

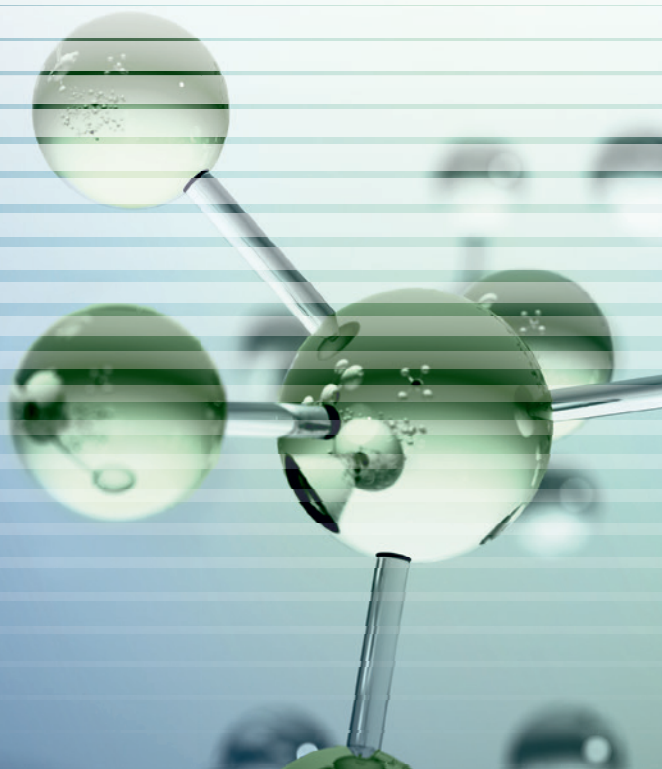


Katherina Standhartinger

ORGANISCHE CHEMIE

FÜR AHNUNG?LOSE

2. AUFLAGE



HIRZEL

Katherina Standhartinger
Organische Chemie für Ahnungslose



FÜR AHNUNG?LOSE

In dieser Reihe sind bisher erschienen:

Yára Detert, **Mathematik** für Ahnungslose

Yára Detert / Christa Söhl, **Statistik** und Wahrscheinlichkeitsrechnung für Ahnungslose

Werner Junker, **Physik** für Ahnungslose

Michael Haugk / Lothar Fritsche, **Quantenmechanik** für Ahnungslose

Katherina Standhartinger, **Chemie** für Ahnungslose

Katherina Standhartinger, **Organische Chemie** für Ahnungslose

Antje Galuschka, **Biochemie** für Ahnungslose

Christa Söhl, **Biologie** für Ahnungslose

Michaela Aubele, **Genetik** für Ahnungslose

Heinz-E. Klockhaus, **Buchführung** für Ahnungslose

Heinz-E. Klockhaus, **BWL** für Ahnungslose

Katherina Standhartinger

ORGANISCHE CHEMIE

für Ahnungslose

Eine Einstiegshilfe für Studierende

2. Auflage

von Katherina Standhartinger, Memmingen

Mit 150 Abbildungen und 36 Tabellen



S. Hirzel Verlag

Katherina Standhartinger
Dickenreiser Weg 48
87700 Memmingen
kstandhartinger@web.de

Katherina Standhartinger wurde 1959 im bayerisch-schwäbischen Memmingen geboren. Dort schloss sie im Jahr 1978 die Schulzeit mit dem Abitur ab. Nach dem Lehramtstudium für Biologie und Chemie an der Ludwig-Maximilian-Universität in München und dem staatlichen Vorbereitungsdienst für das Lehramt am Gymnasium beendete sie ihre Ausbildung im Jahr 1988. Sie unterrichtete seitdem in München, Kaufbeuren, Füssen und Memmingen. Während einer Familienpause verfasste sie die „Organische Chemie für Ahnungslose“.



Bibliografische Information der Deutschen Nationalbibliothek

Die Deutsche Nationalbibliothek verzeichnet diese Publikation in der Deutschen Nationalbibliografie; detaillierte bibliografische Daten sind im Internet über <https://portal.dnb.de> abrufbar.

2., überarbeitete und erweiterte Auflage 2016

ISBN 978-3-7776-2500-3 (Print)

ISBN 978-3-7776-2628-4 (E-Book, PDF)

Jede Verwertung des Werkes außerhalb der Grenzen des Urheberrechtsgesetzes ist unzulässig und strafbar. Dies gilt insbesondere für Übersetzung, Nachdruck, Mikroverfilmung oder vergleichbare Verfahren sowie für die Speicherung in Datenverarbeitungsanlagen.

© 2016 S. Hirzel Verlag, Birkenwaldstraße 44, 70191 Stuttgart
www.hirzel.de

Printed in Germany

Satz: Datagroup Int., Timisoara
Druck: Druckerei Kohlhammer, Stuttgart
Umschlagabbildung: 123 dartist/fotolia
Umschlaggestaltung: deblik, Berlin

Vorwort

Kohlenwasserstoffe... Alkohole... Ester... Ether... Aldehyde... Ketone... Carbonsäuren... Kohlenhydrate... Eiweißstoffe... Fette...?

Stoffgruppen der Organischen Chemie sind das. Das habe ich auch schon gehört. Alle haben Kohlenstoffgerüste, mehr weiß ich nicht! Und diesen ganzen Wust soll man bei entsprechender Betrachtung schrittweise und – mit angemessenem Engagement – nachvollziehbar strukturieren und sogar behalten können?

Glaub ich nicht. Kann man nicht. Ich sowieso nicht, denn „Chemie kapiere ich nicht“ oder „Chemie habe ich noch nie kapiert“.

Das sind häufige Schülerworte, spätere Studentensprüche. Wie oft sind sie zu hören!

Tiefe Verstörung tritt wiederholt am Beginn einer Ausbildung ein, wenn an sich wissensdurstige Menschen feststellen, dass sie die ungeliebte Chemie eben nicht am Schultor abstreifen konnten. Dass sie von dieser Disziplin auch in Ausbildungs- und Studiengängen, die nicht explizit „Chemie“ heißen, erbarmungslos eingeholt werden. Dass sie, selbst wenn sie die hohe Kunst der Chemie studieren wollen, Grundlagen auffrischen oder nachschauen wollen – oder sogar müssen!?. Dass es zwar gewichtige Lehrbücher in Hülle und Fülle gibt, man diesen das grundlegende Wissen jedoch nur mit viel Zeit (hat man nicht) und Mühe (scheut man) abringen könnte.

Die „Organische Chemie für Ahnungslose“ hat sich zum Ziel gesetzt, die aufwärts Strebenden und Lernbereiten – bildhaft betrachtet – an jenem Schultor mit einer „Wanderkarte“ bezüglich der Chemie der Kohlenstoffverbindungen auszustatten, die das in der Schule vermittelte, prinzipiell Bekannte übersichtlich aufzeigen und geeignete Ausblicke in die unermessliche Vielfalt des Unbekannten bieten soll:

Angefangen mit dem Bau der Kohlenstoffatome werden über die Bindungsbildung, die sich am besten über die Betrachtung der entsprechenden Molekülorbitale erschließt, mehratomige Verbindungen des Kohlenstoffs behandelt. Die Eigenschaften der einfacheren organischen Moleküle, bestehend lediglich aus Kohlenstoff und Wasserstoff, werden besprochen und aus der Struktur ihrer Teilchen verständlich. Die aromatischen Kohlenwasserstoffe mit ihren besonderen Eigenschaften werden dabei den „normalen“, aliphatischen Kohlenwasserstoffen gegenübergestellt. Mit dem Einbau von Sauerstoffatomen gelangt ein zusätzliches, wirkungsvolles Element ins Kohlenstoffgefüge. Die sauerstoffhaltigen organischen Verbindungen zeigen Eigenschaften und eine Form der Reaktionsbereitschaft, die auf die hohe Elektronegativität des Elements Sauerstoff zurückzuführen ist. Auf der zentralen Bedeutung der resultierenden Dipolqualitäten in den Molekülen und den folglich immer ähnlich gelagerten Reaktionsprinzipien dieser umfangreichen Gruppe von Verbindungen liegt ein Hauptaugenmerk des Buches. Die diesbezüglich wiederkehrende Fokussierung soll beim Strukturieren helfen. Im Bereich der Aldehyde und Ketone sind Aspekte beigefügt, die über das Schulwissen hinausreichen und auf die immense Vielfalt der organischen Verbindungen einstimmen können. Die Behandlung der Kohlenhydrate schließt tiefere stereochemische Einsichten

ein. Hier wird versucht, die räumlichen Überlegungen möglichst nachvollziehbar zu präsentieren. Die abschließenden Kapitel zu den Eiweißstoffen und Fetten befassen sich mit deren wichtigsten chemischen Gesichtspunkten, ohne sich in der Biochemie dieser Stoffe zu verlieren.

An geeigneten Stellen sind Übungen eingefügt: Die meisten von ihnen sind recht kurz und auch nicht übermäßig schwer. Sie sollen ein Innehalten bewirken und eine Reflexion des gerade Studierten ermöglichen.

Das Buch richtet sich an alle, die organisch-chemisches Grundwissen wiederholen oder auch neu erwerben möchten. Die für das Verständnis unabdingbaren Aspekte aus der Allgemeinen Chemie, z. B. das Erstellen von Redoxgleichungen, werden aufgegriffen und kurz erklärt, können jedoch nicht so grundlegend behandelt werden wie in der „Chemie für Ahnungslose“, auf die an dieser Stelle verwiesen sei.

Ferner kann ein Buch dieser Straffheit natürlich nur als Einführung dienen und Zusammenhänge nur sehr vereinfacht darstellen. Bei näherer Betrachtung stellen sich diese manchmal etwas anders dar (Beispiel: Orbitalmodell). Daher sollte der Leser für tiefer gehende Informationen auf ein gutes Lehrbuch der Organischen Chemie zurückgreifen (Literaturliste im Anhang).

Autorin und Verlag hoffen, dass dem Leser beim Lesen dieses übersichtlichen Buches die (erfreulich wenigen) grundlegenden Prinzipien der Organischen Chemie klar werden, mit Hilfe derer er sich im Dickicht der Millionen organischer Verbindungen zurechtfinden kann.

Memmingen, im Sommer 2016

Katherina Standhartinger

Inhaltsverzeichnis

Vorwort	V
1 Einleitung	1
1.1 Der Begriff der Organischen Chemie	1
1.2 Vielfalt organischer Verbindungen	1
1.3 Ordnung in der Vielfalt	2
2 Grundlegendes	3
2.1 „Kohlenstoff hat vier Bindungen“	3
2.2 Der Kohlenstoff im Periodensystem der Elemente	3
2.3 Die Elektronenhülle des Kohlenstoffatoms	4
2.3.1 Schalenmodell	4
2.3.2 Orbitalmodell	5
2.3.3 Das C-Atom in der Orbitalvorstellung	6
2.3.4 Hybridorbitale	7
2.3.5 Orbitalformen für die Valenzelektronen des C-Atoms	7
3 Mehratomige Moleküle	9
3.1 Moleküle mit Einfachbindungen	9
3.1.1 Das Methanmolekül	10
3.1.2 Das Ethanmolekül	11
3.1.3 σ -Bindungen	12
3.2 Moleküle mit Doppelbindungen	13
3.2.1 Das Ethenmolekül	14
3.2.2 π -Bindungen	14
3.2.3 Zusammenfassung	14
3.3 Moleküle mit Dreifachbindungen	15
3.4 Das Ethinmolekül	15
3.4.1 Bindungsverhältnisse im Ethinmolekül	16
3.4.2 Zusammenfassung	16
4 Kohlenwasserstoffe – Alkane, Alkene, Alkine	17
5 Homologe Reihen	18
6 Alkane	19
6.1 Homologe Reihe	19
6.1.1 Allgemeine Summenformel	19
6.1.2 Nomenklatur unverzweigter Alkanmoleküle	19
6.1.3 Strukturformeln	19
6.2 Verzweigte Alkanmoleküle	21
6.2.1 Isomerie	21
6.2.2 Alkylgruppen	23

6.2.3	Nomenklatur verzweigter Alkanmoleküle	23
6.2.4	Van-der-Waals-Kräfte	25
6.3	Eigenschaften der Alkane	26
6.3.1	Schmelz- und Siedetemperaturen	26
6.3.2	Viskosität	27
6.3.3	Löslichkeit	27
6.3.4	Brennbarkeit	28
6.3.5	„Energieträger“	28
6.4	Reaktionsverhalten der Alkane	28
6.4.1	Halogenalkane	28
6.4.2	Reaktionsmechanismus der Halogenierung – radikalische Substitution	29
6.5	Konformationen des Ethanmoleküls – Konformationsisomerie	31
6.6	Cycloalkane	33
6.6.1	Homologe Reihe	33
6.6.2	Wichtige Konformere des Cyclohexans	34
7	Alkene	36
7.1	Homologe Reihe	36
7.1.1	Eigenschaften der Alkene	36
7.1.2	Nomenklatur und Konstitutionsisomerie	36
7.2	cis-trans-Isomerie – Konfigurationsisomerie	37
7.3	Additionsreaktionen	38
7.3.1	Elektrophile Addition an Ethen	39
7.3.2	Elektrophile und nucleophile Teilchen	40
8	Alkine	41
8.1	Ethin – ein bedeutsames Alkin	41
8.1.1	Additionsreaktion an die Dreifachbindung	41
8.1.2	Acetylen als Schweißgas	42
8.2	Acetylide	42
9	Aromatische Verbindungen	43
10	Benzol	44
10.1	Eigenschaften	44
10.2	Strukturformeln für das Benzolmolekül	44
10.3	Bindungsverhältnisse im Benzolmolekül	46
10.4	Mesomeriestabilisierung	47
10.4.1	Nachweis der Mesomerieenergie durch das Verhalten von Benzol gegenüber Brom	48
10.5	Elektrophile aromatische Substitution	48
10.5.1	Mechanismus der elektrophilen aromatischen Substitution	48
10.5.2	Nitrobenzol – ein Benzolderivat	50
10.5.3	Zusammenfassung	51

11	Wichtige Benzolderivate	52
11.1	Phenole	52
11.1.1	Erst- und Zweitsubstituenten	52
11.1.2	Phenol als Säure	53
11.1.3	Mesomeriestabilisierung des Phenolations	53
11.2	Toluol	54
1.3	Benzolsulfonsäure	55
11.4	Anilin	55
11.5	Benzylalkohol, Benzaldehyd und Benzoesäure – Oxidationsprodukte von Toluol	56
12	Weitere aromatische Verbindungen	57
12.1	Kondensierte Aromaten	57
12.2	Heteroaromaten	58
2.3	Die „Hückel-Regel“ für den aromatischen Zustand	59
13	Sauerstoffhaltige organische Verbindungen	60
14	Alkohole	61
14.1	Homologe Reihe	61
14.2	Methanol	62
14.3	Ethanol	62
14.4	Eigenschaften von Alkoholen	63
14.5	Isomerie und Nomenklatur bei Alkoholmolekülen	64
14.6	Synthese durch nucleophile Substitution	66
14.7	Alkoholate	68
14.8	Mehrwertige Alkohole – Ethandiol und Propantriol	70
14.9	Reaktion von Alkoholen mit Säuren – Esterbildung	71
14.10	Zusammenfassung	73
15	Ether	74
16	Oxidationsprodukte von Alkoholen	76
17	Grundlegendes zu Redoxreaktionen	77
17.1	Begriffe und Definitionen	77
17.2	Allgemeine Regeln zur Zuordnung von Oxidationszahlen	77
17.3	Oxidationszahlen für C-Atome in organischen Molekülen	78
17.4	Die Erstellung von Redoxgleichungen	80
18	Redoxvorgänge am Beispiel verschiedener Alkohole	81
18.1	Oxidation eines primären Alkohols zum Aldehyden	81
18.2	Oxidation eines sekundären Alkohols zum Keton	83
19	Carbonylverbindungen	85
19.1	Nomenklatur und Struktur	85
19.1.1	Aldehyde	85

19.1.2	Ketone	86
19.2	Eigenschaften	87
19.2.1	Siedetemperaturen	88
19.2.2	Löslichkeit	88
19.3	Nucleophile Additionsreaktionen	88
19.3.1	Nucleophile Addition von Methanol an Acetaldehyd – Halbacetale	89
19.3.2	Nucleophile Addition an Ketone – Halbketale	90
19.3.3	Nucleophile Addition von Wasser an Carbonylverbindungen	91
19.3.4	Nucleophile Addition von Ammoniak und Eliminierung von Wasser	92
19.3.5	Additions-Eliminierungs-Reaktionen mit Derivaten des Ammoniaks	93
19.3.6	Zusammenfassung	94
19.3.7	Übersicht	95
19.4	Der induktive Effekt	98
19.5	Nachweisreaktionen für Aldehyde	100
19.5.1	Silberspiegelprobe	101
19.5.2	Fehlingsche Probe	101
20	Carbonsäuren und Carbonsäurederivate	103
20.1	Monocarbonsäuren	103
20.1.1	Homologe Reihe	103
20.1.2	Eigenschaften	104
20.1.3	Ameisensäure	105
20.1.4	Essigsäure	106
20.1.5	Acidität	106
20.1.6	Säurestärke	108
20.2	Nucleophile Substitutionsreaktionen	111
20.2.1	Veresterung von Essigsäure mit Methanol – Beispiel einer nucleophilen Substitutionsreaktion	112
20.2.2	Verseifung – Esterspaltung in alkalischer Lösung	114
20.3	Derivate der Carbonsäuren	116
20.3.1	Carbonsäureester	116
20.3.2	Carbonsäurechloride	117
20.3.3	Carbonsäureanhydride	118
20.3.4	Carbonsäureamide	118
20.4	Dicarbonsäuren	120
20.4.1	Gesättigte Dicarbonsäuren	121
20.4.2	Ungesättigte Dicarbonsäuren	121
20.4.3	Aromatische Dicarbonsäuren	122
20.5	Carbonsäuren mit zusätzlichen funktionellen Gruppen	122
20.5.1	Hydroxycarbonsäuren	123
20.5.2	Ketocarbonsäuren	124
20.6	Zusammenfassung	124

21	Arten von Isomerie – eine „Standortbestimmung“	125
22	Spiegelbildisomerie	127
22.1	Weitere Fachbegriffe zur Spiegelbildisomerie	128
22.1.1	Molekülchiralität	128
22.1.2	Chiralitätszentrum	128
22.1.3	Enantiomere	128
22.2	Die „Fischer-Projektion“ – einheitliche Darstellung räumlicher Molekülstruktur	128
22.3	Mehrere Chiralitätszentren in einem Molekül	130
22.3.1	Zwei Chiralitätszentren – Diastereomere	131
22.3.2	Weinsäure.	132
22.4	Optische Aktivität	133
22.4.1	Polarimetrie	133
22.4.2	Drehsinn	135
22.4.3	Racemat.	136
23	Kohlenhydrate	137
23.1	Einteilung der Kohlenhydrate.	137
23.2	Monosaccharide.	138
23.2.1	Die Familie der Aldosen	139
23.2.2	D(+)-Glucose.	143
23.2.3	Anomerie und Mutarotation – anomere Glucosemoleküle	145
23.2.4	Darstellung von Monosaccharidmolekülen – Fischer-Projektion, Haworth-Formel, Sesselform	147
23.2.5	Ausgewählte Ketosen – Dihydroxyaceton und Fructose.	149
23.2.6	Pyranosen und Furanosen	151
23.3	Disaccharide	152
23.3.1	Glycosidbildung.	152
23.3.2	Maltose – ein reduzierendes Disaccharid	153
23.3.3	Cellobiose – ein weiteres reduzierendes Disaccharid	154
23.3.4	Saccharose – ein nicht reduzierendes Disaccharid	156
23.3.5	Inversion des Rohrzuckers.	158
23.4	Polysaccharide	158
23.4.1	Stärke	158
23.4.2	Glykogen	160
23.4.3	Cellulose	160
23.4.4	Übersicht	162
24	Peptide und Proteine	163
24.1	Aminosäuren.	163
24.1.1	Molekülbau der α -Aminocarbonsäuren.	163
24.1.2	Optische Aktivität	164
24.1.3	L-Konfiguration	164
24.1.4	Einteilung	165
24.1.5	Zwitterionen	166

24.1.6	Säure-Base-Verhalten	166
24.1.7	Elektrophorese und isoelektrischer Punkt.	168
24.2	Peptidbindung.	169
24.3	Klassifizierung.	171
24.4	Strukturen	171
24.4.1	Primärstruktur.	172
24.4.2	Sekundärstruktur	173
24.4.3	Tertiärstruktur.	175
24.4.4	Quartärstruktur	176
24.5	Proteine und ihre biologische Funktion – Beispiele	177
24.6	Nachweis	178
24.7	Denaturierung.	178
25	Fette	180
25.1	Vielfalt der Fettmoleküle.	180
25.2	Gesättigte und ungesättigte Fettsäuren.	181
25.3	Eigenschaften	182
25.3.1	Löslichkeit	182
25.3.2	Aggregatzustände	183
25.3.3	Brennbarkeit.	184
25.4	Essentielle Fettsäuren	184
25.5	Seife	184
25.6	Margarine	185
	Quintessenz	186
	Anhang	187
	Literaturempfehlungen	187
	Stoffklassen und daraus abgeleitete (funktionelle) Gruppen oder Reste	188
	Reaktionstypen	190
	Sachregister	191

1 Einleitung

Die Organische Chemie befasst sich mit der *enormen Zahl der chemischen Verbindungen des Elementes Kohlenstoff*.

1.1 Der Begriff der Organischen Chemie

Ursprünglich verdankt die Organische Chemie ihren Namen der Überzeugung, dass bei der Bildung der Stoffe, aus denen die Organismen der Flora und Fauna auf der Erde bestehen, eine geheimnisvolle „vis vitalis“ (lat. Lebenskraft) am Werk sein müsse: Diese Kraft glaubte man vor ungefähr 200 Jahren jedoch an den lebenden Organismus gebunden. Und so ging man davon aus, dass die vielfältigen Stoffkomponenten von Lebewesen nicht von Menschenhand auf dem Weg der chemischen Synthese erschaffen werden könnten.

Im Jahr 1828 war es der deutsche Chemiker *Friedrich Wöhler*, dem mit der Herstellung von *Harnstoff*, so genanntem „cyansaurem Ammoniak“, die erste Synthese einer *organischen Substanz* gelang.

Der Forscher hatte dazu ausdauernd mit flüssigen Ausscheidungen – also Urin! – aller möglichen Lebewesen experimentiert. Man mag die Begeisterung für diese Art von Forschung nicht teilen, doch handelte es sich bei Wöhlers Erkenntnissen um den Auftakt einer Entwicklung, die die Welt umfassend prägen sollte.

1.2 Die Vielfalt organischer Verbindungen

Die Chemie des Kohlenstoffs ist von einer unermesslichen Verbindungszahl geprägt:

Bisher wurden ungefähr 100 Millionen organisch-chemische Verbindungen gefunden und dokumentiert! Erforscht sind bei weitem noch nicht alle.

Eine Vorstellung von der Bedeutung und der Vielzahl der Kohlenstoffverbindungen vermittelt die Aufzählung einiger Stoffgruppen aus den organisch-chemischen Bereichen:

- Stoffwechselverbindungen in allen Lebewesen
- Rohstoffe und Produkte der fossilen Bodenschätze wie Kohle, Erdöl und Erdgas
- Lebensmittel
- Arzneistoffe
- Kunststoffe und textile Fasern
- Farbstoffe und Waschmittel u. v. a.

Seit Friedrich Wöhlers Harnstoffsynthese haben die Lebensgewohnheiten der Menschen grundlegende Veränderungen erfahren: Mobilität, Medizin, Ernährung, Kleidung, Hygiene, Kosmetik und viele andere Lebensbereiche sind von den Errungenschaften der Organischen Chemie geprägt.

1.3 Ordnung in der Vielfalt

100 Millionen Verbindungen! Dem Anfänger mag sich angesichts dieser gewaltigen Zahl ein Gefühl der Mutlosigkeit aufdrängen.

Allerdings ermöglicht eine *systematische Annäherung* an die Komplexität der Materie gerade in der Organischen Chemie die Bildung einer sinnvollen und folgerichtigen Ordnung, die sich tatsächlich dauerhaft im Gedächtnis verankern lässt:

- Die chemische Reaktionsbereitschaft des Elements Kohlenstoff birgt die Möglichkeit, die grundlegenden organischen Verbindungen eindeutig in Stofffamilien mit ähnlichen Eigenschaften einzuordnen.
- Aus den Verbindungen einer Stofffamilie ergeben sich *durch chemische Reaktionen* neue Verbindungen; auf diese Weise entstehen neue Stofffamilien und lassen in der Folge eine Art *Stammbaum* wachsen.

2 Grundlegendes

In dieses Buch können lediglich die für die Belange der Organischen Chemie relevanten Aspekte des Elementes Kohlenstoff und seiner Reaktionsfähigkeit Eingang finden. Für die Wiederholung von allgemeinen Grundlagen, beispielsweise zum Periodensystem der Elemente, zum Aufbau der Elektronenhülle, zur chemischen Bindung oder zum Orbitalmodell, empfiehlt sich das Studium der „Chemie für Ahnungslose“ oder eines anderen Lehrbuches für Einsteiger (siehe Literaturempfehlungen im Anhang).

2.1 „Kohlenstoff hat vier Bindungen“

Diesen griffigen Satz schreiben Sie sich am besten an markanter, häufig frequenzierter Stelle auf, denn Anfänger straucheln beim Formelschreiben regelmäßig wegen dieser „Nebensächlichkeit“: Meinen Schülern empfehle ich stets, sich die Worte eintätowieren zu lassen. Gemacht hat das natürlich nie jemand, doch die dauerhafte Platzierung im Gedächtnis funktioniert auf diesem Weg in aller Regel sehr gut!

Also:

Kohlenstoffatome bilden in aller Regel *vier Bindungen* zu weiteren C-Atomen oder zu Atomen anderer Elemente aus.

Vergessen Sie das bitte nie wieder! Sie ersparen sich eine Menge vermeidbarer Fehler.

2.2 Der Kohlenstoff im Periodensystem der Elemente

Im Periodensystem der Elemente (= PSE) werden die bekannten Elemente in einer charakteristischen Art und Weise angeordnet, welche sich aus ihrem atomaren Aufbau und den daraus resultierenden Eigenschaften herleitet. Jedes Element ist in einem Kästchen platziert, dem wichtige Informationen über die Beschaffenheit seiner Atome zu entnehmen sind.

Für das Element Kohlenstoff ist die Darstellung $^{12}_6\text{C}$ (wie in Abb. 2.1) üblich.

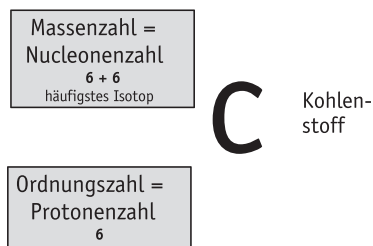


Abb. 2.1
Kennzahlen des Kohlenstoffs – Schreibweise im PSE

- Das *Symbol* für das Element Kohlenstoff ist C.
In den weiteren Ausführungen werden Kohlenstoffatome stets als C-Atome bezeichnet.
- Der Kohlenstoff trägt die *Ordnungszahl* 6.
Damit steht das Element an der sechsten Stelle in der Reihe der Elemente. Die Ordnungszahl gibt an, dass C-Atome 6 positiv geladene *Protonen* in ihrem Kern und 6 negativ geladene *Elektronen* in ihrer Hülle besitzen.
- Im Atomkern gibt es neben den Protonen die elektrisch neutralen *Neutronen*. Man fasst die Kernbestandteile auch unter dem Begriff *Nucleonen* zusammen. Die meisten C-Atome besitzen 6 Protonen und 6 Neutronen.
- Es gibt C-Atome mit mehr oder weniger als 6 Neutronen im Kern. Das sind *Isotope* des Elementes Kohlenstoff, die sich nur in der Zahl der Neutronen unterscheiden. C-Atome mit 6 Neutronen findet man am häufigsten. Das drückt die Sprache der Chemiker in dem Begriff „häufigstes Isotop“ für diese C-Atome aus.
- Die *Massenzahl* ergibt sich aus der Addition der Protonen- und der Neutronenanzahl. Sie hat für das häufigste Isotop des Elements Kohlenstoff den Wert 12, denn in den Kernen der ^{12}C -Atome befinden 6 Protonen und 6 Neutronen.

2.3 Die Elektronenhülle des Kohlenstoffatoms

Die 6 Elektronen des Kohlenstoffatoms befinden sich in der *Elektronenhülle*, die den Atomkern umgibt.

2.3.1 Schalenmodell

Eine einfache Darstellung der Elektronenhülle verwendet im so genannten *Schalenmodell* konzentrisch um den Atomkern gepackte Kugeloberflächen, auf denen die Elektronen ($= e^-$) angeordnet sind. Die 6 Elektronen des C-Atoms verteilen sich auf die ersten beiden *Schalen* der Elektronenhülle (Abb. 2.2). Dabei handelt es sich um eine Modellvorstellung, die nichts mit der räumlichen Realität zu tun hat! Wie jedes Modell stellt es jedoch eine gute Hilfe dar.

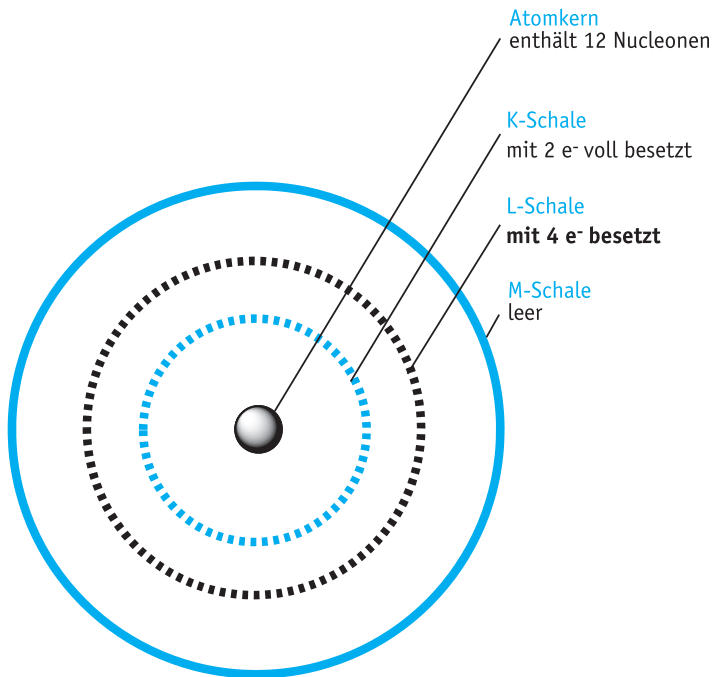


Abb. 2.2:
Beschreibung des C-Atoms durch das Schalenmodell

- Die Elektronen einer bestimmten Schale bewegen sich mit einem *definierten Energieinhalt* um den Atomkern. Die Schalen repräsentieren also unterschiedliche *Energieniveaus*.
- Die auf der äußersten Schale eines Atoms befindlichen e⁻ heißen *Valenzelektronen*. Beim C-Atom sind das die 4 e⁻ auf der außen liegenden L-Schale. Sie sind für die Reaktions- und Bindungsmöglichkeiten des C-Atoms ausschlaggebend. Mittels der 4 Valenzelektronen vermag das C-Atom die oben genannten vier Bindungen zu anderen Atomen auszubilden.

2.3.2 Orbitalmodell

Eine weitaus differenziertere und realistischere Betrachtung der Elektronenhüllen und deren energetischer Eigenschaften bietet das komplexe *Orbitalmodell*, auf das an dieser Stelle nur mit wesentlichen Aussagen eingegangen wird:

- Elektronen bewegen sich mit einer berechenbaren Wahrscheinlichkeit innerhalb bestimmter räumlicher Strukturen um den Atomkern. Diese Räume sind beispielsweise kugel- oder keulenförmig und heißen *Orbitale*.

- Jedes Orbital steht für ein Energieniveau mit charakteristischen Eigenschaften und kann von *maximal* $2 e^-$ besetzt werden: Das Orbitalmodell untergliedert die Schalen, die für die e^- eines Atoms zur Verfügung stehen, also in verschiedene energetische Zustände.
- Die K-Schale weist nur ein Orbital auf. Man nennt es *1s-Orbital*. Folglich fasst die K-Schale maximal $2 e^-$.
- Die L-Schale kann insgesamt $8 e^-$ tragen und untergliedert sich in ein *2s-Orbital*, das $2 e^-$ aufnehmen kann und drei *2p-Orbitale*, die insgesamt $6 e^-$ unterbringen können.
- Bei den schweren Atomen mit sehr vielen e^- sind bis zu vier Orbitaltypen besetzt: s-, p-, d- und f-Orbitale.
- Wichtig:
Einfach mit e^- besetzte Orbitale stehen zur Ausbildung von Bindungen zu anderen Atomen zur Verfügung.

2.3.3 Das C-Atom in der Orbitalvorstellung

Betrachtet man die $6 e^-$ in der Elektronenhülle des C-Atoms unter diesen Voraussetzungen, so lassen sich folgende Schlüsse ziehen:

- $2 e^-$ füllen das 1s-Orbital, das der K-Schale entspricht.
- $2 e^-$ füllen das 2s-Orbital der L-Schale.
- $2 e^-$ sind in den 2p-Orbitalen zu finden.

Zur Beschreibung und Veranschaulichung solcher *Elektronenkonfigurationen* hat sich die Darstellung in der *Kästchenschreibweise* bewährt (Abb. 2.3).

- Ein Kästchen steht für ein Orbital.
- Ein Pfeil symbolisiert ein e^- .



Abb. 2.3

Die Elektronenkonfiguration des Kohlenstoffatoms in der Kästchenschreibweise

Beachte:

- Die 2p-Orbitale werden zunächst einzeln besetzt.
- In einem doppelt besetzten (= vollen) Orbital rotieren die e^- mit entgegengesetztem *Spin* (= Drehsinn). Das zeigen die nach oben bzw. unten gerichteten Pfeile an.

2.3.4 Hybridorbitale

„Kohlenstoff hat vier Bindungen!“ (Kap. 2.1)

Diese Beobachtung steht im Widerspruch zu den lediglich zwei einfach besetzten Orbitalen in Abb. 2.3, hatten wir doch für die Ausbildung von Atombindungen, wie sie für C-Atome typisch sind, einfach besetzte Orbitale vorausgesetzt (s. Kap. 2.3.2).

Im modellhaften Vorgang der *Hybridisierung* geht man davon aus, dass sich bei der Bindungsbildung die vier Valenzelektronen in den $2s$ - und $2p$ -Orbitalen energetisch vorteilhaft angleichen und vier *gleichwertige, einfach besetzte $2q$ -Hybridorbitale* ausbilden (Abb. 2.4).

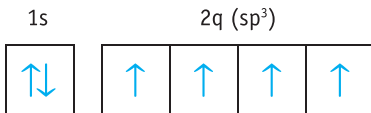


Abb. 2.4

Elektronenkonfiguration des C-Atoms nach der Hybridisierung

In den Hybridisierungsvorgang werden also das $2s$ -Orbital und *alle drei* $2p$ -Orbitale einbezogen. Aus diesem Grund heißen die vier resultierenden, einfach besetzten $2q$ -Orbitale auch *sp^3 -Hybridorbitale*.

Die auf diese Weise vorstellbaren, einfach besetzten Orbitale bilden die Voraussetzung, dass in den Verbindungen des Kohlenstoffs vier Atombindungen zu anderen Atomen möglich sind.

2.3.5 Orbitalformen für die Valenzelektronen des C-Atoms

Aufwändige Berechnungen haben Modellvorstellungen für die dreidimensionalen Formen von Orbitalen ergeben (Abb. 2.5).

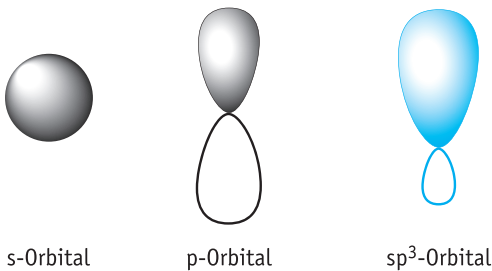


Abb. 2.5

Räumliche Formen der Orbitaltypen $2s$, $2p$, sp^3

Der Atomkern befindet sich im Zentrum des 2s-Orbitals bzw. an den Knotenpunkten der 2p- und sp^3 -Orbitale (Abb. 2.6).

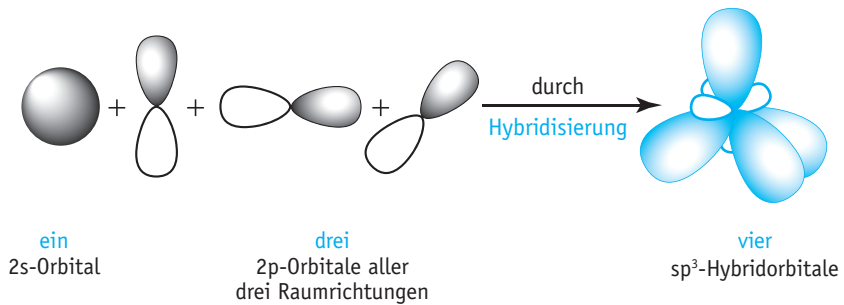


Abb. 2.6

Schematische Darstellung des Hybridisierungsvorgangs

Sehr wichtig:

Die vier sp^3 -Hybridorbitale weisen in die Ecken eines *Tetraeders*.

3 Mehratomige Moleküle

Organische Moleküle, die Gegenstand dieses Buches sein werden, enthalten neben dem Kohlenstoff vorzugsweise die Elemente *Wasserstoff H*, *Sauerstoff O*, *Stickstoff N*, *Schwefel S* und die *Halogene Fluor F*, *Chlor Cl*, *Brom Br*, *Iod I*.

C-Atome zeichnen sich dadurch aus, dass sie sich in gewaltiger Anzahl untereinander oder mit den Atomen anderer Elemente verbinden können. Andererseits gibt es auch organische Verbindungen, deren Moleküle sehr wenige Atome vereinen. Betrachtet man die Strukturformeln unterschiedlicher organischer Moleküle, so findet man die Beteiligung von C-Atomen an *Einfachbindungen*, *Doppelbindungen* und sogar *Dreifachbindungen*.

- Alle diese Bindungen entstehen durch *räumliche Überlappung einfach besetzter Orbitale*. Man stellt sich vor, dass sich die beteiligten Orbitale bis zu einem gewissen Grad durchdringen.
- Die an den Einfach-, Doppel- und Dreifachbindungen beteiligten Orbitale sind s-Orbitale, p-Orbitale oder Hybridisierungsprodukte aus beiden Orbitaltypen.
- Die räumliche Ausrichtung der Bindungen bedingt charakteristische geometrische Strukturen in den Molekülgefügen, die sich auf die physikalischen und chemischen Eigenschaften der Moleküle auswirken.

3.1 Moleküle mit Einfachbindungen

C-Atome in Molekülen, die ausschließlich Einfachbindungen aufweisen, befinden sich im Zustand der sp^3 -Hybridisierung: Sie sind *sp^3 -hybridisiert*.

Die Bindungen, die von einem solchen C-Atom ausgehen, weisen in die Ecken eines *Tetraeders* (Abb. 3.1).

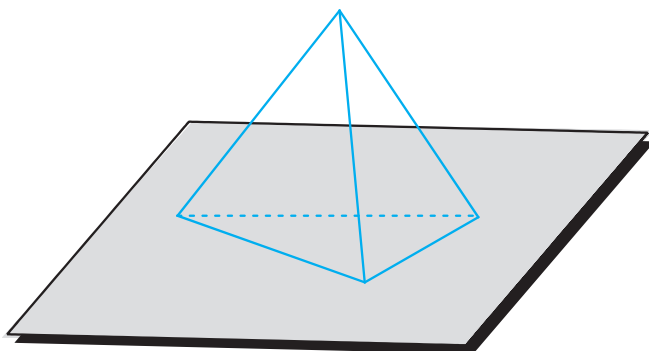


Abb. 3.1
Tetraeder mit 4 Ecken, 4 Flächen und 6 Kanten