minærva

C

9

SKRIPT

Kohlenwasserstoffe

Erklärskript

Die Aufgaben 275–315 zu diesem Skript stehen im Aufgabenskript, die Lösungen im Lösungsskript. Verweise auf Aufgaben sind Links.

Chemie – Klasse 8 bis 10, G8 und G9

Pirmin Gohn

Nutzungshinweis: Dieses Skript darf nur im Rahmen des Unterrichts verwendet werden; insbesondere ist die eigenständige Weitergabe untersagt.

Skriptreihe C · Chemie (Klasse 8 bis 10, G8 und G9)

C1 Stoffe	C2 Atombau	C3 Reaktion	C4 Stoffmengen	C5 Bindungen
C6 Säuren, Basen	C7 Redox	C8 Kohlenstoff	**C9 Kohlenwasserstoffe**	C10 Alkohole, Ester

Lernen mit minærva

Dieses Skript ist ein Teil von minærva. Alles gehört zusammen: Jedes Thema führt von der Erklärung zum Üben, zum Ausprobieren und ins große Bild.

minaerva.de

Skripte Verstehen
Der Stoff zum Nachlesen: Erklärungen, Herleitungen, Beispiele und typische Fehler.
minaerva.de

noctua Üben
Fragen zu jedem Abschnitt, mit sofortiger Rückmeldung.
noctua.minaerva.de

fabrica Ausprobieren
Versuche und Anschauungen zum Selbermessen und Anfassen, ohne Konto, auch auf dem iPad.
fabrica.minaerva.de

tela Vernetzen
Das Wissensnetz: worauf ein Thema aufbaut und wohin es führt.
tela.minaerva.de

So greifen die Skripte ineinander

Erklärskripte	Chemie: zehn Themenskripte C1–C10 für die Klassen 8 bis 10 (im G9 bis Klasse 11) mit dem Stoff, aber ohne Aufgaben. Unter jeder Abschnittsüberschrift steht, in welcher Klasse das Thema im G8 und im G9 drankommt.
Aufgabenskript	Ein gemeinsames Aufgabenskript für alle Themen. Die Erklärskripte verweisen darauf; jede Aufgaben-, Abbildungs- und Tabellennummer gibt es in der Reihe nur einmal.
Lösungsskript	Die Lösungen zu allen Aufgaben, mit denselben Nummern.

Am Ende vieler Abschnitte stehen Links zur passenden Übung, zum Versuch und ins Wissensnetz. In der PDF-Datei lassen sie sich direkt antippen.

Inhaltsverzeichnis

Worum es geht **4**
1 Organische Stoffe aus Erdöl und Erdgas **5**
1.1 Die Chemie des Kohlenstoffs 5
1.2 Wie Erdöl und Erdgas entstanden sind 5
1.3 Fraktionierte Destillation 6
1.4 Stoffe aus Erdöl und Erdgas im Alltag 7
2 Alkane: homologe Reihe und Benennung **8**
2.1 Die homologe Reihe der Alkane 8
2.2 Formeln für organische Moleküle 9
2.3 Namen nach IUPAC 9
3 Eigenschaften der Alkane und Wechselwirkungen **11**
3.1 Eigenschaften in der homologen Reihe 11
3.2 Wechselwirkungen zwischen Molekülen 12
3.3 Aus der Struktur auf Wechselwirkungen schließen 13
3.4 Löslichkeit 13
4 Isomerie **14**
4.1 Isomere systematisch finden 14
4.2 Verzweigung und Eigenschaften 14
5 Radikalische Substitution **16**
5.1 Substitution 16
5.2 Der Mechanismus Schritt für Schritt 16
5.3 Halogenkohlenwasserstoffe benennen 17
5.4 Halogenkohlenwasserstoffe in Alltag und Umwelt 18
6 Alkene: Mehrfachbindung, Addition, Nachweis **19**
6.1 Die C=C-Doppelbindung 19
6.2 Die Addition 20
6.3 Nachweis von Mehrfachbindungen mit Bromwasser 20
6.4 cis-trans-Isomerie 21
6.5 Woher kommt Ethen? 21
7 Polymere: Polyethen **22**
7.1 Vom Monomer zum Polymer 22
7.2 Eigenschaften von Polyethen 23
7.3 Weitere Kunststoffe aus Alkenen 23
7.4 Kunststoffe und Umwelt 24

Worum es geht

An der Tankstelle riecht es nach Benzin, im Gasherd brennt eine blaue Flamme, eine Kerze tropft Wachs, und die Einkaufstüte ist aus Plastik. So verschieden diese Dinge sind: Sie bestehen alle aus Stoffen, deren Moleküle nur aus zwei Atomsorten aufgebaut sind, aus Kohlenstoff und Wasserstoff. Fast alle stammen aus Erdöl und Erdgas, die vor vielen Millionen Jahren aus abgestorbenen Meereslebewesen entstanden sind.

Dieses Skript zeigt, wie Erdöl entsteht und in einer Raffinerie in Benzin, Diesel und Heizgas aufgetrennt wird. Es erklärt, wie man die Moleküle der Kohlenwasserstoffe zeichnet und benennt, warum Feuerzeuggas ein Gas und Kerzenwachs ein Feststoff ist, obwohl beide aus ähnlichen Molekülen bestehen, und wie aus einem Gas ein Kunststoff wird. Unterwegs geht es um eine Kettenreaktion, bei der ein einziges Teilchen Tausende Moleküle umwandelt, und um einen einfachen Test, mit dem man Doppelbindungen erkennt.

Kohlenwasserstoffe im Lehrplan. G8: Klasse 10. G9: Klasse 11. Einzelne Abschnitte können davon abweichen; die Marken unter den Überschriften sagen es genau.

Lehrplan-Marken. Unter jeder Abschnittsüberschrift steht, in welcher Klasse das Thema im achtjährigen (G8) und im neunjährigen Gymnasium (G9) vorkommt, z. B. G8 · Kl. 8 G9 · Kl. 8. Ein Strich (G9 –) heißt: Im Lehrplan dieses Zugs kommt der Abschnitt nicht vor. Grundlage ist der Bildungsplan Baden-Württemberg (G8: Fassung vom 25.03.2022, G9: Fassung vom 08.04.2026). Der Bildungsplan fasst die Klassen 8 bis 10 zusammen (im G9 dazu Klasse 11 mit der organischen Chemie); die Klasse ist eine Empfehlung nach dem üblichen Gang der Schulbücher.

Die Aufgaben zu diesem Skript stehen im Aufgabenskript der Reihe, die Lösungen im Lösungsskript. Jeder Abschnitt endet mit Verweisen auf passende Übungen in **noctua** und Stationen in **fabrica**. Fachbegriffe sind beim ersten Auftreten **fett** gesetzt und am Ende jedes Kapitels zusammengefasst. Die beschriebenen Versuche sind Schulversuche: Sie werden nur im Chemieraum unter Aufsicht der Lehrkraft durchgeführt, viele nur von der Lehrkraft selbst. Viele Kohlenwasserstoffe sind leicht entzündbar, Brom ist sehr giftig.

1 Organische Stoffe aus Erdöl und Erdgas

G8 · Kl. 10 G9 · Kl. 11

Benzin, Kerzenwachs, Zucker, Speiseöl, Holz, Aspirin und die Kunststoffe einer Plastikflasche haben etwas gemeinsam: Erhitzt man sie stark, werden sie schwarz, und beim Verbrennen entsteht Kohlenstoffdioxid. Alle enthalten das Element Kohlenstoff. Früher glaubte man, solche Stoffe könnten nur Lebewesen herstellen, mit einer besonderen „Lebenskraft". Deshalb nannte man sie **organische Stoffe** (von „Organismus"). 1828 stellte der Chemiker Friedrich Wöhler im Labor Harnstoff her, einen Stoff aus dem Urin, ganz ohne Lebewesen. Seitdem weiß man: Organische Stoffe folgen denselben Gesetzen wie alle anderen.

1.1 Die Chemie des Kohlenstoffs

Definition

Die **organische Chemie** ist die Chemie der Kohlenstoffverbindungen. Ausgenommen sind wenige einfache Verbindungen wie Kohlenstoffmonooxid, Kohlenstoffdioxid, die Kohlensäure und die Carbonate (z. B. Kalk); sie zählen zur anorganischen Chemie.

Heute kennt man über hundert Millionen organische Verbindungen, viel mehr als anorganische. Der Grund liegt im Kohlenstoff-Atom: Es hat vier Außenelektronen und bildet deshalb vier Elektronenpaarbindungen (es ist **vierbindig**). Vor allem kann es sich mit anderen Kohlenstoff-Atomen zu Ketten, Verzweigungen und Ringen verbinden, die stabil sind. Die einfachsten organischen Verbindungen enthalten außer Kohlenstoff nur Wasserstoff.

Definition

Kohlenwasserstoffe sind Verbindungen, deren Moleküle nur aus Kohlenstoff- und Wasserstoff-Atomen bestehen.

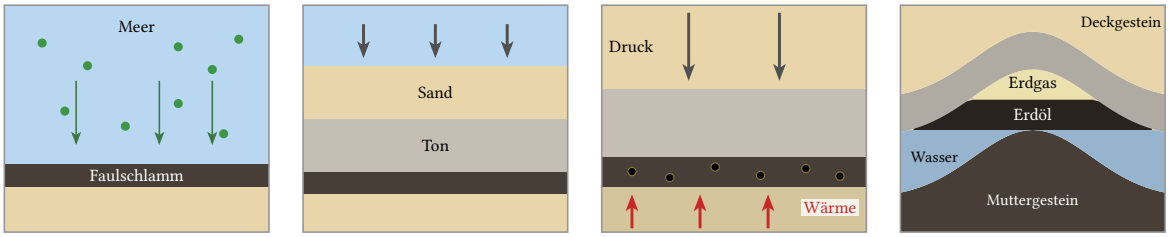
Dass ein Stoff Kohlenstoff und Wasserstoff enthält, kann man mit Nachweisreaktionen aus Skript C3 zeigen: Beim Verbrennen entsteht aus dem Kohlenstoff Kohlenstoffdioxid und aus dem Wasserstoff Wasser.

Versuch — Verbrennungsprodukte von Heptan

Durchführung. Wenige Tropfen Heptan (ein Bestandteil von Benzin) werden in einer Porzellanschale entzündet. Man hält kurz ein kaltes, trockenes Becherglas mit der Öffnung nach unten darüber. Danach wird das Becherglas umgedreht, mit etwas Kalkwasser ausgeschwenkt, und der Beschlag an der Innenwand wird mit weißem Kupfersulfat geprüft.
Beobachtung. Das Becherglas beschlägt innen. Das Kupfersulfat färbt sich blau, das Kalkwasser wird milchig trüb.
Deutung. Beim Verbrennen von Heptan entstehen Wasser und Kohlenstoffdioxid. Der Sauerstoff stammt aus der Luft, also muss Heptan die Elemente Wasserstoff und Kohlenstoff enthalten.
Sicherheit. Heptan ist leicht entzündbar: nur wenige Tropfen, Vorratsflasche vorher weit wegstellen, Schutzbrille. Kalkwasser reizt die Augen.

1.2 Wie Erdöl und Erdgas entstanden sind

Erdöl und Erdgas sind die wichtigsten Rohstoffe für Kohlenwasserstoffe. Sie sind aus Lebewesen entstanden, die vor vielen Millionen Jahren im Meer lebten (Abbildung 115).



1 Abgestorbenes Plankton sinkt auf den sauerstoffarmen Meeresboden.

2 Sand und Ton überdecken den Faulschlamm; der Druck wächst.

3 In 2 bis 4 km Tiefe bei etwa 60 °C bis 120 °C entstehen Erdöl und Erdgas.

4 Öl und Gas wandern nach oben und sammeln sich unter dichtem Gestein.

Abbildung 115: Entstehung von Erdöl und Erdgas (schematisch). Die Vorgänge dauern viele Millionen Jahre.

In flachen Meeresbecken lebten riesige Mengen **Plankton**, winzige Algen und Tierchen. Starben sie ab, sanken sie zu Boden. Wo das Wasser am Grund kaum Sauerstoff enthielt, verwesten sie nicht vollständig, sondern bildeten einen dunklen **Faulschlamm**. Flüsse lagerten darüber Sand und Ton ab, Schicht um Schicht. Der Faulschlamm geriet so immer

tiefer in die Erde, wo der Druck der Gesteinsschichten und die Temperatur zunehmen. In einigen Kilometern Tiefe wurden die Reste der Lebewesen bei etwa 60 °C bis 120 °C in ein Gemisch aus Kohlenwasserstoffen umgewandelt: Erdöl. Bei höheren Temperaturen entstand vor allem Erdgas.

Erdöl und Erdgas sind leichter als Wasser und wandern deshalb durch poröses Gestein, zum Beispiel Sandstein, langsam nach oben. Wo eine dichte Schicht, etwa aus Ton oder Salz, den Weg versperrt, sammeln sie sich an: Es entsteht eine **Lagerstätte**. Ganz oben liegt das Erdgas, darunter das Erdöl, darunter Wasser, das die Poren des Gesteins füllt. Aus solchen Lagerstätten wird Erdöl durch Bohrungen gefördert.

Definition

Fossile Brennstoffe sind Brennstoffe, die vor Millionen von Jahren aus abgestorbenen Lebewesen entstanden sind: Erdöl, Erdgas und Kohle. Ihre Vorräte wachsen in menschlichen Zeiträumen nicht nach.

Erdgas besteht meist zu 80 % bis 99 % aus **Methan**, dem einfachsten Kohlenwasserstoff, dazu Ethan, Propan, Butan, Stickstoff und Kohlenstoffdioxid. Erdöl dagegen ist ein Gemisch aus Tausenden verschiedener Kohlenwasserstoffe mit kurzen und langen Molekülen. So wie es aus der Erde kommt, ist es kaum zu gebrauchen: eine dunkle, zähe, übel riechende Flüssigkeit. Man muss es erst auftrennen.

1.3 Fraktionierte Destillation

Die Bestandteile des Erdöls haben verschiedene Siedetemperaturen. Deshalb lassen sie sich durch Destillation trennen, wie Alkohol und Wasser (Skript C1). Weil die Stoffe aber sehr zahlreich sind und ihre Siedetemperaturen dicht beieinander liegen, trennt man nicht in reine Stoffe, sondern in Gruppen von Stoffen mit ähnlichen Siedetemperaturen.

Versuch — Destillation von Erdöl (Lehrerversuch)

Durchführung. Etwas Rohöl wird mit Siedesteinchen in einem Rundkolben langsam erhitzt. Ein Thermometer misst die Temperatur des Dampfes. Das Destillat wird in mehreren Reagenzgläsern aufgefangen; man wechselt das Glas, wenn die Temperatur bestimmte Werte erreicht hat, z. B. 100 °C, 150 °C und 200 °C.

Beobachtung. Das erste Destillat ist farblos, dünnflüssig und riecht nach Benzin; es lässt sich sofort entzünden. Spätere Destillate sind gelblich, dickflüssiger und schwerer zu entzünden. Im Kolben bleibt eine schwarze, zähe Masse zurück.

Deutung. Erdöl ist ein Gemisch. Die Stoffe mit niedrigen Siedetemperaturen verdampfen zuerst, die mit höheren später. Jedes Reagenzglas enthält ein Teilgemisch mit einem bestimmten Siedebereich.

Sicherheit. Rohöl ist leicht entzündbar und kann Krebs erzeugen: im Abzug, Schutzbrille und Schutzhandschuhe, nicht mit offener Flamme erhitzen (Heizpilz).

Definition

Bei der **fraktionierten Destillation** wird ein Gemisch in Teilgemische mit verschiedenen **Siedebereichen** aufgetrennt. Diese Teilgemische heißen **Fraktionen**.

In der Raffinerie geschieht das in einem bis zu 50 m hohen Destillationsturm (Abbildung 116). Das Erdöl wird in einem Röhrenofen auf etwa 400 °C erhitzt und als Gemisch aus Dampf und Flüssigkeit unten in den Turm geleitet. Der Dampf steigt nach oben und kühlt dabei ab. Im Turm sind übereinander viele Zwischenböden eingebaut. Durch kleine Öffnungen, die von Glocken überdeckt sind, perlt der Dampf durch die Flüssigkeit, die auf jedem Boden steht. Stoffe mit hoher Siedetemperatur kondensieren schon weit unten, Stoffe mit niedriger Siedetemperatur steigen weiter nach oben. So reichert sich auf jedem Boden eine Fraktion an, die seitlich abgeleitet wird.

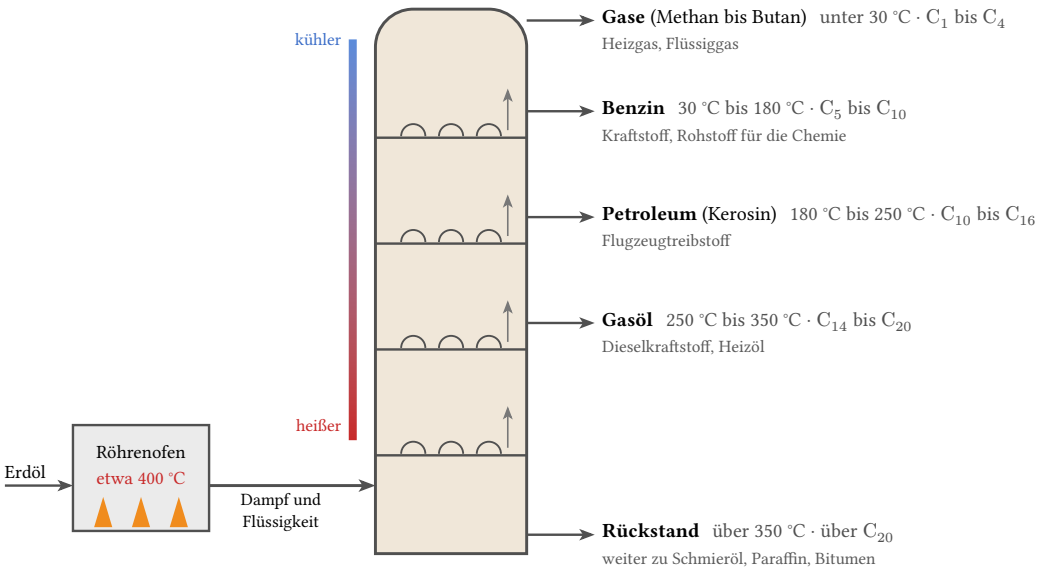


Abbildung 116: Fraktionierte Destillation von Erdöl im Destillationsturm (schematisch). Siedebereiche und Kettenlängen sind gerundete Richtwerte; jede Raffinerie trennt etwas anders.

Merksatz

Je kürzer die Moleküle eines Kohlenwasserstoffs, desto niedriger ist seine Siedetemperatur und desto weiter oben verlässt er den Destillationsturm.

Was unten als Rückstand übrig bleibt, würde erst oberhalb von 350 °C sieden; dabei würden sich die Moleküle aber schon zersetzen. Deshalb wird der Rückstand in einem zweiten Turm bei Unterdruck destilliert (**Vakuumdestillation**), denn bei niedrigerem Druck sieden Stoffe bei niedrigeren Temperaturen. So gewinnt man Schmieröle und Paraffin; zurück bleibt Bitumen für den Straßenbau.

1.4 Stoffe aus Erdöl und Erdgas im Alltag

Die meisten Fraktionen sind Brennstoffe und Kraftstoffe. Drei Stoffe begegnen uns in diesem Skript immer wieder:

Stoff	typische Eigenschaften	Verwendung
Methan CH_4	farbloses, geruchloses Gas, leichter als Luft, brennt mit blauer Flamme; mit Luft explosionsfähig	Hauptbestandteil von Erdgas und Biogas: Heizen, Kochen, Stromerzeugung; Rohstoff für Wasserstoff
Heptan C_7H_{16}	farblose, leicht entzündbare Flüssigkeit, siedet bei 98,4 °C, nicht mit Wasser mischbar, löst Fette	Bestandteil von Benzin, Lösungsmittel im Labor
Benzin	Gemisch vieler Kohlenwasserstoffe mit 5 bis 10 C-Atomen, siedet von etwa 30 °C bis 180 °C, Dämpfe leicht entzündbar	Kraftstoff für Ottomotoren, Rohstoff für die chemische Industrie

Tabelle 52: Drei Kohlenwasserstoffe aus Erdöl und Erdgas.

Weil Methan nicht riecht, mischt man dem Erdgas für Haushalte einen stark riechenden Stoff bei. So bemerkt man undichte Leitungen, bevor sich ein explosionsfähiges Gemisch bildet.

Aus Erdöl entstehen aber nicht nur Brennstoffe. Die chemische Industrie stellt aus einem kleineren Teil Kunststoffe, Farben, Klebstoffe, Waschmittel, Kosmetika und Arzneimittel her. Weil die Vorräte begrenzt sind und beim Verbrennen Kohlenstoffdioxid entsteht, das den Klimawandel verstärkt (Skript C8), sucht man nach Alternativen: Strom aus Wind und Sonne zum Heizen und Fahren, Biogas, und Kunststoffe aus Pflanzen.

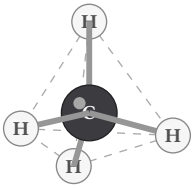
Fachbegriffe: organische Chemie · Kohlenwasserstoff · vierbindig · fossile Brennstoffe · Erdöl · Erdgas · Lagerstätte · fraktionierte Destillation · Fraktion · Siedebereich · Vakuumdestillation · Methan · Heptan · Benzin

Üben: **noctua** ↗

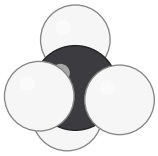
2 Alkane: homologe Reihe und Benennung

G8 · Kl. 10 G9 · Kl. 11

Das Methan-Molekül ist das einfachste Molekül eines Kohlenwasserstoffs. Ein Kohlenstoff-Atom hat vier Außenelektronen, ein Wasserstoff-Atom eines. Das C-Atom bildet mit vier H-Atomen je ein gemeinsames Elektronenpaar; so erreichen alle Atome die Edelgaskonfiguration (Skript C5). Nach dem Elektronenpaarabstoßungs-Modell stoßen sich die vier Elektronenpaare ab und ordnen sich so weit wie möglich voneinander an: Die H-Atome sitzen an den Ecken eines **Tetraeders**, die Winkel zwischen den Bindungen betragen 109,5° (Abbildung 117).



Kugel-Stab-Modell: Die vier H-Atome bilden die Ecken eines Tetraeders, Winkel 109,5°.

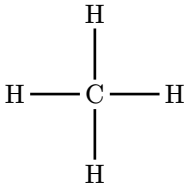


Kalottenmodell: zeigt den Raum, den das Molekül einnimmt.

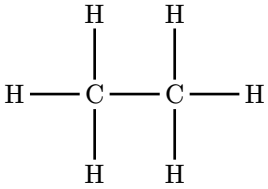
Abbildung 117: Zwei Modelle des Methan-Moleküls. Das C-Atom sitzt in der Mitte des Tetraeders.

2.1 Die homologe Reihe der Alkane

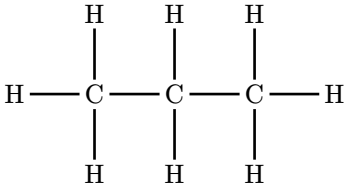
Verbindet man zwei C-Atome miteinander und sättigt die übrigen Bindungen mit H-Atomen ab, erhält man Ethan C_2H_6, mit drei C-Atomen Propan C_3H_8 und so weiter. Jedes C-Atom ist dabei vierbindig, jedes H-Atom einbindig.



Methan CH_4



Ethan C_2H_6



Propan C_3H_8

Definition

Alkane sind Kohlenwasserstoffe, in deren Molekülen nur **Einfachbindungen** vorkommen. Sie heißen **gesättigt**, weil jedes C-Atom mit der größtmöglichen Zahl von H-Atomen verbunden ist. Die unverzweigten Alkane bilden eine **homologe Reihe**: Jedes Molekül unterscheidet sich vom vorigen um eine CH_2-Gruppe. Die **allgemeine Molekülformel** der Alkane lautet C_nH_{2n+2}.

Die Namen der ersten vier Alkane sind historisch entstanden, ab dem fünften gibt die Vorsilbe die Zahl der C-Atome mit einem griechischen Zahlwort an (**penta** = fünf, **hexa** = sechs …). Alle Namen enden auf **-an**.

n	Name	Molekülformel	Halbstrukturformel
1	Methan	CH_4	CH_4
2	Ethan	C_2H_6	$CH_3–CH_3$
3	Propan	C_3H_8	$CH_3–CH_2–CH_3$
4	Butan	C_4H_{10}	$CH_3–CH_2–CH_2–CH_3$
5	Pentan	C_5H_{12}	$CH_3–(CH_2)_3–CH_3$
6	Hexan	C_6H_{14}	$CH_3–(CH_2)_4–CH_3$
7	Heptan	C_7H_{16}	$CH_3–(CH_2)_5–CH_3$
8	Octan	C_8H_{18}	$CH_3–(CH_2)_6–CH_3$
9	Nonan	C_9H_{20}	$CH_3–(CH_2)_7–CH_3$
10	Decan	$C_{10}H_{22}$	$CH_3–(CH_2)_8–CH_3$

Tabelle 53: Die ersten zehn Glieder der homologen Reihe der Alkane.

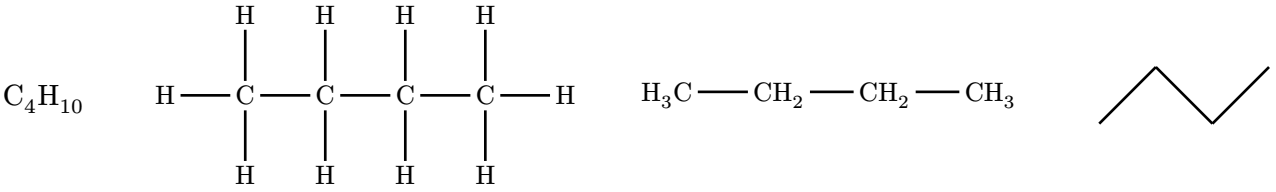
Beispiel 1

Die allgemeine Formel nutzen. Ein Alkan hat 12 C-Atome. Mit $n = 12$ ist die Zahl der H-Atome $2 \cdot 12 + 2 = 26$: Die Molekülformel ist $C_{12}H_{26}$ (Dodecan). Umgekehrt gehört $C_{15}H_{32}$ zu den Alkanen, denn $2 \cdot 15 + 2 = 32$.

2.2 Formeln für organische Moleküle

Eine Molekülformel wie C_4H_{10} sagt nur, wie viele Atome jeder Sorte ein Molekül enthält. Wie sie verbunden sind, zeigt sie nicht. Deshalb verwendet man in der organischen Chemie verschiedene Formeln (Abbildung 118):

- Die **Molekülformel** (Summenformel) gibt die Zahl der Atome jeder Sorte an.
- Die **Strukturformel** (Valenzstrichformel) zeigt alle Atome und jede Bindung als Strich. Sie ist eben gezeichnet; die wirkliche Gestalt ist räumlich, mit Winkeln von 109,5°.
- Die **Halbstrukturformel** fasst jedes C-Atom mit seinen H-Atomen zu einer Gruppe zusammen und zeigt nur die Bindungen zwischen den C-Atomen.
- In der **Skelettformel** steht jeder Knick einer Zickzacklinie für ein C-Atom; H-Atome werden weggelassen. Sie ist kurz, aber am Anfang ungewohnt.



Molekülformel | Strukturformel | Halbstrukturformel | Skelettformel

Abbildung 118: Vier Formeln für Butan.

Weil jedes C-Atom tetraedrisch gebaut ist, sind die Ketten in Wirklichkeit zickzackförmig. Um die Einfachbindungen können sich die Molekülteile drehen; ein Alkan-Molekül ist deshalb beweglich und kann viele Formen annehmen. Wie man die Kette auf dem Papier zeichnet, gerade oder abgeknickt, ändert nichts am Molekül.

2.3 Namen nach IUPAC

Bei vier und mehr C-Atomen müssen die Ketten nicht unverzweigt sein. Damit jeder Chemiker auf der Welt einen Namen in genau eine Formel übersetzen kann, gibt es feste Regeln, die die **IUPAC** festlegt (International Union of Pure and Applied Chemistry). Eine Seitenkette, die von der Hauptkette abzweigt, heißt **Alkylgruppe**. Ihr Name endet auf **-yl**:

Alkylgruppe	Formel	abgeleitet von
Methyl-	–CH_3	Methan
Ethyl-	–CH_2–CH_3 bzw. –C_2H_5	Ethan
Propyl-	–CH_2–CH_2–CH_3 bzw. –C_3H_7	Propan

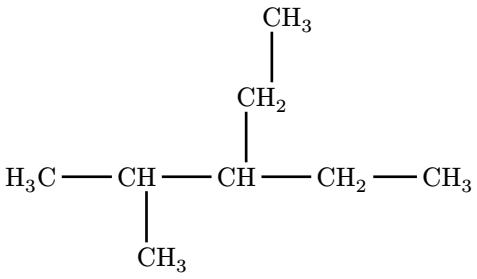
Tabelle 54: Die wichtigsten Alkylgruppen.

Vorgehen: verzweigte Alkane benennen

a) Die längste durchgehende Kette von C-Atomen suchen, die **Hauptkette**. Sie liefert den Stammnamen. Achtung: Sie muss nicht geradeaus gezeichnet sein.
b) Die Seitenketten (Alkylgruppen) bestimmen.
c) Die Hauptkette von dem Ende her nummerieren, das einer Verzweigung am nächsten liegt, sodass die Verzweigungsstellen möglichst kleine Nummern bekommen.
d) Vor den Stammnamen die Seitenketten mit der Nummer ihres C-Atoms setzen, in alphabetischer Reihenfolge. Mehrere gleiche Seitenketten bekommen die Vorsilben **di-** (2), **tri-** (3), **tetra-** (4), und jede Stelle wird genannt. Zahlen werden durch Kommas, Zahlen und Buchstaben durch Bindestriche getrennt.

Beispiel 2

Ein Alkan benennen.



a) Die längste Kette: Geht man waagerecht durch, hat sie fünf C-Atome. Biegt man am dritten C-Atom nach oben ab, kommt man auch auf fünf. Beide Ketten sind gleich lang und tragen je zwei Seitenketten; sie führen zum selben Namen. Wir nehmen die waagerechte: Stammname **Pentan**.
b) Seitenketten: eine Methylgruppe (–CH_3, unten) und eine Ethylgruppe (–CH_2–CH_3, oben).
c) Nummerieren von links: Verzweigungen an C-2 und C-3. Von rechts wären es C-3 und C-4. Also von links.
d) Name, alphabetisch (Ethyl vor Methyl): **3-Ethyl-2-methylpentan**. Molekülformel: C_8H_{18}.

Typischer Fehler

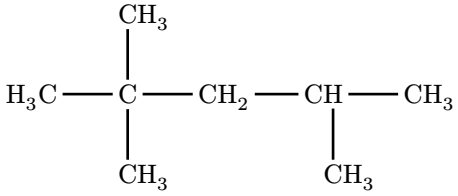
Falsch: „2-Ethylbutan“ für CH_3–$CH(C_2H_5)$–CH_2–CH_3
Richtig: 3-Methylpentan

Zählt man durch die Ethylgruppe hindurch, ist die längste Kette fünf C-Atome lang, nicht vier. Eine Ethylgruppe an C-2 oder eine Methylgruppe an C-1 kann es deshalb nie geben: Sie würden die Hauptkette verlängern.

Umgekehrt lässt sich aus jedem Namen die Formel zeichnen: Man zeichnet die Hauptkette, nummeriert sie, setzt die Seitenketten an die genannten Stellen und ergänzt so viele H-Atome, dass jedes C-Atom vier Bindungen hat.

Beispiel 3

Vom Namen zur Formel. Der Stoff, nach dem die Klopffestigkeit von Benzin bemessen wird (Oktanzahl 100), heißt **2,2,4-Trimethylpentan**. Hauptkette: fünf C-Atome. An C-2 sitzen zwei Methylgruppen, an C-4 eine:



Molekülformel: $5 + 3 = 8$ C-Atome, also C_8H_{18}.

Fachbegriffe: Tetraeder · Alkan · Einfachbindung · gesättigt · homologe Reihe · allgemeine Molekülformel C_nH_{2n+2} · Molekülformel · Strukturformel · Halbstrukturformel · Skelettformel · IUPAC · Hauptkette · Alkylgruppe

Üben: **noctua** ↗ Ausprobieren: **Molekülbau mit dem EPA-Modell** ↗ · **Moleküle bauen und benennen** ↗

3 Eigenschaften der Alkane und Wechselwirkungen

G8 · Kl. 10 G9 · Kl. 11

Im Feuerzeug ist Butan, im Tank Benzin, in der Kerze Paraffin. Alle drei bestehen aus Alkan-Molekülen, aber das eine ist ein Gas, das zweite eine Flüssigkeit und das dritte ein Feststoff. Der Unterschied liegt in der Länge der Moleküle.

3.1 Eigenschaften in der homologen Reihe

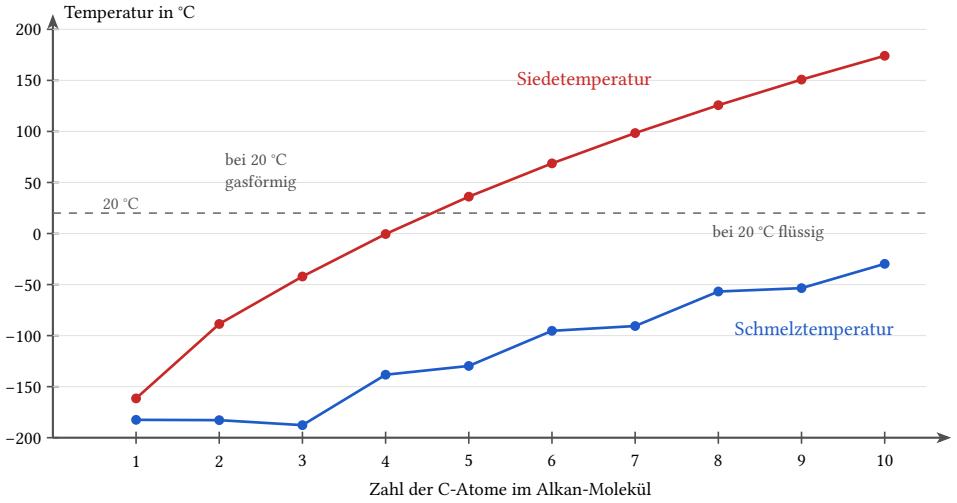


Abbildung 119: Schmelz- und Siedetemperaturen der unverzweigten Alkane mit 1 bis 10 C-Atomen (Daten: CRC Handbook). Die gestrichelte Linie markiert 20 °C.

Alkan	Smp. in °C	Sdp. in °C	bei 20 °C	Beispiel aus dem Alltag
Methan	−182,5	−161,5	gasförmig	Erdgas
Propan	−187,7	−42,1	gasförmig	Campinggas, Flüssiggas
Butan	−138,3	−0,5	gasförmig	Feuerzeuggas
Heptan	−90,6	98,4	flüssig	Benzin
Decan	−29,7	174,1	flüssig	Petroleum, Diesel
Hexadecan $C_{16}H_{34}$	18,2	286,9	flüssig	Dieselkraftstoff
Icosan $C_{20}H_{42}$	36,8	343	fest	Paraffin (Kerzenwachs)

Tabelle 55: Schmelz- und Siedetemperaturen einiger Alkane (CRC Handbook). Im Feuerzeug ist Butan flüssig, weil es unter Druck steht.

Mit wachsender Kettenlänge steigen die Siedetemperaturen gleichmäßig an (Abbildung 119), die Schmelztemperaturen im Großen und Ganzen auch. Die Alkane mit 1 bis 4 C-Atomen sind bei Zimmertemperatur Gase, die mit 5 bis 16 C-Atomen Flüssigkeiten, längere sind fest. Mit der Kettenlänge ändern sich weitere Eigenschaften:

- Die **Viskosität** (Zähflüssigkeit) nimmt zu: Benzin ist dünnflüssig, Dieselöl dicker, Schmieröl zäh.
- Die Entzündbarkeit nimmt ab: Benzin entzündet sich sofort, Paraffinöl erst nach starkem Erhitzen.
- Lange Ketten verbrennen mit stärker rußender Flamme.

Versuch — Alkane im Vergleich (Lehrerversuch)

Durchführung. In drei Porzellanschalen gibt man je einige Tropfen Pentan, Heptan und Paraffinöl (Alkane mit etwa 15 bis 20 C-Atomen). Man nähert jeweils einen brennenden Holzspan.

Beobachtung. Pentan entzündet sich schon, bevor der Span die Flüssigkeit berührt. Heptan brennt, sobald der Span die Oberfläche erreicht. Paraffinöl lässt sich so nicht entzünden; erst wenn man es mit dem Brenner erhitzt, brennt es mit rußender Flamme.

Deutung. Je kürzer die Moleküle, desto leichter verdampft ein Alkan, und brennbar ist nur der Dampf. Kurzkettige Alkane bilden schon bei Zimmertemperatur genug Dampf, langkettige erst bei hoher Temperatur.

Sicherheit. Pentan und Heptan sind leicht entzündbar, ihre Dämpfe sind schwerer als Luft und können zu einer Flamme kriechen: kleinste Mengen, Vorratsflaschen aus dem Raum, Abzug, Schutzbrille.

3.2 Wechselwirkungen zwischen Molekülen

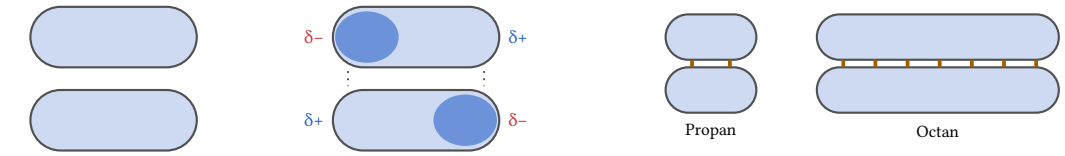
Beim Sieden trennen sich die Moleküle voneinander und bewegen sich frei im Gasraum. Die Bindungen in den Molekülen bleiben dabei erhalten. Wie viel Energie man zum Sieden braucht, hängt also davon ab, wie stark sich die Moleküle **untereinander** anziehen. Diese Anziehungskräfte zwischen Molekülen heißen **Wechselwirkungen**. Aus Skript C5 sind drei Arten bekannt:

Wechselwirkung	Voraussetzung im Molekül	Stärke
Wechselwirkungen zwischen temporären Dipolen (Van-der-Waals-Kräfte)	bei allen Molekülen; umso stärker, je größer die Moleküle und ihre Berührungsfläche	schwach, wachsen mit der Molekülgröße
Wechselwirkungen zwischen permanenten Dipolen	polare Bindungen, unsymmetrisch angeordnet: Das Molekül ist ein Dipol	mittel
Wasserstoffbrücken	H-Atom an einem stark elektronegativen Atom (O, N, F) und ein freies Elektronenpaar am Nachbarmolekül	am stärksten

Tabelle 56: Wechselwirkungen zwischen Molekülen.

In Alkan-Molekülen gibt es nur C–C- und C–H-Bindungen. Die Elektronegativitäten von Kohlenstoff (2,6) und Wasserstoff (2,2) unterscheiden sich kaum, die C–H-Bindung ist nahezu **unpolar**. Außerdem sind die Bindungen symmetrisch angeordnet. Alkan-Moleküle sind deshalb keine Dipole. Zwischen ihnen wirken nur Wechselwirkungen zwischen temporären Dipolen.

Wie kommen diese zustande? Die Elektronen eines Moleküls bewegen sich ständig. Im Mittel sind sie gleichmäßig verteilt, aber für einen winzigen Augenblick kann auf einer Seite des Moleküls etwas mehr negative Ladung sein als auf der anderen: Das Molekül wird kurz zu einem **temporären Dipol**. Dieser verschiebt die Elektronen im Nachbarmolekül, das dadurch ebenfalls zum Dipol wird; die beiden ziehen sich an (Abbildung 120). Einen Augenblick später ist die Verteilung schon wieder anders, doch weil das in allen Molekülen ständig geschieht, ziehen sich die Moleküle im Mittel an.



(a) Die Elektronen sind im Mittel gleichmäßig verteilt.

(b) Für einen Augenblick ungleich verteilt: Ein temporärer Dipol entsteht und verschiebt die Elektronen im Nachbarmolekül. Die Dipole ziehen sich an.

(c) Je länger die Moleküle, desto mehr Berührungsstellen (farbig) und desto stärker die Anziehung.

Abbildung 120: Wechselwirkungen zwischen temporären Dipolen im Modell. Die Moleküle sind als Elektronenwolken gezeichnet.

Merksatz

Je länger die Kette eines Alkan-Moleküls, desto mehr Elektronen hat es und desto größer ist die Fläche, mit der es Nachbarmoleküle berührt. Die Wechselwirkungen zwischen temporären Dipolen werden stärker, und die Siedetemperatur steigt.

Typischer Fehler

Falsch: Beim Sieden von Heptan werden die Moleküle zerlegt.

Richtig: Beim Sieden lösen sich die Heptan-Moleküle nur voneinander. Die Bindungen zwischen den Atomen im Molekül bleiben erhalten, im Dampf sind dieselben Moleküle wie in der Flüssigkeit.

Bindungen im Molekül sind viel stärker als die Wechselwirkungen zwischen den Molekülen. Würden sie beim Sieden aufbrechen, entstünden neue Stoffe: Das wäre eine chemische Reaktion.

3.3 Aus der Struktur auf Wechselwirkungen schließen

Ob zwischen Molekülen auch stärkere Wechselwirkungen wirken, kann man an ihrer Struktur erkennen. Am besten vergleicht man Moleküle mit ähnlicher Größe und Masse, damit die Van-der-Waals-Kräfte etwa gleich stark sind:

Stoff	Halbstrukturformel	M in $\frac{g}{mol}$	Wechselwirkungen	Sdp. in °C
Butan	$CH_3–CH_2–CH_2–CH_3$	58,1	temporäre Dipole	−0,5
Propanon (Aceton)	$CH_3–CO–CH_3$	58,1	temporäre und permanente Dipole (polare C=O-Bindung)	56,1
Propan-1-ol	$CH_3–CH_2–CH_2–OH$	60,1	temporäre Dipole, Dipole und Wasserstoffbrücken (O–H-Gruppe)	97,2

Tabelle 57: Drei Stoffe mit ähnlicher Molekülmasse, aber verschiedenen Wechselwirkungen (Siedetemperaturen: CRC Handbook).

Das Sauerstoff-Atom ist viel elektronegativer (3,4) als Kohlenstoff und Wasserstoff. Im Propanon-Molekül macht die C=O-Bindung das Molekül zum Dipol; im Propan-1-ol-Molekül trägt das O-Atom ein H-Atom, das Wasserstoffbrücken bilden kann. Je stärker die Wechselwirkungen, desto höher die Siedetemperatur. Stoffe mit Sauerstoff im Molekül behandelt Skript C10 genauer.

3.4 Löslichkeit

Gibt man Heptan zu Wasser, bilden sich zwei Schichten; das Heptan schwimmt oben, weil es eine kleinere Dichte hat ($0{,}68\frac{g}{cm^3}$). Mit Speiseöl oder Kerzenwachs mischt sich Heptan dagegen gut (Abbildung 121).

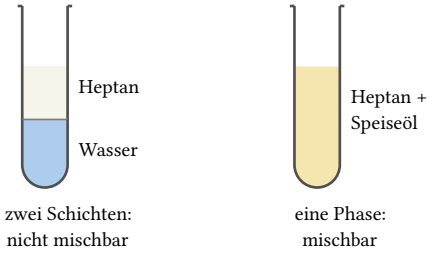


Abbildung 121: Heptan mischt sich nicht mit Wasser, aber mit Speiseöl.

Die Erklärung liegt wieder bei den Wechselwirkungen. Wasser-Moleküle sind starke Dipole und halten über Wasserstoffbrücken fest zusammen. Ein Alkan-Molekül kann mit Wasser-Molekülen nur schwache Wechselwirkungen bilden. Würde es sich zwischen die Wasser-Moleküle schieben, müssten diese ihre Wasserstoffbrücken lösen, ohne etwas Gleichwertiges zu bekommen. Zwischen Alkan-Molekülen und den ebenfalls unpolaren Fett-Molekülen wirken dagegen ähnliche Kräfte wie innerhalb der beiden Stoffe.

Merksatz

Ähnliches löst sich in Ähnlichem: Polare Stoffe lösen sich in polaren Lösungsmitteln wie Wasser, unpolare Stoffe in unpolaren Lösungsmitteln wie Benzin. Alkane sind **hydrophob** („wassermeidend“) und **lipophil** („fettliebend“).

Deshalb entfernt Waschbenzin Fettflecken, die Wasser nicht löst, und darum treibt Erdöl nach einem Tankerunfall als Ölteppich auf dem Meer, statt sich im Wasser zu verteilen.

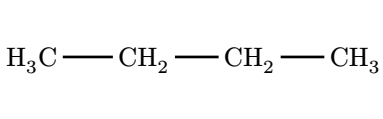
Fachbegriffe: Siedetemperatur · Schmelztemperatur · Viskosität · Wechselwirkungen zwischen temporären Dipolen · Van-der-Waals-Kräfte · Wechselwirkungen zwischen permanenten Dipolen · Wasserstoffbrücken · unpolar · Löslichkeit · hydrophob · lipophil

Üben: **noctua** ↗

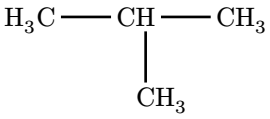
4 Isomerie

G8 – G9 · Kl. 11

Zu der Molekülformel C_4H_{10} gibt es zwei verschiedene Stoffe. Der eine siedet bei −0,5 °C, der andere bei −11,7 °C. Beide bestehen aus Molekülen mit vier C-Atomen und zehn H-Atomen, aber die Atome sind verschieden verknüpft: Beim Butan liegen alle C-Atome in einer Reihe, beim zweiten Stoff hängt ein C-Atom seitlich am mittleren.



Butan, Sdp. −0,5 °C



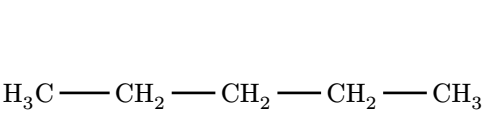
2-Methylpropan, Sdp. −11,7 °C

Definition

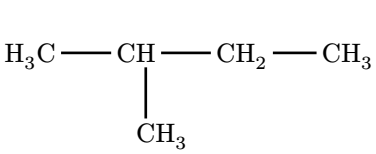
Verbindungen mit gleicher Molekülformel, aber verschiedener Struktur heißen **Isomere**. Unterscheiden sie sich darin, welche Atome miteinander verbunden sind, spricht man von **Strukturisomerie** (auch Konstitutionsisomerie). Isomere sind verschiedene Stoffe mit verschiedenen Eigenschaften.

4.1 Isomere systematisch finden

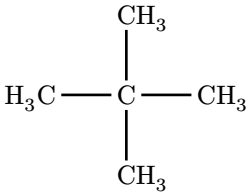
Für C_5H_{12} findet man alle Isomere, indem man die Hauptkette Schritt für Schritt verkürzt und die übrigen C-Atome als Seitenketten anhängt:



Pentan, Sdp. 36,1 °C



2-Methylbutan, Sdp. 27,8 °C



2,2-Dimethylpropan, Sdp. 9,5 °C

- Fünf C-Atome in einer Kette: Pentan.
- Vier C-Atome in der Hauptkette, eine Methylgruppe: Sie kann nur an C-2 sitzen. An C-1 würde sie die Kette verlängern, und C-3 ist von der anderen Seite gezählt wieder C-2. Es gibt nur 2-Methylbutan.
- Drei C-Atome in der Hauptkette, zwei Methylgruppen: Beide müssen am mittleren C-Atom sitzen: 2,2-Dimethylpropan.

Typischer Fehler

Falsch: $CH_3–CH(CH_3)–CH_2–CH_3$ und $CH_3–CH_2–CH(CH_3)–CH_3$ sind zwei Isomere.
Richtig: Beide Formeln beschreiben dasselbe Molekül, 2-Methylbutan, einmal von links und einmal von rechts geschrieben.

Vor jedem neuen „Isomer“ prüfen: Hat es einen anderen IUPAC-Namen? Nur dann ist es wirklich ein anderes Molekül.

Mit der Kettenlänge wächst die Zahl der möglichen Isomere schnell:

Molekülformel	C_4H_{10}	C_5H_{12}	C_6H_{14}	C_7H_{16}	C_8H_{18}	$C_{10}H_{22}$	$C_{20}H_{42}$
Zahl der Isomere	2	3	5	9	18	75	366 319

Tabelle 58: Zahl der strukturisomeren Alkane.

4.2 Verzweigung und Eigenschaften

Die drei Isomere des Pentans sieden bei 36,1 °C, 27,8 °C und 9,5 °C. Je stärker ein Molekül verzweigt ist, desto niedriger ist seine Siedetemperatur. Alle drei Moleküle haben gleich viele Elektronen. Aber ein verzweigtes Molekül ist kompakter, fast kugelig, und kann seine Nachbarn nur auf einer kleineren Fläche berühren (Abbildung 122). Die Wechselwirkungen zwischen temporären Dipolen sind schwächer.

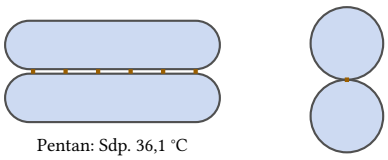


Abbildung 122: Gestreckte Moleküle berühren sich auf einer größeren Fläche als kugelige (Modell).

Isomere unterscheiden sich auch in anderen Eigenschaften. Für Benzin ist das wichtig: In einem Ottomotor soll sich das Benzin-Luft-Gemisch erst entzünden, wenn der Funke der Zündkerze überspringt. Unverzweigte Alkane wie Heptan entzünden sich beim Verdichten schon vorher von selbst, der Motor „klopft“. Verzweigte Alkane wie 2,2,4-Trimethylpentan sind viel klopffester. Die **Oktanzahl** auf der Zapfsäule gibt an, wie klopffest ein Benzin ist: Heptan hat die Oktanzahl 0, 2,2,4-Trimethylpentan die Oktanzahl 100. Eine weitere Art der Isomerie, bei der die Atome gleich verknüpft, aber räumlich verschieden angeordnet sind, folgt bei den Alkenen (Abschnitt 6).

Fachbegriffe: Isomere · Strukturisomerie · Verzweigung · Oktanzahl

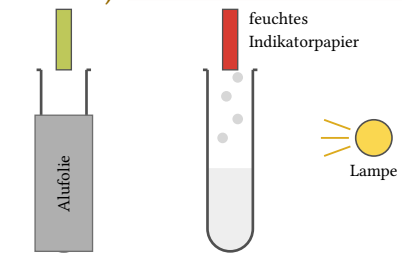
Üben: **noctua** ↗ Ausprobieren: **Moleküle bauen und benennen** ↗

5 Radikalische Substitution

G8 · Kl. 10 G9 · Kl. 11

Alkane sind reaktionsträge: Säuren, Laugen und die meisten Salzlösungen greifen sie nicht an. Ein alter Name für sie ist **Paraffine**, von lateinisch *parum affinis*, „wenig verwandt“, also wenig reaktionsfreudig. Außer mit Sauerstoff beim Verbrennen reagieren sie aber mit den Halogenen, allerdings nur unter einer Bedingung.

Versuch — Heptan und Brom (Lehrerversuch)



Durchführung. Zwei Reagenzgläser werden mit Heptan gefüllt, dem einige Tropfen Brom zugesetzt sind; die Lösung ist braun. Glas A wird mit Alufolie umwickelt und im Dunkeln aufbewahrt, Glas B mit einer hellen Lampe beleuchtet. Über die Öffnungen hält man feuchtes Universalindikatorpapier.
Beobachtung. In Glas B verschwindet die braune Farbe nach einigen Minuten, über der Flüssigkeit bildet sich ein weißer Nebel, das Indikatorpapier färbt sich rot. In Glas A bleibt die Lösung braun, das Papier ändert seine Farbe nicht.
Deutung. Im Licht reagiert Brom mit Heptan; dabei entsteht ein Gas, das mit Wasser eine saure Lösung bildet: Bromwasserstoff HBr. Ohne Licht läuft keine Reaktion ab.
Sicherheit. Brom ist sehr giftig beim Einatmen und verätzt die Haut, Heptan ist leicht entzündbar, Bromwasserstoff ist ätzend: nur im Abzug, Schutzbrille, Schutzhandschuhe; Bromreste mit Natriumthiosulfat-Lösung unschädlich machen.

5.1 Substitution

Bei der Reaktion wird ein H-Atom des Heptan-Moleküls durch ein Br-Atom ersetzt; das H-Atom bildet mit dem zweiten Br-Atom Bromwasserstoff. Am einfachsten sieht man das am Methan:

$$\mathrm{CH_4 + Br_2 \xrightarrow{Licht} CH_3Br + HBr}$$

Mit Heptan entsteht entsprechend Bromheptan: $\mathrm{C_7H_{16} + Br_2 \rightarrow C_7H_{15}Br + HBr}$.

Definition

Eine Reaktion, bei der ein Atom oder eine Atomgruppe in einem Molekül durch ein anderes Atom oder eine andere Atomgruppe ersetzt wird, heißt **Substitution** (lateinisch *substituere*, ersetzen).

5.2 Der Mechanismus Schritt für Schritt

Warum braucht die Reaktion Licht? Um das zu verstehen, verfolgt man die Reaktion auf der Ebene der Teilchen, Schritt für Schritt. Eine solche Beschreibung heißt **Reaktionsmechanismus**.

Startreaktion. Im Brom-Molekül sind die beiden Atome durch ein gemeinsames Elektronenpaar verbunden. Diese Bindung ist ziemlich schwach. Die Energie des Lichts reicht aus, um sie zu spalten, und zwar so, dass jedes Br-Atom eines der beiden Bindungselektronen behält (**homolytische Spaltung**). Es entstehen zwei Brom-Atome mit je einem ungepaarten Elektron. Die viel stärkeren C–H-Bindungen im Methan spaltet das Licht nicht.

Definition

Ein **Radikal** ist ein Teilchen mit einem ungepaarten Elektron. Man schreibt es mit einem Punkt: Br ·. Radikale sind sehr reaktionsfreudig, weil sie ihr Elektron mit einem zweiten zu einem Paar ergänzen wollen.

Kettenreaktion. Ein Brom-Radikal trifft auf ein Methan-Molekül und entreißt ihm ein H-Atom samt einem Bindungselektron (Schritt a). Es entsteht Bromwasserstoff, und vom Methan bleibt ein Methyl-Radikal · $\mathrm{CH_3}$ übrig. Das Methyl-Radikal reagiert mit einem Brom-Molekül zu Brommethan und spaltet dabei ein neues Brom-Radikal ab (Schritt

b). Dieses beginnt wieder bei Schritt a. Weil sich die beiden Schritte immer wiederholen, kann ein einziges Brom-Radikal Tausende Moleküle umsetzen.

Abbruchreaktionen. Treffen zwei Radikale aufeinander, verbinden sich ihre ungepaarten Elektronen zu einem Elektronenpaar, und die Kette endet. Weil es im Gemisch nur wenige Radikale gibt, ist das selten.

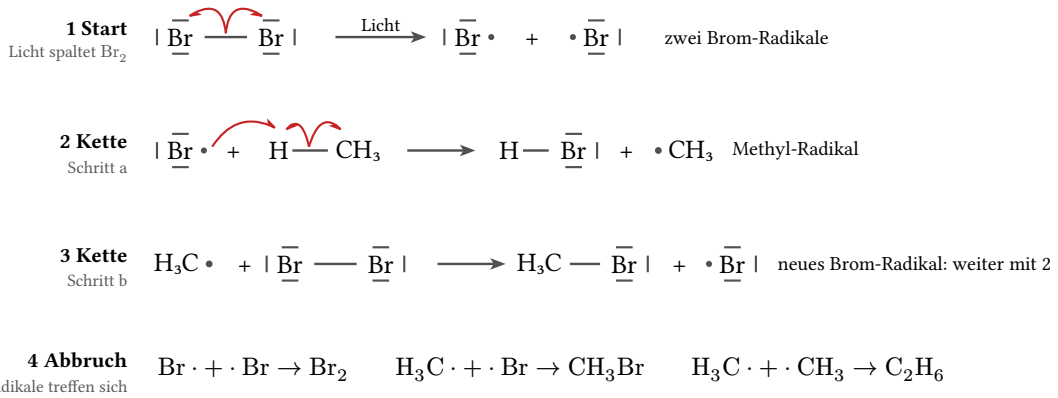


Abbildung 123: Mechanismus der radikalischen Substitution von Methan mit Brom. Ein roter Halbpfeil zeigt, wohin sich **ein** Elektron bewegt; ein Strich am Atomsymbol steht für ein freies Elektronenpaar, ein Punkt für ein ungepaartes Elektron.

Merksatz

Die **radikalische Substitution** läuft als Kettenreaktion in drei Phasen ab:

a) **Start:** Licht spaltet Halogen-Moleküle homolytisch in Radikale.
b) **Kette:** Ein Halogen-Radikal spaltet vom Alkan ein H-Atom ab (Halogenwasserstoff entsteht), das Alkyl-Radikal reagiert mit einem Halogen-Molekül zum Halogenalkan und einem neuen Halogen-Radikal.
c) **Abbruch:** Zwei Radikale vereinigen sich.

Das Produkt Brommethan hat selbst noch H-Atome und kann weiter reagieren. Bei genügend Brom entstehen deshalb nacheinander Dibrommethan, Tribrommethan und Tetrabrommethan. Bei längeren Alkanen kann jedes H-Atom ersetzt werden; aus Propan entstehen zum Beispiel zwei verschiedene Brompropane, je nachdem, ob ein H-Atom am Ende oder in der Mitte der Kette ersetzt wird. Mit Chlor verläuft die Reaktion genauso, nur heftiger.

Typischer Fehler

Falsch: Bei der Reaktion von Methan mit Brom zerfällt das Methan-Molekül zuerst in Atome.
Richtig: Licht spaltet nur die schwache Br–Br-Bindung. Erst das Brom-Radikal spaltet eine einzige C–H-Bindung des Methans; das Kohlenstoffgerüst bleibt erhalten.

5.3 Halogenkohlenwasserstoffe benennen

G8 – G9 · Kl. 11

Kohlenwasserstoffe, in denen H-Atome durch Halogen-Atome ersetzt sind, heißen **Halogenkohlenwasserstoffe**; leiten sie sich von Alkanen ab, auch **Halogenalkane**. Benannt werden sie wie verzweigte Alkane: Das Halogen-Atom steht als Vorsilbe **Fluor-**, **Chlor-**, **Brom-** oder **Iod-** mit der Nummer seines C-Atoms vor dem Stammnamen. Die Hauptkette wird so nummeriert, dass Halogen-Atome und Seitenketten zusammen möglichst kleine Nummern bekommen; alle Vorsilben stehen alphabetisch.

Halbstrukturformel	Name
$CH_3–CH_2–CH_2Br$	1-Brompropan
$CH_3–CHBr–CH_3$	2-Brompropan
$CH_2Cl–CH_2Cl$	1,2-Dichlorethan
$CH_3–CHCl–CH(CH_3)–CH_3$	2-Chlor-3-methylbutan
$CHCl_3$	Trichlormethan (Chloroform)

Tabelle 59: Namen einiger Halogenalkane.

5.4 Halogenkohlenwasserstoffe in Alltag und Umwelt

Ersetzt man im Methan nach und nach die H-Atome durch Cl-Atome, steigt die Siedetemperatur: Chlormethan −24,2 °C, Dichlormethan 39,6 °C, Trichlormethan 61,2 °C, Tetrachlormethan 76,7 °C (Methan: −161,5 °C). Die Moleküle werden größer und haben mehr Elektronen, und die C–Cl-Bindung ist polar (Elektronegativität von Chlor: 3,2). Chlormethan, Dichlormethan und Trichlormethan sind Dipole; im symmetrischen Tetrachlormethan heben sich die Teilladungen gegenseitig auf. Die meisten flüssigen Halogenalkane haben eine größere Dichte als Wasser.

Stoff	Verwendung	Probleme
Dichlormethan CH_2Cl_2	Lösungsmittel, z. B. zum Entkoffeinieren und in Abbeizmitteln	Dämpfe gesundheitsschädlich, steht im Verdacht, Krebs zu erzeugen
Trichlormethan $CHCl_3$	früher Narkosemittel (Chloroform), heute Lösungsmittel im Labor	schädigt Leber und Nieren
Fluorchlorkohlenwasserstoffe (FCKW), z. B. CCl_2F_2	früher Kältemittel in Kühlschränken, Treibgas in Spraydosen	zerstören in großer Höhe die Ozonschicht; seit dem Montrealer Protokoll von 1987 weltweit schrittweise verboten
Chlorethen $CH_2{=}CHCl$	Ausgangsstoff für den Kunststoff PVC (Abschnitt 7)	giftig, erzeugt Krebs

Tabelle 60: Halogenkohlenwasserstoffe im Alltag.

Viele Halogenkohlenwasserstoffe sind sehr beständig: Was sie nützlich macht, führt auch dazu, dass sie in der Umwelt kaum abgebaut werden. Die FCKW zum Beispiel steigen unzersetzt bis in die Stratosphäre auf. Dort spaltet das energiereiche UV-Licht der Sonne aus ihnen Chlor-Radikale ab, die in einer Kettenreaktion Ozon zerstören, so wie die Brom-Radikale beim Mechanismus oben eine Kette in Gang halten.

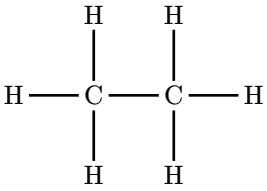
Fachbegriffe: Substitution · Reaktionsmechanismus · homolytische Spaltung · Radikal · Startreaktion · Kettenreaktion · Abbruchreaktion · radikalische Substitution · Halogenkohlenwasserstoffe · Halogenalkane · FCKW

Üben: **noctua** ↗

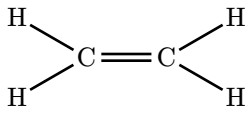
6 Alkene: Mehrfachbindung, Addition, Nachweis

G8 · Kl. 10 G9 · Kl. 11

Legt man eine unreife grüne Banane zusammen mit einem reifen Apfel in eine Tüte, ist sie nach wenigen Tagen gelb. Der Apfel gibt ein Gas ab, das Früchte reifen lässt: **Ethen** C_2H_4. Das Ethen-Molekül hat zwei C-Atome, aber zwei H-Atome weniger als Ethan. Damit jedes C-Atom trotzdem vier Bindungen hat, sind die beiden C-Atome durch zwei gemeinsame Elektronenpaare verbunden, eine **Doppelbindung**.



Ethan C_2H_6: gesättigt



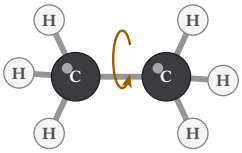
Ethen C_2H_4: ungesättigt

6.1 Die C=C-Doppelbindung

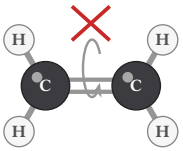
Definition

Alkene sind Kohlenwasserstoffe mit einer C=C-Doppelbindung im Molekül. Weil an die Doppelbindung noch weitere Atome angelagert werden können, nennt man sie **ungesättigt**. Die homologe Reihe der Alkene mit einer Doppelbindung hat die allgemeine Molekülformel C_nH_{2n}; die Namen enden auf **-en**.

Um eine C=C-Doppelbindung sind drei Elektronenpaarbereiche verteilt (die Doppelbindung zählt als einer). Sie ordnen sich in einer Ebene mit Winkeln von etwa 120° an. Ein Ethen-Molekül ist deshalb flach, alle sechs Atome liegen in einer Ebene. Anders als die Einfachbindung lässt sich die Doppelbindung nicht verdrehen, ohne eines der beiden Elektronenpaare zu trennen (Abbildung 124).



Ethan: Um die Einfachbindung können sich die Molekülhälften drehen.



Ethen: Die Doppelbindung ist starr, alle Atome liegen in einer Ebene (120°).

Abbildung 124: Einfachbindung und Doppelbindung im Kugel-Stab-Modell.

Bei Alkenen mit vier und mehr C-Atomen kann die Doppelbindung an verschiedenen Stellen liegen. Ihre Lage gibt die Nummer des ersten C-Atoms der Doppelbindung an; die Kette wird so nummeriert, dass diese Nummer möglichst klein ist:

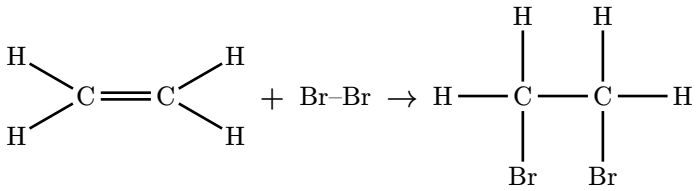
Name	Molekülformel	Halbstrukturformel	Sdp. in °C
Ethen	C_2H_4	$CH_2{=}CH_2$	−103,7
Propen	C_3H_6	$CH_2{=}CH{-}CH_3$	−47,6
But-1-en	C_4H_8	$CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH_3$	−6,3
But-2-en	C_4H_8	$CH_3{-}CH{=}CH{-}CH_3$	1 bis 4
Pent-1-en	C_5H_{10}	$CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$	30,0
Hex-1-en	C_6H_{12}	$CH_2{=}CH{-}(CH_2)_3{-}CH_3$	63,4

Tabelle 61: Einige Alkene (Siedetemperaturen: CRC Handbook; zu But-2-en siehe unten). But-1-en und But-2-en sind Strukturisomere.

Neben Doppelbindungen gibt es auch Dreifachbindungen aus drei gemeinsamen Elektronenpaaren. Kohlenwasserstoffe mit einer C≡C-Dreifachbindung heißen **Alkine** (C_nH_{2n-2}, Endung **-in**). Das einfachste ist Ethin HC≡CH (Acetylen), das in Schweißbrennern mit Sauerstoff eine über 3000 °C heiße Flamme liefert. Doppel- und Dreifachbindungen zwischen C-Atomen fasst man als **Mehrfachbindungen** zusammen.

6.2 Die Addition

Leitet man Ethen in Brom, verschwindet die braune Farbe sofort, auch im Dunkeln, und es entsteht kein Bromwasserstoff. Das Brom-Molekül wird an die Doppelbindung angelagert: Eines der beiden Elektronenpaare der Doppelbindung wird gelöst, jedes C-Atom bindet ein Br-Atom.



Ethen + Brom ⟶ 1,2-Dibromethan

Definition

Eine Reaktion, bei der Atome oder Atomgruppen an eine Mehrfachbindung angelagert werden, heißt **Addition**. Aus zwei Molekülen entsteht ein einziges; aus der Doppelbindung wird eine Einfachbindung.

Auch andere Stoffe lassen sich an Alkene addieren:

- Wasserstoff (mit einem Katalysator, z. B. Nickel): Aus Ethen entsteht Ethan. So werden flüssige Pflanzenöle, deren Moleküle Doppelbindungen enthalten, zu festen Fetten gehärtet (**Hydrierung**), etwa für Margarine.
- Chlorwasserstoff: Aus Ethen entsteht Chlorethan.
- Wasser (mit einer Säure als Katalysator): Aus Ethen entsteht Ethanol (Skript C10).

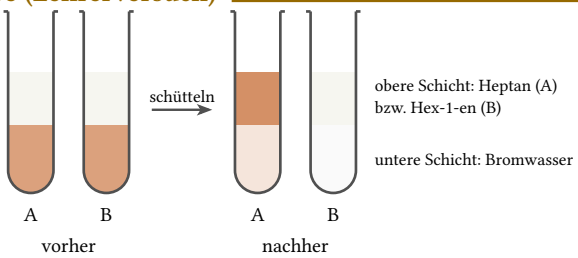
	Substitution	Addition
typisch für	Alkane (gesättigt)	Alkene (ungesättigt)
was geschieht	ein Atom wird gegen ein anderes ausgetauscht	Atome werden an die Doppelbindung angelagert
Zahl der Produkte	zwei, z. B. Brommethan und Bromwasserstoff	eines, z. B. 1,2-Dibromethan
mit Brom	nur im Licht, langsam	auch im Dunkeln, sofort

Tabelle 62: Substitution und Addition im Vergleich.

6.3 Nachweis von Mehrfachbindungen mit Bromwasser

Weil Brom an Mehrfachbindungen sofort addiert wird, kann man damit prüfen, ob ein Stoff Mehrfachbindungen enthält. Statt reinem Brom nimmt man **Bromwasser**, eine verdünnte Lösung von Brom in Wasser.

Versuch — Bromwasserprobe (Lehrerversuch)



Durchführung. In zwei Reagenzgläser gibt man je etwa 1 mL orangebraunes Bromwasser. In Glas A gibt man etwa 1 mL Heptan, in Glas B etwa 1 mL Hex-1-en. Die Gläser werden verschlossen und kurz geschüttelt.
Beobachtung. In Glas B wird das Gemisch sofort farblos. In Glas A bleibt die Farbe erhalten; sie wandert in die obere Heptan-Schicht, die nun orangebraun ist.
Deutung. Hex-1-en hat eine Doppelbindung: Das Brom wird addiert, das Produkt ist farblos. Heptan hat keine Mehrfachbindung; im Dunkeln reagiert es nicht, das Brom löst sich nur besser in Heptan als in Wasser.
Sicherheit. Bromwasser gibt giftige Bromdämpfe ab und reizt Haut und Augen; Heptan und Hex-1-en sind leicht entzündbar: im Abzug, Schutzbrille, Schutzhandschuhe. Reste in den Behälter für halogenhaltige Abfälle.

Merksatz

Bromwasserprobe: Entfärbt ein Stoff Bromwasser sofort, auch im Dunkeln, enthalten seine Moleküle C=C-Doppelbindungen oder C≡C-Dreifachbindungen.

Typischer Fehler

Falsch: Wenn Bromwasser irgendwann farblos wird, enthält der Stoff Doppelbindungen.

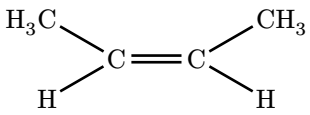
Richtig: Auch Alkane entfärben Brom, aber nur im Licht und langsam, durch Substitution; dabei entsteht Bromwasserstoff. Beweisend ist die sofortige Entfärbung ohne Licht.

Auch Speiseöl entfärbt Bromwasser: Pflanzenöle enthalten viele ungesättigte Fettsäurereste mit Doppelbindungen.

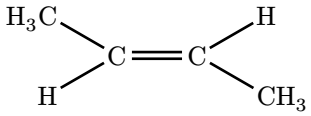
6.4 cis-trans-Isomerie

G8 – G9 · Kl. 11

Im But-2-en-Molekül trägt jedes C-Atom der Doppelbindung eine Methylgruppe und ein H-Atom. Weil sich die Doppelbindung nicht drehen lässt, gibt es zwei Möglichkeiten, die Methylgruppen anzuordnen: auf derselben Seite der Doppelbindung oder auf entgegengesetzten Seiten.



cis-But-2-en, Sdp. 3,7 °C



trans-But-2-en, Sdp. 0,9 °C

Definition

Moleküle mit gleicher Verknüpfung der Atome, die sich nur in der Anordnung zweier Gruppen an einer Doppelbindung unterscheiden, heißen **cis-trans-Isomere**. Beim **cis**-Isomer (lateinisch „diesseits“) liegen die beiden Gruppen auf derselben Seite der Doppelbindung, beim **trans**-Isomer („jenseits“) auf verschiedenen Seiten.

cis-trans-Isomerie gibt es nur, wenn sich die Bindung nicht drehen lässt und wenn jedes der beiden C-Atome der Doppelbindung zwei **verschiedene** Bindungspartner hat. But-1-en hat keine cis-trans-Isomere, denn sein erstes C-Atom trägt zwei H-Atome. Auch cis-trans-Isomere sind verschiedene Stoffe: cis-But-2-en siedet bei 3,7 °C, trans-But-2-en bei 0,9 °C. Das cis-Molekül ist ein schwacher Dipol, beim trans-Molekül heben sich die Teilladungen auf.

Beispiel 4

cis und trans im Alltag. Natürliche ungesättigte Fettsäuren haben fast immer cis-Doppelbindungen; ihre Ketten sind dort geknickt. Beim unvollständigen Härten von Ölen und beim starken Erhitzen entstehen auch trans-Fettsäuren, die als gesundheitsschädlich gelten. Und im Auge beginnt das Sehen damit, dass Licht ein Farbstoff-Molekül in der Netzhaut von der cis- in die trans-Form umklappen lässt.

6.5 Woher kommt Ethen?

Ethen und andere kurze Alkene kommen im Erdöl kaum vor. Gleichzeitig enthält Erdöl mehr langkettige Kohlenwasserstoffe, als man als Heizöl braucht, und weniger kurze, als für Benzin und die Chemie gebraucht werden. Beim **Cracken** (englisch *to crack*, spalten) werden lange Moleküle bei hohen Temperaturen, oft mit Katalysatoren, in kürzere gespalten. Dabei entstehen immer auch Alkene, denn es gibt nicht genug H-Atome, um alle Bruchstücke zu sättigen:

$$C_{10}H_{22} \rightarrow C_8H_{18} + C_2H_4$$

Ethen ist einer der wichtigsten Grundstoffe der chemischen Industrie. Der größte Teil wird zu Kunststoffen verarbeitet.

Fachbegriffe: Alken · Doppelbindung · ungesättigt · allgemeine Molekülformel C_nH_{2n} · Alkin · Dreifachbindung · Mehrfachbindungen · Addition · Hydrierung · Bromwasserprobe · cis-trans-Isomerie · Cracken

Üben: **noctua** ↗

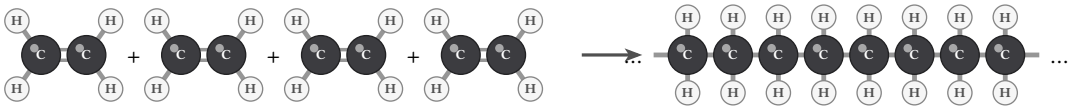
7 Polymere: Polyethen

G8 · Kl. 10 G9 · Kl. 11

Gefrierbeutel, Frischhaltefolie, Shampooflaschen, Mülltonnen und die Isolierung von Kabeln haben eines gemeinsam: Sie bestehen aus **Polyethen** (PE, auch Polyethylen), dem Kunststoff, der weltweit in den größten Mengen hergestellt wird. Polyethen besteht aus riesigen Molekülen, die aus Ethen entstanden sind.

7.1 Vom Monomer zum Polymer

Unter geeigneten Bedingungen öffnen sich die Doppelbindungen vieler Ethen-Moleküle, und die Moleküle verbinden sich zu einer langen Kette (Abbildung 125). Jedes Ethen-Molekül wird zu einem Kettenglied $–CH_2–CH_2–$.



vier Ethen-Moleküle (Monomere) mit C=C-Doppelbindung — Ausschnitt aus einer Polyethen-Kette (Polymer)

Abbildung 125: Polymerisation von Ethen im Kugel-Stab-Modell. Aus jeder Doppelbindung wird eine Einfachbindung, die freien Bindungen verknüpfen die Bausteine.

$$n\ H_2C{=}CH_2 \rightarrow {-[-}CH_2-CH_2{-]_n}$$

n Ethen-Moleküle ⟶ ein Polyethen-Molekül; n liegt zwischen einigen tausend und über hunderttausend.

Definition

Monomere sind kleine Moleküle, die sich zu sehr großen Molekülen verbinden können. Ein Riesenmolekül aus vielen gleichen Bausteinen heißt **Polymer** oder **Makromolekül** (griechisch *poly* = viel, *makros* = groß). Die Reaktion, bei der sich Monomere mit Doppelbindung durch Addition aneinander zu einem Polymer verbinden, heißt **Polymerisation**.

In der Formel des Polymers steht der Baustein, der sich wiederholt, in eckigen Klammern; der Index n gibt an, wie oft. Weil n für jedes Molekül etwas anders ist, besteht ein Kunststoff aus Molekülen verschiedener Länge.

Beispiel 5

Wie groß ist ein Polyethen-Molekül? Ein Molekül aus $n = 20\,000$ Ethen-Bausteinen hat die molare Masse

$$M = n \cdot M(C_2H_4) = 20\,000 \cdot 28{,}1\frac{\text{g}}{\text{mol}} = 562\,000\frac{\text{g}}{\text{mol}}.$$

Ein Wasser-Molekül hat $M = 18{,}0\frac{\text{g}}{\text{mol}}$; das Polyethen-Molekül ist also über 30 000-mal so schwer. Ausgestreckt wäre es etwa 5 µm lang, aber nur etwa 0,5 nm dick, wie ein Faden von 10 m Länge und 1 mm Dicke.

Gestartet wird die Polymerisation oft mit Radikalen: Ein Startradikal öffnet die Doppelbindung eines Ethen-Moleküls, das dabei selbst zum Radikal wird, das nächste Ethen-Molekül anlagert und so fort. Wie bei der radikalischen Substitution ist das eine Kettenreaktion, die abbricht, wenn zwei Radikale zusammentreffen.

Merksatz

Monomere für eine Polymerisation brauchen eine C=C-Doppelbindung. Gesättigte Moleküle wie Ethan können keine Polymere bilden.

7.2 Eigenschaften von Polyethen

Versuch — Polyethen untersuchen

Durchführung. (1) Ein Stück Polyethen-Folie (Gefrierbeutel) wird in Wasser gelegt. (2) Ein Streifen der Folie wird langsam auseinandergezogen. (3) Die Lehrkraft erwärmt im Abzug ein kleines Stück Polyethen auf einem Blech vorsichtig über der Brennerflamme und versucht, es mit einer Pinzette zu verformen; danach lässt sie es abkühlen.

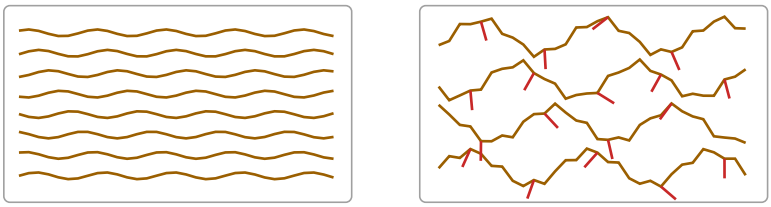
Beobachtung. (1) Die Folie schwimmt. (2) Der Streifen wird länger und dünner, an der gedehnten Stelle weißlich, und reißt erst spät. (3) Das Polyethen wird weich, dann flüssig und lässt sich zu Fäden ziehen; beim Abkühlen wird es wieder fest.

Deutung. Polyethen hat eine kleinere Dichte als Wasser. Beim Dehnen gleiten die Ketten aneinander vorbei und ordnen sich. Beim Erwärmen werden die Wechselwirkungen zwischen den Ketten überwunden, der Kunststoff schmilzt; das ist umkehrbar.

Sicherheit. Polyethen nur erwärmen, nicht entzünden; beim Überhitzen entstehen reizende Dämpfe: Abzug, Schutzbrille.

Zwischen den Polyethen-Ketten wirken, wie zwischen Alkan-Molekülen, nur Wechselwirkungen zwischen temporären Dipolen. Weil die Ketten sehr lang sind, berühren sie sich auf großer Fläche, und die Kräfte summieren sich: Polyethen ist fest. Erwärmt man es, kommen die Ketten in Bewegung und gleiten aneinander vorbei, der Kunststoff wird weich und formbar. Kunststoffe, die sich beim Erwärmen immer wieder verformen lassen, heißen **Thermoplaste**. Man kann sie zu Folien blasen, zu Flaschen formen und einschmelzen, um sie wiederzuverwerten.

Wie Alkane ist Polyethen unpolar und reaktionsträge: Es nimmt kein Wasser auf, wird von Säuren und Laugen nicht angegriffen und leitet den elektrischen Strom nicht. Je nachdem, wie es hergestellt wird, entstehen zwei Sorten (Abbildung 126):



PE-HD: kaum verzweigte Ketten, dicht und geordnet gepackt

PE-LD: viele Seitenketten (rot), locker gepackt

Abbildung 126: Polyethen mit unverzweigten Ketten (PE-HD) und mit vielen Seitenketten (PE-LD), Modell.

- **PE-HD** (high density, hohe Dichte): kaum verzweigte Ketten, die sich dicht und geordnet aneinanderlegen. Es ist härter und steifer, zum Beispiel für Flaschen, Kanister und Mülltonnen.
- **PE-LD** (low density, niedrige Dichte): Ketten mit vielen Seitenketten, die sich nicht dicht packen können. Es ist weich und biegsam, zum Beispiel für Folien und Tüten.

Auf Verpackungen erkennt man die Sorte am Recycling-Zeichen: 02 steht für PE-HD, 04 für PE-LD.

7.3 Weitere Kunststoffe aus Alkenen

Ersetzt man im Ethen ein H-Atom durch eine andere Gruppe, erhält man weitere Monomere. Auch sie polymerisieren an ihrer Doppelbindung. Ein drittes Beispiel ist Polystyrol (PS, als Schaumstoff „Styropor“), dessen Monomer Styrol statt eines H-Atoms einen Benzolring trägt.

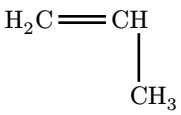
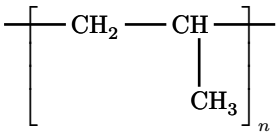
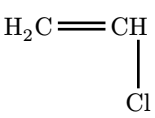
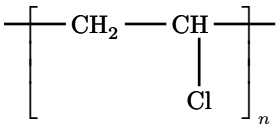
Kunststoff	Monomer	Ausschnitt aus dem Polymer	Verwendung
Polypropen (PP)	Propen 		Joghurtbecher, Autoteile, Rohre
Polyvinylchlorid (PVC)	Chlorethen 		Fensterrahmen, Rohre, Bodenbeläge

Tabelle 63: Kunststoffe aus Ethen-Abkömmlingen.

7.4 Kunststoffe und Umwelt

Polyethen ist leicht, billig, hygienisch und haltbar. Genau diese Haltbarkeit wird zum Problem, wenn es in die Umwelt gelangt: Eine Plastiktüte zerfällt im Meer erst nach Jahrzehnten bis Jahrhunderten, und zwar in immer kleinere Stücke, das **Mikroplastik**, das von Tieren gefressen wird. Für gebrauchte Kunststoffe gibt es drei Wege:

- **Werkstoffliches Recycling:** Sortenreine Abfälle werden gewaschen, eingeschmolzen und zu neuen Produkten geformt. Das gelingt nur bei Thermoplasten und wenn die Sorten gut getrennt sind.
- **Rohstoffliches Recycling:** Die langen Ketten werden bei hoher Temperatur in kurze Moleküle gespalten, ähnlich wie beim Cracken, aus denen man wieder Kunststoffe herstellen kann.
- **Verbrennen:** Die Energie wird zur Strom- und Wärmeerzeugung genutzt; dabei entsteht Kohlenstoffdioxid, und der Rohstoff ist verloren.

Polyethen lässt sich auch aus Pflanzen herstellen: Aus Zuckerrohr gewinnt man Ethanol, aus Ethanol Ethen und daraus Polyethen. Chemisch ist dieses „Bio-PE“ dasselbe wie Polyethen aus Erdöl; abbaubar ist es deshalb auch nicht.

Fachbegriffe: Monomer · Polymer · Makromolekül · Polymerisation · Polyethen · Kunststoff · Thermoplast · PE-HD und PE-LD · Mikroplastik · Recycling

Üben: **noctua** ↗ Ausprobieren: **Ketten wachsen lassen** ↗

