

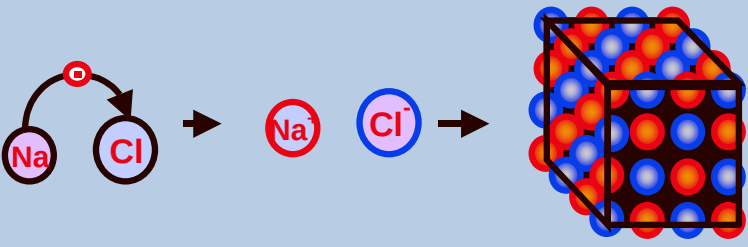
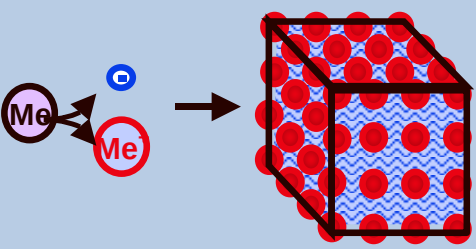
4 Chemisches Basiswissen (chemische Bindungen und organische Chemie)

4.1 Arten von chemischen Bindungen

4.1.1 Starke Bindungen

In Tabelle 1 sind die Arten der starken chemischen Bindungen zusammengestellt.

Tabelle 1: Arten von starken chemischen Bindungen

Bindung	Besonderheit
Kovalent (Atombindung)	Bildung von gemeinsamen Elektronenpaaren, dadurch Bildung von Molekülen aus einzelnen Atomen.
Komplexbindung	Benutzung eines freien Elektronenpaars eines Atoms zur Auffüllung einer Elektronenschale eines Liganden, Bildung von Molekülen
Ionenbindung	Übergang eines Elektrons auf das elektronegravere Atom, dadurch Bildung entgegengesetzt geladener Ionen, die sich anziehen. Baut Kristalle auf. 
Metallbindung	Abgabe von Leitungselektronen durch Metallatome unter Bildung eines bindenden Elektronengases. Bildet keine Moleküle, sondern tritt nur in kondensierte Phase als bindende Kohäsionskraft auf. 

Durch solche starken Bindungen werden entweder die Atome in einem Molekül zusammengehalten, oder es handelt sich wie im Fall der Ionen- und der Metallbindung um die Kräfte die im Innern eines Feststoffes wirken und dessen Teilchen zusammenhalten.

Diese starken Bindungen heißen chemische Bindungen im engeren Sinn. Man kann man sie fast nur durch chemische Reaktionen, oder aber durch einwirken sehr hoher Energien lösen. Die Ionenbindung ist deutlich andersartig, weil sie nicht einzelne Moleküle aufbaut, sondern im Wesentlichen in den Festkörpern, und zwar kristallbildend, auftritt.

Daneben gibt es aber auch noch weniger starke Bindungen (Nebenvalenz-Bindungen), die sich etwas leichter lösen lassen (z.B. durch starke Lösungsmittel)

4.1.2 Mittelstarke Bindungen

Wenn sich zwei Moleküle nicht ein Elektronenpaar sondern ein anderes Teilchen (ein Proton oder ein Ion) teilen, dann wirkt das gemeinsame Teilchen als Brücke. Solche Bindungen sind stärker als die Nebenvalenzbindungen und schwächer als die Hauptvalenzbindungen.

Tabelle 2: Mittelstarke chemische Bindungen

Bindung	Besonderheit
Wasserstoff- Brücken - Bindung	ein Wasseratom verbindet zwei elektronenreiche Atome (Stickstoff oder Sauerstoff)
Salz - Brücken - Bindung	ein mehrwertiges Ion bindet mehrere Gegenionen

Die Wasserstoff-Brücken-Bindung ist etwas anderes als die Dipol-Dipol-Bindung, auch wenn daran Dipol-Moleküle beteiligt sein können.

Wasser, das wichtigste Lösungsmittel wird selbst teilweise durch solche Bindungen temporär zusammengehalten. Daneben wirken im Wasser auch Dipol-Dipol-Kräfte, weil das Wasser-Molekül einen ausgeprägten Dipolcharakter aufweist.

Trotzdem ist Wasser häufig nicht in der Lage, Brücken - Bindungen vollständig zu lösen, aber es kann Stoffe, die viele solcher Bindungen enthalten, oft gut quellen und deren Oberfläche sehr gut benetzen.

Wasserstoffbrückenbindungen spielen eine ganz entscheidende Rolle in der Papierindustrie. Sie kommen dadurch zustande, dass ein Wasserstoff-Atom eines einer Hydroxylgruppe (OH-) mit einem freien Elektronenpaar (Orbital) eines Nachbarmoleküls in Wechselwirkung tritt und damit gleichsam eine Brücke zwischen den Molekülen bildet. Ein Molekül einer Hydroxylverbindung (im weiteren Sinne ein „Alkohol“) kann mit einem anderen gleichartigen Molekül entweder unter Wasserabspaltung eine kovalente Bindung ausbilden (Ether) oder eine Wasserstoffbrücke bilden. Diese beiden Möglichkeiten kommen in der Chemie der Polysaccharide (Cellulose und verwandte Verbindungen) sehr häufig vor. Sie werden in

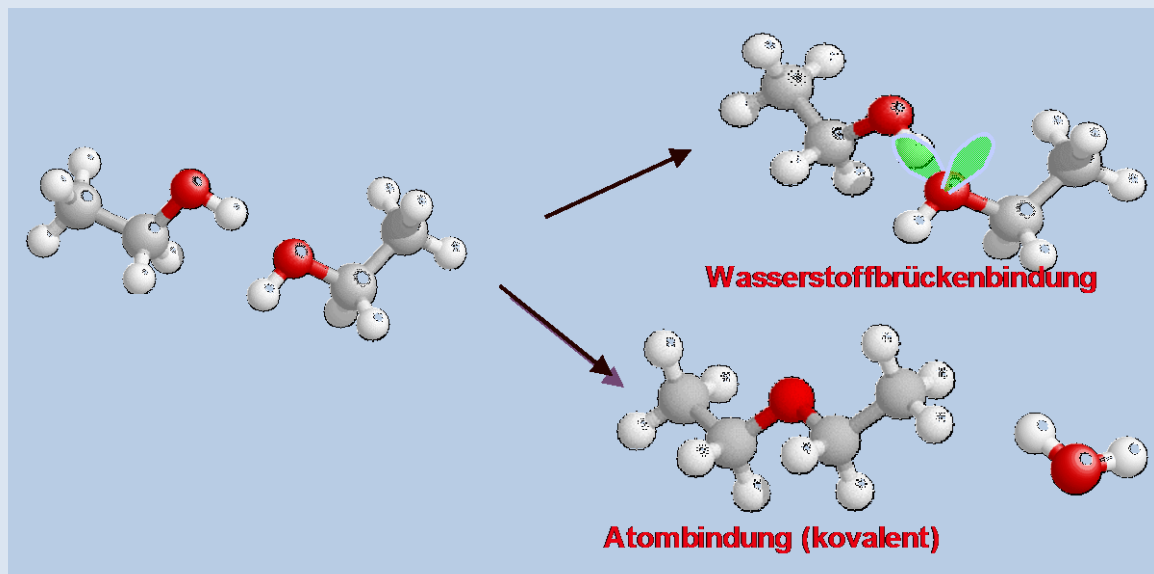


Abbildung 1 am Beispiel des Ethanols veranschaulicht.

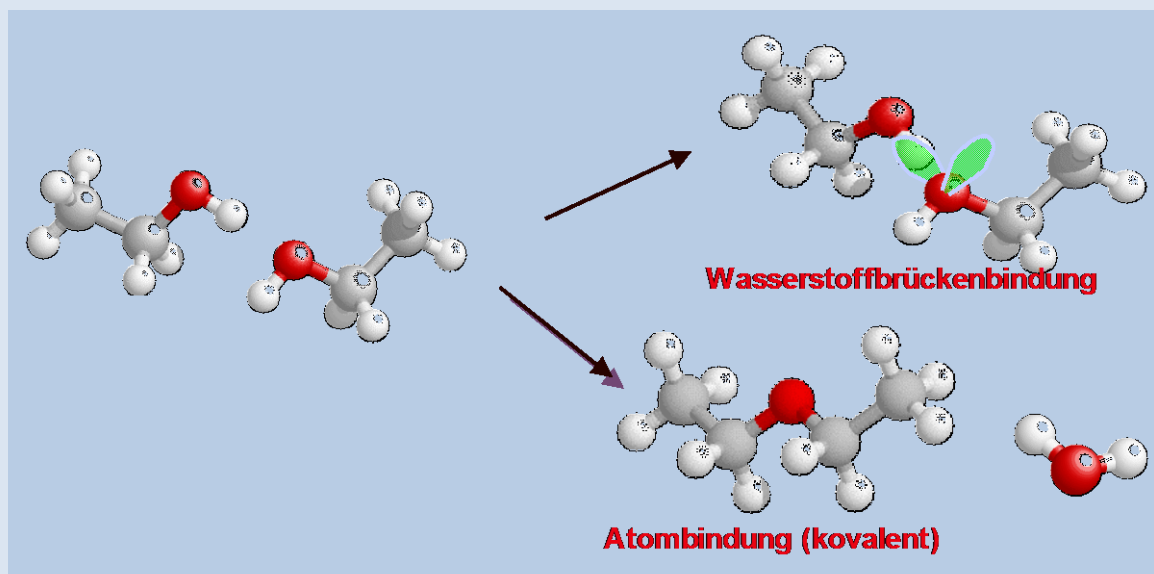


Abbildung 1: Verbindungen von Molekülen mit Hydroxylgruppen (oben: Wasserstoffbrückenbindung, unten: kovalente Bindung in Ether)

*** Mittelstarke Bindungen kommen durch vermittelnde Atome zustande**

4.1.3 Schwache Bindungen

Schließlich gibt es noch verschiedene leichte Anziehungskräfte zwischen Molekülen, die sich wie eine schwache Bindung auswirken. Sie kommen dadurch zustande, dass Moleküle häufig einen elektrischen Dipol bilden, d.h. ein Ende erscheint schwach

positiv, das andere schwach negativ geladen. Kommen solche Moleküle in die Nähe eines anderen geladenen Moleküls, orientieren sie sich mit ihrem entgegengesetzt geladenen Pol zu jenem hin und werden angezogen.

Andere Moleküle sind im Normalzustand elektrisch unpolar, können aber im elektrischen Feld polarisiert werden. Solche Moleküle werden sowohl von elektrischen Ladungen, als auch von Dipolen angezogen.

Tabelle 3: Kräfte, die zu schwacher Anziehung („Nebenvaleanzbindungen“) führen

Molekülcharakter	Partner	elektrischer Dipol	dielektrische Polarisation
elektrische Ladung	$\oplus$ $\ominus$	Ionen-Dipol-Kräfte	Ionen-Induktions - Kräfte
elektrischer Dipol	$\oplus$ $\ominus$	Keesom - Kräfte	Debye - Kräfte
Dielektrische Polarisation	 	Debye - Kräfte	London - Kräfte

Stärke nimmt zu

Die Tabelle benennt die Art der Kräfte, die durch Wechselwirkung eines elektrischen permanenten oder induzierten Dipols mit einer elektrischen Ladung, oder einem anderen permanenten oder induzierten Dipol entstehen.

Ein induzierter Dipol bildet sich, wenn sich ein Molekül oder Atom einer Ladung nähert.



Diese Kräfte wirken nur bei starker Annäherung der Partner und sind relativ schwach. Sie sind im Allgemeinen für Phänomene wie Oberflächenhaftung, Assoziation, Aggregation, Adsorption (kolloidchemische Erscheinungen) verantwortlich. Wenn es sich bei diesen Kräften auch nicht um eine chemische Bindung im engeren Sinne handelt, spielen sie in der Praxis doch eine enorme Rolle.

*** Schwache Wechselwirkungen beruhen auf der ungleichmäßigen Ladungsverteilung in den beteiligten Molekülen**

Die Faserkomponenten Cellulose und Polyosen wie auch die als Papieradditiv eingesetzte Stärke sind Polysaccharide. Es sind einfache organische Verbindungen, die neben Kohlenstoff und Wasserstoff noch Sauerstoff enthalten.

4.2 Grundlagen der organischen Chemie

4.2.1 Besonderheiten organischer Verbindungen

Organische Verbindungen zeichnen sich gegenüber anorganischen durch folgende Besonderheiten aus:

Es handelt sich durchwegs um Verbindungen des Kohlenstoffs. Unter den Kohlenstoffverbindungen werden nur die Oxide (CO und CO₂), die Kohlensäure und ihrer Salze, sowie Carbide und Metallcarbonyle zur anorganischen Chemie gerechnet, alle anderen Kohlenstoffverbindungen werden zur organischen Chemie gezählt. Obwohl sich die organische Chemie nur mit den Verbindungen eines bestimmten Elements befasst, ist sie doch ungeheuer vielgestaltig. Heute sind über 15 000 000 organische Verbindungen bekannt.

Allgemeine Eigenschaften organischer Verbindungen:

- Sie zersetzen sich bei höheren Temperaturen
- Sie sind meistens löslich in organischen Flüssigkeiten (Lösungsmitteln)
- Die Moleküle von organischen Verbindungen bleiben beim Lösen erhalten (im Unterschied zu Salzen, die beim Lösen in Ionen zerfallen)
- Normalerweise sind die organischen Stoffe nicht elektrisch leitend
- Fast alle sind dagegen brennbar
- Kristallisierte organische Verbindungen haben im allgemeinen eine niedrigere Schmelztemperatur als anorganische Kristalle

4.2.2 Einteilung organischer Verbindungen

Um die gewaltige Zahl der organischen Verbindungen ordnen zu können, teilt man sie entsprechend ihrer Zusammensetzung in chemische Familien ein. Man unterscheidet zunächst grob:

- Verbindungen, die nur aus Kohlenstoff und Wasserstoff bestehen (Kohlenwasserstoffe)
- Verbindungen, die auch andere nichtmetallische Atome (sg. „Heteroatome“) enthalten
- Verbindungen mit Metallen (metallorganische Verbindungen)

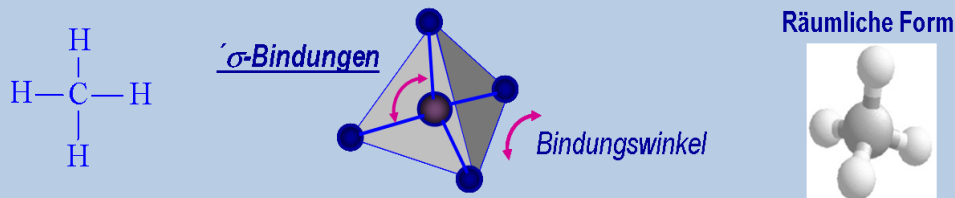
Die herausragende Bedeutung des Elements Kohlenstoff beruht auf seinen besonderen Eigenschaften

Besonderheit des Kohlenstoffs

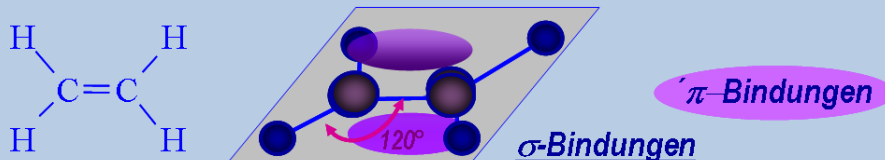
- Neigung Elektronen aufzunehmen oder abzugeben gleichermaßen gering
- kann gut kovalente Bindungen (Atom-Bindungen) ausbilden. Überwiegend mit Nichtmetallen, aber auch zu Metallatomen sind Bindungen möglich
- kann auch leicht mit Kohlenstoff reagieren unter Ausbildung von

- Einfachbindungen (σ -Bindungen)
- Doppelbindungen (bestehend aus je einer σ - und einer π -Bindung)
- Dreifachbindungen (bestehend aus einer σ - und zwei π -Bindungen)

Einfachbindungen (hier gezeigt zwischen C- und H-Atomen)



Doppelbindungen zwischen zwei C-Atomen



Dreifachbindungen

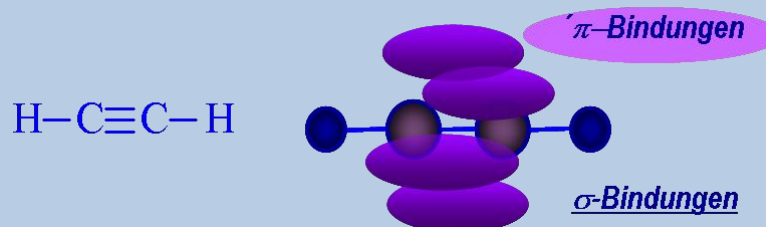


Abbildung 2: Kovalente Bindungsarten des Kohlenstoffs

Dies führt dazu, dass es eine unübersehbare Zahl organischer Verbindungen gibt, von denen schon weit mehr als 1 Million beschrieben sind. Diese Zahl wächst täglich.

4.3 Kohlenwasserstoffe

Kohlenwasserstoffe sind die einfachste Familie von organischen Verbindungen, die nur C und H enthalten.

Das Kohlenstoffatom kann in vielfältiger Weise Bindungen mit anderen C-Atomen eingehen und damit ein Gerüst aus Kohlenstoff-Atomen bilden, an das zusätzlich Wasserstoff-Atome gebunden sind.

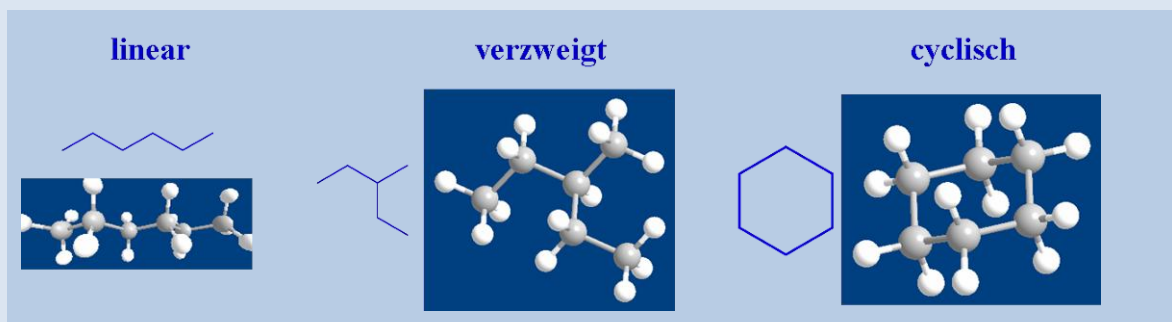
Besonderheiten der Kohlenwasserstoffe sind:

1. C-H-Bindung kann keine Wasserstoffbrücken bilden.

2. Die KW bilden insgesamt keine starken zwischenmolekularen Bindungen aus (sind daher löslich und leicht schmelzbar).
3. Reine KW sind hydrophob (nicht mit Wasser mischbar)
4. An andere Moleküle gebundene KW-Reste machen das Molekül hydrophober.
5. Moleküle mit kleiner Molmasse sind gasförmig, mittelgroße sind flüssig, größere sind fest (aber weich und wachsartig).

Familien von Kohlenwasserstoffen:

1. Gesättigte Kohlenwasserstoffe Alkane (Paraffine)
 - Einfachste Familie von Kohlenwasserstoffen, die nur C und H enthalten
 - Der Name trägt die Endung „an“ (Kennzeichen der Familienzugehörigkeit)
 - „gesättigt“, d.h. sie haben alle 4 Bindungsmöglichkeiten des Kohlenstoffs ausgeschöpft, um andere Atome zu binden
 - Struktur von Alkanen (siehe



- Abbildung 3)

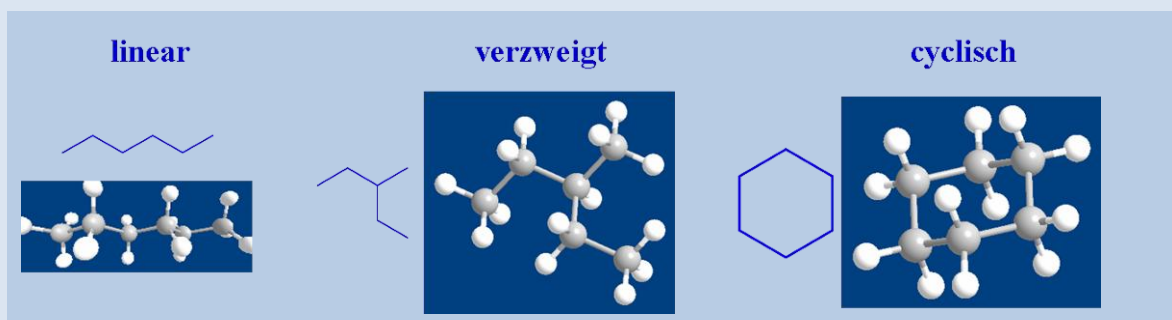


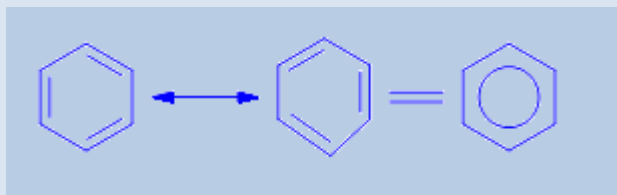
Abbildung 3: Struktur verschiedener Alkane

2. Ungesättigte Kohlenwasserstoffe Alkene (Olefine)

- Kohlenwasserstoffe mit Doppelbindung(en)
- einfachster Vertreter: Ethen (Ethylen) [C_2H_4 entsprechend $H_2C=CH_2$]
- Räumliche Struktur: ebene Anordnung (siehe Abbildung 2)

3. Aromatische Verbindungen

Aromaten sind besondere ungesättigte cyclische Verbindungen. Die einfachste aromatische Verbindung ist Benzol C_6H_6 . Dessen Formel wurde 1865 von Kekulé aufgeklärt. Es handelt sich formal um ein cyclo-Hexatrien



Die Lage der konjugierten Doppelbindungen ist hier aber nicht fixiert, wie man daran erkennen kann, dass zweifach substituierte Aromatenringe keine Stellungisometrie der Doppelbindungen erkennen lassen. Z.B. gibt es nicht zwei verschiedene 1,2-Dimethylbenzole (o-Xylol). Daraus kann man schließen, dass alle Doppelbindungen im aromatischen Ring gleichwertig sind, was dadurch angedeutet wird, dass man sie einfach durch einen Ring kennzeichnet (Abbildung 4).

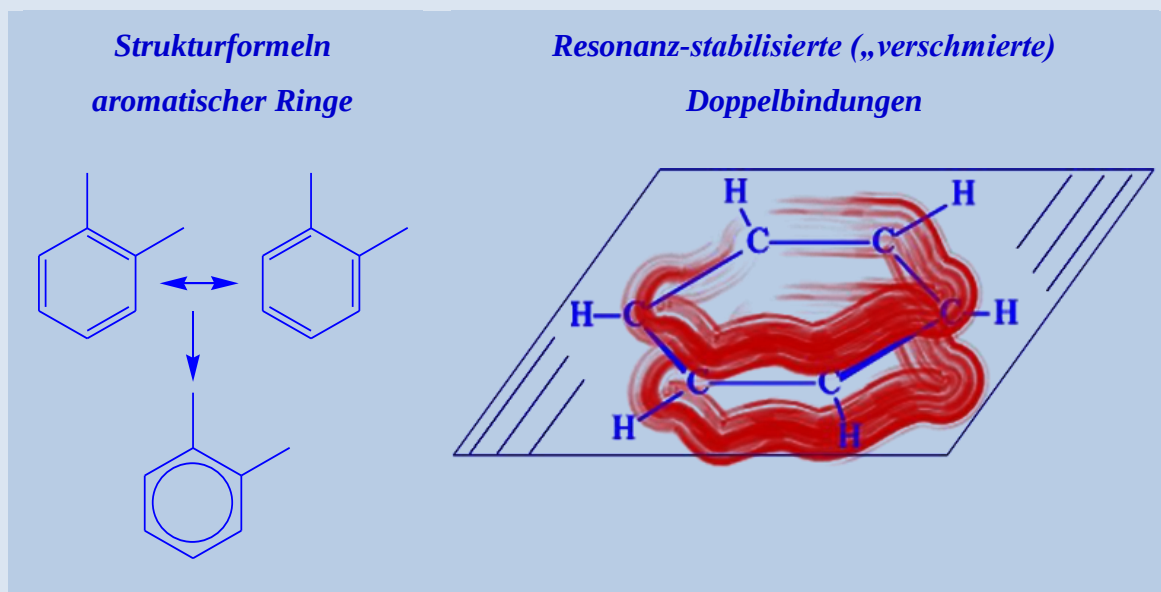


Abbildung 4: Aromatische Bindung

Man hat hier einen besonderen Zustand vorliegen, in dem alle π -Elektronen resonanz-stabilisiert sind.

4.4 Organische Sauerstoffverbindungen

Die Moleküle dieser Familie organischer Verbindungen leiten sich formal aus den Kohlenwasserstoffen ab, indem anstatt einer oder mehrerer C-H-Bindungen Sauerstoff

über eine C-O-Einfach- oder C=O-Doppelbindung an einen Kohlenwasserstoff-Rest gebunden ist. Die dadurch entstehende Gruppe von an das C-Skelett gebundenen Atomen nennt man „funktionelle Gruppe“. Je nach Art dieser funktionellen Gruppe unterscheidet man wieder verschiedene Unterfamilien von Verbindungen (siehe Tabelle 4):

Tabelle 4: Übersicht über die Familien von organischen Sauerstoff-Verbindungen

Strukturmerkmal	Gruppenformel		Familienbezeichnung
Hydroxyl	-OH		Alkohole
Alkoxy	-OR		Ether
Carbonyl	$>\text{C}=\text{O}$	$-\text{CH}=\text{O}$	Aldehyde
		$\text{R}_2\text{C}=\text{O}$	Ketone
Carboxyl	-COOH		Säuren

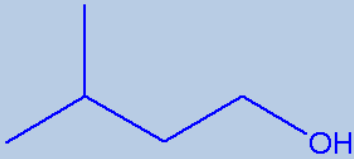
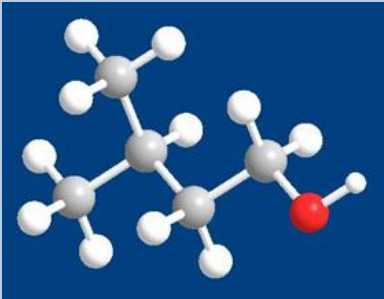
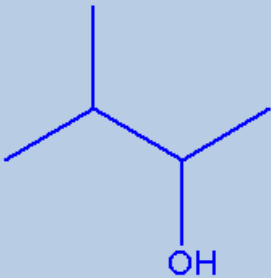
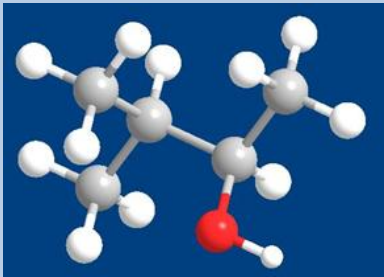
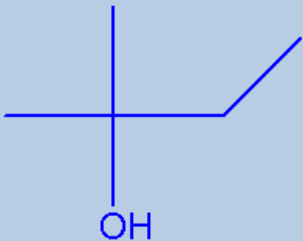
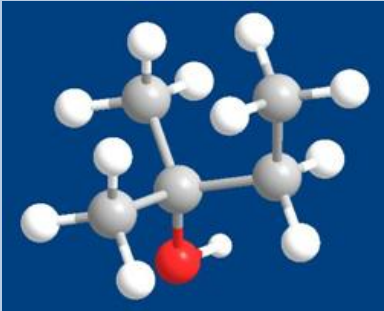
4.4.3 Alkohole

Alkohole enthalten als funktionelle Gruppe –OH (Hydroxylgruppe). Sie lassen sich allgemein durch die Formel $\text{R}(\text{OH})_n$ beschreiben, wobei R den Rest des Moleküls bezeichnet. Die organische Hydroxylgruppe –OH darf nicht mit dem anorganischen Hydroxidion $\text{OH}^\ominus$ verwechselt werden. Die Bezeichnung eines Alkohols leitet sich vom Kohlenwasserstoff-Grundgerüst ab, wobei als Zeichen für das Vorhandensein einer Hydroxylgruppe die Silbe „-ol“ angehängt wird. Z.B. Pentan → Pentanol, bei zwei Hydroxylgruppen Pentandiol usw. Man findet auch oft noch die alte Bezeichnung von Alkylalkoholen (z.B. Pentylalkohol).

Die –OH-Gruppe kann Wasserstoffbrücken bilden, dadurch sind die Alkohole meist wasserlöslich.

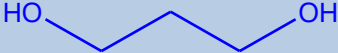
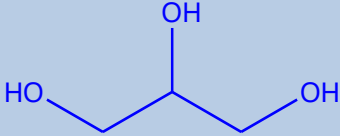
Je nach Stellung der OH-Gruppe an einem end- oder mittelständigem C-Atom unterscheidet man zwischen „primären“, „sekundären“ und „tertiären“ Alkoholen. Tabelle 5 zeigt diese verschiedenen Strukturvarianten (Isomere) am Beispiel der Pentanole.

Tabelle 5: Verschiedene Pentanole (Pentylalkohole)

primär		
sekundär		
tertiär		

Nach Zahl der OH-Gruppen unterscheiden wird ein-, zwei, dreiwertige usw. Alkohole (Tabelle 6).

Tabelle 6: Verschiedenwertige Alkohole am Beispiel von Propanolen

Einwertig: Propanol	Zweiwertig: Propandiol	Dreiwertig Propantriol
		

4.4.4 Ether

Funktionelle Gruppe –OR (R=Alkyl)

Bezeichnung „-al“ z.B. „Propanal“
oder alt „Propylaldehyd“



Abbildung 5: Diethylether als Beispiel für eine Ether

4.4.5 Aldehyde

Funktionelle Gruppe –CHO

Bezeichnung „-al“ z.B. „Propanal“
oder alt „Propylaldehyd“

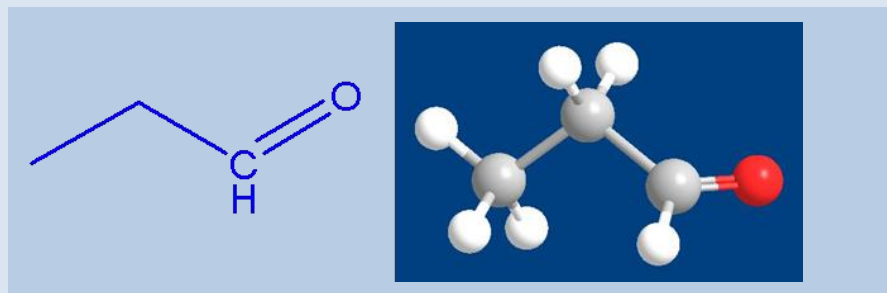


Abbildung 6 Propanal (Propylalkohol) als Beispiel für einen Aldehyd

4.4.6 Ketone

Funktionelle Gruppe –CO–

Bezeichnung „-on“ z.B. „Propanon“
oder alt „Dimethylketon“

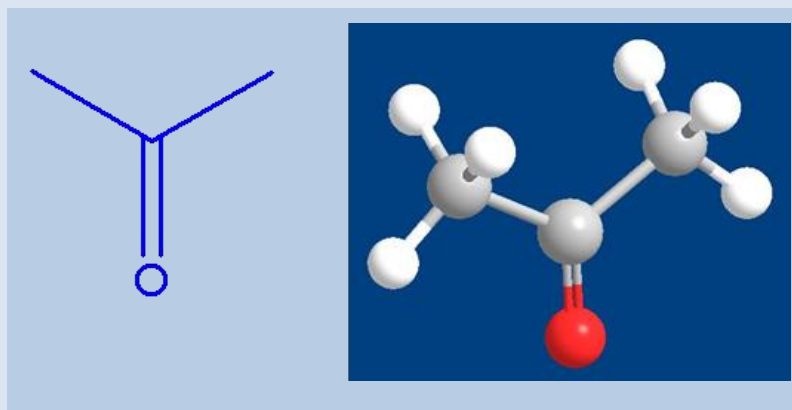


Abbildung 7: Propanon (Diemethylketon, Trivialname Aceton) als Beispiel für ein Keton

Aldehyde und Ketone besitzen beide eine einfache C=O-Gruppe. Sie werden unter der Bezeichnung Carbonylverbindungen zusammengefasst.

4.4.7 (Carbon-)Säuren

Funktionelle Gruppe –COOH

Bezeichnung „-säure“ z.B. „Propansäure“
oder alt „Propionsäure“

Carbonsäuren können in Wasser Protonen abgeben (Dissoziation) und Hydronium-Ionen bilden, sie wirken dadurch als Säure:

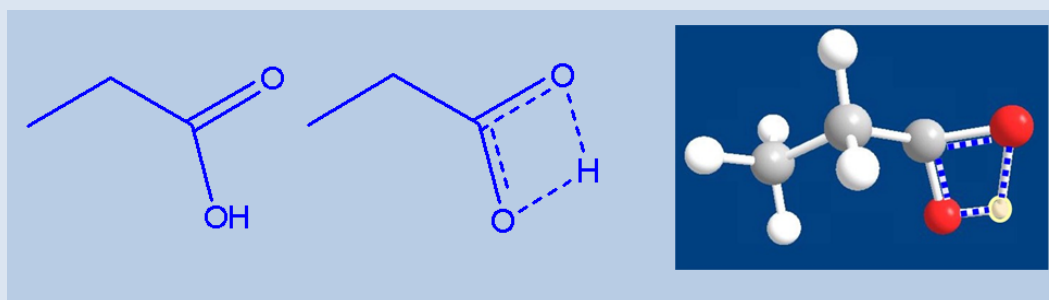
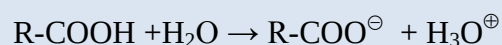
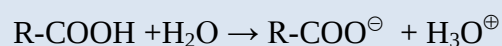


Abbildung 8: Propansäure (alt Propionsäure) als Beispiel für eine Carbonsäure

Carbonsäuren können in Wasser Protonen abgeben (Dissoziation) und Hydronium-Ionen bilden, sie wirken dadurch als Säure:



Dadurch, dass sich das überschüssige Elektron des Säureanions (Carboxylation) auf zwei Sauerstoffatome verteilen kann ist ein solches Ion besonders stabil. Man spricht von Resonanzstabilisierung. Dies ist der Grund, warum das Wasserstoffatom der Carboxylgruppe (-COOH) viel leichter abgespalten werden kann als ein Hydroxyl-Wasserstoffatom (-OH).

Die Namen der organischen Säuren leiten sich vom Kohlenwasserstoff ab, aus dem sie durch Oxidation gebildet werden könnten.

Z.B.

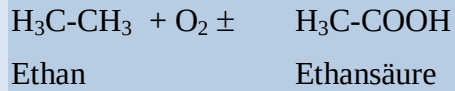
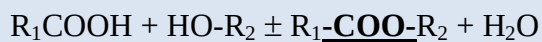


Tabelle 7: Bezeichnung der einfachen aliphatischen Säuren und deren Salz

<i>Formel</i>	<i>Trivialname</i>	<i>Salz</i>	<i>Systematischer Name</i>
HCOOH	Ameisensäure	Formiat	Methansäure
CH ₃ COOH	Essigsäure	Acetat	Ethansäure
C ₂ H ₅ COOH	Propionsäure	Propionat	Propansäure
C ₃ H ₇ COOH	Buttersäure	Butyrat	Butansäure
↓			
C ₁₅ H ₃₁ COOH	Palmitinsäure	Palmitat	Hexadecansäure
C ₁₇ H ₃₅ COOH	Stearinsäure	Stearat	Oktadecansäure
↓			

4.4.8 Ester

Säuren können mit Alkoholen unter Abspaltung von Wasser reagieren.



Es können sowohl organische, als auch anorganische Säuren beteiligt sein. Sie werden einfach durch aneinanderfügen der Bezeichnung der Säure und der Alkylfunktion des beteiligten Alkohols unter Anfügen von „Ester“ bezeichnet.

z.B. Essigsäure-ethyl-ester

Tabelle 8: Beispiele von Estern

