit dem Kamm kleine Papierschnipsel hochgehoben? Ein elektrostatischer Filter funktioniert ganz ähnlich.

Elektrostatische Filter laden die Schmutzpartikel zunächst negativ auf. Die Seiten des Filters sind positiv geladen, so dass die negativ geladenen Partikel von den positiv geladenen Seitenwänden angezogen werden. Dort bleiben sie hängen und sammeln sich, bis sie entfernt werden (das ist so ähnlich, wie wenn man die Wollmäuse unter dem Bett wegkehrt).

Bei einem bestimmten elektrostatischen Filtersystem lässt man das bei der Verbrennung fossiler Brennstoffe anfallende SO_2 mit Kalk (CaO) reagieren, so dass sich der Feststoff Calciumsulfit bildet:



Das schließlich abgespaltene Calciumsulfit wird elektrostatisch abgeschieden und gesammelt und kann anschließend ordnungsgemäß deponiert werden.

Spülwasser: Nasse Entschwefelung

Bei der nassen Rauchgasentschwefelung, wie sie in Deutschland bei 80 Prozent der Verbrennungskraftwerke zum Tragen kommt, werden die Rauchgase mit dem in wässriger Lösung enthaltenen Absorptionsmittel abgekühlt und mit Wasserdampf gesättigt. Als Absorptionsstoffe kommen verschiedene Stoffe wie Ammoniak oder Natriumsulfit zur Anwendung. Am weitesten verbreitet ist allerdings der Einsatz von Kalk beziehungsweise Kalksteinsuspension. Beim Kalkstein-Waschverfahren wird das ungereinigte Rauchgas in einem Waschturm mit einem Gemisch aus Wasser und Kalkstein (Waschsuspension) besprüht, wobei das Schwefeldioxid durch chemische Reaktionen weitgehend absorbiert wird. Dabei löst sich das gasförmige Schwefeldioxid zunächst in der Waschflüssigkeit. Durch die Reaktion von Schwefeldioxid und Kalkstein entstehen Kalziumsulfit und Kohlenstoffdioxid. Im unteren Teil des Waschturms sammelt sich die mit Kalziumsulfit beladene Waschsuspension. Durch Einblasen von Luft wird die Flüssigkeit mit Sauerstoff angereichert. Es entsteht eine Gipssuspension. Nach dem Entzug des Wassers fällt Gips mit bis zu 10% Restfeuchte in rieselfähiger Form an und steht als wertvolles Produkt zur Abgabe an die Baustoffindustrie zur Verfügung. Nachdem nun dem Rauch 95 Prozent des Schwefeldioxids entzogen wurden, werden die gereinigten, abgekühlten Rauchgase wieder angeheizt und verlassen den Turm über Tropfenabscheider mit einer Mindesttemperatur von 75°C.

Braunes, stinkendes Wasser? Wasserverschmutzung

19

In diesem Kapitel

- Wo kommt unser Wasser her?
 - Herausfinden, inwiefern die Struktur des Wassers gewissermaßen zur Verschmutzung einlädt
 - Sich verschiedene Wasserschadstoffe näher ansehen
 - Etwas über die Wasseraufbereitung lernen
-

Wasser ist für uns überlebenswichtig. Schließlich bestehen wir selbst zu etwa 70 Prozent aus Wasser. Den größten Teil des Wassers auf der Erde macht allerdings das Meerwasser aus. Nur zwei Prozent davon entfallen auf das Süßwasser, wovon auch noch drei Viertel in Form von Eis und Gletschermassen gebunden sind. Um das restliche Viertel des Wassers, das wir trinken können (das Trinkwasser), macht sich deshalb alle Welt große Sorgen.

Ich bin mir sicher, dass Sie schon wissen, wie viel Wasser Sie für Ihre Ernährung, für Ihre Hygiene und für die Bewässerung Ihres Gartens verbrauchen. Aber wenn Sie nicht gerade in einer landwirtschaftlich orientierten Gegend leben, werden Sie wahrscheinlich keinen blassen Schimmer haben, wie viel Wasser für die Bewässerung von Feldern und für die Tiere verwendet wird, von denen wir leben.

Darüber hinaus brauchen wir Wasser für den Abtransport unserer häuslichen Abwässer und für die Stromerzeugung. Es wird für chemische Reaktionen und für Kühltürme benötigt. Und dann sind da noch ein paar Freizeitvergnügen – Bootfahren, Schwimmen und Angeln. All das hängt davon ab, dass immer genug gutes, saubereres Wasser da ist.

Aber woher kommt unser Wasser? Wie kommt der Dreck hinein und wie kommt er wieder heraus? Das sind einige der Fragen, denen ich in diesem Kapitel nachgehen möchte. Setzen Sie sich also in den Sessel, schenken Sie sich ein Glas Wasser ein und tauchen Sie ein in die Materie.

Wo kommt unser Wasser her und wo fließt es hin?

Die Menge des auf der Erde vorkommenden Wassers ist relativ konstant. Veränderlich sind nur der jeweilige Ort und der Reinheitsgrad. Wasser ist in unserer gesamten Umwelt immer in Bewegung und bildet dabei den so genannten Wasserkreislauf, den Abbildung 19.1 veranschaulicht.

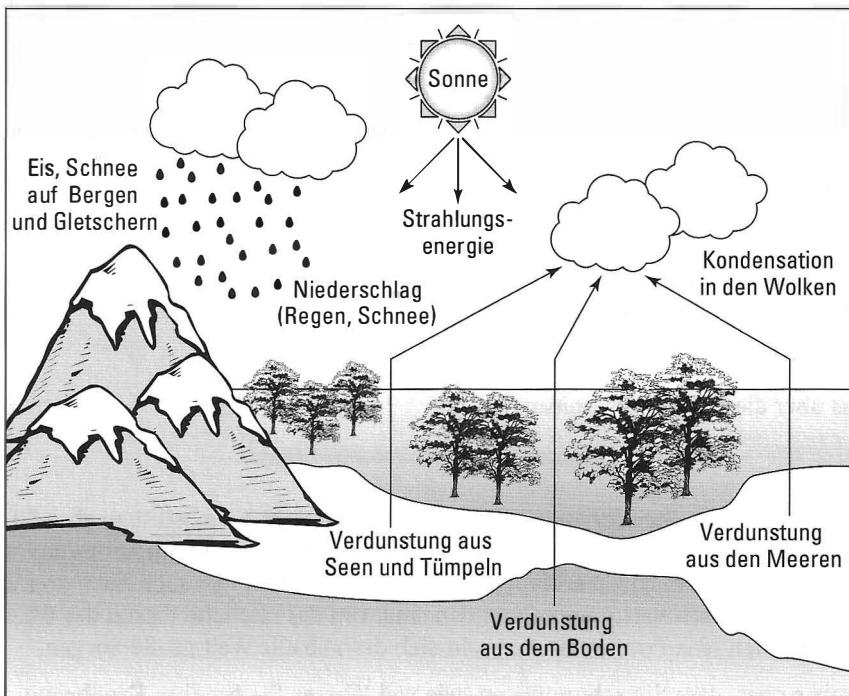


Abbildung 19.1: Der Wasserkreislauf

Verdunsten, kondensieren, wiederholen

Wasser *verdunstet* (es geht beim Erhitzen vom flüssigen in den gasförmigen Zustand über) aus Seen, Flüssen, Ozeanen, Bäumen und sogar Menschen. Zurück bleiben dabei alle Verunreinigungen, die sich eventuell im Wasser angesammelt hatten. (Daher röhrt auch das Salz, das sich in Schweißbändern und Sonnenkappen ansammelt.) Die Verdunstung ist eines der natürlichen Verfahren zur Reinigung des Wassers.

Der Wasserdampf kann dann viele Kilometer weit transportiert werden oder auch mehr oder weniger dort hängen bleiben, wo er aufgestiegen ist, je nach den gerade herrschenden Windverhältnissen. Früher oder später kondensiert (er geht beim Abkühlen vom gasförmigen wieder in den flüssigen Zustand über) der Wasserdampf dann wieder und fällt als Regen, Schnee oder Graupel wieder auf die Erde.

Wohin das Wasser fließt

Das auf die Erde fallende Wasser landet möglicherweise in einem Fluss oder einem See. Fällt der Niederschlag auf das Land, kann er entweder als *Oberflächenwasser* in einen Fluss oder einen See einfließen oder im Boden versickern und sich als *Grundwasser* sammeln. Die poröse

Schicht aus Erde und Gestein, die das Grundwasser festhält, nennt man *Grundwasserleiter*. Dieser Schicht entnehmen wir durch Brunnen einen Teil unseres Trinkwassers.

Der Mensch kann in den Wasserkreislauf eingreifen. Die Einschränkung der Oberflächenvegetation kann dazu führen, dass weniger Wasser in die Erde einsickert. Künstlich angelegte Stauseen und Wasserreservoirs vergrößern die Verdunstungsflächen des Wassers. Übermäßiges Abpumpen des Grundwassers kann die Grundwasserleiter entleeren und zur Wasserknappheit führen. Und schließlich verunreinigen unsere Gesellschaften das Wasser auf vielfältige Weise (dazu mehr im weiteren Verlauf des Kapitels).

Wasser: Eine höchst ungewöhnliche Substanz

Wasser ist ein polares Molekül. Polare Moleküle werden ausführlich in Kapitel 7 behandelt, weshalb ich hier nur eine Schnelleinführung speziell für Wasser gebe: Der Sauerstoff des Wassers (H_2O) hat eine höhere *Elektronegativität* (Fähigkeit eines Atoms, Bindungselektronen anzuziehen) als die Wasserstoff-Atome, so dass das Sauerstoff-Atom die Bindungselektronen stärker anzieht. Das Sauerstoffende des Wassermoleküls erhält dadurch eine negative Teilladung, während die Wasserstoff-Atome eine positive Teilladung aufweisen. Wird nun ein Wasserstoff-Atom (mit einer positiven Teilladung) eines Wassermoleküls von einem Sauerstoff-Atom (mit einer negativen Teilladung) eines anderen Wassermoleküls angezogen, kommt es zu einer starken intermolekularen Wechselwirkung, die man auch als *Wasserstoffbrückenbindung* bezeichnet. Abbildung 19.2 zeigt diese Wasserstoffbrückenbindung.

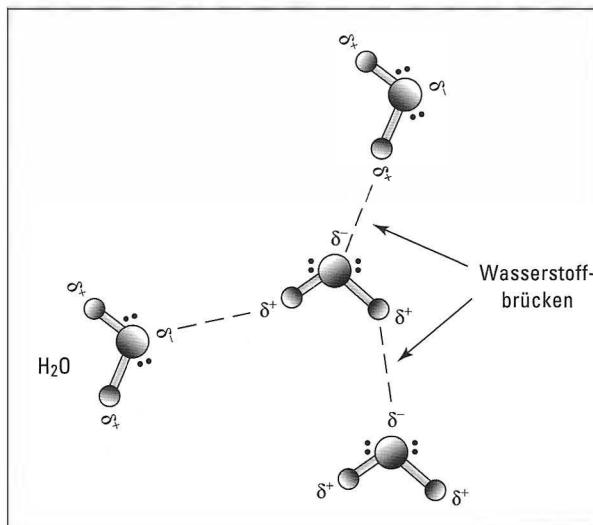


Abbildung 19.2: Wasserstoffbrückenbindungen im Wasser

Bedingt durch die Wasserstoffbrückenbindungen hat Wasser einige ungewöhnliche Eigenschaften:

- ✓ **Wasser hat eine hohe Oberflächenspannung.** Die Wassermoleküle an der Wasseroberfläche werden ausschließlich nach unten zur Masse der Flüssigkeit hin angezogen. Auf die Moleküle der Wassermasse dagegen wirken Anziehungskräfte aus allen Richtungen ein. Käfer und kleine Eidechsen können auf der Wasseroberfläche laufen, weil sie nicht genug Kraft ausüben, um die Oberflächenspannung zu durchbrechen. Darüber hinaus bewirkt die hohe Oberflächenspannung, dass weit weniger Wasser verdunstet, als man gemeinhin denkt.
- ✓ **Wasser ist bei den Temperaturen, die auf der Erde gewöhnlich herrschen, flüssig.** Der Siedepunkt einer Flüssigkeit hängt normalerweise von ihrem Molekulargewicht ab. Substanzen mit einem Molekulargewicht, das nahe bei dem von Wasser liegt (18 g/mol), sieden schon bei weit geringeren Temperaturen und gehen bei Raumtemperatur in den gasförmigen Zustand über.
- ✓ **Eis, also Wasser in seinem festen Zustand, schwimmt auf Wasser.** Eigentlich würde man denken, dass ein Feststoff eine höhere Dichte aufweist als derselbe Stoff in flüssiger Form, weil die Partikel in einem Feststoff dichter gepackt sind. Wenn Wasser gefriert, entsteht allerdings ein Kristallgitter mit großen Löchern, die durch die Wasserstoffbrücken entstehen. Dadurch ist die Dichte von Eis geringer als die von Wasser (siehe Abbildung 19.3).

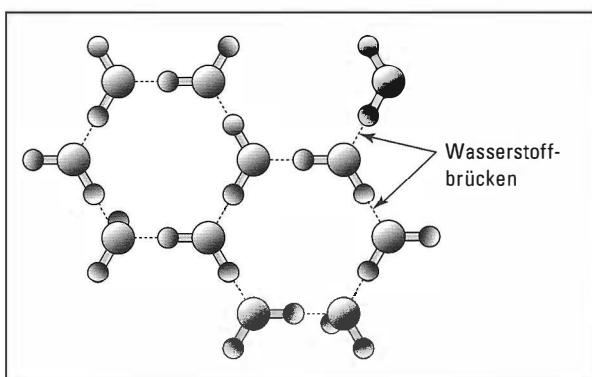


Abbildung 19.3: Die Struktur von Eis

Dass Eis auf Wasser schwimmt, ist übrigens eine der Ursachen für die Existenz des Lebens in all seiner Vielfalt auf der Erde. Wäre Eis dichter als Wasser, würden die Oberflächen der Seen im Winter gefrieren und auf den Grund absinken. Dieser Prozess würde sich fortsetzen, bis schließlich der ganze See ein einziger Eisblock wäre. Jegliches Leben in den Seen würde dabei zerstört. Gott sei Dank jedoch schwimmt Eis und bildet im Winter eine isolierende Schicht an der Gewässeroberfläche, so dass das Leben unter Wasser weiter existieren kann.

- ✓ **Wasser hat eine relativ hohe Wärmekapazität.** Die Wärmekapazität einer Substanz besagt, wie viel Wärme diese Substanz absorbieren oder abgeben kann, um ihre Temperatur um 1° Celsius zu verändern. Wasser hat eine etwa 10-mal höhere Wärmekapazität als Eisen und eine 5-mal höhere Wärmekapazität als Aluminium. Das bedeutet, dass Seen und Meere große Wärmemengen absorbieren und abgeben können, ohne dass dies mit großen Temperaturschwankungen einhergeht. Sie sorgen damit für gemäßigte Temperaturen auf der Erde. Seen absorbieren tagsüber Wärme, die sie nachts wieder abgeben. Ohne diese hohe Wärmekapazität des Wassers käme es beim Wechsel von Tag und Nacht auf der Erde zu dramatischen Temperaturschwankungen.
- ✓ **Wasser hat eine hohe Verdampfungswärme.** Die Verdampfungswärme einer Flüssigkeit ist die Energiemenge, die man benötigt, um ein Gramm der Flüssigkeit vollständig zu verdampfen. Wasser hat eine Verdampfungswärme von 54 Kalorien pro Gramm (mehr über die Kalorie, eine metrische Wärmeeinheit, erfahren Sie in Kapitel 2). Diese hohe Verdampfungswärme erlaubt uns, einen großen Teil überschüssiger Körperwärme über die Absonderung von Schweiß loszuwerden. Global betrachtet hilft die Verdampfungswärme, kurzfristige extreme Klimaschwankungen auf der Erde zu verhindern.
- ✓ **Wasser ist ein exzellentes Lösungsmittel für sehr viele Substanzen.** Wasser wird manchmal auch als Universal-Lösungsmittel bezeichnet, weil sich so viele Substanzen darin lösen lassen. Wasser ist ein polares Molekül. Man kann also polare Substanzen darin lösen. Wasser löst ionische Substanzen sehr leicht. Die negativen Enden des Wassermoleküls umgeben dabei die Kationen (positiv geladene Ionen), während die positiven Enden die Anionen (negativ geladene Ionen) umgeben. (Mehr über Ionen, Kationen und Anionen erfahren Sie in Kapitel 6.) Auf dieselbe Weise kann Wasser auch viele polare kovalente Verbindungen wie Alkohole und Zucker (mehr über diese Verbindungen in Kapitel 7) lösen. Diese an sich begrüßenswerte Eigenschaft schließt aber mit ein, dass auch viele Substanzen wasserlöslich sind, die das Wasser für uns ungenießbar machen. Solche Substanzen fassen wir in der Gruppe der *Schadstoffe* oder *Fremdstoffe* zusammen.

Igittigitt! Was unser Wasser verschmutzt

Weil Wasser ein so gutes Lösungsmittel ist, verleiht es sich natürlich auch leicht Schadstoffe ein, die aus verschiedenen Quellen stammen können. Abbildung 19.4 gibt einen Überblick über mögliche Schadstoffquellen.

Ich nenne Abbildung 19.4 auch die Schmuddelecke, weil dort die Schadstoffquellen so gehäuft vorkommen. Im wirklichen Leben wird man eine solche Häufung nicht allzu oft vorfinden.

Bei den Schadstoffquellen unterscheidet man in der Regel zwischen punktuellen und diffusen Schadstoffquellen:

- ✓ Bei *punktuellen Schadstoffquellen* lässt sich die Herkunft der Schadstoffe zurückverfolgen und belegen. Belastete Abwässer chemischer Fabriken oder Kläranlagen gehören zu solchen Schadstoffquellen. Punktuelle Schadstoffquellen sind relativ leicht zu finden, zu kontrollieren und zu regeln. Für diese Kontrollen sind die Landesumweltämter zuständig.

- ✓ *Diffuse Schadstoffquellen* sind, wie der Name schon sagt, diffuser Natur. Zu diesen Schadstoffquellen gehören etwa die Verunreinigungen im Bereich der Landwirtschaft oder der saure Regen. Hier ist die Entdeckung und die Kontrolle viel schwieriger zu bewerkstelligen, weil man meist keinen konkreten Verursacher identifizieren kann. Es bleibt also nur die Identifizierung allgemeiner Ursachen und die Entwicklung, Durchsetzung und Kontrolle entsprechend wirksamer gesetzlicher Regelungen.

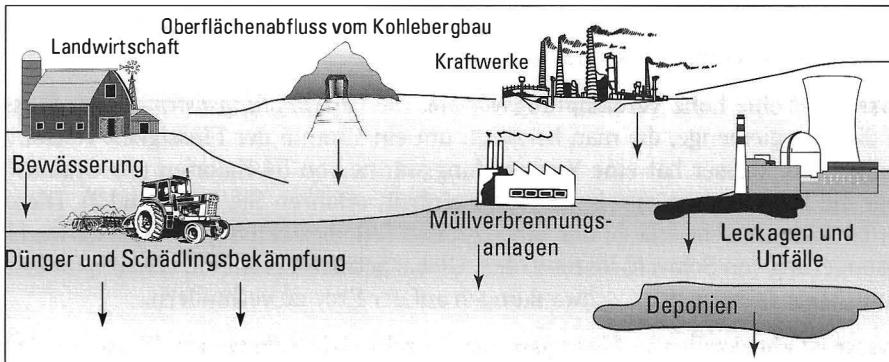


Abbildung 19.4: Einige Ursachen für die Wasserverschmutzung

Das Blei ist noch nicht überall verschwunden: Verunreinigungen durch Schwermetalle

Die Wassernetze werden gründlich auf Schwermetalle hin untersucht, weil diese äußerst giftig sind. Schadstoffquellen sind hier Deponien, Industrieanlagen, die Landwirtschaft, der Bergbau und alte Wasserleitungen.

Eines der Schwermetalle, die immer wieder als Schadstoff durch die Presse geistern, ist das Blei. Große Mengen Blei sind durch die Verwendung des Schwermetalls im Benzin lange Jahre in unsere Umwelt gelangt. Das dem Benzin zur Verbesserung der Klopffestigkeit zugegebene Bleitetraethyl wurde bei der Verbrennung oxidiert und durch den Auspuff in die Atmosphäre geblasen. Über den Regen gelangte das Blei dann schließlich in den Wasserkreislauf. Eine weitere Bleiquelle sind Wasserleitungen aus Blei, die sich noch in alten Gebäuden finden, oder mit bleihaltigen Lötmitteln verlötete Leitungen, die Blei an das Wasser abgeben.

Quecksilber gelangt über quecksilberhaltige Verbindungen, die als Pflanzenschutzmittel vor Pilzen und Fäulnis schützen sollen, in den Wasserkreislauf. Der Oberflächenabfluss von Feldern schwemmt diese Verbindungen in das Oberflächenwasser aus, von wo es nicht selten auch ins Grundwasser gelangt.

Unsere Autos sind mit ihren Chromteilen auch eine indirekte Quelle einer Schwermetallbelastung. Chromverbindungen (etwa CrO_4^{2-}) bringen den gewünschten Glanz für Stoßstangen und Kühlergrills. Für diesen Überzug benötigt man Zyanid-Ionen (CN^-), einen weiteren Schadstoff. Diese Schadstoffe wurden früher direkt ins Abwasser geleitet. Heute werden sie entweder vor-

behandelt, damit sie weniger giftig sind, oder aber abgeschieden (in einen Feststoff überführt) und in Deponien gelagert.

Auch der Bergbau trägt das Seine zur Schwermetallbelastung bei. Beim Abbau werden Minerale gefördert, die Metalle enthalten. Sofern bei der Gewinnung der Erze und der Kohle aus den geförderten Gesteinen saure Chemikalien verwendet werden, werden diese Metalle gelöst und können in das Oberflächenwasser oder gar ins Grundwasser gelangen. Man kann dies dadurch verhindern, dass man die Minenabwässer auffängt und die Metall-Ionen daraus entfernt.

Wenn Schwermetall-Ionen aus Industrieanlagen in den Wasserkreislauf gelangen, reichern sie sich auf ihrem Weg durch die Ökosysteme mit der Zeit in immer höheren Konzentrationen an. (Das Gleiche passiert mit den Radioisotopen: Mehr dazu in Kapitel 5.) Selbst wenn die Ionen ursprünglich nur in einer schwachen Konzentration freigesetzt wurden, können sie auf dem Weg durch die Nahrungskette toxische Konzentrationen erreicht haben, wenn sie beim Menschen ankommen. Zu einer gefährlichen Entwicklung kam es auch in der Minamata Bay in Japan. Eine Fabrik leitete ihre Quecksilberabfälle einfach ins Meer. Auf dem Weg durch das Ökosystem wurde daraus das äußerst giftige Methylquecksilber, das vielen Menschen den Tod oder zumindest dauerhafte Schädigungen des Zentralnervensystems brachte.

Saurer Regen

Stickstoffoxide und Schwefel können sich mit der Feuchtigkeit der Atmosphäre zu Regenwasser verbinden, das sehr sauer ist – dem sauren Regen. Dieser Regen wirkt sich auf den pH-Wert von Seen und Flüssen aus und schädigt das Leben in diesen Gewässern. In manchen Seen gibt es in Folge des sauren Regens gar kein Leben mehr.

Saurer Regen ist ein gutes Beispiel für eine diffuse Schadstoffquelle. Man kann keine konkrete Größe als Ursache für den sauren Regen isolieren. Durch gesetzliche Maßnahmen zum Schutz der Luft ist es gelungen, das Ausmaß des sauren Regens zu reduzieren. Das Problem an sich ist damit jedoch nicht gelöst. (Mehr über den sauren Regen erfahren Sie in Kapitel 18.)

Infektiöse Erreger

Zu dieser Art der Schadstoffe gehören etwa die Kolibakterien aus menschlichen und tierischen Ausscheidungen. Kolibakterien waren früher ein weltweites Problem. Typhus-, Cholera- und Durchfallepidemien waren an der Tagesordnung. In den Industrienationen hat die Reinigung der Abwässer in Kläranlagen diese Probleme beseitigt. In Entwicklungsländern sind sie jedoch noch aktuell.

Viele Experten sind der Meinung, dass mehr als drei Viertel der weltweiten Krankheiten auf biologische Verunreinigungen des Wassers zurückzuführen sind. Auch heute werden immer wieder Strände und Seen zeitweise wegen biologischer Verunreinigungen gesperrt.

Peinlich genaue Kontrollen von Kläranlagen, Klärtanks, Jauchegruben und Oberflächenabflüssen von Weiden sind nötig, um biologische Verunreinigungen der Gewässer zu vermeiden.

Deponien

Müll- und Sondermülldeponien sind Quellen erheblicher Grundwasserverunreinigungen. Unsere heutigen Deponien werden so angelegt, dass die Einsickerung von Schadstoffen in das Grundwasser durch geologische Barrieren, verschiedene Abdichtungssysteme und die Klärung von Sickerwasser verhindert werden. Die ordnungsgemäße Funktion dieser Barrieren kann durch technische Überwachungsanlagen dabei ständig kontrolliert werden. In den USA verfügen nur wenige Deponien über diese Voraussetzungen.

Viele Deponien enthalten flüchtige organische Verbindungen. Zu diesen Verbindungen gehören auch Benzol und Toluol (beide sind krebsverursachend), gechlorter Kohlenwasserstoff wie Tetrachlorkohlenstoff und Trichlorethylen, das als Lösungsmittel bei der chemischen Reinigung eingesetzt wurde. Auch wenn diese Verbindungen nicht gut wasserlöslich sind, sammeln sie sich in der Größenordnung von einigen ppm an. Die langfristigen Auswirkungen auf die menschliche Gesundheit sind heute noch nicht abschätzbar.

Die meisten Leute denken bei giftigen Abfällen an Industriemüll. Dabei wird die normale Müllhalde zunehmend beliebter, wenn es um die Entsorgung gefährlicher oder giftiger Haushaltsabfälle geht. Jedes Jahr landen trotz kostenloser Entsorgungsalternativen tonnenweise giftige Materialien auf kommunalen Müllhalden:

- ✓ Batterien, die zum Teil Quecksilber enthalten
- ✓ Farben auf Ölbasis, die organische Lösungsmittel enthalten
- ✓ Motoröl mit Metallen und organischen Verbindungen
- ✓ Benzin mit organischen Lösungsmitteln
- ✓ Autobatterien mit Schwefelsäure und Blei
- ✓ Frostschutzmittel mit organischen Lösungsmitteln
- ✓ Haushaltsinsektizide mit organischen Lösungsmitteln und Pflanzenschutzmittel
- ✓ Feuer- und Rauchmelder mit radioaktiven Isotopen
- ✓ Nagellackentferner mit organischen Lösungsmitteln

Die Alternative zu Deponien sind Recycling, Verbrennung und Müllvermeidung. Ein großer Teil der Abfälle, die auf Deponien landen, kann recycelt werden – Papier, Glas, Aluminium und einige Kunststoffe –, aber da kann man noch mehr tun. Die Verbrennung von Hausmüll kann mit der Stromerzeugung verbunden werden. Moderne Müllverbrennungsanlagen sind relativ sauber und verschmutzen die Luft kaum. Die zurückbleibende Schlacke nimmt aber immer noch ein Drittel des Raums der Ausgangsmenge ein. Der beste Müll ist natürlich der, der gar nicht erst entsteht. Um der Flut des Verpackungsmülls entgegenzuwirken, wurde in Deutschland 1991 die Verpackungsverordnung erlassen. Damit wurden diejenigen, die ein Produkt herstellen und verkaufen, dazu verpflichtet, sich auch um dessen Rücknahme und Verwertung zu kümmern. Die Verpackungsmenge ist seitdem erheblich zurückgegangen. Zur Verminderung der Müllmenge tragen auch Mehrwegverpackungen und Pfandsysteme erheblich bei.

Wasserverschmutzung durch Agrarwirtschaft

Die Agrarwirtschaft wird in vielfältiger Weise mit der Wasserverschmutzung in Verbindung gebracht. Der übertriebene Einsatz von Düngemitteln, die Nitrat- und Phosphatverbindungen enthalten, hat zum Beispiel zu einem übermäßigen Algen- und Pflanzenwachstum in Flüssen und Seen geführt. Dieses gesteigerte Wachstum wiederum wirkt sich auch beschleunigend auf die anderen Kreisläufe in den Wassersystemen aus – ein Prozess, der unter dem Namen *Eutrophierung* bekannt ist.

Ebenfalls in den Wasserkreislauf gelangen Pestizide, mit denen die Aussaaten vor Krankheiten und Schädlingen geschützt werden sollen. Diese Pestizide, insbesondere solche mit organischen Phosphorverbindungen, reichern sich möglicherweise mit der Zeit in der Nahrungskette an (siehe den Abschnitt *Das Blei ist noch nicht überall verschwunden: Verunreinigungen durch Schwermetalle* weiter vorne im Kapitel). Viele erinnern sich vielleicht noch an die Berichte über die Auswirkungen von DDT auf Fische und Vögel. Wegen der dramatischen Schäden, die DDT angerichtet hat, wurde es in vielen Ländern verboten, wird aber noch produziert und andernorts verkauft.

Das Einbringen von Erde und Schlamm in die Gewässer ist eine andere Form der Verschmutzung, die mancherorts durch die Agrarindustrie verursacht wird. Die Erde verändert das Flussbett und stört die normalen Kreisläufe in den Flüssen und Seen. Auf diesem Weg gelangen auch in der Erde abgelagerte Chemikalien in den Wasserkreislauf.

Auch Hitze kann schaden: Thermische Verschmutzung

Wenn von Wasserverschmutzung die Rede ist, denkt man gewöhnlich an Schadstoffe wie Blei, Quecksilber, giftige organische Verbindungen und Bakterien. Aber auch Wärme kann ein Gewässer verschmutzen. Die Löslichkeit von Gasen in einer Flüssigkeit nimmt mit zunehmender Temperatur ab (mehr über die Löslichkeit von Gasen finden Sie in Kapitel 13). Das bedeutet, dass warmes Wasser nicht so viel gelösten Sauerstoff enthält wie kaltes Wasser. Aber was hat das mit Verschmutzung zu tun? Die Menge des im Wasser gelösten Sauerstoffs wirkt sich direkt auf das Leben im Wasser aus. Deshalb nennt man das wärmebedingte Absinken des Sauerstoffgehalts des Wassers auch *thermische Verschmutzung*.

Industrielle Anlagen und besonders Kraftwerke brauchen riesige Wassermengen für die Kühlung und Kondensation des erzeugten Dampfs. Dieses Wasser wird in der Regel Flüssen und Seen entnommen und nach Gebrauch auch wieder dorthin zurückgeleitet. Wird das erhitzte Wasser direkt in das Gewässer zurückgeführt, kann die dadurch bedingte Erwärmung den Sauerstoffgehalt so weit absinken lassen, dass manche Fischarten nicht mehr überleben können. Des Weiteren wirkt sich eine erhöhte Temperatur auch auf andere natürliche Zyklen wie das Laichen aus.

In Deutschland darf die Temperatur des wieder eingeleiteten Kühlwassers je nach der Genehmigung eines Kraftwerk 25°C bis 28°C nicht überschreiten. Das Wasser wird daher in Kühlturen auf eine niedrigere Temperatur abgekühlt und dann erst in die Gewässer zurückgeleitet. Bei der Abkühlung verdunstet allerdings viel Wasser, was in der Umgebung eines Kraftwerks zu einer hohen Luftfeuchtigkeit führt.

Brauchen Sie Sauerstoff? – BSB

Wenn organisches Material (etwa ungeklärte Abwässer, organische Chemikalien oder eine tote Kuh) im Wasser landet, verwest oder faul es. Der Verwesungsprozess besteht im Prinzip in der Oxidation der organischen Verbindungen durch *aerobe Bakterien* (Sauerstoff konsumierende Bakterien) in einfachere Moleküle wie Kohlenstoffdioxid und Wasser.

Dafür muss gelöster Sauerstoff (GS) im Wasser vorhanden sein. Die Menge Sauerstoff, die für die Oxidation organischen Materials vorhanden sein muss, nennt man den *biochemischen Sauerstoffbedarf (BSB)*. Er wird in der Regel in Parts per Million (ppm) angegeben. Ist der BSB zu hoch, wird zu viel gelöster Sauerstoff für den biologischen Abbau verbraucht und es bleibt zu wenig für die Fische übrig. Die Fische sterben und erhöhen den BSB dadurch noch weiter.

Im Extremfall bleibt auch für die aeroben Bakterien nicht mehr genug Sauerstoff übrig, so dass eine andere Bakterienart, die *anaeroben Bakterien*, die Arbeit des Abbaus organischer Materialien übernehmen muss. Anaerobe Bakterien brauchen keinen gelösten Sauerstoff, sondern begnügen sich mit dem Sauerstoff, der in den organischen Verbindungen enthalten ist. (Mehr über die Oxidation und die Reduktion erfahren Sie in Kapitel 9.) Für das Gewässer ist das insofern schlecht, als bei der Arbeit der anaeroben Bakterien übel riechende Verbindungen wie Schwefelwasserstoff (H_2S), Ammoniak und Amine entstehen.

Um ein zu starkes Ansteigen des BSB in den Gewässern zu vermeiden, behandeln die meisten chemischen Industrieanlagen ihre Chemieabfälle vor (meist durch Oxidation), bevor sie ins Wasser abgegeben werden. Dasselbe machen die Städte und Gemeinden in ihren Kläranlagen.

Das müssen wir erst noch klären: Abwässer

Die Zeiten, in denen kommunale Abwässer ungeklärt in die Gewässer eingeleitet wurden, sind Gott sei Dank längst vorbei. Allenfalls bei Fehlfunktionen oder Überlastungen in Katastrophenfällen kann es vorkommen, dass ungeklärte Abwässer die Kläranlagen passieren.

Das ist nicht überall auf der Welt so. In Südasien und weiten Teilen Afrikas zum Beispiel wird nur ein sehr geringer Teil der Abwässer geklärt. In den USA gibt es zumindest eine Klärstufe und oft auch eine zweite und dritte. Abbildung 19.5 zeigt die mechanische und die biologische Reinigung des Abwassers.

Mechanische Abwasserreinigung

Bei der mechanischen Abwasserreinigung wird das Abwasser grob gereinigt und gefiltert. Dabei zieht ein Rechen zunächst das Gröbste aus dem Verkehr. (Was das im Einzelnen ist, darüber sei hier der Mantel diskreten Schweigens ausgebreitet.) Anschließend können sich in einem Sandfang grober Sand, Kies und Steine absetzen. Das abgesetzte Material wird regelmäßig abgesaugt und nach der Trocknung deponiert. Im Vorklärbecken kommt das Wasser fast ganz zur Ruhe. Feine Schmutzstoffe setzen sich am Boden ab, Stoffe, die leichter sind als Wasser, treiben an die Oberfläche und können dort abgeräumt werden.

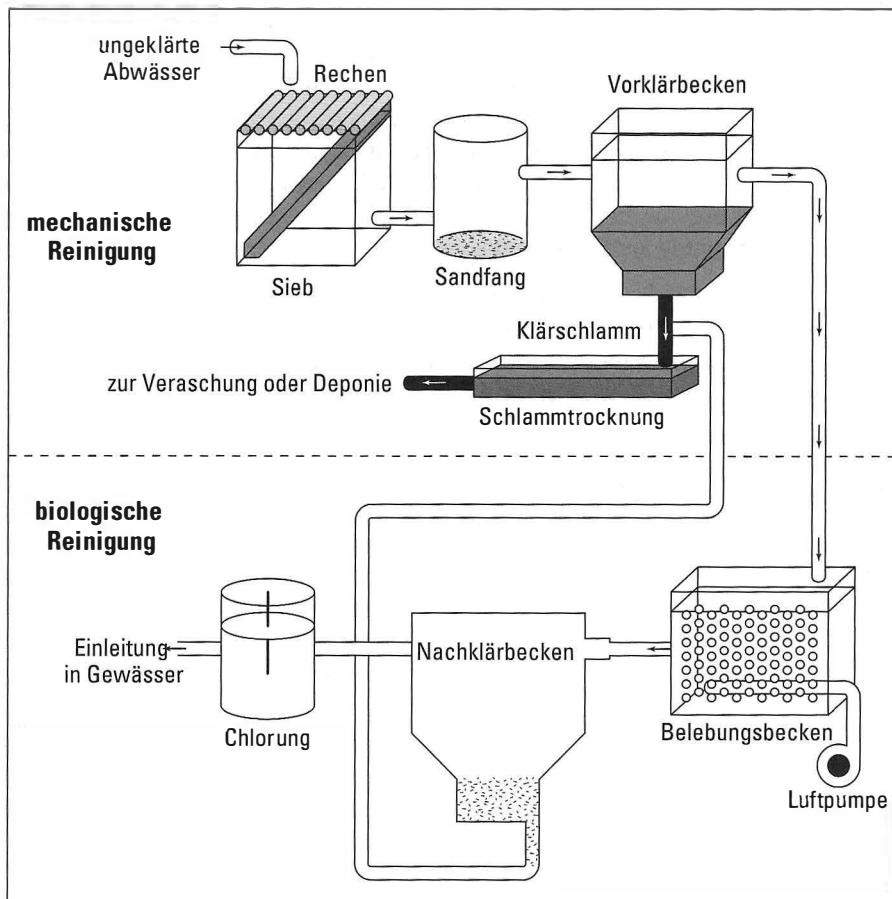


Abbildung 19.5: Mechanische und biologische Reinigung des Abwassers

Etwa ein Drittel der Abfallstoffe werden bei der mechanischen Reinigung entfernt. Wenn das Abwasser nur mechanisch geklärt wird, wird manchmal noch Chlor zugegeben, wodurch die meisten Bakterien abgetötet werden, bevor das Wasser wieder in das Wassernetz eingeleitet wird. Es hat allerdings immer noch einen hohen BSD. Das kann zu Problemen führen, wenn die mechanisch geklärten Abwässer in einen See oder ein langsam fließendes Gewässer eingeleitet werden, insbesondere wenn mehrere angrenzende Gemeinden ihre Abwässer auf die gleiche Weise reinigen. Man kann dies verhindern, indem man an die mechanische Reinigung eine biologische Reinigung anschließt.

Biologische Abwasserreinigung

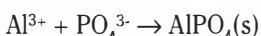
Im Verlauf der biologischen Abwasserreinigung werden noch im Wasser gelöste organische Verbindungen, die vor allem von Fäkalien stammen, durch Bakterien und andere Mikroorganismen zersetzt. Diese bauen daraus ihre Körpersubstanz auf, vermehren sich und ballen sich

zu Flocken zusammen. Weil die Abbauprodukte aerober Bakterien (Sauerstoff verbrauchende Bakterien) weit weniger schädlich sind als die anaerobe Bakterien (Bakterien, die den in den organischen Verbindungen gespeicherten Sauerstoff verbrauchen), wird das Belebungsbecken mechanisch oder durch Pumpen belüftet. Im Nachklärbecken setzen sich die zusammengesetzten Mikroorganismen als Belebtschlamm ab. Ein Teil dieses Schlammes wird wieder in das Belebungsbecken zurückgeführt, damit dort immer genug Mikroorganismen vorhanden sind. Der Rest wird gesammelt und für die weitere Nutzung aufbereitet. Der aufbereitete Klärschlamm kann zum Teil als Düngung auf Felder aufgebracht werden.

Aber auch die biologische Reinigung kann nicht alle möglicherweise umweltschädlichen Substanzen aus dem Abwasser entfernen. Es bleiben bestimmte organische Verbindungen, Metalle wie Aluminium und Düngemittel wie Phosphate und Nitrate übrig. Hier greift die dritte Stufe, die chemische Reinigung des Abwassers, ein.

Chemische Abwasserreinigung

Bei der chemischen Abwassereinigung werden feine Partikel, Nitrate und Phosphate auf chemischem Weg aus dem Wasser entfernt. Wie das im Einzelnen vor sich geht, hängt davon ab, welche Substanzen entfernt werden sollen. Mit einem Aktivkohlefilter wird beispielsweise der größte Teil der gelösten organischen Verbindungen herausgefiltert. Durch Zugabe von Alaun ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$) werden Phosphat-Ionen ausgefällt, indem die Aluminium-Kationen gelöst und freigesetzt werden.



Gelegentlich werden auch Verfahren wie der Ionenaustausch (Kapitel 17), die umgekehrte Osmose (Kapitel 11) und die Destillation (Kapitel 15) eingesetzt. All diese Verfahren sind relativ aufwändig und teuer und werden deshalb nur dort eingesetzt, wo sie wirklich unbedingt nötig sind.

Nach der chemischen Reinigung muss das Abwasser noch desinfiziert werden, bevor es wieder in die Gewässer zurückgeleitet wird. Dazu leitet man in der Regel Chlorgas in das Wasser, ein wirkungsvolles Oxidans, das gefährliche Krankheitserreger (Cholera, Durchfall oder Typhus) zuverlässig abtötet. Der Einsatz von Chlor ist allerdings in der letzten Zeit ins Gerede gekommen. Wenn sich nämlich noch organische Verbindungen im Abwasser befinden, können sich zusammen mit dem Chlorgas Chlorkohlenwasserstoffe bilden, von denen einige sich als krebserregend erwiesen haben. Durch kontinuierliche Auswertung von Wasserproben versucht man, die Bildung solcher Verbindungen zu überwachen. Auch Ozon (O_3) kann zur Desinfektion eingesetzt werden. Ozon kann Viren abtöten, die gegenüber Chlor unempfindlich sind. Es ist allerdings teurer und bietet keinen bleibenden Schutz gegen Bakterien.

Trinkwasseraufbereitung

Gutes und sauberes Trinkwasser ist etwas, was wir als selbstverständlich hinzunehmen pflegen. Der größte Teil der Weltbevölkerung ist nicht in dieser glücklichen Lage.

19 ► Braunes, stinkendes Wasser? Wasserverschmutzung

Trinkwasser muss hohen Qualitätsansprüchen genügen. Es soll kühl, farblos und geruchlos sein und neutral schmecken. Es darf weder Krankheitserreger noch Schadstoffe enthalten. Unsere *Trinkwasserverordnung* legt die Eigenschaften des Trinkwassers und die Grenzwerte für bestimmte Schadstoffe eindeutig fest.

Wasser aus Tiefbrunnen ist in der Regel nicht gesundheitsgefährdend. Es kann jedoch Eisen oder Mangan enthalten, was Aussehen und Geschmack beeinträchtigt. Diese Anteile werden bei der Trinkwasseraufbereitung in den Wasserwerken entfernt. Bei Oberflächenwasser aus Talsperren, Seen oder Flüssen müssen zunächst die sichtbaren Schmutzpartikel entfernt werden. Das Wasser wird dann durch mehrere Kies- und Sandfilter geleitet. Anschließend tötet man mit Ozon Bakterien und Krankheitserreger ab. Dabei ballen sich auch kleinste Schmutzpartikel zu größeren Flocken zusammen, die dann wieder herausgefiltert werden können. Ein Aktivkohlefilter hält schließlich unerwünschte Geruchs- und Geschmacksstoffe zurück. Bevor das Wasser in das Leitungssystem eingespeist oder in riesigen Kavernen gesammelt wird, wird es noch gechlort. Damit verhindert man, dass sich im Leitungsnetz Bakterien ansiedeln und vermehren. Das Wasser, das dann aus dem Wasserhahn kommt, enthält noch etwa 0,1 mg/l Chlor.

Teil V

Der Top-Ten-Teil

The 5th Wave

By Rich Tennant

©RICHENNANT



In diesem Teil ...

Die Chemie lebt von Entdeckungen. Manchmal hilft bei diesen Entdeckungen der Zufall kräftig nach. Das erste Kapitel dieses Teils widmet sich meinen zehn liebsten Zufallsentdeckungen. Danach stelle ich Ihnen zehn Koryphäen der Chemie vor. Zehn nützliche Chemie-Websites, mit deren Hilfe Sie Ihr Wissen erweitern können, runden das Ganze ab.

Zehn zufällige Entdeckungen in der Chemie

20

In diesem Kapitel

- Entdecken, wie Entdeckungen gemacht werden
 - Einen Blick auf einige berühmte Wissenschaftler werfen
-

Dieses Kapitel stellt Ihnen zehn Geschichten von guten Wissenschaftlern vor, die etwas entdeckten, was sie gar nicht suchten.

Archimedes: Alles mit Muße

Archimedes war ein griechischer Mathematiker, der im 3. Jahrhundert vor Christus lebte. Ich weiß, eigentlich sollte es hier um Wissenschaftler gehen und nicht um Mathematiker, aber Archimedes kam da schon verdammt nahe ran.

Hero, der König von Syrakus, gab Archimedes den Auftrag festzustellen, ob seine neue goldene Krone wirklich aus purem Gold gefertigt sei oder ob der Goldschmied eine Legierung verwendet und das ersetzte Gold in die eigene Tasche gesteckt habe. Archimedes wusste, was Dichte ist, und er kannte die Dichte von reinem Gold. Er dachte sich, wenn er die Dichte der Krone messen und sie mit der Dichte reinen Goldes vergleichen könnte, dann würde sich erweisen, ob der Goldschmied ein Ehrenmann war oder nicht. Nun wusste Archimedes zwar, wie er das Gewicht der Krone, nicht aber, wie er ihr Volumen messen konnte, um dann die Dichte zu errechnen.

Das Denken strengte ihn an und er beschloss, sich in den öffentlichen Bädern ein wenig Entspannung zu gönnen. Als er in die gefüllte Wanne stieg und das Wasser überlief, erkannte er, dass das Volumen seines Körpers gleich dem Volumen des Wassers sein musste, das aus der Wanne floss. Da war sie, die Antwort auf die Frage nach dem Volumen der Krone des Königs. Er war so aufgeregt, dass er nackt durch die Straßen nach Hause lief und immer wieder ausrief: »Eureka, eureka!« (Ich hab's!). Seine Methode, das Volumen eines unregelmäßig geformten Festkörpers zu ermitteln, wird auch heute noch angewandt. (Die Krone war übrigens aus einer Legierung gefertigt, und der schurkische Goldschmied erhielt umgehend seine gerechte Strafe.)

Die Vulkanisierung von Gummi

Im frühen 16. Jahrhundert entdeckte man in Südamerika den Gummi in der Form von Latex. Man maß dem allerdings nicht viel Bedeutung bei, denn das Latex wurde klebrig und verlor bei Hitze die Form.

Charles Goodyear war auf der Suche nach einem Verfahren, wie man den Gummi stabilisieren könnte, als er im Jahre 1839 aus Versehen ein Gemisch aus Gummi und Schwefel auf einen heißen Ofen kippte. Ihm fiel auf, dass die sich daraus ergebende Verbindung ihre Form auch bei Hitze behielt. Goodyear arbeitete in diese Richtung weiter und ließ sich die *Vulkanisierung* – den chemischen Prozess, mit dem man Rohgummi oder synthetischen Gummi oder Kunststoffen so nützliche Eigenschaften wie Elastizität, Stärke und Stabilität verleiht – patentieren.

Rechts und links drehende Moleküle

Im Jahre 1884 heuerten die französischen Weinerzeuger Louis Pasteur an, um eine Verbindung zu untersuchen, die sich während der Gärung an den Weinfässern anlagerte – Traubensäure. Pasteur wusste, dass Traubensäure mit Weinsäure identisch war, die als *optisch aktiv* bekannt war: Optisch aktive Substanzen drehen die Schwingungsebenen des polarisierten Lichts nach links oder rechts.

Als Pasteur das Salz der Traubensäure unter dem Mikroskop untersuchte, fand er zwei Kristalltypen vor, die sich wie Bild und Spiegelbild zueinander verhielten. Mit einer Pinzette trennte Pasteur die Kristalle in mühsamer Kleinarbeit voneinander und stellte fest, dass sie beide optisch aktiv waren, das polarisierte Licht jedoch im selben Maß, aber in unterschiedlicher Richtung drehten. Diese Entdeckung eröffnete den Chemikern ein völlig neues Forschungsfeld und belegte, wie wichtig die Molekulargeometrie im Hinblick auf die Eigenschaften von Molekülen ist.

William Perkin und die Farbe Lila

Im Jahre 1856 beschloss William Perkin, ein Student am Royal College of Chemistry, während der Osterferien zu Hause zu bleiben und sich der Synthese von Chinin zu widmen. (Meine Studenten haben in den Osterferien noch nie ein Labor von innen gesehen.)

Im Verlauf seiner Experimente hatte Perkin eine schwarze Schmiererei erzeugt. Als er das Reagenzglas mit Alkohol säubern wollte, löste sich die Schmiererei auf und färbte sich lila. Er hatte den ersten synthetischen Farbstoff hergestellt. Zu seinem Glück war Lila damals gerade groß in Mode und entsprechend groß war auch die Nachfrage nach seinem Farbstoff. Perkin brach die Schule ab und gründete mit der Hilfe seiner wohlhabenden Eltern eine Fabrik zur Herstellung seines Farbstoffs.

Wäre das die ganze Geschichte, dann hätte sie wenig Auswirkungen auf die Geschichte der Chemie gehabt. In Deutschland sah man das Potenzial dieses Zweigs der chemischen Industrie

und investierte viel Zeit und Geld. So kam es, dass Deutschland bald im Bereich der chemischen Forschung und Industrie führend wurde.

Kekulé: Ein schöner Traum

Friedrich Kekulé, ein deutscher Chemiker, arbeitete Mitte der 1860er Jahre an der Strukturformel von Benzol (C_6H_6). Eines Abends saß er in seiner Wohnung vor dem Kamin. Er döste ein und sah plötzlich schlängenartig tänzelnde Flammen vor sich. Plötzlich löste sich eine Schlange aus der Gruppe und formte einen Kreis oder einen Ring. Kekulé war schlagartig hellwach und erkannte, dass Benzol eine ringförmige Struktur hat. Er arbeitete die ganze Nacht hindurch an seiner Entdeckung. Kekulés Benzol-Modell ebnete den Weg für die moderne Erforschung aromatischer Verbindungen.

Die Entdeckung der Radioaktivität

Im Jahre 1896 studierte Henri Becquerel die Phosphoreszenz (das Leuchten) bestimmter Minerale unter dem Einfluss von Licht. Er nahm sich dabei ein Mineral, setzte es auf eine dick umwickelte fotografische Platte und legte das Ganze in starkes Sonnenlicht.

Er bereitete gerade wieder ein solches Experiment vor, als Paris von einer dicken Wolken- schicht überzogen wurde. Becquerel legte ein Mineral auf die vorbereitete Platte und steckte das Ganze erst einmal in eine Schublade. Tage später entwickelte er die photographische Platte und fand ein klares Bild des darauf abgelegten Kristalls vor, das doch gar nicht im Licht gelegen hatte. Das betreffende Mineral enthielt Uran. Becquerel hatte die Radioaktivität entdeckt.

Eine schlüpfrige Sache: Teflon

Roy Plunkett, ein Chemiker in Diensten der Firma DuPont, entdeckte Teflon im Jahre 1938. Er arbeitete jedoch an der Synthese neuer Kühlmittel. Er hatte sich einen Behälter mit Tetrafluorethylen ins Labor liefern lassen. Aber als er das Ventil öffnete, tat sich gar nichts. Er fragte sich, wie das wohl kam, und schnitt den Behälter auf, um das Rätsel zu lösen. Er fand eine weiße Substanz vor, die sehr glatt war und in keiner Weise reagierte. Das Gas war zu einer Substanz polymerisiert, die wir heute Teflon nennen. Im Zweiten Weltkrieg verwendete man diese Substanz für die Dichtungen und Ventile der Anlagen für die Herstellung der Atombombe. Nach dem Krieg fand das Teflon als Beschichtung nicht haftender Pfannen den Weg in die Küchen der Welt.

Nicht nur für Sträflinge: Haftnotizen

Mitte der 70er Jahre arbeitete ein Chemiker namens Art Frey in der Klebstoffabteilung der Firma 3M. Frey, der in seiner Freizeit in einem Chor sang, legte sich immer kleine Zettelchen in seine Gesangsnoten, aber diese fielen jedes Mal wieder heraus. Da erinnerte er sich an einen Klebstoff, der vor ein paar Jahren entwickelt worden, aber wieder verworfen worden war, weil er nicht so zuverlässig klebte. Am darauf folgenden Montag schmierte er ein wenig dieses »lau-sigen« Klebstoffs auf ein Stück Papier und entdeckte, dass es sich so vorzüglich als Lesezeichen eignete – es ließ sich sogar ohne jegliche Rückstände wieder ablösen. Jetzt wissen Sie, wem Sie die Flut der kleinen gelben Zettelchen zu verdanken haben, die aus der Arbeitswelt kaum noch wegzudenken sind.

Lass wachsen

In den späten 70er Jahren setzte man das Medikament Minoxidil der Firma Upjohn zur Senkung hoher Blutdruckwerte ein. Im Jahre 1980 erwähnte Dr. Anthony Zappacosta in einem in der Zeitung *The New England Journal of Medicine* veröffentlichten Brief, dass einer seiner Patienten während der Therapie mit Minoxidil von einsetzendem Haarwuchs auf seinen fast kahlen Schädel berichtet hatte.

Das interessierte die Dermatologen. Dr. Virginia Fiedler-Weiss zerdrückte eine der Tabletten, löste sie auf und wandte sie auf dem Kopf eines Patienten äußerlich an. In zahlreichen Fällen (etwa bei jedem dritten Probanden) hormonbedingten Haarausfalls regte dies den Haarwuchs an, so dass man Minoxidil heute auch als Haarwuchsmittel kaufen kann.

Süßer als Zucker

Im Jahre 1879 arbeitete ein Chemiker namens Constantin Fahlberg im Labor an einer Synthese. Dabei bekleckerte er sich versehentlich seine Hände mit einer seiner neu hergestellten Verbindungen und stellte fest, dass sie süß schmeckte. (So etwas hören die Verfasser der Gefahr-schutzordnung immer sehr gerne.) Er nannte die neue Substanz *Saccharin*.

James Schlatter entdeckte die Süßwirkung von *Aspartam*, während er an einer Verbindung im Zusammenhang mit der Erforschung von Geschwüren arbeitete. Auch er kleckerte sich ver-sehentlich ein wenig des hergestellten Esters auf die Finger. Wie süß die Substanz war, bemerkte er, als er seinen Finger befeuchtete, um eine Seite in seinen Unterlagen umzublättern.

Zehn Koryphäen der Chemie

21

In diesem Kapitel

- Erfahren, wie einige Wissenschaftler die Chemie beeinflusst haben
 - Einige wichtige Entdeckungen entdecken
 - Mit der Rolle des Einzelnen in der Wissenschaft auseinander setzen
-

Wissenschaft ist ein menschliches Unterfangen. Wissenschaftler stützen sich auf ihr Wissen, ihre Ausbildung, ihre Intuition und ihre Nase. (Und wie ich Ihnen in Kapitel 20 zu vermitteln versuche, spielen auch Zufälle und Glück eine Rolle.) In diesem Kapitel stelle ich Ihnen zehn Wissenschaftler vor, deren Entdeckungen die Chemie weiter gebracht haben. Es gibt sicher Hunderte, die man hier nennen könnte, aber dies sind meine zehn Favoriten.

Amedeo Avogadro

Im Jahre 1811 beschäftigte sich der Ex-Rechtsgelehrte und spätere Wissenschaftler Avogadro mit den Eigenschaften der Gase und entwickelte sein heute berühmtes Gasgesetz: Gleiche Volumina beliebiger Gase enthalten bei gleicher Temperatur und gleichem Druck die gleiche Anzahl Partikel. Auf der Grundlage dieses Gesetzes kann man die Anzahl der Partikel in einem bestimmten Volumen jeder beliebigen gasförmigen Substanz bestimmen. Man nennt diese Anzahl die Avogadro-Zahl oder Avogadro-Konstante. Mehr darüber erfahren Sie in Kapitel 10.

Niels Bohr

Der dänische Wissenschaftler Niels Bohr entwickelte aus der Beobachtung, dass Elemente beim Erhitzen Energie in bestimmten Wellenlängen (dem so genannten Linienspektrum) abgeben, die Vorstellung, dass Elektronen nur in bestimmten, messbaren Energiezuständen in einem Atom existieren können. Bohr folgerte, dass sich die Spektrallinien aus den Übergängen zwischen diesen Energiezuständen ergeben.

Das Bohr'sche Atommodell berücksichtigte zum ersten Mal das Konzept der Energiezustände, das heute allgemein anerkannt ist. Für seine Arbeit erhielt Niels Bohr 1922 den Nobelpreis.

Madame Marie Curie

Madame Curie wurde in Polen geboren, arbeitete aber überwiegend in Paris. Zusammen mit ihrem Ehemann Pierre, einem Physiker, war sie mit grundlegenden Forschungen zur Radioaktivität befasst. Marie Curie entdeckte, dass Uranpecherz (Pechblende) zwei Elemente enthielt, die mehr Radioaktivität aufwiesen als Uran. Diese Elemente nannte sie Polonium und Radium. Marie Curie prägte den Begriff *Radioaktivität*. Ihr Mann und sie teilten sich im Jahre 1903 den Nobelpreis mit Henri Becquerel.

John Dalton

Im Jahre 1803 stellte John Dalton das erste moderne Atommodell vor. Er entwickelte das Konzept von der Beziehung zwischen den Elementen und den Atomen und erklärte, dass Verbindungen Kombinationen von Elementen sind. Darüber hinaus geht das Konzept der atomaren Masse auf ihn zurück.

Anders als viele andere Wissenschaftler, die viele Jahre auf die Anerkennung ihrer Ideen warten mussten, erlebte Dalton, wie die wissenschaftliche Gemeinschaft seine Theorien bereitwillig aufnahm. Seine Modelle lieferten Erklärungen für einige aus Beobachtungen abgeleitete Gesetzmäßigkeiten und legten den Grundstein für den quantitativen Ansatz in der Chemie. Nicht schlecht für einen Menschen, der schon mit 12 zu unterrichten begann!

Michael Faraday

Michael Faraday leistete einen kaum zu unterschätzenden Beitrag im Bereich der Elektrochemie. Er prägte die Begriffe *Elektrolyt*, *Anion*, *Kation* und *Elektrode*. Er führte die Gesetze ein, nach denen die Elektrolyse erfolgt, entdeckte die magnetischen Eigenschaften der Materie und auch einige organische Verbindungen, darunter Benzol. Darüber hinaus entdeckte er den Effekt der magnetischen Induktion und schuf damit die Grundlagen für die Entwicklung des Elektromotors und des Transformators. Ohne die Entdeckungen Faradays hätte ich dieses Buch mit einer Feder bei Kerzenlicht schreiben müssen.

Antoine Lavoisier

Antoine Lavoisier war ein sehr sorgfältig arbeitender Wissenschaftler, der sehr detailliert beobachtete und seine Experimente plante. Diese Voraussetzungen führten mit dazu, dass er den Vorgang der Atmung mit dem Vorgang der Verbrennung in Beziehung setzte. Er prägte den Begriff *Sauerstoff* (*Oxygen*) für das Gas, das Priestley isoliert hatte. Seine Studien gipfelten 1789 im Gesetz der Erhaltung der Materie (Prinzip der Massenerhaltung), das besagt, dass Materie weder geschaffen noch zerstört werden kann. Dieses Gesetz ermöglichte Dalton die Entwicklung seiner Atomtheorie. Lavoisier wird auch der Vater der modernen Chemie genannt.

Während der Französischen Revolution wurde der ehemalige Steuerpächter wegen Erpressung angeklagt und 1794 auf dem Schafott hingerichtet.

Dimitri Mendelejew

Mendelejew gilt als der Begründer des Periodensystems, einer Tabelle, ohne die in der Chemie gar nichts geht. Im Rahmen der Vorbereitung eines Buches im Jahre 1869 entdeckte er die Ähnlichkeiten unter den Elementen. Er fand heraus, dass sich ein Muster wiederkehrender Eigenschaften ergab, wenn man die damals bekannten Elemente nach ihrem Atomgewicht sortierte. Auf der Grundlage dieser *periodischen*, also wiederkehrenden Eigenschaften entwickelte er das erste Periodensystem.

Dabei erkannte Mendelejew schon damals, dass sein Periodensystem Löcher hatte, die mit noch zu entdeckenden Elementen gefüllt werden würden. Ausgehend von den periodischen Eigenschaften konnte er die Eigenschaften der fehlenden Elemente vorhersagen. Als später die Elemente Gallium und Germanium entdeckt wurden, stellte man fest, dass die Eigenschaften dieser Elemente in etwa mit den von Mendelejew vorhergesagten Eigenschaften übereinstimmten.

Linus Pauling

Wenn Lavoisier der Vater der Chemie ist, ist Linus Pauling der Vater der chemischen Bindung. Indem er unermüdlich nach den genauen Umständen des Zustandekommens von Bindungen zwischen den Elementen forschte, entwickelte er die Grundlagen für unser modernes Verständnis von Bindungen. Sein Buch »Die Natur der chemischen Bindung« (1939) ist ein Klassiker der chemischen Literatur.

Pauling erhielt im Jahre 1954 den Nobelpreis für Chemie. 1963 erhielt er einen weiteren Nobelpreis, den Friedensnobelpreis, für seinen unermüdlichen Einsatz für die Einschränkung von Atomwaffentests. Er ist damit der bisher einzige Mensch, der als einzelne Person zwei Nobelpreise erhalten hat. (Er ist auch bekannt dafür, dass er die Bekämpfung von Erkältungen mit hohen Dosen von Vitamin C befürwortete.)

Ernest Rutherford

Obwohl Ernest Rutherford wohl eher den Physikern zuzuordnen ist, hat ihm seine Mitarbeit an der Entwicklung des modernen Atommodells auch einen Ehrenplatz unter den Chemikern eingebracht.

Rutherford leistete Pionierarbeit im Bereich der Radioaktivität, bei der Entdeckung und Charakterisierung der Alpha- und Beta-Teilchen und bekam für seine Arbeit den Nobelpreis für Chemie. Vielleicht kennt man ihn jedoch eher wegen seiner Streugsexperimente, in deren Folge er (nach zwei Jahren) erkannte, dass das Atom hauptsächlich aus leerem Raum besteht

und dass es in der Mitte eine zentrale, punktförmig konzentrierte elektrische Ladung geben muss, die wir heute als Atomkern bezeichnen. Durch Rutherford inspiriert erwarben viele seiner früheren Studenten später selbst einen Nobelpreis.

Glenn Seaborg

Glenn Seaborg war im Verlauf seiner Arbeit am Manhattan Project (so nannte man das Atom-bomben-Projekt) an der Entdeckung mehrerer der so genannten Transuran-Elemente (Elemente mit einer Ordnungszahl jenseits von 92) beteiligt. Seaborg vertrat die These, dass die Elemente Th, Pa und U falsch in das Periodensystem eingesortiert worden seien und stattdessen als die ersten drei Elemente einer neuen seltenen Serie unterhalb der Lanthaniden aufgeführt werden sollten.

Nach dem Zweiten Weltkrieg veröffentlichte er seine These und traf auf erbitterten Widerstand. Man warf ihm vor, er ruiniere seinen Ruf als Wissenschaftler, wenn er seine Theorie weiter verfolge. Seine Antwort lautete, er habe gar keinen Ruf als Wissenschaftler. Er arbeitete weiter und behielt Recht. Im Jahre 1951 erhielt auch er den Nobelpreis für Chemie.

Das Mädchen in der dritten Klasse, das mit Essig und Backpulver herumexperimentiert

Dieses Mädchen aus der dritten Klasse steht für alle Kinder, die jeden Tag großartige Entdeckungen machen. Sie erkunden ihre Umwelt mit der Lupe. Sie nehmen das Gewölle von Eulen auseinander und sehen nach, was die Eule so gefressen hat. Sie experimentieren mit Magneten. Sie schauen zu, wie Tierbabys geboren werden. Sie bauen kleine Vulkane aus Essig und Backpulver. Sie merken, dass Wissenschaft Spaß macht.

Sie hören zu, wenn man ihnen erzählt, dass WissenschaftlerInnen immer wieder neue Anläufe nehmen müssen und nicht aufgeben dürfen. Ihre Eltern und Lehrer ermutigen sie. Niemand sagt ihnen, dass Wissenschaft für sie eine Nummer zu groß ist. Und wenn ihnen doch jemand so einen Quatsch erzählt, glauben sie ihm nicht.

Sie stellen Fragen, viele Fragen. Sie lieben die Vielseitigkeit und die Schönheit der Wissenschaft. Sie werden vielleicht nie selbst die wissenschaftliche Laufbahn einschlagen. Aber sie werden eines Tages mit ihren Kindern am Esstisch sitzen, lachen und Witze machen und ihnen helfen, auch einen Vulkan aus Essig und Backpulver zu bauen.

Zehn nützliche Chemie-Websites

22

In diesem Kapitel

- Einen Blick auf Websites im Bereich Chemie werfen
 - Chemische Websites nach dem durchsuchen, was Sie suchen
 - Die gefundenen Links nutzen
-

Wer Informationen sucht, für den ist das Internet eine wahre Goldgrube. Allerdings ist auch hier nicht alles Gold, was glänzt. In diesem Kapitel zeige ich Ihnen einige gute Anlaufadressen für die Suche nach Informationen im chemischen Bereich. Wie Sie vielleicht auch schon festgestellt haben, gibt es Websites mit unterschiedlichen Halbwertszeiten. Ich kann also nicht garantieren, dass Sie unter den hier angegebenen Adressen das finden, was ich Ihnen angekündigt habe. Dennoch habe ich mich bemüht, solche Websites auszuwählen, die aller Wahrscheinlichkeit nach länger bestehen werden. Nutzen Sie die Links, die Sie auf den angegebenen Websites finden, um sich weiter in der Chemie umzutun. Sie werden viel Interessantes finden!

Prof. Blumes Bildungsserver für Chemie

<http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/index.html>

Professor Blume bietet eine reichhaltige Sammlung an Experimenten und Hintergrundtexten zur Chemie an. Dabei stehen besonders alltägliche Phänomene im Vordergrund. Die Absicht der Macher ist nicht, alles bis ins letzte Detail aufzudröseln, sondern alle an Chemie Interessierten zu ermuntern, selbst aktiv zu werden, nachzulesen und zu experimentieren. Wenn man so will, ist diese Website eine Art »Sendung mit der Maus« für Erwachsene. Neben den reichhaltigen Informationen kann man häufig gestellte Fragen durchforsten, selber per E-Mail Fragen stellen und über eine Suchmaschine den Server gezielt nach Stichworten durchsuchen.

Naturwissenschaftliches Arbeiten

<http://www.seilnacht.com/index.htm>

Thomas Seilnacht, der acht Jahre lang unter anderem Chemie und Biologie unterrichtet hat und jetzt als freier Autor tätig ist, hat eine rundum gelungene Website rund um das naturwissenschaftliche Arbeiten auf die Beine gestellt, in der man nicht lange suchen muss, um jede Menge Informationen zu finden. Dazu zählen neben einem umfassenden Lexikon mit Abbildungen auch eine Reihe gut dokumentierter Experimente (zum Teil mit kleinen Filmen

im RealPlayer-Format zum Herunterladen). Die Grundlagen der Laborarbeit werden ebenso thematisiert wie das Periodensystem in all seinen Perspektiven. Neben den umfassenden, frei zugänglichen Informationen kann man weitere Informationen auf einer CD-ROM erwerben, wenn man daran interessiert ist.

Gefährliche Stoffe

http://igservtu.lua.nrw.de/igs_portal/index.htm

Das Landesumweltamt Nordrhein-Westfalen bietet allen Interessierten Zugriff auf das Informationssystem für gefährliche Stoffe (IGS). Otto Normalverbraucher klickt auf den Link IGS-Public und landet auf einer Suchseite, bei der man den Namen, die Summenformel oder andere ID-Nummern eingeben kann, um sich umfassend über alle Aspekte eines Stoffes (Stoffeigenschaften, Umweltschutz, Verbraucherschutz, Arbeitsplatzsicherheit, Gefährdungen im Schulbereich) zu informieren. Dabei wird jeweils auch die Quelle angegeben, aus der die Informationen stammen.

ChemLin.de

www.chemlin.de

ChemLin versteht sich als Informationsportal für Themen der Chemie und angrenzender Wissenschaftsgebiete im weitesten Sinne. Hier bieten sich Ihnen etwa 20000 Internetquellen der unterschiedlichsten Art (kostenlos und kommerziell, von wissenschaftlichen Informationen bis zum Produktmarketing und Jobbörsen), die Sie nach Ihren Schwerpunkten durchsuchen können.

Bundesministerium für Umwelt, Naturschutz und Reaktorsicherheit

www.bmu.de

Dies ist die offizielle Seite des Bundesministeriums für Umwelt, Naturschutz und Reaktorsicherheit, auf der Ihnen Jürgen Trittin höchstpersönlich »Viel Spaß beim Surfen« wünscht. Sie finden hier die geltenden Umweltgesetze und -verordnungen, Informationen über die aktuell diskutierten Umweltfragen, Links zu den Landesumweltministerien, archivierte Reden, aktuelle Termine und so weiter und so weiter. Angeboten wird auch eine eigens für Kinder gestaltete Website, die man über den Link Kids erreicht. Hier sind die Themen Natur, Energie, Verkehr und Abfall speziell für Kinder aufbereitet. Eine reichhaltige Linkliste lädt zum Weitersurfen ein.

Chemieplanet

www.chemieplanet.de

Die Website Chemieplanet bietet Grundlageninformationen zu den Bereichen Elemente, Stoffe, Reaktionen, Alltagschemie und Chemiegeschichte.

Interaktives Periodensystem

www.chemiestudent.de/chemie/perioden.php

Auf dieser Seite der Website chemiestudent.de finden Sie ein interaktives Periodensystem, das beim Darüberfahren mit der Maus Angaben über den Namen, den Entdecker, die Atommasse, den Siedepunkt, die Isotope, die Elektronen, die Orbitale und die spezifische Dichte ausspuckt. Daneben bietet die Website etwa 300 Protokolle und Skripten, Namensreaktionen, Strukturformeln, einen Molgewichtsrechner und eine umfangreiche Linkssammlung.

Chemikalien und Riechstoffe

www.omikron-online.de/cyberchem

Omkron ist ein Unternehmen, das unter anderem Feinchemikalien, Laborgeräte, Lebensmittelzusätze und Kosmetikrohstoffe online vertreibt. Hier erhalten Sie auch die Rohstoffe für die in der Sendung »Hobbythek« hergestellten Produkte. Daneben bietet Omikron aber auch ein Chemikalien-Lexikon, das zu den aufgelisteten Chemikalien ausführliche Datenblätter mit Angaben zu Eigenschaften, Herstellung und Verwendung der chemischen Verbindungen liefert. Zum Teil gibt es zu den einzelnen Verbindungen auch Sicherheitsinformationen und Literaturhinweise. Ergänzt wird das Lexikon durch ein Riechstofflexikon, das zurzeit 62 Monographien enthält.

Das Exploratorium

www.exploratorium.edu

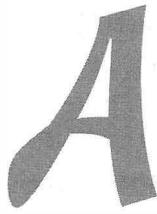
Das Exploratorium, die Website des *Museum of science, art and human perception* ist zwar eine amerikanische, also englischsprachige Website, aber so gut gemacht und voller Informationen, dass Sie ruhig mal vorbeischauen sollten. Das Angebot zielt auf Familien und Kinder und wird ständig ausgebaut. Lassen Sie sich zeigen, welche wissenschaftlichen Erkenntnisse hinter den verschiedenen Sportarten stecken. Erkennen Sie, was hinter optischen Täuschungen steckt. Das vielfältige Angebot weckt die Neugier auf die Welt, in der wir leben.

Deutsches Museum

www.deutsches-museum.de

Auch das Deutsche Museum bietet mit seiner Website Einblicke in sein vielfältiges Informationsangebot. Sehen Sie sich die Versuchsanordnungen berühmter Forscher oder den ersten Dieselmotor in Aktion an. Lauschen Sie den Klängen ausgestellter historischer Musikinstrumente. Werfen Sie einen Blick in die wissenschaftliche Chemie, die experimentelle Chemie oder die Galvanik. Eine spezielle Kinderhomepage rundet das Angebot ab. Hier können Kinder im Verlauf einer Reise durch die Elemente Feuer, Erde, Luft und Wasser Aufgaben lösen und ein Forscherdiplom erwerben.

Wissenschaftliche Einheiten: Das metrische System



Ein Chemiker verbringt viel Zeit mit Messungen bestimmter Größen. Er ermittelt Massen, Volumina oder die Längen von Substanzen.

Damit die Chemiker ihre Messungen weltweit mit anderen Chemikern vergleichen können, müssen sie diesbezüglich auch dieselbe Sprache sprechen. Diese Sprache ist das *internationale Einheiten-System (SI-System)*, das wir umgangssprachlich das *metrische System* nennen. Es gibt zwar ein paar kleine Unterschiede zwischen dem SI-System und dem metrischen System, aber im Großen und Ganzen stimmen sie überein.

Das SI-System ist ein Dezimalsystem. Es gibt Basiseinheiten für die Masse, die Länge, das Volumen und so weiter und es gibt Präfixe, die diese Basiseinheiten modifizieren. *Kilo* etwa bedeutet 1000. Ein Kilogramm entspricht 1000 Gramm, ein Kilometer sind 1000 Meter.

Dieser Anhang verzeichnet die SI-Präfixe, die Basiseinheiten für die physikalischen Einheiten des SI-Systems und einige nützliche Umrechnungen.

SI-Präfixe

In Tabelle A.1 können Sie die Abkürzungen und die Bedeutungen einiger SI-Präfixe ablesen.

Präfix	Abkürzung	Bedeutung
Tera...	T	1.000.000.000.000 oder 10^{12}
Giga...	G	1.000.000.000 oder 10^9
Mega...	M	1.000.000 oder 10^6
Kilo...	k	1000 oder 10^3
Hekto...	h	100 oder 10^2
Deka...	da	10 oder 10^1
Dezi...	d	0,1 oder 10^{-1}
Zenti...	c	0,01 oder 10^{-2}
Milli...	m	0,001 oder 10^{-3}
Mikro...	μ	0,000001 oder 10^{-6}
Nano...	n	0,000000001 oder 10^{-9}
Pico...	p	0,000000000001 oder 10^{-12}

Tabelle A.1: SI-Präfixe

Länge

Die SI-Basiseinheit für die Länge ist der *Meter*. Die genaue Definition des Meters hat sich über die Jahre verändert. Heute definiert man einen Meter als die Länge der Strecke, die das Licht im Vakuum innerhalb von $\frac{1}{299792458}$ Sekunden zurücklegt. Hier sind einige SI-Längeneinheiten:

1 Millimeter (mm) = 1000 Mikrometer (μm)

1 Zentimeter (cm) = 10 Millimeter (mm)

1 Meter (m) = 100 Zentimeter (cm)

1 Kilometer = 1000 Meter (m)

Und hier sind ein paar Umrechnungen in das englische System:

1 mile (mi) = 1,61 Kilometer (km)

1 yard (yd) = 0,914 Meter (m)

1 inch (in) = 2,54 Zentimeter (cm)

Masse

Die SI-Basiseinheit für die Masse ist das *Kilogramm*. Das entspricht dem Gewicht eines standardisierten Iridium-Zylinders mit einem Durchmesser von 39 mm und einer Höhe von 39 mm, der im *Internationalen Büro für Maße und Gewichte* aufbewahrt wird. Hier sind einige SI-Masseeinheiten:

1 Milligramm (mg) = 1000 Mikrogramm (μg)

1 Gramm (g) = 1000 Milligramm (mg)

1 Kilogramm (kg) = 1000 Gramm (g)

Und hier sind ein paar Umrechnungen aus dem englischen System:

1 pound (lb) = 454 Gramm (g)

1 ounce (oz) = 28,4 Gramm (g)

1 pound (lb) = 0,454 Kilogramm (kg)

1 grain (gr) = 0,0648 Gramm (g)

1 Carat (car) = 200 Milligramm (mg)

Volumen

Die SI-Basiseinheit für das Volumen ist der *Kubikmeter*. Chemiker verwenden aber in der Regel die Einheit *Liter*. Ein Liter entspricht $0,001 \text{ m}^3$. Hier sind einige SI-Volumeneinheiten:

1 Milliliter (ml) = 1 Kubikzentimeter (cm^3)

1 Milliliter (ml) = 1000 Mikroliter (μl)

1 Liter (l) = 1000 Milliliter (ml)

Und hier sind ein paar Umrechnungen aus dem englischen System:

1 quart (qt) = 0,946 Liter (l)

1 pint (pt) = 0,473 Liter (l)

1 fluid ounce (fl oz) = 29,6 Milliliter (ml)

1 gallon (gal) = 3,78 Liter (l)

Temperatur

Die SI-Basiseinheit für die Temperatur ist *Kelvin*. Hier sind die drei wichtigsten Formeln für die Umrechnung von Temperaturen:

Celsius in Fahrenheit: ${}^\circ\text{F} = (9/5) {}^\circ\text{C} + 32$

Fahrenheit in Celsius: ${}^\circ\text{C} = (5/9)({}^\circ\text{F} - 32)$

Celsius in Kelvin: $\text{K} = {}^\circ\text{C} + 273$

Druck

Die SI-Basiseinheit für den Druck ist *Pascal*, wobei ein Pascal einem Newton pro Quadratmeter entspricht. Der Druck kann aber auch in anderen Einheiten ausgedrückt werden. Deshalb folgen hier ein paar nützliche Umrechnungsformeln:

1 mm Quecksilbersäule (mm Hg) = 1 Torr

1 Atmosphäre (atm) = 760 mm Quecksilbersäule (mm Hg) = 760 Torr

1 Atmosphäre (atm) = 101 Kilopascal (kPa)

Energie

Die SI-Basiseinheit für Energie (beispielsweise in Form von Wärme) ist *Joule*, am gebräuchlichsten ist jedoch immer noch die metrische Wärmeeinheit, die *Kalorie*. Hier sind einige nützliche Umrechnungsformeln:

$$1 \text{ Kalorie (cal)} = 4,187 \text{ Joule (J)}$$

$$1 \text{ Nahrungskalorie (Cal)} = 1 \text{ Kilokalorie (kcal)} = 4.187 \text{ Kilojoule (kJ)}$$

$$1 \text{ British thermal unit (BTU)} = 252 \text{ Kalorien (cal)} = 1053 \text{ Joule (J)}$$

Wie man mit sehr großen und sehr kleinen Zahlen umgeht



Wer in der Chemie sein Brot verdient, gewöhnt sich schnell daran, mit sehr großen und sehr kleinen Zahlen zu hantieren. Wenn Chemiker etwa über die Anzahl der Saccharosemoleküle in einem Gramm Zucker sprechen, ist das eine sehr große Zahl. Geht es jedoch um das Gewicht eines Saccharosemoleküls in Gramm, ist von einer sehr kleinen Zahl die Rede. Natürlich kann man solche Zahlen ausschreiben, aber das würde schnell unpraktikabel. Viel leichter und übersichtlicher sind da die exponentielle und die wissenschaftliche Schreibweise.

Exponentielle Schreibweise

Bei der *exponentiellen Schreibweise* wird eine Zahl als Zehnerpotenz dargestellt. Dabei kommt es nicht darauf an, an welcher Stelle das Komma steht. Hauptsache, die Zehnerpotenz ist die richtige. Bei der *wissenschaftlichen Schreibweise* sitzt das Komma immer zwischen der ersten und der zweiten Stelle (von links betrachtet), wobei an der ersten Stelle keine Null stehen darf.

Ein Beispiel: Nehmen wir an, es geht um einen Gegenstand mit einer Länge von 0,00125 Metern. Diese Länge kann man exponentiell auf verschiedene Arten notieren:

$0,00125 \text{ m} = 0,0125 \times 10^{-2} \text{ m}$ oder $0,125 \times 10^{-3} \text{ m}$ oder $1,25 \times 10^{-4} \text{ m}$ oder $12,5 \times 10^{-5} \text{ m}$ und so weiter.

All diese Beispiele sind mathematisch korrekt dargestellte Exponentialzahlen. Bei der wissenschaftlichen Schreibweise wird das Komma so gesetzt, dass links davon eine Zahl größer als null steht. Bei unserem Beispiel entspricht die wissenschaftliche Schreibweise $1,25 \times 10^{-3} \text{ m}$. Die meisten Wissenschaftler verwenden automatisch diese Art der Zahlendarstellung.

Hier sind ein paar Beispiele für Zehnerpotenzen und die entsprechenden Zahlen:

$$1 \times 10^0 = 1$$

$$1 \times 10^1 = 10$$

$$1 \times 10^2 = 1 \times 10 \times 10 = 100$$

$$1 \times 10^3 = 1 \times 10 \times 10 \times 10 = 1000$$

$$1 \times 10^4 = 1 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 = 10000$$

$$1 \times 10^5 = 1 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 = 100000$$

$$1 \times 10^{10} = 1 \times 10 = 10.000.000.000$$

$$1 \times 10^{-1} = 0,1$$

$$1 \times 10^{-2} = 0,01$$

$$1 \times 10^{-3} = 0,001$$

$$1 \times 10^{-10} = 0,0000000001$$

Addition und Subtraktion

Damit man Zahlen in exponentieller Schreibweise addieren oder subtrahieren kann, müssen sie dieselbe Zehnerpotenz haben. Ist dies nicht der Fall, muss man sie gleichnamig machen. Hier ist ein Beispiel:

$$(1,5 \times 10^3 \text{ g}) + (2,3 \times 10^2 \text{ g}) = (15 \times 10^2 \text{ g}) + (2,3 \times 10^2 \text{ g}) = 17,3 \times 10^2 \text{ g} \text{ (exponentielle Schreibweise)} = 1,73 \times 10^3 \text{ g} \text{ (wissenschaftliche Schreibweise)}$$

Bei der Subtraktion verfährt man genau so.

Multiplikation und Division

Um Exponentialzahlen zu multiplizieren, multipliziert man die Koeffizienten (die Basiszahlen) und addiert die Exponenten (die Zehnerpotenzen):

$$(9,25 \times 10^{-2} \text{ m}) \times (1,37 \times 10^{-5} \text{ m}) = (9,25 \times 1,37) \times 10^{(-2 + -5)} = 12,7 \times 10^{-7} = 1,27 \times 10^{-6}$$

Um Exponentialzahlen zu dividieren, dividiert man die Koeffizienten und subtrahiert den Exponenten des Nenners vom Exponenten des Zählers:

$$(8,27 \times 10^5 \text{ g}) / (3,25 \times 10^3 \text{ ml}) = (8,27 / 3,25) \times 10^{5-3} \text{ g/ml} = 2,54 \times 10^2 \text{ g/ml}$$

Zahlen potenzieren

Wenn man eine exponentiell notierte Zahl potenzieren will, potenziert man zunächst den Koeffizienten und multipliziert dann die Exponenten:

$$(4,33 \times 10^{-5} \text{ cm})^3 = (4,33)^3 \times 10^{-5 \times 3} \text{ cm}^3 = 81,2 \times 10^{-15} \text{ cm}^3 = 8,12 \times 10^{-14} \text{ cm}^3$$

Rechnen mit dem Taschenrechner

Wissenschaftliche Taschenrechner sind eine echte Erleichterung und sparen Zeit, die der Arbeit an den eigentlichen Problemen zugute kommt.

B > Wie man mit sehr großen und sehr kleinen Zahlen umgeht

Mit einem Taschenrechner kann man Exponentialzahlen addieren und subtrahieren, ohne die Potenzen anpassen zu müssen. Aufpassen muss man nur, dass man beim Eingeben alles richtig macht. Ich möchte Ihnen deshalb kurz erläutern, wie das geht:

Ich nehme mal an, dass Ihr Taschenrechner eine Taste mit der Aufschrift *EXP* hat. Dieses EXP steht für $x 10$. Wenn Sie die EXP-Taste gedrückt haben, können Sie die Zehnerpotenz eingeben. Wenn Sie beispielsweise die Zahl $6,25 \times 10^3$ eingeben wollen, tippen Sie zunächst die 6,25 ein, drücken dann EXP und tippen dann die 3 ein.

Wie steht es mit negativen Potenzen? Wenn Sie etwa die Zahl $6,05 \times 10^{-12}$ eingeben wollen, tippen Sie die 6,05, drücken EXP, geben 12 ein und drücken dann die $^{+/-}$ Taste.



Wenn Sie mit einem Taschenrechner arbeiten, tippen Sie bei Exponentialzahlen *nicht x 10* ein. Drücken Sie stattdessen die Taste EXP und geben Sie anschließend die Zehnerpotenz ein.

Methoden zur Umrechnung von Einheiten



Sie werden nicht selten feststellen, dass es gar nicht so einfach ist, sich die ermittelten Daten so zurechtzulegen, dass man ein Problem lösen kann. Ein wissenschaftlicher Taschenrechner nimmt Ihnen zwar die Rechenarbeit ab, aber er sagt Ihnen nicht, was Sie multiplizieren oder teilen müssen.

Deshalb muss man wissen, wie man mit Einheiten rechnet und wie man Einheiten umrechnet. Es gilt, zwei Grundregeln zu beachten:

- ✓ **Regel 1:** Schreiben Sie immer die Zahl und die damit verbundene Einheit zusammen auf. In der Chemie gibt es kaum Zahlen ohne eine damit verbundene Einheit. Als einzige Ausnahme fällt mir die Konstante Pi ein.
- ✓ **Regel 2:** Berücksichtigen Sie bei allen mathematischen Operationen die Einheiten und kürzen Sie diese so lange, bis Sie die Einheit haben, die Sie für das Ergebnis benötigen. Jeder Schritt muss dabei eine wahre mathematische Aussage sein.

Wie wäre es mit einem Beispiel, damit Sie sehen, wie man diese Regeln in der Praxis umsetzt? Stellen Sie sich ein Objekt vor, das sich mit einer Geschwindigkeit von 75 Meilen pro Stunde bewegt. Sie sollen diese Geschwindigkeit in Kilometer pro Sekunde (km/s) umrechnen. Zunächst notieren Sie Ihre Ausgangsposition:

$$\frac{75 \text{ mi}}{1 \text{ h}}$$

Denken Sie daran, dass Sie gemäß Regel 1 die Einheit und die dazugehörende Zahl in die Gleichung gehören.

Rechnen Sie nun Meilen in Fuß um und kürzen Sie dabei die Einheit Meilen gemäß Regel 2.

$$\frac{75 \text{ mi}}{1 \text{ h}} \times \frac{5.280 \text{ ft}}{1 \text{ mi}}$$

Rechnen Sie nun die Einheit Fuß in Inches um:

$$\frac{75 \text{ mi}}{1 \text{ h}} \times \frac{5.280 \text{ ft}}{1 \text{ mi}} \times \frac{12 \text{ in}}{1 \text{ ft}}$$

Rechnen Sie die Inches in Zentimeter um:

$$\frac{75 \text{ mi}}{1 \text{ h}} \times \frac{5.280 \text{ ft}}{1 \text{ mi}} \times \frac{12 \text{ in}}{1 \text{ ft}} \times \frac{2,54 \text{ cm}}{1 \text{ in}}$$

Rechnen Sie die Zentimeter in Meter um:

$$\frac{75 \text{ mi}}{1 \text{ h}} \times \frac{5.280 \text{ ft}}{1 \text{ mi}} \times \frac{12 \text{ in}}{1 \text{ ft}} \times \frac{2,54 \text{ cm}}{1 \text{ in}} \times \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}}$$

Und schließlich die Meter in Kilometer:

$$\frac{75 \text{ mi}}{1 \text{ h}} \times \frac{5.280 \text{ ft}}{1 \text{ mi}} \times \frac{12 \text{ in}}{1 \text{ ft}} \times \frac{2,54 \text{ cm}}{1 \text{ in}} \times \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} \times \frac{1 \text{ km}}{1000 \text{ m}}$$

Machen Sie erst mal eine Pause und strecken Sie sich ein wenig. So, jetzt können Sie sich dem Nenner des Ausgangsbruchs widmen und die Stunden in Minuten umrechnen:

$$\frac{75 \text{ mi}}{1 \text{ h}} \times \frac{5.280 \text{ ft}}{1 \text{ mi}} \times \frac{12 \text{ in}}{1 \text{ ft}} \times \frac{2,54 \text{ cm}}{1 \text{ in}} \times \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} \times \frac{1 \text{ km}}{1000 \text{ m}} \times \frac{1 \text{ h}}{60 \text{ min}}$$

Rechnen Sie nun die Minuten in Sekunden um:

$$\frac{75 \text{ mi}}{1 \text{ h}} \times \frac{5.280 \text{ ft}}{1 \text{ mi}} \times \frac{12 \text{ in}}{1 \text{ ft}} \times \frac{2,54 \text{ cm}}{1 \text{ in}} \times \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} \times \frac{1 \text{ km}}{1000 \text{ m}} \times \frac{1 \text{ h}}{60 \text{ min}} \times \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}}$$

Jetzt haben Sie die Einheit Kilometer pro Sekunde (km/s) und können das Ergebnis berechnen:

0,033528 km/s

Sie können das Ergebnis jetzt auf die richtige Anzahl relevanter Stellen runden. Wie man das macht, finden Sie in Anhang D erklärt. Richtig gerundet sieht unser Ergebnis so aus:

0,034 km/s oder $3,4 \times 10^{-2}$ km/s

Die hier geschilderte Vorgehensweise ist zwar richtig, stellt aber gewiss nicht den einzigen richtigen Weg dar. Je nachdem, welche Umrechnungsfaktoren Sie kennen oder verwenden, gibt es unter Umständen viele Wege, die zum richtigen Ergebnis führen.

Ich will Ihnen noch ein Beispiel vorrechnen, um Sie auf einen anderen Punkt aufmerksam zu machen. Nehmen wir an, Sie haben einen Gegenstand mit einer Grundfläche von 35 Quadratinches und wollen wissen, wie viel Quadratmeter das sind. Auch hier müssen Sie zuerst einmal Ihren Ausgangspunkt festhalten:

$$\frac{35,0 \text{ in}^2}{1}$$

C ► Methoden zur Umrechnung von Einheiten

Jetzt müssen Sie die Inches in Zentimeter umrechnen. Dabei müssen die Quadratinches gekürzt werden. In dem neuen Bruch müssen die Inches quadriert werden, und wenn die Einheit quadriert wird, muss auch die Zahl quadriert werden. Und wenn der Nenner quadriert wird, muss auch der Zähler quadriert werden:

$$\frac{35,0 \text{ in}^2}{1} \times \frac{(2,54 \text{ cm})^2}{(1 \text{ in})^2}$$

Nun rechnen Sie auf dieselbe Weise Quadratzentimeter in Quadratmeter um:

$$\frac{35,0 \text{ in}^2}{1} \times \frac{(2,54 \text{ cm})^2}{(1 \text{ in})^2} \times \frac{(1 \text{ m})^2}{(100 \text{ cm})^2}$$

Jetzt sind Sie bei Ihrer Zieleinheit angelangt und können das Ergebnis ausrechnen:

$$0,0225806 \text{ m}^2$$

Wenn Sie dieses Ergebnis auf die richtige Anzahl der relevanten Stellen runden (siehe Anhang D), sieht es so aus:

$$0,023 \text{ m}^2 \text{ oder } 2,3 \times 10^{-2} \text{ m}^2$$

Mit ein wenig Übung wird sich der Nebel lichten und Sie werden das Rechnen mit Einheiten nur so aus dem Ärmel schütteln. Auf diese Weise bin ich gut durch meine Einführungsseminare in Physik gekommen!

Relevante Stellen und das Runden



Relevante Stellen sind die Dezimalstellen, die man am Ende einer mathematischen Berechnung als Lösung hinschreibt. Wenn ich Ihnen sage, dass ein Student als Dichte eines Objekts den Wert 2,3 g/ml und ein Kommititone für dasselbe Objekt den Wert 2,272589 g/ml ermittelt hat, werden Sie wohl davon ausgehen, dass der zweite Wert das Ergebnis eines genauer durchgeföhrten Experimentes ist. Damit könnten Sie Recht haben, Sie könnten aber auch daneben liegen. Solange Sie nicht wissen, ob beide Studenten sich an die Konvention der relevanten Stellen gehalten haben, können Sie nicht mit Sicherheit sagen, wer von beiden sein Experiment genauer durchgeföhrte hat. Die Anzahl der Dezimalstellen eines Wertes gibt dem Leser einen Hinweis darauf, wie genau der Wert gemessen worden ist. Wie viele Stellen relevant sind, hängt davon ab, wie genau eine Messung erfolgen kann. Dieser Anhang zeigt Ihnen, wie Sie die Anzahl der relevanten Stellen einer Zahl ermitteln und wie Sie Ergebnisse bis auf die Anzahl der relevanten Stellen runden.

Zahlen: Genau und gezählt oder gerundet

Wenn ich Sie frage, wie viele Autos Ihre Familie besitzt, müssen Sie wohl nicht lange überlegen. Egal ob Ihre Antwort 0, 1, 2 oder 10 lautet, Sie kennen die Anzahl der Autos in Ihrer Familie genau. Man spricht in solchen Fällen von *gezählten Zahlen*. Wenn ich Sie frage, wie viele Dezimeter ein Meter hat, wird Ihre Antwort 10 lauten. Das ist eine *genaue Zahl*. Eine andere genaue Zahl ist die Anzahl der Zentimeter, die ein Dezimeter hat – 10. Diese Anzahl ist genau so definiert. Bei gezählten und genauen Zahlen sind die Ergebnisse immer eindeutig. Solange man mit solchen Zahlen arbeitet, braucht man sich um maßgebliche Stellen keine Gedanken zu machen.

Nehmen wir einmal an, ich forderte Sie und ein paar Ihrer Freunde auf, die Länge eines Objektes so genau wie möglich mit einem einen Meter langen Stab zu messen. Sie würden mir daraufhin die folgenden Ergebnisse abliefern: 2,67 m, 2,65 m, 2,68 m, 2,61 m und 2,63 m. (Was, Sie haben nicht so viele Freunde? Das tut mir Leid.) Wer hat nun Recht?

Bei der Messung einer physikalischen Größe (hier der Länge) vergleicht man den zu messenden Gegenstand mit einer Einheit dieser Größe. Wird dieser Vergleich unter gleichen Bedingungen wiederholt vorgenommen, so werden die Messwerte voneinander und auch von dem tatsächlichen Wert der Messgröße abweichen. Denn Messwerte sind immer mit einer bestimmten Unsicherheit behaftet. Die Anzahl der relevanten Stellen eines Messergebnisses hängt von der am wenigsten verlässlich *gemessenen* Zahl ab.

Bestimmung der relevanten Stellen einer gemessenen Zahl

Im Folgenden präsentiere ich Ihnen die Regeln, nach denen man die relevanten Stellen einer gemessenen Zahl ermittelt.

- ✓ **Regel 1:** Alle Stellen, die nicht mit einer Null besetzt sind, sind relevant. Die Zahl 676 hat also drei relevante Stellen, $5,3 \times 10^5$ hat zwei und $0,2456$ hat deren vier. Gedanken machen müssen Sie sich nur über die Nullen.
- ✓ **Regel 2:** Alle Nullen zwischen nicht mit einer Null besetzten Stellen sind relevant. Die Zahl 303 etwa hat drei relevante Stellen, die Zahl 425003704 neun und 2037×10^{-6} hat deren vier.
- ✓ **Regel 3:** Alle Nullen links von der ersten nicht mit einer Null besetzten Stelle sind *nicht* relevant. Die Zahl 0,0023 etwa hat zwei relevante Stellen und die Zahl 0,0000050023 hat fünf (in wissenschaftlicher Notation wäre das die Zahl $5,0023 \times 10^{-6}$).
- ✓ **Regel 4:** Nullen rechts neben der letzten nicht mit einer Null besetzten Stelle sind relevant, wenn die Zahl ein Komma aufweist. Die Zahl 3030,0 etwa hat fünf relevante Stellen, die Zahl 0,000230340 hat sechs und die Zahl $6,30300 \times 10^7$ hat ebenfalls sechs.
- ✓ **Regel 5:** Nullen rechts neben der letzten nicht mit einer Null besetzten Stelle sind nicht relevant, wenn die Zahl kein Komma aufweist. (Eigentlich müsste ich sagen, dass ich eigentlich nicht weiß, wie es sich mit diesen Nullen verhält, wenn kein Komma vorhanden ist. Dazu müsste ich wissen, wie ein konkreter Wert gemessen wurde. Die meisten Wissenschaftler halten sich jedoch an die Konvention, dass Nullen rechts neben der letzten nicht mit einer Null besetzten Stelle nicht relevant sind, wenn die Zahl kein Komma hat.) Die Zahl 72000 hätte also zwei relevante Stellen, die Zahl 50500 deren drei.

Die richtige Anzahl relevanter Stellen angeben

Im Allgemeinen wird die Anzahl der relevanten Stellen, die man schließlich bei einer Berechnung angibt, von dem am wenigsten verlässlich gemessenen Wert bestimmt. Welcher Wert das ist, hängt wiederum von den jeweils zugrunde liegenden mathematischen Operationen ab.

Addition und Subtraktion

Bei der Addition und der Subtraktion hat das Ergebnis so viele Stellen hinter dem Komma wie die an der Operation beteiligte Zahl mit den wenigsten Dezimalstellen. Ein Beispiel:

$$2,675 \text{ g} + 3,25 \text{ g} + 8,872 \text{ g} + 4,5675 \text{ g}$$

Der Taschenrechner zeigt das Ergebnis 19,3645 an, aber dieses Ergebnis wird auf die Hundertstel gerundet, weil die Zahl 3,25 mit zwei Dezimalstellen die wenigsten Stellen hinter dem Komma aufweist. Das gerundete Ergebnis beträgt dann 19,36.

Multiplication und Division

Bei der Multiplikation und der Division hat das Ergebnis so viele relevante Stellen wie die an der Operation beteiligte Zahl mit den wenigsten relevanten Stellen. Beachten Sie, dass gezählte und genaue Zahlen bei der Ermittlung der relevanten Stellen keine Berücksichtigung finden. Nehmen wir an, Sie berechnen die Dichte in Gramm pro Liter eines Objekts, das 25,3573 (sechs relevante Stellen) Gramm wiegt und ein Volumen von 10,50 (vier relevante Stellen) Millilitern hat. So sieht Ihre Ausgangsposition aus:

$$(25,3573 \text{ g}/10,50 \text{ ml}) \times 1000 \text{ ml/l}$$

Der Taschenrechner zeigt das Ergebnis 2414,981000 an. Die erste Zahl hat sechs relevante Stellen, die zweite vier (die 1000 ml/l bleiben unberücksichtigt, weil es sich um eine genaue Umformung handelt). Das Endergebnis sollte also vier relevante Stellen aufweisen. Das notierte Ergebnis ist somit 2415 g/l. Gerundet wird immer nur das Endergebnis, keinesfalls eventuelle Zwischenwerte.

Zahlen runden

Beim Runden gilt es, folgende Regeln zu beachten:

- ✓ **Regel 1:** Betrachten Sie die erste Stelle, die wegfallen soll. Steht dort eine 5 oder eine größere Zahl, kappen Sie diese Zahl und alles, was danach kommt und erhöhen den Zahlenwert der letzten beibehaltenen Stelle um 1. Nehmen wir an, Sie wollen die Zahl 237,768 auf vier relevante Stellen runden. Die 6 und die 8 fallen also weg. Die 6, die auf der ersten wegfallenden Stelle steht, ist größer als 5, also wird der Wert der letzten beibehaltenen Stelle um 1 auf 8 erhöht. Die gerundete Zahl heißt 237,8.
- ✓ **Regel 2:** Ist der Wert der ersten wegfallenden Stelle kleiner als 5, kappen Sie diese Zahl und alles, was danach kommt und lassen den Zahlenwert der letzten beibehaltenen Stelle unverändert. Nehmen wir an, Sie wollen die Zahl 2,35427 auf drei relevante Stellen runden. Die 4, die 2 und die 7 fallen also weg. Die 4, die auf der ersten wegfallenden Stelle steht, ist kleiner als 5, also bleibt der Wert der letzten beibehaltenen Stelle unverändert. Die gerundete Zahl heißt 2,35.

Stichwortverzeichnis

A

Abgasgrenzwerte 258

Abwasserreinigung 312

biologische 313

chemische 314

mechanische 312

Additionspolymer 264

Polyethylen 265

Polystyrol 267

Polytetrafluorethylen 268

Propylen 266

PVC 267

Tabelle 269

Additionspolymerisation 264

Additionsreaktion 243

Hydratation 244

Hydrierung 243

Adstringens 282

Aftershave 283

Aktinide 72

Aktivierungsenergie 156

der Reaktion 136

Aktivierungsenergiemaximum 138, 156

Aktivkohlefilter 314, 315

Akzeptor 204

Aldehyd 248

Alkalimetalle 76

Alkaloide 250

Alkalose 215

Alkan 236, 254

allgemeine Formel 236

Benennungsbeispiel 240

Benennungsregeln 239

Ringsysteme 242

Summen- und Strukturformel 237

Tabelle 237

unverzweigtes 236

Alkene 236, 243, 254

Namen 243

Polymerisation 244

Reaktionen 243

Alkine 236, 244

Alkohol 246

Oxidation 247

Allzweckreiniger 279

Alphastrahlung 84

Altersbestimmung

radioaktive 89

Aluminium 159

Aluminiumdose 171

Aluminumerz 171

Aluminiumoxid 171

Amide 250

Amine 250

Ammoniak 145

Synthese von 147

Ammoniakgas 152

Ammoniumchlorid 169

Ammoniumkarbonat 111

Analytische Chemie 30

Anion 104, 307, 324

Anode 168

Anorganische Chemie 30

Antimaterie 86

Antitranspirant 280

Anziehung

elektrostatische 104

Archimedes 319

Archimedes-Prinzip 44

Arrhenius

Theorie der Säuren und Basen 203

Aspartam 322

Asphalt 253

Aspirin 289

Äthylalkohol *siehe* Ethylalkohol

Atmosphäre 291

Atom 40, 81

Atomare Masse

Wasserstoff 67

Atombombe 91

Atomgewicht 53

Atomkern 59, 326

Atomkraftwerk 92

Atommüll 93

Atomzahl 53

Auto-Kühlsystem 197
Autobatterie 44
Avogadro, Amedeo 228, 323
Avogadro-Konstante 323
Avogadro-Zahl 178, 323
Avogadros Gesetz 228
Azidose 215

B

Backpulver 201
Bakterien
 aerobe 312, 314
 anaerobe 312, 314
Barometer 220
Base
 Eigenschaften 202
 im Alltag 202
 mikroskopisch betrachtet 202
 organische 250
 schwache 208
 starke 206
Basiseinheit 331
Basisnote 284
Batterie 160
Baumwolle 261
Becquerel, Henri 321, 324
Belebtschlamm 314
Belebungsbecken 314
Benennung
 organische Verbindungen 239
Benzin 236
 bleifreies 259
 Oktanzahl 256
 Sommerqualität 256
Verbrennung 255
Voraussetzungen für optimale Verbrennung 255
 Winterqualität 256
Benzin-Additiv
 Blei 257
Benzinproduktion 251
Bergbau
 Schwermetallbelastung 309
Betastrahlung 84
Betateilchen 85
Biatomares Molekül 116
Bilanz der Zerfallsreaktion 82
Bindemittel 282

Bindung
 chemische 104
 koordinative 204
 kovalente 105, 204, 235
 polarkovalente 129
Bindungstypen 100
Biochemie 30
Biotechnik 30
Bitumen 253
BleiaKKU 170
Bleichlauge 278
Bleichmittel 278
Bleidioxid 170
Blutzelle 199
Boden
 Versauerung 300
Bohr, Niels 56, 323
Bohr-Modell 57
Bohrsches Atommodell 323
Boyle, Robert 222
Boyles Gesetz 222, 223
Brennstoff
 fossiler 92, 216, 251, 291, 296
Bromid-Anion 109
Brönsted 208
Brönsted-Lowry-Theorie 204
Brunnenwasser 315
Brutreaktor 93
BSB 312
Bürette 211
Butan 146

C

Carbonsäuren 247
Celsius 47
Charles, Jacques 224
Charles Gesetz 224
Chemie
 analytische 30
 angewandte 32
 anorganische 30
 organische 30, 235
 physische 30
 reine 31
Chemielehrer 34
Chemiker
 forensischer 34
Chlor 102

Chrom 159
Chromteil
Schwermetallbelastung 308
Clean Air Act 258
Cracken 254
katalytisches 254, 256
Creme 281
Curie, Marie 324
Cycloalkan 242

D

d-Orbital 78
Dalton, John 324
Daltons Gesetz 231
Dampfdruck 195
Dampfdruckerniedrigung 195
Daniell-Zelle 167
Dauerwelle 288
Denaturierung 246
Deodorant 280
Deposition 39
Destillation 252, 314
fraktionierte 252
Detergents 275, 276
synthetisches 278
Diabetes 215
Dieselöl 253
Diffusion 231
Dimethylether 121
Dipol 128, 130
Dipol-Dipol-Wechselwirkung 130
Dispersionskraft 130
Dissoziationskonstante *siehe*
Gleichgewichtskonstante
Disulfid-Bindung 286, 288
Donator 204
Doppelbindung 236
Drehimpulsquantenzahl 58
Drei-Wege-Katalysator 259
Dreifachbindung 236
Druck 218
atmophärischer 220
Einheit 333
Einheiten 220
osmotischer 195
Duftstoff 283
Dunstglocke 297

E

Edelgas 76
Edelgaskonfiguration 120
Edukt 204
Effusion 231, 232
Eigenschaft
extensive 43
intensive 43
Eigenschaften
kolligative 187
Einheit
international 331
umrechnen (Beispiele) 339
Einheiten-Umwandlungsmethode 42
Eis 306
Elektrode 167, 324
Elektrodenkoks 253
Elektrogalvanisierung 161
Elektrolyse 171, 324
Elektrolyt 68, 113, 324
Elektron 51
Elektronegativität 115, 126, 305
Elektronenaufnahme 84
Elektronenformel 204
Elektronenkonfiguration 62, 76, 103
Elektronenpaarbindung 204
Elektronenpaargeometrie 132, 133
Elektronenpunktformel 117
Elektronenschale 56
Elektronensee 118
Elektronentransfer 115, 167
Elektrostatische Anziehung 104
Elemente 30
Emulsion 281
Endotherme Reaktion 136
Energie
Einheit 334
kinetische 46
potentielle 46
Energieniveau 56
Energieniveaudiagramm 62, 102
Engpassreaktante 185
Enthaarungscreme 287
Entschwefelung
nasse 302
Entschwefelungsanlage 297
Enzyme 276
Erdalkali-Metalle 76

Erdatmosphäre 292

Erdöl 251

Erlenmeyer-Kolben 211

Erwärmung

 globale 296, 301

Ester 248, 269

Ether 249

Ethylalkohol 121

Eutrophierung 276, 311

Exotherme Reaktion 136

Exponentialzahlen 335

F

Fahlberg, Constantin 322

Fahrenheit 47

Familien 72

Faraday, Michael 324

Farbstoff

 synthetischer 320

FAT 181

FCKW 242, 293, 294, 295

FCKW-Halon-Verbots-Verordnung 295

Festkörper 37

Fiedler-Weiss, Dr. Virginia 322

Filter

 elektrostatischer 297, 301

Fixiermittel 283

Flugbenzin 253

Fluorchlorkohlenwasserstoff 242, 294

Flüssiggas 253

Flüssigkeit 36

Formaldehyd 161

Formel

 strukturierte 133

Formelbindung 119

Fraktion 252

Fraktionierturm 253

Francium 76

Frey, Art 322

Füllstoff 276

Funktionelle Gruppe 245

Fusion 95

Fusionsverbrennungskonzept 96

G

Gammastrahlung 85

Gammastrahlungsemision 85

Gas

 leichtes 293

 mikroskopisch betrachtet 217

Gasesetz 222

 kombiniertes 227

Gaspartikel 31

 Bewegung 218

 Volumen 218

Gastheorie

 kinetische 217

Gay-Lussac, Joseph-Louis 226

Gay-Lussacs Gesetz 226

Gefrierpunkt 38

Gefrierpunktterniedrigung 195, 196

Geometrie

 molekulare 236

Gerichtschemiker 34

Gerüststoffe 276

Gesättigt 243

Gesichtspuder 282

 typische Zusammensetzung 282

Gesichtswasser 283

Gewicht

 spezifisches 44

Gewichtsprozentsatz 190

Gewinnschwelle 96

Gleichgewicht

 chemisches 135

 dynamisches chemisches 148

Gleichgewichtskonstante

 für schwache Säuren 206, 218

Gleichung

 molekulare 141

Glocke 253

Goodyear, Charles 320

Grabtuch Christi 89

Grahams Gesetz 231

Grundwasser 304

Grundwasserleiter 305

Grundzustand 56

Gruppe

 funktionelle 245

Gurke 199

H

Haar

 Aufbau 286

 bleichen 287

Haarfarbe 287
dauerhaft färben 287
vorübergehend färben 287
Haarspray 291, 293
Haarwachstum 290
Haarwuchsmittel 322
Haber-Prozess 145, 149, 183
Haber-Reaktion 152
Haftnotiz 322
Halb-Reaktion 162
Halbe Reaktionen 159
Halbmetalle 73
Halbwertszeit eines Isotops 87
Halogen 76, 102, 242
Halon 295
Hämolyse 199
Hauptquantenzahl 58
Hautcreme
typische Zusammensetzung 281
Hautkrebs 293
Heizöl 253
Heterogener Katalysator 156
Homogener Katalysator 157
Hortensie 210
Hydrierung 244
Hydrolyse 275
Hydrophil 274
Hydrophob 274
Hyperventilation 215
Hypothese 33

I

Ideale Gaskonstante 229
Ideales Gas 220
Ideales Gasgesetz
Gleichung 229
Indikator 210
Lackmus 210
Phenolphthalein 211
Induktion
magnetische 324
Industrieanlage
Schwermetallbelastung 309
Industriechemiker 34
Industrielle Revolution 291
Inversionswetterlagen 297
Ion 103
Ionen-Gleichung 142, 164

Ionenaustausch 314
Ionenaustauschharz 277
Ionenbindung 101
Ionenelektronenmethode 164
Ionenladung 107, 111
Ionenverbindung 104
isoelektrisch 103, 104
Isomer 121, 238
Isooktan 256
Isotop 66, 82
radioaktives 84
IUPAC 239

J

Joule 49

K

Kaliumnitrat 190
Kaliumphosphat 111
Kalorie 49, 173
Kapselung 95
Katalysator 156, 157
Auto 258, 298
heterogener 156
homogener 157
Katalyse
heterogene 156
homogene 157
Katalytschicht 298
Kathode 168
Kation 67, 103, 307, 324
polyatomares 68
Kaverne 315
Kekulé, Friedrich 321
Kelvin 47
Keratin 286
Kernkräfte 53
Kernladungszahl 69, 72
Kernreaktion 82
Kernspaltung 82, 90
Kerntreibstoff 94
Kernumwandlung 83
Kerosin 253
Keton 248
Kettenreaktion 90, 264
KISS-Prinzip 121
Kläranlage 312

Klimaanlage 291, 294
Klopffestigkeit 254
Koeffizient 148
Kohlendioxid 89, 136, 301
Kohlenmonooxid 136
Kohlenstoff-Atom 52
Kohlenstoff-C-14-Methode 89
Kohlenstoff-Chemie 235
Kohlenwasserstoff 235, 236
Alkene 243
Alkine 244
aromatischer 245
gesättigter 236
halogenierter 242
ungesättigter 243
unverbrannt 258, 298
Verbrennungseigenschaften 254
verzweigte 254
Kolibakterien 309
Kolligative Eigenschaft 195
Kollision
elastische 219
Kollisionstheorie 153
Kolloid 200
Kondensation 38
Kondensationspolymer
Polyamide 270
Polyester 270
Silikone 271
Kondensationspolymerisation 264, 269
Kondensationsreaktion
Alkohol 249
Konzentration 189
Kopfnote 283
Körperpuder 282
typische Zusammensetzung 282
Korrosionsschutzmittel 276
Kraftwerk
Emissionen 296
fossiles 92
Krenation 199
Kreuzregel 110, 111
Kristallgitter 37
Kühlmittel 294
Kunststoff
Abfälle 272
Haltbarkeit 272
Recycling 272
Kupfer 56, 141

L

Lackmus 210
Lackmus-Papier 210
Ladung
teilnegative 129
Länge
Einheit 332
Lanthaniden 72, 326
Latex 264
Lavoisier, Antoine 324
Le Chatelier
Prinzip von 149
Leichtentuch von Turin 89
Lewis-Dotformel *siehe* Elektronenformel
Lewis-Formel 124
Lewis-Strukturformel 117
Lichtgeschwindigkeit 90
Lichtschutzfaktor 285
Lidschatten 282
Lila 320
Limitierendes Reagenz 185
Linienspektrum 57
Lippenstift 283
typische Zusammensetzung 283
Lithium 76, 78
Lithiumchlorid 187
London-Smog 296, 297
Londonsche Dispersionskräfte 130, 219
Löslichkeit 188
Lösung 187
Lösungsmittel 188
Lotion 281
Lowry 208
LSF 285
Luftverschmutzung 216, 291, 295

M

Magensäure 215
Magnesium 73
Magnetquantenzahl 58, 59
Makromolekül 261
Manhattan Project 326
Manometer 220, 221
Maskara 282
Masse
Einheit 332
Massendefekt 90

Masseneinheit
 atomare 52, 178

Massenzahl 53

Materie 29

Melanin 285, 287

Membran

 semipermeable 198

Mendelejew, Dimitri 69, 325

Mesosphäre 292

Messwert 343

 relevante Stellen ermitteln 344

Metall 73

Metathesenreaktion 142

Meteorit 89

Meter 42

Methan 136

Minoxidil 290

Mischung 29

 heterogene 41

 homogene 41

Mittelnote 283

Modelle 32

Mol 178

Mol-Konzept 180

Molalität 189

Molare Konzentration 149

Molarität 189, 191

Molekül

 biatomares 116

 rechts und links drehend 320

Molekulargewicht 179

Molekülformel 120

Monomer 262

 synthetisches 263

Müllvermeidung 310

N

Nagellack 283

Nagellackentferner 249

Naphta 253

Narkosemittel 249

Natrium 56, 73

Natriumhydroxid 193

Natriumhypochlorit 191

Natriumperborat 276

Nebenwirkungen 132

Negativer Logarithmus 214

Netto-Ionen-Gleichung 142, 143, 162

Neutralisationsreaktion 143, 203

Neutron 51

Nichtelektrolyt 113

Niederschlag 142

O

Oberflächenspannung 306

Oberflächenwasser 304, 315

Oktanskala 256

Oktanzahl 254, 256

 an der Zapfsäule 256

Oktettregel 79, 103

Optischer Aufheller 277

Orbital 59, 76

Organische Synthese 235

Osmose 198

Osmotischer Druck 198

Oxidation 160

 Alkohol 248

Oxidationsreaktion 160

Oxidationszahl 107, 163

Oxidationszahlenmethode 164

Ozon 293, 298, 314

 schädliche Wirkungen 298

Ozonloch 293, 295

Ozonschicht 292, 293, 295

 Schädigung durch FCKWs 294

 Schutzfunktion 293

 Zerstörung 293

P

p-Orbital 78

PAN 298

Parfüm 283

 Komposition 283

Partialdruck 231

Partikel 36

 subatomares 40

Partikelgröße 153

Parts per Billion 189

Pasteur, Louis 320

Pauling, Linus 325

PE-HD 265, 272

PE-ND 265

Periodensystem 40, 69, 71, 325

Perkin, William 320

pH-Skala 212, 299

pH-Wert 210
Beispiele 214
Leben im Wasser 216
menschliches Blut 214
saurer Regen 216
Wasser 212
Phaeomelanin 287
Phasenänderung 37
Phenolphthalein 210, 211
Photosynthese 291, 295
Pi 339
Plastik 264
Plunkett, Roy 321
Polyaddition 264
Polyaddukte 264
Polyester 269
Polykondensation 264
Polymer 261
duroplastisches 263
Elastomere 264
Fasern 264
Klassifizierung 263
lineares 263
natürlich vorkommendes 261
Plastik 264
querverbundenes 263
synthetisches 263
thermoplastisches 263
verzweigtes 263
Polymerisation 244, 261
Positronenstrahlung 84
Potenz
Addition und Subtraktion 336
Multiplikation und Division 336
Potenzierung 336
ppm 194
Produkt 136, 204
Propan 144
Proton 40, 51
Prozentuale Ausbeute 184
Puffer 215
in unserem Blut 215
pz-Orbitale 64

O

Qualitätskontrolle 33
Quantentheorie 58
Quantenzahl 61

Quecksilber-Kation 108
Quecksilberbatterie 169

R

Radikal 264
Radioaktivität 82, 321, 324
Radon 97
Raffinerie 251
Raffinieren 251
Rauchgasentschwefelung
Funktionsweise 302
Rauchgasreinigung 301
Reaktanden 136
Reaktion
Aktivierungsenergie 136
endotherme 136, 139
exotherme 136, 138
hypothetische 138
Übergangszustand 138
Reaktionskoeffizient 136
Reaktionsort 153
Reaktionspfeil 83
Reaktionsrate 154
Reaktionsstöchiometrie 191
Reaktiver Punkt 137
Reaktorkern 92
Reale Ausbeute 185
Rechen 312
Rechnen mit dem Taschenrechner 336
Recycling 310
Redox-Reaktion 144, 147, 278
Reduktion 166
Reduktionsoxidationsreaktion 144
Reduzierendes Agens 162
Reformieren
katalytisches 254, 256
Regen
saurer 292, 299
Regenwasser 210
ph-Wert 299
Ressource
nicht erneuerbare 251
Rohbenzin 253
Rohöl 251
fraktionierte Destillation 252
Rotkohl 210
Runden, Regeln 345
Rutherford, Ernest 53, 325

S

s-Orbital 78
Saccharin 322
Saccharose 190
Salicylsäure 289
Salz 104
Salzbrücke 168
Salzlösung 195
Sandfang 312
Sauerstoff-Atom 40
Sauerstoffbedarf
 biochemischer 312
Säuerungsgrad 212
 relativer 212
Säure
 amphotere 209
 Eigenschaften 201
 im Alltag 202
 konzentrierte 193
 makroskopisch betrachtet 201
 mikroskopisch betrachtet 202
 monoprotische 206
 schwache 206
 Stärke 204
 starke 205
Säure-Base-Indikator 210
Säure-Base-Paare
 konjugierte 215
 nicht konjugierte 215
Säure-Base-Reaktion 208
Säureneutralisator 215
Saurer Regen 216
 Auswirkungen 300
 Entstehung 299
 Gegenmaßnahmen 300
 Gewässerbelastung 309
 pH-Wert 299
 Ursachen 216
Schadstoff
 schwerer 293
Schadstoffquelle 307
 diffuse 308
 punktuelle 307
Schaumbildner 294
Schlatter, James 322
Schmelzpunkt 37
Schmierstoffe 253
Schöpfung, synthetische 135

Schreibweise
 exponentielle 335
 wissenschaftliche 335
Schwefeloxid
 saurer Regen 299
Schwefelsäure 193
Schwermetallbelastung 298
Seaborg, Glenn 326
Seife 275
Shampoo 286
 pH-Wert 286
SI-Präfix
 Tabelle 331
SI-System 42, 331
Siedepunkt 38
Siedepunkterhöhung 195, 196
Silber-Teeservice 159
Silizium 73
Smog
 chemische Abläufe 297
 photochemischer 258, 292, 296, 297
Sommersmog 297
Sonnencreme 284
Sonnenöl 284
Spaltung
 hydrolytische 275
Spektroskop 56
Spinpaar 63
Spinquantenzahl 58, 61
Spülmaschinentabs 279
Spülmittel 279
Stärke einer Säure 204
Steinsalz 196
Stelle
 relevante 343
Stellmittel 276
Stickstoff-Atom 146
Stickstoffgas 145
Stickstoffoxid 299
 saurer Regen 299
Stöchiometrie 183, 191
 Gasgesetze 230
Stöchiometrieproblem 183
Stöchiometrisches Verhältnis 183
STP 228
Strahlung
 ultraviolette 292
Stratosphäre 292, 293, 298
Streuungsexperimente 325

Struktur
 delokalisierte 245
 ringförmige 236
Strukturformel
 ausführliche 237
 verdichtete 237
Subkritische Masse 91
Sublimation 39
Substanz 32
 amphotere 209
 polare 273
 unpolare 273
Substituenten 239
Sulfat-Ion 141
Syndet 275
Synthese 135, 177
Synthetisieren 32
System
 gleichgewichtig 206

T

Tafelsalz 101
Tafelzucker 190
Teflon 321
Teilchen
 subatomares 51
Temperatur
 Einheit 333
Temperaturskala 47
 Kelvin 225
Tensid 274
 amphoteres 274
 anionisches 274
 kationisches 274
 nichtionisches 274
 Wirkungsweise 274
Terpene 279
Textilwaschmittel
 Inhaltsstoffe 276
Theoretische Ausbeute 185
Thermosphäre 292
Thorium 84
Titan 78
Titration 211
Transuran-Elemente 326
Treibhauseffekt 295
 Entstehung 295
 mögliche Folgen 296

Treibhausgas 295
Treibmittel 294
Trinkalkohol 191
Trinkwasser 199
Trinkwasseraufbereitung 314
Trinkwasserverordnung 315
Tritium 66
Trockeneis 39
Trockenelement 169
Troposphäre 292
 natürliche Verschmutzung 292
 Zusammensetzung 292
Tyndall-Effekt 200

U

Übergang 138
Übergangszustand
 Reaktion 138
Umgekehrte Osmose 198
Umrechnung
 Einheiten 331
 von Einheiten 339
Umweltchemiker 34
Ungesättigt 243
unpolar 128
Unschärfeprinzip 58
Unterschale 59
Uran 54, 84
UV-A-Bereich 284
UV-B-Bereich 284
UV-Spektrum 284
UV-Strahlung 284

V

Valenzelektron 65, 72, 102, 235
Verbindung 40
 Regeln für Benennung 239
Verbrennung 140, 143
Verbrennungsmotor
 interne Abläufe 255
Verdampfungswärme 307
Verdünnung 193
Verdunstungsrate 196
Vergrauungsinhibitor 276
Verschiebungsreaktion
 doppelte 142
Verschmelzung 95

Verseifung 275
Vertriebschemiker 34
Viagra 290
Vielfachbindung 118
Volumen
 Einheit 333
 unregelmäßiger Körper 319
Volumenprozentsätzen 191
Vorklarbecken 312
VPE 265
VSEPR-Theorie 121, 132
Vulkanisierung 320

W

Wachse 253
Wachstum
 bakterielles 154
Wahrscheinlichkeit 58
Waldschäden 258
Waldsterben 300
Waschmittel 273
Waschsubstanz
 oberflächenaktive 274
Wasser
 amphoteres 209
 chemisch betrachtet 305
 Eigenschaften 306
 Lösungsmittel 307
 Verdampfungswärme 307
 Verteilung auf der Erde 303
 Wärmekapazität 307
Wasserdissoziationskonstante 209, 212
Wasserenthärter 276
Wasserenthärtung 277
Wasserenthärtungsanlage 277
 Funktionsweise 277
Wasserkreislauf 303
 menschliche Eingriffe 305
Wasserleitung
 Schwermetallbelastung 308
Wassermolekül 38
Wasserstoff, atomare Masse 67
Wasserstoff-Atom 146
Wasserstoffbrückenbindung 305

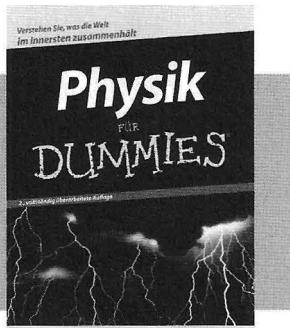
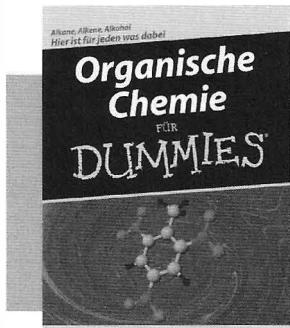
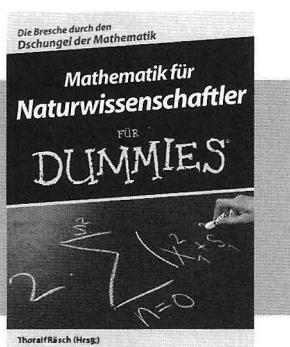
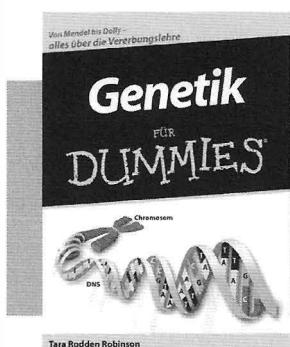
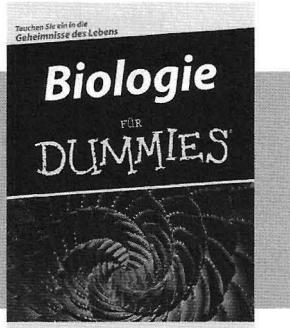
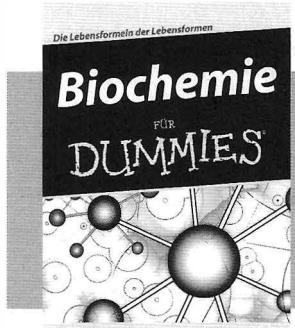
Wasserstoffperoxid 140
Wasserverschmutzung
 Agrarwirtschaft 311
 Giftmüll 310
 infektiöse Erreger 309
 Mülldeponien 310
 Schwermetalle 308
 thermische 311
Weichmacher 281
Weidenrinde 289
Welt
 makroskopische 31
 mikroskopische 31
Wetterlage
 austauscharm 297
Wirkliche Formel 120
Wirkungsgrad einer Reaktion 185
Wissenschaft 31
Wissenschaftler 31
Wöhler, Friedrich 235
Wolle 261

Z

Zahl
 genaue 343
 gezählte 343
 runden 345
Zahnpasta 280
 Hauptbestandteile 280
Zahnpastarezeptur
 Tabelle 280
Zappacosta, Dr. Anthony 322
Zehnerpotenz 335
Zelle
 elektrolytische 170
 galvanische 167
Zellulose 261
Zellwand 199
Zentrales Atom 122
Zerfallsreaktion 140
Zink 141
Zinkchlorid 169
Zucker 188
Zuschauer-Ion 142



DER SCHNELLE EINSTIEG IN DIE NATURWISSENSCHAFTEN



Anatomie und Physiologie für Dummies
ISBN 978-3-527-70284-8

Astronomie für Dummies
ISBN 978-3-527-70370-8

Biochemie für Dummies
ISBN 978-3-527-70508-5

Biologie für Dummies
ISBN 978-3-527-70386-9

Chemie für Dummies
ISBN 978-3-527-70473-6

Genetik für Dummies
ISBN 978-3-527-70272-5

Logik für Dummies
ISBN 978-3-527-70382-1

Mathematik für Naturwissenschaftler für Dummies
ISBN 978-3-527-70419-4

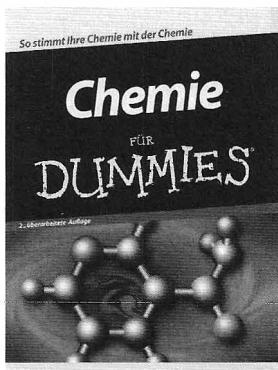
Molekularbiologie für Dummies
ISBN 978-3-527-70445-3

Nanotechnologie für Dummies
ISBN 978-3-527-70299-2

Organische Chemie für Dummies
ISBN 978-3-527-70292-3

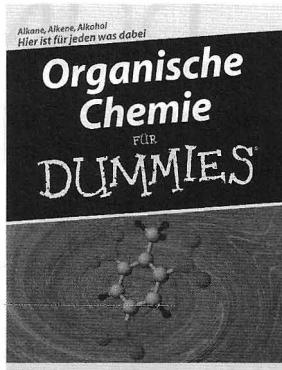
Physik für Dummies
ISBN 978-3-527-70396-8

Die Chemie muss immer stimmen



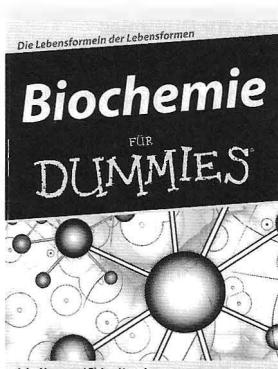
ISBN 978-3-527-70473-6

Dieses etwas andere Chemiebuch zeigt, dass Chemie nicht nur aus Formeln, sondern vor allem aus unzähligen interessanten Stoffen, Versuchen und Reaktionen besteht. John T. Moore macht kaum vorstellbare Begriffe wie Atom, Molekül oder Base begreiflich und erklärt, wie man mit dem Periodensystem umgeht.



ISBN 978-3-527-70292-3

»Organische Chemie für Dummies« führt zu den spannendsten und wichtigsten Bereichen der Chemie, den Basen, den Säuren, den Alkanen und Alkenen und vielem mehr. Trotz des komplizierten Themas gelingt es Arthur Winter, den Bogen zwischen Wissensvermittlung und Freude am Lesen zu schlagen. Das Buch ist so die ideale Einführung in die Organische Chemie.

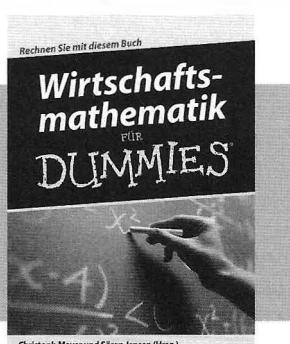
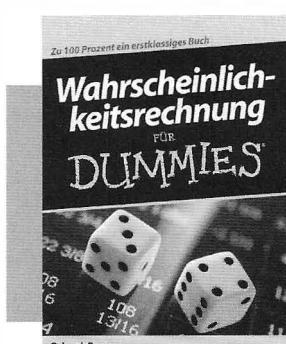
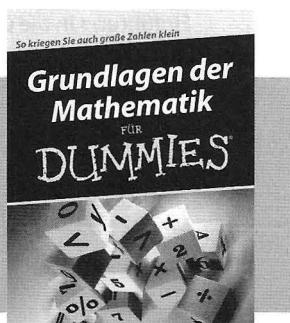
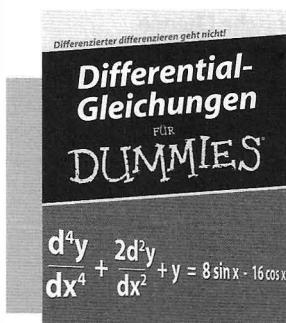
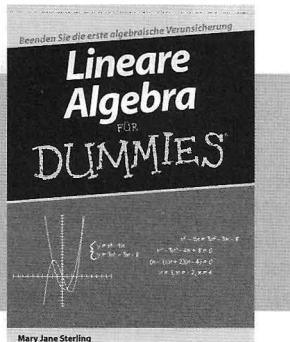
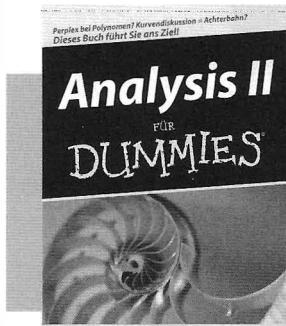


ISBN 978-3-527-70508-5

»Biochemie für Dummies« enthüllt alles, was man über das Leben und seine Chemie wissen muss: von Zellstrukturen über Kohlenwasserstoffe, bis zu Aminosäuren und Proteinen. So einfach wie möglich, so komplex wie nötig werden die Leser hier in die Welt der Lipide, Vitamine und Hormone eingeführt und erfahren, was ATP jenseits des Tennisplatzes bedeutet.



D(U+M)+(M-I^E)/S = MATHE SCHNELL, LEICHT UND MIT VIEL SPASS GELERNT



Algebra für Dummies
ISBN 978-3-527-70267-1

Analysis für Dummies
ISBN 978-3-527-70336-4

Analysis II für Dummies
ISBN 978-3-527-70509-2

Differentialgleichungen für Dummies
ISBN 978-3-527-70527-6

Geometrie für Dummies
ISBN 978-3-527-70298-5

Grundlagen der Mathematik für Dummies
ISBN 978-3-527-70441-5

Lineare Algebra für Dummies
ISBN 978-3-527-70316-6

Mathematik für Naturwissenschaftler
für Dummies
ISBN 978-3-527-70419-4

Statistik für Dummies
ISBN 978-3-527-70108-7

Trigonometrie für Dummies
ISBN 978-3-527-70297-8

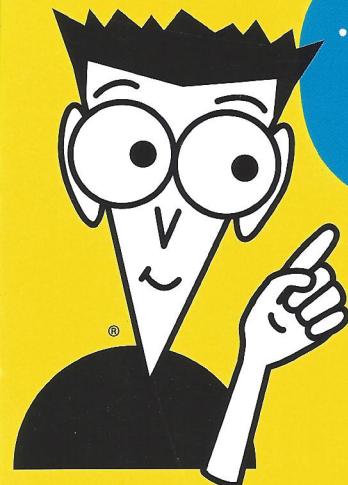
Übungsbuch Statistik für Dummies
ISBN 978-3-527-70390-6

Wahrscheinlichkeitsrechnung
für Dummies
ISBN 978-3-527-70304-3

Weiterführende Statistik für Dummies
ISBN 978-3-527-70413-2

Wirtschaftsmathematik für Dummies
ISBN 978-3-527-70375-3

... und wenn es dann mal
rummst und kracht,
dann hat er
wohl was falsch gemacht



Schnell und unkompliziert Atome, Ionen und Elektronen lernen und verstehen

Chemie ist zwar als Schulfach unbeliebt, aber trotzdem: Alles ist Chemie. Die Chemie beschäftigt mit den Grundlagen, den Atomen, Molekülen und Elementen. Dieses Buch erklärt Ihnen leicht verständlich und systematisch die Grundlagen dieser Grundlagen: Wie Atome aufgebaut sind, was das Periodensystem ist, wie Ionenbindungen und kovalente Bindungen funktionieren und was Sie noch zu Mol, Elektrochemie, Säuren, Gasen und vielem mehr wissen sollten. Außerdem erfahren Sie, welche wichtige Rolle Chemie im Alltag spielt: in Kosmetik, Medizin, Umweltschutz und beim ganzen Rest, der uns umgibt.

SO SIND
DIE
DUMMIES™

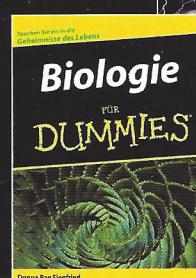
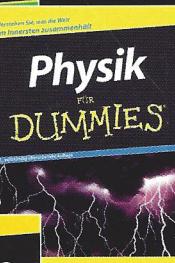
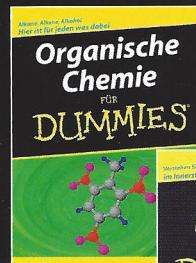
Erklärungen ohne Fach-Chinesisch
Tipps und Tricks zum Ausprobieren
Durchblicken mit Symbolen
Handliche Schummelseite
Top-Ten-Listen
Eine Prise Humor und Spaß

ISBN 978-3-527-70473-6



9 783527 704736

Weitere Bücher zum Thema:



- ✓ Hier finden Sie alle unsere Bücher für Dummies
- ✓ Wählen Sie aus vielen verschiedenen Themengebieten
- ✓ Download von Probekapiteln, Inhalts- und Stichwortverzeichnissen

Für Dummies®
Eine Marke von
 WILEY