

Michael Wächter
Chemie im Distanzunterricht, Band 6:
Kohlenstoffverbindungen – eine Einführung in ihre Vielfalt:
Organische Chemie

Chemie im Distanzunterricht, Band 6
Kohlenstoffverbindungen – eine Einführung in ihre Vielfalt:
Organische Chemie

Michael Wächter



Impressum

Texte: © Copyright by Michael Wächter

Umschlag: © Copyright by Michael Wächter

Verlag: Michael Wächter

Borsigweg 21a

48153 Münster

waechter.michael@t-online.de

Druck: epubli - ein Service der neopubli GmbH, Berlin

Inhaltsverzeichnis

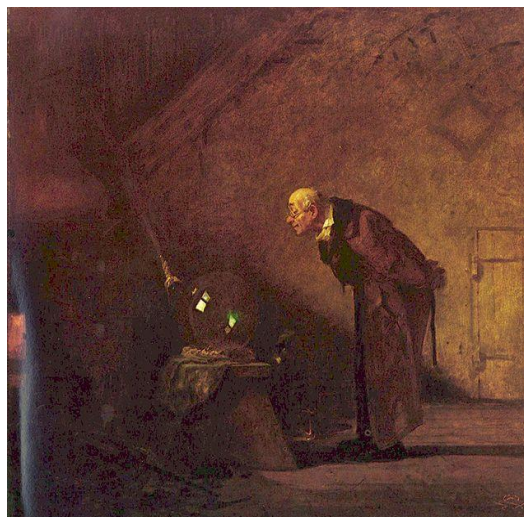
<u>Vorwort</u>	(Einführung in das Lernkonzept „Chemie im Distanzunterricht“)	S. 6
<u>Kap. 1: Methan – ein Kohlenwasserstoff</u>		7
1.1	Feuerzeuggas, Benzin und Co.: Eine besondere Stoffgruppe	7
1.2	Allgegenwärtig: Sumpf-, Gruben- und Biogas	7
1.3	Nützlich: Erd-, Heiz- und Stadtgas	.8
1.4	CO ₂ -Zwillingsbruder: Das Treibhausgas Methan	9
1.5	Einfach gebaut: Unpolare Tetraedermoleküle	13
1.6	Lernhilfen, Lernzusammenfassung und Übungsaufgaben zu Kap. 1	14
<u>Kap. 2: Weitere Kohlenwasserstoffe</u>		17
2.1	Das C-Atom – der Joker in Sachen Bindungsfähigkeit Elektronen und Kugelwolken für Elektronenpaare; Pärchen halten zusammen – die Elektronenpaar- oder Atombindung; Unpolare und polare Atombindungen; Molekülstruktur und Stoffeigenschaft; Molekülaufbau räumlich erklärt – das EPA-Modell	17
2.2	Erlenmeyers Idee zum Ethan: Die C-C-Bindung	25
2.3	Propan: Das Camping und Feuerzeuggas	28
2.4	Butane: Isomeren Zwillingsmoleküle	29
2.5	Pentane bis Octane: Ketten- und Ringmoleküle (Cycloalkane)	30
2.6	Benzin und Paraffin: Die „höheren“ Kohlenwasserstoffe	31
2.7	Staudingers Idee: Riesenmoleküle (Polymere)	32
2.8	Lernhilfen, Lernzusammenfassung und Übungsaufgaben zu Kap. 2	33
<u>Kap. 3: Kohlenwasserstoffe (KW) und weitere homologe Reihen</u>		35
3.1	Die Stoffgruppe der Alkane Alkane – eine homologe Reihe; Die fraktionierte Destillation von Erdöl; Van-der-Waals-Kräfte und Alkan-Eigenschaften; Unzählige Isomere – unzählige Stoffeigenschaften; Benennungsregeln für die Vielfalt	35
3.2	Mit Austauschgruppen: „Substituierte“ Kohlenwasserstoffe	42
3.3	Lernhilfen, Lernzusammenfassung und Übungsaufgaben zu Kap. 3	43
<u>Kap. 4: Alkohole, Carbonsäuren und Ester – substituierte KW</u>		46
4.1	Halogenalkane	46
4.2	Alkohole – die Alkanole	47
4.3	Ameisen-, Essig- und andere Carbonsäuren	50
4.4	Ester – Lösemittel und Aromastoffe	53
4.5	Lernhilfen, Lernzusammenfassung und Übungsaufgaben zu Kap. 4	54
<u>Kap. 5: Ungesättigte und aromatische Kohlenwasserstoffe</u>		59
5.1	Alkene und Alkine: Die „Ungesättigten“	59
5.2	Die Entdeckung von Kekulé und Hückel: Die „Aromaten“	63
5.3	Lernhilfen, Lernzusammenfassung und Übungsaufgaben zu Kap. 5	65
<u>Kap. 6: Polymere – Plastik als Segen und Fluch</u>		67
6.1	Kunststoffe – Riesenmoleküle und Produkte nach Maß	67
6.2	Lernzusammenfassung zu Kapitel 4 bis 6	69
<u>Kap. 7: Die Vielfalt der Chemieprodukte</u>		71
7.1	Organische Chemie ohne Grenzen – die Vielfalt der Chemieprodukte	71
7.2	Tenside – unentbehrliche Bestandteile in Spül- und Waschmitteln	72
<u>Anhang: Stichwortverzeichnis</u>	(Sachregister/ Fachbegriffe von A – Z, Lern- und Lesehinweise)	75

Vorwort

Einführung in das Lernkonzept „Chemie im Distanzunterricht“

Als die Corona-Pandemie ausbrach und Schulen geschlossen wurden, wurden Lernende plötzlich auf sich selbst gestellt. Das Gespräch mit der Lehrkraft ist spontan nicht mehr möglich wie im Präsenzunterricht, die Internetverbindung (das WLAN) kann aussetzen und Rückmeldung kann dauern. Distanzlernen in Homeschooling und Wechselunterricht ist schwierig. Also greift der/die Lernende zum Schulbuch. Chemie- und Lehrbücher bieten zwar auch Lehrtexte, gelegentlich sogar Übungsaufgaben, aber selten werden sie im Buch **verständlich**, kurz und knapp **erklärt**. Lösungshinweise und Lösungen zur Selbstkontrolle finden die Lernenden ebenfalls so gut wie gar nicht. Gerade zum Selbstlernen wären diese jedoch hilfreich, bei Hausaufgaben zum Präsenzunterricht ebenso wie beim Distanzlernen.

Die Reihe „**Chemie im Distanzunterricht**“ will diese Lücke schließen. Sie bietet hierzu kurze Arbeitshefte mit Erklärungen zu allen wichtigen Themenbereichen in der Chemie an – vom Anfangsunterricht (Band 1 und 2 dieser Reihe, etwa Klasse 7 und 8) über Organische und Physikalische Chemie in Klasse 9 bis 13 bis hin zur Analytik und zur chemischen Technologie und ihren Produktionsverfahren. Das geschieht hier unabhängig von den unterschiedlichen und oft auch noch zu vollen Lehrplänen der einzelnen Bundesländer ihre jeweiligen, unterschiedlichen Schulformen. Hier wurde der Lernstoff reduziert, entwirrt und von der reinen Systematik des Faches her geordnet – orientiert am historischen Lernprozess der Forscher und Forscherinnen selbst (ähnlich wie im Buch „**Kleinen Entdeckungsgeschichte(n) der Chemie** im Kontext von Zeitgeschichte und Naturwissenschaften“ von Michael Wächter, Verlag Königshausen und Neumann, Würzburg 2018).



Ein Alchemist entdeckt Stoffumwandlungen in einer Glaskugel (Gemälde von Carl Spitzweg, Bildquelle: wikimediacommons, gemeinfrei).

Die Heftreihe „**Chemie im Distanzunterricht**“ enthält zu jedem wichtigen Themenbereich das Wichtigste: Kurze, leicht verständliche **Erklärungstexte** mit anschaulichen Abbildungen zum Selbstlernen und Übungsaufgaben mit Lösungen und Lernhilfen. Sie ist für Selbstlerner, Lehrende und Lernende im Distanz- und Wechselunterricht (Hybridunterricht) sowie Homeschooling geeignet. Zusätzlich hierzu bietet das Schüler(innen)-Taschenbuch „**Merksätze und Formeln CHEMIE**“ (M. Wächter, epubli 2019, schülerfreundlich für nur 8 € oder als ebook für unter 3€) eine kompakte Zusammenfassung der Merksätze dieser Reihe – das Grundwissen im Fach Chemie. Und die Reihe „**Üb(er)legungsaufgaben Chemie**“ ergänzt diese Lernhilfen durch Übungs-, Klassenarbeits- und Prüfungsaufgaben mit Lernhilfen, Lösungshinweisen und Lösungen.

Dieser Band, die Nr. 6 der Reihe, behandelt zur Einführung in die Chemie der molekularen Kohlenstoff-Verbindungen ausgewählte Stoffklassen der organischen Chemie: Alkane und Alkanole, deren zwischenmolekulare Wechselwirkungen (*Van-der-Waals*-Kräfte), Makromoleküle (ausgewählte Kunststoffe) und geht auch auf Themen wie den Treibhauseffekt durch Abgase von Brennstoffen ein, entsprechend den Lehrplänen (hier: NRW, Kl. 9/10) – eine ideale Vorbereitung auch für den Chemieunterricht ab Klasse 11.

Kapitel 1: Methan – ein Kohlenwasserstoff

1.1 Feuerzeuggas, Benzin und Co.: Eine besondere Stoffgruppe

Alles um uns herum besteht aus Stoffen. Schlüssel sind aus Eisen, Centstücke aus Kupfer, Zahnstocher aus Holz und Autoreifen aus Gummi. Regentropfen sind aus Wasser und die Füllung von Luftballons aus Ballongas (Helium).

Manche Stoffe (Materialien) sind fest, andere flüssig und wieder andere sind gasförmig. Man fasst sie in Stoffgruppen zusammen: Metalle, Salze, Edelgase, Säuren und so weiter. Eine Stoffgruppe aber umfasst mehr Stoffe als alle anderen Stoffgruppen zusammen – die **Kohlenstoffverbindungen**. Sie alle bilden beim Erhitzen Kohlenstoff („Verkohlung“) oder verbrennen zu Kohlendioxid CO_2 und Wasserdampf H_2O . Kohlenwasserstoffe, Alkohole, Kohlenhydrate, Fette und Öle gehören dazu, auch Feuerzeuggas, Benzin und Eiweiße.

Das chemische Element **Kohlenstoff C** hat ganz besondere Eigenschaften. Es ist fast wie ein Joker: Die Vielfalt der Kohlenstoffverbindungen ist überwältigend. Trotzdem kann man sie ordnen und überblicken. Das ist „**Organische Chemie**“. Dieses Buch hilft dabei, in dieses Thema aus dem Chemieunterricht einzuführen und es zu verstehen.



Abb. 1.1: Ein im Backofen verkohltes Brötchen zeigt an, dass es aus Kohlenstoff-Verbindungen besteht (Eig. Foto)

1.2 Allgegenwärtig: Sumpf-, Gruben- und Biogas

Wenn in tiefen Gruben Kohle abgebaut wird, dann haben die Bergleute eine Sorge: Aus der Kohle kann ein Gas entweichen: Grubengas. Man riecht es nicht, man spürt es nicht, aber im Gemisch mit Luft bildet es explosive Gemische. Methan ist bei der Gewinnung von Kohle unter Tage das gefürchtete **Grubengas**. Bergleute fürchten Grubengas, da es geruchlos ist und deshalb nicht wahrgenommen werden kann. Sie benötigen daher spezielle Methangas-Messgeräte (Abb. 1.2), um vorgewarnt zu sein. So können sie Sicherheitsmaßnahmen ergreifen und Grubengasexplosionen verhindern.

Methan entsteht nicht nur im Erdinneren. Es bildet sich auch bei Verrottung und Verwesung von Biomasse („**Sumpfgas**“, Abb. 1.3) und im Verdauungstrakt von Kühen und anderen Nutztieren.



Abb. 1.4: Biomethan-Gastanks (Bildquelle: By Vasyatka1 - Own work, CC BY-SA 4.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=84914827>)

Diese Biomasse wird dabei abgebaut – die Organismen verwandeln die enthaltenen Kohlenhydrate, Eiweiße und Fette in Methan und Kohlendioxid um.

In der Energie- und Landwirtschaft kann es aus Biomasse gewonnen werden („**Biogas**“, Abb. 1.4).

Dazu werden in Gärtanks mit Fäulnis-Bakterien und anderen Mikroorganismen Verrottungsprozesse in Gang gesetzt, in denen sich Gülle und Mist, Klärschlamm, Pflanzen- und Speisereste, nachwachsende Rohstoffe oder auch Bioabfällen



Abb. 1.2: Messgerät für die Grubengas- bzw. Methankonzentration der Luft (Zeche "Zollern 2/4" in Dortmund, Bildquelle: ByNightflyer - Ownwork, CC BY 4.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=77924308>)

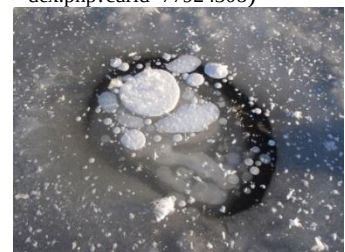


Abb. 1.3: Eingefrorene Methangasblasen (Abb. gemeinfrei)

Je nach Art der verwendeten Biomasse und Mikroorganismen entstehen Biogasgemische, die entsprechend ihrem Gewinnungsort als Klärgas bezeichnet werden (bei der Reinigung von Abwasser), als Faulgas (in der Klärschlammfaulung hergestellt) oder auch als Deponiegas (aus einer Mülldeponie austretend). Die Zusammensetzung von Biogas ist daher sehr unterschiedlich, aber seine Hauptbestandteile sind immer Methan (CH_4) und Kohlenstoffdioxid (CO_2), meist auch Stickstoff (N_2), Schwefelwasserstoff (H_2S), Wasserstoff (H_2) und Ammoniak (NH_3) sowie Spuren von Luftsauerstoff (O_2).

Wertvoll im wassergesättigt anfallenden Biogas ist das zu rund 60 % enthaltene Methan: Je höher sein Anteil, desto energiereicher das Biogas. Der Wasserdampf ist nicht nutzbar und die im Rohbiogas störenden Gase Schwefelwasserstoff und Ammoniak werden bei der Biogasaufbereitung entfernt. Das verhindert bei der anschließenden Verbrennung Gefährdungen des Menschen, Geruchsbelästigungen und Korrosionsschäden an Motoren, Turbinen und nachgeschalteten Maschinenbauteilen.

1.3 Nützlich: Erd-, Heiz- und Stadtgas

Kohle, Erdöl und Erdgas sind die bedeutendsten, fossilen Energieträger. **Erdgas** ist ein brennbares, natürlich unter der Erde entstandenes Gasgemisch. Es tritt häufig zusammen mit Erdöl auf, weil es auf ähnliche Weise entsteht: Pflanzliches Material wurde von Schlamm oder Erde bedeckt, in das Erdinnere gedrückt und dort zersetzt.

Erdgas besteht hauptsächlich aus Methan, einem hochentzündlichen Gas. Rohgas-Sorten mit erhöhten Anteilen an ähnlichen Gasen wie Ethan (1 % bis 15 %), Propan (1 % bis 10 %), Butan, Ethylen und Pentanen wird auch als „nasses Erdgas“ bezeichnet, da sich diese Gase leicht unter Druck verflüssigen lassen (engl. auch *Natural Gas Liquids* NGL). Die genaue Zusammensetzung von Erdgas ist von der Lagerstätte abhängig.

Erdgas ist ein brennbares, farb- und meistens geruchloses Gas(gemisch) mit einer Zündtemperatur von rund 600 °C. Es besitzt eine geringere Dichte als Luft. Zur vollständigen Verbrennung von 1 Kubikmeter Erdgas werden ungefähr 10 Kubikmeter Luft benötigt. Dabei entstehen Wasserdampf und Kohlendioxid.

In kalt gelegenen Ozeanen wird Methan in Eis eingefroren. Dabei entsteht **Methanhydrat**, eine Gas-Einschluss-Verbindung aus Eis, die brennbar ist (Abb. 1.5).



Abb. 1.6: Testfeuerung des *SpaceX Raptor* Motors, mit Methan betrieben (Abb. gemeinfrei)

Als **Brenngas** wird Methan eingesetzt, um Wohn- und Gewerberäume zu beheizen, Wärme für Bäckereien, Ziegeleien, Zementwerke und ähnliche Produktionsstätten zu gewinnen oder um Treibstoff für Schiffe und Kraftfahrzeuge zu liefern (Abb. 1.6).

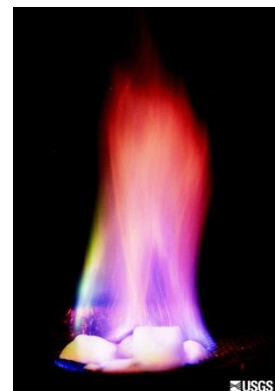


Abb. 1.5: Brennendes Methanhydrat (Abb. gemeinfrei).

Methan wird zudem zur Herstellung von **Wasserstoffgas** eingesetzt, um daraus dann im *Haber-Bosch*-Verfahren **Ammoniakgas** und Stickstoffdüngemittel herstellen zu können, aber auch zur Eisenherstellung aus Eisenerzen in Hochöfen und zur Produktion von Methanol und anderen Stoffen, aus denen man Lösemittel und Harze (Kleb- und Kunststoffe) gewinnen kann. Es entweicht daher auch viel Methan in die Atmosphäre, hauptsächlich aus der Viehhaltung (Abb. 1.7):

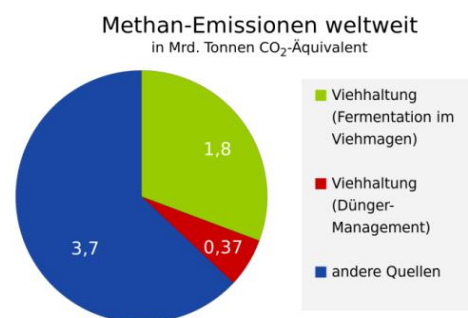


Abb. 1.7: Methan-Emissionen (Abb. gemeinfrei)

1.4 CO₂-Zwillingsbruder: Das Treibhausgas Methan

Die **Erdatmosphäre** ist die Luft um die Erde, ihre Lufthülle. Sie wird von der Erdschwerkraft am Entweichen in den Weltraum gehindert. Bis zu einer Höhe von ca. 90 km ist die Zusammensetzung der Luft fast stabil. Allerdings betreffen diese Prozentsätze eine trockene Atmosphäre. Luft kann aber, je nach Bedingungen, auch bis zu 4% Wasserdampf beinhalten. Wasserdampf „speichert“ die Wärme der Sonneneinstrahlung auf die Erdatmosphäre. Das wird als **Treibhauseffekt** bezeichnet.

Das Problem ist, dass viele von Mensch und Industrie zusätzlich produzierte Gase diesen Treibhauseffekt stark erhöhen. **Treibhausgase** wie Kohlendioxid CO₂, Lachgas N₂O, Methan CH₄ und die **Fluorchlorkohlenwasserstoffen** FCKW können so eine langsame, aber nicht aufhörende Klimaerwärmung verursachen (Abb. 1.8).

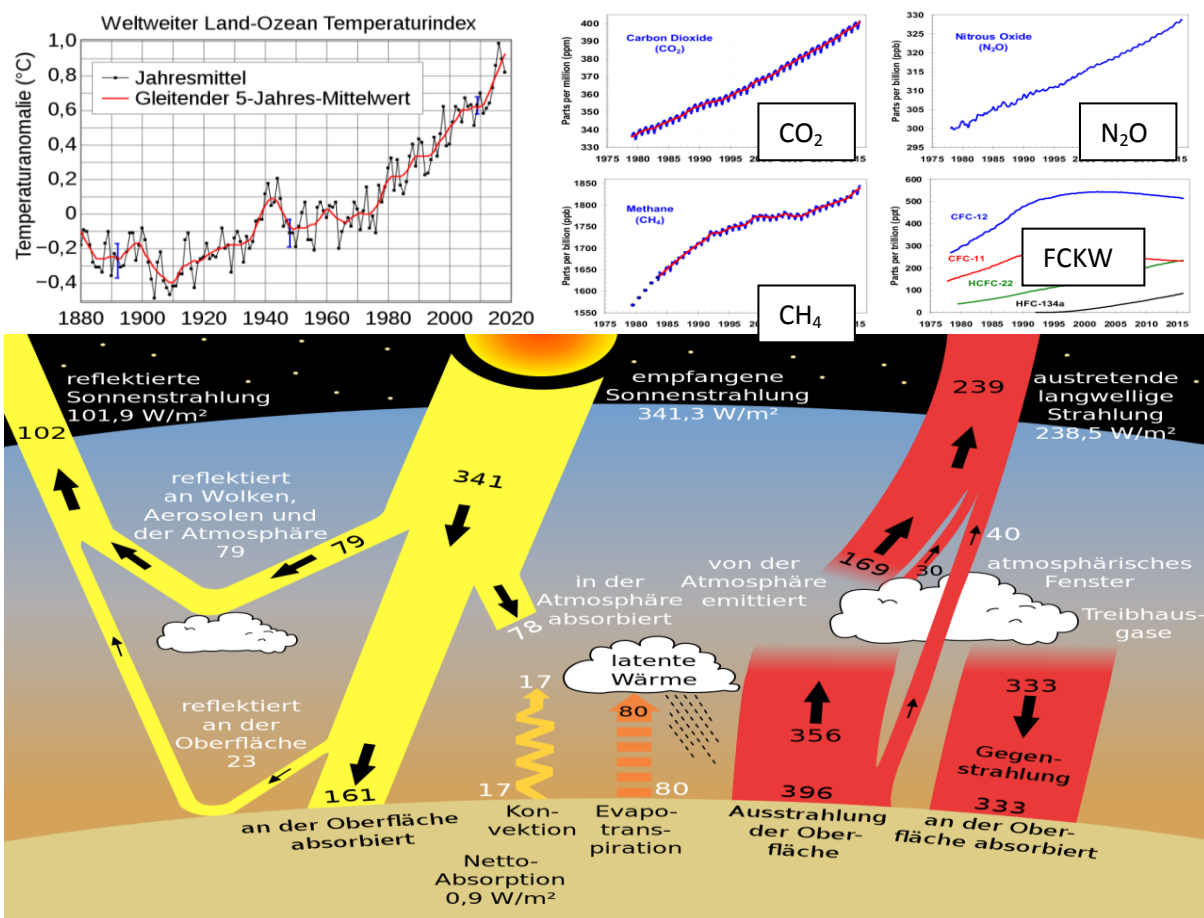


Abb. 1.8: Links oben die **steigende Durchschnittstemperatur der Ozeane** 1880 bis 2020, rechts oben der gemessene **Anstieg der Treibhausgase** Kohlendioxid CO₂, Lachgas N₂O, Methan CH₄ und den **Fluorchlorkohlenwasserstoffen** FCKW (Konzentrations-Zeit-Diagramme in ppm und Jahrzehnten in der Erdatmosphäre. Unten ein **Energiebilanz-Schema des Treibhauseffektes**(Bildquellen: Links oben: NASA Goddard Institute for Space Studies - <http://data.giss.nasa.gov/gistemp/graphs/>, gemeinfrei, rechts oben: US Govt - NOAA's Annual Greenhouse Gas Index: <http://www.esrl.noaa.gov/gmd/aggi/aggi.fig2.png>, gemeinfrei, unten: gemeinfrei)

Wasserdampf kondensiert beim Abkühlen zu Niederschlag (Regen, auch Hagel oder Schnee). Er ist zwar der Hauptverursacher des Treibhauseffektes, aber andere **Treibhausgase** wie z.B. das durch Verbrennung entstehende **Kohlendioxid** CO₂, das Sumpfgas **Methan** und technisch erzeugte Gase wie **Schwefelhexafluorid** SF₆ und die **Fluorchlorkohlenwasserstoffe** FCKW erhöhen den Treibhauseffekt so stark, dass sich die Erdatmosphäre gefährlich erwärmt und ein weltweiter **Klimawandel** eintritt (vgl. Abb. 1.9 auf der folgenden Seite). Dieser führt nachweisbar zum Abschmelzen des Eises am Nordpol und in den Gletschern, zum Anstieg der Meeresspiegel, zu Überschwemmungen, zu kräftigeren Unwettern wie z.B. Wirbelstürmen, zu Flüchtlingsbewegungen Dürre-, Hunger- und weiteren, bedrohlichen Katastrophen.

Stoffe können also Energieträger und zugleich Klimagefährder sein. Methan hat ein GWP von 28. Es hat auf mittlere Sicht eine 25- bis 30-mal stärkere aufheizende Wirkung auf das Klima als CO_2 . Es ist daher ein so stark wirksames Treibhausgas, dass die Prüfung von Biogasanlagen auf Dichtigkeit ein wichtiger Beitrag zum Klimaschutz ist. Biogasanlagen sind nie vollständig dicht. Beim Betrieb einer Biogasanlage oder auch bei der Wartung der Anlage kann immer Methan in die Atmosphäre entweichen. Doch Biogas erreicht seinen maximalen Wirkungs- und Versorgungsgrad, wenn es gleichzeitig zur Strom- und Wärmeerzeugung genutzt wird; in der so genannten Kraft-Wärme-Kopplung (KWK) weist es die beste Klimabilanz auf.

Die Nutzung von Methan, Biogas und anderen Heiz-, Treib- und fossilen Brennstoffen hat mittlerweile **eine mehrfache Krise** heraufbeschworen: Kunststoffabfälle und Mikroplastik vermüllen die Umwelt, und Treibhausgase wie z.B. das Kohlendioxid CO_2 verursachen eine globale Erderwärmung.

Die chemische Industrie stützte sich – ebenso wie das Verkehrswesen und die Energiewirtschaft – von Beginn der industriellen Revolution an auf Kohle, Erdöl und Erdgas. Die Verbrennung der fossilen Energieträger führte zu einem steigenden CO_2 -Gehalt in der Luft, und diese speicherte daher immer mehr der von der Sonne eingestrahelte Wärme – der Treibhauseffekt.

Zuvor war der CO_2 -Gehalt der Erdatmosphäre dank eines natürlichen Gleichgewichts relativ konstant geblieben: Vulkane, Waldbrände und tierische Atmung produzierten CO_2 -Gas – basische Gesteine, die Ozeane und die Photosynthese der Pflanzen nahmen es auf in Form von Carbonaten und Biomasse.

Dann aber wurde der Zusammenhang zwischen dem messbaren Anstieg der CO_2 -Konzentration in der Luft und dem ebenso weltweit messbaren Anstieg der durchschnittlichen Temperaturen auf der Erde unübersehbar (s.o. Abb. 1.8+9) – eine **alternative Energie- und Chemie-Wirtschaft** muss gefunden werden, um die **globale Erderwärmung** begrenzen und den bedrohlichen Klimawandel bzw. **Klimanotstand** abwenden zu können.

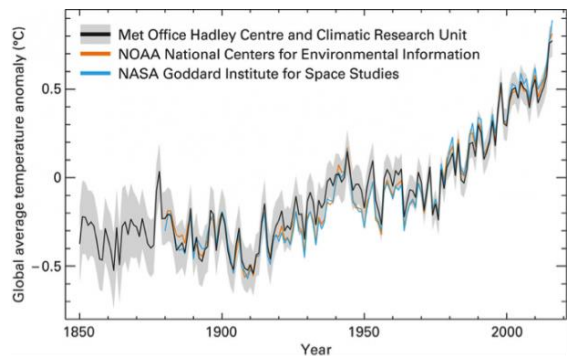


Abb. 1.9: Temperatur/Zeit-Diagramm zum weltweiten Anstieg der Durchschnittstemperatur auf der gesamten Erde seit 1850 (Abb. gemeinfrei).

Zusatzinfo: Was ist „GWP“?

„Das (relative) Treibhauspotential (auch Treibhauspotenzial; englisch *Global warming potential*, *greenhouse warming potential*, GWP) oder CO_2 -Äquivalent einer chemischen Verbindung ist eine Maßzahl für ihren relativen Beitrag zum Treibhauseffekt, also ihre mittlere Erwärmungswirkung der Erdatmosphäre über einen bestimmten Zeitraum (in der Regel 100 Jahre). Sie gibt damit an, wie viel eine bestimmte Masse eines Treibhausgases im Vergleich zur gleichen Masse CO_2 zur globalen Erwärmung beiträgt. Beispielsweise beträgt das CO_2 -Äquivalent für Methan bei einem Zeithorizont von 100 Jahren 28: Das bedeutet, dass ein Kilogramm Methan innerhalb der ersten 100 Jahre nach der Freisetzung 28-mal so stark zum Treibhauseffekt beiträgt wie ein Kilogramm CO_2 . Bei Lachgas, dem Distickstoffmonoxid N_2O , beträgt dieser Wert 265.“

(Zitiert aus: <https://de.wikipedia.org/wiki/Treibhauspotential>)

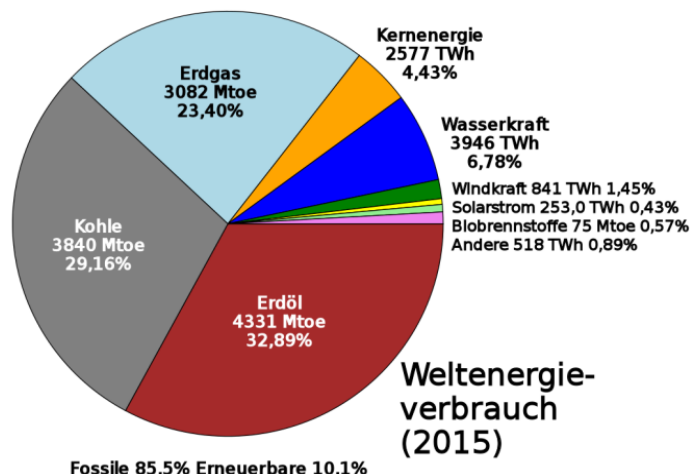


Abb.1.10: Der Weltenergieverbrauch 2015: Kohle, Erdöl und Erdgas deckten zusammen 58,45% des weltweiten Energiebedarfs, die Kernenergie weitere 4,43% (Bildquelle: gemeinfrei, Daten von: BP Statistical Review of World Energy 2016)

Industrie, Wirtschaft und Politik suchen daher Auswege:

- ein Umsteigen auf **alternative, erneuerbare Energien** (aus Wind, Sonne, Wasser und Biomasse – mit Wasserstoff als Energieträger),
- ein **Ersetzen fossiler Rohstoffe durch nachwachsende Rohstoffe** (wie z.B. Gehölze, Getreide, Pflanzenöle und -fette, Stärke und Zellulose),
- ein **Einschränken des Landverbrauchs** durch Landwirtschaft, Straßen- und Städtebau, welcher natürliche Lebensräume und Lebensgemeinschaften zerstört und viele Tier- und Pflanzenarten aussterben lässt.

Kohlendioxid CO_2 und Methan CH_4 sind Treibhausgase, doch sie sind auch Bestandteile des **natürlichen Kohlenstoff-Kreislaufs**: Das CO_2 aus der Luft wird durch Gesteine (Vereinfachte Formel: CaSiO_3) und Organismen gebunden – es entstehen Kalk CaCO_3 und Biomasse C_{org} . Letztere wird zu **Kohle** und **Erdöl**. Mikroorganismen setzen hieraus das Treibhausgas Methan frei, die Verbrennung das Gas Kohlendioxid.

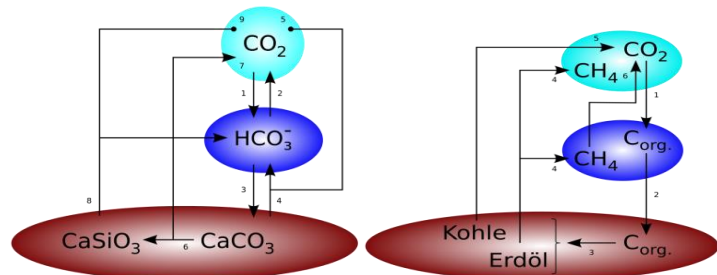


Abb. 1.11: Links der natürliche, geochemische und rechts der natürliche, biogeochemische **Kohlenstoffkreislauf**. (Abb. gemeinfrei).

Auch Reaktionen von Quarz SiO_2 und Kalk CaCO_3 im Erdinneren führen zur Bildung von CO_2 , welches z.B. durch Vulkane wieder frei gesetzt wird. Das natürliche Gleichgewicht zwischen dem CO_2 -Abbau durch pflanzliche Photosynthese und der CO_2 -Bildung durch Waldbrände und tierische Atmung kam aus der Balance, als die industrielle Produktion immer mehr an Abgasen freisetzte. Die mittlere, globale Temperatur auf der Erde stieg durch zunehmende Treibhausgas-Mengen von 1950 bis 2020 nachweislich um 1°C , der Meeresspiegel von 1993 bis 2017 um 8,16 cm, Polkappen und Gletscher schmelzen weltweit.

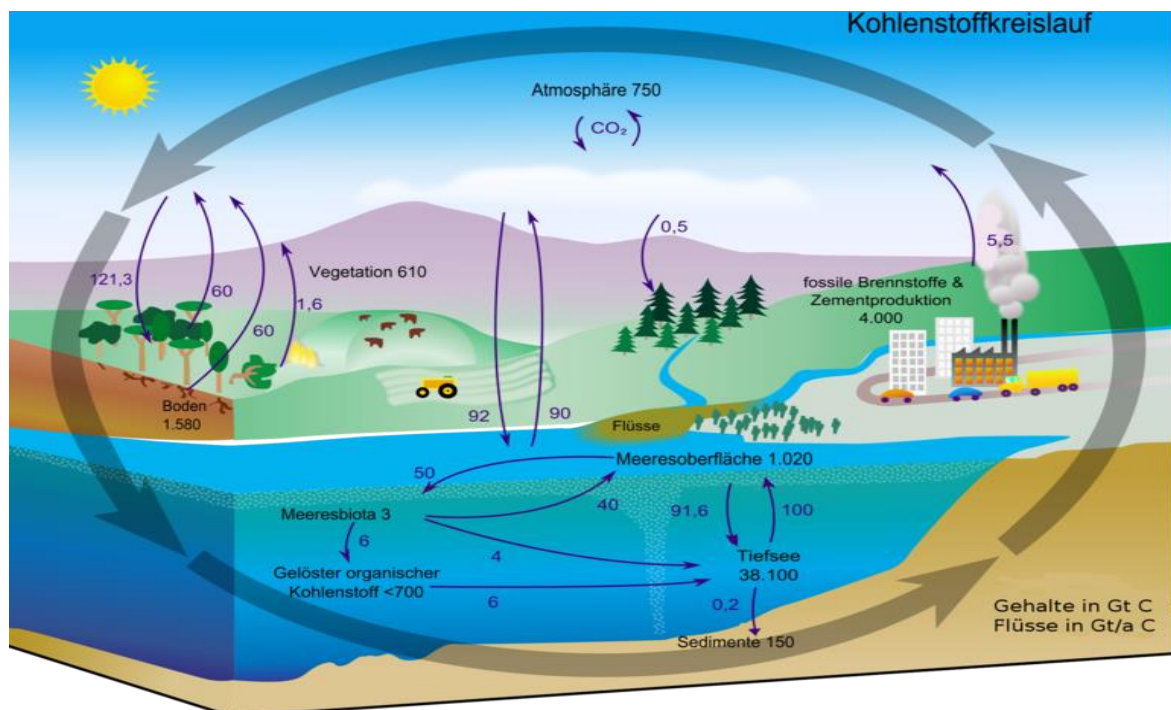


Abb. 1.12: **Diagramm des natürlichen Kohlenstoff-Kreislaufs** mit Mengenangaben. Die schwarzen Zahlen zeigen wie viele Milliarden Tonnen Kohlenstoff (Gt C, Gigatonnen) in den verschiedenen Reservoiren vorhanden sind. Die blauen Zahlen zeigen an, wie viel Kohlenstoff zwischen den einzelnen Speichern pro Jahr ausgetauscht wird. Die Kohlendioxid-Freisetzung durch die Verbrennung fossiler Rohstoffe (5,5 Gt C, rechts), durch die Zement- und Eisenproduktion u.a. nimmt immer weiter zu. (Bildquelle: gemeinfrei)

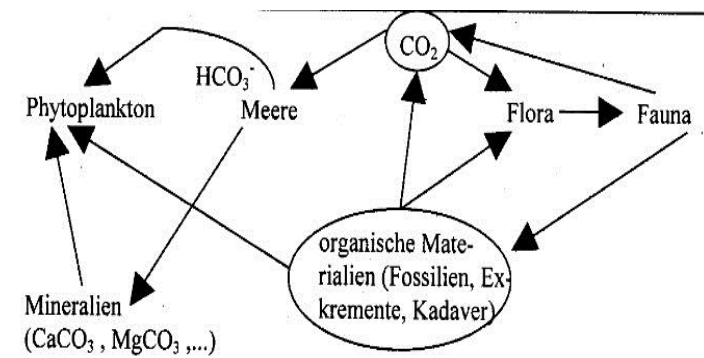


Abb. 1.13: Der Kohlenstoff-Kreislauf: Innerhalb eines Zeitraumes von nur etwa 35 Jahren führt der Kreislauf so dazu, dass das gesamte Kohlendioxid der Atmosphäre (0,04 Masse% der Luft) komplett ausgetauscht wird. Der Sauerstoff (insgesamt 10^{15} Tonnen) durchläuft den folgenden Kreislauf hingegen einmal in etwa 100 Jahren, während es beim Stickstoffkreislauf ca. 100 Millionen Jahre dauert, bis alle 10^{16} einmal ausgetauscht worden sind (Eig. Skizze).

Die steigende Tendenz der **Klima-Erwärmung** gibt weltweit Anlass zur Sorge. Protestbewegungen schießen wie Pilze aus dem Boden, Forscher und Ingenieure entwickeln neue Verfahren, Politik, Wirtschaft und Industrie denken um. Auswege werden gesucht – Ersatz zur CO_2 -freisetzenden Nutzung von Erdöl-, Erdgas- und Kohle, Alternativen zur Verdrängung natürlicher Ökosysteme durch Brandrodung, Flächenversiegelung und Landschaftsverbrauch, zur Produktion nicht abbaubarer Kunststoffe („Plastik“) und zu Verfahren, die Treibhausgase, Schwermetalle und andere Schadstoffe freisetzen. Die **Nutzung nachwachsender Rohstoffe** wie z.B. Biogas wird ausgebaut, ein **effizientes Recycling** von Müll-, Wert- und Kunststoffen gesucht und auf **erneuerbare Energien** und alternative Produkte und Produktionsprozesse umgestellt. Und in der organisch-chemischen Industrie werden zunehmend nachwachsende Rohstoffe eingesetzt, um Öle, Biogase und Synthesegasmische zu erzeugen.

2015 vereinbarten insgesamt 197 Nationen auf der Klimarahmenkonvention der Vereinten Nationen UNFCCC, die globale Erwärmung auf deutlich unter 2°C gegenüber vorindustriellen Werten zu begrenzen (Übereinkommen von Paris, engl. *Paris Agreement*). Mit Stand vom 1.12.2017 erkannten alle Staaten der Erde das Übereinkommen von Paris an – bis auf Syrien und die U.S.A., die Mitte 2017 als einziges Land der Erde ihren Austritt aus dem Abkommen zum Jahr 2020 ankündigten. 2018 zeigte eine Studie, dass das 2-Grad-Ziel eventuell nicht ausreichen wird, um unumkehrbare Rückkopplungen durch Kippelemente im Erdsystem sicher zu verhindern, dass das Erdklima in eine Heißezeit überführt wird (deren Temperatur wird dann um mehrere Grad über der heutigen Temperatur liegen). Ein Sonderbericht des Weltklimarates IPCC warnte ebenfalls 2018 in diesem Zusammenhang vor irreversiblen Folgen – einer weiteren Zunahme von Hitzeextremen, Starkniederschlägen und Dürren sowie einer zusätzlichen Erhöhung des Meeresspiegels.

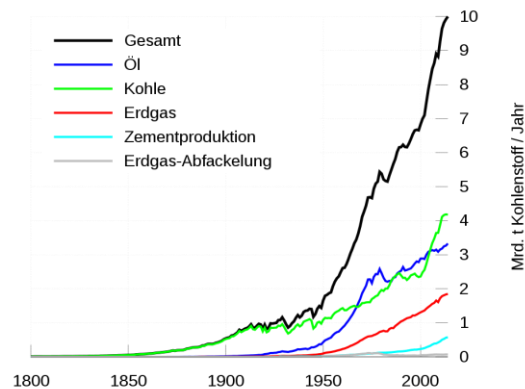


Abb. 1.14: **Quellen der weltweite CO_2 -Emissionen nach Energieträgern:** Kohle, Erdöl, Erdgas und die Zementproduktion setzen den Hauptanteil an CO_2 frei (Bildquelle: Von Global_Carbon_Emission_by_Type_to_Y2004.png: Mak Thorpderivativework: Autopilot (talk) - <http://cdiac.ornl.gov/ftp/ndp030/CSV-FILES/> and Global_Carbon_Emission_by_Type_to_Y2004.png Original Data citation: "Marland, G., T.A. Boden, and R. J. Andres. 2007. Global, Regional, and National CO_2 Emissions. In Trends: A Compendium of Data on Global Change. Carbon Dioxide Information Analysis Center, Oak Ridge National Laboratory, United States Department of Energy, Oak Ridge, Tenn., U.S.A.", CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=10868614>)

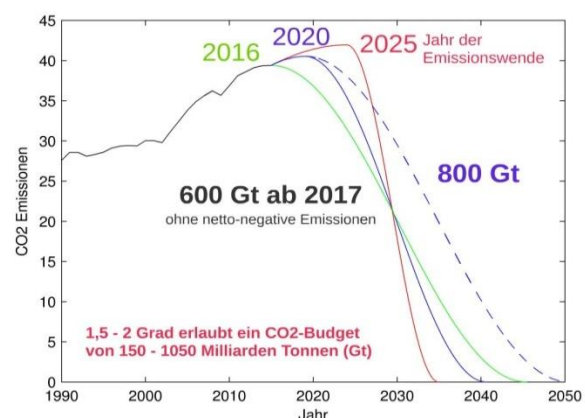


Abb. 1.15: Die zum Einhalten des im Übereinkommen von Paris vereinbarte Zwei-Grad-Ziel ohne negative Emissionen erforderlichen Emissionspfade, abhängig vom Emissionspeak (Bildquelle: Stefan Rahmstorf, über: <http://scilogs.spektrum.de/klimalounge/koennen-wir-die-globale-erwaermung-rechtzeitig-stoppen> über https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Emission_paths_for_reaching_the_Paris_Agreement.jpg)

1.5 Einfach gebaut: Unpolare Tetraedermoleküle

Methangas ist eine wichtige, chemische Verbindung – allgegenwärtig, nützlich und klimaschädlich. Es entsteht durch die Tätigkeit von Bakterien im Darm vieler Tiere oder auch in Sümpfen („Sumpfgas“), kommt in Kohle vor („Grubengas“) und sogar auf fremden Himmelskörpern wie z.B. dem Mond Titan, der um den Ringplaneten Saturn kreist. Auch seine chemischen Eigenschaften sind schon lange bekannt: Das Gas ist farb- und geruchlos und es reagiert kaum mit anderen Chemikalien – außer mit Halogenen wie Chlorgas oder auch mit Sauerstoff (Methangas ist daher ja brennbar und im Gemisch mit Luft sogar explosiv). Bei der Verbrennung von Methan entstehen Kohlendioxidgas und Wasserdampf:

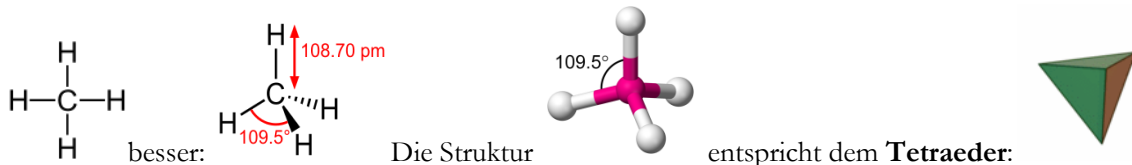
Methan + Sauerstoff → Kohlendioxid + Wasser



Inzwischen weiß man auch: Methangas hat ein hohes Treibhauspotenzial – höher als das von Kohlendioxid – und existiert am Meeresboden und im Permafrostboden auch als Methanhydrat – eine Eis-Methangas-Verbindung (Sollten diese Gasmengen in Folge des Klimawandels freigesetzt werden, durch Auftauen des Permafrostes und Abschmelzen der Polkappen, dann droht sich der Klimawandel auch deshalb weiter zu beschleunigen).

Die Verbindung Methan setzt sich aus den Elementen Kohlenstoff (Symbol C, von lat. *carboneum*) und Wasserstoff H im Stoffmengenverhältnis $n(\text{C}) : n(\text{H}) = 1 : 4$ zusammen. Die Atome in den Molekülen dieses unpolaren Stoffes sind durch Elektronenpaarbindungen EPB verbunden – bindende Elektronenpaare halten sie also zusammen. Und jedes Methanmolekül CH_4 enthält ein C-Atom, verbunden mit vier H-Atomen. Doch wie sind die Methangasmoleküle räumlich aufgebaut?

Nach dem **Elektronenpaar-Abstoßungsmodell EPA** geht man davon ausgehend, dass sich die Elektronenpaare voneinander abstoßen, so dass sie räumlich um das C-Atom herum völlig gleichmäßig verteilt sind. Diese Anordnung ist nicht eben, wie in einer *Lewis*-Formel auf dem Papier dargestellt wird, sondern dreidimensional, so dass Winkel von $109,5^\circ$ entstehen:



Der Elektronegativitätsunterschied der beiden Bindungspartner C und H im Methanmolekül CH_4 ist gering. Und da das Molekül CH_4 symmetrisch aufgebaut ist (Tetraederform) und die Ladungen im Tetraeder gleichmäßig verteilt sind, ist diese Verbindung **unpolar**, ebenso wie z.B. auch ein Silanmolekül SiH_4 aus einem Silizium- und vier Wasserstoffatomen (Abb. 1.17):

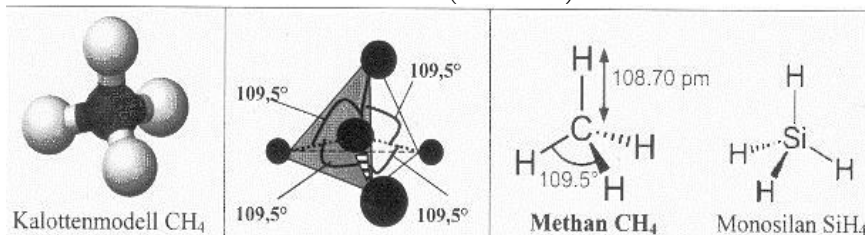


Abb. 1.17: Symmetrischer Aufbau des Methanmoleküls CH_4 und des Silanmoleküls SiH_4
(Abb. 1+2 links eig. Werk, Abb. 3+4 rechts gemeinfrei)

Die Molekülstruktur erklärt die Stoffeigenschaften dieses Gases: Als völlig unpolare Molekülverbindung ist das Gas Methan **nicht wasserlöslich** (wohl aber in Erdöl!), hat einen recht **niedrigen Siede- und Schmelzpunkt** und kann auch den elektrischen Strom nicht leiten.

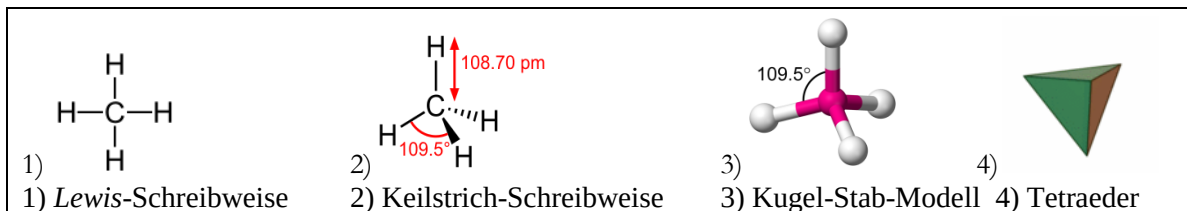


Abb. 1.16: Darmbakterien im Nutzvieh produzieren Methangas (Abb.: Kuh in Friesland, Bild gemeinfrei)

1.6 Lernhilfen, Lernzusammenfassung und Übungsaufgaben mit Lösungen zu Kap. 1

1.6.1 Merksätze zu Kap. 1

- **Methan CH₄** ist ein Gas, das in der Natur häufig vorkommt (**Sumpf-, Gruben-, Biogas**). Es ist farb- und geruchlos, brennbar und nicht wasserlöslich.
- Methan wird als **Heiz- und Brenngas** genutzt. Es verbrennt zu Kohlendioxid CO₂ und Wasserdampf H₂O: $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$.
- Methan ist ein **Kohlenwasserstoff KW**. Kohlenwasserstoffe sind Kohlenstoff-Wasserstoff-Verbindungen und haben die allgemeine Formel **C_xH_y**. Es gibt viele Millionen KW.
- Das **Methanmolekül CH₄** ist **tetraedrisch** gebaut: Es enthält ein Kohlenstoffatom, gebunden an vier Wasserstoffatome. Die Elektronenpaare in den C-H-Bindungen nehmen größtmögliche Abstände zueinander ein (EPA-Modell), so dass sich der Tetraeder mit 109,5°-Winkeln ergibt – das CH₄-Molekül ist also nicht eben und hat auch keine 90°-Winkel wie die Formel-Darstellung in der *Lewis*-Schreibweise.



1.6.2 Üb(erleg)ungsaufgaben zu Kap. 1

- 1) Wo kommt das Gas Methan vor?
- 2) Welche Eigenschaften weist das Gas Methan auf und wofür kann man es verwenden?
- 3) Was sind Kohlenwasserstoffe KW?
- 4) Warum ist Methan ein KW?
- 5) Welche(s) Umweltproblem(e) verursacht das Gas Methan?
- 6) Wie ist ein Methanmolekül aufgebaut?
- 7) Wo haben sich hier Fehler im Text eingeschlichen? Berichtige sie!

**ACHTUNG,
FEHLER!**

Methan ist ein chemisches Element mit dem Elementsymbol CH₄ und der einfachste Vertreter aus der Hauptgruppe der Edelgase. Unter guten Wetterbedingungen ist es ein farb- und geruchloses, brennbares Material. Methan ist in Wasser unlöslich und bildet mit Luft explosive Gemische. Es verwandelt sich mit bläulich-heller Flamme in Gegenwart von ausreichend Stickstoff zu Kohlenmonoxid und Wasserstoff.

Es kommt in der Natur vor und ist der Hauptbestandteil von Feuerzeuggas. Da es in Lagerstätten in großen Mengen vorkommt, ist es eine attraktive Kohle-Komponente. Der Transport erfolgt durch Güterwaggons oder als tiefgekühlte Flüssigkeit mittels Tankschiffen. Des Weiteren kommt es als Trockeneis gebunden am Nordpol und Trockengebieten vor, wobei der genaue Vorrat unbekannt ist. Methan dient als Ballongas und ist in der Lebensmittelindustrie als Treibstoff für technische Synthesen wie etwa der Mineralwasserherstellung... von großer Bedeutung. Es wird weiterhin zur Herstellung von Kohlenstoff im großindustriellen Maßstab verwendet.

Zusatzinfo

Checkliste: Was muss ich in Kl. 10 aus den vorherigen Klassen schon kennengelernt haben und wissen? (die Lernvoraussetzungen für Klasse 10)

Chemische Reaktion:

- Stoffumwandlung
- Energieumwandlung bei chemischen Reaktionen: chemische Energie, Aktivierungsenergie

Verbrennung:

- Verbrennung als Reaktion mit Sauerstoff: Oxidbildung, Zündtemperatur, Zerteilungsgrad
- chemische Elemente und Verbindungen: Analyse, Synthese
- Nachweisreaktionen
(Knallgas-, Glimmspan- und Kalkwasserprobe, Wassernachweis durch Blaufärbung mit weißem Kupfersulfat)
- Umkehrbarkeit chemischer Reaktionen: Wasser als Oxid
- Gesetz von der Erhaltung der Masse
- einfaches Atommodell

Metalle und Metallgewinnung:

- Zerlegung von Metalloxiden
- Sauerstoffübertragungsreaktionen
- edle und unedle Metalle
- Metallrecycling

Elemente und ihre Ordnung:

- physikalische und chemische Eigenschaften von Elementen der Elementfamilien:
Alkalimetalle, Halogene, Edelgase
- Periodensystem der Elemente PSE
- differenzierte Atommodelle
- Atombau: Elektronen, Neutronen, Protonen, Elektronenkonfiguration

Salze und Ionen:

- Ionenbindung: Anionen, Kationen, Ionengitter, Ionenbildung
- Eigenschaften von Ionenverbindungen: Kristalle, Leitfähigkeit von Salzschnmelzen/-lösungen
- Gehaltsangaben (Konzentrations- und Anteilsangaben)
- chemische Formeln (Verhältnisformeln):
Gesetz der konstanten Massenverhältnisse, Atomanzahlverhältnis, Reaktionsgleichung

Chemische Reaktionen durch Elektronenübertragung:

- Reaktionen zwischen Metallatomen und Metallionen
- Oxidation, Reduktion
- Energiequellen: Galvanisches Element, Akkumulator, Batterie, Brennstoffzelle
- Elektrolyse (Stoffzerlegung mit Hilfe von elektrischem Strom)

Molekülverbindungen:

- unpolare und polare Elektronenpaarbindung EPB
- Elektronenpaarabstoßungsmodell (EPA-Modell): Lewis-Schreibweise, räumliche Strukturen, Dipolmoleküle
- zwischenmolekulare Wechselwirkungen: Wasserstoffbrücken, Wasser als Lösemittel
- Katalysator

Saure und alkalische Lösungen:

- Eigenschaften saurer und alkalischer Lösungen
- Ionen in sauren und alkalischen Lösungen
- Neutralisation und Salzbildung
- einfache stöchiometrische Berechnungen: Stoffmenge, Stoffmengenkonzentration
- Protonenabgabe und -aufnahme an einfachen Beispielen

(entsprechend den Lehrplänen, hier am Beispiel von NRW, Kl. 7 – 10)

Hinweis: Diese Lernvoraussetzungen werden auf den folgenden Buchseiten kurz erklärt (als Lernhilfe zur Wiederholung). Ausführliche Erklärungen finden sich diese Lernhinhalte aus Klasse 7 bis 9 in Band 1 bis 5 dieser Reihe „Chemie im Distanzunterricht“, mit zusätzlichen Üb(er)legungsaufgaben und –beispielen inklusive Lösungen und Lernhilfen z.B. auch in Band 2+3 der ergänzenden Reihe „Übungsaufgaben Chemie“.

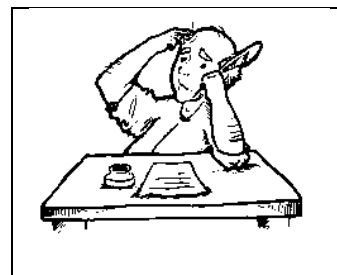
1.6.3 Lösungen der Aufgaben zu Kap. 1

- 1) Methan kommt als Gruben-, Sumpf- und Biogas vor (s.o. Kap. 1.2+3)
- 2) Es hat eine niedrige Schmelz- und Siedetemperatur, ist nicht wasserlöslich (unpolar), farb- und geruchlos und kann mit Sauerstoff reagieren (Verbrennung zu CO_2 und H_2O) sowie mit Halogenen wie Chlorgas.
- 3) Kohlenwasserstoffe KW sind Verbindungen von Kohlenstoff mit Wasserstoff, allgemeine Formel: C_xH_y . Sie alle sind unpolar (nicht wasserlöslich), verkohlen beim Erhitzen und reagieren bei vollständiger Verbrennung ausschließlich zu CO_2 und H_2O .
- 4) Methan CH_4 ist ein KW, weil es zur allgemeinen Formel C_xH_y passt, unpolar ist (nicht wasserlöslich) und bei vollständiger Verbrennung ausschließlich CO_2 und H_2O bildet.
- 5) Es ist ein Treibhausgas, wirksamer noch als CO_2 (s.o. Kap. 1.4)
- 6) Es besteht aus unpolaren Molekülen mit je einem C- und vier H-Atomen in tetraedrischer Anordnung (Kap. 1.5).
- 7) Der berichtigte Text, hier zitiert aus: <https://de.wikipedia.org/wiki/Methan>, lautet:

Methan ist eine chemische Verbindung mit der Summenformel CH_4 und der einfachste Vertreter aus der Stoffgruppe der Alkane. Unter Normalbedingungen ist es ein farb- und geruchloses, brennbares Gas. Methan ist in Wasser unlöslich und bildet mit Luft explosive Gemische. Es verbrennt mit bläulich-heller Flamme in Gegenwart von ausreichend Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid und Wasser.

Es kommt in der Natur vor und ist der Hauptbestandteil von Erdgas. Da es in Lagerstätten in großen Mengen vorkommt, ist es eine attraktive Energiequelle. Der Transport erfolgt durch Pipelines oder als tiefgekühlte Flüssigkeit mittels Tankschiffen. Des Weiteren kommt es als Methanhydrat gebunden am Meeresboden und Permafrostgebieten vor, wobei der genaue Vorrat unbekannt ist. Methan dient als Heizgas und ist in der chemischen Industrie als Ausgangsstoff für technische Synthesen wie etwa der Methanolherstellung... von großer Bedeutung. Es wird weiterhin zur Herstellung von Wasserstoff im großindustriellen Maßstab verwendet.

Hinweis: Die hier unterstrichenen Wörter sind gleichzeitig die Stichwörter, unter denen Du im Internet-Lexikon wikipedia weitere Erklärungen nachschlagen kannst, wenn Du zusätzliche Lernhilfen suchst (Bei wikipedia kann jede(r) Benutzer(in) Textvorschläge einreichen. Hier treffen oft viele, fehlerhaltige Texte ein. Sie werden regelmäßig überprüft und die ehrenamtlich arbeitenden Redakteure und Redakteurinnen dort in der Fachredaktion Chemie haben bei deren Berichtigung dann genau wie Du hier die Aufgabe, sie zu finden).



Kapitel 2: Weitere Kohlenwasserstoffe (KW)

2.1 Das C-Atom – der Joker in Sachen Bindungsfähigkeit

Wenn es um Kohlenstoff-Verbindungen geht, so steht bei der Einführung in die unbegrenzten Möglichkeiten von Kohlenstoff-Verbindungen am Anfang eine entscheidende Frage:

Die Kohlenstoff-Wasserstoff-Verbindung Methan CH_4 ist kein besonders ungewöhnliches Molekül – warum gibt es dann so viele Millionen Kohlenwasserstoffe?

Auf der Suche nach der Ursache, dem Grund stellen sich weitere Fragen:

- Ist die **Anzahl von vier möglichen Bindungen** des Kohlenstoffs im Methanmolekül der Grund?

Antwort: Eigentlich nicht: Im Gas Schwefelhexafluorid SF_6 sind sogar 6 Bindungen am zentralen Nichtmetallatom, und das Molekül ist auch unpolar – und sogar chemisch unempfindlich gegen Sauerstoff: Es ist nicht brennbar.

- Ist es die **Bindefähigkeit des Kohlenstoffs mit den anderen Elementen**? Verglichen mit den Nachbarn im Periodensystem der Elemente PSE – gibt es da Besonderheiten in der Bindefähigkeit des Kohlenstoffs mit den anderen Elementen (bei den Oxiden, Sulfiden, Chloriden usw.?). Oder in seiner Stellung im PSE?

Antwort: Eigentlich nicht, denn auch Bor, Silizium, Phosphor, Schwefel und andere Nichtmetalle können sich sowohl mit Wasserstoff als auch mit Sauerstoff oder Halogenen zu molekularen Verbindungen vereinigen – und mit Metallen zu harten, salzartigen Feststoffen. Alle Nichtmetalloxide bilden mit Wasser Säuren (wie z.B. Kohlen-, Schwefel-, Phosphor- und Salpetersäure), alle Nichtmetallhydride sind Gase (Borhydrid BH_3 ist sogar selbstentzündlich und reagiert mit Wasser, Ammoniakgas NH_3 ist basisch, Schwefelwasserstoff H_2S eine schwache Säure). Hier ist Methan CH_4 keine Ausnahme, außer dass es wie Silan SiH_4 auch unpolar ist und nicht wasserlöslich.

- Ist es die Art und Weise, wie ein Kohlenstoffatom Bindungen zu anderen Atomen ausbildet? Wie bildet er denn seine Bindungen aus – zu Metall- und Nichtmetallatomen?

Antwort: Nein, auch C-Atome bilden mit Metallen Ionenbindungen aus (Carbide wie Aluminiumcarbid Al_4C_3 und Titancarbid TiC mit dem Carbid-Anion C^{4-}) und mit Nichtmetallen Elektronenpaarbindungen (Atombindungen, wie z.B. im Kohlenstofftetrachlorid CCl_4 oder Kohlenstoffdisulfid CS_2).

- Könnte es vielleicht ein Hinweis sein, dass er in verschiedenen Erscheinungsformen vorkommt: Als **Diamant**, als **Graphit** und sogar in einigen „Sonderformen“ als Fullerene und in Nanoröhren-Form?

Antwort: Auch andere Nichtmetalle existieren in mehreren Erscheinungsformen. Es gibt Schwefel in zwei solchen Modifikationen, und bei Phosphor gibt es weißen Phosphor in tetraedrischen P_4 -Molekülen, roten Phosphor in komplizierten Gerüststrukturen und sogar schwarzen, metallähnlichen Phosphor – ähnlich wie beim Kohlenstoff, wo ja auch eine glänzende, elektrisch leitfähige Modifikation existiert, das Graphit, und eine harte, transparente und nichtleitende Erscheinungsform, der Diamant. Die Eigenschaften der jeweiligen Erscheinungsformen dieser Nichtmetalle können von ihrem Aufbau her erklärt werden, ihrer Festkörper- oder Kristallstruktur.

Was ist dann das Besondere an diesem Nichtmetall Kohlenstoff? Es lohnt sich also wohl, sich über den Aufbau molekularer Festkörper, über die Bindungsverhältnisse zwischen ihren Atomen zu informieren.

Hinweis: Die nächsten Seiten erklären wiederholend zunächst etwas genauer, wie **Elektronenpaarbindungen EPB** entstehen (unpolare und polare Atombindungen, Zusammenhänge von Molekülstruktur und Stoffeigenschaften).



Abb. 2.1: Diamant (links) und Graphit (rechts) (Bildquelle: By Diamond-dim15a.jpg:Robert M. Lavinsky(1972–)Alternative namesRobert Matthew Lavinsky; Lavinsky, Robert M.; Lavinsky R MDescriptionAmerican mineral collector and mineral dealerRocks.com (Mineralogical Record)Date of birth13 December 1972Location of birthColumbusAuthority control: Q56247090Graphite-233436.jpg:Robert M. Lavinsky(1972–)Alternative namesRobert Matthew Lavinsky; Lavinsky, Robert M.; Lavinsky R MDescriptionAmerican mineral collector and mineral dealerRocks.com (Mineralogical Record)Date of birth13 December 1972Location of birthColumbusAuthority control: Q56247090derivative work: F l a n k e r (talk) - Diamond-dim15a.jpgGraphite-233436.jpg, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=10173689>)

Chemie ist die Lehre der Stoffe (Materialien, Substanzen) und Stoffumwandlungen (Reaktionen). Stoffe werden unterteilt in **Stoffgemische** und **Reinstoffe**. Stoffgemische lassen sich physikalisch in ihre Einzelbestandteile, die Reinstoffe, auftrennen. Dabei finden keine Stoffumwandlungen statt – die Stoffe bleiben erhalten. Reinstoffe haben immer gleichbleibende Stoffeigenschaften.

Reinstoffe sind physikalisch nicht weiter auftrennbar. Viele Reinstoffe können aber chemisch zerlegt werden. Sie zersetzen sich dabei, so dass neue Stoffe entstehen. Jeder Vorgang, bei dem mindestens ein neuer Stoff entsteht, ist eine **chemische Reaktion** (= Stoffumwandlung). Eine Reaktion (Stoffumwandlung), bei der ein Reinstoff in mehrere Stoffe zerlegt wird, nennt man **Analyse** (Stoffzerlegung). Ein Reinstoff, der chemisch zerlegt werden kann, wird als **chemische Verbindung** bezeichnet. Eine Reaktion, bei der sich zwei oder mehr Stoffe zu einem neuen Stoff vereinigen, nennt man **Synthese** (Stoffvereinigung).

Einen Reinstoff, der chemisch nicht weiter zerlegt werden kann, nennt man chemisches **Element**. Ein chemisches Element bildet bei chemischen Reaktionen mit anderen Elementen oder Verbindungen immer eine chemische Verbindung (Elemente können chemisch immer nur zu Verbindungen reagieren).

Stoffe bestehen aus kleinstmöglichen Stoffportionen. Bei Elementen heißen diese **Atome**. Wenn zwei Elemente chemisch reagieren, so bilden ihre Atome **Atomverbände** aus beiden Atomsorten. Chemische Verbindungen bestehen aus Atomverbänden.

Bei den Elementen unterscheidet man **Metalle** (glänzend, verformbar, wärmeleitend, elektrisch leitfähig) und **Nichtmetalle**.

Chemische Verbindungen aus zwei oder mehreren Metallen sind **Legierungen** (metallische Verbindungen).

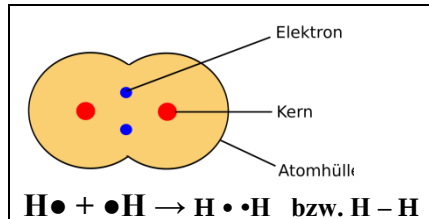
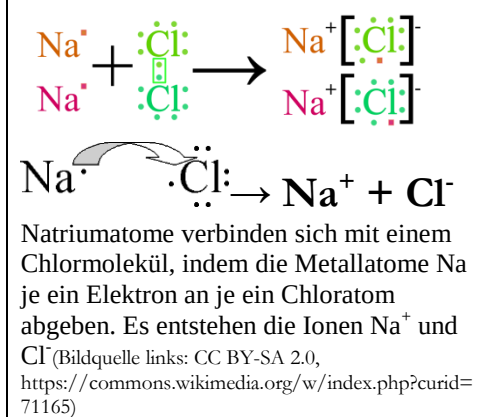
Chemische Verbindungen von Metallen mit Nichtmetallen sind **Salze** (ionische Verbindungen). Sie bestehen aus **Ionen** (elektrisch geladenen Atomen und Atomverbänden), bilden nicht verformbare, brüchige Kristalle mit hohen Schmelztemperaturen und sind elektrisch nicht leitfähig außer in Lösung und Schmelze (**ionische Bindung**).

Chemische Verbindungen aus nichtmetallischen Elementen bilden **molekulare Verbindungen** (Molekülverbindungen). Sie bestehen aus **Molekülen**, elektrisch neutralen Atomverbänden. Atome bestehen aus Atomkernen (positiv geladen, reich an Masse) und der Atomhülle, in der sich negative Ladungen befinden, die **Elektronen**.

In Molekülen sind die Atome miteinander verbunden, weil ihre außen gelegenen Elektronen (die Außen- oder Valenzelektronen) miteinander bindende Elektronenpaare bilden (**Elektronenpaarbindung** EPB, auch kovalente Bindung oder Atombindung).

Chemische Formeln sind Symbole für Stoffe sowie für deren Atome oder Atomverbände. Sie bestehen aus den Elementsymbolen der beteiligten Atome bzw. Elemente und kleinen Zahlen für deren Mengenverhältnisse. Diese richten sich bei Salzen nach den Ladungen der Ionen und bei Nichtmetallen nach der Anzahl ihrer Außenelektronen. Sie entspricht der Hauptgruppenzahl des Elementes im Periodensystem.

Reaktionsgleichungen geben Stoffumwandlungen wieder. Sie bestehen aus den Formeln aller Ausgangsstoffe (links vom Reaktionspfeil →) und denen aller Reaktionsprodukte (rechts vom Pfeil). Die großen, vor die Formeln gestellten Zahlen geben die Stoffmengenverhältnisse an, in denen die Stoffe miteinander reagieren.



Der Experimentalphysiker Herbert Daniel schrieb zur ionischen Bindung das Gedicht „Beziehungskiste“:

Es sprach das Chlor zum Natrium:
Du kommst mir wieder gar zu dumm!
Erst nimmst du ein Elektron mir,
dann willst du dich verbinden hier!
Da lob'ich mir den Wasserstoff,
bei dem gibt's überhaupt nicht Zoff.
Man teilt sich halt die Elektronen
Und keine Chance haben Ionen.

(aus: Herbert Daniel: *Verdichtungen. Alte Verse – Neugemacht und neu gedacht*. Gerhard Hess Verlag, Bad Schussenried 2004)

2.1.1 Elektronen und Kugelwolken für Elektronenpaare

Man kann nicht angeben, wo sich die Elektronen in der Schale einer Atomhülle des Kohlenstoffatoms aufhalten. Man geht deshalb im **Kugelwolkenmodell KWM** von Aufenthaltsräumen aus (Elektronen- oder Kugelwolken). Man weiß: Sie stoßen sich gegenseitig ab. Daher nehmen sie in der Hülle einen möglichst großen Abstand zueinander ein (Elektronenpaar-Abstoßungsmodell, EPA- oder auch VSEPR-Modell). Elektronen können sich allerdings auch zu Paaren zusammenfinden, und jede Schale in der Atomhülle kann in der Regel bis zu vier **Elektronenpaare** aufweisen.

Jedes **Elektronenpaar** nimmt einen kugelförmigen Raum in der jeweiligen Schale ein (die innerste, erste Schale ausgenommen, vgl. Abb. 2.2). Diese **Kugelwolken** nehmen einen möglichst großen Abstand zueinander ein, und wenn eine Schale mit Elektronen voll besetzt ist, dann wird eine neue Schale aufgebaut (Vgl. Abb. 2.2 und 2.3).

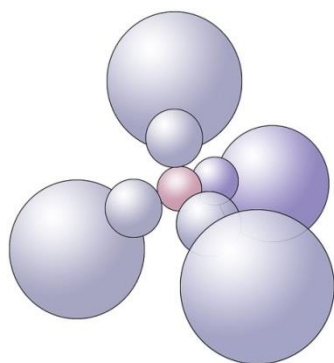


Abb. 2.3: Atomhülle eines Si-Atoms mit drei Schalen im Kugelwolkenmodell KWM (Bildquelle: Von A.Spielhoff - Eigenes Werk, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=30902043>)

zunächst nicht mehr als 8 Elektronen auf.

Diese Vorstellung vom Aufbau der Atomhülle wird als **Kugelwolkenmodell KWM** bezeichnet. Es hilft, die räumliche Struktur von Molekülen zu beschreiben.

2.1.2 Pärchen halten zusammen – die Elektronenpaar- oder Atombindung

Elektronen vereinigen sich im Atom in den Kugelwolken zu Elektronenpaaren. Das können sie auch tun, wenn sie vereinzelt in zwei Kugelwolken in der äußeren Schale von zwei verschiedenen Atomen sitzen. Dann bildet sich ein Elektronenpaar, das beide Atome miteinander verbindet. Es sitzt in einer Kugelwolke, die sich über beide Atome erstreckt. So entsteht z.B. aus zwei Wasserstoffatomen H ein Wasserstoffmolekül H₂ (Abb. 2.3).

Wenn man einzelne Außenelektronen als Punkte • darstellt und Elektronenpaare •• als Bindestriche —, dann lässt sich dieser Vorgang, die Bildung einer Bindung zwischen zwei Atomen, auch als Formel schreiben (was man **Lewis-schreibweise** nennt):

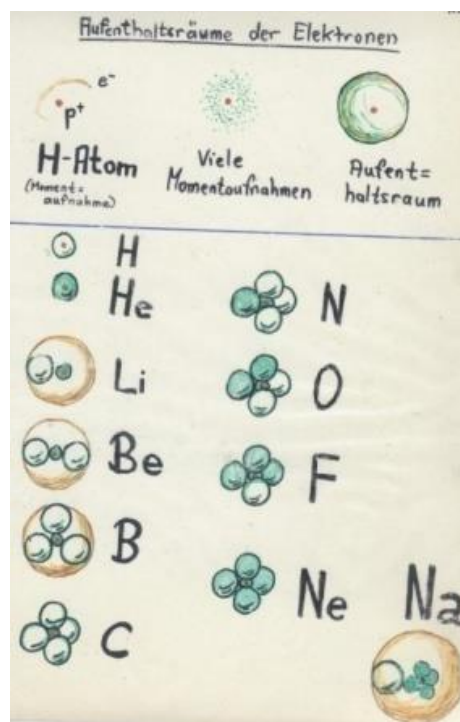
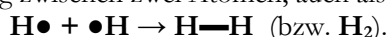


Abb. 2.2: Atome im Kugelwolkenmodell KWM (halb besetzte Kugelwolken hell, voll besetzt grün ausgefüllt; eig. Skizze)

Je weiter eine Elektronenschale vom Mittelpunkt des Atoms entfernt ist, desto mehr Kugel- bzw. Elektronenwolken ordnen sich geometrisch um den Kern herum an (Abb. 2.1+2).

Dementsprechend passen bei wachsender Entfernung immer mehr Elektronenwolken auf eine Schale:

- Erste Schale (K-Schale) = 2 Elektronen = 1 Elektronenwolke
- Zweite Schale (L-Schale) = 8 Elektronen = 4 Elektronenwolken
- Dritte Schale (M-Schale) = 18 Elektronen = 9 Elektronenwolken
- Vierte Schale (N-Schale) = 32 Elektronen = 16 Elektronenwolken

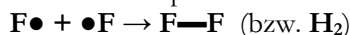
Die Anzahl Elektronen, die in der *n*-ten Schale Platz haben, berechnen sich nach folgender Formel: **Maximale Elektronenanzahl = 2 • n²**.

Allerdings nimmt jede äußere Schale, wie schon im *Bohr'schen* Modell,

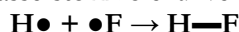


Abb. 2.3: H-Atom im Kugelwolkenmodell (links) und H₂-Wasserstoffmolekül (rechts) (Bildquellen: Rechts: Von BirgitLachner, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=11465875>, Links: Von A.Spielhoff - Eigenes Werk, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=39101253>)

Und so wie aus zwei Wasserstoffatomen H ein Wasserstoffmolekül H_2 entsteht, so kann auch zwischen zwei Fluoratomen eine solche Atombindung entstehen, wenn die beiden nur halb besetzten Kugelwolken zweier Fluoratome zu einer Kugelwolke mit einem bindenden Elektronenpaar verschmelzen (Abb. 2.4):



Die anderen Außenelektronen des Fluoratoms, die in den voll besetzten Kugelwolken, verbleiben im jeweiligen Atom, ohne an der Atombindung beteiligt zu sein. Sie werden freie Elektronenpaare genannt. Auch sie können in Formeln als Striche dargestellt werden. Sie sitzen jedoch nur an einem der Fluoratome, während das bindende Elektronenpaar zwischen die beiden Elementsymbole geschrieben wird. Gleiches gilt dann auch, wenn sich z.B. ein Wasserstoffatom H und ein Fluoratom F zu einem Fluorwasserstoffmolekül vereinigen (Vgl. Abb. 2.5+6):



Nach der Bildung der Elektronenpaarbindung EPB zwischen dem Fluor- und dem Wasserstoff-Atom liegt der positiv geladene Kern des Wasserstoffatoms jedoch fast frei (Abb. 2.5), so dass das HF-Molekül nach außen hin zwei **Pole** aufweist, einen elektrisch geladenen Pluspol aufweist (Teilladung δ^+) und am Fluoratom einen elektrisch geladenen Minuspol (Teilladung δ^-). Es ist ein **Dipol**:

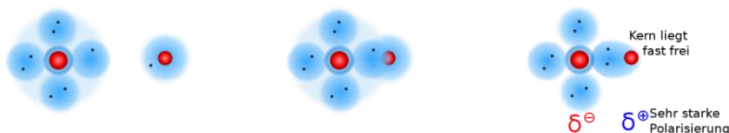


Abb. 2.6: Ein Fluoratom und ein Wasserstoffatom bilden ein HF-Molekül. Dieses Molekül weist nach außen hin Teilladungen auf, zwei Pole, es ist ein Dipol (Abb. gemeinfrei).

Neutrale Moleküle, die nach außen hin zwei elektrische Pole oder Teilladungen aufweisen, werden als **Dipole** bezeichnet. Hier liegen Moleküle mit **polaren Bindungen** vor.

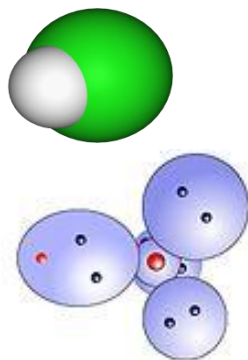
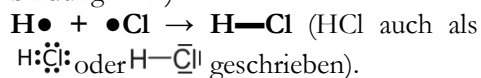


Abb. 2.6: HCl-Molekül als Kalottenmodell (oben) und im KWM (unten): die Elektronenpaarbindung kommt durch Überlappung der einfach besetzten Kugelwolken vom H- und Cl-Atom zustande

(Bildquelle oben: gemeinfrei, unten: Von BirgitLachner, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=11466427>)

Ähnlich wie im HF-Molekül bildet sich im Chlorwasserstoffmolekül HCl nur eine Atombindung (Elektronenpaarbindung EPB):



2.1.2 Unpolare und polare Atombindungen

Molekülverbindungen sind aus **Molekülen** aufgebaut. Diese bestehen aus Verbänden von Nichtmetallatomen mit **Elektronenpaarbindungen EPB**. Beispiele hierzu sind Stoffe wie Kohlendioxid CO_2 , Schwefeldioxid SO_2 und Stickstoffoxide, Wasser H_2O , die Halogene und Halogenwasserstoffe und Ammoniakgas NH_3 . Beim Vergleich von Chlor- und Chlorwasserstoffmolekülen zeigte sich: Neutrale Moleküle, die wie HCl-Moleküle nach außen hin zwei elektrische Pole oder Teilladungen aufweisen, werden als **Dipole** bezeichnet. Hier liegen Moleküle mit **polaren Bindungen** vor. HCl-Moleküle sind ebenso wie die oben beschriebenen HF-Moleküle **polar**: Sie haben zwei elektrische Pole. Moleküle wie H_2 , Cl_2 und O_2 haben sie nicht – sie sind **unpolar**.

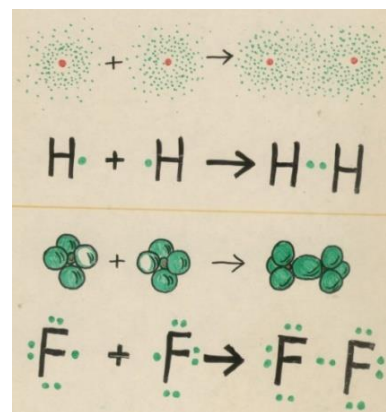


Abb. 2.4: Bildung von H_2 - und F_2 -Molekülen durch Vereinigung einzelner Außenelektronen (grün) in halbvollen Kugelwolken in Außenschalen der Atomhülle (weiß, grün umrandet) zu einem bindenden Elektronenpaar in einer nun vollen Kugelwolke, die beide Atome verbindet (grün ausgemalt; eig. Skizze).

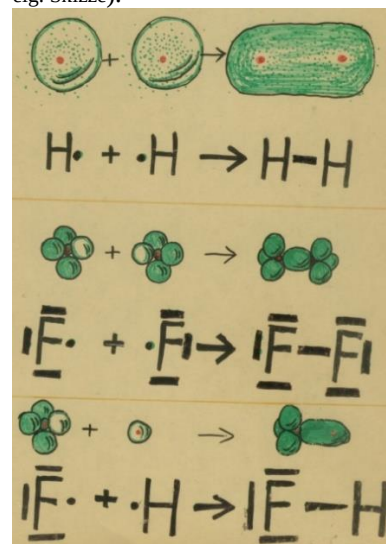


Abb. 2.5: Bildung von H_2 -, F_2 - und H-F-Molekülen mit Darstellung der Elektronenpaare in Form von Strichen („Lewis-Schreibweise“; eig. Skizze)

Man unterscheidet **polare** und **unpolare Verbindungen**. Ein großer Elektronegativitäts-Unterschied zwischen Bindungspartnern (wie z.B. in HF und HCl) bewirkt, dass Elektronen bzw. Ladungen ungleichmäßig verteilt werden – das Molekül wird polar.

Es gibt eine Kraft, die Polarität einer Atombindung beeinflusst – die **Elektronegativität EN**. Sie ist die Kraft, mit der Atome bindende Elektronenpaare anziehen können (mehr dazu auf der folgenden Seite).

Unpolare und polare Stoffe weisen unterschiedliche Eigenschaften auf. Das gilt insbesondere für die Wasserlöslichkeit bzw. Mischbarkeit mit Wasser: polare Molekülverbindungen sind wasserlöslich (hydrophil). Ein kleiner **Elektronegativitäts-Unterschied** hingegen macht die Verbindung wasserabweisend (hydrophob). Das ermöglicht eine Mischbarkeit mit Öl und Fett (unpolare Molekülverbindung).

So sind z.B. Chlorwasserstoff HCl und Wasser H₂O **polare Verbindungen**: In ihren Molekülen sind die bindenden Elektronenpaare ungleich verteilt, während im Methanmolekül CH₄ sehr **geringe EN-Unterschiede** vorliegen (Abb. 2.7). Zudem ist das Molekül **symmetrisch** gebaut (Abb. 2.8). Methan ist daher unpolar.

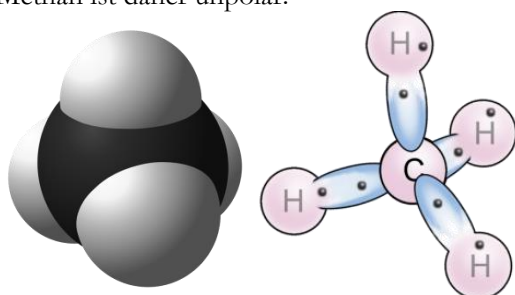


Abb. 2.8: Methanmolekül im Kalottenmodell (links) und im Kugelwolkenmodell KWM rechts (Bildquelle links: gemeinfrei, rechts: Von A.Spielhoff - Eigenes Werk, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=39101248>)

Die **Elektronegativität EN** ist ein Maß für die Kraft, mit der die Elektronenpaare der Bindung zwischen den jeweiligen Atomen angezogen werden. Sie ist am höchsten bei den Elementen, die im Periodensystem weiter links und oben stehen; unten und links im Periodensystem ist sie gering („elektropositive“ Elemente, „unedle“ Metalle, Abb. 2.9).

Oben im Periodensystem liegt die Elektronegativität EN der Elemente bei Werten von H = 2,1 über C = 2,5 und N = 3,0 sowie O = 3,5 bis hin zu F = 4,0. Während also eine C-H-Bindung im Methanmolekül CH₄ fast unpolar ist (**Elektronegativitätsdifferenz $\Delta EN = 2,5 - 2,1 = 0,4$**), beträgt sie im Ammoniakmolekül NH₃ schon $\Delta EN = 0,9$ und im Wassermolekül H₂O $\Delta EN = 1,4$. Die Polarität z.B. von NH₃ liegt zudem darin begründet, dass das Molekül ähnlich wie ein Methanmolekül CH₄ tetraedisch gebaut ist (s.o. Abb. 2.8), nur dass an der „Pyramidenspitze“ kein viertes H-Atom sitzt, sondern ein freies Elektronenpaar (Abb. 2.10).

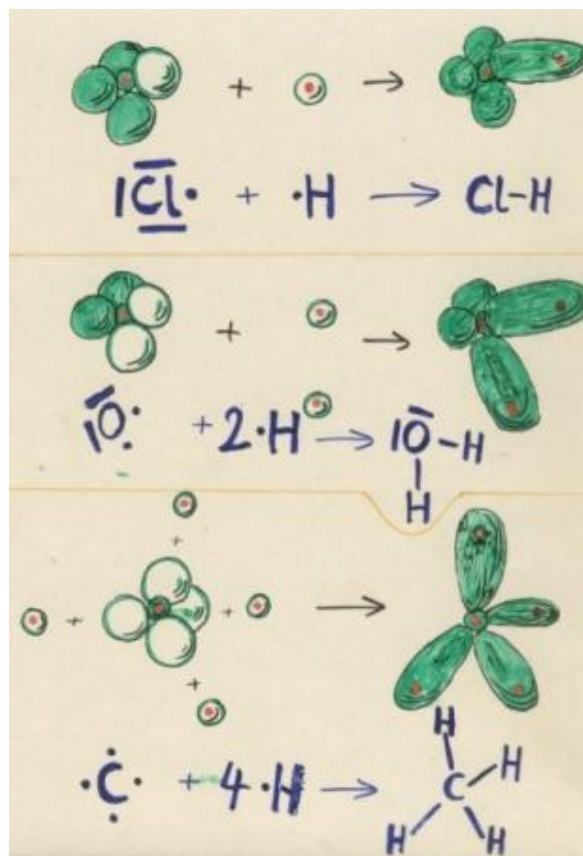


Abb. 2.7: Bildung der drei Moleküle Chlorwasserstoff HCl, Wasser H₂O und Methan CH₄ aus den Atomen der Elemente Kohlenstoff C, Wasserstoff H, Sauerstoff O und Chlor Cl

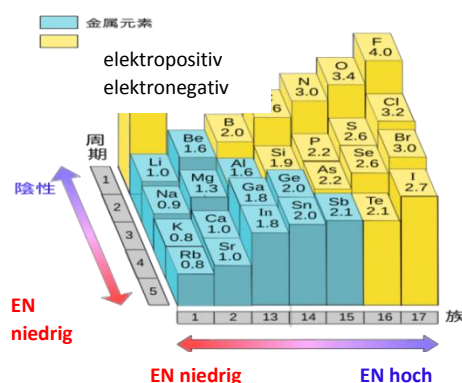


Abb. 2.9: Die Elektronegativität der Hauptgruppenelemente im Periodensystem nimmt von links nach rechts und von unten nach oben zu. (Beide Abb. gemeinfrei)

EN-Werte der Elemente im Periodensystem																		He																
H 2.1																		B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne											
Li 1.0	Be 1.5																Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar												
Na 0.9	Mg 1.2																K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe																	
Cs 0.7	Ba 0.9	Lu	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Rn																	
Fr 0.7	Ra 0.9	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo																	

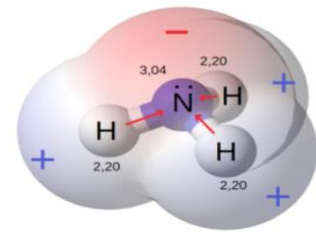


Abb. 2.10: Polarität und Struktur des Ammoniakmoleküls NH_3

(Bildquelle Ammoniak-Molekülmodell: By Riccardo Rovinetti - Own work, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=31556963>)

In der Schreibweise mit Bindungsstrichen für bindende Elektronenpaare (die „**Lewis**schreibweise“, s.o.) werden Teilladungen polarer Bindungen oft mit einem δ gekennzeichnet:

2.1.3 Molekülstruktur und Stoffeigenschaft

Warum schwimmen Fettagen auf der Suppe? In der Chemie erklärt man das mit dem Aufbau der Moleküle: Wassermoleküle sind polar, Fettmoleküle sind unpolar. Fett ist daher nicht wasserlöslich, und da seine Dichte geringer als die Dichte von Wasser ($\rho = 1 \text{ g/mL}$) ist, sinken die Fett- und Öltröpfchen nicht ab.

In Alltag und Labor erkennt man unpolare und polare Stoffe daher an ihren unterschiedlichen **Löse-Eigenschaften**. Der unpolare Stoff Iod I_2 ist z.B. in Wasser kaum löslich – gut dagegen im unpolaren Lösemittel **Hexan**, einem **Kohlenwasserstoff** (Formel: C_6H_{14} , chemisch mit Methan und Ethan verwandt).

Unpolare Molekülverbindung sind nicht wasserlöslich (**hydrophil**), sondern wasserabweisend (**hydrophob**). Das ermöglicht für Stoffe wie Iod und Hexan eine Mischbarkeit mit Öl und Fett (**unpolare Molekülverbindungen**).

Wasser und Hexan sind ebenso wenig mischbar wie Öl und Wasser. Und durch Schütteln von Iodwasser mit Hexan kann also das unpolare, farbige Iod aus dem Iodwasser herausgezogen werden – ein **Stofftrennverfahren**, das man als **Extraktion** bezeichnet (Abb. 2.11: „Gleiches wird von Gleichem gelöst“).

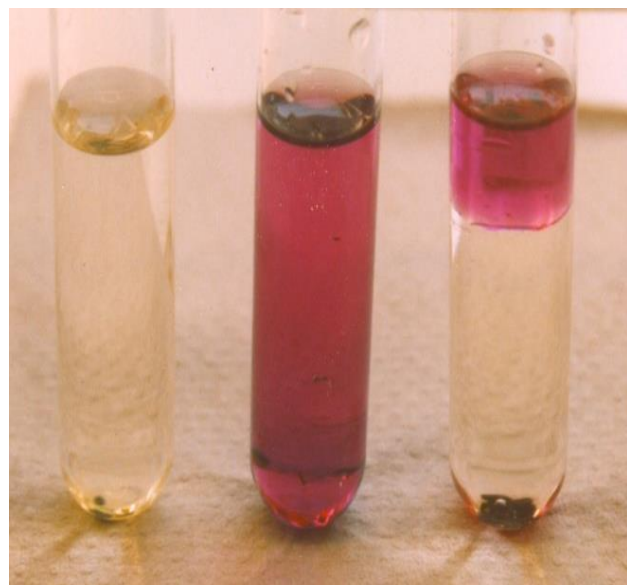


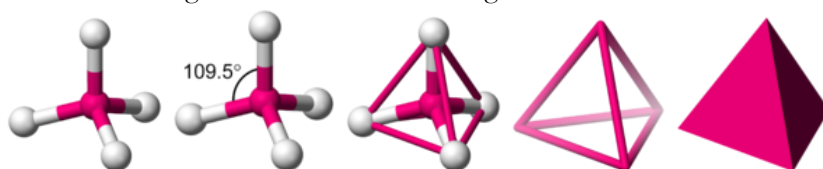
Abb. 2.11: Der unpolare Stoff Iod I_2 als Iodkristall in Wasser H_2O , einem polaren Lösemittel (links), im unpolaren Lösemittel Hexan (Mitte) und mit Wasser nach Zugabe von und Schütteln mit Hexan C_6H_{14} (Eig. Foto)

2.1.4 Molekülaufbau räumlich erklärt – das EPA-Modell

Die *Lewis*-Schreibweise gibt die räumlichen Strukturen von Molekülen nicht wieder. Doch da sich Elektronenpaare abstoßen (siehe Kugelwolkenmodell), kann man darüber Aussagen machen, in welche **Raumrichtungen** Atome Bindungen ausbilden können. **Zwei** Kugelwolken mit Elektronenpaaren (ihre Elektronenwolken) stoßen sich gegenseitig so weit ab, dass sie einander im **180°-Winkel** gegenüber liegen. **Drei** Elektronenpaare bilden eine Ebene, so dass die Bindungen zueinander **Winkel von 120°** einnehmen (Abb. 2.13). Dieses Modell wird als **Elektronenpaar-Abstoßungsmodell EPA** bezeichnet. Es gilt für unpolare Moleküle ebenso wie für Dipolmoleküle.

Bei vier Elektronenpaaren bzw. Elektronenpaarbindungen ergeben sich nach dem Elektronenpaarabstoßungsmodell EPA **Winkel von 109,5°**. So entstehen **Tetraeder** wie z.B. beim Methanmolekül CH_4 , aber auch bei Molekülen wie NH_3 und H_2O (wegen freier Elektronenpaare, vgl. Abb. 2.8+11) und sogar bei Ionen mit vier Bindungspartnern an einem Zentralatom wie z.B. SO_4^{2-} , PO_4^{3-} und MnO_4^- . Der Tetraeder ist eine sehr wichtige und häufig vorkommende Geometrie in der Chemie, wobei das Molekül nicht aus Dreiecken besteht.

Ein tetraedrisches Molekül wie z.B. Methan CH_4 sieht so aus, wenn man das Zentralatom magenta zeichnet und die umgebenden H-Atome in weiß:



(Bildquelle: wikipedia / wikibooks; über wikimedia commons bzw.

https://de.wikibooks.org/wiki/Allgemeine_und_Anorganische_Chemie/_Struktur_von_Molek%C3%BClen,_gemeinfrei)

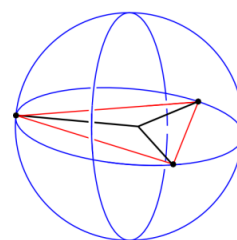
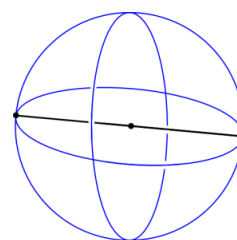
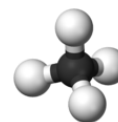
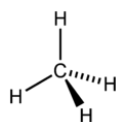
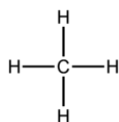
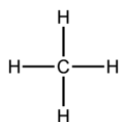
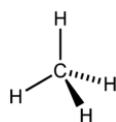


Abb. 2.12: EPA- bzw. VSEPR-Modelle für zwei und drei Elektronenpaare (Bildquelle: Von Talos, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=3302456>)

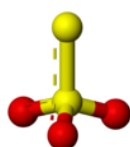
Um den Tetraeder zu sehen, verbindet man (gedanklich) die äußeren Atome mit einer Linie. Diese bilden die Kanten eines Tetraeders. Seine Außenflächen sind dreieckig.

Der **Tetraederwinkel von ca. 109,5°** steht im Gegensatz zum Quadrat, in dem die Kanten jeweils nur einen Winkel von 90° bilden. Elektronenwolken bzw. bindende Elektronenpaare, die sich gegenseitig abstoßen, ordnen sich deshalb immer tetraedisch an, um sich gegenseitig maximal aus dem Weg zu gehen. In Formeln werden daher oft Keile und Striche verwendet, um auch in zwei-dimensionalen Formeln die wirkliche 3D-Gestalt des Moleküls andeuten zu können:



Statt des ebenen  zeichnet man daher  für das Methanmolekül (Diese Schreibweise von Formeln, die die Elektronenpaarbindungen und die Struktur von Molekülen andeutet, nennt man **Lewis-Schreibweise**. Keile und Striche sorgen zusätzlich dafür, räumliche Anordnungen anzuzeigen).

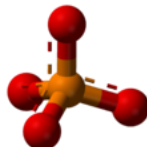
Weitere tetraedisch gebaute Teilchen sind:



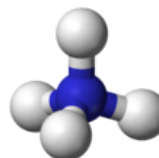
Thiosulfat, $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$



Sulfat, SO_4^{2-} ,



Phosphat, PO_4^{3-} und



Ammonium, NH_4^+ .

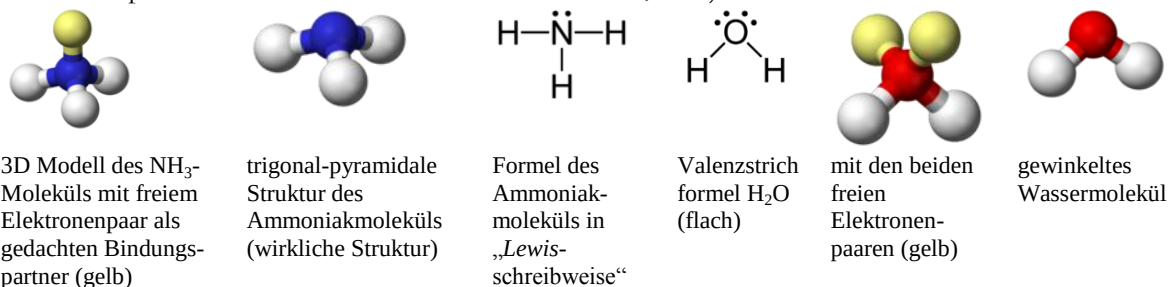
(Bildquelle: wikipedia / wikibooks; über wikimedia commons bzw.

https://de.wikibooks.org/wiki/Allgemeine_und_Anorganische_Chemie/_Struktur_von_Molek%C3%BClen,_gemeinfrei)

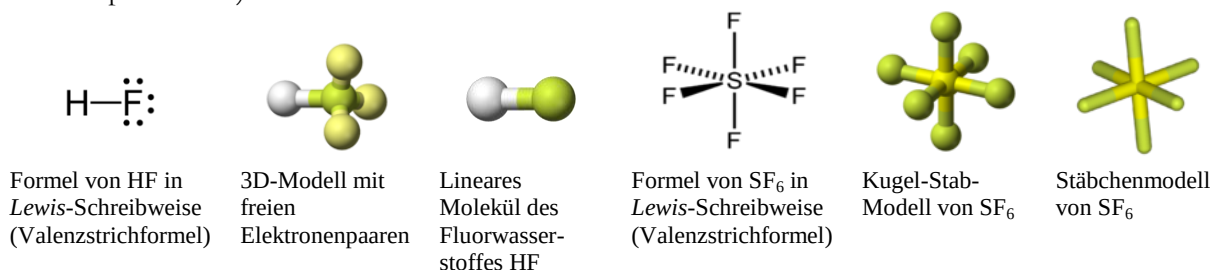
Wenn ein Elektronenpaar frei ist, also keinen Bindungspartner hat, wie z.B. im **Ammoniakmolekül NH_3** , dann können zwei Punkte in der *Lewis*-Schreibweise der Strukturformel zeigen, dass es sich um ein **freies Elektronenpaar** handelt. Oft werden diese auch durch einen Balken abgekürzt (vgl. S.19).

Dieses freie Elektronenpaar am Stickstoffatom trägt zwar zur Struktur bei, die wirkliche Molekülgestalt wird aber letztendlich nur durch die Position der Atomkerne beschrieben. Man betrachtet freie Elektronenpaare also wie Bindungspartner betrachtet, sodass sich eine **tetraedrische Struktur** ergibt. Dann denkt man sich diese Elektronenpaare weg. Dadurch bleibt eine dreieckig-pyramidale Struktur: eine Pyramide mit dreieckiger Grundfläche.

Ähnlich ist es bei Wasser: **Zwei freie Elektronenpaare** im **Wassermolekül H_2O** sorgen auch hier wieder für eine tetraedrische Struktur aus und ohne die zwei Elektronenpaare für eine **gewinkelte Struktur**. Der Winkel beträgt $104,5^\circ$ (Er weicht aufgrund des erhöhten Platzbedarfs der freien Elektronenpaare etwas vom idealen Tetraederwinkel $109,5^\circ$ ab):



Bei drei freien Elektronenpaaren ergibt sich ein lineares Molekül, so z.B. beim Fluorwasserstoff HF (im folgenden Bild die drei Abbildungen links), und bei sechs Bindungen an einem Atom ein Oktaeder (die drei Beispiele rechts):



(Bildquelle wiederum: wikipedia / wikibooks; über wikimedia commons bzw. https://de.wikibooks.org/wiki/Allgemeine_und_Anorganische_Chemie/_Struktur_von_Molek%C3%BClen, gemeinfrei)

Schwefelatome sind größer. Sie können sogar sechs Bindungen ausbilden, nicht nur vier wie Kohlenstoff. Die einzige Möglichkeit, in einem Molekül wie **Schwefelhexafluorid SF_6** die sechs Fluor-Atome um ein Schwefel-Zentralatom anzuordnen und dabei den größtmöglichen Abstandswinkel zu erhalten, ist ein **Oktaeder** (ein Achteck). Er hat sechs Ecken, acht Flächen und zwölf Kanten und der Winkel aller 6 Bindungen zueinander beträgt 90° (sozusagen eine vierseitige Bipyramide mit quadratischer Grundfläche). In einem beliebigen oktaedrischen Molekül verbindet man, um den Oktaeder zu sehen, die sechs Bindungspartner des Zentralatoms mit einer Linie. Die Linien bilden dann die Kanten eines Oktaeders. Im raumfüllenden Modell eines Oktaeders ergibt sich der **Oktaederwinkel zu exakt 90°** :



(Bildquelle: wikipedia / wikibooks; über wikimedia commons bzw. https://de.wikibooks.org/wiki/Allgemeine_und_Anorganische_Chemie/_Struktur_von_Molek%C3%BClen, gemeinfrei)

Wichtig ist die **Oktettregel**. Sie besagt:

Verbindungen mit Elementen aus der zweiten Periode (von Li über C und N bis hin zu O und F) bilden Elektronenpaarbindungen, weil die Atome das Bestreben haben, in ihrer Außenschale immer auf **acht Außenelektronen** zu kommen (ein **Elektronenoktett**, vier Elektronenpaare, Edelgaskonfiguration). Sie haben also **tetraedrische Strukturen**.

2.2 Erlenmeyers Idee zum Ethan: Die C-C-Bindung

Neben Methan ist im Erd- und Stadtgas ein weiteres Gas ein Hauptbestandteil dieses Gasgemisches, das Ethan. Es ist ein farb- und geruchloses Gas und wird ebenfalls vor allem zu Heiz- und Verbrennungszwecken genutzt.

Als im 19. Jahrhundert der Chemiker *Wöhler* 1828 einen organischen Stoff erstmals aus einem anorganischen Salz herstellte – die berühmte Harnstoffsynthese – da fehlte noch an Erkenntnissen, Regeln und Formen zur Darstellung der Molekülstrukturen wie z.B. des Ethanmoleküls. Ein Mann, der sich mit diesem Problem befasste, war *Richard August Carl Emil Erlenmeyer* (1825-1909). Den Chemikern heute ist er durch die *Erlenmeyer*-Kolben bekannt, und durch die *Erlenmeyer*-Regel. Er hatte Medizin studiert, und bei *von Liebig* und *Gmelin* Chemie. Er kaufte dann eine Wiesbadener Apotheke und lehrte nebenbei an der Wiesbadener Handels- und Gewerbeschule, bis dass er 1855 bei *Robert Bunsen*, dem wir den wohlbekannten *Bunsen*-Brenner verdanken, zum Doktor der Chemie wurde. *Erlenmeyer* war ein begeisterter Anhänger der Atomtheorie und widmete sich schon in jungen Jahren mit der Frage, wie diese in Molekülen verbunden waren. Seine Überlegungen zum Aufbau chemischer Verbindungen stellte er immer wieder zur Diskussion, indem er sie ab 1859 nebenberuflich als Redakteur der „Zeitschrift für Chemie, Pharmazie und Mathematik“ verbreitete. Zur Darstellung von Molekülstrukturen nutzte er eine 1858 von *Couper* veröffentlichte Schreibweise. Alle Versuche hatten gezeigt, dass Kohlenstoff „vierwertig“ ist, also im Methangas CH_4 genau vier Wasserstoffatome binden kann. Aber man kannte auch Verbindungen wie Ethan C_2H_6 , und hier war der Aufbau unklar – und noch unerklärlicher als beim Methan.



Abb. 2.13: *Richard August Carl Emil Erlenmeyer* (1825-1909), Abb. gemeinfrei

Der Chemiker *Wollaston* hatte schon 1808 vermutet, dass Verbindungen des Typs AB_4 eine tetraedrische Anordnung aufweisen könnten. *Couper* entwarf dazu ein Molekülmodell. Sein Tetraedermodell traf auf Methangas CH_4 zu, und *Erlenmeyer* überlegte, die C-Atome nicht in allen Kohlenwasserstoffen Tetraederstrukturen wie im Methanmolekül aufweisen könnten – z.B. beim Ethangas C_2H_6 . Er vermutete, dass – wenn man im Methanmolekül ein H-Atom entfernte – sich die so entstandene Methylgruppe -CH_3 mit der freien Bindung einer weiteren, ebenfalls aus Methan hergestellten Methylgruppe •CH_3 zum Molekül $\text{CH}_3\text{-CH}_3$ verknüpfen können. Das Reaktionsschema hierzu wäre:

1. Schritt: $\text{CH}_4 \rightarrow \text{•CH}_3 + \text{•H}$
2. Schritt: $\text{H}_3\text{C•} + \text{•CH}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{C-CH}_3$

Ethangas musste also C_2H_6 -Moleküle mit C-C-Bindungen aufweisen. Ihre Struktur müsste demzufolge zwei Tetraedern gleichen, die sich mit ihren Spitzen berühren.

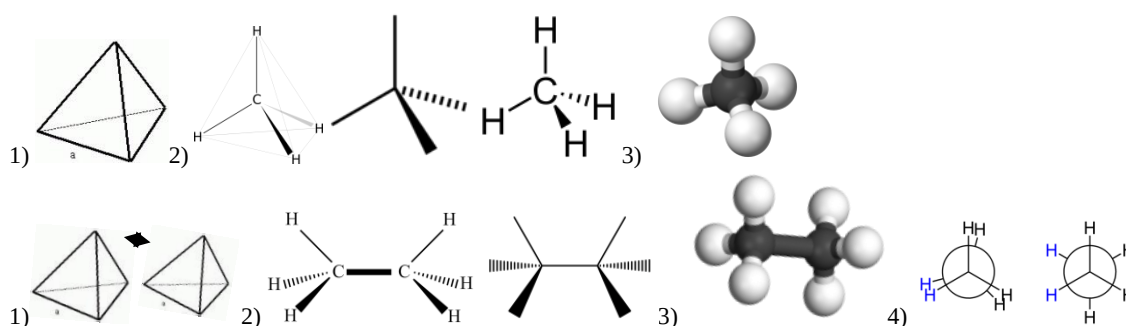


Abb. 2.14: Methan- und Ethanmoleküle im Tetraedermodell in verschiedenen Darstellungsweisen: **Methan** CH_4 (oben) und **Ethan** $\text{H}_3\text{C-CH}_3$ (unten) in: 1) Tetraedermodell 2) Keilstrichschreibweise 3) Kugel-Stab-Modell 4) *Newman*-Projektion (Abb. gemeinfrei)

*Couper*s Idee von vierwertigen Kohlenstoffatomen, die große Moleküle mit kettenförmigen C-C-Verbindungen bilden, war genial. Aber es gab Streit: Auch sein Kollege *Kekulé* hatte 1857 diese These vorgebracht. Dabei gab es ein Missverständnis mit *Wurtz*, und *Kekulé*s Arbeit wurde im Mai 1858 als erste veröffentlicht, noch vor der von *Couper*. Plötzlich galt *Kekulé* als Entdecker der möglichen Selbstverknüpfung des Kohlenstoffs. Das gab Streit: *Couper* bedachte *Wurtz* deshalb wütend mit Vorwürfen, doch *Wurtz* schmiss ihn daraufhin einfach aus dem Labor...

Couper war überzeugt, dass die Anordnung der Bindungen zwischen den Atomen in einem Molekül aus seinen chemischen Eigenschaften abgeleitet werden kann. Die Möglichkeit, dass Kohlenstoffatome mit weiteren C-Atomen Bindungen bilden können, eröffnete zudem eine schier endlose Vielfalt möglicher Molekülstrukturen für Kohlenstoff-Wasserstoff-Verbindungen C_xH_y .

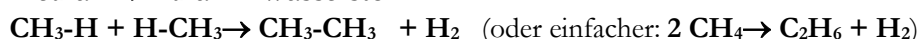
Wenn C-C-Bindungen möglich waren, dann konnte es vom Methan CH_4 über das Ethan C_2H_6 doch auch Moleküle mit immer längeren C-C-Ketten geben. Bedingt durch die Tetraederstruktur mussten alle solche Kohlenwasserstoffe deshalb **zickzack-förmige C-C-C-Ketten** aufweisen. In Tausenden Schulklassen wird diese Molekülstruktur seitdem in der organischen Chemie für die große, grundlegende Stoffgruppe im Chemieunterricht vermittelt – die „gesättigten“ Kohlenwasserstoffe (Alkane). Fortan fußte die Organische Chemie also auf folgenden Grundregeln:

- Kohlenstoffatome sind vierwertig (Sie können vier einwertige Atome an sich binden, der einfachste Kohlenwasserstoff ist daher das Methan CH_4).
- Kohlenstoffatome (C-Atome) können auch untereinander Verbindungen bilden (Selbstverknüpfung des Kohlenstoffs). Die „chemische Wertigkeit“ ist hier ebenfalls vier (Beispiel: H_3C-CH_3 im Ethanmolekül C_2H_6).
- Die vier Bindungspartner bzw. die vier C-C-Einfach-Bindungen sind tetraedrisch um das C-Atom herum angeordnet.

Übrigens: Die chemischen Fähigkeiten des Kohlenstoffs erwiesen sich jedoch als noch viel vielfältiger. Schließlich zeigte die Untersuchung von Kohlenwasserstoffen, dass es sogar solche gab, deren Anzahl an Wasserstoffatomen nicht in die Gruppe der mit Wasserstoff abgesättigten Kohlenwasserstoffe passte. Neben den Alkanen mit der allgemeinen Summenformel C_nH_{2n+2} (wie z. B. Ethangas C_2H_6 und Propangas C_3H_8) gab es noch Kohlenwasserstoffe mit Summenformeln wie z. B. Ethylen C_2H_4 und Propylen C_3H_6 . Sie mussten andersartig aufgebaut sein. Auch darüber haben sich Chemiker wie *Erlenmeyer*, *Couper* und *Kekulé* noch lange den Kopf zerbrochen.

Das Rätsel um den Aufbau des Ethanmoleküls jedenfalls war gelöst: Wenn man aus einem Methanmolekül CH_3-H bzw. CH_4 eines der H-Atome entfernt, dann entsteht eine Methylgruppe CH_3- (Abb. 2.15). Diese lässt sich mit einer weiteren Methylgruppe zu einem weiteren Kohlenwasserstoff verbinden, dem **Ethangas** C_2H_6 . Dieser Austauschvorgang (ein H-Atom abspalten, eine Methylgruppe $-CH_3$ an dessen Stelle an das C-Atom binden) geschieht, wenn Methangas mit energiereichen Strahlen beschossen wird, z.B. mit kosmischer Höhenstrahlung bestrahlt wird auf dem Saturnmond Titan:

Methan $\rightarrow$ Ethan + Wasserstoff

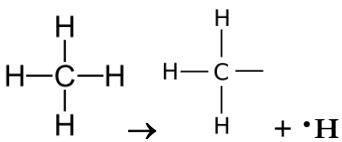


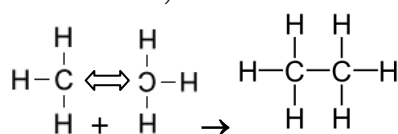
Dieser Austausch-Vorgang in genau den zwei Schritten ab, die *Erlenmeyer* vermutet hatte:

1. Schritt: $CH_4 \rightarrow \bullet CH_3 + \bullet H$

2. Schritt: $H_3C\bullet + \bullet CH_3 \rightarrow H_3C-CH_3$

In Strukturformeln dargestellt:

- 1) Die **Abspaltung von H-Atomen**: 
 (Auch am C-Atom der Methylgruppe sitzt statt einer „abgerissenen“ Atombindung ein einzelnes Elektron $\bullet$, genau wie am H-Atom)

- 2) Die **Bildung der C-C-Bindung**: 
 (durch die **Vereinigung zweier Methylgruppen** zu einem Ethanmolekül).

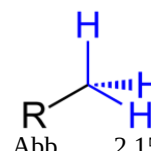
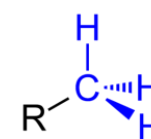
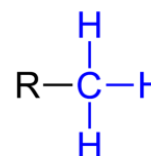
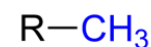
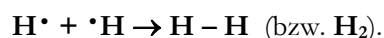
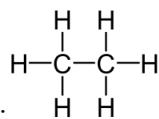


Abb. 2.15: Vier Formel-Darstellungen der Methylgruppe $-CH_3$ an einem beliebigen Molekül-Rest R (gemeinfrei)

Jede Methylgruppe $\text{H}_3\text{C}^\bullet$ hat dabei ein Elektron $^\bullet$, so dass sich diese beiden Elektronen zu einem bindenden Elektronenpaar zusammenfinden. Ebenso bilden die beiden Einzelelektronen, die bei den jeweiligen H-Atomen verbliebenen sind, ein bindendes Elektronenpaar, so dass ein H_2 -Molekül entsteht:



Die Halbstrukturformel von Ethan ist also $\text{CH}_3\text{-CH}_3$, und



in *Lewis*-Schreibweise: . Wichtig zu merken ist also:

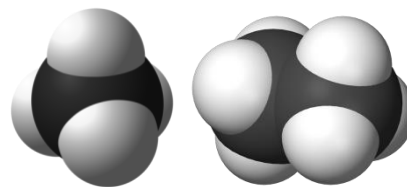
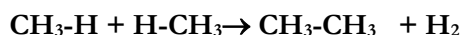


Abb. 2.16: Aufbau des Methanmoleküls CH_4 und des Ethanmoleküls C_2H_6 (auch: $\text{CH}_3\text{-CH}_3$, Abb. gemeinfrei)

Wenn man aus zwei Methanmolekülen $\text{CH}_3\text{-H}$ bzw. CH_4 jeweils eines der H-Atome entfernt, dann bleiben zwei Methylgruppen $\text{CH}_3\text{-}$ übrig:

$\text{CH}_3\text{-H} \rightarrow \text{CH}_3 + \text{H}$. Diese lassen sich miteinander zu einem weiteren Kohlenwasserstoff verbinden, dem **Ethangas** (Formel also $\text{CH}_3\text{-CH}_3$ oder auch C_2H_6 , Molekülmodell siehe Abb. 2.16). Solch ein Vorgang geschieht z.B. auf dem oben genannten Saturnmond Titan, wenn das Methangas dort mit kosmischer Höhenstrahlung bestrahlt wird:

Methan $\rightarrow$ Ethan + Wasserstoff



(oder einfacher: $2 \text{CH}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6 + \text{H}_2$)

Weiterführende Hinweise:

Auch im Ethangas können noch weitere H-Atome abgespalten und wiederum durch neue Methylgruppen ersetzt werden. Auf diese Weise entstehen immer mehr **Kohlenwasserstoff-Moleküle** C_xH_y . Der Austausch drei weiterer H-Atome im Ethanmolekül durch weitere Methylgruppen führt dann z.B. zu Kohlenwasserstoff-Molekülen mit 17 Atomen wie dem Neopentan (Tetramethylmethan C_5H_{12} , ein Methanmolekül mit vier Methylgruppen -CH_3 , Formel also etwa: $\text{C}(\text{CH}_3)_4$, vgl. Abb. 2.18 rechts):

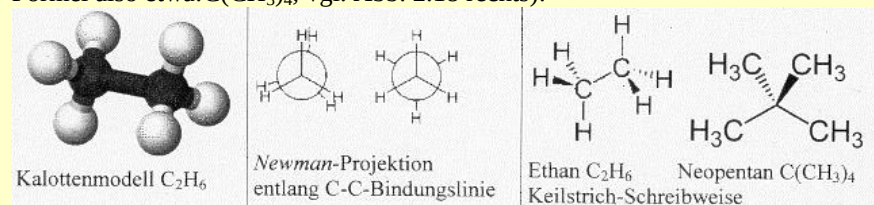


Abb. 1.28: Aufbau des Ethanmoleküls C_2H_6 aus zwei Methylgruppen $\text{CH}_3\text{-}$ (links und Mitte) und eines weiteren Kohlenwasserstoff-Moleküls, des Gases Neopentan (Tetramethylmethan, rechts) aus einem C-Atom mit 4 Methylgruppen -CH_3 mit der Halbstrukturformel $\text{C}(\text{CH}_3)_4$

Diese Art von **Austauschreaktionen** in einfachen Kohlenwasserstoffmolekülen wie Methan CH_4 , Ethan C_2H_6 und Propan C_3H_8 führen zum Aufbau der großen Stoffgruppe der **Kohlenwasserstoffe**. Je größer deren Moleküle sind, desto höher liegen ihre Siede- und Schmelztemperaturen sowie die Dichte der Gase.

Ähnlich wie bei den Kohlenwasserstoffen lassen sich die Eigenschaften sehr vieler Stoffe auf ihre Zusammensetzung aus Molekülen und deren Aufbau zurückzuführen. Die Siedetemperatur und Löslichkeit z.B. von Molekülverbindungen in Wasser kann mit Hilfe der Polarität der Elektronenpaarbindung und der räumlichen Struktur von Molekülen erklärt werden, die die nächsten Unterkapitel erklären.– sowie mit den damit zusammenhängenden Wechselwirkungen zwischen den Molekülen. In der Chemie können mit Hilfe solcher Überlegungen auch spezifische Katalysatoren entwickelt werden, um Molekülverbindungen in chemischen Prozessen als Ausgangsstoffe zu nutzen oder um die Industrierohstoffgewinnung und Energiespeicherung zu verbessern. Ins Besondere Kohlenwasserstoffverbindungen sind natürlich von großer Bedeutung – als fossile oder auch als nachwachsende Energieträger und Rohstoffe für Produkte des täglichen Bedarfs zugleich (vor allem als Kunststoffe). Die Kenntnis dieser Stoffgruppe gehört daher zum Grundwissen der Chemie.

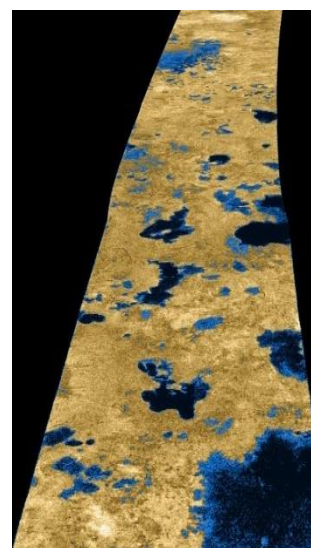


Abb. 2.17: Methan-Ethan-Seen in der eiskalten Welt auf Titan (unter minus 150°C , Cassini-Radarbild, koloriert, 2006; Bildquelle: NASA, gemeinfrei).

Diese Art von **Austauschreaktionen** nennt man auch **Substitution** (von lat. *substituere*, ersetzen), die ausgetauschte Atomgruppe **Substituent**. Ausgehend von einfachen Kohlenwasserstoffmolekülen wie Methan CH₄, Ethan C₂H₆ und Propan C₃H₈ erklärt sich so der Aufbau von großen Stoffgruppen wie den **Kohlenwasserstoffen KW**.

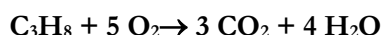
Als Molekülverbindung ist das Gas Ethan ebenso wie Methan **nicht wasserlöslich** (wohl aber in Erdöl), hat einen recht **niedrigen Siede- und Schmelzpunkt** und kann auch den elektrischen Strom nicht leiten.

2.3 Propan: Das Camping- und Feuerzeuggas

Propan ist ein farbloses Gas, hat eine Schmelztemperatur von −187,7 °C und eine Siedetemperatur von −42,1 °C (Wenn das verflüssigte Gas unter die Schmelztemperatur abkühlt, dann ist die Packung der Moleküle so schlecht, dass die Schmelztemperatur ausnahmsweise sogar noch tiefer liegt als bei Methan und Ethan). Der Verbrauch nimmt in Gebieten ohne Erdgasnetz rasant zu, da es gut verflüssigt und in Gasflaschen oder Tanks transportiert werden kann (Abb. 2.18).

Als Kältemittel hat verflüssigtes Propangas die Bezeichnung R-290. Es wird in Kühlgeräten und Wärmepumpen verwendet (Allein in Australien wird Propan schon in über 1.000.000 Auto-Klimaanlagen eingesetzt). Es hat ein niedriges Treibhaus-Potenzial, etwa das 3,3-fache der gleichen Menge CO₂. Propan ist auch Bestandteil des Treibgases in Sprühdosen (als Lebensmittelzusatzstoff E 944; in der Chemieindustrie wird es auch zur Produktion der Gase Ethen und Propen verwendet).

Propan verbrennt wie alle Kohlenwasserstoffe mit ausreichend Sauerstoff zu Kohlendioxid und Wasser:



Wenn nicht genügend Sauerstoff vorhanden ist, tritt eine unvollständige Verbrennung ein und es auch das giftige Kohlen(stoff)monoxid CO:



Das Molekül besteht vom Aufbau her aus einer dreiatomigen C-C-C-Kette, wobei alle weiteren Bindungen an den C-Atomen mit H-Atomen „abgesättigt“ sind. Im Propanmolekül ist also die Methylgruppe mit einer Ethylgruppe H₃C-CH₂- vereinigt:

Brennstoffe wie Methan, Ethan und tragen **Energie**: Sie können bei Verbrennung ihre chemische Energie in chemischen Reaktionen in Wärme, Licht, elektrischen Strom und mechanische Energie (Druck) umwandeln. Dieses Thema ist in der Chemie wichtig. **Kohlenwasserstoff-Verbindungen** sind aber nicht nur wichtige **Brennstoffe** (Beispiele: Erdgas, Propangas, Erdöl, Benzin), sondern auch **Roh- und Ausgangsstoffe** für fast alle im Alltag wichtigen **Chemieprodukte** (z.B. Kunststoffe, Kunstfasern, Lacke, Lösemittel, Farben usw.). Und alle Verbindungen, die sich von den Kohlenwasserstoffen ableiten, werden als „**organisch**“ bezeichnet. Fast alle chemischen Verbindungen, die man kennt, gehören zum Bereich der Organischen Chemie. Wichtige Energieträger neben Wasserstoffgas H₂ und Kohle bzw. Kohlenstoff C sind die Kohlenwasserstoffe, die zu Kohlendioxid und Wasserdampf verbrennen. Hierzu gehören neben Methangas CH₄, Ethan C₂H₆ und Propangas C₃H₈ z.B. auch Butangas C₄H₁₀ sowie Brennsprit C₂H₅OH (auch Ethanol oder Ethylalkohol genannt).

Energieträger wie Erdöl und Erdgas, die in der Natur zur Verfügung stehen, bezeichnet man als **Primär- oder Rohenergieträger**. Die meisten dieser Stoffe sind organischen Ursprungs – sie wurden einst von Mikroorganismen erzeugt. Es gibt sie in einer kaum überschaubaren Vielfalt an Molekülen. Diese natürlichen Energieträger werden industriell aufbereitet, um **Nutzenergie** (Wärme, Bewegung, Licht) zur Verfügung zu stellen.



Abb. 2.18: Propangasflasche, darüber das Molekülmodell und die Lewis-Formel dieses „Camping- und Feuerzeuggases“ (Bildquelle: Von Hustvedt - Eigenes Werk, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=5762442>)



Abb. 2.19: Rohölförderung in Ontario (Bildquelle: https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Oil_well3419.jpg, GNU-Lizenz)

Die Weiterverarbeitung dieser organischen Stoffe in wichtigen Zweigen der chemischen Industrie erfolgt in zahlreichen Arbeits- und Berufsfeldern. Man bemüht sich darum, alles auf die **Verwendung nachwachsender Rohstoffe** wie z.B. Pflanzenöle umzustellen, und schonend mit den knappen natürlichen Ressourcen umzugehen, indem man **Recycling** betreibt – also alte Wertstoffe wiederaufbereitet, um sie erneut verwenden zu können.

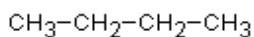
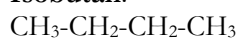
Zwei wichtige Grundsätze im Umgang mit Stoffen als Energieträgern sind zu beachten: Bei ihrer Verbrennung kann unter Umständen extrem viel Energie freigesetzt werden – sie sind daher als **Gefahrstoffe** zu betrachten (s. Abb. 2.20). Und, wie bereits erwähnt, bei jeder Verbrennung kohlenstoffhaltiger Verbindungen wird zwangsläufig das **Treibhausgas CO₂** freigesetzt. Das führt zur Verstärkung des Treibhauseffektes und zu einem verstärkten **Klimawandel**. Deshalb ist es für die Menschheit lebenswichtig, viele Vorgänge auf Energieträger wie klimaneutral produzierten **Wasserstoff** umzustellen, der durch Wasserzerlegung z.B. mit Hilfe von Strom aus Sonne, Wind und Gezeitenkraft produziert und über **Brennstoffzellen** genutzt wird



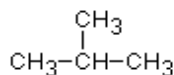
Abb. 2.20: Propangas-Explosion 2008 in Toronto (Abb. gemeinfrei)

2.4 Butane: Isomeren Zwillingmoleküle

Butangas C₄H₁₀ wird wie Propan als Campinggas in Gaskochern oder als Treibgas in Spraydosen eingesetzt. Im Unterschied zum Propangas C₃H₈ kann Butan jedoch zwei unterschiedliche Moleküle bilden, das unverzweigte **n-Butan** und das verzweigte **Isobutan**:



n-Butan



isobutan
2-methylpropan

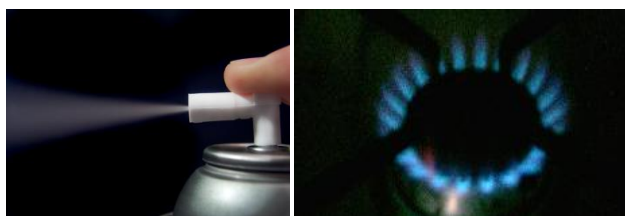
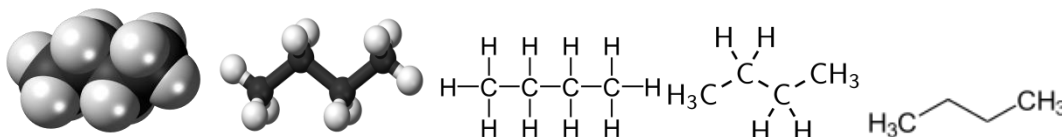
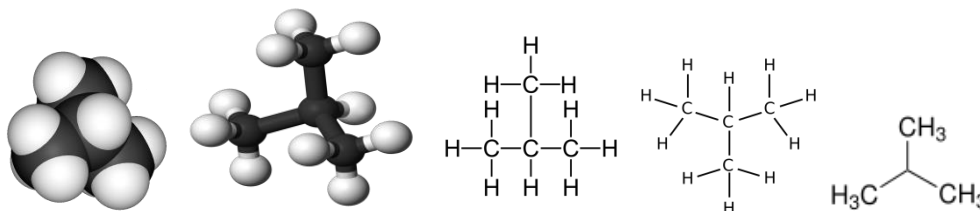


Abb. 2.21: Aerosol von Butan-Treibgas (links) und Butangasflamme (Bildquellen: Links: Von PiccoloNamek - Eigenes Werk, uploaded to the English wikipedia, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=864636>, rechts: gemeinfrei)

Das Molekül von n-Butan ist ein unverzweigter, gesättigter Kohlenwasserstoff, das n steht für „normal“:



Das Molekül von Isobutan ist ein verzweigter, gesättigter KW – ein Propanmolekül, in dem am mittleren C-Atom ein H-Atom durch eine Methylgruppe CH₃- ausgetauscht worden ist („Iso-“, steht für verzweigt):



Beide Butane sind farblose, brennbare, leicht zu verflüssigende Gase („Flüssiggase“), die sich kaum in Wasser lösen, aber gut in unpolaren Flüssigkeiten wie Erdöl und Waschbenzin.



Abb. 2.22: Butan als Feuerzeuggas (Bildquelle: Von Renate90 - Eigenes Werk, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=26872946>)

Beide Stoffe haben die gleiche Summenformel C_4H_{10} , aber die Struktur ihrer Moleküle ist unterschiedlich. Deshalb besitzen sie auch unterschiedliche Eigenschaften (vgl. Tabelle rechts). Es sind zwei verschiedene Stoffe.

Solche Stoffe nennt man **Isomere** – **Isomerie** ist der Fachbegriff für das Auftreten von Stoffen mit unterschiedlichen Molekülstrukturen und Stoffeigenschaften bei gleicher Summenformel.

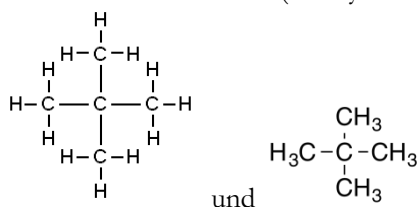
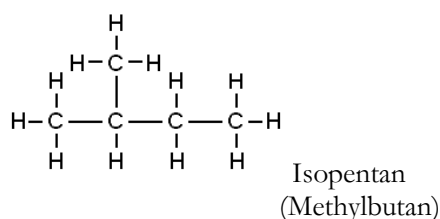
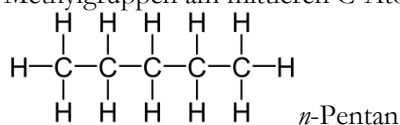
Tabelle: Eigenschaften der beiden Butan-Isomere		
Name	<i>n</i> -Butan	Isobutan
Strukturformel (vereinfacht als „Gerüstformel“ dargestellt)		
Summenformel	C_4H_{10}	
Molare Masse	$58,12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	
Schmelztemperatur	$-138,29 \text{ }^\circ\text{C}$	$-159,42 \text{ }^\circ\text{C}$
Siedetemperatur	$-0,50 \text{ }^\circ\text{C}$	$-11,7 \text{ }^\circ\text{C}$
Dampfdruck (bei $20 \text{ }^\circ\text{C}$)	2081 hPa	3019 hPa
Dichte (Gas, $0 \text{ }^\circ\text{C}$, 1013 mbar)	$2,71 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$	$2,70 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$
Dichte (Flüssigkeit am Siedepunkt)	$0,59 \text{ kg} \cdot \text{l}^{-1}$	$0,60 \text{ kg} \cdot \text{l}^{-1}$
Löslichkeit in Wasser bei $20 \text{ }^\circ\text{C}$	$61 \text{ mg} \cdot \text{l}^{-1}$	$49 \text{ mg} \cdot \text{l}^{-1}$

Wichtig zu merken ist also:

- Moleküle mit gleicher Summenformel aber anderen **Molekülstrukturen** (z.B. verzweigt) werden als **Isomere** bezeichnet (**Isomerie**: Gleiche Anzahl Atome im Molekül, aber andere Molekülstruktur).
- Je größer und je weniger verzweigt das Molekül, desto höher liegen Siede- und Schmelztemperatur sowie die Dichte des Stoffes, weil sich große Moleküle gegenseitig stärker anziehen als kleine („*van-der-Waals-Kräfte*“).

2.5 Pentane bis Octane: Ketten- und Ring-Moleküle (Cycloalkane)

Pentane sind KW mit der Summenformel C_5H_{12} (Der Name leitet sich von griech. "penta", fünf ab, das Molekül weist 5 Kohlenstoffatome auf. Auch alle größeren Alkanmoleküle werden nach griechischen Zahlwörtern benannt). Anders als bei den Butanen gibt es hier schon drei Isomere: das ***n*-Pentan** (unverzweigt), das **Isopentan** (verzweigt) und das **Neopentan** (doppelt verzweigt, mit zwei Methylgruppen am mittleren C-Atom eines Propanmoleküls):

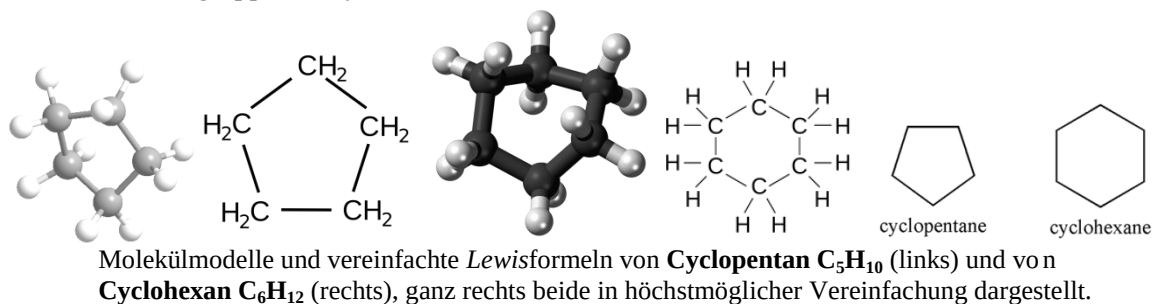


Neopentan (Dimethylpropan)

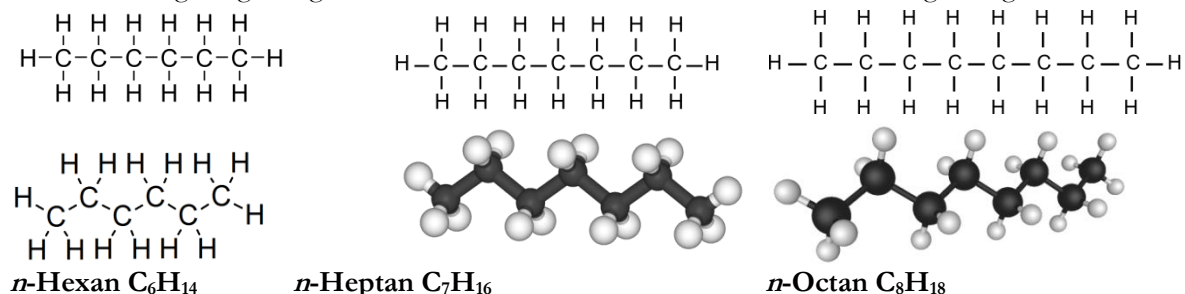
Name	<i>n</i> -Pentan	Isopentan	Neopentan
Name auch:	„Pentan“	2-Methylbutan	2,2-Dimethylpropan
Summenformel	C_5H_{12}		
Molare Masse	$72,15 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$		
Kurzbeschreibung	farblose Flüssigkeiten		farbloses Gas
Schmelzpunkt	$-130 \text{ }^\circ\text{C}$	$-160 \text{ }^\circ\text{C}$	$-16,6 \text{ }^\circ\text{C}$
Siedepunkt	$36 \text{ }^\circ\text{C}$	$28 \text{ }^\circ\text{C}$	$9,5 \text{ }^\circ\text{C}$
Dichte	$0,63 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$	$0,62 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$	$0,6135 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$
Löslichkeit in H_2O	$39 \text{ mg} \cdot \text{l}^{-1}$	$50 \text{ mg} \cdot \text{l}^{-1}$	$33 \text{ mg} \cdot \text{l}^{-1}$
Flammpunkt	$-49 \text{ }^\circ\text{C}$	$-57 \text{ }^\circ\text{C}$	$< -7 \text{ }^\circ\text{C}$

n-Pentan und Isopentan sind niedrig siedende Flüssigkeiten, die bei Raumtemperatur noch flüssig sind, auf warmer Haut jedoch siedend. Erst weit unter $-100 \text{ }^\circ\text{C}$ werden sie fest. Neopentan hat durch seine beiden Verzweigungen ein noch kompakteres, kleineres Molekül. Deshalb hat kleinere *van-der-Waals-Kräfte* und einen noch niedrigeren Siedepunkt, ist also sogar bei Raumtemperatur schon gasförmig. Sein Schmelzpunkt ist jedoch im Vergleich zu den zwei Isomeren viel höher. Wegen seiner Schmelztemperatur von $-16,6 \text{ }^\circ\text{C}$ wäre Neopentan in einer Tiefkühltruhe fest.

Weitere gesättigte Kohlenwasserstoffe sind die mit sechs, sieben und acht C-Atomen im Molekül. Die C-C-Kette ist hier so lang, dass – wie auch schon beim Pentan – nun auch **ringförmige Moleküle** gebildet werden können, wenn an den beiden Enden der Kette je ein H-Atom entfernt wird, so dass diese aneinandergeknüpft werden können. Dabei entstehen **ringförmige gesättigte Kohlenwasserstoffe**. Zu beachten ist: Diese ringförmigen Moleküle sind keine Isomere der *n*-Alkane oder Isoalkane mehr, da ihre Moleküle jeweils zwei H-Atome weniger aufweisen als die geradkettigen und verzweigten Alkane! Man nennt diese Stoffgruppe die **Cycloalkane**:



Die unverzweigten, gesättigten Kohlenwasserstoffe mit 6, 7 und 8 C-Atomen tragen folgende Namen:



2.6 Benzin und Paraffin: Die „höheren“ Kohlenwasserstoffe

Die Anzahl der C-Atome in einem Kohlenwasserstoff kann auch über acht betragen, ja sogar in die Tausende gehen.

Paraffin (von lat. *parum affinis*, wenig verwandt, wenig reaktionsfähig) ist ein Gemisch aus gesättigten KW mit der allgemeinen Summenformel **C_nH_{2n+2}** mit *n* > 12. Paraffin ist brennbar, geruch- und geschmacklos, leichtflüssig, ölig oder wachsartig, ungiftig und elektrisch isolierend, wasserabstoßend, mit geschmolzenen Fetten und Wachsen zusammenschmelzbar und gegenüber vielen Chemikalien reaktionsträge (Abb. 2.23). Es ist beständig gegen aggressive Chemikalien wie z.B. Schwefelsäure, Brom und kalte Salpetersäure. In Reinform ist es weiß durchscheinend.

Paraffin wird aus **Erdöl** gewonnen. Die Eigenschaften des Stoffgemisches Petroleum sind von der jeweiligen Zusammensetzung des Gemisches abhängig. Petroleum ist wenig flüchtig und schwer entzündlich (Flammpunkt zwischen 55 und 74 °C), die Dämpfe sind wesentlich schwerer als Luft und können mit ihr explosionsfähige Gemische bilden. Die „Petroleumfraktion“ bei der Erdöldestillation liegt im Siedebereich zwischen Benzin und Dieselmotorkraftstoff von etwa 175 °C bis 325 °C. Im Englischen heißt Petroleum *paraffin*, auch: *paraffin oil*, und in den USA *kerosene*. Kerosin im Deutschen ist jedoch ausschließlich auf *leichtes* Petroleum beschränkt. Petroleum war der historische Ausdruck für Erdöl, das englische Wort *petroleum* bedeutet weiterhin Erdöl oder Rohöl, und in Großbritannien ist *petrol* der Name für Benzin.



Abb. 2.23: **Paraffin** ist so reaktionsträge, dass darin sogar hoch reaktive Stoffe wie Kalium aufbewahrt werden können (Eig. Foto). Zu diesem Zweck eignet sich auch **Petroleum** (von lat. „Steinöl“, Kurzform „Petrol“), ein ebenfalls flüssiges Stoffgemisch von Kohlenwasserstoffen. (Eig. Foto)

Paraffin wird aufgrund seiner Eigenschaften und Ungiftigkeit sehr vielfältig verwendet: Als Brennstoff, Versiegelung und Pflege sowie zur Konservierung. Als Brennstoff dient es z.B. in Öllampen, Kerzen, im Paraffin-Herd, als Grillanzünder, beim Feuerspucken und -jonglieren und zum Tränken von Strichhölzer-Holzen. Hoch gereinigte Paraffine unterschiedlicher Konsistenz (flüssige Öle bis feste Wachse) werden seit vielen Jahrzehnten in kosmetischen Mitteln wie Cremes, Lotionen und Lippenstiften eingesetzt. Sie haben filmbildende, schützende und hydrophobe Eigenschaften, fördern die Glanzbildung und geben Konsistenz. Paraffin dient als Grundstoff für Salben (z. B. in Form von Vaseline) und Cremes, für Kosmetik- und Medizinprodukte (z. B. in Lippenstiften) und als Kälteschutzcreme

Benzin ist z.B. ein Gemisch von etwa 150 verschiedenen KW mit Siedetemperaturen zwischen denen von Butan und Petroleum. Es wird aus veredelten Erdöl-Bestandteilen hergestellt und als Kraftstoff für Motoren eingesetzt (Mehr zu Erdöl und Erdölprodukten im folgenden Unterkapitel).

2.7 Staudingers These: Riesenmoleküle (Polymere)

Hermann Staudinger war ein deutscher Chemiker und Nobelpreisträger, der untersucht hatte, wie groß Moleküle werden können. Neben künstlich erzeugten Kunst- und Kohlenwasserstoffen wie Polyethylen und Polystyrol, deren Moleküle aus Abertausenden von Atomen bestehen, bilden auch Naturstoffe wie Katschuk, Stärke und Cellulose Riesenmoleküle aus Tausenden von Einzelbausteinen. *Staudinger* war es, der beweisen konnte, dass es solche **Riesenmoleküle** gibt (Sie werden auch **Makromoleküle** oder **Polymere** genannt).

Staudinger befasste sich auch mit Explosivstoffen. In einem Steinbruch bei Zürich unternahm er auch einen ebenso denkwürdigen wie erfolglosen Versuch zur Diamantherstellung: In einem Druckbehälter brachte er Tetrachlorkohlenstoff CCl_4 und metallisches Natrium zur Explosion, worüber er später schrieb, man habe den Knall bis Paris gehört. Seine Idee war, dass die Chloratome des CCl_4 sich mit dem Natrium zu Natriumchlorid verbinden würden: $\text{CCl}_4 + 4 \text{ Na} \rightarrow \text{C} + 4 \text{ NaCl}$. Der dabei freigesetzte Kohlenstoff unter dem Druck der Explosion eine Diamantstruktur annehmen könnte – ein inzwischen streng verbotenes Demonstrationsexperiment.

Im Jahr 1920 hatte *Staudinger* erstmals bekanntgegeben, er vermute, dass es riesig große Moleküle gibt, die aus über 100.000 Atomen bestehen könnten. Diese Moleküle müssten kettenförmig aus gleichen Einheiten aufgebaut sein. Die Vorstellung solcher Makromoleküle stieß damals auf erbitterten Widerstand unter den Chemikern und es gab heftige Auseinandersetzungen, z.B. auf seiner Abschiedsvorlesung 1926 in Zürich.

Seine Kollegen *Haber* und *Willstätter* drängten schließlich auf eine Klärung und beriefen eine Sondersitzung der Versammlung deutscher Naturforscher und Ärzte im Oktober 1926 in Düsseldorf ein. *Staudinger* konnte die rund 300 Zuhörer nicht überzeugen. Später jedoch konnte er beweisen, dass sich makromolekulare Stoffe zwar aus mehreren tausend Molekülbausteinen zusammensetzen, den Monomeren, und nicht nur Zusammenballungen (Aggregate oder Kolloide) sind. Denn bei Makromolekülen sind die Einzelmoleküle über Bindungen verknüpft und nicht nur zum Beispiel über die schwächeren *van-der-Waals*-Kräfte.

Tausende von Einzelmoleküle sind in diesen Polymeren über Bindungen verknüpft (Staudinger konnte dies 1927 nachweisen mit der Synthese des Kunststoffes „Polymethoxymethylen“ und der Bestimmung der Molekülmassen mehrerer Makromoleküle.

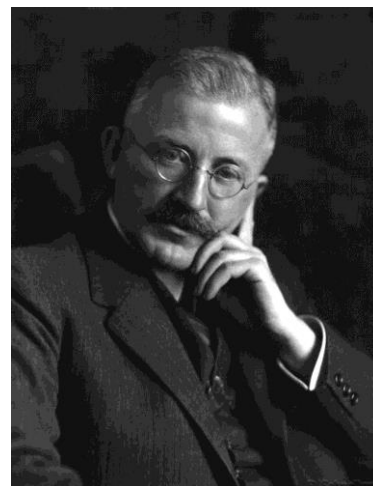


Abb. 2.24: *Hermann Staudinger* (1881-1965) (Bildquelle: Von Hermann_Staudinger_ETH-Bib_Portr_14419.jpg; Fr. Schmelhaus / ETH Zürich derivative work: Regi51 (talk) - Hermann_Staudinger_ETH-Bib_Portr_14419.jpg, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=15574519>)

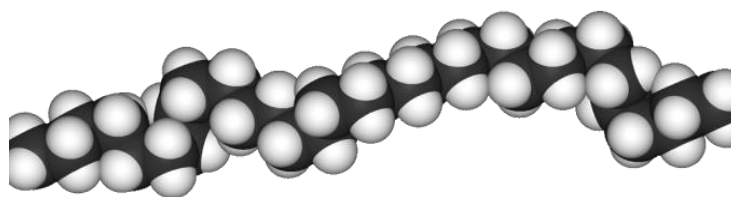


Abb. 2.25: Ausschnitt aus einem Polyethylenmolekül (Kalottenmodell, Abb. gemeinfrei)

Hinweis: Staudingers Beiträge zur Aufklärung der Struktur der Makromoleküle („Polymere“) Stärke und Cellulose, Kautschuk und Polystyrol brachten ihm 1952 das große Bundesverdienstkreuz ein, und 1953 den Chemienobelpreis. Inzwischen hatten sich einerseits die Kunststoff-Industrie aufgebaut und andererseits die „Analytische Chemie“ zur Aufklärung polymerer Molekülstrukturen. So wurden bereits Ende der 1930er Jahre Nylon und Perlon hergestellt, Polyethylen und Styropor, und ab 1945 gab es erste durch Carbonfasern verstärkte Kunstharze für Angelruten, Tennisschläger und Flugzeugteile. Polymere wurden in Plasten, Fasern und Filmen eingebaut. Die industrielle Eisenzeit ging zu Ende. Kunststoffe waren nun stärker gefragt als Stahl – das Zeitalter des „Plastiks“ hatte begonnen.

2.8 Lernhilfen, Lernzusammenfassung und Übungsaufgaben mit Lösungen zu Kap. 2

2.8.1 Merksätze zu Kap. 2

- Die Stoffe **Ethan, Propan, Butan, Pentan** und **Hexan** sind Kohlenwasserstoffe mit zwei bis sechs C-Atomen im Molekül. Sie alle sind flüssig, brennbar und unpolar.
- Kohlenstoffatome können miteinander Atombindungen eingehen, C-C-Bindungen aufbauen. Gesättigte Kohlenwasserstoffe weisen daher C-C-Ketten auf, wobei die anderen Bindungen der C-Atome mit je einem H-Atom „abgesättigt“ sind.
- Die KW-Moleküle sind tetraedrisch aufgebaut (Bindungswinkel der C-Atome mit je vier Bindungen). Sie können geradkettig, verzweigt und sogar ringförmig sein.
- Moleküle mit gleicher Summenformel aber anderen **Molekülstrukturen** (z.B. verzweigt) werden als **Isomere** bezeichnet (**Isomerie**: Gleiche Anzahl Atome im Molekül, aber andere Molekülstruktur).
- Je größer und je weniger verzweigt das Molekül, desto höher liegen Siede- und Schmelztemperatur sowie die Dichte des Stoffes, weil sich große Moleküle gegenseitig stärker anziehen als kleine („**van-der-Waals-Kräfte**“).
- Es gibt **Makromoleküle (Polymere)**, die aus über 100.000 Atomen bestehen. Diese Moleküle sind kettenförmig aus gleichen Einheiten aufgebaut (den Monomeren).

2.8.2 Üb(erleg)ungsaufgaben zu Kap. 2

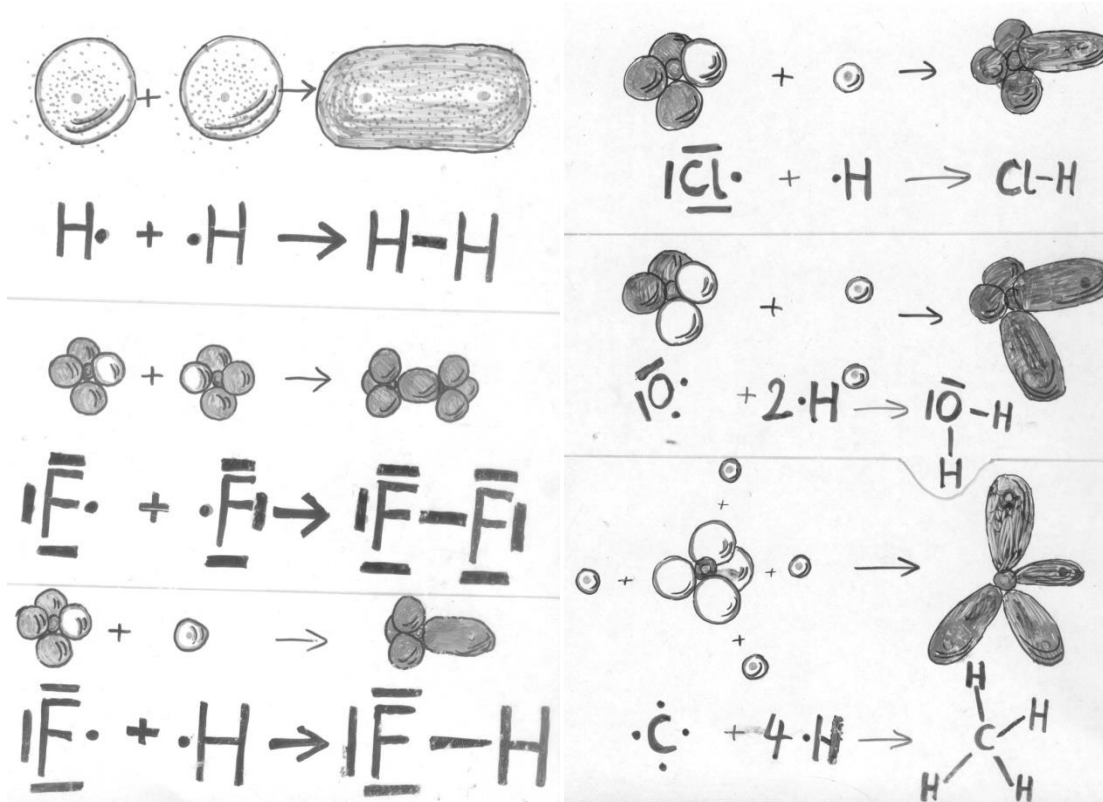
- 1) Erkläre die Fachbegriffe Synthese, Legierung und Ion.
- 2) Skizziere das Siliziumatom im Kugelwolkenmodell.
- 3) Skizziere und erkläre die Elektronenpaarbindung am Beispiel der Moleküle von Wasserstoffgas und Fluorwasserstoff(säure).
- 4) Beschreibe den Aufbau eines Methanmoleküls.
- 5) a) Was ist Elektronegativität und wo im Periodensystem ist sie am höchsten?
b) Erkläre den Begriff Extraktion am Beispiel von Iod, Wasser und Hexan.
- 6) Beschreibe, was polare und unpolare Lösemittel sind und erkläre die Begriffe hydrophil und hydrophob (z.B. am Beispiel von Iod, Wasser und Hexan, Aufgabe 5).
- 7) Warum ist ein Wassermolekül gewinkelt und polar?
- 8) Was besagt die „Oktettregel“?
- 9) a) Wie kann aus Methanmolekülen ein Ethanmolekül entstehen?
Erstelle die Reaktionsgleichungen für die Verbrennung folgender Alkane:
b) Propan, c) Pentan, d) Octan.
- 10) Zeichne und benenne die Isomere von Pentan. Wie sind die Moleküle aufgebaut?

2.8.3 Lösungen der Aufgaben zu Kap. 2

Die Lösungen zu den Aufgaben Nr. 1 bis 10 findest du im Text und den Abbildungen auf folgenden Seiten dieses Buches:

- 1) S. 18 oben
- 2) Abb. 2.3, S.19
- 3) S. 19f oder gl. unten
- 4) S. 21+23
- 5+6) S. 21+22
- 7) S. 22+24
- 8) S. 24 unten
- 9) a) S. 26f (Bestrahlung mit UV-Licht),
b) S. 28,
c) $\text{C}_5\text{H}_{12} + 8 \text{O}_2 \rightarrow 5 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$,
d) Statt $\text{C}_8\text{H}_{18} + 12,5 \text{O}_2 \rightarrow 8 \text{CO}_2 + 9 \text{H}_2\text{O}$ besser als verdoppelt:
 $2 \text{C}_8\text{H}_{18} + 25 \text{O}_2 \rightarrow 16 \text{CO}_2 + 18 \text{H}_2\text{O}$
- 10) S. 29f + 33

Zu Nr.3 und 4:

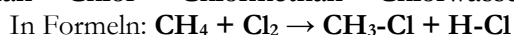


Kapitel 3: Kohlenwasserstoffe und weitere homologen Reihen

3.1 Die Stoffgruppe der Alkane

3.1.1 Alkane – eine homologe Reihe

Bei den Kohlenwasserstoff-Molekülen KW (Abb. 3.1) gibt es unzählige Isomere und verschiedene Untergruppen. Das liegt daran, dass in diesen Molekülen C-C-Bindungen entstehen und ganze Atomgruppen ausgetauscht werden können, denn im Methanmolekül CH_4 gibt es eine Besonderheit: Jedes der vier H-Atome im Methanmolekül kann durch Kohlenstoff- oder andere Atome ausgetauscht werden. In der C-H-Atombindung ist der Bindungspartner am Kohlenstoff z.B. gegen ein Chlor- oder ein weiteres Kohlenstoff-Atom austauschbar. Deshalb reagiert zum Beispiel ein Gemisch aus Methan und Chlorgas bei Zündung explosionsartig zu Chlormethan und Chlorwasserstoffgas:



Im **Chlormethan** CH_3Cl ist eines der vier H-Atome durch ein Chloratom ausgetauscht worden (Diesen Austausch nennt man **Substitution**). Solche Substitutionsprodukte haben also allgemein die Formel CH_3R (das neu hinzugekommene Atom wird als „Rest“ R dargestellt).

Auch ein weiteres Kohlenstoffatom kann im Methanmolekül an die Stelle R eines H-Atoms treten. Das geschieht, wenn z.B. ein weiteres Methanmolekül CH_4 ebenfalls ein H-Atom „abgibt“ (zum Beispiel bei Bestrahlung mit ultraviolettem Licht, s.o. Kap. 2.2):

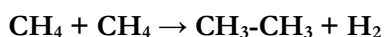


Die beiden abgetrennten Wasserstoffatome bilden ein Wasserstoffgas-Molekül H_2 : $\text{H}\cdot + \cdot\text{H} \rightarrow \text{H}-\text{H}$ (auch: H_2)

Die beiden Methylreste vom Methanmolekül bilden dann ein Teilchen **Ethan**:



Im Methanmolekül tritt an die Stelle des vierten, abgespaltenen H-Atoms also nicht irgendein Rest R, sondern nochmals ein Methylrest $\cdot\text{CH}_3$, so dass das Gas **Ethan** entsteht – eine Verbindung des Kohlenstoffatoms zu einem weiteren Kohlenstoffatom (C-C-Bindung). Aus zwei Teilchen Methangas werden dann insgesamt also ein Teilchen Ethan und ein Wasserstoffmolekül H_2 :



Das Ethanmolekül kann wieder ein H-Atom abspalten, um eine neue **C-C-Bindung** auszubilden (zu einer weiteren CH_3 -Gruppe) – und so weiter. So entstehen immer längere C-C-C-C-Ketten. Längerkettige, stabile Verbindungen mit C-C-Gerüsten gibt es deshalb in einer kaum überschaubaren Vielfalt.

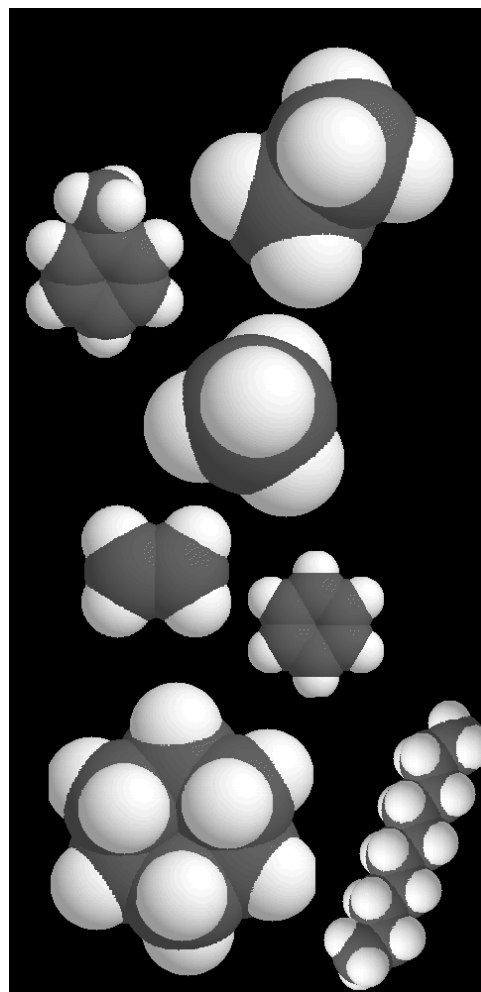


Abb. 3.1: Klotzenmodelle einiger Kohlenwasserstoffe in unterschiedlicher Vergrößerung. Von oben nach unten: Ethan, Toluol, Methan, Ethen, Benzol, Cyclohexan und Decan (Abb. gemeinfrei)

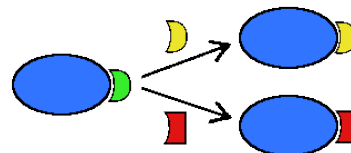


Abb. 3.2: Prinzip einer Austauschreaktion („Substitution“): Ein Molekül gibt ein Atom oder eine kleine Atomgruppe ab und ersetzt es/sie durch ein(e) andere(s) Atom(gruppe) (als „Substituent“ bezeichnet (Abb. gemeinfrei).

Durch die Bildung von C-C-Bindungen wird Methan CH_4 dadurch die **Ausgangsverbindung einiger Millionen Kohlenstoff-Wasserstoff-Verbindungen**, der **Kohlenwasserstoffe C_xH_y** (es kann ja, wie gesagt, nicht nur eines, sondern jedes der vier H-Atome im Methan CH_4 durch ein weiteres C-Atom eines Methanmoleküls ersetzt werden (durch einen **Methylrest $-\text{CH}_3$**), und das sogar mehrfach und ohne dass das Molekül instabil wird.

Ein mögliches Ergebnis ist dann z. B. das Tetradekan, einen Kohlenwasserstoff mit vierzig C-Atomen pro Molekül. Dieses Molekül hätte die Formel $\text{C}[\text{C}(\text{C}_4\text{H}_9)_3]_4$ bzw. als Summe: $\text{C}_{40}\text{H}_{81}$. Tetradekan schmilzt bei etwa 80 bis 84 °C. Es kommt hierin jedoch eher in weniger verzweigten Ketten vor (Isomere). Solche langkettigen Kohlenwasserstoff-Moleküle sind ein natürlicher Bestandteil im **Paraffin** (Kerzenwachs) oder auch im **Asphalt** (Bitumen, Straßenbelag). Abb. 3.3 zeigt die Strukturformel langkettiger Paraffine wie Tetradekan, wobei n die Anzahl der C-Atome in der C-C-Kette ist, abzüglich der beiden C-Atome in den endständigen $-\text{CH}_3$ -Gruppen.

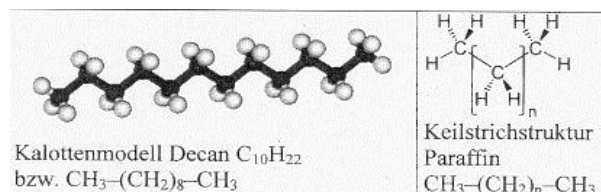
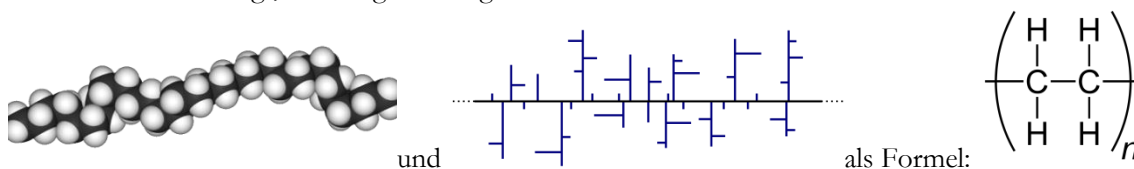


Abb. 3.3: Strukturformel langkettiger Paraffine

Kohlenstoff-Wasserstoffverbindungen (wie Methan, Ethan und Tetradekan) mit der allgemeinen Summenformel $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ bezeichnet man als **Alkane** oder als **gesättigte Kohlenwasserstoffe**. Stabile Alkane gibt es in fast unüberschaubarer Vielfalt. Die wichtigsten unverzweigten Alkane sind:

Name	Summenformel	M (g/mol)	Fp.(°C)	Kp.(°C)	D (flüssig) (g/cm ³)	Löslichkeit in Wasser
Methan	CH_4	16,043	-182,5	-161,5	0,42	0,035 L/kg = 0,021 g/kg
Ethan	C_2H_6	30,07	-183,3	-88,7	0,54	0,049 L/kg
Propan	C_3H_8	44,096	-187,7	-42	0,58	kaum noch löslich
n-Butan	C_4H_{10}	58,123	-138,3	-0,5	0,60	In Wasser unlöslich
n-Pentan	C_5H_{12}	72,15	-129,7	+ 36	0,626	In Wasser unlöslich
n-Hexan	C_6H_{14}	86,18	- 95,6	+ 69	0,6593	In Wasser unlöslich
n-Octan	C_8H_{18}	114,2	-56,8	+125	0,7028	In Wasser unlöslich

Industriell wichtig sind Kunststoffe wie **Polyethylen (PE)**. Hierin sind Riesenmoleküle, in denen sogar Tausende von C-Atomen miteinander verbunden sind. Es entstehen fast endlose C-C-C-C-Ketten. Auch sie können unverzweigt, verzweigt und sogar vernetzt sein. Sie weisen daher Strukturen auf wie:



Wichtig zu wissen ist hier:

- Insgesamt haben diese Stoffe die allgemeinen Summenformel $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$. Man bezeichnet sie als **Alkane** oder als **gesättigte Kohlenwasserstoffe**, denn alle Bindungen der C-Atome sind mit H-Atomen „abgesättigt“ – es sei denn, es sind C.-C-Bindungen.
- Jeder Stoff in dieser Stoffgruppe unterscheidet sich vom nächstkleineren Molekül durch eine $-\text{CH}_2-$ Gruppe, denn diese unverzweigten KW bestehen ja aus C-C-Ketten. Stoffgruppen, deren Mitglieder sich nur um jeweils ein **Kettenglied $-\text{CH}_2-$** unterscheiden nennt man „**homologe Reihen**“.
- Alkane mit gleicher Summenformel aber anderen **Molekülstrukturen** (z.B. verzweigt) werden als **Isomere** bezeichnet (**Isomerie**: Gleiche Anzahl Atome im Molekül, aber andere Molekülstruktur).

3.1.2 Die fraktionierte Destillation von Erdöl

Die Alkane werden hauptsächlich aus Erdöl gewonnen. **Erdöl** ist ein klares bis schwarzes, grün fluoreszierendes, zähflüssiges Gemisch mit Dichten von 0,65 bis 1,02 g/mL. Es ist bis zu zwei Milliarden Jahre alt und entstand aus Meeres-Plankton und Faulschlamm. Erdöl ist ein Stoffgemisch, das **rund 500 unterschiedliche Kohlenwasserstoffe** enthält. Diese haben wie die Alkane sehr ähnliche Siedetemperaturen. Stoffe unterschiedlicher Siedetemperaturen trennt man mit Hilfe der **Destillation**. Wenn die Siedetemperaturen nahe beieinander liegen (wie bei den Alkanen im Erdöl), dann wird eine **fraktionierte Destillation** durchgeführt – wie z.B. bei den Gasen der Luft in einer Luftzerlegungsanlage. Hierbei werden Stoffgemische aufgetrennt in einzelne Gemische mit bestimmten Siedebereichen. Diese werden **Fraktionen** genannt.

Das Rohöl wird dazu gereinigt, entschwefelt, in Röhrenöfen verdampft und dann in große **Destillationskolonnen** mit so genannten **Glockenböden** geleitet (Abb. 3.4+5). In der Kolonne fällt die Temperatur, je höher sich das Gemisch befindet. Von unten steigen die verdampften Bestandteile des Erdöls von unten auf, während sich die in den „Glocken“ wieder kondensierten Bestandteile auf Glockenböden sammeln und nach unten tropfen, um dort erneut zu verdampfen (Gegenstromprinzip, Abb. 3.5). In den verschiedenen Bereichen der Destillationskolonne werden die Flüssigkeiten verschiedener Siedebereiche von den Glockenböden abgezapft (**Fraktionen**). Die Fraktionen oben haben die niedrigsten Siedebereiche. Beim Erdöl sind es die Fraktionen Flüssiggase, Leichtbenzin, Petroleum, Diesel, Schwer- und Schmieröle (siehe Abb. rechts): Ganz unten (ca. 400°C) werden z. B. Schmieröle und Bitumen entfernt, Schweröle bei ca. 360°C, Diesel und Heizöl bei 300°C, Kerosine bei ca. 200°C, Leichtbenzin bei 150°C und ganz oben die kleinste Kohlenwasserstoff-Moleküle abgetrennt – Gase wie Methan und Ethan.

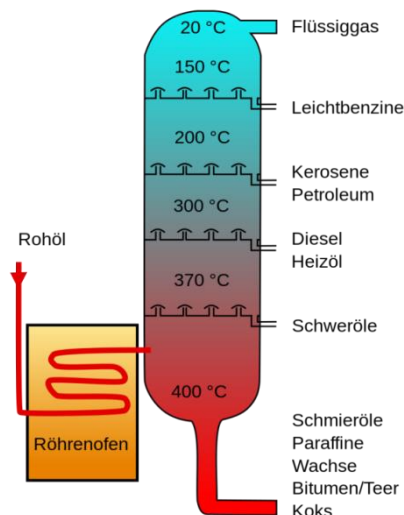


Abb. 3.4: Destillationskolonne zur Erdöl-Aufbereitung, Schema

(Bildquelle: Crude Oil Distillation-fr.svg; Image originale: Psarianos, Theresa knott ; imagevectorielle: Rogilbert, derivative work: Leyo, über: https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Crude_Oil_Distillation-de.svg, Lizenz: Creative Commons Attribution-Share Alike 3.0 Unported)

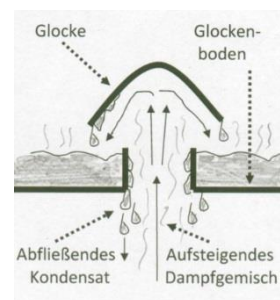


Abb. 3.5 Glocke (Eig. Bild)

Der Bedarf an Kohlenwasserstoffen mit kleineren Molekülen ist größer. Deshalb werden langkettige Alkane (Schweröle) einem Verfahren unterzogen, das man „Cracken“ nennt. Hierbei werden die langen Kohlenwasserstoffketten in kleine Bruchstücke aufgespalten. Diese sind oft „ungesättigt“, enthalten daher weniger Wasserstoffatome als Alkanmoleküle.

Abb. 3.6: Eine Anlage zur Erdöldestillation (Hier: die Rohöldestillationsanlage II im PCK Schwedt) (Bildquelle: Von Bundesarchiv, Bild 183-P1210-0302 / Müller / CC-BY-SA 3.0, CC BY-SA 3.0 de, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=5435982>)

3.1.3 Van-der-Waals-Kräfte und Alkan-Eigenschaften im Vergleich

Je größer das Molekül, desto höher liegen Siede- und Schmelztemperatur sowie die Dichte des Stoffes, denn große Moleküle ziehen sich gegenseitig stärker an als kleine. Zwischen neutralen KW-Molekülen wirken diese Anziehungskräfte, die **van-der-Waals-Kräfte**, weil die Moleküle **momentane Dipole** aufweisen können. Diese können dann benachbarte Moleküle polarisieren und über **Dipol-Dipol-Kräfte** anziehen. Folge: Die Schmelz- und Siedetemperaturen von Substanzen mit größeren Molekülen liegen höher als die von molekularen Verbindungen kleinerer Molekülgröße (Beispiel: Die Siedetemperatur von Ethan liegt höher als die von Methan, vgl. auch Tabelle S.36).

Moleküle mit **permanenten Dipolen** ziehen sich noch stärker an. Deshalb liegen die Schmelz- und Siedetemperaturen von Substanzen mit gleichgroßen Molekülen mit Dipolen höher als die von unpolaren Verbindungen gleicher Molekülgröße. (Beispiel: Die Siedetemperatur von Methan CH_4 liegt bei gleicher Molekülmasse tiefer als die von Ammoniak NH_3).

Verbindungen, die – anders als die Alkane – polar gebundenen Wasserstoff enthalten, bilden mit Elektronenpaaren stark elektronegativer Atome weiterer Moleküle zusätzlich **Wasserstoffbrücken** aus (Abb. 3.7 rechts). **Wasser** hat deshalb im Vergleich zu anderen Stoffen gleicher Molekülgröße wie z.B. Methan und Ammoniak noch höhere Schmelz- und Siedetemperaturen, und als Feststoff (Eis) eine kleinere Dichte als flüssiges Wasser. Diese typischen Stoffeigenschaften des Wassers kann man mit Hilfe des Dipol-Charakters der Wassermoleküle und der zusätzlichen Ausbildung von Wasserstoffbrücken zwischen den Molekülen erläutern: Die Moleküle ziehen sich gegenseitig an und bilden **Wasserstoffbrückenbindungen WBB** untereinander aus. Bei den zwischen-molekularen Wechselwirkungen sind Wasserstoffbrückenbindungen WBB noch stärker als die Dipol-Dipol-Wechselwirkung und die *van-der-Waals-Kräfte* zwischen Alkanen:

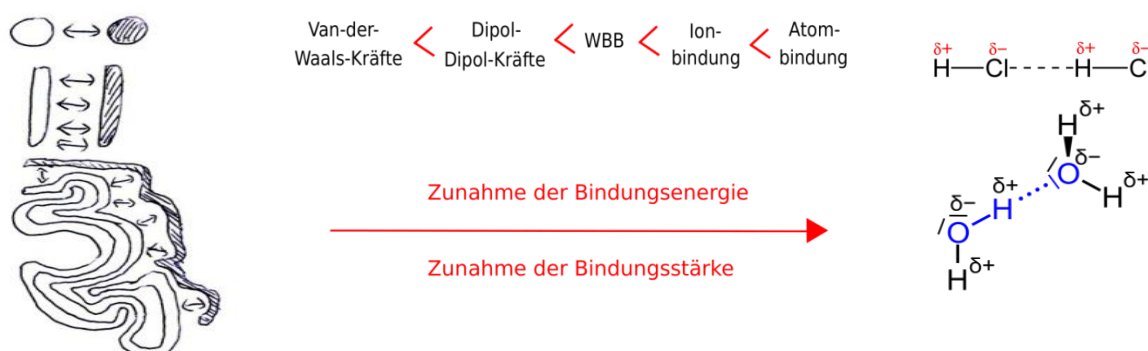


Abb. 3.7: Zwischenmolekulare Anziehungskräfte (links) und Bindungskräfte (rechts) im Vergleich. Ganz links die Skizze zeigt an, dass zwischen großen, langen Molekülen (und besonders zwischen Polymeren) viel stärkere *van-der-Waals-Kräfte* wirken als zwischen kleinen, kugelförmigen Teilchen. (eig. Werk, Formeln rechts gemeinfrei)

Hinweis: Eine Wasserstoffbrückenbindung tritt nur auf, wenn X eine höhere EN hat als Wasserstoff ist, das H also polar gebunden ist. Die Wechselwirkung des Wasserstoffatoms mit Y wird verstärkt, wenn |Y ebenfalls eine hohe EN hat. Wasserstoffbrückenbindungen werden oft in der Form $\text{R}^1-\text{X}-\text{H} \cdots |\text{Y}-\text{R}^2$ als gepunktete Linie dargestellt. Als elektronegative Atome haben Stickstoff N, Sauerstoff O, Chlor Cl und Fluor F besondere Bedeutung, da sie die höchsten EN-Werte aufweisen.

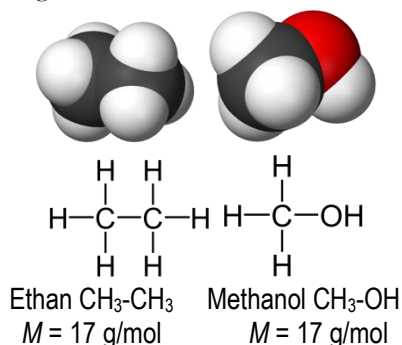
Die Stärke einer Wasserstoffbrückenbindung zwischen Molekülen liegt in der Regel deutlich unter denen einer Atombindung und der ionischen Bindung. Sie führen zu einem – im Verhältnis zur Molmasse – hohen Schmelz- und Siedepunkt der Verbindung.

Wasserstoffbrücken zwischen den Molekülen wirken wie zusätzliche Anziehungskräfte zwischen ihnen. Dadurch liegen z.B. die Siedetemperaturen von Wasser, Flusssäure und Ammoniak viel höher als es von der Größe der Moleküle her zu erwarten wäre.

Das Gleiche stellt man fest, wenn man die Moleküle z.B. von **Ethan** C_2H_6 und von **Methanol** CH_3OH vergleicht. Methanol ist eine vom Methan abgeleitete Verbindung. Im Methanolkemol ist jedoch eines der vier H-Atome ausgetauscht worden durch eine Atomgruppe $-\text{OH}$ aus dem Wassermolekül H_2O .

Doch weil im Methanol CH_3OH die Atomgruppen $-\text{OH}$ der Alkohole vorkommen (ähnlich wie im Wasser H_2O bzw. $\text{H}-\text{OH}$), können auch hier Wasserstoffbrücken gebildet werden. Deshalb liegt die Siedetemperatur der Alkohole mit ihren Wasserstoffbrückenbindungen viel höher als die der Alkane (Abb. 3.8: Die Alkohole bilden ebenso wie die Alkane eine homologe Reihe. Sie beginnt mit Methanol CH_3OH , Ethanol $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$ bzw. C_2H_5 und Propanol $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$ bzw. $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$).

Ethan und Methanol (Methylalkohol) haben fast gleichschwere und gleichgroße Moleküle:



Trotzdem liegt die Siedetemperatur von Methanol rund 160°C höher (vgl. Abb. 3.8). Ähnlich ist es bei Propan und Ethan: Auch hier ist Propan $\text{C}_2\text{H}_5\text{-CH}_3$ weitaus flüchtiger als der Alkohol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

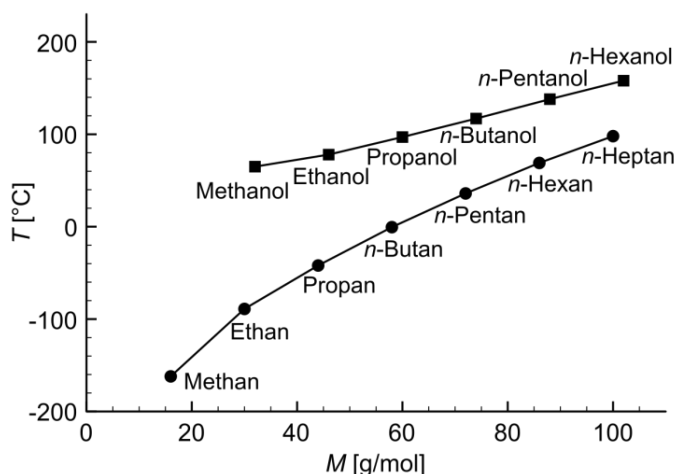
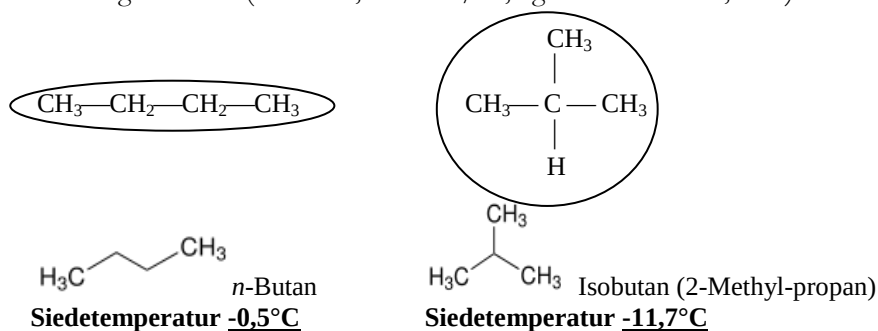


Abb. 3.8: Siedetemperaturen von Kohlenwasserstoffen und Alkoholen im Vergleich zur Molaren Masse M . Sie steigen mit zunehmender MolekülgröÙer an und liegen zudem bei polaren Verbindungen mit Wasserstoffbrücken (Alkohole) höher als bei unpolaren Stoffen wie den KW (Abb. gemeinfrei)

Ein Vergleich der Siedetemperaturen bei Isomeren zeigt, dass es drei GröÙen gibt, die die Siedetemperaturen und auch andere Stoffeigenschaften beeinflussen:

- Die Masse und GröÙe der Moleküle (z.B. Methan im Vergleich zu Hexan),
- Die Polarität der Moleküle (z.B. Methanol im Vergleich zu Ethan, s.o.)
- Die Form der Moleküle (z.B. *n*-Butan im Vergleich zu Isobutan, s.u.):

Zwischen langgezogenen Molekülen wirken nämlich stärkere Anziehungskräfte als zwischen annähernd kugelförmigen Teilchen – auch Spaghetti kleben deshalb ja eher aneinander als Reiskörner. So ist es z.B. bei den Butan-Isomeren, der unverzweigten Kette $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$ (Normal- oder einfach *n*-Butan) und der verzweigten Kette (Isobutan, s.o. S.29/30, vgl. auch Abb. 3.7, S.38):



3.1.4 Unzählige Isomere, unzählige Stoffeigenschaften

Je mehr C-Atome sich im Molekül einer gesättigten Kohlenwasserstoff-Verbindung befinden, desto mehr **strukturelle Möglichkeiten** gibt es insgesamt:

- Butan C_4H_{10} existiert in Form von zwei Isomeren (s.o.).
- Pentan C_5H_{12} weist neben der unverzweigten Kettenstruktur (*n*-Pentan) bereits zwei weitere mögliche Konstitutionen auf: eine Verzweigung am zweiten C-Atom (Iso-Pentan) und zwei Verzweigungen am zweiten C-Atom (Neo-Pentan, s.o. Kap. 2.5)
- Heptan gibt es schon in 9 bzw. 11 Isomeren.

Und jedes Isomer hat andere Stoffeigenschaften. Über eine Veränderung am Molekülaufbau kann auch die Eigenschaften eines Stoffes gezielt steuern. Möglichkeiten dazu gibt es umso mehr, je größer das KW-Molekül ist. Die folgende Tabelle zeigt, wie stark die Anzahl der Möglichkeiten mit der Anzahl der C-Atome stark ansteigt. Bei Alkanen mit 167 C-Atomen $C_{167}H_{336}$ liegt sie bereits oberhalb der Zahl der Teilchen im sichtbaren Universum.

Tabelle: Anzahl möglicher isomerer Verbindungen bei Alkanen C_nH_{2n+2}

Name	Summenformel	$M / g \cdot mol^{-1}$	$\vartheta_m / ^\circ C$	$\vartheta_b / ^\circ C$	Anzahl Isomere*
Methan	CH_4	16,043	-182,5	-161,5	1
Ethan	C_2H_6	30,07	-183,3	-88,7	1
Propan	C_3H_8	44,096	-187,7	-42	1
n-Butan ($n = \text{normal, unverzweigt}$)	C_4H_{10}	58,123	-138,3	-0,5	2
Methylpropan, Isobutan (verzweigt)	C_4H_{10}	58,123	-159	-12	2
n-Pentan	C_5H_{12}	72,15	-129,7	+36	3
2-Methyl-butan, ein Isopentan	C_5H_{12}	72,15	-160	+28	3
2,2-Dimethyl-propan, Neopentan	C_5H_{12}	72,15	-17	+9,5	3
n-Hexan	C_6H_{14}	86,18	-95,6	+69	5
2-Methyl-pentan, ein Isohexan	C_6H_{14}	86,18	-154	+60	5
2,2-Dimethyl-butan, ein Isohexan	C_6H_{14}	86,18	-100	+50	5
2,3-Dimethyl-butan, ein Isohexan	C_6H_{14}	86,18	-128	+58	5
n-Heptan	C_7H_{16}	100,21	-90,6	+98	9 (11)
n-Octan	C_8H_{18}	114,2	-56,8	+125	18 (24)
2,5-Dimethyl-hexan, ein Isooctan	C_8H_{18}	114	<-80	109	18 (24)
n-Nonan	C_9H_{20}	128	-53,5	+151	35 (55)
n-Decan	$C_{10}H_{22}$	142	-29,7	+174	75 (136)
n-Pentadekan	$C_{15}H_{32}$	212	ca.+16?	ca.280	4347
n-Icosan (früher: Eicosan)	$C_{20}H_{42}$	282	+36,4	343,8	366319
n-Triacontan	$C_{30}H_{62}$	422	65,8	449,7	≈ 4111800000
n-Tetracontan	$C_{40}H_{82}$	562	72,6	Zers.	$62,5 \cdot 10^{12}$

* Sogenannte Konstitutionsisomere (Anzahl möglicher Konfigurationsisomere in Klammern, ab Heptan C_7H_{16} mögliche Stereoisomere wurden nicht mitberücksichtigt – so sind z. B. Enantiomere sind möglich ab $(CH_3)HC^*(C_2H_5)(C_3H_7)$)

Isomere unterscheiden sich voneinander nicht nur durch die **Anordnung ihrer Bindungen** im Molekül (wie *n*- und Isobutan), sie können sich trotz gleicher Bindungsmuster auch einfach nur durch unterschiedliche **räumliche Anordnung** der Atome oder Atomgruppen im Molekül unterscheiden. Hierzu ein Beispiel:

Ein **Heptanmolekül** C_7H_{16} weist sieben C-Atome auf. Diese können so angeordnet werden, dass an einem C-Atom **vier verschiedene Reste** sitzen, denn das Heptanisomer 3-Methyl-hexan, Formel $(CH_3)HC^*(C_2H_5)(C_3H_7)$, weist bei * ein C-Atom auf, das vier verschiedene Reste trägt: Ein H-Atom, eine Methylgruppe $-CH_3$, eine Ethylgruppe $-C_2H_5$ und eine Propylgruppe $-C_3H_7$:

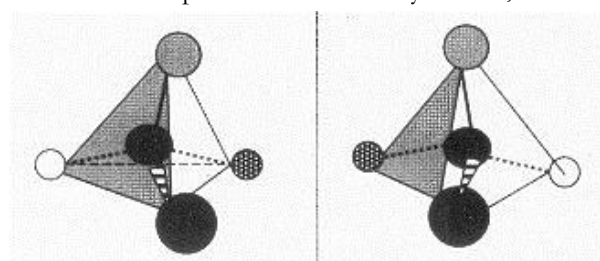
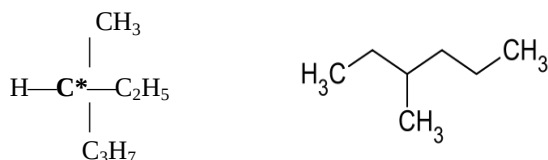


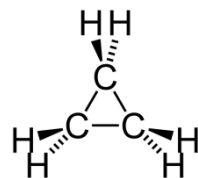
Abb. 3.9: Spiegelbild-Isomere, auch Enantiomere genannt (Eig. Werk)

Hier existieren zwei zueinander spiegelbildliche Isomere (Abb. 3.9). Solche **Spiegelbild-Isomere** werden auch **Enantiomere** genannt.

Hinweis: Das nennt man **Chiralität**. Enantiomeren-Paare sind spiegelbildlich gebaute Isomere. Ihre optisch aktiven C-Atome werden als Stereo- oder Chiralitätszentren bezeichnet und in Formel oft mit einem Sternchen * markiert. Chirale Verbindungen sind in der Biochemie von großer Bedeutung. Sie kommen in Kohlenhydraten und Proteinen vor (die oben genannten „linksdrehende Aminosäuren“ im Joghurt), aber auch in anderen Naturstoffen wie den Seitenketten des Blattgrüns Chlorophyll oder im Vitamin E (Tocopherol).

Eine Verbindung $C^*(ABCD)$ mit einem C^* -Atom, das vier verschiedene Atomgruppen (Reste, Substituenten A bis D) aufweist, ist „optisch aktiv“: Es kann Lichtstrahlen beeinflussen. Solche Stoffe sind z.B. die „linksdrehenden Aminosäuren“ im Joghurt. Sie existieren in zwei zueinander spiegelbildlichen Strukturen (Abb. 3.10).

Zusätzlich zu den Isomeren mit unverzweigten und verzweigten Ketten sind noch weitere alternative Strukturen möglich: An den jeweiligen Kettenenden der n -Alkane können endständige H-Atome abgespalten werden, um die Kettenenden miteinander zu verknüpfen. Das ergibt



Cyclopropan C_3H_6

ringförmige Moleküle. Aus Propan C_3H_8 wird so Cyclopropan, aus Pentan Cyclopentan C_5H_{10} (Siedetemperatur $\vartheta_b = +50^\circ C$, Dichte $\rho = 0,7450 \text{ g/mL}$), aus Hexan Cyclohexan C_6H_{12} ($\vartheta_b = +80$, $\rho = 0,7786 \text{ g/mL}$), aus einem verzweigten Alkan wie Methyl-Hexan ein Methyl-Cyclohexan C_7H_{14} ($\vartheta_b = +101^\circ C$, $\rho = 0,7694 \text{ g/mL}$) usw.

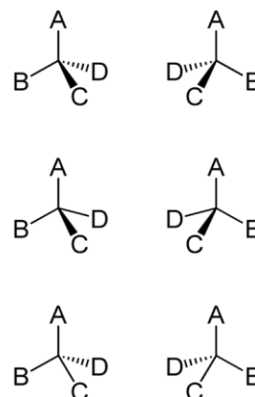


Abb. 3.10:
Enantiomerenpaare

3.1.5 Benennungsregeln für die Vielfalt

Bei einer so großen Vielfalt an Kohlenwasserstoffen ist es wichtig, Isomere unterscheiden und genau benennen zu können. Die IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry*) legt diese Regeln international fest. Ihre Regeln zur Benennung verzweigter Alkane sind:

- 1) Die Stamm-Namen der Alkane (längste Kette im Molekül) erhalten systematisch die Bezeichnung –**an**, vom Pentan an mit vorangestellten Zahlsilben.
- 2) Verzweigte Kohlenwasserstoffe erhalten zusätzlich Bezeichnungen der Seitenketten vorangestellt. Diese Kohlenwasserstoffreste erhalten die Endung –**yl**, der Benzolring C_6H_5 –**phenyl**.
- 3) Ringförmige Kohlenwasserstoffe erhalten die Vorsilbe **Cyclo-** (Aromatische KW ausgenommen).
- 4) Vor die Bezeichnung der längsten KW-Kette werden die Namen der Seitenketten (abzweigende Alkylgruppen) in alphabetischer Reihenfolge gestellt und mit Positionsziffern so durchnummeriert, dass diese möglichst kleine Beträge erhalten.

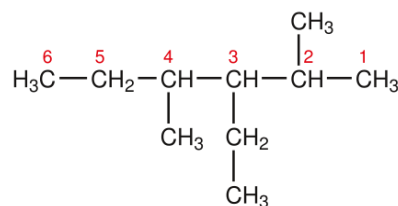
Bei stark verzweigten Alkanen gibt es folgende, zusätzliche Nomenklaturregeln:

- Die Kohlenstoffatome der längsten durchgehenden Kohlenstoffkette werden so durchnummeriert, dass tertiäre bzw. quartäre C-Atome (gebunden an drei bzw. vier weitere C-Atome) jeweils eine möglichst niedrige Zahl erhalten. Dies ist der Fall, wenn die Summe aller dieser Zahlen am niedrigsten ist. Entsprechend dieser längsten Kette erhält das KW-Molekül dann den Stammmamen.
- Bezeichnungen der Seitenketten werden ebenfalls entsprechend ihrer Länge gebildet, alphabetisch aufsteigend sortiert und dem Stammmamen des Alkans vorangestellt.
- Bei mehreren Seitenketten werden den Alkyl-Gruppenamen die Nummern, durch Bindestriche von diesen getrennt, der Kohlenstoffatome, an denen sie abzweigen, vorangestellt.
- Wenn mehrere Alkylgruppen gleichen Namens von der Hauptgruppe abzweigen, dann werden ihnen die Anzahl dieser abzweigenden, gleichartigen Alkylgruppen als griechische Zahlsilben vorangestellt (mono, di, tri, tetra, penta usw.; diese Zahlsilben werden bei der alphabetischen Sortierung nicht berücksichtigt).
- Wenn es mehrere abzweigende Alkylgruppen mit gleichem Namen gibt, dann werden die Positionsziffern mit aufsteigendem Wert durch Kommata getrennt notiert.

Hierzu ein Beispiel: Dekan ist ein KW mit 10 C-Atomen.

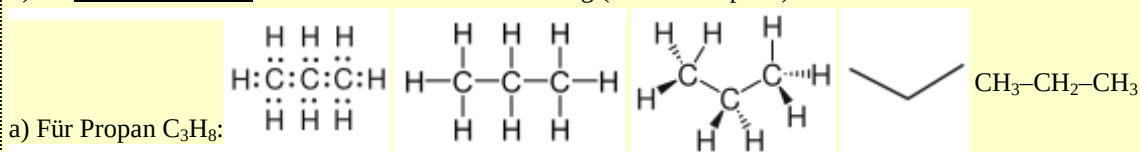
Ein **Dekanisomer** $C_{10}H_{22}$ mit der Halbstrukturformel $(CH_3)_2CH(C_2H_5)-CH(CH_3)-C_2H_5$ hat die rechts abgebildete Struktur. Seine korrekte Bezeichnung nach IUPAC ist:

3-Ethyl-2,4-dimethylhexan.

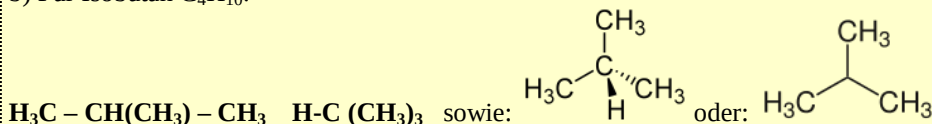


Hinweise und Beispiele zur Benennung von Kohlenwasserstoffen:

1) Zu Strukturformeln in unterschiedlicher Darstellung (Formelbeispiele):

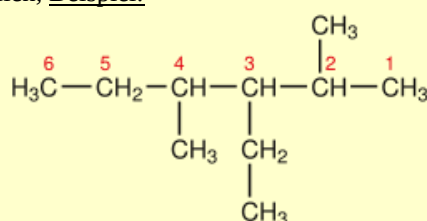


b) Für Isobutan C_4H_{10} :



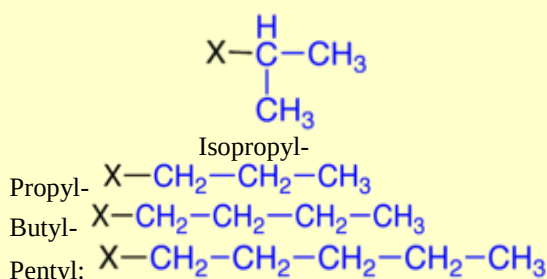
2) Benennung:

Zunächst längste Kette nummerieren und benennen, dann Seitenketten benennen und Positionsziffern voranstellen, Beispiel:



Name: 2,4-Dimethyl-3-ethyl-hexan

Seitenketten (Beispiele):



3.2 Mit Austauschgruppen: „Substituierte“ Kohlenwasserstoffe

3.2.1 Halogenalkane

Wenn, wie S. 35 erklärt, in Alkanen H-Atome nicht gegen andere Kohlenwasserstoff-Atomgruppen, sondern gegen **Halogenatome** F, Cl, Br oder I ausgetauscht werden, dann ergeben sich homologe Reihen für **Halogenalkane**. Bei den *n*-Alkanen mit Chlor wären das Chlormethan CH_3Cl , Chlorethan C_2H_5Cl , Chlorpropan C_3H_7Cl und so weiter. Da die ausgetauschten Atome und Atomgruppen „**Substituenten**“ heißen, nennt man diese Kohlenwasserstoffe die „**substituierten**“ **Kohlenwasserstoffe** –z.B. die Chloralkane, Bromalkane usw. (Die Halogenalkane werden in den folgenden Kapiteln vorgestellt).

3.2.2 Alkohole

Statt eines Halogenatoms kann sich auch eine **Atomgruppe –OH** in einem Kohlenwasserstoff befinden. Das ergibt die **Alkohole**, auch **Alkanole** genannt. Diese homologe Reihe beginnt mit **Methanol CH_3OH** und **Ethanol C_2H_5OH** (Vgl. S.38 und Tabelle unten).

3.2.3 Carbonsäuren

Essig enthält immer etwas **Essigsäure CH_3COOH** . Substituierte Kohlenwasserstoffe, die deren Atomgruppe **–COOH** enthalten, werden als **Carbonsäuren** oder **Alkansäuren** bezeichnet. Ihre homologe Reihe beginnt mit der Ameisensäure (chemischer Name: **Methansäure $HCOOH$**) und der Essigsäure (**Ethansäure CH_3COOH**):

Homologe Reihe	Allgemeine Formel	Beispiele(Erster Stoff der homologen Reihe in Fettdruck)
Alkane	C_nH_{2n+2}	Methan CH_4 bzw. CH_3-H , Ethan C_2H_6 , Propan C_3H_8 , ...
Chloralkane	$C_nH_{2n+1}Cl$	Chlormethan CH_3Cl , Chlorethan C_2H_5Cl , ...
Alkanole	$C_nH_{2n+1}OH$	Methanol CH_3OH , Ethanol C_2H_5OH , Propanol C_3H_7OH
Alkansäuren (auch: Carbonsäuren)	$C_nH_{2n+1}COOH$ (auch: $R-COOH$ mit $R = -H, -CH_3$ usw.)	Ameisensäure (Methansäure $HCOOH$), Essigsäure (Ethansäure CH_3COOH), Propionsäure (Propansäure C_2H_5COOH), ...

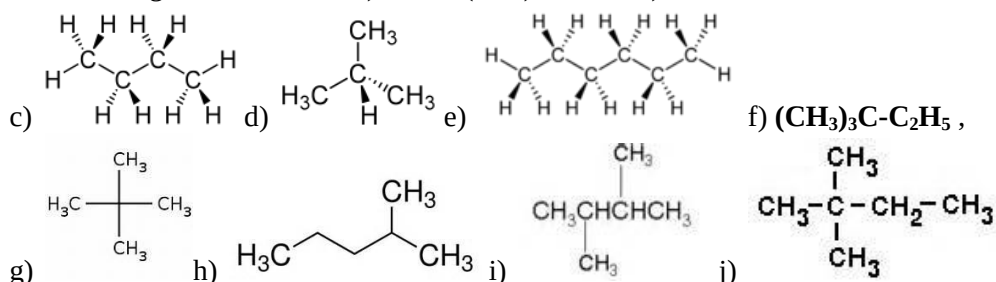
3.3 Lernzusammenfassung und Übungsaufgaben mit Lösungen zu Kap. 3

3.3.1 Merksätze zu Kap. 3

- Alle gesättigten Kohlenwasserstoffe (**Alkane**) sind farblos und brennbar.
- Ihre allgemeine Formel ist C_nH_{2n+2} (Methan: $n = 1$, Ethan: $n = 2$ usw.)
- Je größer das Molekül, desto höher liegen Siede- und Schmelztemperatur sowie die Dichte des Kohlenwasserstoffes (Grund: **van-der-Waals-Kräfte** zwischen den Molekülen).
- Alkane reagieren mit Halogenen zu Halogenalkanen und Halogenwasserstoffen, sind **unpolar** und daher auch nicht wasserlöslich (hydrophob). Ihre Moleküle sind gradkettig oder verzweigt (**Isomere, Isomerie**)
- Sie kommen z.B. in Erdgas und Erdöl vor. Die Unterschiede in den Siedetemperaturen lassen sich nutzen, um Alkangemische durch Destillation in Fraktionen aufzutrennen (**Fraktionierte Destillation von Erdöl**).
- **Homologe Reihen** sind Stoffgruppen, deren Mitglieder sich um jeweils ein **-CH₂-Gruppe** unterscheiden. Homologe Reihen sind z.B. die **Alkane R-H** und die **Chloralkane R-Cl**, aber auch die **Alkohole R-OH** und **Carbonsäuren R-COOH** (In diesen Formeln ist R der jeweilige Kohlenwasserstoffrest wie Methyl CH₃-, Ethyl C₂H₅-, Propyl C₃H₇- usw.)

3.3.2 Üb(er)legungsaufgaben zu Kap. 3

1) Benennen Sie folgende Moleküle: a) CH₃ – (CH₂)₂ – CH₃, b) C₂H₅ – C₂H₅,



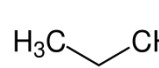
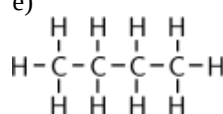
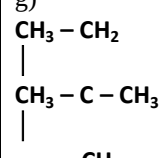
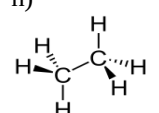
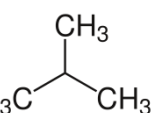
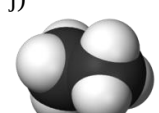
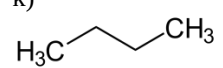
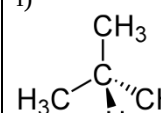
2) Zeichnen Sie die Strukturformel folgender Alkane:

a) *n*-Butan, b) *iso*-Butan (2-Methylpropan), c) 3-Methylpropan,
d) 2-Methylpropan, e) 2,3-Dimethylhexan, f) 2,2,3,4-Tetramethylheptan.

3) Statt Wiederholungsfragen zu den Merksätzen hier weitere Knobelaufgaben mit Strukturformeln:

3.1) Gib die Struktur- und die Summenformel von 2-Methyl-Butan an.

3.2) Benenne folgende Alkane:

a) CH ₃ – CH ₃	b) C ₂ H ₆	c) C ₃ H ₈	d) 	e) 	f) CH ₃ – C ₂ H ₅
g) 	h)  (Keilstrichformel)	i)  (Skelettformel)	j)  (Kalottenmodell)	k)  (Keilstrichformel)	l) 

3.3) Welche der folgenden Verbindungen sind Isooctane?

a) 2,3,4-Trimethyl-hexan, b) 2,4-Dimethylhexan, c) 3-Ethyl-hexan,
d) 4-Ethyl-hexan, e) 4-Ethyl-heptan, f) 2,2-Dimethylpropan

3.4) Welche der folgenden Verbindungen ist in Waschbenzin löslich?

a) Kochsalz, b) Hexan, c) Wasser, d) Propan,
e) Benzol/Benzen, f) Paraffin (Wachs)

3.5) Zähle Namen und Strukturen aller möglichen Isomere von Butan, Pentan, Hexan und Heptan auf. Zeichne die Heptan-Strukturformeln in Zickzack- oder Keilstrich-Schreibweise.

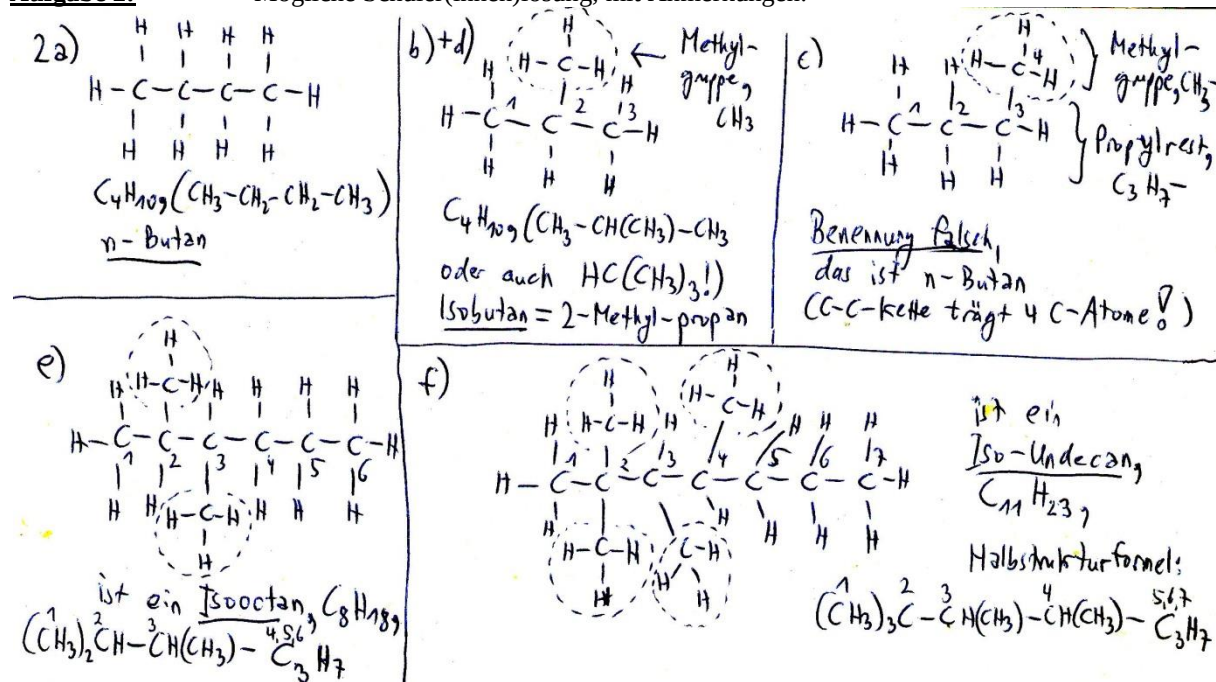
3.3.3 Lösungen der Aufgaben zu Kap. 3

Aufgabe 1:

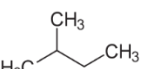
- a)+b)+c) n-Butan, d) 2-Methyl-propan (Isobutan), e) n-Hexan, f) 2,2-Dimethylbutan, g) 2,2-Dimethyl-propan (Neopentan), h) 2-Methyl-pentan, i) 2,3-Dimethyl-butan, j) 2,2-Dimethyl-butan.

Aufgabe 2:

Mögliche Schüler(innen)lösung, mit Anmerkungen:

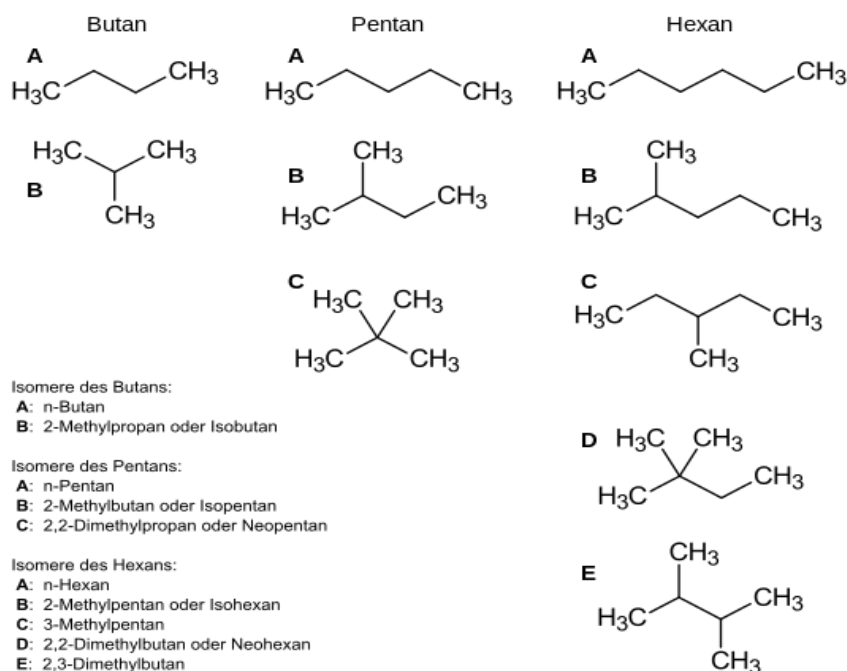


Teilaufgabe 3:

3.1) 2-Methyl-butan ist ein Isopentan, Gerüstformel: ,

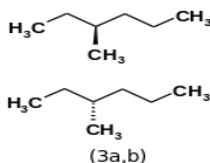
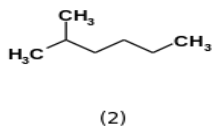
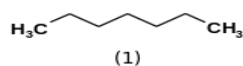
Halbsstrukturformel: $(CH_3)_2CH-CH_2-CH_3$ und Summenformel: C_5H_{12}

- 3.2) a), b), h) und j) Ethan, c) und d) und f) Propan, e) und k) n-Butan, g) 2,2-Dimethylbutan (ein Isohexan-Isomer), i) und l) Isobutan oder 2-Methylpropan (wie oben in a1),
 3.3) Richtig sind Lösungen b, c und d. 3.4) Richtig sind b, d, e und f.
 3.5) Die Butan-, Pentan- und Hexan-Isomere sind:

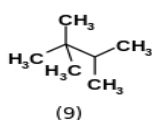
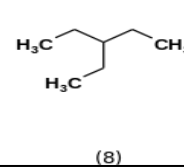
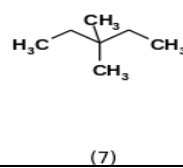
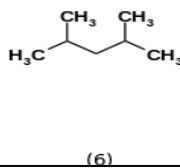
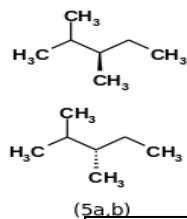
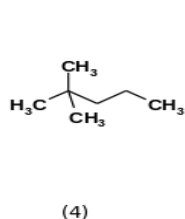


(Bildquelle: User Dschanz, public domain, unter:
https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Butane_Pentane_Hexane_isomers.svg.)

Heptan C₇H₁₆ weist die auf der folgende Seite angezeigten Isomere auf:



- | | |
|---------------------------|--|
| (1) n-Heptan | CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃ |
| (2) 2-Methyl-hexan | (CH ₃) ₂ CH-CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃ |
| (3) 3-Methyl-hexan | CH ₃ -CH ₂ -(CH ₃)CH-CH ₂ -CH ₂ -CH ₃ |
| (4) 2,2-Dimethyl-pentan | (CH ₃) ₃ C-CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃ |
| (5) 2,3-Dimethyl-pentan | (CH ₃) ₂ CH-(CH ₃)CH-CH ₂ -CH ₃ |
| (6) 2,4-Dimethyl-pentan | (CH ₃) ₂ CH-CH ₂ -CH(CH ₃) ₂ |
| (7) 3,3-Dimethyl-pentan | CH ₃ -CH ₂ -C(CH ₃) ₂ -CH ₂ -CH ₃ |
| (8) 3-Ethyl-pentan | CH ₃ -CH ₂ -C(CH ₂ CH ₃)-CH ₂ -CH ₃ |
| (9) 2,2,3-Trimethyl-butan | (CH ₃) ₃ C-CH(CH ₃)-CH ₃ |

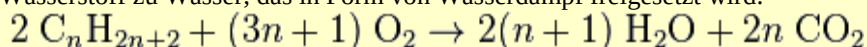


Es gibt also 9 Heptanisomere, wobei zwei weitere (Nr. 3 und 5) in zwei jeweils spiegelbildlichen Formen existieren: Die mit der aus der Papierebene herausragenden Methylgruppe (Keil) und die mit der unter die Papierebene ragende Methylgruppe (gestrichelt).

Zusätzliche Hinweise:

a) Verbrennung (Totaloxidation unter Zerstörung der Kohlenstoffkette)

Chemisch ist die Reaktion mit Sauerstoff eine Redoxreaktion, bei der die Alkane oxidiert und der Sauerstoff reduziert werden. Bei vollständiger Verbrennung reagiert der Kohlenstoff zu Kohlendioxid (Oxidationszahl +IV) und der Wasserstoff zu Wasser, das in Form von Wasserdampf freigesetzt wird:

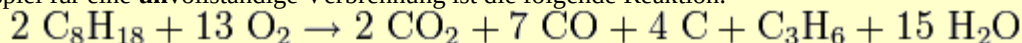


Ein n-Alkan reagiert mit Sauerstoff zu Wasser und Kohlendioxid.

Die totale Verbrennungsenergie steigt vergleichsweise regelmäßig mit zunehmender Anzahl der Kohlenstoffatome; jede CH₂-Gruppe steuert etwa 650 Kilojoule pro Mol bei. Aus der Tatsache, dass die Verbrennungsenergie verzweigter Alkane etwas niedriger ist als die unverzweigter, lässt sich auf eine höhere Stabilität ersterer Gruppe schließen.

b) Unvollständige Verbrennung: Werden Alkane nicht vollständig verbrannt, weil zu wenig Sauerstoff vorhanden ist, entstehen unerwünschte Nebenprodukte wie Alkene, Kohlenstoff und Kohlenstoffmonooxid und die Energieausbeute ist geringer; eine vollständige Verbrennung der Alkane ist daher wichtig.

Ein Beispiel für eine unvollständige Verbrennung ist die folgende Reaktion:



Octan reagiert mit Sauerstoff zu Kohlendioxid, Kohlenmonoxid, Kohlenstoff (Ruß), Propen und Wasser.

Schwarzer Rauch deutet bei der Benzinverbrennung daher auf ungenügende Sauerstoffzufuhr hin.

c) Crack-Reaktion: Bei der Erdölaufbereitung entstehen beim Zerbrennen langkettiger Alkane oder bei der H₂-Abspaltung von Alkanen „ungesättigte“ KW: Kohlenwasserstoffe. Sie enthalten weniger Wasserstoffatome pro Kohlenstoff als die gesättigten Kohlenwasserstoffe [Sie enthalten C=C-Doppelbindungen (Alkene) und C≡C-Dreifachbindungen (Alkine), mehr dazu im folgenden Kapitel].

d) Reaktionsmechanismen:

Bei KW sind folgende Arten von Reaktionen möglich: Abspaltungen (Eliminierung), Anlagerungen (Addition) und Austausch (Substitution) von Atomen und Atomgruppen.

Diese Mechanismen werden mit E, Ad und S abgekürzt. Beispiele:

E: CH₃-CH₃ → C₂H₄ + H₂ (Ethan als gesättigter KW wird zu Ethen C₂H₄, ungesättigt durch Abspaltung)

Ad: C₂H₄ + H₂ → C₂H₆ (Ungesättigter KW wird abgesättigt mit Wasserstoff)

Ad: C₂H₄ + Br₂ → C₂H₄Br₂ (Ungesättigter KW reagiert spontan unter Anlagerung)

S: CH₄ + Cl₂ → CH₃Cl + HCl (Gesättigter KW reagiert mit Chlorgas, Austausch von H-Atomen)

S: CH₃Cl + NaOH → CH₃OH + NaCl (Halogenalkane reagieren mit Laugen zu Alkoholen und Salzen).

Auch Redoxreaktionen sind möglich. Bei vollständiger Oxidation entstehen CO₂ und H₂O (Alkohole können unterschiedlich stark oxidiert werden. Bei milder Oxidation entstehen Aldehyde und Carbonsäuren - aus „primären Alkoholen“ - oder auch Ketone - aus „sekundären“ Alkoholen. Mehr dazu in Kap. 6).

Kapitel 4: Alkohole, Carbonsäuren und Ester – substituierte KW

4.1 Halogenalkane

Chlormethan CH_3Cl (auch: **Methylchlorid**) ist ein schwach süßlich riechendes, farbloses, gesundheitsschädliches und brennbares Gas, das bei der Verbrennung CO_2 -Gas, Wasserdampf und Chlorwasserstoff bzw. Salzsäuredämpfe freisetzt. Es wird hergestellt, indem ein Gemisch aus Methan und Chlorgas aus 400 bis 500°C erhitzt oder mit UV-Licht bestrahlt wird. Dabei wird das Chlormolekül in Atome zerlegt und das Methan reagiert mit dem Chlormolekül so, dass ein H-Atom gegen das Chloratom ausgetauscht wird (Vgl. oben S. 35+42):

$\text{Cl}_2 + \text{CH}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$, in Strukturformeln (vereinfacht) auch:

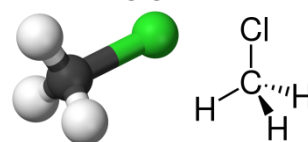
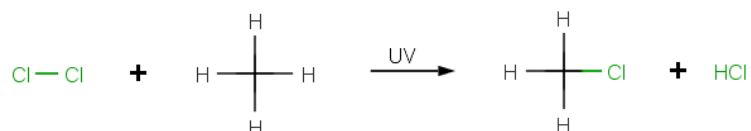
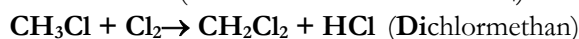


Abb. 4.1: Chlormethan, Molekülmodell und Lewis-Formel (gemeinfrei)

(Bildquelle: Von Gladissk - marvin sketch, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=19425428>)

Bei dieser Temperatur kann aber auch das Chlormethan wieder mit Chlor reagieren, so dass ein weiteres H-Atom gegen Chlor ausgetauscht wird. Auch das entstandene Dichlormethan CH_2Cl_2 reagiert weiter mit Chlor, es entstehen auch Trichlormethan CHCl_3 und Tetrachlormethan (Kohlenstofftetrachlorid CCl_4):



(Zahlsilben: **di** = 2, **tri** = 3, **tetra** = 4)

Die entstandenene Chlormethane können durch Destillation voneinander getrennt werden, denn je mehr Cl-Atome das Molekül enthält, desto höher liegt die Siedetemperatur. Die Flüssigkeit **Trichlormethan** CHCl_3 wird auch **Chloroform** genannt, sie ist stark betäubend (Abb. 4.3).



Abb. 4.3: Die betäubende Wirkung von Chloroform. Das zerbrochene Glas liegt auf dem Boden (Bild aus den 1840er Jahren) (gemeinfrei)

Das flüssige **Tetrachlormethan** CCl_4 (auch: Kohlenstofftetrachlorid) ist nicht brennbar, schädigt die Leber und die Niere und ist krebserregend (Als man das noch nicht wusste wurde es noch zum Ersticken von Bränden eingesetzt, Abb. 4.4). Es schadet zudem – wie andere Halogenalkane und ins Besondere die **Fluorchlorkohlenwasserstoffe FCKW** auch – der Ozonschicht.

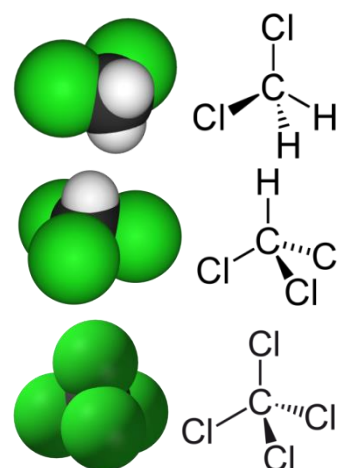


Abb. 4.2: Molekülmodelle und Lewis-Formeln von mehrfach chlorierten Methanen (gemeinfrei)



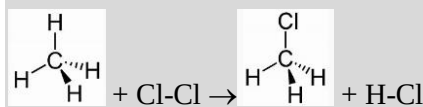
Abb.4.4: Historisches Plakat zum Einsatz von Tetrachlormethan als Feuerlöschmittel (Abb. gemeinfrei)

Wenn neben C- und H-Atomen in einem KW-Molekül auch andere Atome oder Atomgruppen vorkommen, dann gehören diese Stoffe zu Stoffgruppen der „**substituierten Kohlenwasserstoffe**“, also KW-Stoffgruppen, in deren Molekülen ein oder mehrere H-Atome ersetzt worden sind (von lat. *substituere*, austauschen). Ein **Substituent** ist ein Atom oder eine Gruppe von (Hetero-)Atomen in einem Kohlenwasserstoffmolekül, die hierin ein Wasserstoffatom ersetzt.

Beispiel: Wenn Methangas CH_4 mit Chlorgas Cl_2 reagiert, dann entsteht bei der Explosion aus einem Methangasmolekül ein Molekül, in dem ein H-Atom gegen ein Chloratom ausgetauscht wurde. Es entsteht Chlormethan $\text{CH}_3\text{-Cl}$. Des Weiteren bleibt Chlorwasserstoffgas HCl zurück:



Das gegen das H-Atom ausgetauschte -Cl ist der „Substituent“:



Auch unterschiedliche Substituenten sind möglich. Trichlorfluormethan CCl_3F , Struktur: z.B. ist ein Fluorchlorkohlenwasserstoff (FCKW) und wurde als Kältemittel R11 verwendet. Da es wie alle FCKW als Ozonschicht-zerstörend eingestuft wird (Abb. 4.5) und ein extrem hohes Treibhauspotenzial hat, wird es heute mehr und mehr durch umweltfreundlichere Stoffe ersetzt.

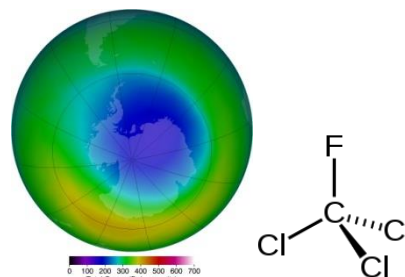


Abb. 4.5: NASA-Aufnahme des „Ozonloches“, verursacht durch FCKW. Rechts die Strukturformel von Trichlorfluormethan (Kältemittel R 11) (gemeinfrei)

Wichtig zu merken ist also:

- Wenn also in Alkanen H-Atome gegen Halogenatome ausgetauscht werden, dann entstehen Stoffe aus der **homologen Reihe der Halogenalkane**. Bei den *n*-Alkanen mit Chlor sind das Chlormethan CH_3Cl , Chlorethan $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$, Chlorpropan $\text{C}_3\text{H}_7\text{Cl}$ und so weiter.
- Da die ausgetauschten Atome und Atomgruppen „**Substituenten**“ heißen, nennt man diese Kohlenwasserstoffe die „**substituierten Kohlenwasserstoffe**“ – z.B. die Chloralkane, Bromalkane usw.
- Werden mehrere H-Atome ausgetauscht, z.B. gegen Chloratome, dann entstehen **mehrfach substituierte Kohlenwasserstoffe** (z.B. Dichloralkane, Trichloralkane).
- Kohlenwasserstoffe mit Chloratomen wie z.B. Chlormethan CH_3Cl oder Tetrachlorkohlenstoff CCl_4 nennt man **Chloralkane** bzw. auch **Chlorkohlenwasserstoffe** oder **CKW**.
- Auch unterschiedliche Substituenten in KW-Molekülen sind möglich, so z.B. Fluor- und Chloratome bei den **Fluorchlorkohlenwasserstoffen FCKW**.

4.2 Alkohole – die Alkanole

4.2.1 Ethanol

In Kohlenwasserstoffen wie Methan und Ethan können H-Atome nicht nur gegen Kohlenstoffatome ausgetauscht werden. Es gibt auch Kohlenwasserstoffe, in denen H-Atome durch OH-Gruppen ersetzt worden sind. Einen davon kennt jede(r):

Ethanol gehört zur Stoffgruppe der **Alkohole** (in der Chemie auch **Alkanole** genannt, von Alkan, mit der Endung -ol). Ethanol entsteht auch, wenn Bakterien Biomasse vergären, z.B. bei der Bier- und Weinherstellung. Stoffe wie Traubenzucker (Glucose, Formel: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, ein Kohlenhydrat) werden dabei zu Ethanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{-OH}$ und Kohlendioxid vergoren:

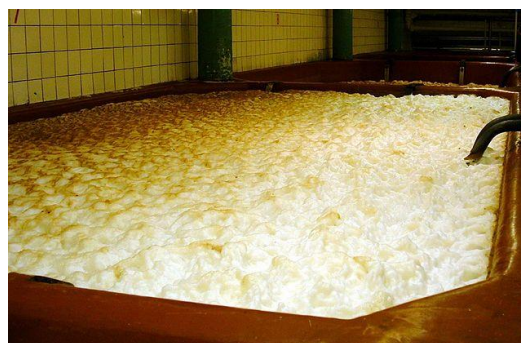


Abb. 4.6: Bierproduktion durch Gärung im offenen Gärbottich (Abb. Gemeinfrei)

Aus der gegorenen Masse wird das Ethanol (der „Trinkalkohol“ oder „Ethylalkohol“) durch Destillation abgetrennt (in der „Schnapsbrennerei“, Abb. 4.7).

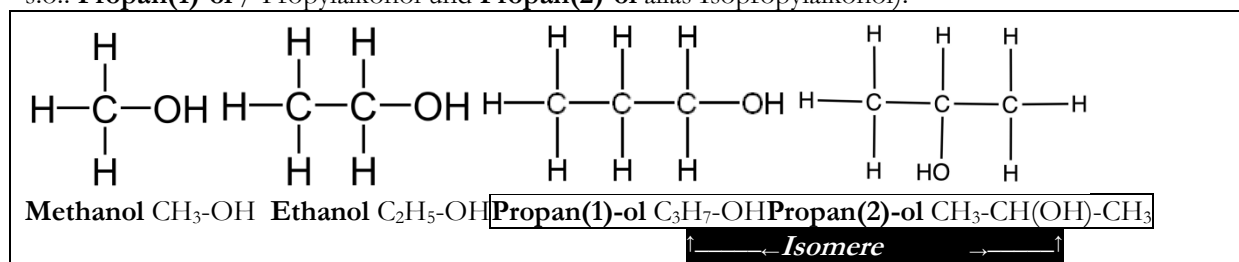
Ethanol wird als **Brennspiritus** verwendet, ist eine klare, brennbare Flüssigkeit von typischem Geruch und mit Wasser mischbar.

Bio-Alkohol (chemisch: Ethanol) wird durch Vergärung von Biomasse gewonnen und als Zusatz zu Treib- und Kraftstoffen oder zum Verheizen eingesetzt.

4.2.2 Methanol und Propanol

Unsauggemäßes Gären und Destillieren kann bewirken, dass alkoholische Destillate erhöhte Mengen an **Methanol** enthalten (auch: Methylalkohol, Formel: **CH₃OH**). Das kann zu einer Methanolvergiftung führen (Methanolwein-Skandal 1986).

Die Alkohole **Methanol** **CH₃OH** („Methylalkohol“) und **Ethanol** **C₂H₅OH** (Ethylalkohol) sind Stoffe aus der Gruppe der **Alkanole** (umgangssprachlich: **Alkohole**). Sie leiten sich von den beiden einfachsten Kohlenwasserstoffen Methan und Ethan ab. Das dritte Glied in der homologen Reihe der Alkanole ist Propanol (Propylalkohol). Es leitet sich vom Propangas C₃H₈ ab. Hier gibt es zwei verschiedene Molekülstrukturen, und deshalb existieren auch zwei verschiedene Propanole, die geringfügig unterschiedliche Siedetemperaturen aufweisen (zwei **Isomere**, s.o.: **Propan(1)-ol** / Propylalkohol und **Propan(2)-ol** alias Isopropylalkohol):



Alkohole enthalten die Atomgruppe **-OH** an Stelle eines H-Atoms (Beispiele: Methanol CH₃OH, Ethanol C₂H₅-OH, Propanol C₃H₇OH; es gibt auch weitere Stoffgruppen mit anderen Atomgruppen, z.B. - die **Alkan- oder Carbonsäuren** (Atomgruppe: -COOH, Beispiel: Essigsäure CH₃-COOH) und - die **Ester** (Atomgruppe: -COOR, z.B.: CH₃-COO-CH₃).

Die **Alkohole** (chemischer Name: Alkanole) leiten sich formal von den Alkanen ab, indem ein H-Atom gegen eine **Hydroxylgruppe -OH** ausgetauscht wird. Entsprechend der Reihe Methan CH₄, Ethan C₂H₆, Propan C₃H₈ usw. beginnt die homologe Reihe der Alkanole mit Methanol CH₃OH, Ethanol C₂H₅-OH, Propanol C₃H₇OH usw. Vom Propanol an sind Isomere möglich, also unterschiedliche Molekülstrukturen:



Abb. 4.7: Schnapsbrennanlage zur Destillation der gärenden Rohmasse (Brennanlage für Abfindungsbrennerei; Legende: 1 Brennbrase 2 Befeuerung 3 Rührwerk 4 Fenster und Thermometer 5 Öffnung 6 Helm 7 Geistrohr 8 Kolonne 9 Glockenböden 10 Überlauf 11 Dehlegmator 12 Kühler 13 Vorlage, Abb. gemeinfrei)

Darstellung	<i>n</i> -Propanol	Isopropanol
Molekülmodell		
Strukturformel	$\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} & \text{H} \\ & & \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{OH} \\ & & \\ \text{H} & \text{H} & \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} & \text{H} \\ & & \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ & & \\ \text{H} & \text{OH} & \text{H} \end{array}$
Halbstrukturformel	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$	$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array}$
Keilstrichformel		

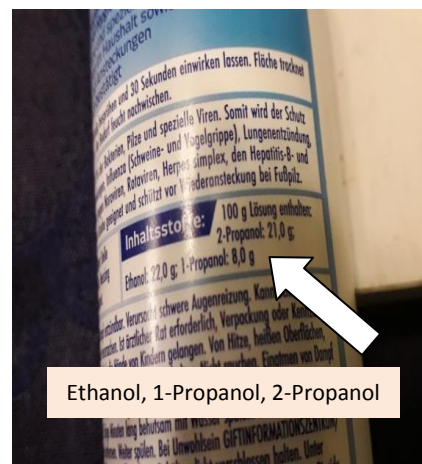


Abb. 4.8: Inhaltsstoff-Deklaration auf einem Desinfektionsmittel mit Angabe von Ethanol und 1-Propanol sowie 2-Propanol (Eig. Foto)

Die beiden Propanol-Isomere werden auch als **1-Propanol** und **2-Propanol** bezeichnet (Abb. 4.8), weil die OH-Gruppe im *n*-Propanol am ersten und im Isopropanol am zweiten C-Atom der C-C-C-Kette sitzt.

4.2.3 „Mehrwertige“ Alkohole

Es existieren auch Alkohole, in deren Molekülen mehrere OH-Gruppen an der C-C-Kette des KW-Moleküls sitzen. Dazu gehören z.B.:

- das Frostschutzmittel **Glykol** (Ethandiol, ein „zweiertiger“ Alkohol, d.h. mit zwei OH-Gruppen im Molekül / Alkandiol, von lat. *di* = zwei) und
- das ölig-zähflüssige Schmiermittel **Glyzerin** (Propantriol, ein „dreiwertiger“ Alkohol, *tri* = drei).

$\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} \\ & \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ & \\ \text{OH} & \text{OH} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} & \text{H} & \text{H} \\ & & \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ & & \\ \text{OH} & \text{OH} & \text{OH} \end{array}$
Ethandiol (auch: Glykol, Ethylenglykol)	Propantriol (Glyzerin)

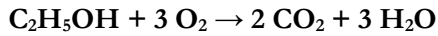
Die Tabelle rechts zeigt diese zwei Beispiele Glykol und Glyzerin als Molekülmodell und Formel. **(Ethylen-)Glycol** $\text{HO}-\text{C}_2\text{H}_4-\text{OH}$ ist bei Raumtemperatur eine farblose, viskose Flüssigkeit. Der Schmelzpunkt liegt bei -16°C . Bei Verwendung als Kühlflüssigkeit liegt für ein 50/50-Gemisch die Gefriertemperatur bei -40°C , es siedet bei 108°C . **Glyzerin** $\text{HO}-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_2\text{OH}$ (auch: Glycerin, 1,2,3-Propantriol) ist von süßem Geschmack. Es ist in allen natürlichen Fetten und fetten Ölen als Fett gebunden und trägt als Lebensmittelzusatzstoff das Kürzel E422 (z.B. für Datteln, Kaugummis und auch als Süßungsmittel sowie in verschiedenen Zahnpasten). Es dient der Dampferzeugung in E-Zigaretten. Wegen seiner wasserbindenden Eigenschaften ist Glycerin in Kosmetika als Feuchtigkeitsspender enthalten. Glyzerin kann hergestellt werden, indem man Fette mit Laugen aufkocht. Dabei entstehen Seifen und Glyzerin.

Alle „einwertigen“ **Alkohole** weisen den Molekül-Aufbau $\text{R}-\text{OH}$ auf (mit R- als Kohlenwasserstoff-Rest, abgeleitet von Methan, Ethan, Propan usw.). Methanol CH_3OH , Ethanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ und die Propanole $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ sind polare Verbindungen und daher beliebig mit Wasser mischbar. Butanol $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$ ist kaum noch in Wasser löslich, Hexanol $\text{C}_6\text{H}_{13}\text{OH}$ und noch längerkettige Alkanole sind unpolar und nicht mehr mit Wasser mischbar. Der unpolare Charakter nimmt also mit steigender Kettenlänge zu.

Mit steigender **Kettenlänge** erhöht sich auch die **Siedetemperatur** der Alkohole. Der Grund liegt in Kräften, die zwischen den Molekülen wirken: Ebenso wie bei den Alkanen auch sind die Anziehungskräfte zwischen größeren Molekülen größer als zwischen kleineren Molekülen.

4.2.4 Alkohol als Treibstoff

Weil Ethanol aus gärender Biomasse hergestellt werden kann, zählt „**Bioalkohol**“ zu den nachwachsenden Rohstoffen („**Regenerative Energieträger**“). Er wird ähnlich wie Rapsöl („Biodiesel“) als Brennstoff und zur Energiegewinnung eingesetzt. Die Verbrennung solcher Biokraftstoffe erzeugt jedoch, wie bei den Kohlenwasserstoffen auch, neben Wasserdampf das Treibhausgas Kohlendioxid:



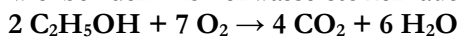
Zudem beansprucht ihre Herstellung wertvolles Ackerland, das eigentlich zur Nahrungsmittelproduktion gebraucht würde oder zum Erhalt der natürlichen Artenvielfalt (Biodiversität) mit Lebensraum für möglichst viele, verschiedene Pflanzen- und Tierarten).

Nikolaus A. Otto, der Erfinder des *Ottomotors*, nutzte in den 1860er Jahren „**Spiritus**“ (Kartoffelsprit, Äthylalkohol) als klopffesten Kraftstoff in den Prototypen seines Verbrennungsmotors. Im ersten Weltkrieg wurde dieser Kraftstoff als „Motoren-Spiritus“ für hohe Leistungsanforderungen wie Jagdflugzeuge verwendet und noch heute setzt man Alkohol (Ethanol) als Kraftstoff-Zusatz.

Ethanol-Kraftstoffe werden als Ottokraftstoffe nach dem Anteil von Ethanol im Benzin bezeichnet, z.B. E85 mit 85 % Ethanol. Das **E10-Gemisch** mit 10 % Ethanol wird unverändert als Benzin bezeichnet. Reines Ethanol ist eine chemische Verbindung und weist immer die gleichen physikalischen Eigenschaften auf. Es gibt deshalb keinen chemischen Unterschied zwischen **Ethanol aus fossilen Kohlenstoffverbindungen** (beispielsweise durch Umsetzung des aus Kokereigasen stammenden Ethens mit Wasserdampf, vgl. S. 38) oder **Bioethanol** aus pflanzlichen Rohstoffquellen.

Von der produzierten Menge biologisch erzeugten Ethanols werden etwa 35 % für Getränke und Lebensmittel sowie für weitere technische Zwecke erzeugt und etwa 65 % zur Nutzung als Kraftstoff. Bioethanol ist im Kontext der energetischen Nutzung von nachwachsenden Rohstoffen bedeutend und wird für die Beimischung zu Benzin mit Vergällungstoffen versetzt (wie z.B. Benzin oder Methanol). Der Anbau von Energiepflanzen kann in **Konkurrenz zum Anbau von Nahrungsmitteln** treten. Die erhöhte Biokraftstoff-Nachfrage löste z.B. 2007/2008 eine Nahrungsmittelpreiskrise mit aus, insbesondere durch die Nutzung von Mais für die Biokraftstoffherzeugung in den Vereinigten Staaten. Aber Biokraftstoffe führen auch zu **Treibhausgas-Einsparungen** von 50 % bis 70 %, je nach den landwirtschaftlichen Anbaumethoden und eingesetzten Pflanzen (Raps, Mais, Zuckerrohr) – es sei denn ihr Anbau verdrängt kostbare Regenwaldflächen.

Weil Ethanol aus gärender Biomasse hergestellt werden kann, zählt „**Bioalkohol**“ zu den nachwachsenden Rohstoffen („**Regenerative Energieträger**“). Er wird ähnlich wie Rapsöl („Biodiesel“) als Brennstoff und zur Energiegewinnung eingesetzt. Die Verbrennung solcher Biokraftstoffe erzeugt jedoch, wie bei den Kohlenwasserstoffen auch, neben Wasserdampf das Treibhausgas Kohlendioxid:



Zudem beansprucht ihre Herstellung wertvolles Ackerland, das eigentlich zur Nahrungsmittelproduktion gebraucht würde oder zum Erhalt der natürlichen Biodiversität (als Lebensraum für möglichst viele, verschiedene Pflanzen- und Tierarten).

4.3 Ameisen-, Essig- und andere Carbonsäuren

4.3.1 Von Ameisen, Essig und Palmfett: Gesättigte Carbonsäuren

Eine aus jeder Küche bekannte Säure ist **Essig**. Haushaltsessig ist eine stark verdünnte Lösung von **Essigsäure** – „Essigessenz“ kommt auf einen Essigsäuregehalt von 25%. Essigsäure hat eine große Bedeutung als Geschmacksstoff. Essigsäure (E 260) und ihre Salze (**Acetate**, E 261-263) werden als Säuerungsmittel für Obst und Gemüse in Dosen und Gläsern (0,5–3 % Essigsäure) eingesetzt.



Abb. 4.9: Konservierung von Obst in Essig (Verschiedene Essige mit „Essigmutter“, Bildquelle: Syl loves, CC BY-SA 4.0 <<https://creativecommons.org/licenses/by-sa/4.0/>>, via Wikimedia Commons)

Sie dienen auch und als Teigsäuerungsmittel und als Konservierungsmittel bei Fisch in allen Variationen, Konserven, Feinkostsalaten, Mayonnaisen und Salatsoßen (zusammen mit zusammen mit Sorbin- und Benzoesäure (E 200 + E 210)). „Sauergemüse“ sind Gemüse, die unter anderem durch **Essigsud** haltbar gemacht werden.

Konzentrierte Essigsäure
 CH_3COOH ist fast wasserfrei und brennbar. Sie ist stark ätzend und hat einen stechend scharfen Geruch. Sie ist eine chemische Verbindung von Kohlenstoff C, Wasserstoff H und Sauerstoff O. Ihre Formel wird deshalb oft mit $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ oder auch wiedergegeben (Abb. 4.10).

Essigsäure wird auch Ethansäure genannt und reagiert mit Metallen, deren Oxiden und Hydroxiden zu Salzen, die **Azetate** genannt werden. Sie ist wie Kohlensäure eine Verbindung des Kohlenstoffs. Das erkennt man daran, dass konzentrierte

Essigsäure beim Verbrennen zu Kohlendioxid und Wasser reagiert. Azetate können beim Erhitzen verkohlen, d.h. sie zerfallen in Hitze unter Bildung von schwarzem Kohlenstoff.

Essigsäure ist das zweite Glied aus der homologen Reihe der Alkansäuren (auch Carbonsäuren genannt). Hier ist an einem C-Atom neben der OH-Gruppe auch ein mit $\text{C}=\text{O}$ -Doppelbindung gebundenes O-Atom im Molekül. Dadurch wird die OH-Bindung so polar, dass das Molekül H^+ -Ionen abgeben kann und somit zur **Säure** wird (Protonendonator): $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$.

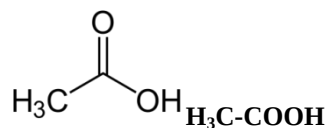
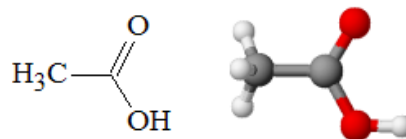
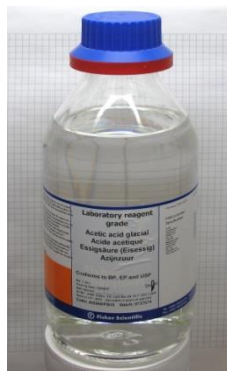
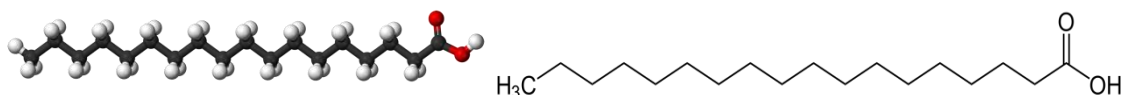


Abb. 4.10: Konzentrierte Essigsäure ist stark ätzend (links). Rechts Das Essigsäure-Molekül im Modell und Strukturformeln (Bildquelle links: By W. Oelen - <http://woelen.homescience.net/science/index.html>, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=15691367>, rechts: Abb. gemeinfrei)

- **Alkohole** (Alkanole) und **Polyole** sind KW mit **Hydroxylgruppen** $-\text{OH}$ als Substituenten (Alkanole: eine OH-Gruppe, Alkandiole: zwei, Alkantriole: drei, usw.). Sie sind mit steigender Anzahl an OH-Gruppen und abnehmender Größe des KW-Restes zunehmend gut wasserlöslich.
- **Alkansäuren (Carbonsäuren)** sind KW mit einer **Carboxylgruppe** $-\text{COOH}$.

Alkansäuren mit nur einer $-\text{COOH}$ -Gruppe nennt man auch **Monocarbonsäuren** (von griech. *mono* = 1) und die Atomgruppe $-\text{COOH}$ nennt man auch die Carboxylgruppe. Die Monocarbonsäuren bilden eine homologe Reihe. Die Alkansäuren sind bis $\text{C}_8\text{H}_{17}\text{COOH}$ zumeist farblose Flüssigkeiten. Bis hin zur Buttersäure (Butansäure $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$) sind sie mit Wasser mischbar und ab C_9 praktisch wasserunlöslich. Sie sind schwach sauer (pKs um 3-5) und reagieren daher mit Basen zu Salzen, mit Alkoholen zu Estern und mit Reduktionsmitteln zu primären Alkoholen. Sie sind wichtige Stoffwechselprodukte und ungiftig, jedoch z. T. schleimhautreizend und ätzend.

Carbonsäuren ab C_{12} sind wachs- und fettähnlich und werden aus Fetten und Ölen hergestellt (in denen sie zumeist mit Glycerin verestert sind), andere aus ihren aromatisch riechenden Estern (Duftstoffen). Carbonsäuren bis C_9 werden großtechnisch auch durch Oxidation von Kohlenwasserstoffen gewonnen. Ab C_{12} dienen Fette und Öle als Rohstoffe. Noch längerkettige Alkansäuren werden auch **Fettsäuren** genannt und eingeteilt in kurzkettige Fettsäuren (6 bis 8 C-Atome), mittlere oder mittelkettige Fettsäuren (ca. 6 bis 12 C-Atome) und höhere oder langkettige Fettsäuren (ca. 13 bis 21 C-Atome). Eine langkettige Fettsäure ist z.B. die Stearinsäure $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$, ihre Molekülstruktur (im Modell) und Gerüstformel sind:



4.3.2 Von Wein, Milch und Rhababer – Substituierte Carbonsäuren

So wie Alkohole mehrere –OH-Gruppen enthalten und „mehrwertig“ sein können, so können auch Carbonsäuren mehrere –COOH-Gruppen enthalten. Die einfachste „zweiwertige“ Carbonsäure ist die **Oxalsäure**. Sie heißt auch Ethandisäure, entsprechend dem „zweiwertigen“ Alkohol Ethandiol (Glykol). Sie kommt in Sauerklee, Rhabarber u.a. Pflanzen vor (Abb. 4.11). Das Molekül besteht aus zwei **Carboxylgruppen** –COOH, die Halbstrukturformel ist daher HOOC-COOH oder auch (COOH)₂. Zusammen mit Kalk kann Oxalsäure im Körper das Salz Kalziumoxalat bilden – die gefürchteten Nierensteine. Große Mengen Oxalsäure sind daher giftig.

Neben den „einwertigen“ Carbonsäuren Methansäure H-COOH (Ameisensäure, Salze: Formiate), Ethansäure (**Essigsäure** CH₃-COOH, Salze: Acetate) und Propansäure (Propionsäure C₂H₅-COOH) gibt es eine homologe Reihe der **Dicarbonsäuren**, die mit Ethandisäure (Oxalsäure HOOC-COOH), Propandisäure HOOC-CH₂-COOH und Butandicarbonsäure HOOC-CH₂-CH₂-COOH beginnt.

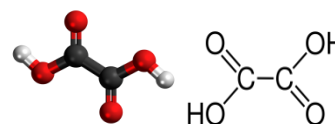


Abb. 4.11: Oxalsäuremolekül, Formel und Rhabarberpflanze (Bildquelle Foto: Von Magnus, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=16883605>)

Alkansäuren können mehrere –COOH-Gruppen enthalten, aber auch eine oder mehrere –OH-Gruppen. Hier befinden sich Hydroxygruppen in den Carbonsäuremolekülen (substituierte Carbonsäuren). Eine Hydroxycarbonsäure ist z.B. die Zitronensäure. Reine **Zitronensäure** ist ein weißes, wasserlösliches Pulver. Sie gehört zu den Fruchtsäuren und neben der wasserfreien Säure (Formel: C₆H₈O₇) existiert auch das Pulver Zitronensäuremonohydrat (Formel: C₆H₈O₇ · H₂O), das pro Molekül Zitronensäure ein Molekül Kristallwasser enthält. Die **Salze der Zitronensäure** heißen **Citrate**.

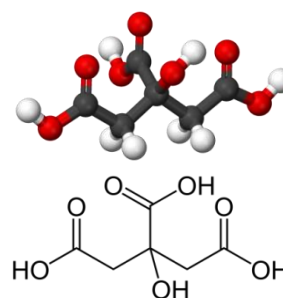
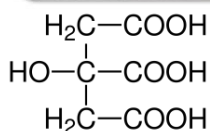


Abb. 4.11: Zitronensaft enthalten die als weißes Pulver herstellbare Zitronensäure. Im Bild rechts oben ein Modell des Zitronensäure-Moleküls, darunter dessen chemische Formeln (Abb. geneinfrei)

Es gibt viele Hydroxycarbonsäuren:

Milchsäure (2-Hydroxy-

Propansäure) bildet sich in saurer Milch. Ihre Salze heißen Laktate.

Äpfelsäure (2-Hydroxybutandisäure)

ist für den sauren Geschmack von unreifen Äpfeln verantwortlich, wobei auch Weintrauben und viele andere Pflanzen ebenfalls Äpfelsäure enthalten. Wenn die Frucht reift, nimmt ihr Gehalt ab, wobei gleichzeitig der Zuckergehalt ansteigt (So verhindert der Apfelbaum, dass die noch unreifen Äpfel zu früh gefressen werden).

Kohlensäure HO-CO-OH ist die einzige Carbonsäure mit zwei OH-Gruppen an einem Carbonyl-C-Atom. Sie wird wie CO₂ zu den anorganischen Kohlenstoffverbindungen gerechnet.

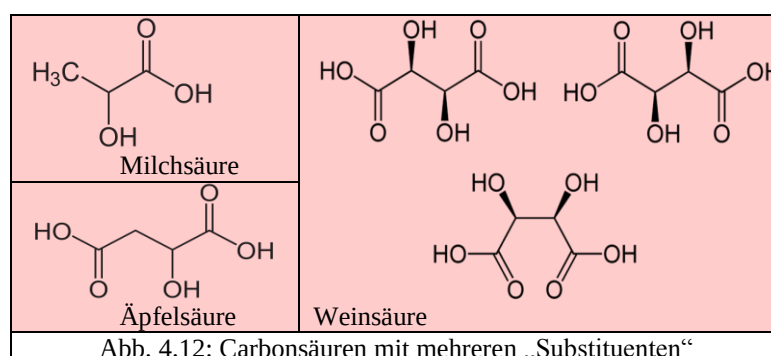


Abb. 4.12: Carbonsäuren mit mehreren „Substituenten“

Carbonsäuren können mehrere Carboxylgruppen aufweisen (Di-, Tri-, Tetracarbonsäuren).

Andere sind substituiert: Sie weisen dann neben der Carboxyl- z. B. auch eine Hydroxylgruppen auf (**Hydroxycarbonsäuren**). Carbonsäuren mit der Aminogruppe –NH₂ heißen **Aminosäuren**. Sie sind die Bausteine der Eiweiße (Proteine).

Carbonsäuren sind, wenn die Kohlenwasserstoffkette nicht zu lang ist, wasserlöslich und reagieren wie Säuren: Sie bilden Salze und greifen unedle Metalle an. Fruchtsäuren können z.B. Konservendosen angreifen – eine Dose Obst sollte daher nach dem Öffnen immer in Plastik- oder Glasbehälter umgefüllt werden. Das folgende Unterkapitel beschreibt, dass sie auch mit Alkoholen reagieren können. Dabei entstehen die Ester – eine Stoffgruppe, zu der viele Duft- und Aromastoffe gehören.

Carbonsäuren reagieren:

- 1) mit unedlen Metallen, Metalloxiden und –hydroxiden zu Salzen (Carboxylate) und
- 2) mit Alkoholen zu Estern (als Fettsäuren mit Glycerin zu Fetten)

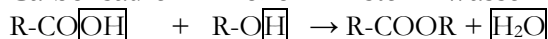
4.4 Ester – Lösemittel und Aromastoffe

Wenn man Ethanol, Essigsäure und konzentrierte Schwefelsäure in einem Reagenzglas erhitzt, dann entsteht eine duftende Flüssigkeit. Sie siedet bei 77°C, ist kaum wasserlöslich (85,3 g/L), brennbar und kann einige Kunststoffe auflösen – ein Lösemittel.

Diese Flüssigkeit heißt **Essigsäureethylester**.

Ester sind Rohstoffe für viele Kunst- und Duftstoffe, Löse- und Waschmittel. Sie entstehen bei der Reaktion eines Alkohols (Allgemein: R-OH) mit einer Carbonsäure (Allgemeine Formel: R-COOH) unter Abspaltung von Wasser (Kondensation):

Carbonsäure + Alkohol → Ester + Wasser



Ester sind Verbindungen mit der Atomgruppe R₁-COOR₂. Sie enthalten in der Regel zwei Kohlenwasserstoffreste (R₁=Rest 1; R₂=Rest 2).

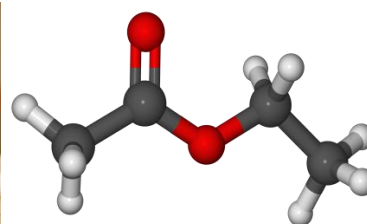
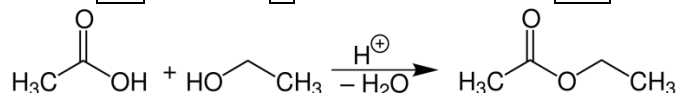
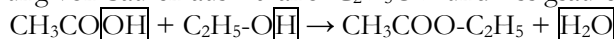


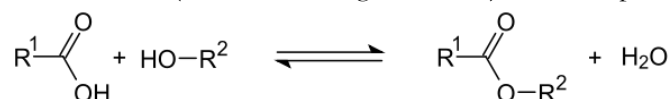
Abb. 4.13: Essigsäureethylester – Flüssigkeit und Molekülmodell

(Bildquelle: Von Danny S. - Eigenes Werk, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=21437066>)

Essigsäureethylester CH₃COO-C₂H₅ wird als Lösemittel auch Ethylacetat genannt. Es entsteht unter Einwirkung von Säuren aus Ethanol C₂H₅OH und Essigsäure CH₃COOH:

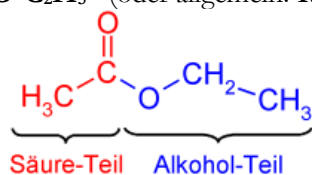


Solch eine Reaktion wird **Veresterung** genannt. Sie läuft immer dann ab, wenn Carbonsäuren R¹-COOH mit Alkoholen R²-OH (hier als HO-R² geschrieben) unter Abspaltung von Wasser reagieren:



Für diese Reaktion ist ein Katalysator erforderlich, z.B. Schwefelsäure. Veresterungen laufen auch nicht einfach durch, solange bis kein Ausgangsstoff vorliegt (wie z.B. es bei einer Verbrennung der Fall wäre), sondern es findet gleichzeitig eine Rückreaktion der Produkte zu den Ausgangsstoffen statt. Nach einiger Zeit stellt sich also innerhalb des Reaktionsgemisches ein **chemisches Gleichgewicht** ein: es liegen nun alle vier Stoffe gleichzeitig vor. Der Ester muss dann durch Destillation aus dem Gleichgewicht entfernt werden, damit weitere Ausgangsstoff-Teilchen zu Estermolekülen und Wasser reagieren können. Estermoleküle bestehen also immer aus zwei Bausteinen, dem Säure-Teil (von der organischen Säure R-COOH) und dem Alkohol-Teil (R-OH):

H₃C-CO-O-C₂H₅ (oder allgemein: **R-COO-R**)



Aufbau von Essigsäureethylester als Beispiel für einen Carbonsäureester, der aus Essigsäure (links) und Ethanol (rechts) hergestellt wurde.



Abb. 4.14: Tischtennisbälle aus Celluloid – einem Ester mit Salpeter- statt Essigsäure (Bildquelle: Jü, Abb. gemeinfrei)

Das Wort **Ester** wurde aus der alten Bezeichnung **Essig-Äther** (Ethylacetat) abgeleitet, denn Essigsäureethylester ist eine wenig wasserlöslichen Substanz mit süßlichem Geruch und einer ähnlich betäubenden Wirkung wie Diethylether. Sie ist oft in Nagellack-Entferner enthalten.

Zahlreiche Ester werden als **Aromastoffe** verwendet, einige bezeichnet man daher auch als Fruchttester. So riechen z. B.:

- Ameisensäureethylester $\text{H-COO-C}_2\text{H}_5$ nach Rum,
- Essigsäure-2-hexylester $\text{CH}_3\text{-COO-CH(CH}_3\text{)(C}_4\text{H}_9\text{)}$ nach Erdbeere,
- Essigsäure-2-butylester $\text{CH}_3\text{-COO-CH(CH}_3\text{)C}_2\text{H}_5$ nach Apfel,
- Ethansäure-2-methyl-1-propyl-ester $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_2\text{CH(CH}_3\text{)}_2$ nach Banane.

Das beim Backen verwendete Rumaroma enthält u.a. Ameisensäureethylester, aber keinen Alkohol. Trotzdem hat es einen „alkoholischen“, an braunen Rum erinnernden Geruch und Geschmack.

Polyester finden Verwendung als **Kunststoffe**, die sowohl als Werkstoff als auch in Textilien. Der Stoff **PET** (**P**oly**E**thylen**T**erephthalat) wird z.B. zur Herstellung von Lebensmittelverpackungen und Getränkeflaschen benutzt. Die Herstellung von Kunststoffen mit Riesen- und Makromolekülen (**Polymeren**) für solche Produkte geschieht aus molekularen Einzelbausteinen (**Monomeren**). So werden z.B. aus Alkoholen und Carbonsäuren Ester und Polyester gebildet.

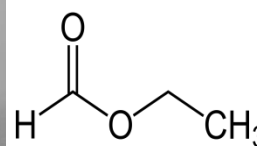


Abb. 4.15: Rumaroma zum Backen
(Bildquelle: Von Rainer Z ... - Eigenes Werk, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=5873256>)

Viele Ester werden als Duft- und Aromastoffe eingesetzt, ihre Riesenmoleküle (Polyester) als Kunststoffe.

4.5 Lernzusammenfassung mit Übungsaufgaben und Lösungen zu Kap. 4

- Alle **Alkane** (Gesättigte Kohlenwasserstoffe) sind farblos, brennbar, reagieren mit Chlorgas und sind nicht wasserlöslich (**unpolare Elektronenpaarbindung**).
- **Alkanole** sind Kohlenwasserstoffe, deren Moleküle **OH-Gruppen** (Hydroxylgruppen) enthalten.
- Alkanole mit kleineren Molekülen sind deshalb polar und daher mit Wasser mischbar (hydrophil, polare Elektronenpaarbindung). Sie sind flüssig und brennbar.
- **Alkansäuren (Carbonsäuren)** sind Kohlenwasserstoffe, deren Moleküle die Carboxylgruppe **-COOH** aufweisen. Sie sind bis zu einer Kettenlänge von etwa 5 C-Atomen wasserlöslich, sauer, greifen unedle Metalle an und bilden Salze.
- **Ester** entstehen bei der Reaktion von Alkoholen mit Carbonsäuren. Ihre Moleküle enthalten die Atomgruppe **-COO-**. Ester duften oft aromatisch, sind kaum wasserlöslich, oft gute Lösemittel, und werden zur Herstellung von Polyester-Kunststoffen wie z.B. PETP für Getränkeflaschen verwendet.

Wiederholender Hinweis zur Benennung von organischen Verbindungen:

Größere organische Verbindungen werden benannt, indem man die längste Kohlenstoff-Kette herausucht und nach dem entsprechenden Kohlenwasserstoff benennt. Seitenketten werden mit der Endung **-yl** vor die Bezeichnung der Hauptkette gesetzt. Atomgruppen (**Substituenten**, funktionelle Gruppen) werden in Form von Endungen wie z.B. **-ol** angehängt oder bekommen ebenfalls Kürzel, die als Vorsilbe vor den Namen der Hauptkette gesetzt werden (z. B. Hydroxy-, Amino-).

Die Benennung organischer Verbindungen orientiert sich an den Alkanen und an den Atomgruppen, die in ihren Molekülen an der Stelle der H-Atome sitzen (Vorsilben z.B. **Methyl-, Ethyl-, Propyl-, Butyl-** usw.). Für komplizierter gebaute, verzweigte Moleküle gelten folgende Regeln:

- Die jeweils längste **Kohlenwasserstoff-Kette** des organischen Moleküls erhält den Namen des jeweiligen *n*-Alkans (unverzweigt: Methan, Ethan, Propan, ...), Kohlenwasserstoffreste und Seitenketten erhalten die Endung **-yl** und die ungesättigten Kohlenwasserstoffe (mit C-C-Mehrfachbindungen) die Endungen **-en** (für C=C-Bindungen in den Alkenen) oder **-in** (für C≡C-Bindungen in den Alkinen), ggf. zuzüglich Positionsziffern.
- Stoffe, deren Moleküle funktionelle Gruppen (**Substituenten**) aufweisen, erhalten die Endungen der entsprechenden Stoffgruppennamen (**-ol** für Alkohole, z.B. in Propan(1)-ol und Propan(2)-ol mit den Positionsziffern für die Stellung der OH-Gruppe in der C-C-Kette).

4.5.1 Üb(erleg)ungsaufgaben zu Kap. 3

1) Bearbeite die Aufgaben aus folgendem Testbogen:

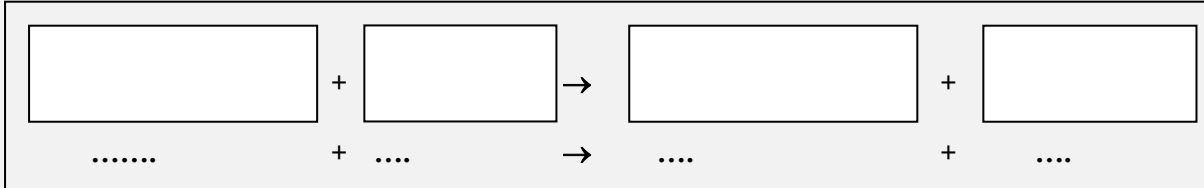
1.) Zeichne die Strukturformel einer möglichst einfachen, zweiwertigen Carbonsäure (gesättigt):

2.) Zeichne die Strukturformel eines möglichst einfachen, gesättigten Esters:

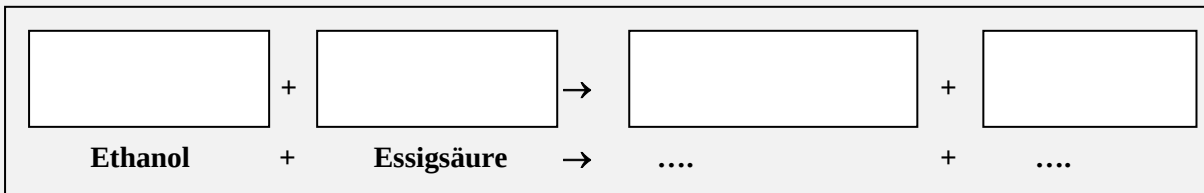
3.) Zähle einige Eigenschaften von Carbonsäuren auf
(z.B. Löslichkeit, Reaktionsfähigkeit mit bestimmten Stoffen):

1.)	3.) Reagieren mit: ...	zu:
2.)	4.) Reagieren mit:	zu:

4.) Erstelle die Reaktionsgleichung für die Herstellung von Methansäuremethylester:



5.) Erstelle die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Ethanol mit Essigsäure und benennen Sie die beiden Reaktionsprodukte:



6.) Erkläre folgende Begriffe und nenne je ein einfaches Beispiel:

a) Esterbildung (Kondensation): ...

b) Hydroxycarbonsäure: ...

2) Dein Freund sieht im Laden ein Schild mit der Aufschrift "Cyclohexan" auf einem Party-Kühlschränkchen für Getränke (s. Abb. rechts).

a) Erkläre ihm, was das Wort bedeutet und weshalb die Aufschrift "FCKW-frei" auf dem Werbeplakat neben der Ware stehen könnte.

b) Welche Eigenschaften haben Cyclohexan und Cyclohexanol?



(Abb.: Eig. Foto)

3) Wie reagiert Chlor mit Methan? Nenne vier mögliche Produkte.

4) Wie wirken FCKWs auf die Erdatmosphäre?

5) Nenne je ein Beispiel für einen Halogenalkan, einen FCKW und einen CKW und erkläre die beiden Abkürzungen.

6) Was ist der einfachste Fluorkohlenwasserstoff?

7) Wie stellt man Ethanol her?

8) Zeichne die Strukturformel von Propanol (auch: Propan-1-ol oder 1-Propanol genannt) und von Isopropanol.

9) Was ist der Unterschied zwischen Ethandiol und Propandiol und wofür verwendet man diese beiden Stoffe?

10) Erstelle die Reaktionsgleichungen für die Verbrennung von Ethanol und von Octan in Formelschreibweise.

11) Erkläre die vier Begriffe Acetat, Diol, Fettsäure und Hydroxycarbonsäure.

12) Zu welchen Produkten reagieren Carbonsäuren mit den jeweils folgenden Stoffen: Metalle, Laugen und Alkohole? Nenne je ein Beispiel.

13) Benenne die folgenden Stoffe mit den folgenden Formeln:

a) $C_5H_{11}OH$, b) CH_2Cl_2 , c) CH_3F , d) CHI_3 , e) $CH_3-CH_2-CH_2-OH$, f) $CH_3-CH(OH)-CH_3$,

g) C_2H_5COOH , h) CH_3COOH , i) $HOOC-CH_2-CH_2-COOH$, j) CH_3-CH_2-COOH , k) $CH_3COO-C_2H_5$,

l) $HCOOH$, m) $HCOOCH_3$.

4.5.2 Lösungen zu den Aufgaben zu Kap. 3

Zu 1) (Testbogen)

- 1) $\text{HO}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$ (Glykol),
- 2) $\text{HO}-\text{CH}_2-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_2\text{OH}$ (Glyzerin),
- 3) Alkohole sind wasserslöslich (bis etwa C_4) und brennbar,
sie reagieren mit Carbonsäuren zu Estern und mit Oxidationsmitteln zu Alkanen / Ketonen und Carbonsäuren,
- 4) $2 \text{CH}_3\text{OH} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$, Methanol + Sauerstoff $\rightarrow$ Kohlendioxid + Wasser,
- 5) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$,
Ethanol + Ethansäure $\rightarrow$ Essigsäureethylester + Wasser
- 6) 4-Methyl-hexandiol-2,4,
- 7) Esterbildung: Alkohol + Carbonsäure $\rightarrow$ Ester + Wasser,
Hydroxycarbonsäure: Molekül mit Carboxylgruppe $-\text{COOH}$ und Hydroxylgruppe $-\text{OH}$.

Zu 2)

- a) Cyclopentan ist eine Kühlflüssigkeit mit niedrigem Siedepunkt (unter Druck verflüssigtes Gas) aus der Stoffgruppe der gesättigten Kohlenwasserstoffe mit ringförmigen Molekülen (Cycloalkane). FCKW sind Fluorchlorkohlenwasserstoffe. Diese wurden früher auch als Kühlmittel eingesetzt, sind aber verboten worden, weil sie die Ozonschicht schädigen. Und sie haben ein sehr hohes Treibhauspotenzial. Cyclopentan ist also wesentlich umweltfreundlicher (hat aber auch ein gewisses Treibhauspotenzial).
- b) Cyclopentan hat eine Siedetemperatur, die etwas niedriger liegt als die von n-Pentan (geringere van-der-Waals-Kräfte bei kleinen, ringförmigen Molekülen als bei langgezogenen KW-Ketten), Cyclopentanol ist flüssig und siedet wesentlich höher, weil Alkohole mit der OH-Gruppe im Molekül polar sind (höhere Anziehungskräfte zwischen die Molekülen, Dipol-Dipol-Wechselwirkung).
Cyclopentan ist deshalb im Vergleich zum Cyclopentanol gasförmig, unter Druck leicht zu verflüssigen und als Kühlmittel nutzbar.

Zu 3) Siehe oben, Seite

Zu 4) Sie schaden der Ozonschicht und haben einen hohen Treibauseffekt (s.o. S. 46/47)

Zu 5) Halogenalkan: CH_3Cl , FCKW = Fluorchlorkohlenwasserstoff, z.B. CF_3Cl , CKW = Chlorkohlenwasserstoff, z.B. CH_3Cl (vgl. S. 46/47)

Zu 6) Das ist CH_3F (Fluormethan)

Zu 7) s.o. S. 47/48

Zu 8) s.o. S. 48/49

Zu 9) s.o. S. 49

Zu 10) s.o. S. 50+45

Zu 11) s.o. S.51+52; Dirole sind Alkohole mit zwei OH-Gruppen pro KW-Molekül (Alkandiole, z.B. Glykol)

Zu 12) s.o. S. 53, es entstehen z.B. aus Essigsäure und Magnesium Magnesiumazetat und Wasserstoff, aus Essigsäure und Natronlauge Natriumazetat und Wasser und aus Essigsäure und Ethanol Essigsäureethylester und Wasser.

Zu 13)

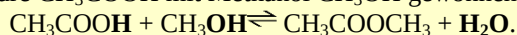
- a) n-pentanol oder 1-pentanol (oder auch n-pentanol-1), b) Dichlormethan, c) Fluormethan, d) Triiodmethan oder auch Iodoform, e) Propanol-1 oder 1 Propanol, f) 2- oder Isopropanol, g) Propansäure, h) Ethansäure oder Essigsäure, i) Butandisäure, j) Propansäure, k) Ethansäureethylester oder Essigsäureethylester, l) Methansäure oder Ameisensäure, m) Methansäuremethylester oder Ameisensäuremethylester.

Zusatzinfo (Lesetext zur Esterbildung, Ein Moment aus der Geschichte der Chemie):

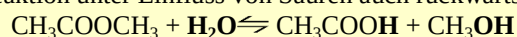
Ostwald – Katalysatoren und Konstanten für Säuren (1894)

Friedrich Wilhelm Ostwald (1853-1932) erforschte Katalysatoren. In Riga konstruierte er zunächst Laborgeräte ... Die Labore erhielten elektrische Rührer, Schüttler, Mühlen und Pumpen. Die persönliche Überwachung vieler lang andauernder Prozesse war nicht mehr so intensiv erforderlich wie bisher, den viele Geräte erleichterten die Arbeit ...

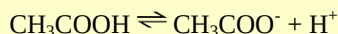
Ostwald untersuchte mit Hilfe von Leitfähigkeitsmessungen, wie die Reaktion zwischen dem Stoff Methylazetat (Essigsäuremethylester) und Lösungen von Säuren in Wasser verlief. Methylazetat ist eine leicht entzündliche, wasserlösliche Flüssigkeit, die als Lösemittel in Farben, Lacken und Klebstoffen eingesetzt werden kann. Sie wird durch Kochen von Essigsäure CH_3COOH mit Methanol CH_3OH gewonnen:



Das mitentstehende Wasser (hier in der Reaktionsgleichung in Fettdruck markiert) wird aus dem Reaktionsgleichgewicht entfernt. Diese Art von Nutzung des Massenwirkungsgesetzes erhöht die Produktausbeute an Methylazetat, das auch als Essigsäuremethylester bezeichnet wird (Formel: $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$). *Ostwald* untersuchte, wie die Reaktion unter Einfluss von Säuren auch rückwärts ablaufen kann:



Die hierzu erforderliche Säure stellt dem reagierenden System Protonen H^+ zur Verfügung, aber das Produkt Essigsäure kann ebenfalls H^+ -Teilchen abgeben (elektrolytische Dissoziation), die die Leitfähigkeit des Gemisches erhöhen:



Bei seinen Leitfähigkeitsmessungen („Konduktometrie“) mit verschiedenen Säuren und Salzen ermittelte *Ostwald* je nach Art und Konzentration der Lösung verschiedene .. Werte

Ab 1894 erforschte *Ostwald* Vorgänge, bei denen chemische Reaktionen durch Stoffe beeinflusst wurden, die weder Ausgangsstoff noch Reaktionsprodukt waren. Die Säurezugabe zur oben genannten Reaktionsgemisch von Methylazetat mit Wasser erwies sich als erforderlich, damit die Umsetzung zu Methanol und Essigsäure gut ablaufen kann. Dennoch blieb die zugegebene Mineralsäure am Ende stets unverbraucht übrig. Sie beschleunigte die Reaktion, aber änderte die endgültige Lage des Gleichgewichtes nicht. *Berzelius* hatte dieses Phänomen 1835 bemerkt und als Katalyse (von griech. *κατάλυσις* *katálysis*, Auflösung) bezeichnet, wohl in Anlehnung an das Wort Analyse: „Ich werde sie die katalytische Kraft der Körper, und die Zersetzung durch dieselbe Katalyse nennen. Die katalytische Kraft scheint eigentlich darin zu bestehen, dass Körper ihre bloße Gegenwart, und nicht durch ihre Verwandtschaft, die bei dieser Temperatur schlummernden Verwandtschaften zu erwecken vermögen, so dass zufolge derselben in einen zusammengesetzten Körper die Elemente sich in solche andere Verhältnisse ändern ...“. *Ostwald* definierte den Begriff Katalysator neu:

„Katalyse ist die Beschleunigung eines langsam verlaufenden chemischen Vorgangs durch die Gegenwart eines fremden Stoffes.“ (1894)

„Ein Katalysator ist jeder Stoff, der, ohne im Endprodukt einer chemischen Reaktion zu erscheinen, ihre Geschwindigkeit verändert.“ (1905)

Ein Stoff, der die Geschwindigkeit einer chemischen Reaktion erhöht und dabei selbst nicht verbraucht wird. Das ließ sich doch nutzen, um schwierige Reaktionen effektiver durchzuführen!

Ab 1900 untersuchte er daher die Verbrennung von Ammoniakgas NH_3 in Gegenwart eines Katalysators. Aus den dabei entstehenden Stickoxiden konnte er Salpetersäure HNO_3 gewinnen – das *Ostwald*-Verfahren zur Salpetersäureherstellung durch die katalytische Ammoniakoxidation an Platindrahtnetzen. Die Säureproduktion begann 1902 – ein wertvoller Rohstoff zur Gewinnung von Nitratdüngern. Schon vier Jahre später gab es eine Anlage, die täglich bereits 300 kg Säure produzierte. Und 1909 den Nobelpreis.

(zitiert aus: M. Wächter: **Kleine Entdeckungsgeschichte(n) der Chemie im Kontext von Zeitgeschichte und Naturwissenschaften**, Verlag Königshausen und Neumann, Herbst 2018, ISBN: 978-3-8260-6510-1, preiswerter auch als ebook in der Reihe „Forscher und Entdecker“, Band 1 erhältlich, über: <https://www.twentysix.de/shop/entdeckungsgeschichten-der-chemie-michael-waechter-9783740764326>)

Kapitel 5: Ungesättigte und aromatische Kohlenwasserstoffe

5.1 Alkene und Alkine: Die „Ungesättigten“

Es gibt ein Gas, das schon in Spuren Bananen, Äpfel, Tomaten und andere Pflanzen zum Reifen und viele andere Pflanzen zum Blühen bringen kann (Abb. 5.1). In hoher Konzentration ist es süßlich riechend, leicht betäubend und brennbar. Es wird „Bananenreifungsgas“ genannt, oder – in Reinform – auch **Ethen** oder **Ethylen**. Es ist ein Rekordhalter: Die meistproduzierte Chemikalie der Welt, denn aus Ethylen wird der Kunststoff Polyethylen PE hergestellt – und etliche andere Kunststoffe und Chemikalien.

Was macht dieses Gas so besonders – z.B. im Vergleich zum Ethan C_2H_6 ?

Ethen hat die Summenformel C_2H_4 , Ethan C_2H_6 . Auch seine Eigenschaften sind anders: Ethan C_2H_6 ist ein farb- und geruchloses Gas, das vor allem zu Heiz- und Verbrennungszwecken genutzt wird. Es ist neben Methan ein Hauptbestandteil des Erdgases und kann unter Abspaltung von Wasserstoff zu einem „ungesättigten Kohlenwasserstoff“ reagieren, dem Ethen: $C_2H_6 \rightarrow C_2H_4 + H_2$

(Gesättigte Kohlenwasserstoffe (Alkane) heißen ja „gesättigt“, weil alle möglichen Bindungen des Kohlenstoffs im Molekül, die nicht C-C-Bindungen sind, mit Wasserstoffatomen „abgesättigt“ sind (s.o.: Allgemeine Summenformel: C_nH_{2n+2}). Einige Kohlenwasserstoffmoleküle jedoch haben weniger H-Atome als diese allgemeine Summenformel der Alkane angibt – das Ethen C_2H_4 ist so ein Stoff. Diese KW werden deshalb als **ungesättigte Kohlenwasserstoffe** bezeichnet.

Ethen C_2H_4 ist eine ebenfalls gasförmige, farblose, brennbare und organische Verbindung – doch anders als Ethan ist Ethen hochentzündlich und verbrennt mit leicht rußender Flamme. Das Gas ist der einfachste ungesättigte Kohlenwasserstoff und als solcher sehr reaktionsfreudig. Die Ursache dafür war lange unbekannt.

Auch der Chemiker *Erlenmeyer* untersuchte das Gas im 19. Jahrhundert sehr genau. Das Ethen-Molekül C_2H_4 musste, so fand er heraus, eine besondere Struktur aufweisen. Es enthält viel weniger Wasserstoff als das Ethanmolekül C_2H_6 , dachte er, und es kann deshalb nicht auch aus zwei Methylgruppen bestehen – wie im Ethan mit der Formel H_3C-CH_3 . Es muss aus zwei CH_2 -Einheiten aufgebaut sein.

Und wenn jedes C-Atom zwei Bindungen zu je einem H-Atom und eine zum C-Atom hat, dann muss die jeweils vierte Bindung der beiden C-Atome deshalb ebenfalls zwischen den beiden Kohlenstoff-Atomen liegen. Die vier tetraedrisch angeordneten Bindungen am C-Atom waren wohl über die Kanten der Tetraeder verknüpft, nicht nur über deren Spitzen (Abb. 5.2).

Erlenmeyer vermutete 1862 deshalb als erster, dass es zwischen Kohlenstoffatomen nicht nur **Einfachbindungen** gibt (Symbol: $C-C$), sondern vielleicht auch **Mehrfachbindungen**: Eine **Doppelbindung $C=C$** und manchmal sogar auch eine Dreifachbindung $C \equiv C$.



Abb. 5.1: Das „Bananereifungsgas“ Ethen lässt auch unreife Tomaten reifen

(Bildquelle: By Naposia - Own work, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=24760283>)

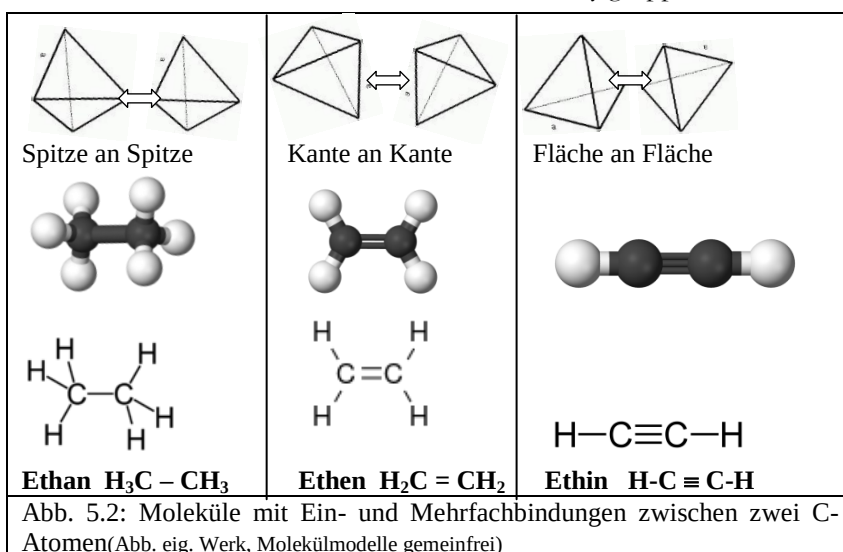
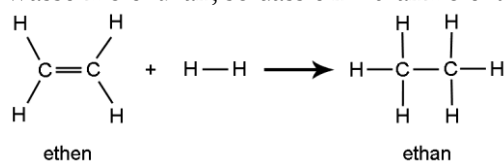


Abb. 5.2: Moleküle mit Ein- und Mehrfachbindungen zwischen zwei C-Atomen (Abb. eig. Werk, Molekülmodelle gemeinfrei)

Ethen kann deshalb mit **Wasserstoff** auch wieder zu Ethan reagieren: $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$. Das Ethenmolekül lagert dabei das Wassermolekül an, so dass ein Ethanmolekül entsteht:

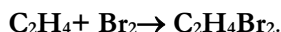


(Bildquelle: Von 2rup - Eigenes Werk, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=23076946>)

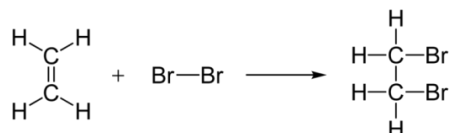
Ethen kann auch mit Halogenen wie z.B. Brom reagieren. Auch dann lagert es das Brom an – anders als Methan oder Ethan: Ethan reagiert als Alkan mit einem Halogen wie Brom nur dann, wenn es mit UV-Licht bestrahlt oder erhitzt wird, und dann entstehen Bromethan und Bromwasserstoff:



Aber Ethen kann – ebenso wie andere ungesättigte Kohlenwasserstoffe auch – spontan mit dem Halogen reagieren. Bromwasser wird daher von Ethengas sofort entfärbt und es entsteht Dihalogenethan:

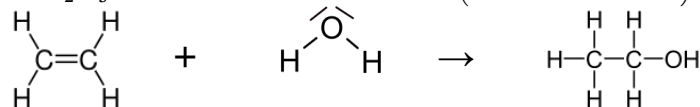
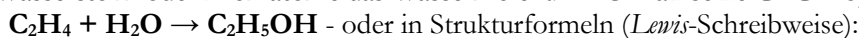


Dabei wird das Brommolekül an den ungesättigten KW angelagert, so dass jedes C-Atom wieder vier Bindungen aufweist:

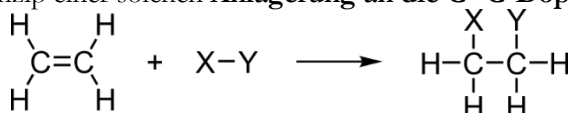


Das Produkt der **Anlagerung** von Brom an die C=C-Doppelbindung heißt 1,2-Dibromethan (Beim Ethan hingegen entstehen zwei Produkte: Bromethan und Bromwasserstoff – eine **Austausch**reaktion, Substitution).

Ethen C_2H_4 ist so reaktionsfreudig, dass es sogar mit Wasser reagieren kann. Das Ethen lagert dann statt zweier Wasserstoff- oder Bromatome das Wassermolekül H-OH an seine C=C-Doppelbindung an:



Wenn man bei dieser Reaktion $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2 + \text{H}-\text{OH} \rightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2\text{OH}$ das Wassermolekül H-OH allgemein als „X-Y“ schreibt, dann sieht man das allgemeine Prinzip einer solchen **Anlagerung an die C=C-Doppelbindung**:



Es ist also genau das gleiche Prinzip wie bei der Reaktion von Ethen mit Wasserstoff auch: Zwei Bestandteile werden an die C=C-Doppelbindung angelagert (Solche Anlagerungsreaktionen nennt man auch Addition).

Doch das Ethenmolekül kann auch noch zwei weitere Wasserstoffatome abspalten. Dann entsteht **Ethin** C_2H_2 (auch **Acetylen** genannt):



Die Ethinmoleküle weisen sogar **$\text{C}\equiv\text{C}$ -Dreifachbindungen** auf: $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$. Ihr Aufbau ist linear (Siehe Molekülmodell in Abb. 5.3 unten).

Ethin (Acetylen) ist ein extrem reaktionsfreudiges Gas. Es wird als **Schweißgas** eingesetzt (Abb. 5.3) und kann unter Druck sogar explosionsartig in die Elemente zerfallen. Ungesättigte Kohlenwasserstoffe mit solchen $\text{C}\equiv\text{C}$ -Dreifachbindungen nennt man **Alkine**.

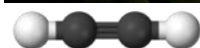


Abb. 5.3: Schweißgas (Acetylen) in der Sauerstoff-Schweißflamme (Bildquelle: John D. Beveridge II / Attribution; wikimediacommons), darüber das Molekül.

Zwischen C-Atomen gibt es neben Einfachbindungen (Symbol: C–C) auch **C=C-Doppelbindungen** und die **C≡C-Dreifachbindungen**. Beispiele hierfür sind das **Ethen**molekül C_2H_4 mit der Struktur $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$ und **Ethin** C_2H_2 mit der Struktur $\text{HC}\equiv\text{CH}$.

Auch bei den Verbindungen **Propen** C_3H_6 (auch Propylen genannt) und **Propin** C_3H_4 musste es, anders als beim Propan C_3H_8 , Mehrfachbindungen geben, damit jedes der vierwertigen C-Atom auch auf insgesamt vier Bindungen zu Nachbaratomen kommen kann.

Der Kohlenwasserstoff mit der Formel C_3H_6 kann also in zwei Formen existieren: als C_3 -Kohlenstoffkette (Propen mit der Halbstrukturformel: $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_3$) und als ringförmige Verbindung (Cyclopropan, ein Dreieck aus C-Atomen bzw. CH_2 -Gruppen).

Zur genaueren Unterscheidung wurden die Stoffgruppen mit $\text{C}=\text{C}$ -Doppelbindungen Ethylene oder **Alkene** genannt (Summenformel C_nH_{2n}), und die Kohlenwasserstoffe mit $\text{C}\equiv\text{C}$ -Dreifachbindungen bezeichnete man als Acetylene und **Alkine**.

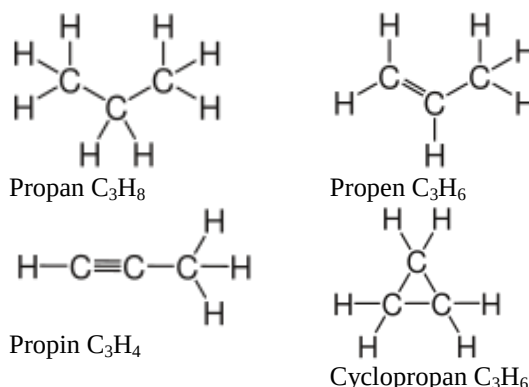
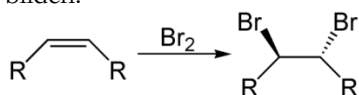


Abb. 5.4: Molekülstrukturen von C_3 -Kohlenwasserstoffen

Alkene und Alkine gehören zu den **ungesättigten Kohlenwasserstoffen**. **Alkene** weisen im Unterschied zu Alkanen eine **$\text{C}=\text{C}$ -Doppelbindung** im Molekül auf, Alkine sogar eine **$\text{C}\equiv\text{C}$ -Dreifachbindung**.

Die **Alkene** bilden genau wie die Alkane eine **homologe Reihe**. Sie beginnt mit Ethen C_2H_4 und Propen C_3H_6 (Die Halbstrukturformel ist: $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{C}_3$) und setzt sich mit Buten C_4H_8 fort. Die allgemeine Summenformel ist also **C_nH_{2n}** .

Alle Alkene sind so reaktionsfreudig wie Ethen. Sie reagieren z.B. alle mit Brom, indem sie Dibromalkane bilden:



Bromwasser wird also von Alkenen entfärbt.

Das ist die **Nachweisreaktion für Alkene**. Sie wird im Chemieunterricht oft in Klasse 11 gezeigt, indem man Brom zu Vergleichsproben von Hexan, Hexen und Waschbenzin oder Öl gibt (Abb. 5.5):

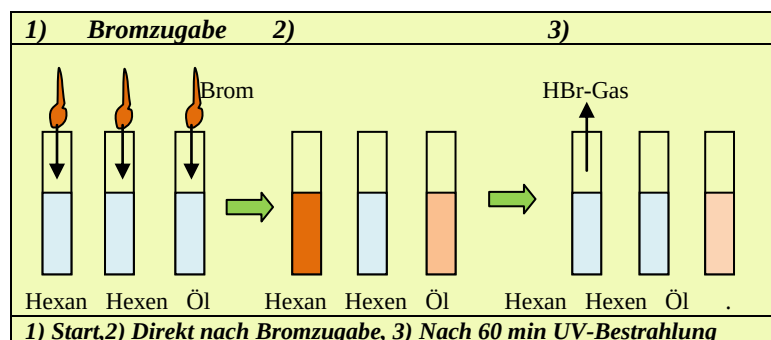
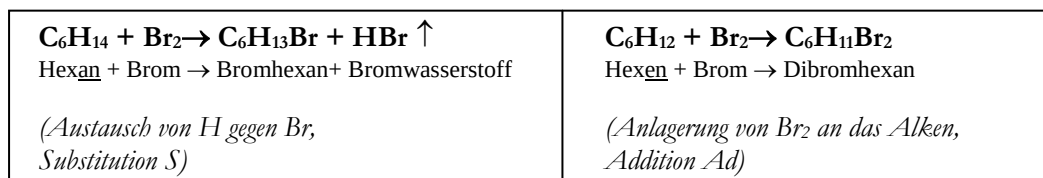


Abb. 5.5: Reaktion von Brom mit Hexan, Hexen und einem Öl.

- Das Hexan bleibt durch das Brom orangefarbt, bis es belichtet oder erhitzt wurde.
- Das Hexen reagiert mit Brom sofort (zu Dibromhexan).
- Waschbenzin und Öle, die KW-Gemische darstellen und ein wenig ungesättigte Kohlenwasserstoffe enthalten, entfärben das Bromwasser nur sehr wenig.

Die beiden Reaktionsgleichungen der Reaktion von Hexan und Hexen mit Brom sind:



Hinweis: Die ungesättigten Kohlenwasserstoffe werden im Chemieunterricht in der Regel erst in Klasse 11 vorgestellt, zum Teil auch schon am Ende von Kl. 10. Zu ihnen gehören die Alkene und Alkine (Kap. 4.1) sowie die Aromaten (folgendes Kap. 4.2). Aber wegen ihrer Bedeutung, und auch zur Möglichkeit der Vorbereitung auf Kl. 11 wurden sie in dieses Buch mit aufgenommen, ebenso wie die folgende Extraseite, die über das Kugelwolkenmodell hinausgehend die Natur dieser Doppel- und Dreifachbindungen zwischen C-Atomen mit Hilfe eines Atommodells erklärt, das sich Orbitalmodell oder auch wellenmechanisches Atommodell nennt.

Das **Orbitalmodell** ist wie das in Kap. 2.1.1 erklärte Kugelwolkenmodell KWM eine Theorie, mit der man den räumlichen Aufbau von Atomen und Molekülen zu erklären versucht. Im Gegensatz zum KWM ist das Orbitalmodell jedoch abstrakter und mathematischer (Deshalb wird es auch noch nicht in Kl. 9 oder 10 eingesetzt). Aber es erklärt den Aufbau und das Verhalten ungesättigter Kohlenwasserstoffe genauer, und weil es deshalb wichtig für die Organische Chemie, wird es auf dieser Extraseite kurz vorgestellt.

Die Orbitaltheorie besagt, dass sich das Elektron in einem Atom nicht, wie im Kugelwolkenmodell, in einer kugelförmigen Wolke aufhält, sondern in einem Bereich mit z.B. 99%iger Wahrscheinlichkeit. Dieser „Aufenthaltsraum“ wird **Orbital** oder auch **Atomorbital AO** genannt. Er gilt für Elektronen mit einem bestimmten Energieniveau (nach *Bohrs* Atommodell: in einer bestimmten Schale).

Die beiden Elektronen auf dem niedrigsten Energieniveau (nach *Bohr*: In der ersten, innersten Schale) befinden sich in einem **1s-Orbital** (vgl. Abb. 4.6 oben links). Auch die nächsten zwei Elektronen besetzen ein kugelförmiges s-Orbital (in der „zweiten Schale“, daher auch **2s-Orbital** genannt). Die folgenden Elektronen richten sich räumlich in hantelförmigen Atomorbitalen aus, den **p-Orbitalen** entlang der x-, y- und z-Achse, und Elektronen auf höheren Energieniveaus können noch einige „d-Orbitale“ besetzen.

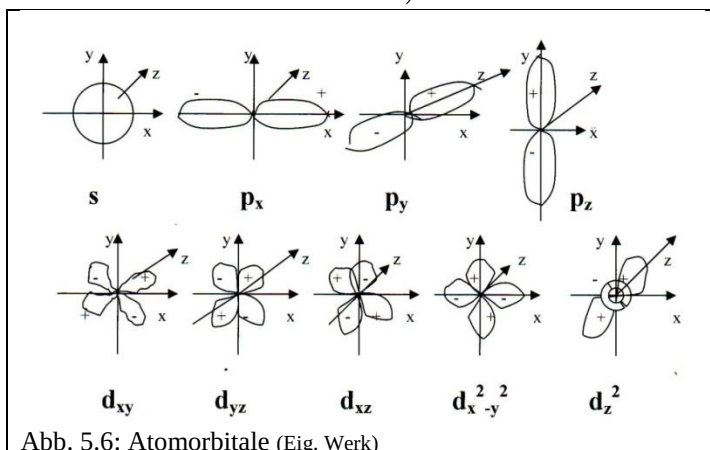


Abb. 5.6: Atomorbitale (Eig. Werk)

Ein **Kohlenstoffatom** hat sechs Elektronen: Zwei im 1s-Atomorbital, zwei im 2s-AO und zwei in je einem 2p-Orbital. Die beiden Elektronen im 2s-Orbital bilden ein Elektronenpaar – eigentlich könnte das C-Atom daher nur zwei Bindungen bilden, mit den beiden Einzelelektronen in den beiden 2p-AO. Diese würden dann 180°-Winkel bilden. Tatsächlich aber bildet das C-Atom im Methan vier gleichartige Bindungen aus, im Tetraederwinkel mit 109,5° (s.o. Kap. 2.1), und in Alkenen drei Bindungsrichtungen mit Winkeln von 120°.

Hybridisierung ist die Bezeichnung für die Ausbildung von Mischorbitalen in einem Atom. Ein Hybrid-Orbital ist ein Atomorbital, das einen „gemischten“ Charakter aufweist. Ein sp-Hybridorbital weist Merkmale eines s-Orbitals und eines p-Orbitals auf (1:1). Ein sp²-Orbital Merkmale von einem s-Orbital und von zwei p-Orbitalen (also 2:1) und ein sp³-Hybridorbital die von einem s-Orbital und von drei p-Orbitalen (also 3:1).

In einem Kohlenstoffatom, das Alkane wie Methan bildet, sind die vier „Außenelektronen“ also auf vier gleichartige sp³-Hybridorbitale verteilt, so dass sie vier gleichartige C-H-Bindungen ausbilden können.

Dieses Modell erklärt dann auch, warum ungesättigte KW so reaktionsfreudig sein: Denn wenn im Ethen ein C-Atom Bindungen in **drei** Richtungen ausbildet (Winkel: 120°) – zu zwei H-Atomen und zum Nachbar-C-Atom – dann bleibt nach der sp²-Hybridisierung ein viertes Elektron übrig. Es befindet sich in einem p-Orbital senkrecht zu den drei sp²-Orbitalen. Es bildet daher mit dem vierten Elektron des Nachbar-C-Atoms die zweite C-C-Bindung. Dieses zweite bindende Elektronenpaar in der C=C-Bindung sitzt **ober- und unterhalb der Bindungen** mit den **sp²-Orbitalen**, und sie ist nicht rotationssymmetrisch zur C-C-Bindungsachse (Abb. 5.7). Sie sitzt weit außen, und deshalb ist sie sehr leicht angreifbar und von ganz anderer Art: Ihre Elektronen können von „angreifenden“ Atomen sehr leicht angezogen werden, so dass sich neue Bindungen ausbilden.

KW	Hybridisierung	Bindungswinkel	Struktur	Beispiele
Alkan	sp ³	109,5°	tetraederisch	CH ₄ , C ₂ H ₆
Alken	sp ²	120°	Dreieckig, eben	C ₂ H ₄
Alkin	sp	180°	linear	C ₂ H ₂

Zweite C-C-Bindung

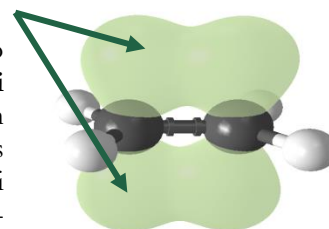


Abb. 5.7: Ethen H₂C=CH₂ – Molekülmodell nach der Orbitaltheorie – die zweite C-C-Bindung sitzt oberhalb und unterhalb (Abb. gemeinfrei)

5.2 Die Entdeckung von *Kekulé* und *Hückel*: Die „Aromaten“

Benzol ist ein flüssiger Kohlenwasserstoff mit einem charakteristischen aromatischen Geruch. Es besitzt einen typischen, aromatischen Geruch, ist farblos, leicht entzündlich, krebserregend und brennt mit stark rußender Flamme.

Es mischt sich mit fast allen organischen Lösungsmitteln, nicht aber mit Wasser. Entdeckt wurde der Stoff im 17. Jahrhundert bei der Destillation von Steinkohlenteer, und er kommt in Kokereiprodukten vor. *Johann R. Glauber*, der Entdecker, nannte ihn ein „subtiles und liebliches Oleum“.

Benzol ist ein wichtiger Baustein für die Industrie, der Bedarf weltweit lag 2013 bei über 40 Millionen Tonnen pro Jahr, doch die Struktur seiner Moleküle wurde zu einem der größten Rätsel in der Geschichte der Chemie.

1826 wurde erkannt, dass Benzol ein Kohlenwasserstoff ist. Dem deutschen Chemiker *Mitscherlich* gelang es 1834 erstmals, Benzol künstlich herzustellen, aus Benzoesäure und Kalziumoxid. Deshalb nannte er es „**Benzin**“, und er erstellte auch erstmals die richtige Summenformel: C_6H_6 . Noch im selben Jahr wurde es zwar von *Justus von Liebig* in Benzol umbenannt, doch es gelang niemandem, für den Stoff mit der Summenformel C_6H_6 die Strukturformel zu erstellen.

Erst 30 Jahre später, 1861, kam der österreichische Schullehrer *Johann J. Loschmidt* auf die Idee, dass es ein ringförmiger KW sein könnte, mit drei Einfach- und drei Doppelbindungen (Abb. 5.9). *August Kekulé* übernahm sie. Es wird erzählt, er habe sich so sehr den Kopf darüber zerbrochen, dass er schließlich von einer Schlange träumte, die sich selbst in den Kopf biss (Er beschrieb das so in seiner Rede zum 25-jährigen Jubiläum des „Benzolrings“ 1890). Es hieß auch, dass er 1886 bei einem Bierabend den Scherz

gemacht habe, mit dem Benzolmolekül sei es wie mit sechs Affen, die sich abwechselnd entweder mit beiden oder mit einer Hand an den Füßen fassten und so die Ringstruktur bildeten. 1872 äußerte er die Vermutung, in diesem Ring würde es einen andauernden Platzwechsel zwischen den Einfach- und Doppelbindungen geben – „rotierende Doppelbindungen“ sozusagen (Abb. 5.10: Der dauernde „Platzwechsel“ wird auch **Mesomerie** genannt).

Erst mit der späteren „Orbitaltheorie“ konnte man dieses Rätsel lösen. Der Chemiker *Hückel* fand die Lösung, als er diese Theorie auf das Benzolmolekül anwendete: Die jeweils zweite Bindung zwischen den C-Atomen im Ring musste ober- und unterhalb des Ringes liegen (denn ähnlich wie in Alkenen sind sie „sp²-hybridisiert“, s.o. Abb. 5.7). Zusätzlich kann sie mit den benachbarten Zweitbindungen ein **besonders stabiles Ringsystem** bilden (vgl. Abb. 5.10). Stoffe mit solchen Ringsystemen nennt man **Aromaten**.

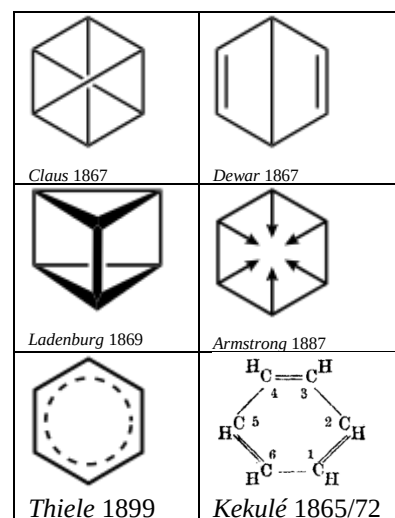


Abb. 5.8: Mögliche Strukturformeln für C_6H_6

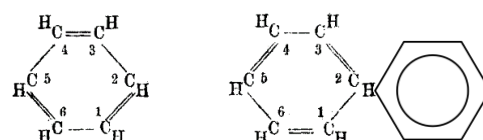


Abb. 5.9: Benzol C_6H_6 in der historische Formel von *Kekulé*, rechts daneben in der modernen Symbolschreibweise von *Armit* und *Robinson*.

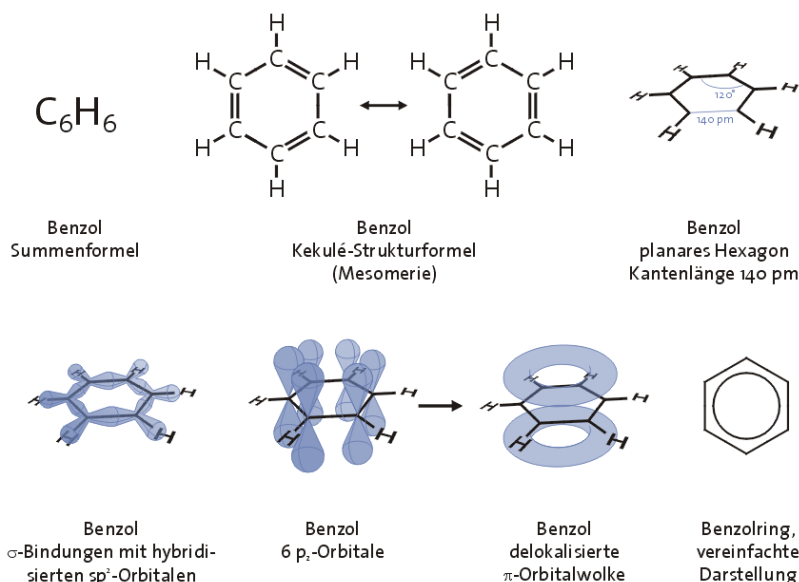
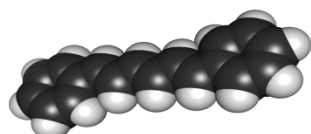


Abb. 5.10: Strukturmodelle des Benzolmoleküls (Bildquelle: By Sansculotte - Own work, CC BY-SA 1.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=327784>)

Modelle von aromatischen Ringsystemen wie das des Benzols werden mit Hilfe von Computerberechnungen auf der Basis neuer Atommodelle entworfen, ins Besondere der Orbitaltheorie (vgl. Abb. 5.12). Erst das erklärt die vielen Besonderheiten des Benzols und weiterer Aromaten:

- ihre ungewöhnlich niedrige Reaktivität im Vergleich zu den Alkenen,
- das Ausbleiben einer Anlagerungsreaktion mit Brom (S. 48) und
- die Gleichwertigkeit aller Kohlenstoff- und Wasserstoffatome im Benzolmolekül.

Deshalb bilden die **Aromaten** neben den gesättigten und ungesättigten KW eine ganz eigene Stoffgruppe. Zu ihnen gehören neben Benzol C_6H_6 ; B. auch Stoffe wie Toluol $C_6H_5-CH_3$, Xylol $H_3C-C_6H_4-CH_3$ oder auch der Stoff Diphenylhexatrien $C_6H_5-C_6H_6-C_6H_5$:



Molekülmodell:

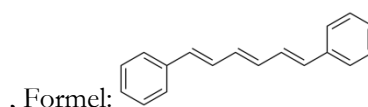
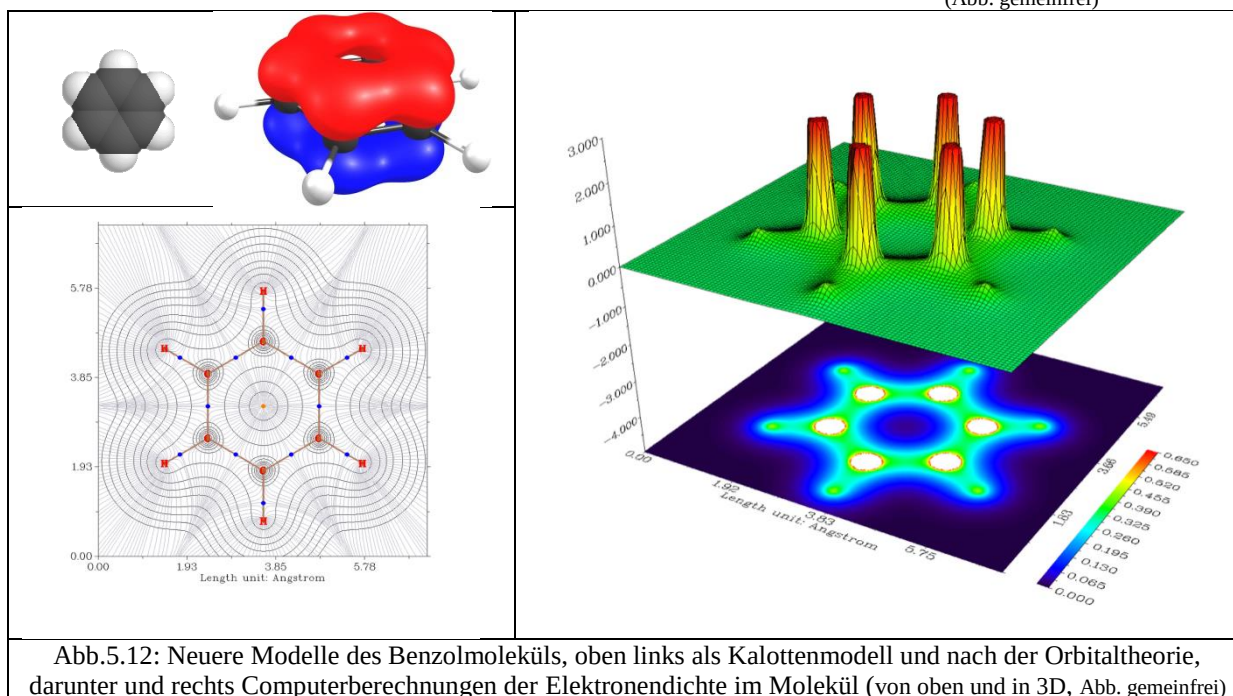


Abb. 5.11: Briefmarke von 1964 zum 100jährigen Jubiläum von Kekulé's Benzolformel (Abb. gemeinfrei)



Die Stoffgruppe der vom Benzol abgeleiteten Kohlenwasserstoffe wurde als Aromaten bezeichnet, da sie oft einen angenehmen, aromatischen Geruch aufwiesen (von griech. *aroma* Duft). Ihre „**Aromatizität**“ wurde durch die **Hückel-Regel** festgelegt. Sie beschreibt, wann und warum Aromaten weder Einfach- noch Doppelbindungen aufweisen und eine eigene, energetisch stabile Stoffgruppe darstellen.

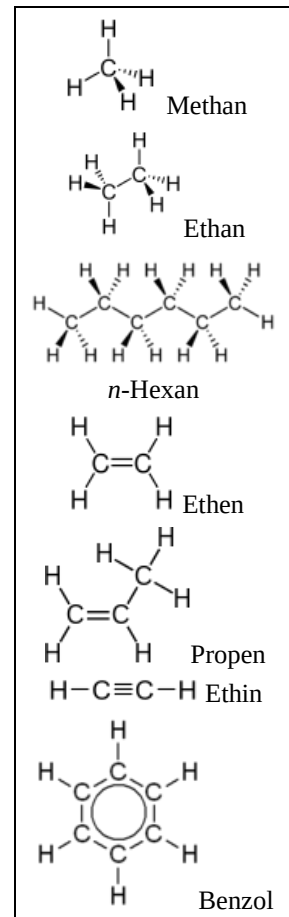
Ringförmige Kohlenwasserstoffmoleküle mit scheinbar abwechselnden C-C-Einfachbindungen und C=C-Doppelbindungen wie Benzol C_6H_6 bilden eine eigene Stoffgruppe, die **Aromaten**.

Sie reagierten chemisch nicht wie Stoffe mit C=C-Doppelbindungen (Alkene), sondern sie tauschten andere Atomgruppen aus (wie die Alkane) statt sie anzulagern (wie die ungesättigten Kohlenwasserstoffe).

5.3 Lernzusammenfassung

Merksätze zur Organischen Chemie (Kap. 1-5 insgesamt):

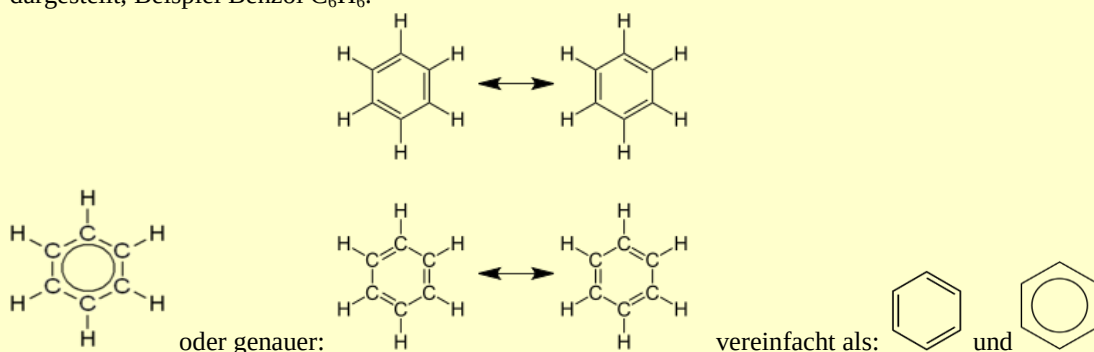
- Organische Molekülverbindungen kann man auf Grund ihrer Eigenschaften in Stoffklassen einordnen: **Die gesättigten, ungesättigten und aromatischen Kohlenwasserstoffe KW** sowie substituierte KW.
- Alkane (gesättigte KW) und Aromaten reagieren mit einigen Stoffen wie z.B. Chlor und Brom unter Austausch von H-Atomen (Austauschreaktion, **Substitution**). Ungesättigte KW (Alkene und Alkine) reagieren, indem sie andere Atome an die Zweit- und Drittbindung zwischen den C-Atomen anlagern (**Addition**).
- Substituierte KW** wie z.B. Alkohole enthalten im KW-Molekül eingebaute Atomgruppen, die „Substituenten“.
- Organische Verbindungen kann man nach einer systematischen Nomenklatur benennen.
- Typische Stoffeigenschaften wie Löslichkeit und Siedetemperatur von ausgewählten Alkanen und Alkanolen kann man mit Hilfe ihrer Molekülstrukturen und zwischenmolekularen Wechselwirkungen ermitteln und erklären. (Unterschiede in den Stoffeigenschaften von Alkanen und Alkanolen können neben den unterschiedlichen Molekülstrukturen auch durch zwischenmolekulare Wechselwirkungen erklärt werden.)
- Die Vor- und Nachteile der Nutzung von fossilen und regenerativen Energieträgern kann man unter ökologischen, ökonomischen und ethischen Gesichtspunkten abwägen. Und bei jedem chemischen Produkt kann man Kriterien hinsichtlich Verwendung, Ökonomie, Recyclingfähigkeit und Umweltverträglichkeit abwägen und im Hinblick auf die Verwendung einen eigenen sachlich fundierten Standpunkt beziehen.
- Treibhausgase wie Kohlendioxid, Methan, Lachgas und die FCKW haben ihre Ursprünge in Verbrennungs- und Produktionsprozessen sowie in biologischen Prozessen (Stoffwechselvorgängen).
- Die Abfolge verschiedener Reaktionen lassen sich oft in einem Stoffkreislauf erklären.
- Die vielseitige Verwendung von Kunststoffen im Alltag kann mit Hilfe mit ihren Eigenschaften begründet werden. Und Eigenschaften von Kunststoffen kann man auf deren makromolekulare Struktur und räumliche Anordnung zurückführen.



Wichtige Stichworte:

- – ausgewählte Stoffklassen der organischen Chemie: Alkane und Alkanole
- – Makromoleküle: ausgewählte Kunststoffe
- – zwischenmolekulare Wechselwirkungen: *Van-der-Waals*-Kräfte
- – Treibhauseffekt

Hinweis: Für Kohlenwasserstoffe mit C=C-Doppelbindungen (Alkene) und C≡C-Dreifachbindungen (Alkine) gibt es entsprechende Formeldarstellungen. Spezialfälle wie aromatische Ringsysteme werden z.B. vereinfacht dargestellt, Beispiel Benzol C₆H₆:



5.3.1 Üb(erleg)ungsaufgaben zu Kap. 5

- 1) Beschreibe den Aufbau des Ethen-Moleküls.
- 2) Gib die Formeln von Propan, Propen, Propin und Cyclopropan an.
- 3) Formuliere die Reaktionsgleichung der Reaktion von Hexan mit Brom und gib die zu erwartenden Versuchsbeobachtungen an.
- 4) Gib die zu erwartenden Beobachtungen an für die Reaktion von Hexen mit Bromwasser und erstelle die Reaktionsgleichung.
- 5) Für Fortgeschrittene: Erkläre die Begriffe Orbital und Hybridisierung.
- 6) Gib an, welche geometrische Struktur die Moleküle der Alkane, Alkene und Alkine nach dem Elektronenpaarabstoßungsmodell und oder dem Orbitalmodell haben.
- 7) Welche Formel hat ein Kohlenwasserstoff mit der Formel C_6H_6 ? (Hinweis: es gibt zwei Möglichkeiten)
- 8) Was ist ein Aromat?

Wiederholende Übungsaufgaben auch zu Kapitel 4:

- 9) Gib die Struktur folgender Moleküle nach dem EPA Modell an:
Methan, Schwefelhexafluorid, Ammonium-Kationen, Ammoniak und Wasser
- 10a) Erkläre die Begriffe Austauschreaktion (Substitution) und b) Anlagerungsreaktion (Addition).
- 11) Erstelle die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Tetrachlorkohlenstoff mit Natrium.
- 12) Welche zwischenmolekularen Kräfte gibt es?
- 13) Warum liegt der Siedepunkt von Methan wesentlich niedriger als von Methanol, obwohl beide Moleküle gleich groß und gleich schwer sind
- 14) Warum liegt der Siedepunkt von n-Butan niedriger als der von Isobutan obwohl es Isomere sind?
- 15) Gib die Formeln folgender Stoffe an:
a) 3-Ethyl-2,4-dimethylhexan, b) 2,4-Dimethyl-3-ethylhexan, c) Ameisensäure-ethylester.
- 16) Nenne je drei Beispiele für möglichst einfach gebaute Chloralkane, Alkohole und Alkansäuren.
- 17) Welche Siedetemperatur liegt höher: die von Ethanol oder Hexanol?
- 18) Welche Probleme gibt es bei der Nutzung des nachwachsenden Rohstoffes (Bio-)Alkohol als Brennstoff?
- 19) Palmfett enthält Fettsäuren. Erkläre den Begriff Fettsäure.
- 20) Wein, Milch und Rhabarber enthalten substituierte Carbonsäuren. Erkläre diesen Begriff.

5.3.2 Lösungen zu den Üb(erleg)ungsaufgaben

- | | |
|---|---|
| 1) siehe Seite 59-60 und Seite 62 unten | 2) siehe Seite 61 |
| 3) und 4) siehe Seite 61 | 5) Seite 62 |
| 6) Seite 62 | 7+8) Seite 63f, C_6H_6 auch: $HC\equiv C-CH=CH-CH=CH_2$ |
| 9) siehe Seite 23f | 10 A) s. S. 27+35+45 unten, B) Seite 59f |
| 11) siehe Seite 32 (eine Redoxreaktion) | 12) siehe Seite 38 |
| 13) und 14) siehe Seite 39 | 15) a) und b) siehe Seite 41f und c) S.54 |
| 16) siehe Seite 42 | 17) siehe Seite 49 |
| 18) siehe Seite 50, Kohlendioxidausstoß als Verbrennungsprodukt erhöht zudem den Treibhauseffekt der Erdatmosphäre, | |
| 19) siehe Seite 51 | 20) siehe Seite 52 und folgende Seite. |

Kapitel 6: Polymere – Plastik als Segen und Fluch

6.1 Kunststoffe – Riesenmoleküle für Produkte nach Maß

Kunststoffe sind künstlich hergestellte Materialien, die aus Riesenmolekülen (**Polymeren**) bestehen. Riesenmoleküle werden durch Aneinanderkettung von vielen kleinen, gleichartigen Einzelmolekülen gebildet, den Monomeren. Das geschieht oft in Kettenreaktionen und wird **Polymerisation** genannt. Polymere werden aus kleineren Molekülen organischer Verbindungen aufgebaut, den so genannten **Monomeren**, zum Beispiel aus Alkenen (vgl. Kap. 5).

So wird z.B. **Polyethylen** PE aus dem Monomer **Ethen** C_2H_4 hergestellt (auch: $H_2C=CH_2$, technisch: Ethylen, zu Ethen):

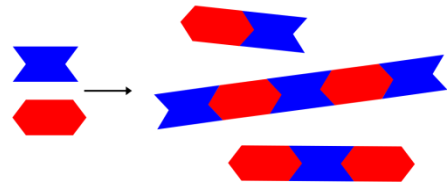
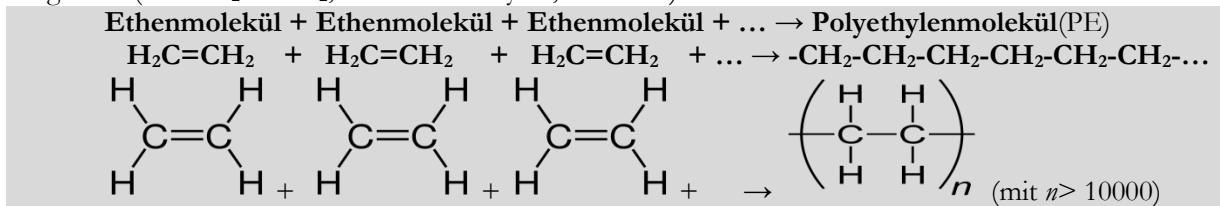


Abb. 6.1.: Prinzip der Polymerisation zum Aufbau von Riesenmolekülen (Polymeren; Abb. gemeinfrei)



Polypropylen PP wird dementsprechend aus dem Monomer **Propen** C_3H_6 (technisch: Propylen, Halbstrukturformel: $CH_3-CH=CH_2$) hergestellt:

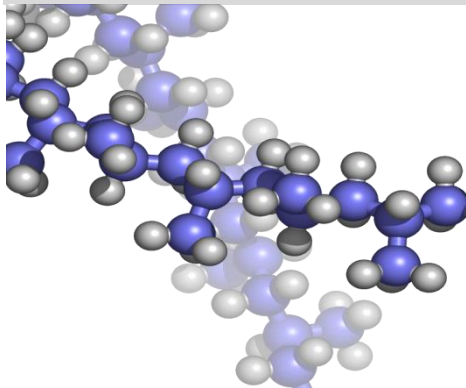
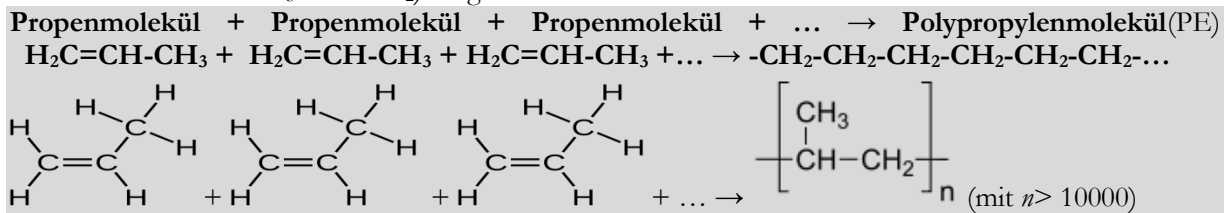
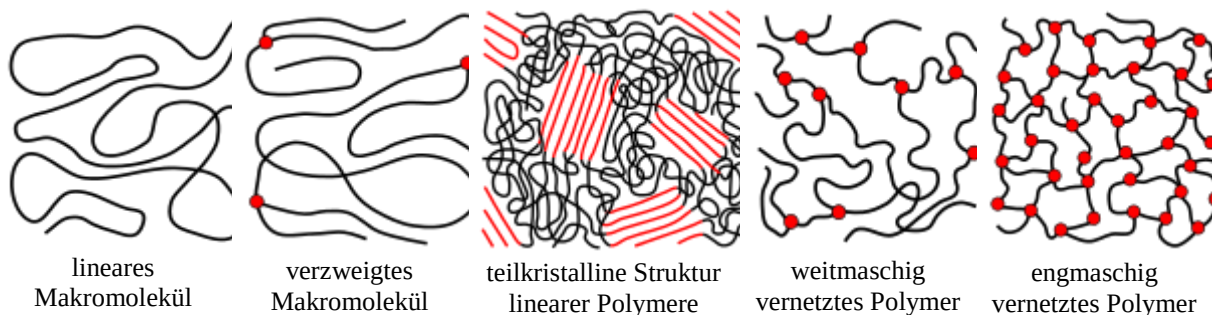


Abb. 6.2: Polypropylenmolekül (gemeinfrei)

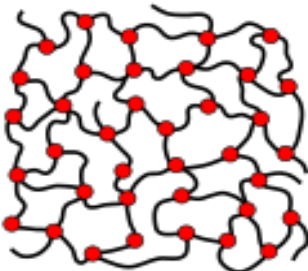
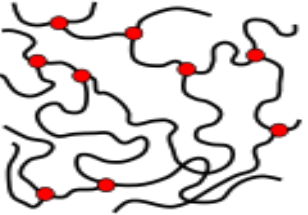
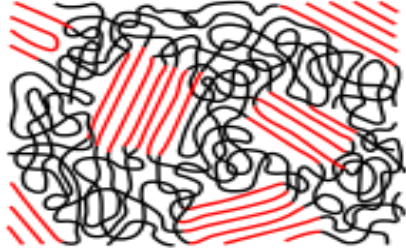


Abb. 6.3: Anlage zur Herstellung von Monomeren (gemeinfrei)

Die langkettigen Riesenmoleküle haben, je nach Durchführung der Reaktion, unterschiedliche Strukturen:



Die Eigenschaften von Kunststoffen hängen von der Struktur der Polymere ab. Deshalb kann man Kunststoffe in drei große Gruppen einteilen: die Duroplaste, Elastomere und Thermoplaste:

 Duroplaste bestehen aus engmaschig vernetzten Polymeren. Vernetzungen sind in der Abbildung als rote Punkte dargestellt.	 Elastomere bestehen aus weitmaschig vernetzten Polymeren. Die Weitmaschigkeit erlaubt beim Ziehen eine Streckung des Stoffes	 Thermoplaste bestehen aus unvernetzten Polymeren, oft mit einer teilkristallinen Struktur (rot dargestellt). Sie haben eine Glasatemperatur und sind schmelzbar. (Bildquelle: wikipedia, gemeinfrei)
--	--	---

Die meisten Kunststoffe werden biologisch nicht abgebaut: „Jedes kleine Stück Plastik, das in den letzten 50 Jahren hergestellt wurde und in den Ozean gelangte, ist immer noch irgendwo dort draußen.“ (Tony Andrady, Chemiker des amerikanischen *Research Triangle Institute*). Schon jetzt enthalten die Ozeane mehr **Plastikmüll** als Fische. Daher ist es dringend notwendig, Industrie und Gesellschaft auf **biologisch abbaubare Kunst- und Verpackungstoffe** umzustellen.

Auch jede(r) Einzelne kann hier mithelfen, indem man sich informiert (z.B. bei wikipedia im Artikel über „Plastikmüll in den Ozeanen“) und versucht, sich im alltäglichen Leben auf Alternativen umzustellen, indem man z.B. den Verbrauch von Kunststoffen vermeidet, biologisch abbaubare Kunst- und Verpackungstoffe verwendet, sich im Umweltschutz engagiert und Plastikmüll einsammelt und dem **Recycling** zuführt.



Abb. 6.4: Plastikmüll am Strand des Roten Meeres (Abb. gemeinfrei)

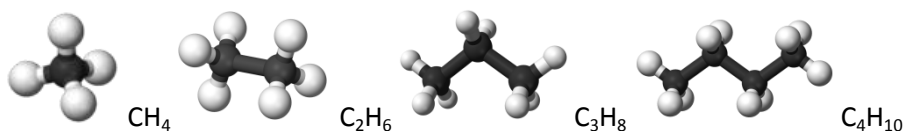
6.2 Lernzusammenfassung zu Kapitel 4 bis 6

Kohlenwasserstoffe (KW) sind Verbindungen des Kohlenstoffs C mit Wasserstoff H (Allgemeine Summenformel: C_xH_y). Sie sind nicht wasserlöslich (unpolar), verbrennen zu Kohlendioxid und Wasserdampf und reagieren mit Halogenen.

Eine **homologe Reihe** ist eine Gruppe von Verbindungen, deren einzelne Mitglieder sich voneinander nur durch die Anzahl ihrer **–CH₂–Gruppen** unterscheiden.

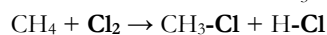
Beispiel: Die Stoffgruppe der **Alkane** bildet eine homologe Reihe. Die ersten vier Stoffe dieser Reihe sind:

Methan CH₄, Ethan C₂H₆, Propan C₃H₈, Butan C₄H₁₀

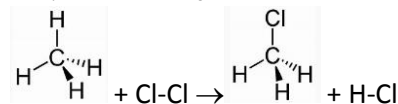


Eine **funktionelle Gruppe** (auch: ein **Substituent**) ist ein Atom oder eine Gruppe von (Hetero-)Atomen in einem Kohlenwasserstoffmolekül, die hierin ein Wasserstoffatom ersetzt.

Beispiel: Wenn Methangas CH₄ mit Chlorgas Cl₂ reagiert, dann entsteht bei der Explosion aus einem Methangasmolekül ein Molekül, in dem ein H-Atom gegen ein Chloratom ausgetauscht wurde. Es entsteht Chlormethan CH₃-Cl. Des Weiteren bleibt Chlornwasserstoffgas HCl zurück:



Das gegen das H-Atom ausgetauschte –Cl ist der „Substituent“



Ein **gesättigter Kohlenwasserstoff** (auch: **Alkan**) ist eine Verbindung aus Kohlenstoff und Wasserstoff, deren sämtliche Kohlenstoff-Bindungen mit Wasserstoff abgesättigt sind (allgemeine Summenformel: C_nH_{2n+2} , ausschließlich C-H- und C-C-Einfachbindungen).

Ein **ungesättigter Kohlenwasserstoff** ist eine Verbindung aus Kohlenstoff und Wasserstoff, in deren Molekülen sich C=C-Doppel- und/oder C≡C-Dreifachbindungen befinden.

Isomerie ist das Vorhandensein verschiedener Verbindungen unterschiedlicher Struktur(formeln) mit gleicher Summenformel.

Alkene und **Polyene** sind KW mit **C=C-Doppelbindungen**. Sie sind sehr reaktionsfreudig und lagern an ihrer Doppelbindung viele andere Stoffe an, wobei die Doppelbindung verloren geht. Die allgemeine Summenformel der Alkene ist C_nH_{2n} .

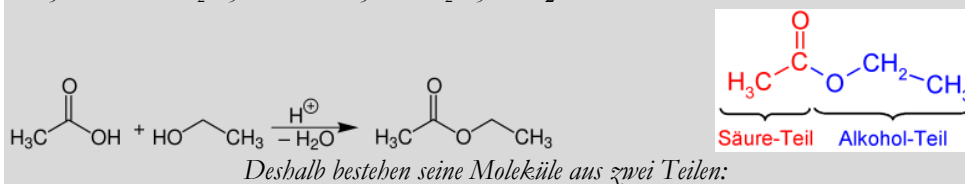
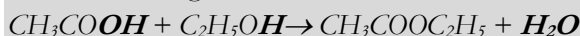
Alkine sind ungesättigte KW mit der allgemeinen Summenformel C_nH_{2n-2} . Sie weisen extrem reaktionsfreudige **C≡C-Dreifachbindungen** auf (diese C-Atome sind sp-hybridisiert, es bleiben also jeweils zwei p-Atomorbitale zur Bildung der Zweit- und Drittbindung übrig).

Alkohole (Alkanole) und **Polyole** sind KW mit **Hydroxylgruppen –OH** als Substituenten (Alkanole: eine OH-Gruppe, Alkandiole: zwei, Alkantriole: drei, usw.). Sie sind mit steigender Anzahl an OH-Gruppen und abnehmender Größe des KW-Restes zunehmend gut wasserlöslich.

Carbonsäuren (Alkansäuren) sind Stoffe, deren Moleküle endständige Carbonyl- und Hydroxylgruppen aufweisen (**Carboxylgruppe –COOH**). Von Alkanen abgeleitete Carbonsäuren weisen die allgemeine Strukturformel $C_nH_{2n+1}COOH$ auf, reagieren sauer (Abgabe von H⁺-Ionen, Bildung von Carboxylat-Anionen RCOO[–]) und sind wasserlöslich, sofern der KW-Rest nicht zu groß ist.

Ester sind KW, die die **Estergruppe –COO–** aufweisen. Sie sind zumeist nicht wasserlöslich und entstehen aus Alkoholen und Carbonsäuren.

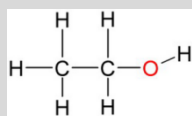
Beispiel: Der Essigsäureethylester $\text{CH}_3\text{COO}-\text{C}_2\text{H}_5$ entsteht unter Säureeinfluss und Wasserabspaltung bei der Reaktion von Essigsäure mit Ethanol:



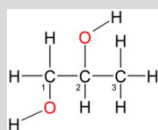
Weitere Hinweise und Beispiele:

Der einfachste Alkohol ist das Methanol (Methylalkohol, $\text{CH}_3\text{-OH}$), gefolgt vom Ethanol (Ethylalkohol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$).

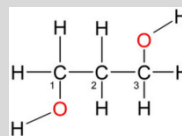
Wichtige Alkohole sind:



Ethanol, ein
einvertiger Alkohol

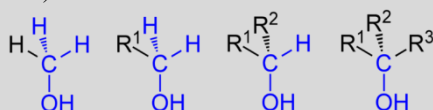


Propan-1,2-diol
(zweivertig, Glykol)



Propan-1,2,3-triol
(dreivertig, Glycerin)

Bei größeren Alkoholmolekülen unterscheidet man nach dem Sitz der OH-Gruppe im KW-Gerüst primäre Alkohole (OH-Gruppe am Kettenende), sekundäre (in der Kettenmitte) und tertiäre Alkohole (Die OH-Gruppe sitzt in der Kettenmitte an einer Verzweigungsstelle):



Formeln von: Methanol und primäre Alkohole (links), sekundärem Alkohol (Mitte rechts) und tertiärem Alkohol (ganz rechts), also CH_3OH / ein Alkylrest R / zwei Reste R / drei Reste R.

Die Chemie der molekularen Kohlenstoffverbindungen ist ein eigenes Gebiet in der Chemie – die **Organische Chemie**. Sie umfasst etliche Millionen von Verbindungen und mindestens ebenso viel mögliche Molekülstrukturen. Sie wird schüler(innen)gerecht in einem weiteren Band aus dieser Reihe vorgestellt, zudem gibt es viele Übungshefte dazu (vgl. unten).

HINWEIS:

Weitere Übungs- und Überlegungsaufgaben MIT ausführlichen Lösungshinweisen und allen Lösungen, zahlreichen Lernhilfen und guten Erklärungen bietet die **Lernhefte-Reihe** von M. Wächter: **Üb(erleg)ungsaufgaben Chemie**, Verlag epubli, eine Reihe in 7 Bänden/Lernheften:

Band 1: Grundlagen der Chemie (ISBN 978-3-748539-42-1, in Farbe: ISBN: 978-3-750240-42-1, farbig: ISBN 978-3-750240-650),

Bd.2: Allgemeine und Anorganische Chemie, Stöchiometrie (978374853946-9),

Bd.3:Physikalische Chemie (978-3-748539-47-6),

Bd.4: Analytische Chemie (978-3-748539-48-3),

Bd.5: Grundlagen der Organischen Chemie (978-3-748539-52-0),

Bd. 6: Anorganisch-chemische Technologie (ISBN: 9783748571162),

Bd.7: Organisch-chemische Technologie.

Eine wertvolle **Zusammenfassung** des ganzen Lernstoffs, **kurz und knapp**, findet sich in dem Taschenbuch **M. Wächter: Merksätze und Formeln Chemie**, epubli 2019, ISBN 9783748550129 zu 8,- €, ausführlicher auch als **Nachschlagebuch** in: **Fachbegriffe der Chemie**, ISBN: 9783752965704,

und allgemeine **Lerntipps für alle Fächer** in:

M. Wächter: **Das Lernen Lernen**. Lernhilfen und Testaufgaben – ein Arbeitsbuch für Schule und Studium (epubli 2019, ISBN 9783753104713).

Alle Lernhilfen sind im Netz erhältlich über:

<https://www.epubli.de/shop/autor/Michael-Wächter/28316>

ÜB(erleg)UNGSAUFGABEN CHEMIE

Ein Arbeitsbuch Chemie
für Schule und Studium

Band 5: Grundlagen der Organischen Chemie



Hinweis: Viele Informationen und Übungsaufgaben mit Lösungen zu Kohlenstoffverbindungen finden sich in Band 5 der Reihe „Übungsaufgaben Chemie“ (Verlag epubli)

Kapitel 7: Die Vielfalt der Chemieprodukte

7.1 Organische Chemie ohne Grenzen – die Vielfalt der Chemieprodukte

In Deutschland ist die **Chemieproduktion** ein wichtiger Industriezweig. Fast alle bestehen aus organischen Verbindungen. Chemisch erzeugte Produkte sind Artikel des täglichen Bedarfs wie Seifen und Waschmittel, Kosmetika und Körperpflegemittel, Duft- und Aromastoffe, aber auch Lebensmittel sowie neue Bau- und Werkstoffe. Der Aufbau sowie einfache Strukturen und Funktionen dieser Stoffe unterliegen gemeinsamen Prinzipien. Die Weiterentwicklungen neuer Produkte bieten neue Chancen zur Verbesserung unserer Lebensbedingungen, aber stets auch Risiken in der Anwendung und im Produktionsprozess.

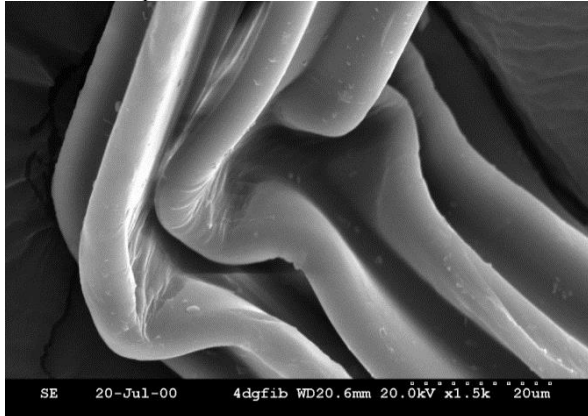


Abb. 7.1: Polyesterfaser im Rasterelektronenmikroskop (Bildquelle: Von en>User:Pschemp - Eigenes Werk, CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=652642>)



Abb. 7.2: Das Farbmittel Purpur (Dibromindigo) und seine Ausfärbung auf einem Stoffstück (Bildquelle: <http://www.versuchscheme.de/lhtopic,11187,0,asc,purpur,15.html>, GNU-Lizenz, über wikimediacommons)

Solche **Industrieprodukte** werden in sehr großen Mengen (bis mehrere Mio. Tonnen) von der chemischen Industrie hergestellt. Die Rohstoffkosten sind am Ende mitentscheidend für den Verkaufspreis. Zu den wichtigsten Produkten gehören **Chemiefasern** und **Textilien**, **Farbmittel** und **Lacke**, **Kunststoffe** und **Kautschuk**, **Binde- und Lösemittel**, **Waschmittel** und **Tenside**. Seit 2009 ist der Umsatz für Kunststoffe zurückgegangen, das **Problem „Plastikmüll“** wird immer drängender.



Abb. 7.3: Aceton als Lösemittel. Rechts ist zu sehen, wie einige Tropfen Aceton den Kunststoff Styropor auflösen (Abb. links gemeinfrei, Bildquelle rechts: Simon A. Eugster / CC BY-SA (<https://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>))



Abb. 7.4: Alkydharzlack zur Beschichtung von Holz und Metall (Abb. gemeinfrei), darunter die allgemeine chemische Formel für ein Polyester-Harz (Polycarbonat)

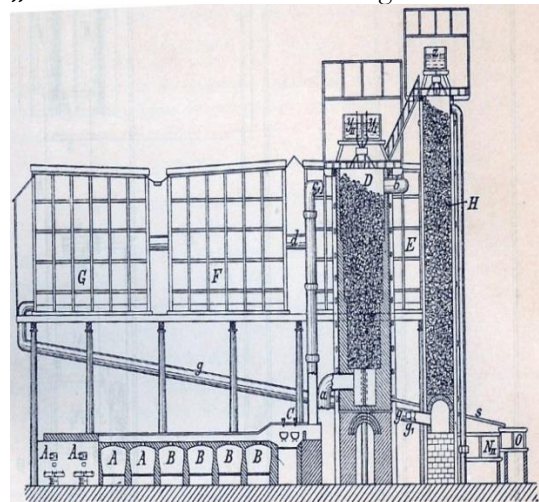
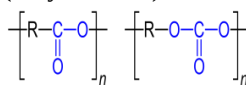


Abb. 7.5: Schwefelsäurefabrik nach dem Bleikammervorgang in der zweiten Hälfte des 19. Jahrhunderts (gemeinfrei)

Spezialprodukte sind organische Stoffe, die in deutlich geringerer Menge produziert werden. Hierzu gehören z.B. **Arznei- und Desinfektionsmittel**, **Klebstoffe**, **Pflanzenschutzmittel** und Unkrautvernichter (**Herbizide**) sowie **Aroma- und Duftstoffe**.

7.2 Tenside – unentbehrliche Bestandteile in Spül- und Waschmitteln

Seifen und ähnlich gebaute Moleküle werden als Tenside bezeichnet. **Tenside** sind Stoffe, deren Moleküle einem unpolaren Kohlenwasserstoffrest (wasserabweisend, **hydrophob**) bestehen und einem wasserlöslichen Molekül-Teil (**hydrophil**, polar, wasserlöslich; zu Polarität und Löslichkeit siehe Kap. 5.2.c, S. 85/86, zu Salzen Kap. 6 und zu Kohlenwasserstoffen Kap. 8.2 und 8.3!).

Alle Tenside sind aus einem unpolaren und einem polaren Teil aufgebaut (Polarität, Substituenten/funktionelle Gruppen):

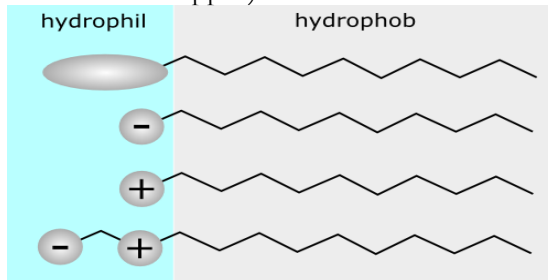


Abb. 7.6 Aufbau von Tensid-Molekülen

(Bildquelle: Von Roland.chem,

CC BY-SA 3.0, <https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=8480274>)

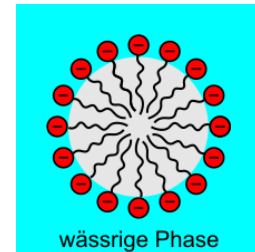
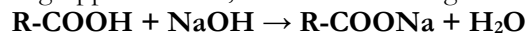


Abb. 7.7: Aufbau einer Mizelle aus Tensidmolekülen in Wasser (gemeinfrei)

Der **unpolare** Teil in Tensidmolekülen ist meist eine Alkylgruppe (Kohlenwasserstoffrest R- oder $-C_xH_y$). Der **polare** Teil kann verschieden aufgebaut sein – bei Seifen ist es die von den organischen Säuren R-COOH abgeleitete Säuregruppe $-COOH$, die mit Natronlauge oder Kalilauge zum entsprechenden Salz reagiert hat:



Die Fettsäure R-COOH stammt aus der Verseifung des Esters im Fett oder Öl.

Gibt man Tenside in Wasser, ordnen sie sich zunächst an der Wasseroberfläche an. Ab einer bestimmten Konzentration bilden sie innerhalb des Wassers kleine, kugelförmige **Mizellen**. In Wasser gelöst bilden Tensidmoleküle sogenannte Mizellen, weil sich ihre unpolaren Reste anziehen und die polaren Reste vom Wasser angezogen werden (Abb. 7.7). So bilden sie Seifenblasen und lösen hydrophobe Stoffe wie Öl und Fette in Wasser auf (Abb. 7.8+9):

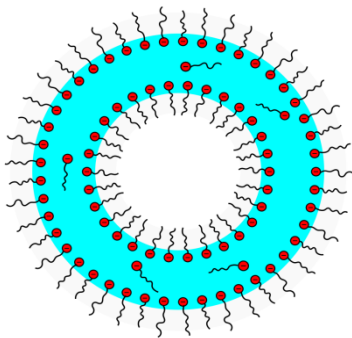


Abb. 7.8: Seifenblase mit Tensidmolekülen (gemeinfrei)

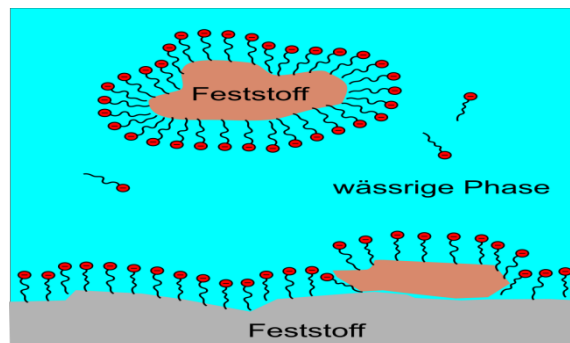
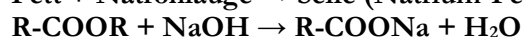


Abb. 7.9: Tensidmoleküle lösen unpolare Verschmutzungen wie Öle und Fette von Textilien ab (gemeinfrei).

Die Spaltung eines Esters in Alkohol und Säure unter Anlagerung von Wasser nennt man **Hydrolyse** oder **Esterspaltung**:



Sie ist die der Esterbildung aus Alkohol und Alkan- oder Carbonsäuren umgekehrte Reaktion. Da **Seife** durch Hydrolyse von Fetten (chemisch sind das Fettsäure-Glycerinestern) hergestellt wird, spricht man bei der Rückreaktion der Veresterung auch von „**Verseifung**“ bzw. Verseifungsreaktion: Fette und fette Öle sind Ester des Alkohols Glycerin und langkettiger Alkansäuren (Fettsäuren, R-COOH mit Kohlenwasserstoffresten von über 10 Kohlenstoffatomen). Das Kochen von Fetten und Ölen mit Natronlauge liefert daher Seifen (= Salze von Fettsäuren):



Zusatzinfo (Lesetext zur Chemie der Farben, Ein Moment aus der Geschichte der Chemie):

Hofmann und von Baeyer – Farbstoffe aus Teerdreck (1866/67) und Färberwaid (1883)

Wolle, Seide und Tapeten in lichtechten, völlig waschechten und von hoher Lichtbeständigkeit – das sind gefragte Produkte. Teerfarbstoffe erlangten Ende des 19. Jahrhunderts eine große Bedeutung, weil sie wegen ihrer glänzenden, in jeder gewünschten Abstufung herstellbaren Töne die natürlichen Farbstoffe wie zum Beispiel das aus Färberwaid und Indigopflanzen hergestellte Indigo völlig verdrängten.

Es begann damit, dass *Friedlieb Ferdinand Runge* (1794-1867) im Jahr 1834 einen Stoff untersuchte, den sein Kollege durch Erhitzen von Anthranilsäure gewonnen hatte. Anthranilsäure $C_7H_7NO_2$, auch als 2-Aminobenzoessäure bezeichnet, ist eine farblose bis blassgelbe, blau fluoreszierende organische Verbindung, die aus Indigo hergestellt werden kann und heutzutage als Zwischenprodukt für Pharmazeutika, Kosmetika, Farbstoffe, fotografische Chemikalien und Feinchemikalien, Schmierstoffadditive und Korrosionsschutzmittel verwendet wird. Runge gewann den aus Anthranilsäure freisetzbaren Stoff Anilin aus Steinkohlenteer her – dem Teerdreck, der als nutzloser Abfall in Kokereien übrig blieb. Beim Versetzen mit Chlorkalk nahm der Stoff eine violette Farbe an, und mit Säuren, Basen oder Sauerstoff umgesetzt wurde er rot. Mit derlei Farbstoffen ließen sich wunderschöne Bilder erzeugen, wenn dessen Lösungen auf Papier gebracht und von diesem aufgesaugt wurden (Diese *Runge*-Bilder waren Vorläufer des späteren Analyseverfahrens Papierchromatographie).

1843 untersuchte *August Wilhelm von Hofmann* (1818-1892) das Anilin und nahm eine Elementaranalyse vor. Anilin (von span. oder arab. *an-nil*, blau bzw. Indigo-Farbe) ist eine hellbraune Flüssigkeit mit aminartigem Geruch, die an der Luft leicht bräunlich wird. Die Summenformel ließ sich als C_6H_7N bestimmen (oder als Halbstrukturformel: $C_6H_5-NH_2$). *Hofmann* erkannte die Bedeutung dieser Entdeckung und sein Schüler *William Henry Perkin* nutzte sie wirtschaftlich. Er gründete sogleich die erste Teerfarbenfabrik Großbritanniens 1857 in Greenford Green bei London, fünfzehn Jahre nach dem ersten deutschen Teerfarbenwerk *Oehler* in Offenbach. *Perkin* entdeckte 1856 den ersten violetten Farbstoff aus Anilin, das Mauvein („Anilinpurpur“), und bereits drei Jahre später, 1859, entdeckte man auch die Herstellung von Fuchsin, Anilinblau, Methylgrün und Methylviolett. Jedes Jahr brachte neue Farbstoffe und Farbstoffgruppen: 1869 die Azofarbstoffe, dann das Alizarin und andere Anthrazenfarbstoffe, und 1880 die künstliche Darstellung des Indigos durch *Adolf von Baeyer*.

Auf der Grundlage der streng wissenschaftlichen Farbstoff-Forschung blühte eine blühende Industrie auf. Deutschland übernahm eine führende Rolle. Unternehmen wie die Hoechst AG in Frankfurt, die Bayer AG in Leverkusen und die Badische Anilin&Sodafabrik (BASF) in Ludwigshafen schossen wie Pilze aus dem Boden und wurden schließlich ertragreiche Großkonzerne. Ihre Teerfarbstoffe fanden überall Anwendung: in der Färberei, der Buntpapier- und Tapetenfabrikation, der Zeugdruckerei, zum Färben von Holz, Metall, Leder und sogar zur Herstellung von Tinten und Kinderspielzeug. Und die anilinverarbeitenden Arbeiter bekamen Blasenkrebs (erster Nachweis dieses Zusammenhangs 1895 durch *Ludwig Rehn*).

Alle Teerfarben (veraltet auch Anilinfarben oder Teerfarbstoffe) enthalten mindestens eine aromatische Kohlenwasserstoffgruppe (Benzol, Naphthalin, Anthrazen, Chinolin) und zusätzlich Sauerstoff, Stickstoff, Schwefel oder mehrere dieser Elemente. ...

Bekannte Anwendungen des Farbstoffes waren das Anilinkleber und die Drucktechnik...

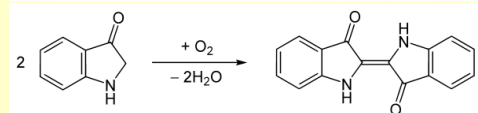


Abb. 63: Eine Indigoterie (oben, Zeichnung von 1667), die Indigo-Bildung an Luft (Mitte) und die Indigoproduktion 1890 bei der BASF

(Bildquellen:

<https://de.wikipedia.org/wiki/Indigo#/media/File:Indigoterie-1667.jpg> und https://de.wikipedia.org/wiki/Indigo#/media/File:Indigoproduktion_BASF_1890.JPG

Ab 1873 wurde Anilin von der „Actien-Gesellschaft für Anilin-Fabrication“ (Agfa) in großtechnischem Maßstab produziert. 1897 wurde es von der Badischen Anilin- und Soda-Fabrik (BASF) eingesetzt, um den vorher nur aus pflanzlichen Rohstoffen gewonnenen Farbstoff Indigo zu synthetisieren (*Hofmann* gelang 1882 zudem die Entwicklung des nach ihm benannten *Hofmann*-Abbaus der Säureamide (mit NaOBr), und A. v. *Baeyer* stellte 1885 erstmals das hochreaktive Butadiin $\text{HC}\equiv\text{C}-\text{C}\equiv\text{CH}$ her, das Diacetylen.).

Die künstliche Herstellung von Indigo hatte weitreichende Folgen. Der tiefblaue Farbstoff wurde in Indien seit vorchristlicher Zeit in Indien, Ostasien und Ägypten aus der Indigopflanze hergestellt. In Europa wurde Indigo in kleinen Mengen über Syrien und Alexandria aus Indien importiert und aus dem Färberwaid gewonnen, den man z. B. in Thüringen vom 12. bis zum 17. Jahrhundert anbaute. Man trocknete den aus dem Waid gewonnenen Brei und feuchtete ihn mit Urin an, um ihn danach mit Pottasche vergären zu lassen. Aus 300 kg Pflanzenmaterial bekam man so etwa 1 bis 1,5 kg Indigo. Plötzlich war es möglich, den Farbstoff in Fabriken herzustellen – er wurde preiswerter, die Gewinnung des natürlichen Farbstoffes aus den Pflanzen brach ab und die Indigobauern wurden arbeitslos.

Die Vorteile der synthetischen Indigogewinnung lagen auf der Hand: farbkraftigere Ergebnisse, keine Ernteabhängigkeit, eine leichtere Dosierung und keine wechselnden Farbqualitäten. Indien war bis zum Ersten Weltkrieg mit 2.619.000 kg der weltweit bedeutendste Produzent von Indigo (80 % der Weltproduktion). Die europäischen Kapitalisten („Pflanzer“) hatten die Anbaurechte erworben und die Bauern (raiyyat) wurden dazu zu verpflichten, 15 % ihres besten Landes mit der Indigo-Pflanze zu bebauen. Zum Erwerb des Saatguts mussten sie zu verzinsende Vorschüsse mit betrügerischen Zinssätzen von 50–500 % akzeptieren. Es gab aber keinen Garantiepreis, sondern einen zur Erntezeit festgesetzten, der unter dem Marktwert lag. Als sich für die Pflanzer (thikadari) und ihre Mittelsmänner der Verkauf von Indigo nicht mehr rentierte, verlangten sie von den Bauern „Ablöse“ und Pachtzuschläge, was 1859–1862 zu den sogenannten Indigo-Unruhen führte. Die letzten Reste des „Tinkathia“ wurden erst 1917/18 abgeschafft (nach der Champaran-Kampagne von *Mohanda Gandhi*).

Auf den Indigoplantagen der nordamerikanischen Kolonien hatten zunächst indianische Sklaven gearbeitet, später die direkt aus Afrika importierten. Hier ermöglichten es die Anbau- und Verarbeitungszyklen von Indigo und Reis, beide Pflanzen gleichzeitig von denselben Sklaven anbauen zu lassen. Als ab 1897 der synthetische Indigo kommerziell vertrieben wurde, brach auch hier die Indigoproduktion aus pflanzlichen Rohstoffen fast völlig zusammen. Genau wie die indischen Indigobauer hatten in diesem Bereich auch die indianischen und afrikanischstämmigen Sklaven ausgedient.

1905 wurde *Adolf von Baeyer* mit dem Nobelpreis für Chemie ausgezeichnet. Er wurde dadurch für „die Entwicklung der organischen Chemie und der chemischen Industrie durch seine Arbeiten über die organischen Farbstoffe und die hydroaromatischen Verbindungen“ geehrt. Er hatte die erste Indigosynthese entwickelt, die der Farbstoffe Indol und Phenolphthalein, Fluorescein und – in Teilschritten – des Alizarins. 1867 hatte er die Deutsche Chemische Gesellschaft gegründet. Als die chemische Industrie verlangte, dass die Inhalte des Chemiestudiums stärker die Bedürfnisse der Industrie berücksichtigen sollten, traten *von Baeyer*, *Ostwald* und *Hofmann* für die zweckfreie Forschung ein und für ein hochschulinternes Prüfverfahren. *Von Baeyers* Name wurde zur Kennzeichnung vieler Namensreaktionen und Fachbegriffe in der organischen Chemie eingesetzt (*Baeyer*-Villiger-Oxidation, *Baeyer*-Spannung bei Alicyclen, die *Baeyer*-Probe – ein qualitatives Nachweisverfahren für C=C-Doppelbindungen aus der analytischen Chemie, mit Natriumcarbonat und Permanganatlösung). 2009 wurde ein Mondkrater nach ihm benannt.

(zitiert aus: M. Wächter: **Kleine Entdeckungsgeschichte(n) der Chemie im Kontext von Zeitgeschichte und Naturwissenschaften**, Verlag Königshausen und Neumann, Herbst 2018, ISBN: 978-3-8260-6510-1, preiswerter auch als ebook in der Reihe „Forscher und Entdecker“, Band 1 erhältlich, über: <https://www.twentysix.de/shop/entdeckungsgeschichten-der-chemie-michael-waechter-9783740764326>)

Es folgen Hinweise auf ergänzende Arbeitshefte und Bücher sowie das Stichwortverzeichnis zum Nachschlagen von Fachbegriffen.

Lern- und Lesehinweise

- 1.) **M. Wächter: Merksätze und Formeln Chemie**, epubli 2019, kleines Taschenbuch zu nur 7,99 €, ISBN 9783748550129 (auch als ebook für unter 3 €: ISBN bzw. EAN: 9783748597735)

Diese und alle weiteren Lernhilfen und Arbeitshefte erhältlich erhältlich im Epubli-Online-shop über:
<https://www.epubli.de/shop/autor/Michael-Wächter/28316>(ggf. nach unten scrollen!)

- 2.) **CHEMIE!?! Das Grundwissen für Klasse 7 bis 10**, ein Arbeitsbuch für die Schule - alle Lerninhalte mit Erklärungen, Übungsaufgaben, Lernhilfen, epubli 2020, preiswerte Schwarzweißausgabe (s/w) mit ISBN 9783752995596; mitvielen, farbigen Abbildungen: ISBN 9783752995657
- 3.) **Chemie im Distanzunterricht**, neuen Reihe für Kl. 7 bis 10 in folgenden Bänden:
(I) **Stoffe, Teilchen, Reaktionen**, ISBN: 9783753144399, preiswerter auch in schwarzweiss (s/w): 9783753138558;
(II) **Elemente, Periodensystem, Atombau**, ISBN farbig: 9783753148243, ISBN in s/w: 9783753148168
(III) **Salze, Säuren, Laugen**, ISBN farbig: 9783753159218, s/w: 9783753159249
(IV) **Redoxreaktionen – Energie aus chemischen Reaktionen**, ISBN farbig: 9783753165097, s/w: 9783753165028
(V) **Molekülverbindungen, Strukturformeln, Stoffe als Energieträger**, ISBN farbig: 9783753172064, s/w: 9783753171609
- 4.) **Üb(er)legungsaufgaben Chemie**, eine Reihe in 6 Bänden
(Übungsaufgaben, Klausur- und Prüfungsaufgaben **mit Lernhilfen + Lösungen**, epubli 2019),:
Bd.1: **Grundlagen der Chemie** (ISBN farbig: 9783750240421, in s/w: 9783748539421)
Bd.2: **Allgemeine und Anorganische Chemie, Stöchiometrie** (ISBN s/w: 978-3-748539-46-9, farbig: 978-3-750240-650),
Bd.3: **Physikalische Chemie**(ISBN s/w: 978-3-748539-47-6),
Bd.4: **Analytische Chemie**(ISBN s/w: 978-3-748539-48-3),
Bd.5: **Grundlagen der Organischen Chemie**(ISBN: 978-3-748539-52-0),
Bd. 6: **Anorganisch-chemische Technologie**(ISBN: 9783748571162),
Bd. 7: **Organisch-chemische Technologie**; (ISBN 9783753133430)
- 5.) **Das Lernen Lernen. Lernhilfen für Schule und Homeschooling**, für nur 8,99 Euro, Tipps für alle Fächer, für selbstständiges Lernen im Präsenz- und Distanzunterricht, ISBN 9783753104713 (epubli 2020)
- 6.) **Fachbegriffe der Chemie** - Definitionen, Grundwissen und Erklärungen zum Nachschlagen und Lernen, ISBN: 978-3-753172-14-9
- 7.) **Laborpraktikum Anorganisch-analytische Chemie LAC**(ISBN 9783750270077)
- 8.) **Kleine Entdeckungsgeschichte(n) der Chemie** im Kontext von Zeitgeschichte und Naturwissenschaften, Printausgabe: Verlag Königshausen und Neumann, ISBN: 9783826065101, wesentlich preiswerter für 7,99€ auch als ebook: Verlag Twentysix, EAN: 9783740768782
- 9.) **Analytik - die Geschichte** (ein Sach- und Lesebuch zur Analytik und Gerichtsmedizin, ihren Methoden, Erfindungen und Entdeckungen, Printausgabe: epubli 2019, ISBN: 978-3-748540-88-5, wesentlich preiswerter für 7,99€ auch als ebook: Verlag Twentysix, EAN: 9783740745318)
- 10.) **Entdeckungsgeschichte(n) aus den Biowissenschaften und der Medizin**, epubli 2019, ISBN: 978-3-748541-56-1 preiswerter auch als ebook erhältlich, Verlag twentysix
- 11.) **Tabellenbuch der Chemie**, Daten zur Analytik, Laborpraxis und Theorie, wiley-VCH Verlag Weinheim, 2012, ISBN-13: 978-3-527-32960-1
- 12.) **Chemielabor, Einführung in die Laborpraxis**, wiley-VCH Verlag Weinheim (2011), ISBN-13: 978-3-527-32996-0
- 13.) **Kleine Entdeckungsgeschichte(n) der Astronomie** im Kontext von Zeitgeschichte und Physik, Verlag Königshausen und Neumann, 2018, ISBN: 978-3-8260-6511-8 (auch ebook erhältlich)

Autorenhomepage: <https://michael-waechter.jimdosite.com/>

Der Autor: Michael Wächter war nach seinem Lehramtsstudium in Chemie, Pädagogik und Theologie zunächst als Lacklaborant in Münster-Hiltrup und als Chemielehrer an Gymnasien in Rheda-Wiedenbrück und Datteln tätig. Nun bildet er als Lehrer u. a. chemisch-technische Assistenten, Chemielaboranten, Lacklaboranten, Chemikanten und Produktionsfachkräfte Chemie am Hans-Böckler-Berufskolleg in Münster aus. Durch langjährige Lehrtätigkeit in Chemie und als Schul- und Sachbuchautor ist er mit den unterschiedlichen Frage- und Problemstellungen von Schülerinnen und Schülern sowie von Lernenden in den Laborberufen bestens vertraut.

Stichwortverzeichnis (Sachregister, Fachbegriffe von A – Z mit Seitenzahl)

Stichwort (Sachwort, Person)	Seite(n)	Stichwort (Sachwort, Person)	Seite(n)
A lkan(e), gesättigter KW	35ff	E thanol C_2H_5OH	38, 42, 47ff
Alkansäure(n), Carbonsäure(n)	51ff	Ethen, Ethylen C_2H_4 , $H_2C=CH_2$	29ff, 66ff
Alken(e), Alkin(e)	59ff	Ethin, Acetylen C_2H_2 , $HC\equiv CH$	59ff, 66ff
Alkohol(e), Alkanol(e)	42, 47ff, 70	Extraktion	22
Ameisensäure, Methansäure	50f	F arbstoff(e)	72
Ammoniak(gas) NH_3	8, 23f	FCKW, Fluorchlorkohlen-	
Ammonium-Ion NH_4^+	23	wasserstoffe	9, 46f
Anlagerung(reaktion), Addition	45, 60ff	Fett	71
Äpfelsäure	52	Fettsäure(n)	51f, 72
Aromat(en), aromatischer KW	63ff	Feuerzeuggas	7, 28ff
Aromastoff	53, 70	Fluorwasserstoff(säure) HF	20f, 24
Atomorbital AO	62	fossile Brennstoffe	10f
Austausch(reaktion), Substitution	27, 35, 45f	Fraktion, fraktionierte Dest.	37
Azetat, Acetat CH_3COO^-	50f	G lykol, Ethandiol	49, 70
B enennung (von KW)	41f	Glyzerin, Propantriol	49, 51, 70f
Benzin	31, 63	Graphit C	17
Benzol C_6H_6	63f	Grubengas	7
Bindungswinkel	23ff	H alogenalkan(e)	42, 46ff
Biogas	7	Heptan C_7H_{16}	31, 39f
Brennstoff	28	Hexan C_6H_{14}	22
Brom Br_2	60f	Heizgas	8
Butan(gas) C_4H_{10}	29f	homologe Reihe	35ff
C ampinggas	28ff	Hybridisierung, Hybridorbital	62
Carbonsäure(n), Alkansäure(n)	51ff	Hydroxycarbonsäure	52f
Chlor(gas) $Cl_{2\#}$	35	hydrohil, hydrophob	21f, 72f
Chlormethan CH_3Cl	35, 46f	Isobutan C_4H_{10}	29f
Chloroform $CHCl_3$	46	Isopentan C_5H_{12}	30
Chlorwasserstoff HCl	20f, 35	Isopropanol, Propanol-2	48f
Crackreaktion	37, 45	Isomer, Isomerie	29f, 39ff, 48f, 59f
Cycloalkan(e)	31, 41	K alotten-, Molekülmodell	13f, 20
D ekan, Decan $C_{10}H_{22}$	41	Katalysator	58
Destillation (fraktioniert)	37	Klimanotstand, -wandel	9ff
Diamant C	17	Kohle	11
Dichlormethan CH_2Cl_2	46	Kohlenstoff C	7, 17f
Dipol	20, 38	Kohlen(stoff)dioxid CO_2	9ff, 28
Doppelbindung $C=C$	59ff	Kohlenstoff-Kreislauf	11f
Duroplast, Duomer	67	Kohlenstofftetrachlorid CCl_4	46f
E infachbindung $C-C$	25f, 59	Kohlenwasserstoff KW	27ff, 31, 35ff
Elastomer	67	Kraftstoff	50f
Elektronegativität EN	21f	Kugelwolkenmodell KWM	19f
Elektronenpaar	19	Kunststoff(e)	67ff
Elektronenpaarabstandsmodell, EPA-Modell	13, 23	L achgas N_2O	9
Elektronenpaarbindung, EPB	17ff	Lack, Lackierung	71
Erderwärmung	10	Lewisschreibweise, -formel	23f
Erdgas	8	Lösemittel	22, 70
Erdöl	11ff, 37	M akromolekül, Polymer	32f, 67ff
erneuerbare Energien	10ff	Mesomerie	63
Ester	53ff, 70ff	Methan, Sumpfgas CH_4	7ff, 17f, 25f
Essigsäure, Ethansäure CH_3COOH	50ff	Methanmolekül	13ff
Essigsäureethylester, Ethylazetat $CH_3COOC_2H_5$	53f	Methanol CH_3OH	38f, 42, 48f
Ethan C_2H_6	25ff, 35ff	Methylgruppe $-CH_3$	26f
		Milchsäure und Laktate	52
		Molekül	19ff

Stichwort (Sachwort, Person)	Seite(n)
M olekulare Verbindung	18
Monomer	67f
N eopentan C ₅ H ₁₂ , auch: C(CH ₃) ₄	30
O ctan C ₈ H ₁₈	31
Oktett (Elektronen-)	24
Orbital(modell, -theorie)	62
Oxalsäure (COOH) ₂	52
Ozon(loch) O ₃	47
P araffin	31
Pentan C ₅ H ₁₂	30, 39
polar, polare Verbindung	20f
Polyester	54f, 71
Polyethylen PE	32f, 66ff
Polymer, Polymerisation	32f, 67ff
Plastik, Kunststoff	66ff
Propan(gas) C ₃ H ₈	28, 61
Propanol(e)	48f
Propen, Propylen C ₃ H ₆	61, 67
Propin C ₃ H ₄	61
R ecycling	12, 29, 68
Riesenmolekül, Polymer	32f, 66ff
S chwefelhexafluorid SF ₆	9, 24
Seife	71
Siedetemperatur, Siedepunkt	38f, 49f
Strukturformel	42
Substituent, substituierter Kohlenwasserstoff	46ff
Substitution, Austauschreaktion	27, 35, 45f
Sumpfgas	CH ₄
T eer	73
Tensid, waschaktive Substanz	72
Tetraeder	13f, 23ff
Tetrachlormethan CCl ₄	46f
Thermoplast	67
Treibhauseffekt, Treibhausgas	9f
Treibstoff	50
U ngesättigter Kohlenwasserstoff	59ff, 66ff
Valenzstrichformel	23
van-der-Waals-Kraft	38f
VSEPR-Modell, EPA-Modell	13, 23
Waschmittel	70
Wasserstoff(gas) H ₂	8, 19f, 60
Wasserstoffbrückenbindung	38
Wassermolekül	21ff
Weinsäure	52
Zitronensäure und Zitrone	52

Lese-Empfehlungen:



Das Nachschlagewerk „Fachbegriffe der Chemie“ im Taschenbuchformat bietet die Möglichkeit, offline schnell und schülergerechte Erklärungen für Fachbegriffe von A bis Z nachzuschlagen, zusätzlich zu eingängigen Merksätzen zu allen wichtigen Themen aus dem Chemieunterricht:

M. Wächter: **Fachbegriffe der Chemie**, epubli 2020 (ISBN: 978-3-753172-14-9) ein ausführliches Nachschlagebuch (Lexikon) mit schüler/innen(gerechten Erklärungen)



Das Sachbuch „**Chemie – Grundwissen für Klasse 7 bis 10**“ bietet alle wichtigen Lerninhalte für den Chemieunterricht, die man bis Klasse 11 wissen sollte – einfach und anschaulich erklärt. (ISBN-Nr. siehe Folgeseite).