

VORLESUNGSMANUSKRIFT

Grundlagen der Organische Chemie für Biologen, Mediziner, Zahnmediziner und Studenten der Molekularen Medizin

Erstmals gehalten im Wintersemester 2008/2009

Professor Dr. Th. Ziegler
Institut für Organische Chemie
Universität Tübingen

Inhaltsverzeichnis

(die Kapitel 1 bis 6 behandeln für Grundlagen der Anorganischen Chemie; siehe dort)

7 Besondere Eigenschaften des Kohlenstoffs

- 7.1 Hybridsierung sp^3 , sp^2 , sp , CH-, CO-, CC-Bindungen, Einfach-, Doppel-, Dreifachbindung
- 7.2 Schreibweise organischer Moleküle, Lewisformeln, Strichschreibweise
- 7.3 Beispiele: CH_4 , C_2H_6 , C_2H_4 , C_2H_2 , $CHCl_3$, CH_3OH , C_6H_6

8 Wichtige Stoffklassen, allgemein

- 8.1 Alkane, Alkene, Alkine, Nomenklatur, homologe Reihe
- 8.2 Halogenalkane
- 8.3 Wichtige funktionelle Gruppen, Halogene, Alkohole, Amine, Carbonyle
- 8.4 Einteilung organischer Moleküle nach funktionellen Gruppen
Alkane, Alkene, Alkine, Alkohole, Ether, Amine, Aldehyde, Ketone, Carbonsäuren, Ester, Amide, Anhydride, Kohlensäuren
- 8.5 Isomerie, Konstitution, Konformation

9 Wichtige Reaktionen organischer Moleküle, allgemein

- 9.1 Additions-, Eliminierungsreaktion
Hydrierung, Hydratisierung, Halogenierung, Radikalreaktion, Markovnikov-Regel, Seyzeff/Hoffmann-Eliminierung
- 9.2 Beispiele: Halogenierung von Alkanen, Bromaddition an Alkene, katalytische Hydrierung von Alkenen und Alkinen, HCl-Addition an Alkene, Eliminierung von HCl, Decarboxylierung
- 9.3 Substitutionsreaktion
Reaktionsverlauf, S_N1 -, S_N2 -Reaktion, Kinetik, Beeinflussung, Konkurrenz Substitution/Eliminierung, Aromatische Substitution am Benzol
- 9.4 Beispiele
- 9.5 Stereochemie, Chiralität, D/L-, R/S-Nomenklatur, Waldensche Umkehr
- 9.6 Polymerisation

10 Carbonylreaktionen

- 10.1 Besondere chemische Eigenschaften von Carbonylen, Polarität, Acidität, Mesomerie, Tautomerie, Enolisierung, Reaktivität, formale Oxidationsstufen
- 10.2 Aldehyde und Ketone, Addition an die Carbonylgruppe, Reduktion, Oxidation, Aldolreaktion, Imine, Oximbildung, Hydrazonebildung, Halbacetal-/Acetal-Bildung
- 10.3 Carbonsäuren, Veresterung/Verseifung, Anhydride, Bildung von Amid, Reduktion, Claisen-Kondensation
- 10.4 Spezielle Carbonylreaktionen: Grignard-Reaktion, Knoevenagel-Reaktion, Reaktionen von aromatischen Aldehyden, Ketonen und Carbonsäuren
- 10.4 Ungesättigte Carbonylverbindungen, Acrolein, Crotonaldehyd, Acrylnitril, Acrylsäure, Michael-Addition, Polymerisation

11 Wichtige Substanzklassen

- 11.1 Alkane, Halogenalkane, Cycloalkane, Alkene, Cycloalkene
- 11.2 Aromaten, Aromatizität, Substitution am Benzol, o-, m-, p-Isomere, kondensierte Aromaten: Naphthalin, Anthracen, Phenanthren, Pyren
- 11.3 Wichtige Heterocyclus, Pyrrol, Furan, Thiophen, Pyridin, Pyran, Imidazol, Pyrimidin, Pyridazin, Indol, Purin
- 11.4 Alkohole, Ether, Epoxide, Mercaptane, Thioether, Polyole (Glycerin)
- 11.5 aliphatische und aromatische Aldehyde und Ketone: Formaldehyd, Acetaldehyd, Aceton, Benzaldehyd, Acetophenon, Benzophenon, Acetale, Imine, Oxime, Hydrazone
- 11.6 Carbonsäuren, Nomenklatur, Fettsäuren (ungesättigt, gesättigt), Mono-/Dicarbonsäuren, Ester, Lactone, Carbonsäureamide, Lactame, Anhydride, Säurechloride, Nitrile, Imide
- 11.7 Kohensäuren, Carbonate, Phosgen, Urethane, Harnstoff, Guanidin
- 11.8 Spezielle Verbindungsklassen: Cyanate, Isocyanate, Thiocyanate

12 Naturstoffe

- 12.1 Aminosäuren, proteinogene Aminosäuren, Seitenketten, Eigenschaften, Chiralität
- 12.2 Peptide, Proteine, Eigenschaften, Basizität, Konformation, Bildung und Hydrolyse
- 12.3 Kohlenhydrate, Triosen, Tetrosen, Pentosen, Hexosen, Aldosen, Ketosen, Pyranosen, Furanosen, Aminozucker, Anomere, Onsäuren, Uronsäuren, Schreibweisen: Fischer, Haworth, sterische Schreibweise, Konformation
- 12.4 Saccharide, Glycoside, 1,4-, 1,6-Verknüpfung, Saccharose, Lactose, Maltose, Isomaltose, Cyclodextrine, Bildung und Hydrolyse von Sacchariden
- 12.5 Fette und Lipide, Klassifizierung, Wachse, Sphingolipide, Terpene, Steroide
- 12.6 Nucleinsäuren, Purin-, Pyrimidinbasen, Nucleoside, Nucleotide, DNA, RNA
- 12.7 Weitere Naturstoffe: Vitamine, Alkaloide, Hormone, Antibiotika

Literaturempfehlung

A. Zeeck, S. Eick, B. Krone, K. Schröder, „Chemie für Mediziner“

Urban & Fischer / Elsevier 6. Auflage 2005, ISBN-10: 3-437-44435-2, ISBN-13: 978-3-437-44435-7 € 31,50

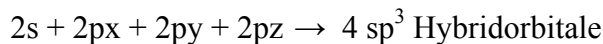


7 Besondere Eigenschaften des Kohlenstoffs

7.1 Hybridisierung am Kohlenstoff

Kohlenstoff kann in 3 Hybridisierungen auftreten. Bei der Hybridisierung (siehe Kap. 1.4) werden die Atomorbitale 2s, 2px, 2py und 2pz zu vier neuen Hybridorbitalen kombiniert, was zu einer energetisch günstigeren Elektronenkonfiguration führt.

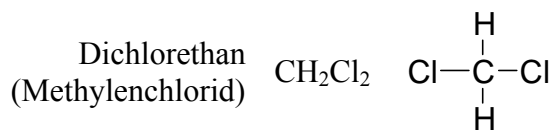
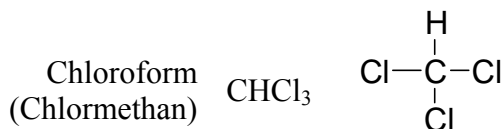
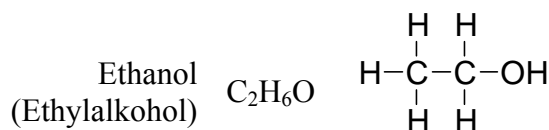
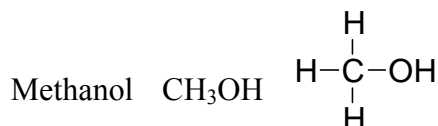
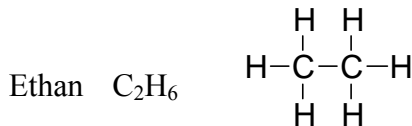
Folgende Kombinationen der 2s und 2p Atomorbitale sind möglich:



7.1.1 sp^3 Hybridorbitale

sp^3 -Hybridisierter Kohlenstoff ist immer vierbindig und tetraedrisch gebaut. Ein sp^3 -hybridisierter Kohlenstoff kann damit immer vier andere Atome binden (Vierwertigkeit des Kohlenstoffs).

Beispiele:



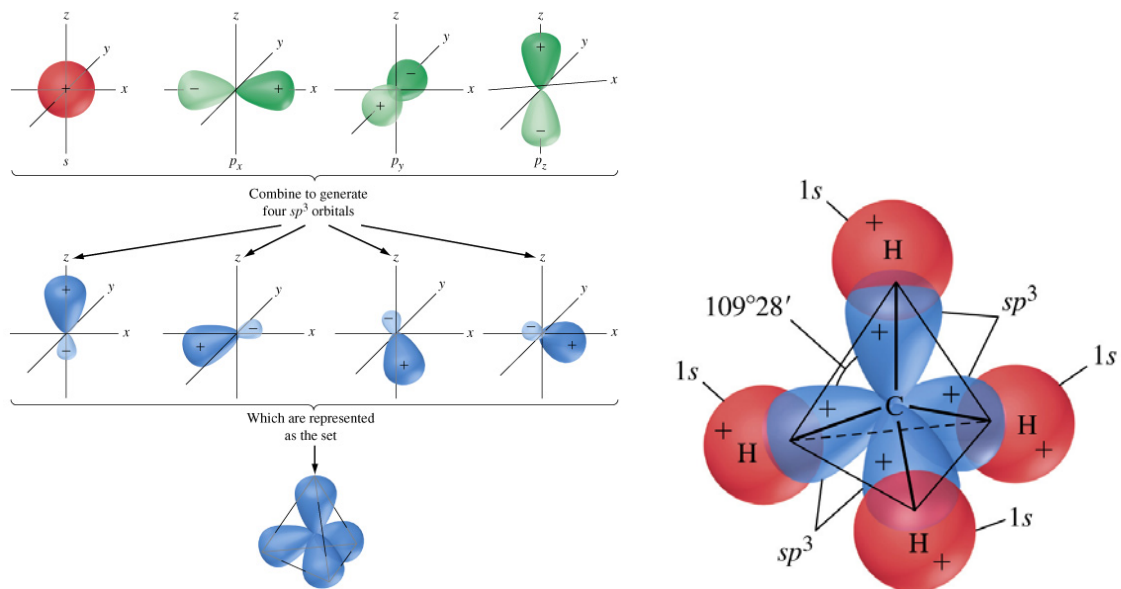
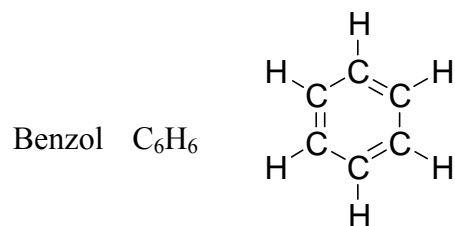
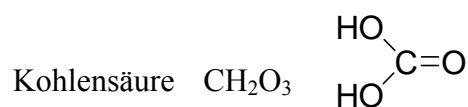
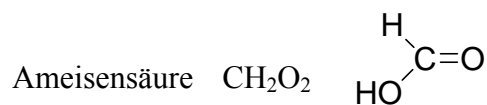
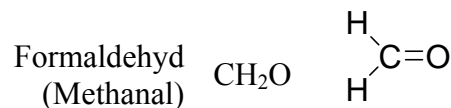
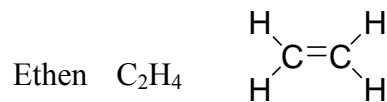


Fig. 7.1.1 sp^3 -Hybridisierter Kohlenstoff und Methan

7.1.2 sp^2 Hybridorbitale

sp^2 -Hybridisierter Kohlenstoff ist ebenso immer vierbindig (Oktettregel, siehe Kap. 1.4), enthält jedoch eine Doppelbindung und ist damit eben gebaut. Ein sp^2 -hybridisierter Kohlenstoff kann damit immer drei andere Atome binden, von denen eines über eine Doppelbindung gebunden ist.

Beispiele:



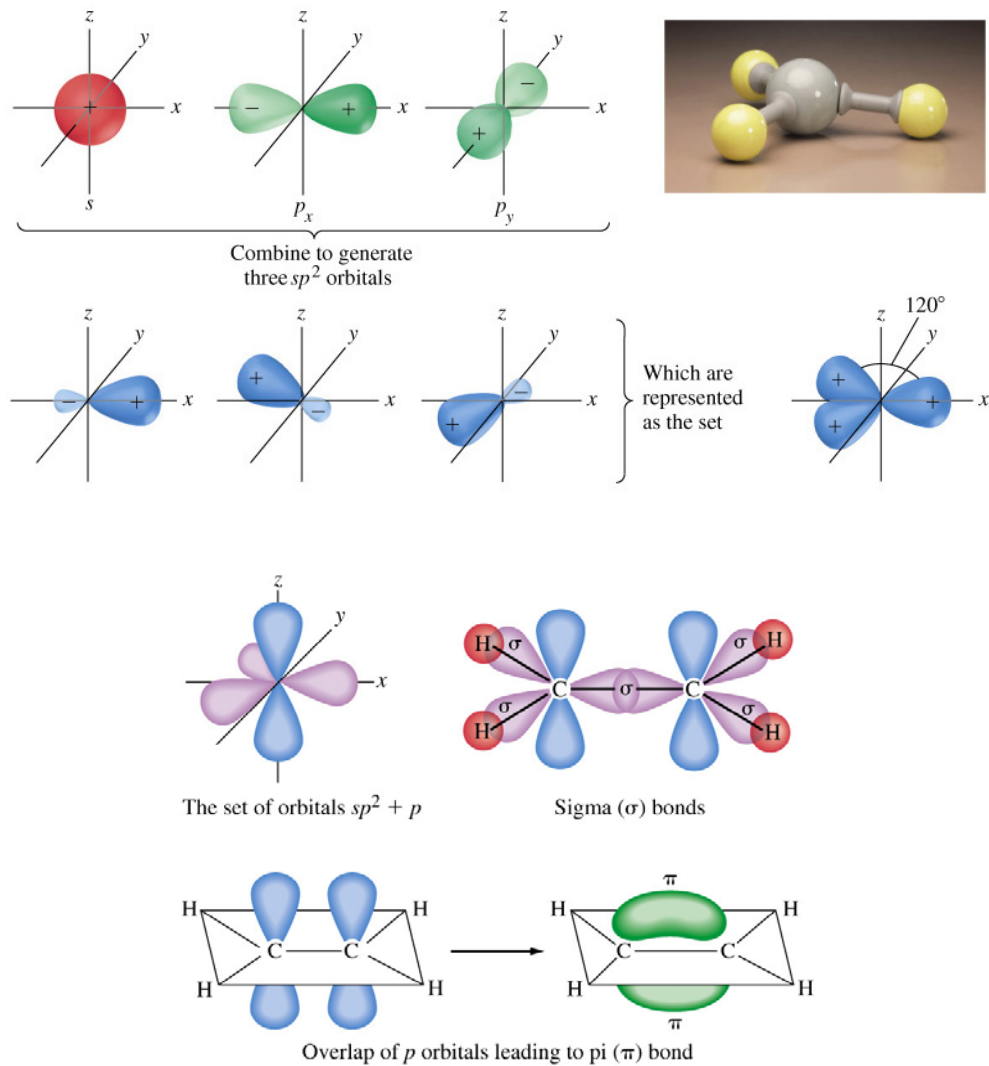
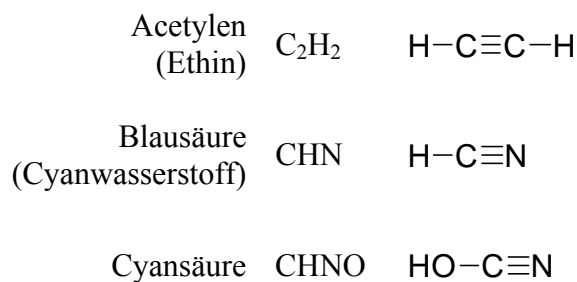


Fig. 7.1.2 sp^2 -Hybridisierter Kohlenstoff und Ethen

7.1.3 sp Hybridorbitale

sp -Hybridisierter Kohlenstoff ist ebenso immer vierbindig (Oktettregel, siehe Kap. 1.4), enthält jedoch eine Dreifachbindung und ist damit linear gebaut. Ein sp -hybridisierter Kohlenstoff kann damit immer zwei andere Atome binden, von denen eines über eine Dreifachbindung gebunden ist.

Beispiele:



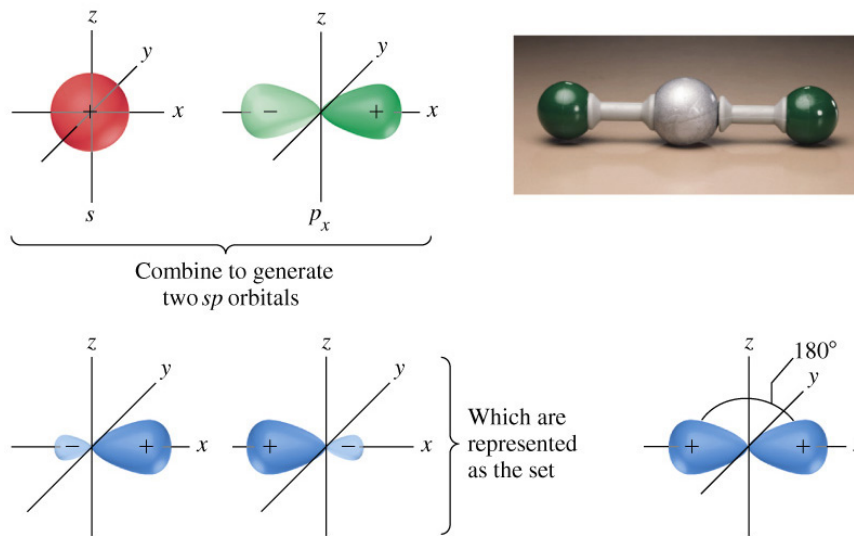


Abb.: Molekülorbitaldarstellung der Dreifachbindung

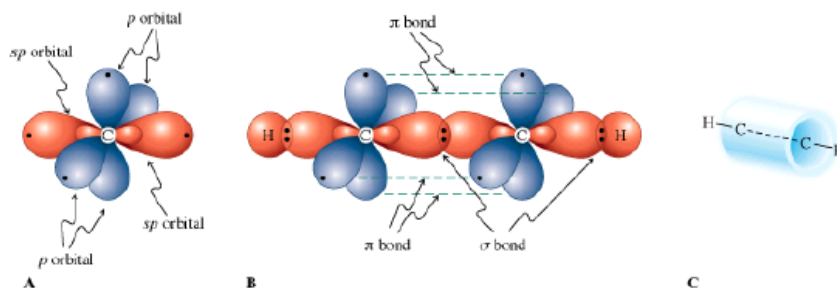


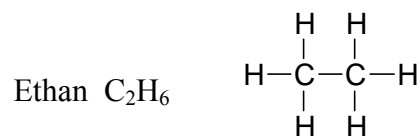
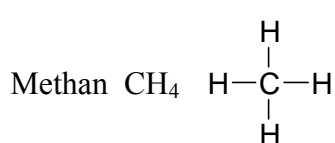
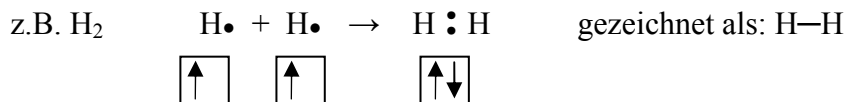
Fig. 7.1.3 sp -Hybridisierter Kohlenstoff und Acetylen

7.2 Schreibweise organischer Moleküle, Lewisformeln, Strichschreibweise

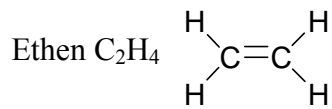
Ionenbindungen werden ohne Bindungsstrich gezeichnet



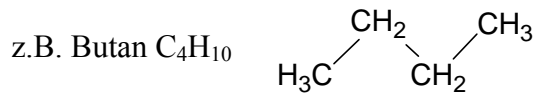
Kovalente Bindungen werden mit Bindungsstrichen gezeichnet. Ein Bindungsstrich bedeutet ein Elektronenpaar (gepaarte Elektronen mit Spin $+1/2$ und $-1/2$). Einzelne Elektronen werden als Punkt gezeichnet (Radikal)



Doppelbindungen (eine σ -Bindung und eine π -Bindung) werden als Doppelstrich gezeichnet; Dreifachbindungen (eine σ -Bindung und zwei π -Bindungen) werden als Dreifachstrich gezeichnet (jeder Strich repräsentiert 2 Elektronen)



Häufig auftretende Gruppen werden verkürzt geschrieben

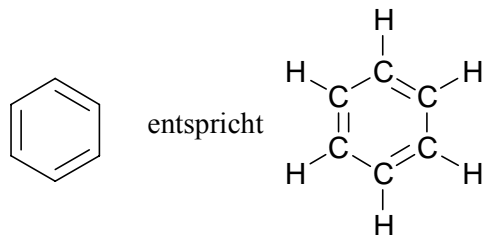


Bei komplizierten Formeln werden für C und H keine Elementsymbole mehr verwendet

Beispiele:



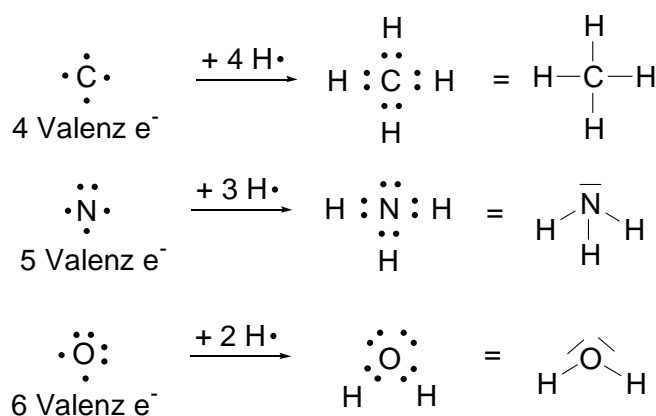
Benzol



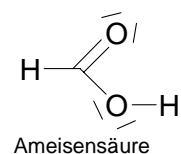
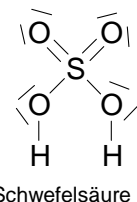
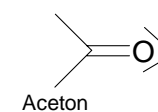
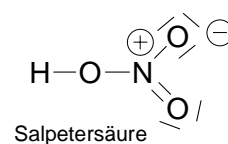
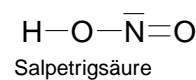
Nichtbindende Elektronenpaare:

Es werden alle Valenzelektronen an die Atome gezeichnet. Elektronenpaare, die nicht für eine kovalente Bindung verwendet werden, werden als nichtbindendes Elektronenpaar als Strich an das Atom gezeichnet.

Valenzelektronen der wichtigsten Elemente:



auch:



Projektionen:

Organische Moleküle sind dreidimensionale Gebilde (z.B. sp^3 -hybridisierter C ist tetraedisch gebaut). Die räumliche Orientierung wird in der sterischen Schreibweise mit „keilförmigen“ Bindungen dargestellt.

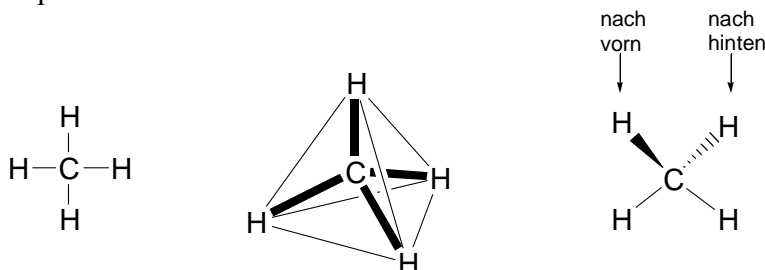
▬ Gruppe zeigt nach vorn

⋯⋯⋯ Gruppe zeigt nach hinten

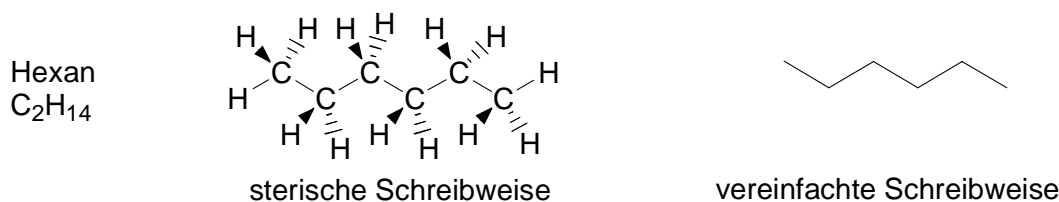
z.B. Methan CH_4

C ist sp^3 hybridisiert \rightarrow H-Atome bilden einen Tetraeder mit C im Zentrum;

3-Atome (H-C-H) liegen in der Papierebene; ein H-Atom liegt vor, ein H-Atom hinter der Papierebene.



Bei größeren Molekülen wird die größtmögliche Zahl an C-Atomen in die Papierebene gezeichnet.



7.3 Beispiele: CH_4 , C_2H_6 , C_2H_4 , C_2H_2 , $CHCl_3$, CH_3OH , C_6H_6

Methan CH_4 ist ein farbloses und geruchloses Gas. Methan ist brennbar!

Molmasse:	$16,04 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Schmelzpunkt:	$-182 \text{ }^\circ\text{C}$
Siedepunkt:	$-162 \text{ }^\circ\text{C}$
Dichte:	$0,72 \text{ g}\cdot\text{l}^{-1}$ (bei $0 \text{ }^\circ\text{C}$)
Dampfdruck:	1470 hPa (bei $115,6 \text{ K}$)
Löslichkeit:	praktisch unlöslich in Wasser ($26 \text{ ml}\cdot\text{l}^{-1}$) gut löslich in Ethanol und Diethylether

Es ist das einfachste Alkan und der einfachste Kohlenwasserstoff. Methan ist der Hauptbestandteil von Erdgas, Biogas, Sumpfgas und ein wichtiger Bestandteil von Holzgas. Nach Kohlenstoffdioxid ist es das bedeutendste von Menschen freigesetzte Treibhausgas. Methan wird als Heizgas verwendet und dient als Ausgangspunkt für viele andere organische Verbindungen.

Methan wird durch anaerobe bakterielle Zersetzung von Pflanzenmaterial unter Wasser gebildet. Da diese Bedingungen vor allem in Sümpfen gegeben sind, wird der alte Name "Sumpfgas" verständlich. In Kohlen-Minen tritt Methan ebenfalls auf und ist als mit Luft explosives "Grubengas" gefürchtet. Das natürlich vorhandene Erdgas besteht hauptsächlich aus Methan und Ethan. Im Leuchtgas, das in Kokereien künstlich aus Kohle erzeugt wird, bildet Methan neben Wasserstoff und Kohlenmonoxid die den Heizwert bestimmende Hauptkomponente.

Methan wird bei tiefen Temperaturen flüssig gelagert, weil die Dichte dadurch enorm erhöht werden kann. Aus diesem Grund kann es beim Austritt dieses gekühlten Methans leicht zu Erfrierungen kommen. Methan ist ungiftig, die Aufnahme von Methan kann allerdings zu erhöhten Atem- (Hyperventilation) und Herzfrequenzen führen, es kann kurzzeitig zu niedrigem Blutdruck, Taubheit in den Extremitäten, Schläfrigkeit, mentaler Verwirrung und Gedächtnisverlust, alles hervorgerufen durch Sauerstoffmangel, führen. Methan führt aber nicht zu bleibenden Schäden. Wenn die Symptome auftreten, sollte das betroffene Areal verlassen und tief eingeatmet werden, falls daraufhin die Symptome nicht verschwinden, sollte die betroffene Person in ein Krankenhaus gebracht werden.

Ethan C_2H_6 ist ein farbloses und geruchloses Gas. Ethan ist brennbar!

Molmasse:	$30,07 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Schmelzpunkt:	$-183 \text{ }^\circ\text{C}$
Siedepunkt:	$-89 \text{ }^\circ\text{C}$
Dichte:	$1,36 \text{ g}\cdot\text{l}^{-1}$ (bei $0 \text{ }^\circ\text{C}$)
Dampfdruck:	3800 hPa (bei 115,6 K)
Löslichkeit:	schlecht löslich in Wasser gut löslich in Ethanol
Bindungsabstand:	C-C-Bindung 154 pm, C-H-Bindung 109 pm
Bindungswinkel:	C-H-Bindung $109,5^\circ$, H-C-H-Bindung $109,5^\circ$

Im Erdgas sowie Sumpfgas finden sich nicht unerhebliche Mengen von Ethan, in der Atmosphäre finden sich allerdings nur Spuren. Ethan führt beim Einatmen zu erhöhten Atem- und Herzfrequenzen. Des Weiteren führt es beim Einatmen in größeren Mengen zu Taubheit in den Gliedern, zu Schlaflosigkeit, mentaler Verwirrung, Koordinations- und Gedächtnisverlust sowie Hyperventilation. Bei Aufnahme führt es zu Übelkeit und Erbrechen. Weil Ethan meist bei tiefen Temperaturen flüssig gelagert wird, kann es bei austretendem Ethan zu Erfrierungen kommen.

Ethen C_2H_4 ist ein farbloses, süßlich riechendes Gas. Es ist das einfachste Alken, ein ungesättigter Kohlenwasserstoff mit einer Kohlenstoff-Kohlenstoff-Doppelbindung. Für die Petrochemie stellt Ethen die wichtigste Grundchemikalie dar. Außerdem hat es als Phytohormon große Bedeutung. Ethan ist brennbar!

Molmasse:	$28,05 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Schmelzpunkt:	$-169,18 \text{ }^\circ\text{C}$
Siedepunkt:	$-103,72 \text{ }^\circ\text{C}$
Dichte:	$1,18 \text{ g}\cdot\text{l}^{-1}$ (bei $0 \text{ }^\circ\text{C}$)
Dampfdruck:	4090 hPa (bei 115,6 K)
Löslichkeit:	sehr schlecht löslich in Wasser gut löslich in Ethanol

Bindungsabstand: C-C-Bindung 133 pm, C-H-Bindung 109 pm
Bindungswinkel: C-H-Bindung 121°, H-C-H-Bindung 117°

Ursprünglich wurde Ethen durch Dehydratisierung von Ethanol oder durch Isolierung aus Kokereigas gewonnen. Das heutzutage technisch relevante Verfahren ist das Steamcracken von Naphtha oder höheren Kohlenwasserstoffgemischen wie Hydrowx. Im Labor wird es durch Eliminierung von 1,2-Dichlorethan und Zink gewonnen. Die wichtigsten Folgeprodukte des Ethens sind das Polyethylen (56 %), Ethylendichlorid zur Herstellung von PVC (14 %), Ethylenoxid (11 %) und Ethylbenzol (7 %) zur Herstellung von Polystyrol.

Ethen war als Betäubungsmittel neben Lachgas bis vor wenigen Jahren vor allem bei schwachen Betäubungen in Gebrauch. Es wirkt narkotisch und muskelentspannend. 1923 wurde es in Chicago zum ersten Mal öffentlich benutzt, die narkotische Wirkung des Ethens ist etwas stärker als die des Lachgases und hat einen ähnlichen Wirkmechanismus. Heute wird es jedoch nicht mehr verwendet, da es brennbar ist und unangenehm riecht. Außerdem ist die Narkosewirkung des Ethens im Vergleich zu anderen gebräuchlichen Betäubungsmitteln nicht sehr gut.

Ethen ist ein Phytohormon (Pflanzenhormon). Es wird von Pflanzen ausgehend von der Aminosäure Methionin synthetisiert, teilweise stimuliert durch das Phytohormon Auxin. Als Hormon beeinflusst es das Keimwachstum und die Seneszenz bei Pflanzen. Es bewirkt die Fruchtreifung, die Entwicklung der Blüten, den Abwurf der Blätter im Herbst sowie das Absterben von Pflanzenteilen. Als gasförmigen Stoff findet man Ethen dabei vor allen in den Räumen zwischen den Zellen, den Interzellularen. Ethen wird zum „künstlichen“ Reifen unreifer Früchte wie Apfel, Bananen und Tomaten benutzt, indem die Früchte mit Ethen begast werden.

Ethin C₂H₂ (Trivialname: **Acetylen**) ist ein farbloses Gas. Es ist der einfachste Vertreter aus der homologen Reihe der Alkine. Ethin ist brennbar.

Molmasse: 26,04 g·mol⁻¹
Schmelzpunkt: -83,8 °C
Siedepunkt: Sublimation
Dichte: 1,18 g·l⁻¹ (bei 0 °C)
Dampfdruck: 4250 hPa (bei 115,6 K)
Löslichkeit: schlecht löslich in Wasser
Sehr gut löslich in Aceton
Bindungsabstand: C-C-Bindung 120 pm, C-H-Bindung 106 pm
Bindungswinkel: C-H-Bindung 180°, H-C-Bindung 180°

Ethin hat auf der Erde kein natürliches Vorkommen. Großtechnisch wird Ethin mittels Hochtemperaturpyrolyse von leichten oder mittleren Erdölfraktionen oder Erdgas bei 2.000 °C hergestellt. Die jährliche Weltproduktion beträgt ca. 122.000 Tonnen. Hochreines Ethin kann man aus handelsüblichem technischen Ethin (Reinheit ca. 99,5 %) herstellen, indem man das technische Gas durch feinkörnige Aktivkohle und Molekularsieb leitet.

Ungefähr 80 % des Ethins wird für die organische Synthese verwendet. Durch Addition von Halogenwasserstoffen werden Vinylhalogenide, zum Beispiel Vinylchlorid hergestellt.

Durch Addition von Essigsäure wird Vinylacetat und Polyvinylacetat hergestellt, durch Addition von Alkohol Vinylether und Polyvinylether. Besonders die hergestellten Polymere sind von industrieller Bedeutung. Der aus Ethin gewonnene Acetylenruß wird als Kautschukzusatz bei der Herstellung von schwarzem Gummi oder zur Produktion von Druckerschwärze sowie in Batterien eingesetzt. Aufgrund der hohen Bindungsenergie der Dreifachbindung wurde Ethin auch zu Beleuchtungszwecken (Karbidlampe) verwendet und wird heutzutage häufig als Dissousgas zum autogenen Schweißen und Schneiden verwendet. Im Handel wird es in kastanienbraunen (früher gelben) Flaschen verkauft. Bis in die 1950er Jahre wurde reines Ethin gemischt mit 60 % Sauerstoff, auch Narcylen genannt, als Narkosemittel verwendet. Auch in der Mikroelektronik und Mikrotechnik wird Ethin eingesetzt. Hier dient es z. B. zum Abscheiden von Diamant-, Graphit- oder Polyacetylschichten und zur Herstellung von Nanoröhren.

Chloroform CHCl_3 (systematische Bezeichnung Trichlormethan) ist ein chlorierter Kohlenwasserstoff. Chloroform ist bei Raumtemperatur flüssig und hat einen süßlichen Geruch. Chloroform ist nicht brennbar.

Molmasse:	$119,38 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Schmelzpunkt:	$-63 \text{ }^\circ\text{C}$
Siedepunkt:	$61 \text{ }^\circ\text{C}$
Dichte:	$1,48 \text{ g}\cdot\text{l}^{-1}$ (bei $20 \text{ }^\circ\text{C}$)
Dampfdruck:	213 hPa (bei $20 \text{ }^\circ\text{C}$)
Löslichkeit:	nahezu unlöslich in Wasser Sehr gut löslich in organischen Lösemitteln

Industrielles Chloroform wird durch Erhitzen von Chlor mit Methan auf $400\text{--}500 \text{ }^\circ\text{C}$ erzeugt. Chloroform wird in erster Linie als Lösungsmittel und zur Herstellung von Fluorchlorkohlenwasserstoffen (*FCKW*) verwendet. Deuteriertes Chloroform (CDCl_3), auch Deuterchloroform genannt, findet in der Kernresonanzspektroskopie (NMR) als meistgebrauchtes Lösungsmittel Verwendung. Die Dämpfe verursachen Bewusstlosigkeit und heben die Schmerzempfindung auf. Wegen der toxischen Wirkung auf Herz, Leber und andere innere Organe wird Chloroform heute aber nicht mehr als Narkosemittel angewendet. Es steht außerdem unter Verdacht, krebserregend zu sein. Chloroform wird durch Sauerstoff unter Lichteinfluss photochemisch zersetzt, dabei entsteht Phosgen, Chlor und Chlorwasserstoff. Handelsübliches Chloroform enthält $0,5\text{--}1,0 \%$ Ethanol als Stabilisator.

Methanol CH_3OH ist ein einwertiger Alkohol, der sich vom Methan durch Ersetzung eines Wasserstoffatoms durch die Hydroxylgruppe ableitet. Methanol ist bei Raumtemperatur flüssig und ist brennbar.

Molmasse:	$32,04 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Schmelzpunkt:	$-98 \text{ }^\circ\text{C}$
Siedepunkt:	$65 \text{ }^\circ\text{C}$
Dichte:	$0,79 \text{ g}\cdot\text{l}^{-1}$ (bei $20 \text{ }^\circ\text{C}$)
Dampfdruck:	129 hPa (bei $20 \text{ }^\circ\text{C}$)
Löslichkeit:	mischbar mit Wasser Schlecht löslich in unpolaren Lösemitteln

Methanol großtechnisch aus Methan oder Kohle über Synthesegas ($\text{CO} + \text{H}_2$) hergestellt. Als Nebenprodukte fallen Ethanol und Dimethylether an. Die Weltjahresproduktion liegt bei etwa 30 Millionen Tonnen. Methanol wird überwiegend als Kraftstoff und als Synthesechemikalie benutzt.

Methanol selbst ist nur von geringer Toxizität, wohl giftig sind aber seine Metabolite, so der durch den gebildeten Formaldehyd und die daraus entstehende Ameisensäure. Insbesondere letztere führt nach einer häufig symptomlosen Latenzzeit von 6 bis 30 Stunden nach Methanolaufnahme zur Ausbildung einer metabolischen Azidose. Ameisensäure wird vom menschlichen Stoffwechsel nur sehr langsam abgebaut und sammelt sich so während des vergleichsweise zügigen Abbaus des Methanols im Körper an. Dosen von 0,1 g Methanol pro kg Körpergewicht sind gefährlich, über 1 g pro kg Körpergewicht lebensbedrohlich. Die Vergiftungssymptome verlaufen in drei Phasen. Direkt nach Aufnahme von Methanol zeigt sich wie beim Ethanol ein narkotisches Stadium, die berauschende Wirkung ist jedoch geringer als bei Ethanol. Nach der häufig asymptomatischen Latenzphase treten Kopfschmerzen, Schwächegefühl, Übelkeit, Erbrechen, Schwindel, beschleunigte Atmung auf – die Folgen der sich ausbildenden metabolischen Azidose. Charakteristisch ist die Schädigung von Nerven, insbesondere am Auge. Netzhautödeme bedingen ein nur noch verschwommenes Sehen und können zur irreversiblen Erblindung führen. Der Tod kann als Folge einer Atemlähmung eintreten. Die Behandlung einer Methanolintoxikation erfolgt über eine Unterbindung des Methanolmetabolismus, z. B. durch Ethanolgaben (0,7 g Ethanol pro kg Körpergewicht), wodurch der Methanolabbau kompetitiv gehemmt wird, bzw. durch Gaben des ADH-Inhibitors 4-Methylpyrazol (Fomepizol). Der Ameisensäureabbau kann durch Folsäuregaben gefördert werden. Einer Azidose kann durch Darreichung von Natriumhydrogencarbonat begegnet werden; ggf. wird eine Hämodialyse notwendig. Die Behandlung ist bis zum Absinken des Blutmethanolgehaltes unter einen bestimmten Grenzwert notwendig.

Benzol C_6H_6 ist eine farblose Flüssigkeit mit charakteristischem Geruch. Es ist das einfachste und zugleich klassische Beispiel für aromatische Kohlenwasserstoffe. Benzol ist brennbar und verbrennt mit einer stark rußenden Flamme.

Molmasse:	$78,11 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Schmelzpunkt:	$5,5 \text{ }^\circ\text{C}$
Siedepunkt:	$80,1 \text{ }^\circ\text{C}$
Dichte:	$0,88 \text{ g}\cdot\text{l}^{-1}$ (bei $20 \text{ }^\circ\text{C}$)
Dampfdruck:	100 hPa (bei $20 \text{ }^\circ\text{C}$)
Löslichkeit:	schwer löslich in Wasser Sehr gut löslich in organischen Lösungsmitteln

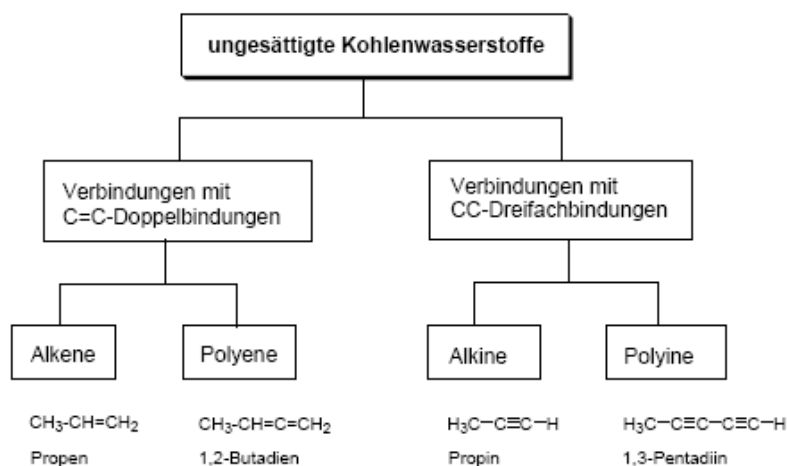
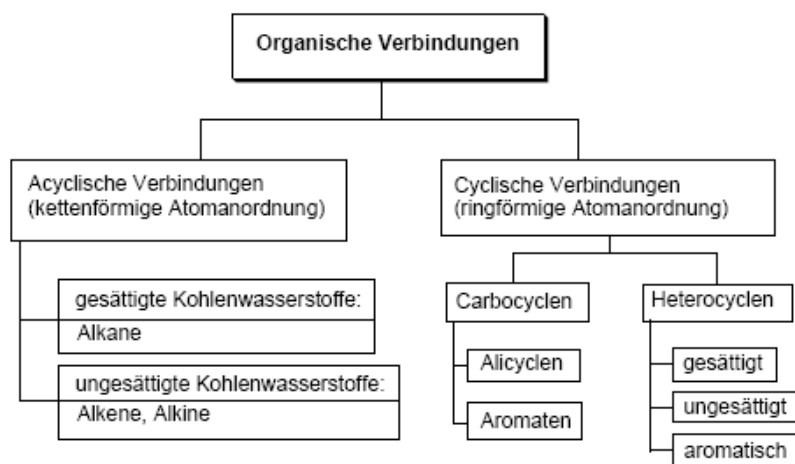
Benzol kommt in Steinkohlenteer und Erdöl vor. Benzol kann durch Steamcracken oder katalytischem Reforming von Naphtha gewonnen werden. Hierbei wird meist Hexan zu Cyclohexan und dann zu Benzol dehydriert. Benzol ist eine Grundchemikalie in der chemischen Industrie und wird als Antklopfmittel dem Kraftstoff beigesetzt.

Benzoldämpfe sind beim Einatmen giftig; die Symptome akuter Vergiftungen treten erst bei relativ hohen Konzentrationen ein. Leichte Vergiftungen äußern sich in Schwindelgefühl, Brechreiz, Benommenheit und Apathie. Bei einer schweren Vergiftung kommt es zu Fieber und Sehstörungen bis hin zu vorübergehender Erblindung und Bewusstlosigkeit. Bei der so genannten Benzolsucht, die beim Einatmen von Benzol eintreten kann, kommt es zu

Trunkenheits- und Euphoriegefühlen. Benzol kann bei längerer Exposition zum Tod führen. Die Giftwirkung ebenso wie die karzinogene Wirkung ist auf die Bildung eines karzinogenen Metaboliten zurückzuführen. Im Körper wird Benzol am Ring oxidiert. Das entstehende hochreaktive Epoxid reagiert mit zahlreichen biologischen Verbindungen und kann auch das Erbgut schädigen. Eine längerfristige Aufnahme kleinerer Benzolmengen führt vor allem zu Schädigungen der inneren Organe und des Knochenmarks. Letzteres resultiert in einer Abnahme der Zahl der roten Blutkörperchen (Anämie), was sich in Herzklopfen, Augenflimmern, Müdigkeit, Schwindel, Blässe und Kopfschmerzen äußert. Benzol wird im Gehirn, Knochenmark und Fettgewebe gespeichert. Es wird nur langsam über die Niere ausgeschieden. Bei 2 % Luftvolumenanteil Benzol in der Atemluft kommt es nach 5 bis 10 Minuten zum Tod. Die akute letale Dosis (oral) beträgt beim Menschen 50 Milligramm pro Kilogramm.

8 Wichtige Stoffklassen

In der Chemie werden Stoffe mit ähnlichen Eigenschaften, bspw. ähnliches Reaktionsverhalten, zu Stoffklassen bzw. Verbindungsklassen zusammengefasst. Ein Beispiel sind die Elemente, die nach ihrer Stellung im Periodensystem und ihren Eigenschaften (Metalle, Halbmetalle, Nichtmetalle) klassifiziert werden können. In der Organischen Chemie klassifiziert man Verbindungen meist nach ihren funktionellen Gruppen (z.B. gesättigte und ungesättigte Kohlenwasserstoffe, Alkohole, Ether, Amine, Aldehyde, Carbonsäuren, etc.) und nach ihrer Struktur (z.B. offenkettige und ringförmige Verbindungen).



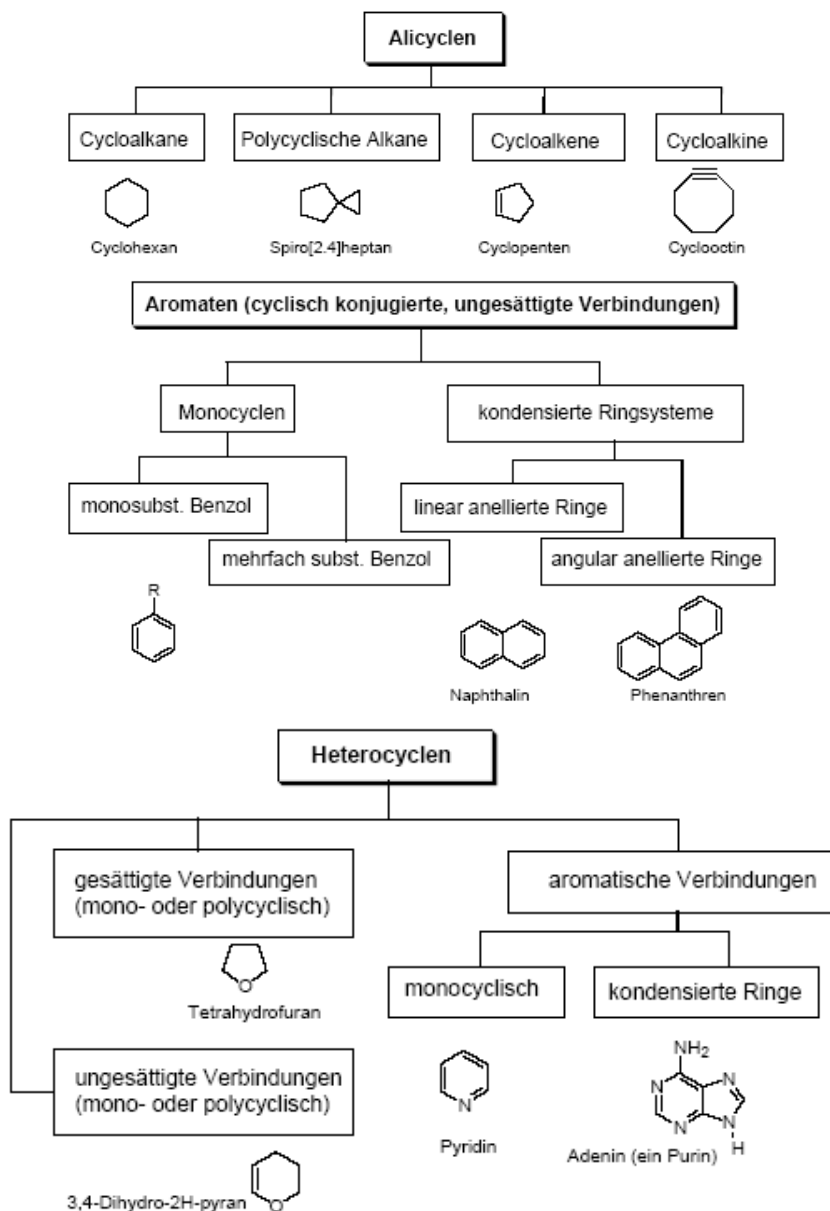


Fig. 8. Klassifizierung von organischen Verbindungen

8.1 Alkane, Alkene, Alkine, Nomenklatur, homologe Reihe

8.1.1 Eine **Homologe Reihe** (griech.: *homo* – gleich, *logos* – Sinn) ist im strengen Sinne eine Reihe von Stoffen, die sich über eine allgemeine Summenformel darstellen lassen und bei der ein Stoff dieser Reihe aus dem vorherigen Stoff durch „Hinzufügen“ eines weiteren „Kettengliedes“ gebildet wird. Der Begriff wird jedoch auch für Reihen verwendet, für die keine allgemeine Summenformel angegeben werden kann.

Homologe Reihen einiger wichtiger Stoffklassen (wichtige Vertreter)

Alkane C_nH_{2n+2}

Cycloalkane C_nH_{2n}

Alkohole / Alkanole $C_nH_{2n+2}O$

Methanol

H_3C-OH

Ethanol

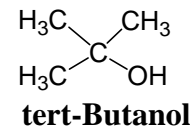
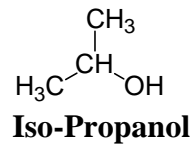
H_3C-CH_2-OH

Propanol

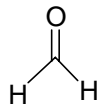
$H_3C-(CH_2)_2-OH$

Butanol

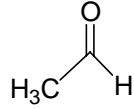
$H_3C-(CH_2)_3-OH$



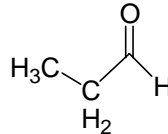
Aldehyde



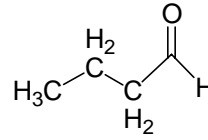
Formaldehyd



Acetaldehyd

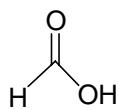


Propionaldehyd

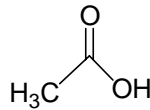


Butyraldehyd

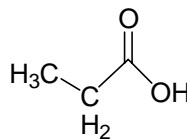
Monocarbonsäuren



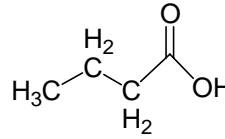
Ameisensäure



Essigsäure

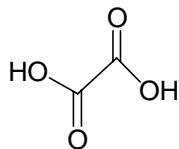


Propionsäure

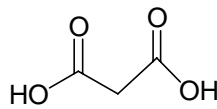


Buttersäure

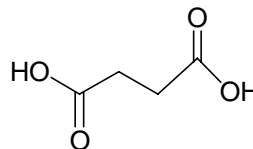
Dicarbonsäuren



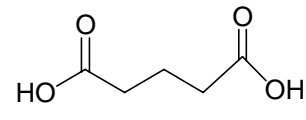
Oxalsäure



Malonsäure

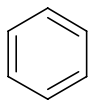


Bernsteinsäure

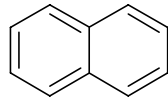


Glutarsäure

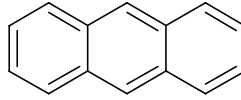
Kondensierte Aromaten



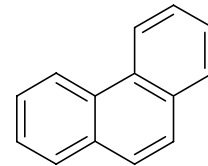
Benzol



Naphthalin



Anthracen

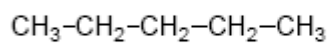


Phenanthren

8.1.2 Homologe Reihe der Alkane, Alkene, Alkine - Nomenklatur

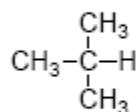
Alkane, Alkene und Alkine werden in lineare, geradkettige, verzweigte und cyclische Verbindungen unterteilt.

geradkettiges Alkan



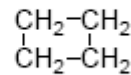
n-Pentan

verzweigtes Alkan



Isobutan

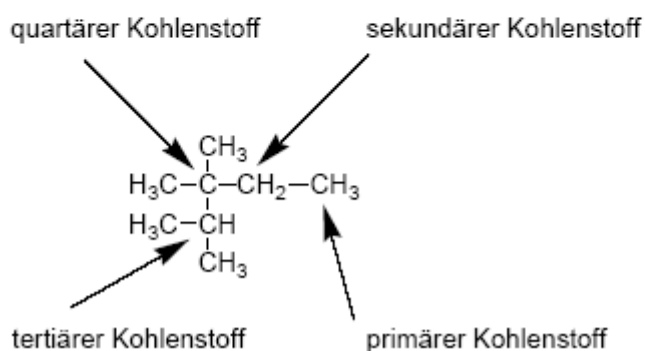
Cycloalkan



Cyclobutan

Man unterscheidet weiter nach dem Grad der Substitution am C-Atom.

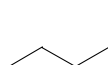
Zahl der gebundenen H-Atome	Bezeichnung	Zahl anderer Reste
3	primärer Kohlenstoff	1
2	sekundärer Kohlenstoff	2
1	tertiärer Kohlenstoff	3
0	quartärer Kohlenstoff	4



8.1.2.1 Alkane

Allgemeine Summenformel: nicht cyclische Alkane: C_nH_{2n+2} $n = 1, 2, 3, \dots$
 Cyclische Alkane: C_nH_{2n}

Schreibweise: längste Kohlenstoffkette als „Zickzackkette“ zeichnen;
 cyclische Alkane als gleichseitige Vielecke zeichnen



n-Butan C_4H_{10}



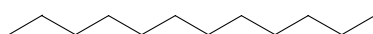
iso-Butan C_4H_{10}
 oder 2-Methylpropan



Cyclobutan C_4H_8



Cyclohexan C_6H_{12}



n-Dodecan $C_{12}H_{26}$

Nomenklatur Beachte: Trivial- und systematischer IUPAC-Name

Alkan = systematischer Name Paraffin = Trivialname

NAME = POSITION + PRÄFIX + STAMM + „AN“ (im Englischen: „ANE“)

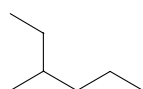
beachte: Name von rechts nach links konstruieren

1) Stamm: Anzahl der C-Atome in der längsten unverzweigten Kette (aus dem Griechischen entliehen)

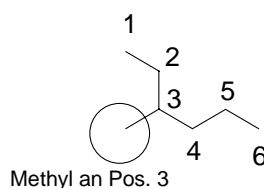
C ₁	Meth	C ₂₁	Heneicos	C ₆₀	Hexacont
C ₂	Eth	C ₂₂	Docos
C ₃	Prop	C ₂₃	Tricos	C ₇₀	Heptacont
C ₄	But	C ₂₄	Tetracos
C ₅	Pent	C ₂₅	Pentacos	C ₈₀	Octacont
C ₆	Hex	C ₂₆	Hexacos
C ₇	Hept	C ₂₇	Heptacos	C ₉₀	Nonacont
C ₈	Oct	C ₂₈	Octacos
C ₉	Non	C ₂₉	Nonacos	C ₁₀₀	Hect
C ₁₀	Dec	C ₃₀	Triacont	C ₁₀₁	Heniect
C ₁₁	Undec	C ₃₁	Hentriacont
C ₁₂	Dodec	C ₃₂	Trtriacont	C ₁₁₀	Decaect
C ₁₃	Tridec	C ₃₃	Tetratriacont
C ₁₄	Tetradec		
C ₁₅	Pentadec	C ₄₀	Tetracont		
C ₁₆	Hexadec	C ₄₁	Hentetracont		
C ₁₇	Heptadec		
C ₁₈	Octadec	C ₅₀	Pentacont		
C ₁₉	Nonadec	C ₅₁	Henpentacont		
C ₂₀	Eicos		

2) Präfix: STAMM + "YL"

z.B.: C₇H₁₆



3-Methylhexan

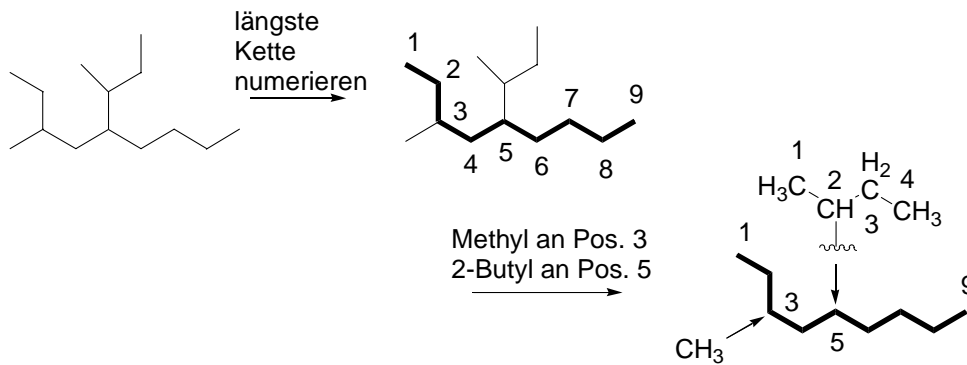


- 1) Verzweigtes Alkan → Endung „an“
- 2) Längste gerade C-Kette: C₆ → Stamm „hex“
- 3) längste Kette numerieren, so daß Verzweigungsstelle möglichst niedrige Ziffer bekommt
- 4) Präfix CH₃ → „Methyl“ an Position 3

→ Name = „3“ + „Methyl“ + „hex“ + „an“ = 3-Methylhexan

Verzweigte Präfixe: nach allgemeiner Alkan-Nomenklaturregel konstruieren. Bei mehreren Präfixe, diese alphabetisch ordnen.

z.B.: C₁₃H₂₈



- 1) verzweigtes Alkan → Endung „an“
- 2) längste gerade C-Kette: C₉ → Stamm „non“
- 3) Präfix „methyl“ an Position 3
- 4) Präfix „butyl“ mit Präfixposition 2 and Position 5

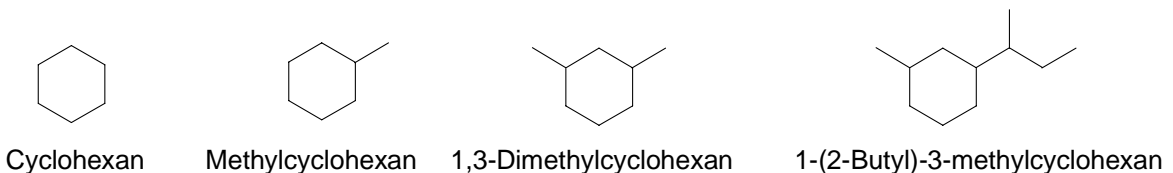
→ Name = 5-(2-Butyl)-3-methyl-nonan

(Klammer um 2-Butyl damit klar ist, daß sich 2 auf das Präfix Butyl bezieht; Präfix Butyl ist an seiner Position 2 and die Position 5 des Stamms gebunden)

8.1.2.2 Cycloalkane

NAME = „CYLO“ + STAMM + „AN“

z.B.:

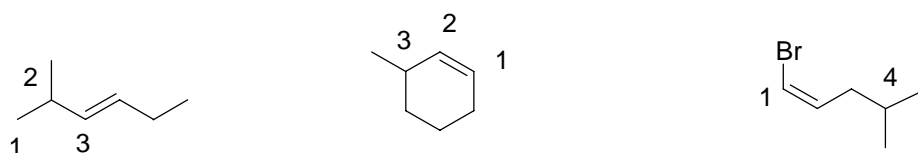


8.1.2.3 Alkene

NAME = POSITION + PRÄFIX + STAMM + „EN“ (im Englischen: „ENE“)

- 1) längste Kette, die die Doppelbindung enthält suchen → Stamm
- 2) Kette so nummerieren, dass Doppelbindung kleine Nummer bekommt (bei Cyclohexenen bekommt die Doppelbindung immer die Nummer 1)
- 3) Position der Präfixe bestimmen
- 4) Name der Präfixe bestimmen + yl

z.B.



1) → hex
2) → 3-en
3) → 2
4) → methyl

1) → cyclohex
2) → 1-en
3) → 3
4) → methyl

1) → pent
2) → 1-en
3) → 1 und 4
4) → brom und methyl

→ 2-Methyl-3-hexen

→ 3-Methylcyclohexen

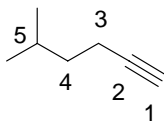
→ 1-Brom-4-methyl-1-penten

8.1.2.4 Alkine

NAME = POSITION + PRÄFIX + STAMM + „IN“ (im Englischen: „YNE“)

Die Vorgehensweise zum Bestimmen des Namens ist analog zur Nomenklatur für Alkene.

z.B.



→ 5-Methyl-1-hexin

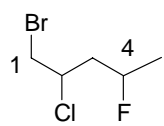
1) → hex
2) → 1-in
3) → 5
4) → methyl

8.2 Halogenalkane

Nomenklatur: analog zu den Alkanen:

NAME = POSITION HALOGEN + KW-STAMM

z.B.



1-Brom-2-chlor-4-fluor-pentan

Physikalische Eigenschaften:

Einfache Halogenalkane, wie z.B. Chlormethan oder Chlorethan sind brennbar.

Höherhalogenierte Alkane, wie z.B. Chloroform sind unbrennbar.

In Halogenalkanen ist die C-X-Bindung polarisiert, was zu höheren Siedepunkten als bei den Alkanen führt.

Grund: Elektronegativitätsunterschied zum Kohlenstoff

Konsequenz: konstanter Dipol, es kommt zu Dipol-Dipol-Anziehungskräften.

Hinzu kommen London-Kräfte insbesondere bei den größeren Halogenatomen.

Polarisierbarkeit: Maß der Deformierung einer Elektronenwolke unter dem Einfluß eines

elektrischen Feldes (korreliert mit London-Kräften)

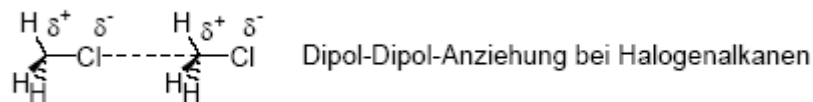


Fig. 8.2a. Dipol-Dipol-Wechselwirkung in Halogenalkanen

Darstellung:

Halogenalkane werden meist durch radikalische Halogenierung von Alkanen gewonnen, oder durch Addition von Halogenwasserstoff oder Halogen an Alkene gewonnen (siehe unten).

Verwendung:

Halogenalkane (Halogenkohlenwasserstoffe) sind oft hervorragende Lösungsmittel für Stoffe, welche sich im Wasser nicht lösen. Außerdem können sie zur Entfettung von Metalloberflächen in der Metallverarbeitung genutzt werden. In der chemischen Industrie werden sie als Ausgangsstoff zur Herstellung von diversen anderen Produkten verwendet. Dies beruht darauf, dass Halogenide oft gute Abgangsgruppen bei S_N1 - oder S_N2 -Substitutionen sind (siehe unten). Halogenalkane dienen auch zur Herstellung von Ethern aus Alkoholaten (Williamsonsche Ethersynthese, siehe unten).

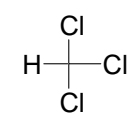
Einige Halogenalkane sind krebserregend, oder stehen im Verdacht, krebserregend zu sein. Bei starker akuter wie auch bei chronischer Exposition rufen sie auch schwere Organschäden an Leber und Niere hervor. Zu diesen zählen besonders das 1,2-Dichlorethan, das Tetrachlormethan, das Chloroform, das Dichlormethan, sowie Halogenalkane, die gute Alkylierungsmittel sind, wie z. B. das Iodmethan.

Mehrfach halogenierte Alkane dürfen keinesfalls mit Alkalimetallen oder stark basischen Trocknungsmitteln behandelt werden, da es zu spontaner, explosionsartiger Zersetzung kommen kann (Staudinger Explosion!)

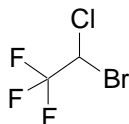
Anästhetika

Nicht halogenhaltige Anästhetika: N_2O (Lachgas), Xe, Diethylether

Halogenhaltige Anästhetika:

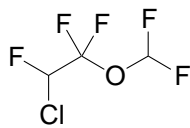


Chloroform
Kp 61°C

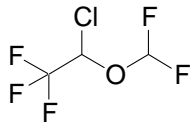


Halotan
Kp 50.2°C
süßlicher Geruch

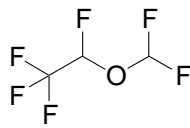
Flurane:



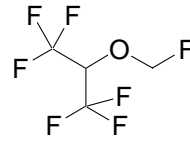
Enfluran
Kp 56.5°C



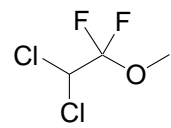
Isofluran
Kp 48.5°C
etherischer Geruch



Desfluran
Kp 22.8°C
etherischer Geruch



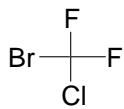
Sevofluran
Kp 58.4°C
wasserlöslich



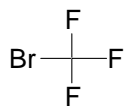
Methoxyfluran
Kp 105°C

Technische und pharmazeutische Anwendungen

Feuerlöschmittel:

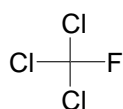


Halon 1211

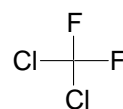


Halon 1301

Kältemittel / Treibgase:

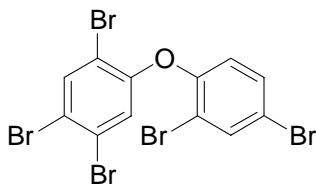


unbrennbare Kälte-, Treibmittel



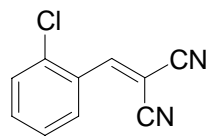
brennbar

Flammschutzmittel:



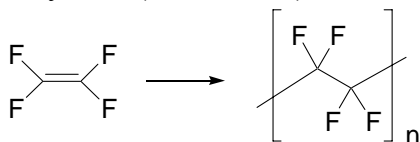
Flammschutzmittel BDE-99
(Pentabromdiphenylether)

Tränengase:



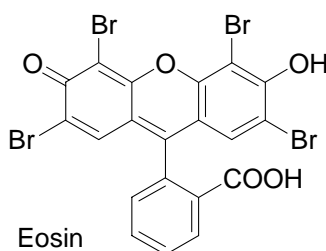
CS Gas
2-Chlorbenzyliden-malonsäuredinitril

Polymere (Kunststoffe):



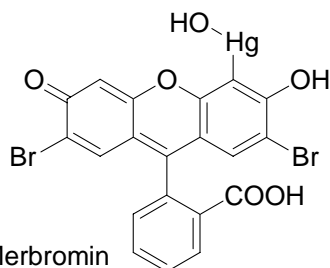
Teflon

Farbstoffe:



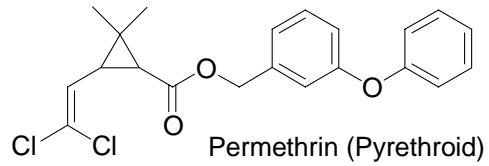
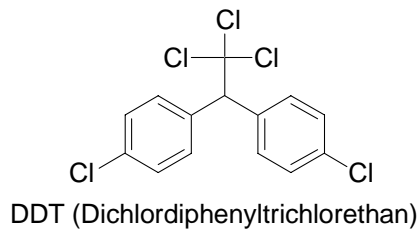
Eosin

Desinfektionsmittel:

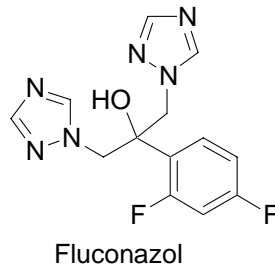
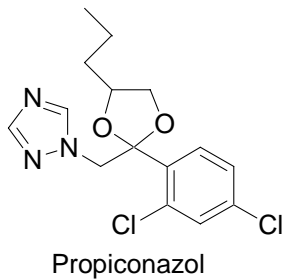


Merbromin

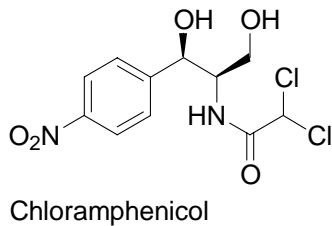
Insektizide:



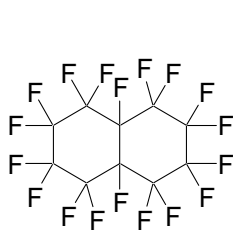
Fungizide:



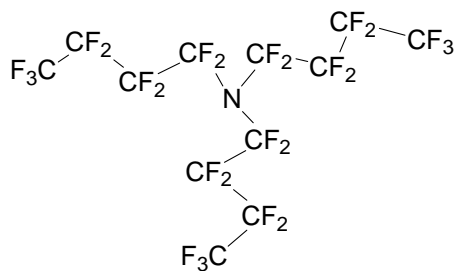
Antibiotika:



Künstliches Blut



Perfluorodecalin
 $C_{10}F_{18}$



Perfluortributylamin
 $C_{12}F_{27}N$

Perfluorierte Kohlenwasserstoffe (siehe Formeln oben) können als Emulsion in Wasser Sauerstoff transportieren und als „künstliches Blut“ eingesetzt werden. Diese Flüssigkeiten können sogar geatmet werden.

Rezept für künstliches Blut:

Perfluortributylamin (11-13 mol)
Emulgator (2,3-2,7 g)
Hydroxyethylstärke (2,5-3,2 g)
NaCl (54 mg)
KCl (32 mg)
MgCl₂ (7 mg)

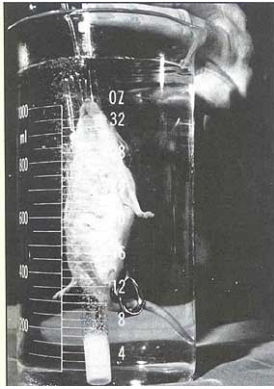


Fig. 8.2b. Maus in „künstlichem Blut“ (Alpha Therapeutic Corp.)

8.3 Wichtige funktionelle Gruppen, Halogene, Alkohole, Amine, Carbonyle

In der Chemie versteht man unter **funktionellen Gruppen** Atomgruppen in organischen Verbindungen, die die Stoffeigenschaften und das Reaktionsverhalten der sie tragenden Verbindungen maßgeblich bestimmen. Chemische Verbindungen, die die gleichen funktionellen Gruppen tragen, werden auf Grund ihrer oft ähnlichen Eigenschaften zu Stoffklassen zusammengefasst. Funktionelle Gruppen werden aufgrund der beteiligten Atome in funktionelle Gruppen mit Heteroatomen (z. B. Ether) und solche ohne Heteroatome (z. B. C=C Doppelbindungen, C≡C Dreifachbindungen oder Aromaten) eingeteilt.

Funktionelle Gruppe	Kondensierte Darstellung	Nachsilbe (Suffix)	Verbindungsklasse	Beispiel
ohne	-	-an	Alkan	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃ Pentan
—X (X = F, Cl, Br, I)	-	-	Haloalkan	CH ₃ CH ₂ -Br Bromethan
—OH	—OH	-ol	Alkohol	 2-Propanol
—O—	—O—	ether	Ether	CH ₃ CH ₂ -O-CH ₃ Ethylmethylether
—SH	—SH	-thiol	Thiol	CH ₃ CH ₂ -SH Ethanthiol
		-en	Alken	 2-Methylpropen
—C≡C—	—C≡C—	-in	Alkin	H ₃ C—C≡C—CH ₂ CH ₃ 2-Pentin
			Aromatische Verbindungen	 Ethylbenzol
	—CHO	-al	Aldehyd	CH ₃ CH ₂ -C(=O)H Propanal
	—CO—	-on	Keton	CH ₃ CH ₂ -C(=O)-CH ₂ CH ₂ CH ₃ 3-Hexanon
	—CO ₂ H oder —COOH	-säure	Carbonsäure	CH ₃ CH ₂ CO ₂ H Propionsäure
			Anhydrid	CH ₃ CH ₂ -C(=O)-O-C(=O)-CH ₂ CH ₃ Propionsäureanhydrid
	—CO ₂ R	-ester	Ester	CH ₃ CH ₂ COOCH ₃ Propionsäuremethylester
	—CONR ¹ R ²	amid	Amid	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CONH ₂ Butanamid
—C≡N	—CN	-nitril	Nitril	CH ₃ CH ₂ CN Propionitril od. Propannitril
	—NR ¹ R ²	-amin	Amin	(CH ₃) ₃ N Trimethylamin

Fig. 8.3a. Wichtige Funktionelle Gruppen:

Befinden sich in einem Molekül mehrere Funktionelle Gruppen, entscheidet für die Zugehörigkeit zur entsprechenden Substanzklasse und für den Namen die Gruppe höchster Priorität. Funktionelle Gruppen niederer Priorität werden dann als Namenspräfixe behandelt.

Tabelle: Priorität funktioneller Gruppen

Funktionelle Gruppe	Name
—COOH	Carbonsäure
—SO ₃ H	Sulfonsäure
	Ester
	Säurechlorid
	Amid
	Nitril
	Aldehyd

Tabelle: Übersicht von Präfixen für häufige Substituenten

Substituent	Präfix (Vorsilbe)	Substituent	Präfix
—R	Alkyl-	—F	Fluoro-
—OR	Alkoxy-		Formyl-
	Acyl-	—OH	Hydroxy-

Fig. 8.3b. Funktionelle Gruppen nach Priorität und als Präfix

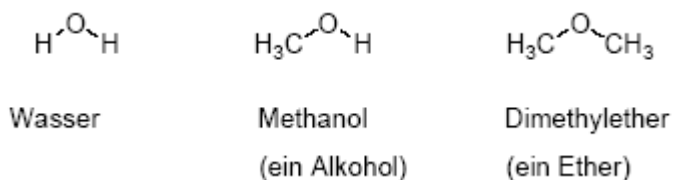
Wichtige Funktionelle Gruppen sind Halogene mit den Gruppen F, Cl, Br, I (siehe Kap. 8.2), Alkohole mit der Gruppe OH, Amine mit den Gruppen N, NH, NH₂ und Carbonyle mit den Gruppen C=O (Aldehyd, Keton) und COOH (Carbonsäuren).

8.3.1 Funktionelle Gruppe der Halogene

Siehe Kapitel 8.2

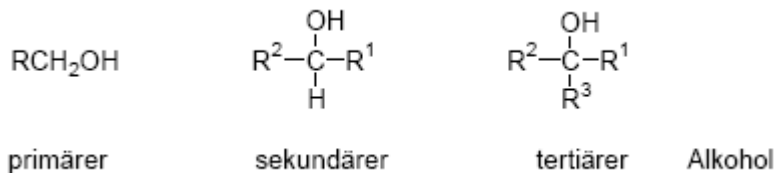
8.3.2 Funktionelle Gruppe der Alkohole

Beim Begriff Alkohol denkt man zunächst an Ethanol, welches in alkoholischen Getränken enthalten ist. Dass Alkoholkonsum in geringen Mengen Euphorie auslöst, ist lange bekannt. Dies ist nicht verwunderlich, da Ethanol auf natürliche Weise durch Fermentation von Kohlenhydraten erzeugt wird. So führt beispielsweise die Zugabe von Hefe zu einer wässrigen Zuckerlösung zur Bildung von CO₂ und Ethanol. Alkohole besitzen ein Kohlenstoffrückgrat, welches den Rest OH, die Hydroxy-Gruppe trägt. Alkohole können als Derivate von Wasser, bei dem ein H-Atom durch einen Alkylrest ersetzt ist aufgefasst werden. Ersatz des zweiten H-Atoms mit einer Alkylgruppe ergibt einen Ether.



Cyclische Alkohole werden als Cycloalkanole bezeichnet; z.B. Cyclohexanol. Als Rest (Substituent) wird die OH-Gruppe als Hydroxy-Gruppe bezeichnet.

Man kann primäre, sekundäre und tertiäre Alkohole unterscheiden.



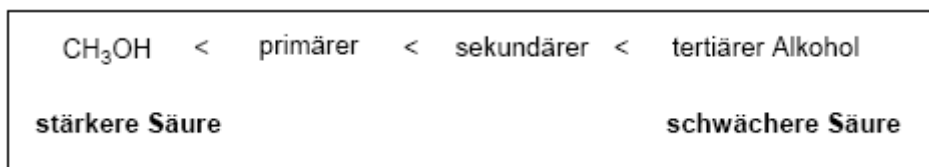
Alkohole als Säuren und Basen

Viele Anwendungen von Alkoholen beruhen auf deren Fähigkeit sowohl als Säuren als auch Basen zu reagieren. Deprotonierung ergibt Alkoxid-Ionen. Aufgrund der freien Elektronenpaare lassen sich Alkohole protonieren wodurch Alkyloxonium-Ionen gebildet werden. Die Acidität von Alkoholen lässt sich durch die Gleichgewichtskonstante K zum Ausdruck bringen.

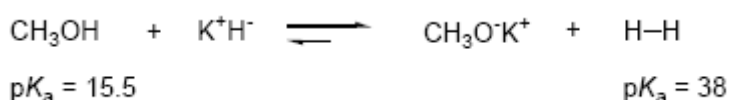


$$K_a = K[\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{RO}^-]}{[\text{ROH}]} \text{ mol L}^{-1} \quad \text{p}K_a = -\log K_a$$

Verbindung	$\text{p}K_a$
H_2O	15.7
CH_3OH	15.5
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	15.9
$(\text{CH}_3)_2\text{CHOH}$	17.1
$(\text{CH}_3)_3\text{COH}$	18
$\text{ClCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$	14.3
$\text{CF}_3\text{CH}_2\text{OH}$	12.4



Eine andere Möglichkeit zur Darstellung von Alkoxiden liegt in der Umsetzung der Alkohole mit Alkalimetallhydriden, wie z.B. Kaliumhydrid. Diese Reagenzien sind besonders vorteilhaft, da als einziges Nebenprodukt Wasserstoff, H_2 , anfällt.

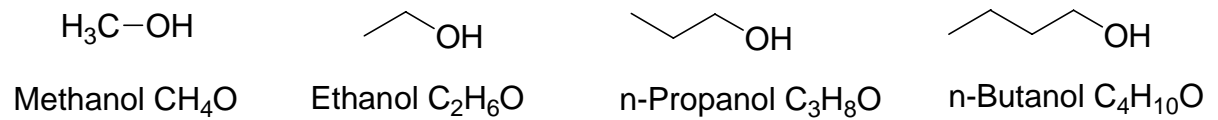


Beachte: rechnen Sie die Lage des Gleichgewichts aus den $\text{p}K_a$ -Werten aus!

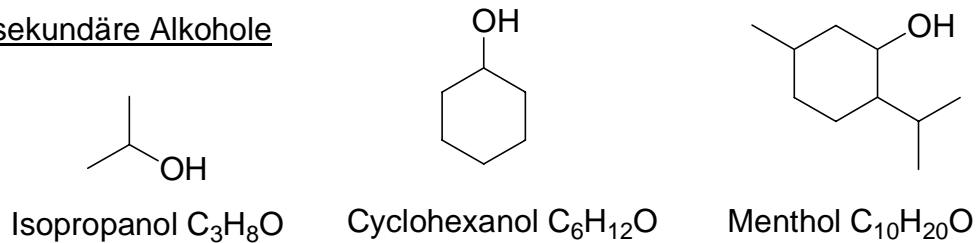
Alkohole können ebenfalls basisch sein, obwohl sie nur mit sehr starken Säuren protoniert werden können. Dies lässt sich unmittelbar aus den extrem niedrigen $\text{p}K_a$ -Werten der konjugierten Säuren ablesen. Moleküle, die sowohl als Säuren und Basen reagieren können, werden als amphoter (ampho, griechisch, beide) bezeichnet.

Wichtige Alkohole

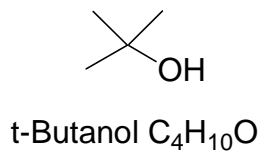
primäre Alkohole



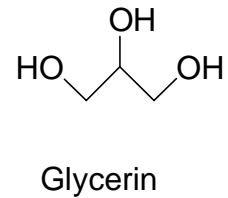
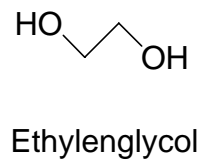
sekundäre Alkohole



tertiäre Alkohole

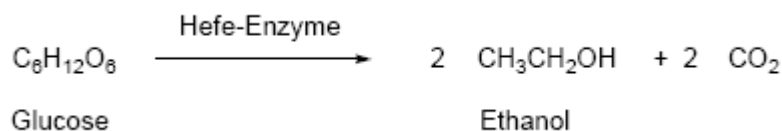


mehrwertige Alkohole

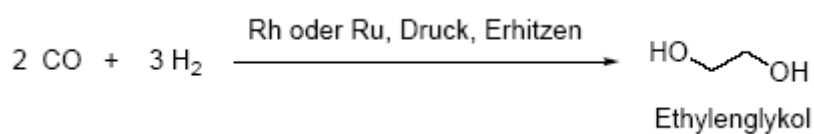
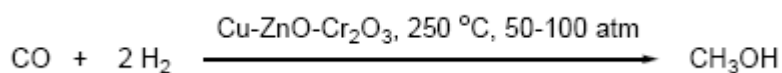


Industrielle Synthesen von Alkoholen:

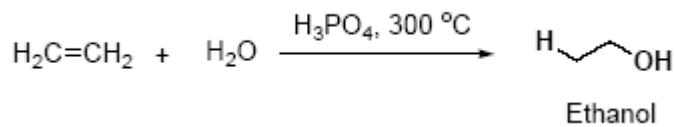
Über Fermentation:



Aus Kohlenmonoxid und Ethen:

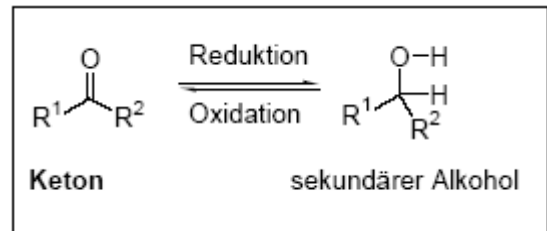
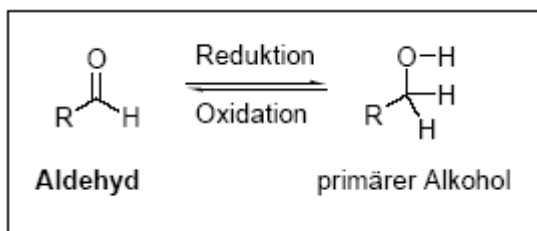
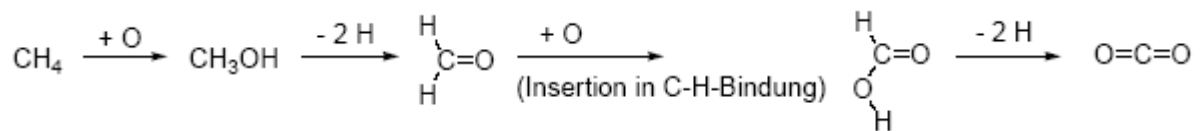


Durch Addition von Wasser an Olefine:



Synthesen von Alkoholen im Labor:

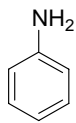
Oxidation-Reduktions Beziehung zwischen Alkoholen und Carbonylverbindungen



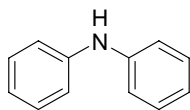
8.3.3 Funktionelle Gruppe der Amine

Wichtige Amine:

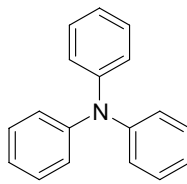
CH ₃ NH ₂	Methylamin (primäres Amin)	gasförmig
(CH ₃) ₂ NH	Dimethylamin (sekundäres Amin)	gasförmig
(CH ₃) ₃ N	Trimethylamin (tertiäres Amin)	gasförmig
(CH ₃ CH ₂) ₃ N	Triethylamin (tertiäres Amin)	flüssig



Anilin
flüssig



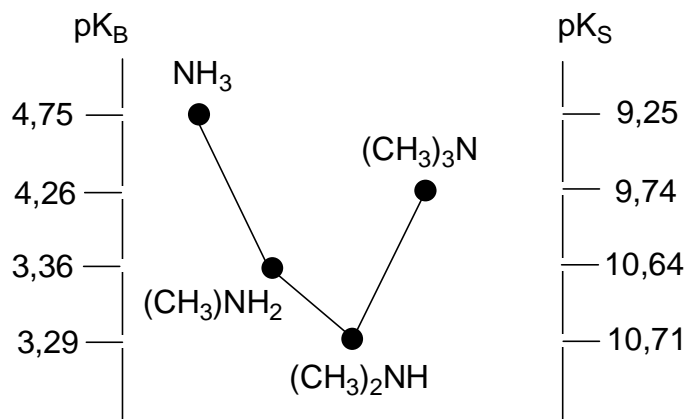
Diphenylamin
fest



Triphenylamin
fest

Amine sind Basen

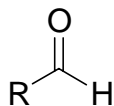
Anilin ist weniger basisch als aliphatische Amine



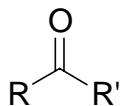
8.3.4 Funktionelle Gruppe der Carbonyle

Aldehyde / Ketone / Carbonsäuren

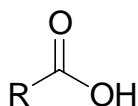
Aldehyd: C-Atom der Carbonylgruppe ist mindestens mit einem Wasserstoffatom verbunden.



Keton: C-Atom der Carbonylgruppe ist mit zwei C-Atomen verbunden.



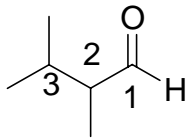
Carbonsäure: C-Atom der Carbonylgruppe ist mit einer OH-Gruppe verbunden



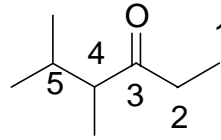
Carbonylverbindungen sind in der Natur weit verbreitet. Geschmack- und Riechstoffe, partizipieren in Reaktionen mit Enzymen. In der Industriedienen sie als Reagenzien und Lösungsmittel.

Nomenklatur

Die Aldehydgruppe hat höhere Priorität als die Ketongruppe. Der Name wird aus dem Kohlenwasserstoff-Stammnamen und der Endung „al“ für Aldehyde und „on“ für Ketone gebildet. Bei Aldehyden bekommt das Carbonyl-C die Nummer 1. Bei Ketonen wird die C-Kette so nummeriert, dass die Carbonylfunktion eine möglichst niedrige Nummer bekommt.



- 1) längste Kette 4C → butan
- 2) C=O an Pos. 1
- 3) 2 Methylgruppen an Pos. 2 und 3
- 4) Name → **2,3-Dimethyl-butanal**



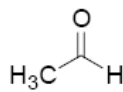
- längste Kette 6C → hexan
- C=O an Pos. 3
- 2 Methylgruppen an Pos. 4 und 5
- Name → **4,5-Dimethyl-3-butanon**

Einfache Aldehyde und Ketone werden mit Trivialnamen bezeichnet. Bei Ketonen: Reste als Vorsilben und Nachsilbe -keton. Phenylketone haben die Endung „phenon“.

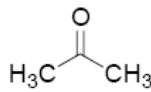
Bsp.:



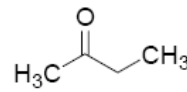
Formaldehyd
(Methanal)



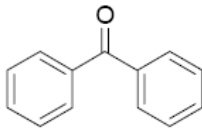
Acetaldehyd
(Ethanal)



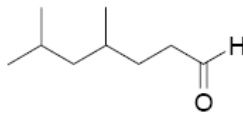
Aceton
(Dimethylketon)



Ethylmethylketon

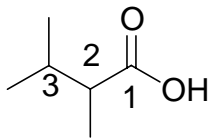


Benzophenon



4,6-Dimethylheptanal

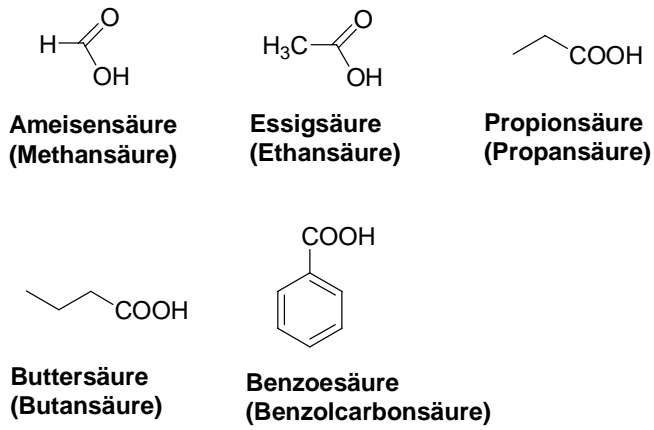
Carbonsäuren werden mit dem Kohlenwasserstoff-Stammmamen und der Endung Säure benannt. Die Carbonylgruppe bekommt immer die Nummer 1.



- 1) längste Kette 4C → butan
- 2) C=O an Pos. 1
- 3) 2 Methylgruppen an Pos. 2 und 3
- 4) Name → **2,3-Dimethyl-butansäure**

Einfache Säuren werden mit Trivialnamen bezeichnet.

Bsp.:



Struktur der Carbonylgruppe

Modell: Sauerstoffanalogon eines Alkens. Wegen der Elektronegativität des Sauerstoffs unterscheiden sich jedoch die Reaktivitäten beträchtlich. Die Carbonylgruppe enthält eine kurze, starke und sehr polare Bindung. Sowohl C als auch O der Carbonylgruppe sind sp^2 -hybridisiert. Bindungswinkel sind ca. 120° . Am C und O ist jeweils ein p-Atomorbital, die zur π -Bindung überlappen.

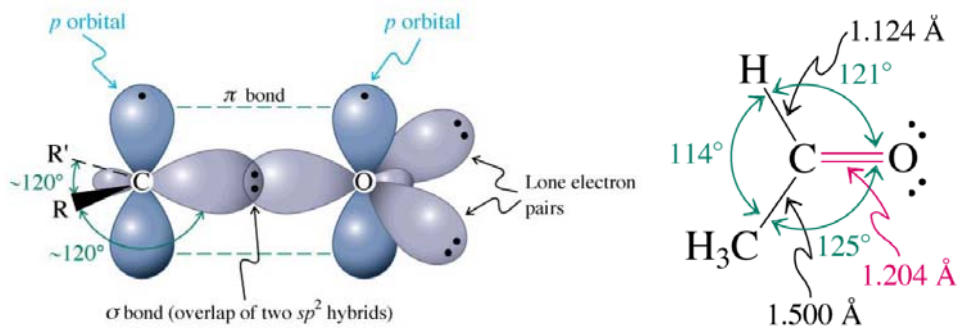


Fig. 8.3.4. Struktur der Carbonylgruppe