minærva

C

10

SKRIPT

Alkohole, Carbonsäuren und Ester

Erklärskript

Die Aufgaben 316–357 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 Alkanole: Ethanol und die homologe Reihe ... 5
1.1 Ethanol aus Zucker: die alkoholische Gärung ... 5
1.2 Ethanol anreichern: die Destillation ... 5
1.3 Eigenschaften und Bau des Ethanol-Moleküls ... 6
1.4 Ethanol im Körper ... 7
1.5 Die homologe Reihe der Alkanole ... 8
2 Funktionelle Gruppen ordnen ... 10
2.1 Benennen nach IUPAC ... 11
3 Schrittweise Oxidation: Alkanale, Alkanone, Alkansäuren ... 12
3.1 Oxidationszahlen in organischen Molekülen ... 12
3.2 Primäre, sekundäre und tertiäre Alkanole ... 13
3.3 Vom Wein zum Essig und der Abbau im Körper ... 13
4 Nachweis der Aldehydgruppe ... 14
5 Carbonsäuren und ihre Titration ... 16
5.1 Die Carboxygruppe ist sauer ... 16
5.2 Titration einer Carbonsäure ... 17
6 Ester und Veresterung; Polyester ... 19
6.1 Namen und Eigenschaften der Ester ... 19
6.2 Polyester ... 20
7 Stoffklassen im Vergleich ... 21
7.1 Was die Siedetemperatur bestimmt ... 21
7.2 Was die Wasserlöslichkeit bestimmt ... 22
8 Summenformel aus dem molaren Volumen ... 23
8.1 Das molare Volumen ... 23
8.2 Von der Verhältnisformel zur Summenformel ... 23
8.3 Welche Strukturformel? ... 24
8.4 Gase wiegen: Methan ... 24
9 Aminosäuren: die Aminogruppe ... 25
9.1 Die Aminogruppe ... 25
9.2 Aminosäuren ... 25
9.3 Die Peptidbindung ... 25

Worum es geht

Ein Glas Apfelsaft, das man zu lange stehen lässt, beginnt zu gären und riecht nach Alkohol. Noch ein paar Tage später ist daraus Essig geworden. Nagellackentferner riecht fruchtig, Bananenbonbons schmecken nach Banane, ohne dass eine Banane drin ist, und eine Getränkeflasche aus PET besteht aus demselben Stoff wie eine Fleecejacke. Hinter all dem stecken Moleküle aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff, die sich nur durch eine kleine Atomgruppe unterscheiden.

Dieses Skript schließt an die Kohlenwasserstoffe (C9) an. Es beginnt beim bekanntesten Alkohol, dem Ethanol: wie er entsteht, wie man ihn gewinnt, was er im Körper anrichtet und warum er sich mit Wasser mischt. Dann geht es um die **funktionellen Gruppen**, mit denen man die organischen Stoffe ordnet, um die schrittweise Oxidation vom Alkohol zur Säure und um den Nachweis der Aldehyde. Man lernt die Carbonsäuren kennen und bestimmt den Säuregehalt von Essig durch Titration. Aus Säure und Alkohol entstehen Ester, die nach Früchten duften oder als Polyester zu Flaschen und Fasern werden. Zum Schluss vergleicht das Skript die Stoffklassen, ermittelt eine Summenformel mithilfe des molaren Volumens und zeigt, wie die Aminogruppe die Aminosäuren kennzeichnet, die Bausteine der Proteine.

Alkohole, Carbonsäuren und Ester 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. In den Strukturformeln ist die funktionelle Gruppe rostrot hervorgehoben.

1 Alkanole: Ethanol und die homologe Reihe

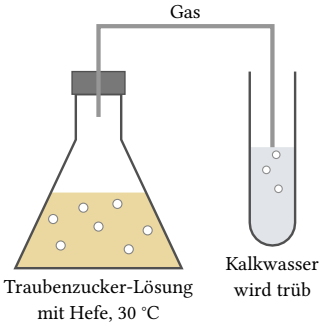
G8 · Kl. 10 G9 · Kl. 11

Wenn Menschen von „Alkohol“ sprechen, meinen sie fast immer einen ganz bestimmten Stoff: **Ethanol**. Er steckt in Bier, Wein und Schnaps, aber auch in Desinfektionsmitteln, Parfüm, Scheibenreiniger und im Benzin an der Tankstelle. Chemiker verstehen unter „Alkoholen“ eine ganze Stoffklasse, zu der Ethanol gehört. Zuerst geht es um Ethanol selbst.

1.1 Ethanol aus Zucker: die alkoholische Gärung

Seit Jahrtausenden stellen Menschen alkoholische Getränke her, ohne zu wissen, wie das funktioniert. Erst im 19. Jahrhundert zeigte Louis Pasteur, dass winzige Lebewesen dahinterstecken: Hefepilze.

Versuch — Alkoholische Gärung



Durchführung. In einem Erlenmeyerkolben werden 20 g Traubenzucker in 200 mL lauwarmem Wasser gelöst, dazu kommt ein halber Würfel Backhefe. Der Kolben wird mit einem Stopfen mit Glasrohr verschlossen, das Rohr taucht in ein Reagenzglas mit Kalkwasser. Der Ansatz steht einige Tage bei etwa 30 °C.
Beobachtung. Nach einiger Zeit steigen Gasbläschen auf, das Kalkwasser wird trüb. Die Lösung riecht nach einigen Tagen nach Alkohol.
Deutung. Die Hefepilze bauen den Zucker zu Ethanol und Kohlenstoffdioxid ab (Kalkwasserprobe). Sie gewinnen dabei Energie für ihren Stoffwechsel, ohne Sauerstoff zu brauchen.
Sicherheit. Kalkwasser reizt die Augen: Schutzbrille. Das Gärgefäß nie fest ohne Ableitung verschließen, sonst baut sich Druck auf.

Definition

Bei der **alkoholischen Gärung** bauen Hefepilze Zucker ohne Sauerstoff zu Ethanol und Kohlenstoffdioxid ab:

$$C_6H_{12}O_6 \rightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2$$

Die Hefen arbeiten mit **Enzymen**, also Biokatalysatoren (C3). Der Zucker kann aus Trauben (Wein), aus Äpfeln (Most) oder aus der Stärke von Getreide stammen (Bier); die Stärke muss dafür zuerst in Zucker zerlegt werden. Ist der Volumenanteil an Ethanol auf etwa 15 % gestiegen, sterben die Hefen ab: Stärkere Getränke kann man durch Gärung allein nicht herstellen. Das Kohlenstoffdioxid lässt Hefeteig aufgehen und sorgt im Sekt für die Bläschen.

1.2 Ethanol anreichern: die Destillation

Ethanol siedet bei 78 °C, Wasser bei 100 °C. Erhitzt man ein Gemisch aus beiden, enthält der Dampf mehr Ethanol als die Flüssigkeit. Kühlt man den Dampf ab und fängt die Flüssigkeit auf, ist sie reicher an Ethanol. Dieses Trennverfahren heißt **Destillation** (Abbildung 127).

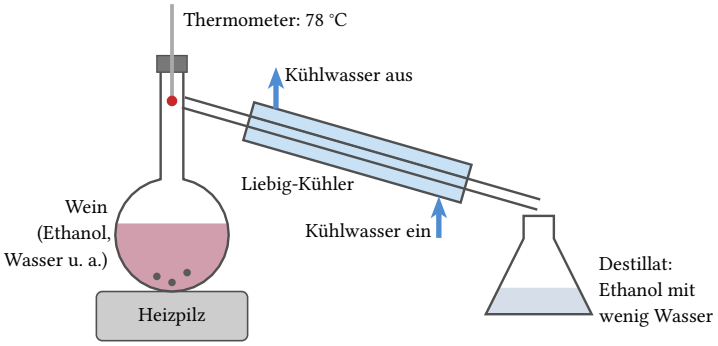


Abbildung 127: Destillation von Wein. Der Dampf steigt im Kolben auf und kondensiert im Liebig-Kühler, der vom Kühlwasser im Gegenstrom umflossen wird. Die Thermometerkugel sitzt in Höhe des Seitenarms und misst die Temperatur des Dampfes.

So werden Spirituosen wie Obstbrand oder Whisky gebrannt. Ganz reines Ethanol erhält man auf diese Weise nicht: Ein Gemisch aus Ethanol und Wasser mit einem Massenanteil von 95,6 % Ethanol siedet bei konstanter Temperatur, sein Dampf hat dieselbe Zusammensetzung wie die Flüssigkeit. Das letzte Wasser muss man mit Trockenmitteln entfernen. Industriell wird Ethanol heute zum großen Teil durch Gärung von Zuckerrohr, Mais oder Zuckerrüben gewonnen (**Bioethanol**), ein kleinerer Teil aus Ethen und Wasser, also aus Erdöl.

1.3 Eigenschaften und Bau des Ethanol-Moleküls

Ethanol ist eine farblose, leicht entzündliche Flüssigkeit mit typischem Geruch und brennendem Geschmack. Es mischt sich mit Wasser in jedem Verhältnis, aber auch mit Benzin und vielen anderen unpolaren Stoffen. Es ist darum ein gutes **Lösungsmittel**, das sowohl Zucker als auch Fette und Duftstoffe löst.

Eigenschaft	Ethanol
Summenformel, molare Masse	C_2H_6O bzw. C_2H_5OH, $M = 46{,}1\ \frac{g}{mol}$
Siedetemperatur, Schmelztemperatur	78,3 °C; −114,1 °C
Dichte bei 20 °C	$0{,}79\ \frac{g}{cm^3}$
Löslichkeit	mit Wasser und mit Benzin in jedem Verhältnis mischbar
Brennbarkeit	brennt mit fast farbloser, leicht bläulicher Flamme zu Kohlenstoffdioxid und Wasser
Gefahren	leicht entzündbar (GHS02), reizt die Augen (GHS07)

Tabelle 64: Steckbrief von Ethanol.

Beim Verbrennen entstehen Kohlenstoffdioxid und Wasser: $C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 3H_2O$. Weil das Molekül Sauerstoff enthält, muss es aus Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff bestehen (Nachweis der Verbrennungsprodukte, C3). Die Molekülformel C_2H_6O ermittelt man in Kapitel 8.

Das Ethanol-Molekül besteht aus einem Ethylrest C_2H_5–, wie man ihn vom Ethan kennt, und einer **Hydroxygruppe** –OH (Abbildung 128). Vier Elektronenpaare umgeben das Sauerstoff-Atom, zwei davon sind bindend. Weil Sauerstoff viel elektronegativer ist als Wasserstoff und Kohlenstoff, ist die O–H-Bindung stark polar: Das O-Atom trägt eine negative, das H-Atom eine positive Teilladung.

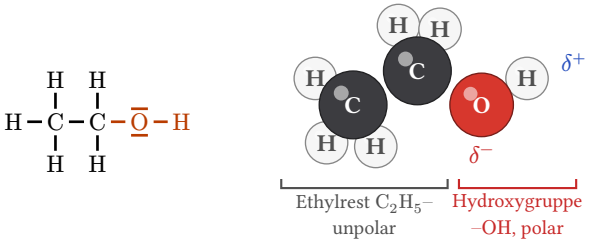


Abbildung 128: Ethanol als Strukturformel (Valenzstrichformel mit freien Elektronenpaaren) und im Kugelmodell. Der Ethylrest ist unpolar, die Hydroxygruppe polar.

Definition

Die **Hydroxygruppe** –OH ist die funktionelle Gruppe der Alkohole. Alkohole, deren Kohlenstoffgerüst sich von einem Alkan ableitet, heißen **Alkanole**. Ihre Namen enden auf **-ol**.

Typischer Fehler

Falsch: Ethanol enthält eine OH-Gruppe, also ist es eine Lauge wie Natronlauge.

Richtig: Die Hydroxygruppe ist fest an ein C-Atom gebunden. Sie bildet in Wasser keine Hydroxid-Ionen OH^-; Ethanol reagiert neutral.

In Natronlauge liegen Hydroxid-Ionen vor, die durch Ionenbindung an Natrium-Ionen gebunden sind und sich in Wasser frei bewegen. In Ethanol ist die OH-Gruppe durch eine Elektronenpaarbindung Teil des Moleküls. Ein Universalindikator bleibt in Ethanol grün.

Mit Wasser kann die Hydroxygruppe **Wasserstoffbrücken** bilden (C5): Das positiv geladene H-Atom einer OH-Gruppe zieht ein freies Elektronenpaar eines benachbarten O-Atoms an. Darum mischen sich Ethanol und Wasser so gut. Mischt man 50 mL Ethanol mit 50 mL Wasser, erhält man nur etwa 96 mL Gemisch: Die Moleküle rücken durch die Wasserstoffbrücken enger zusammen und füllen die Lücken zwischen den anderen Molekülen.

Verwendung. Viele Verwendungen folgen direkt aus den Eigenschaften:

- **Lösungsmittel:** Ethanol löst polare und unpolare Stoffe. Man findet es in Parfüm, Deodorant, Arzneimitteln (Tinkturen), Lacken und Reinigungsmitteln.
- **Desinfektionsmittel:** Lösungen mit 70 bis 80 % Ethanol töten Bakterien und viele Viren ab, weil sie die Eiweißstoffe ihrer Hüllen zerstören. Reines Ethanol wirkt schlechter: Es verdunstet zu schnell, und ohne Wasser dringt es schlechter ein.
- **Brennstoff:** Brennspiritus ist Ethanol, das durch Zusätze ungenießbar gemacht wurde. Superbenzin E10 enthält bis zu 10 % Bioethanol.
- **Frostschutz:** Scheibenreiniger enthält Ethanol, weil das Gemisch mit Wasser erst weit unter 0 °C gefriert.
- **Genussmittel:** in alkoholischen Getränken. Bier enthält etwa 5 %, Wein etwa 12 %, Schnaps etwa 40 % Ethanol (Volumenanteil, „% vol“).

1.4 Ethanol im Körper

Getrunkenes Ethanol gelangt über Magen und Dünndarm schnell ins Blut und von dort in alle Organe, auch ins Gehirn. Die Menge im Blut gibt man als **Blutalkoholkonzentration** in Promille (‰) an: 1 ‰ bedeutet 1 g Ethanol je Kilogramm Blut.

Beispiel 1

Wie viel Alkohol steckt in einem Bier? Eine Flasche Bier (0,5 L, 5 % vol) enthält $V = 0{,}05 \cdot 500\ \text{mL} = 25\ \text{mL}$ Ethanol. Mit der Dichte $\rho = 0{,}79\ \frac{\text{g}}{\text{mL}}$ ist das eine Masse von $m = \rho \cdot V = 0{,}79\ \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 25\ \text{mL} \approx 20\ \text{g}$.

Eine Faustregel (nach Widmark) schätzt die Blutalkoholkonzentration: Masse des Ethanols geteilt durch Körpermasse mal einen Faktor r, der berücksichtigt, dass sich Ethanol nur im Körperwasser verteilt ($r \approx 0{,}7$ bei Männern, $r \approx 0{,}6$ bei Frauen). Für eine Person mit 60 kg und $r = 0{,}6$:

$$\beta = \frac{20\ \text{g}}{60\ \text{kg} \cdot 0{,}6} \approx 0{,}56\ \frac{\text{g}}{\text{kg}} = 0{,}56\ ‰$$

Schon ab etwa 0,3 ‰ lassen Aufmerksamkeit und Reaktionsvermögen nach, man schätzt Gefahren schlechter ein. Höhere Konzentrationen führen zu Gleichgewichtsstörungen, Erbrechen und Gedächtnislücken, über etwa 3 ‰ besteht Lebensgefahr (Alkoholvergiftung). Im Straßenverkehr gilt in Deutschland eine Grenze von 0,5 ‰, für Fahranfänger in der Probezeit und unter 21 Jahren 0,0 ‰. Die Leber baut Ethanol in zwei Schritten über Ethanal zu Essigsäure ab (Kapitel 3), je Stunde nur etwa 0,1 bis 0,2 ‰. Duschen, Kaffee oder frische Luft beschleunigen das nicht.

Wer regelmäßig Alkohol trinkt, kann abhängig werden. Auf Dauer schädigt Ethanol Leber, Gehirn, Nerven und Herz und erhöht das Risiko für mehrere Krebsarten. Weil sich Gehirn und Körper bei Jugendlichen noch entwickeln, sind sie besonders gefährdet; deshalb dürfen nach dem Jugendschutzgesetz Bier und Wein erst ab 16 Jahren, Spirituosen erst ab 18 Jahren abgegeben werden. In der Schwangerschaft schädigt schon wenig Alkohol das ungeborene Kind.

Methanol ist giftig

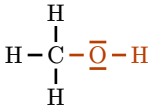
Der kleinste Alkohol, **Methanol** CH_3OH, riecht ähnlich wie Ethanol, ist aber stark giftig: Schon wenige Milliliter können zur Erblindung führen, größere Mengen zum Tod. Methanol entsteht in kleinen Mengen auch bei der Gärung von Obst; bei unsachgemäß gebranntem Schnaps kann sich zu viel davon im Destillat anreichern. Methanol wird als Lösungsmittel und als Rohstoff der chemischen Industrie verwendet.

1.5 Die homologe Reihe der Alkanole

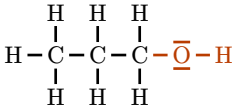
Ersetzt man in einem Alkan-Molekül ein H-Atom durch eine OH-Gruppe, erhält man ein Alkanol. Aus Methan wird Methanol, aus Ethan Ethanol, aus Propan Propanol. Wie die Alkane bilden die Alkanole eine **homologe Reihe**: Jedes Glied unterscheidet sich vom vorigen um eine CH_2-Gruppe.

Merksatz

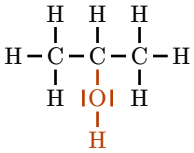
Die Alkanole mit einer OH-Gruppe haben die allgemeine Summenformel $C_nH_{2n+1}OH$. Ihr Name ist der Name des Alkans mit der Endung **-ol**. Ab drei C-Atomen gibt eine Zahl vor der Endung an, an welchem C-Atom die OH-Gruppe sitzt: Propan-1-ol, Propan-2-ol.



Methanol



Propan-1-ol



Propan-2-ol

Propan-1-ol und Propan-2-ol haben dieselbe Summenformel C_3H_8O, aber verschiedene Strukturformeln und Eigenschaften (Siedetemperatur 97 °C bzw. 82 °C): Sie sind **Isomere** (C9).

Name	Halbstrukturformel	Siedetemp.	Löslichkeit in Wasser (20 °C)
Methanol	$CH_3–OH$	64,7 °C	in jedem Verhältnis mischbar
Ethanol	$CH_3–CH_2–OH$	78,3 °C	in jedem Verhältnis mischbar
Propan-1-ol	$CH_3–CH_2–CH_2–OH$	97,2 °C	in jedem Verhältnis mischbar
Butan-1-ol	$CH_3–(CH_2)_2–CH_2–OH$	117,7 °C	etwa 75 $\frac{g}{L}$
Pentan-1-ol	$CH_3–(CH_2)_3–CH_2–OH$	137,9 °C	etwa 22 $\frac{g}{L}$
Hexan-1-ol	$CH_3–(CH_2)_4–CH_2–OH$	157,6 °C	etwa 6 $\frac{g}{L}$
Heptan-1-ol	$CH_3–(CH_2)_5–CH_2–OH$	176,4 °C	etwa 2 $\frac{g}{L}$
Octan-1-ol	$CH_3–(CH_2)_6–CH_2–OH$	195,1 °C	unter 1 $\frac{g}{L}$

Tabelle 65: Die ersten acht Alkan-1-ole. Siedetemperaturen nach CRC, Löslichkeiten gerundet.

Siedetemperatur. Alkanole sieden viel höher als die Alkane mit gleich vielen C-Atomen (Abbildung 129). Methanol ist bei Raumtemperatur flüssig, Methan ein Gas, obwohl die Moleküle ähnlich groß sind. Der Grund sind die Wasserstoffbrücken zwischen den OH-Gruppen: Um ein Alkanol zu verdampfen, muss man sie zusätzlich zu den Van-der-Waals-Kräften überwinden. Innerhalb der Reihe steigt die Siedetemperatur mit jeder CH_2-Gruppe um etwa 20 K, weil die Van-der-Waals-Kräfte mit der Größe der Moleküle zunehmen.

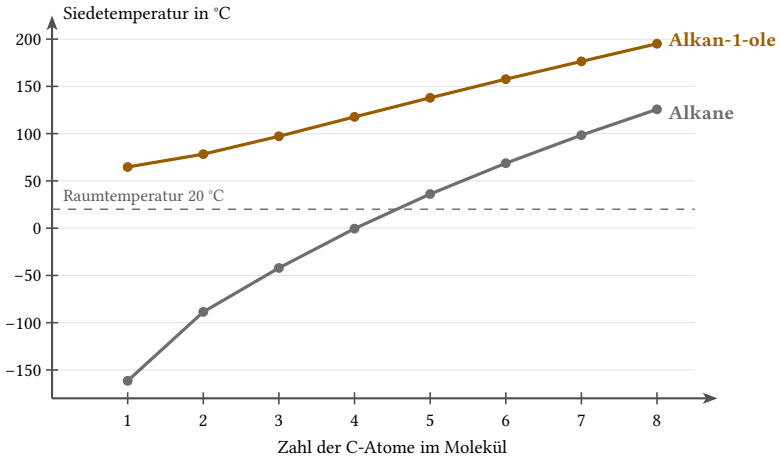


Abbildung 129: Siedetemperaturen der unverzweigten Alkane und Alkan-1-ole (CRC). Der Abstand zwischen den Kurven geht auf die Wasserstoffbrücken zurück; mit wachsender Kettenlänge wird er kleiner, weil der Anteil der OH-Gruppe am Molekül abnimmt.

Löslichkeit. Methanol, Ethanol und die Propanole mischen sich mit Wasser in jedem Verhältnis, Butan-1-ol nur noch begrenzt, Octan-1-ol kaum noch. Das liegt am Bau der Moleküle: Die OH-Gruppe ist polar und bildet mit Wasser-Molekülen Wasserstoffbrücken, sie ist **hydrophil** (wasserfreundlich). Der Alkylrest ist unpolar und **lipophil** (fettfreundlich). Bei kurzen Ketten überwiegt die OH-Gruppe, bei langen Ketten der unpolare Rest (Abbildung 130). Umgekehrt nimmt die Löslichkeit in Heptan oder Benzin mit der Kettenlänge zu.

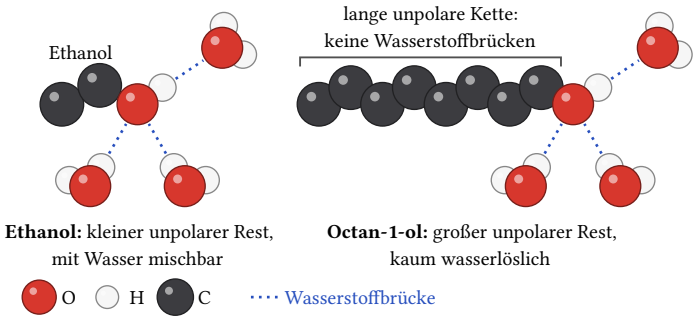


Abbildung 130: Alkanole in Wasser im Teilchenbild (H-Atome an den C-Atomen nicht gezeichnet). Wasser-Moleküle bilden mit der OH-Gruppe Wasserstoffbrücken. An der langen unpolaren Kette des Octan-1-ols finden sie keinen Partner; sie halten lieber untereinander zusammen.

Viskosität. Längerkettige Alkanole sind zähflüssiger als kurzkettige: Lange Moleküle verhaken sich und ziehen sich stärker an. Methanol fließt wie Wasser, Octan-1-ol eher wie ein dünnes Öl.

Fachbegriffe: Ethanol · alkoholische Gärung · Enzym · Destillation · Hydroxygruppe · Alkanol · Lösungsmittel · Desinfektionsmittel · Blutalkoholkonzentration · Methanol · homologe Reihe · allgemeine Summenformel · Isomere · Wasserstoffbrücke · hydrophil · lipophil · Siedetemperatur · Löslichkeit

Üben: **noctua** ↗

2 Funktionelle Gruppen ordnen

G8 · Kl. 10 G9 · Kl. 11

Ethanol, Ethanal, Ethansäure und Ethansäureethylester haben alle zwei C-Atome in einer Kette, und doch sind es ganz verschiedene Stoffe: ein Getränkealkohol, eine stechend riechende, sehr flüchtige Flüssigkeit (Siedetemperatur 20 °C), die Säure im Essig und ein fruchtig riechendes Lösungsmittel. Was sie unterscheidet, ist eine kleine Atomgruppe am Kohlenstoffgerüst.

Definition

Eine **funktionelle Gruppe** ist eine Atomgruppe oder Bindung in einem Molekül, die die Eigenschaften und Reaktionen eines Stoffes maßgeblich bestimmt. Stoffe mit derselben funktionellen Gruppe bilden eine **Stoffklasse**.

Das Kohlenstoffgerüst kürzt man oft mit **R** ab (für „Rest“), wenn es nur auf die funktionelle Gruppe ankommt. R–OH steht dann für irgendeinen Alkohol. Mit wenigen funktionellen Gruppen lässt sich die riesige Vielfalt der organischen Stoffe ordnen (Tabelle 66).

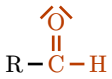
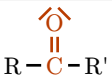
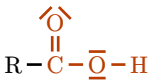
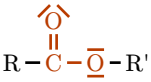
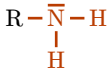
funktionelle Gruppe	Formel	Stoffklasse, Endung	Beispiel
Zweifachbindung zwischen C-Atomen		Alkene, **-en**	Ethen $CH_2{=}CH_2$
Hydroxygruppe		Alkanole, **-ol**	Ethanol $CH_3{-}CH_2{-}OH$
Aldehydgruppe		Alkanale (Aldehyde), **-al**	Propanal $CH_3{-}CH_2{-}CHO$
Ketogruppe		Alkanone (Ketone), **-on**	Propanon $CH_3{-}CO{-}CH_3$
Carboxygruppe		Alkansäuren, **-säure**	Ethansäure $CH_3{-}COOH$
Estergruppe		Ester, **-säure...ester**	Ethansäureethylester $CH_3{-}COO{-}CH_2{-}CH_3$
Aminogruppe		Amine, Aminosäuren, **Amino-**	Glycin $H_2N{-}CH_2{-}COOH$

Tabelle 66: Wichtige funktionelle Gruppen. R und R’ stehen für Kohlenstoffreste (beim Aldehyd und bei der Carbonsäure auch für ein H-Atom).

Die **Mehrfachbindung** zwischen C-Atomen kennt man von den Alkenen und Alkinen (C9). Aldehydgruppe und Ketogruppe enthalten beide eine C=O-Zweifachbindung, die **Carbonylgruppe**. Der Unterschied: Bei der **Aldehydgruppe** trägt das C-Atom der Carbonylgruppe mindestens ein H-Atom, sie steht deshalb immer am Ende der Kette. Bei der **Ketogruppe** ist das C-Atom an zwei weitere C-Atome gebunden, sie steht immer innerhalb der Kette. Die **Carboxygruppe** –COOH verbindet eine Carbonylgruppe und eine Hydroxygruppe am selben C-Atom; sie macht die Carbonsäuren sauer (Kapitel 5). In der **Estergruppe** –COO– ist das H-Atom der Carboxygruppe durch einen Kohlenstoffrest ersetzt (Kapitel 6). Die **Aminogruppe** $–NH_2$ leitet sich vom Ammoniak ab (Kapitel 9).

Typischer Fehler

Falsch: In der Carboxygruppe –COOH steckt eine Hydroxygruppe, also ist Essigsäure ein Alkohol.

Richtig: Die Carboxygruppe ist eine eigene funktionelle Gruppe. Carbonylgruppe und OH-Gruppe beeinflussen sich gegenseitig, sodass das H-Atom als Proton abgegeben werden kann. Darum ist Essigsäure eine Säure, Ethanol nicht.

An den folgenden Stoffen lernt man die Stoffklassen kennen (Abbildung 131, Tabelle 67).

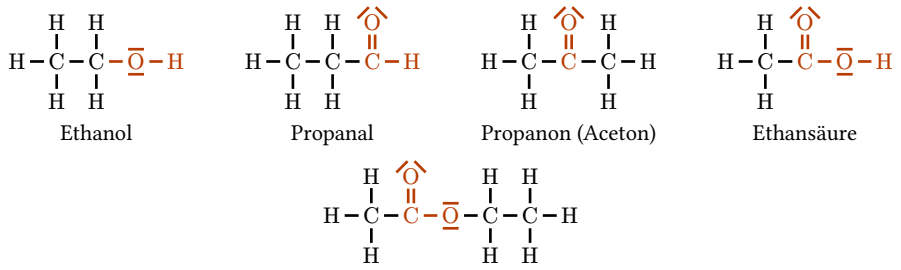


Abbildung 131: Strukturformeln der Vertreter aus dem Bildungsplan, funktionelle Gruppen rostrot.

Stoff	Siedetemp.	Geruch	Löslichkeit in Wasser	Verwendung
Ethanol	78 °C	typisch, „alkoholisch“	mischbar	Lösungsmittel, Desinfektion, Brennstoff
Propanal	48 °C	stechend, fruchtig	gut löslich (etwa 300 $\frac{g}{L}$)	Ausgangsstoff für Kunststoffe und Duftstoffe
Propanon (Aceton)	56 °C	süßlich	mischbar	Lösungsmittel: Nagellackentferner, Klebstoffe, Reinigung
Ethansäure	118 °C	stechend, nach Essig	mischbar	Essig, Konservierung, Entkalker, Rohstoff
Ethansäure-ethylester	77 °C	fruchtig, nach Klebstoff	mäßig (etwa 80 $\frac{g}{L}$)	Lösungsmittel für Klebstoffe und Lacke, Aromastoff

Tabelle 67: Typische Eigenschaften der Vertreter (Siedetemperaturen nach CRC gerundet). Alle fünf sind entzündbar, Propanal und Ethansäure zusätzlich ätzend.

Propanon (Trivialname **Aceton**) ist das wichtigste Keton. Es mischt sich mit Wasser und mit Benzin und löst viele Kunststoffe, Lacke und Fette. Darum ist es ein beliebtes Lösungsmittel, verdunstet aber schnell und bildet mit Luft explosive Gemische. Auch der Körper bildet kleine Mengen Aceton, wenn er beim Fasten Fett abbaut.

2.1 Benennen nach IUPAC

Damit jeder Chemiker weltweit weiß, welches Molekül gemeint ist, gibt es feste Regeln für die Namen, aufgestellt von der IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry). Für Moleküle mit einer funktionellen Gruppe gilt:

a) Suche die längste Kohlenstoffkette, die das C-Atom der funktionellen Gruppe enthält. Ihr Alkanname ist der Stammname.
b) Nummeriere die Kette so, dass das C-Atom mit der funktionellen Gruppe eine möglichst kleine Nummer bekommt.
c) Hänge die Endung der Stoffklasse an und setze die Nummer davor: Butan-2-ol, Pentan-3-on.
d) Bei Alkanalen und Alkansäuren ist das C-Atom der Gruppe immer Nummer 1; die Zahl entfällt: Butanal, Butansäure.

Beispiel 2

Namen finden.

$CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–OH$: vier C-Atome, OH an C1: **Butan-1-ol**.
$CH_3–CH(OH)–CH_2–CH_3$: OH an C2 (von links gezählt; von rechts wäre es C3): **Butan-2-ol**.
$CH_3–CH_2–CH_2–CHO$: vier C-Atome einschließlich des Aldehyd-C-Atoms: **Butanal**.
$CH_3–CO–CH_2–CH_2–CH_3$: Ketogruppe an C2: **Pentan-2-on**.
$CH_3–CH_2–COOH$: drei C-Atome einschließlich des Carboxy-C-Atoms: **Propansäure**.

Für viele Stoffe sind noch alte **Trivialnamen** üblich: Aceton (Propanon), Essigsäure (Ethansäure), Ameisensäure (Methansäure), Formaldehyd (Methanal), Acetaldehyd (Ethanal) und Glycerin (Propan-1,2,3-triol, ein Alkohol mit drei OH-Gruppen).

Fachbegriffe: funktionelle Gruppe · Stoffklasse · Mehrfachbindung · Hydroxygruppe · Aldehydgruppe · Ketogruppe · Carbonylgruppe · Carboxygruppe · Estergruppe · Aminogruppe · Alkanal · Alkanon · Alkansäure · Ester · IUPAC-Nomenklatur · Trivialname

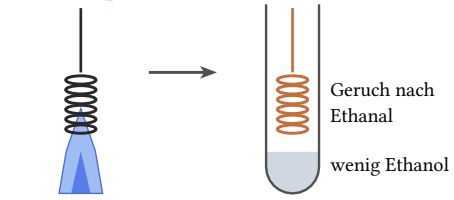
Üben: **noctua** ↗ Ausprobieren: **Moleküle bauen und benennen** ↗

3 Schrittweise Oxidation: Alkanale, Alkanone, Alkansäuren

G8 · Kl. 10 G9 · Kl. 11

Lässt man Wein offen stehen, wird er sauer. Im Körper wird Ethanol abgebaut, und ein Teil des Katers geht auf ein Zwischenprodukt zurück, das dabei entsteht. Beides sind Oxidationen: Die Alkohol-Moleküle reagieren Schritt für Schritt zu anderen Stoffen. Im Labor kann man den ersten Schritt mit Kupferoxid sichtbar machen.

Versuch — Oxidation von Ethanol mit Kupferoxid



① in der Flamme ausglühen: Kupfer wird schwarz

② heiß in den Ethanoldampf: wieder kupferrot

Durchführung. Eine Spirale aus Kupferdraht wird in der Brennerflamme ausgeglüht, bis sie schwarz ist. Noch heiß taucht man sie in ein Reagenzglas, in dem sich wenig Ethanol befindet, ohne die Flüssigkeit zu berühren. Man wiederholt das einige Male und prüft den Geruch (zufächeln).
Beobachtung. Die schwarze Spirale wird im Ethanoldampf sofort wieder blank und kupferrot. Es riecht stechend-fruchtig, anders als Ethanol.
Deutung. Beim Ausglühen reagiert Kupfer mit Sauerstoff zu schwarzem Kupferoxid. Im Ethanoldampf gibt das Kupferoxid den Sauerstoff wieder ab und wird zu Kupfer reduziert; Ethanol wird dabei zu Ethanal oxidiert.
Sicherheit. Ethanol ist leicht entzündbar: nur wenig Ethanol, Vorratsflasche weit weg von der Flamme, Reagenzglas nicht in die Flamme halten. Ethanal ist vermutlich krebserzeugend: Abzug, Schutzbrille.

$$\mathrm{CH_3{-}CH_2{-}OH + CuO \rightarrow CH_3{-}CHO + Cu + H_2O}$$

Das Produkt ist **Ethanal** (Acetaldehyd), ein Alkanal. Dem Ethanol-Molekül wurden zwei H-Atome entzogen: eines von der OH-Gruppe und eines vom C-Atom, das die OH-Gruppe trägt. Ein Oxidationsmittel wie Kupferoxid nimmt sie auf und bildet daraus mit seinem Sauerstoff Wasser. Daher kommt auch der Name: **Al**kohol **dehyd**rogenatus, Alkohol, dem Wasserstoff entzogen wurde.

3.1 Oxidationszahlen in organischen Molekülen

Ob ein Stoff oxidiert wird, erkennt man an den **Oxidationszahlen** (C7). Bei organischen Molekülen bestimmt man sie für jedes C-Atom einzeln aus der Strukturformel. Man ordnet dazu die Elektronen jeder Bindung dem elektronegativeren Partner zu. Für ein C-Atom ergibt das eine einfache Zählregel:

Merksatz

Oxidationszahl eines C-Atoms: Jede Bindung zu einem H-Atom zählt −1, jede Bindung zu einem O-Atom +1 (eine Zweifachbindung also +2), Bindungen zu anderen C-Atomen zählen 0. Die Summe ist die Oxidationszahl. Man schreibt sie als römische Zahl über das Atomsymbol.

Beispiel 3

Ethanol. Das C-Atom der CH_3-Gruppe hat drei Bindungen zu H und eine zu C: $3 \cdot (-1) + 0 = -3$, Oxidationszahl –III. Das C-Atom der CH_2OH-Gruppe hat zwei Bindungen zu H, eine zu O und eine zu C: $2 \cdot (-1) + 1 + 0 = -1$, Oxidationszahl –I.
Ethanal. Das C-Atom der Aldehydgruppe hat eine Bindung zu H und eine Zweifachbindung zu O: $-1 + 2 = +1$, Oxidationszahl +I. Bei der Reaktion steigt seine Oxidationszahl von –I auf +I: Es wird oxidiert, es gibt zwei Elektronen ab. Gleichzeitig sinkt die Oxidationszahl des Kupfers von +II auf 0: Kupferoxid wird reduziert.

$$\mathrm{CH_3\overset{-I}{C}H_2{-}OH + \overset{+II}{C}uO \rightarrow CH_3{-}\overset{+I}{C}HO + \overset{0}{C}u + H_2O}$$

Als Teilgleichungen geschrieben:

$$\text{Oxidation:}\quad \mathrm{CH_3{-}CH_2{-}OH \rightarrow CH_3{-}CHO + 2H^+ + 2e^-}$$

$$\text{Reduktion:}\quad \mathrm{CuO + 2H^+ + 2e^- \rightarrow Cu + H_2O}$$

Je mehr Bindungen ein C-Atom zu Sauerstoff hat, desto höher ist seine Oxidationszahl. Die C-Atome mit nur einem C-Atom im Molekül zeigen das besonders deutlich (Abbildung 132): Von Methan über Methanol, Methanal und Methansäure bis zum Kohlenstoffdioxid steigt die Oxidationszahl in Schritten von 2.

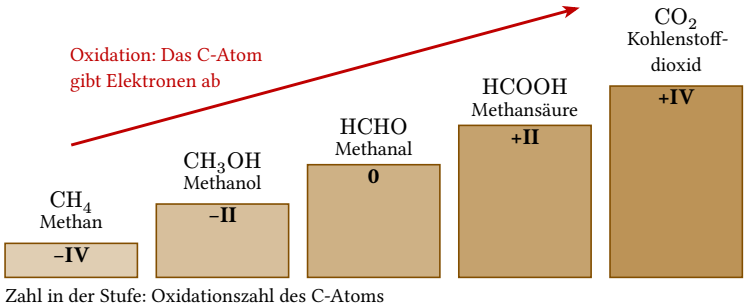


Abbildung 132: Schrittweise Oxidation am Beispiel der Verbindungen mit einem C-Atom. Kohlenstoffdioxid ist die höchste Oxidationsstufe des Kohlenstoffs (+IV), Methan die niedrigste (–IV).

Alkane lassen sich nicht schonend zu Alkanolen oxidieren: Sie reagieren nur bei hoher Temperatur mit Sauerstoff, und dann verbrennen sie gleich vollständig zu Kohlenstoffdioxid und Wasser. In der Treppe stehen die Alkane ganz unten.

3.2 Primäre, sekundäre und tertiäre Alkanole

Mit Kupferoxid, Kaliumpermanganat oder (in der Natur) Luftsauerstoff und Enzymen lassen sich Alkanole schonend oxidieren. Wie weit, hängt davon ab, wo die OH-Gruppe sitzt. Entscheidend ist, wie viele H-Atome das C-Atom mit der OH-Gruppe noch trägt, denn eines davon muss bei der Oxidation abgegeben werden.

- **Primäre Alkanole** (OH-Gruppe an einem C-Atom, das höchstens an ein weiteres C-Atom gebunden ist, z. B. Propan-1-ol) werden zum **Alkanal** oxidiert und weiter zur **Alkansäure**.
- **Sekundäre Alkanole** (C-Atom mit der OH-Gruppe an zwei C-Atome gebunden, z. B. Propan-2-ol) werden zum **Alkanon** oxidiert. Hier bleibt die Oxidation stehen: Das C-Atom der Ketogruppe trägt kein H-Atom mehr.
- **Tertiäre Alkanole** (C-Atom an drei C-Atome gebunden, z. B. 2-Methylpropan-2-ol) lassen sich ohne Zerstörung des Kohlenstoffgerüsts nicht oxidieren.

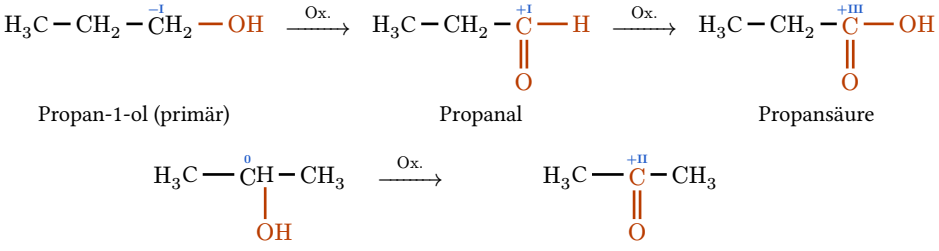


Abbildung 133: Schrittweise Oxidation eines primären und eines sekundären Alkanols, mit der Oxidationszahl des C-Atoms, das die funktionelle Gruppe trägt (blau).

3.3 Vom Wein zum Essig und der Abbau im Körper

In offenem Wein oder Most wandeln **Essigsäurebakterien** das Ethanol mit Luftsauerstoff über Ethanal in Essigsäure um. So stellt man Weinessig, Apfelessig und Branntweinessig her:

$$CH_3–CH_2–OH + O_2 \rightarrow CH_3–COOH + H_2O$$

Auch die Leber baut Ethanol über diese beiden Stufen ab. Enzyme oxidieren Ethanol zuerst zu Ethanal, dann zu Essigsäure, die schließlich zu Kohlenstoffdioxid und Wasser abgebaut wird. Ethanal ist giftiger als Ethanol und trägt zu Kopfschmerzen und Übelkeit nach dem Trinken bei. Methanol wird auf demselben Weg zu Methanal (Formaldehyd) und Methansäure oxidiert; diese Stoffe schädigen besonders den Sehnerv.

Fachbegriffe: Oxidation · Reduktion · Oxidationsmittel · Oxidationszahl · Elektronegativität · Ethanal · primäres, sekundäres, tertiäres Alkanol · Alkanal · Alkanon · Alkansäure · Essigsäurebakterien

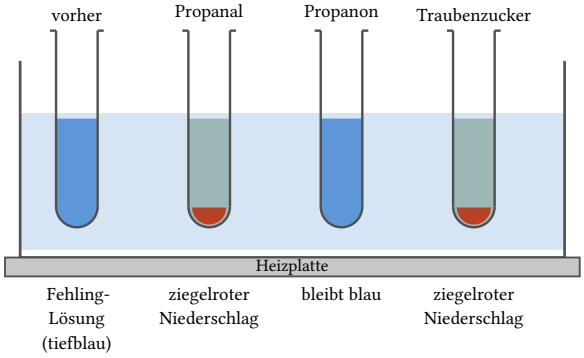
Üben: **noctua** ↗ Ausprobieren: **Alkohole oxidieren** ↗

4 Nachweis der Aldehydgruppe

G8 · Kl. 10 G9 · Kl. 11

Propanal und Propanon sind beide farblose Flüssigkeiten und haben sogar dieselbe Summenformel C_3H_6O. Wie kann man sie unterscheiden? Die Aldehydgruppe lässt sich leicht weiter oxidieren, die Ketogruppe nicht (Kapitel 3). Darum wirken Aldehyde als Reduktionsmittel: Sie geben Elektronen an ein geeignetes Nachweismittel ab, das dabei seine Farbe ändert.

Versuch — Fehling-Probe



Durchführung. Gleiche Teile Fehling-Lösung I (Kupfersulfat-Lösung, hellblau) und Fehling-Lösung II (alkalische Kalium-natrium-tartrat-Lösung, farblos) werden gemischt; es entsteht eine tiefblaue Lösung. In drei Reagenzgläser gibt man je 2 mL davon und dazu einige Tropfen Propanal, Propanon bzw. etwas Traubenzucker-Lösung. Die Gläser stehen einige Minuten im siedenden Wasserbad.

Beobachtung. Mit Propanal und mit Traubenzucker entsteht ein ziegelroter Niederschlag, die Lösung wird heller. Mit Propanon bleibt die Lösung tiefblau.

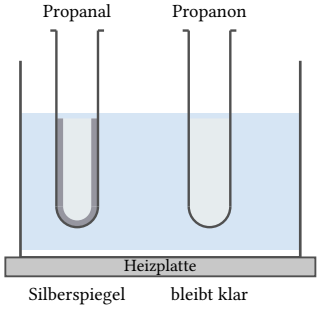
Deutung. Die Aldehydgruppe wird zur Carboxygruppe oxidiert (in der alkalischen Lösung liegt sie als Carboxylat-Ion vor). Die Kupfer-Ionen Cu^{2+} werden zu rotem Kupfer(I)-oxid Cu_2O reduziert. Traubenzucker enthält eine Aldehydgruppe, Propanon nicht.

Sicherheit. Fehling-Lösung II enthält Natronlauge und ist ätzend, Fehling-Lösung I ist gesundheitsschädlich und umweltgefährlich: Schutzbrille, Reste in den Behälter für Schwermetallabfälle. Propanal ist leicht entzündbar und ätzend: nur wenige Tropfen, kein offenes Feuer.

$$R\text{–}CHO + 2Cu^{2+} + 5OH^- \rightarrow R\text{–}COO^- + Cu_2O + 3H_2O$$

Die Oxidationszahl des C-Atoms der Aldehydgruppe steigt dabei von +I auf +III, die des Kupfers sinkt von +II auf +I. Der tiefblaue Farbstoff in der Fehling-Lösung ist ein Kupfer-Komplex mit dem Tartrat (dem Salz der Weinsäure); er hält die Kupfer-Ionen in der alkalischen Lösung gelöst.

Versuch — Silberspiegelprobe (Tollens-Probe, Lehrerversuch)



Durchführung. Zu Silbernitrat-Lösung tropft man verdünnte Ammoniak-Lösung, bis sich der zuerst gebildete braune Niederschlag gerade wieder löst (Tollens-Reagenz). In ein sauberes Reagenzglas gibt man dazu einige Tropfen Propanal, in ein zweites Propanon, und erwärmt beide im Wasserbad auf etwa 60 °C.

Beobachtung. Mit Propanal überzieht sich die Innenwand des Glases mit einem glänzenden Silberspiegel. Mit Propanon bleibt die Lösung klar.

Deutung. Die Aldehydgruppe wird oxidiert, die Silber-Ionen Ag^+ werden zu metallischem Silber reduziert, das sich als Spiegel an der Glaswand abscheidet.

Sicherheit. Tollens-Reagenz immer frisch ansetzen und sofort nach dem Versuch mit verdünnter Säure unbrauchbar machen: Beim Stehen können sich explosive Silberverbindungen bilden. Silbernitrat ist ätzend und umweltgefährlich: Schutzbrille, Handschuhe.

$$\mathrm{R\text{–}CHO + 2Ag^+ + 3OH^- \rightarrow R\text{–}COO^- + 2\ Ag + 2H_2O}$$

Früher stellte man so Spiegel und Christbaumkugeln her. Beide Proben sind Nachweise für die Aldehydgruppe: Alkanale fallen positiv aus, Alkanone und Alkanole negativ.

Typischer Fehler

Falsch: Die Fehling-Probe ist ein Nachweis für Zucker.

Richtig: Die Fehling-Probe weist Stoffe nach, die leicht oxidierbar sind, vor allem die Aldehydgruppe. Traubenzucker fällt positiv aus, Haushaltszucker (Saccharose) dagegen negativ; Propanal ist kein Zucker und fällt trotzdem positiv aus.

Zucker im Urin

Früher prüfte man mit der Fehling-Probe den Urin auf Traubenzucker, um die Zuckerkrankheit (Diabetes) zu erkennen. Heute nimmt man Teststreifen, auf denen ein Enzym gezielt nur Traubenzucker umsetzt.

Fachbegriffe: Nachweisreaktion · Fehling-Probe · Silberspiegelprobe (Tollens-Probe) · Kupfer(I)-oxid · Reduktionsmittel · Aldehydgruppe

Üben: **noctua** ↗ Ausprobieren: **Alkohole oxidieren** ↗

5 Carbonsäuren und ihre Titration

G8 · Kl. 10 G9 · Kl. 11

Speiseessig ist eine verdünnte Lösung von Essigsäure in Wasser, mit einem Massenanteil von etwa 5 %. Essigessenz enthält 25 %. Reine Essigsäure riecht stechend, ist ätzend und erstarrt schon bei 16,6 °C zu eisartigen Kristallen; darum heißt sie auch **Eisessig**.

Essig entsteht seit jeher von selbst aus Wein, wenn Essigsäurebakterien das Ethanol oxidieren (Kapitel 3). Für Lebensmittel wird Essig bis heute so hergestellt. Der größte Teil der Essigsäure für die Industrie wird dagegen aus Methanol und Kohlenstoffmonooxid gewonnen, also letztlich aus Erdgas oder Kohle.

Eigenschaft	Ethansäure (Essigsäure)
Formel, molare Masse	CH_3COOH, $M = 60{,}1\ \frac{g}{mol}$
Siedetemperatur, Schmelztemperatur	117,9 °C; 16,6 °C
Dichte bei 20 °C	$1{,}05\ \frac{g}{cm^3}$
Löslichkeit	mit Wasser in jedem Verhältnis mischbar
Gefahren (rein)	entzündbar (GHS02), verursacht schwere Verätzungen (GHS05)
Verwendung	Speiseessig, Konservierungsstoff (E 260), Entkalker, Rohstoff für Kunststoffe, Lösungsmittel und Arzneimittel

Tabelle 68: Steckbrief von Essigsäure.

5.1 Die Carboxygruppe ist sauer

Gibt man Essigsäure in Wasser, färbt sich Universalindikator rot, die Lösung leitet den elektrischen Strom, und unedle Metalle wie Magnesium lösen sich unter Bildung von Wasserstoff. Wie jede Säure (C6) gibt Essigsäure Protonen ab. Das H-Atom der Carboxygruppe ist so stark polar gebunden, dass es als Proton an ein Wasser-Molekül übergehen kann. Es entsteht das **Acetat-Ion** (Ethanoat-Ion):

$$CH_3\text{–}COOH + H_2O \rightleftarrows CH_3\text{–}COO^- + H_3O^+$$

Die H-Atome der CH_3-Gruppe werden dabei nicht abgegeben. Essigsäure ist eine **schwache Säure**: Nur ein sehr kleiner Teil der Moleküle gibt das Proton ab, der Rest bleibt unverändert gelöst. Speiseessig hat deshalb einen pH-Wert von etwa 2,5 bis 3, eine Salzsäure gleicher Stoffmengenkonzentration einen viel kleineren.

Beispiel 4

Essig gegen Kalk. Essigessenz löst Kalkbeläge im Wasserkocher. Dabei entweicht Kohlenstoffdioxid (Kalkwasserprobe), und es entsteht lösliches Calciumacetat:

$$2CH_3COOH + CaCO_3 \rightarrow Ca^{2+} + 2CH_3COO^- + H_2O + CO_2$$

Definition

Carbonsäuren sind organische Säuren mit der Carboxygruppe –COOH. Leitet sich ihr Rest von einem Alkan ab, heißen sie **Alkansäuren** mit der allgemeinen Formel $C_nH_{2n+1}COOH$. Ihre Salze heißen nach dem lateinischen Namen der Säure, die Salze der Essigsäure **Acetate**.

Name (Trivialname)	Formel	Siedetemp.	Vorkommen, Verwendung
Methansäure (Ameisensäure)	$HCOOH$	100,8 °C	Ameisen, Brennnesseln; Entkalker, Konservierung (E 236)
Ethansäure (Essigsäure)	CH_3COOH	117,9 °C	Essig
Propansäure (Propionsäure)	C_2H_5COOH	141,2 °C	Konservierungsstoff für Brot (E 280)
Butansäure (Buttersäure)	C_3H_7COOH	163,8 °C	ranzige Butter, Schweißgeruch
Hexadecansäure (Palmitinsäure)	$C_{15}H_{31}COOH$	fest	Baustein der Fette, Kerzen, Seifen
Octadecansäure (Stearinsäure)	$C_{17}H_{35}COOH$	fest	Baustein der Fette, Kerzen, Seifen

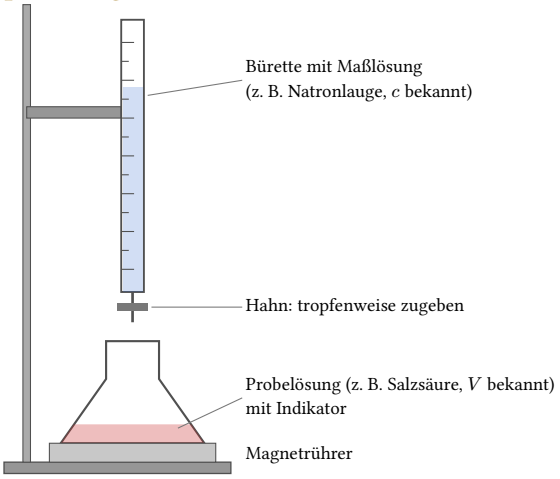
Tabelle 69: Einige Alkansäuren (Siedetemperaturen nach CRC). Die langkettigen heißen **Fettsäuren**, weil sie Bausteine der Fette sind.

Auch **Citronensäure** (Zitronen, Entkalker, E 330) und **Milchsäure** (Sauermilch, Joghurt, Muskeln, E 270) sind Carbonsäuren. Sie enthalten zusätzlich Hydroxygruppen.

5.2 Titration einer Carbonsäure

Steht auf einer Essigflasche „5 % Säure“, kann man das nachprüfen. Man lässt eine Lauge bekannter Konzentration zur Essigprobe tropfen, bis die Säure gerade vollständig neutralisiert ist. Aus dem verbrauchten Volumen berechnet man die Stoffmenge der Säure. Dieses Verfahren heißt **Titration** (C6).

Versuch — Säuregehalt von Speiseessig



Durchführung. 10,0 mL Speiseessig werden mit einer Vollpipette in einen 100-mL-Messkolben gegeben und mit Wasser bis zur Marke aufgefüllt (Verdünnung 1 : 10). Von dieser Lösung pipettiert man 10,0 mL in einen Erlenmeyerkolben, gibt etwas Wasser und zwei Tropfen Thymolphthalein-Lösung hinzu. Aus einer Bürette lässt man unter Rühren Natronlauge mit $c = 0{,}100\ \frac{\text{mol}}{\text{L}}$ zutropfen, bis die Lösung gerade bleibend blau ist.
Beobachtung. Der Indikator schlägt nach 8,4 mL Natronlauge von farblos nach blau um.
Deutung. Am Umschlagpunkt ist die Essigsäure vollständig neutralisiert, es liegen Acetat-Ionen und Natrium-Ionen vor (Natriumacetat-Lösung).
Sicherheit. Natronlauge reizt Haut und Augen, in höherer Konzentration ist sie ätzend: Schutzbrille. Pipetten nur mit Pipettierhilfe füllen.

Bei der Titration reagiert jedes Essigsäure-Molekül mit einem Hydroxid-Ion:

$$\mathrm{CH_3COOH + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O}$$

Am **Äquivalenzpunkt** gilt deshalb: Die Stoffmenge der zugegebenen Hydroxid-Ionen ist gleich der Stoffmenge der Essigsäure in der Probe. Mit $n = c \cdot V$ (C4) wertet man aus:

Beispiel 5

Auswertung.
Stoffmenge der Natronlauge: $n(\mathrm{NaOH}) = c \cdot V = 0{,}100\ \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0{,}0084\ \text{L} = 8{,}4 \cdot 10^{-4}\ \text{mol}$.
Stoffmenge der Essigsäure in der titrierten Probe: $n(\mathrm{CH_3COOH}) = n(\mathrm{NaOH}) = 8{,}4 \cdot 10^{-4}\ \text{mol}$.
Konzentration der verdünnten Lösung: $c = \frac{n}{V} = \frac{8{,}4 \cdot 10^{-4}\ \text{mol}}{0{,}0100\ \text{L}} = 0{,}084\ \frac{\text{mol}}{\text{L}}$.
Der Essig war zehnfach verdünnt: $c(\text{Essig}) = 0{,}84\ \frac{\text{mol}}{\text{L}}$.
Massenkonzentration: $\beta = c \cdot M = 0{,}84\ \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 60{,}1\ \frac{\text{g}}{\text{mol}} \approx 50\ \frac{\text{g}}{\text{L}}$.
Ein Liter Essig wiegt etwa 1000 g; der Massenanteil an Essigsäure beträgt also etwa 5 %, wie auf dem Etikett angegeben.

Warum nimmt man hier Thymolphthalein (oder Phenolphthalein) und nicht Bromthymolblau, das bei pH 7 umschlägt? Misst man den pH-Wert während der Titration mit einem pH-Meter, erhält man eine **Titrationskurve** (Abbildung 134). Am Äquivalenzpunkt liegt eine Lösung von Natriumacetat vor. Acetat-Ionen nehmen in geringem Maß Protonen vom Wasser auf, die Lösung ist schwach alkalisch (pH ≈ 8,7). Der Indikator muss also im schwach alkalischen Bereich umschlagen. Weil der pH-Wert am Äquivalenzpunkt sprunghaft ansteigt, verfälscht der etwas höhere Umschlagbereich von Thymolphthalein das Ergebnis nur um einen Bruchteil eines Tropfens.

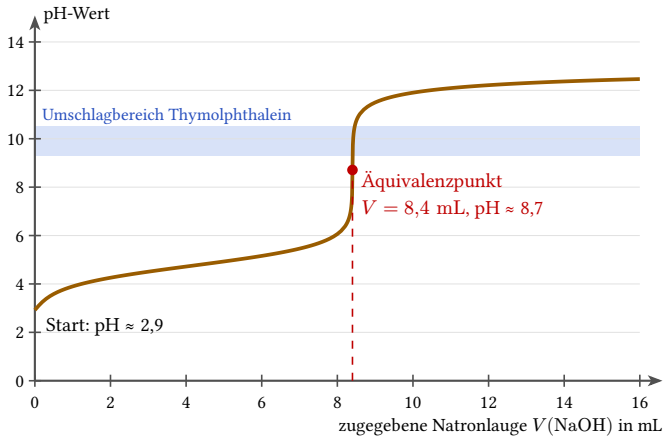


Abbildung 134: Titrationskurve von 10,0 mL verdünntem Essig ($c = 0{,}084\ \frac{\mathrm{mol}}{\mathrm{L}}$) mit Natronlauge ($c = 0{,}100\ \frac{\mathrm{mol}}{\mathrm{L}}$), berechnet. Nahe am Äquivalenzpunkt steigt der pH-Wert steil an. Bromthymolblau (Umschlag bei pH 6,0 bis 7,6) würde zu früh umschlagen.

Fachbegriffe: Carbonsäure · Alkansäure · Carboxygruppe · Essigsäure (Ethansäure) · Acetat-Ion · schwache Säure · Fettsäure · Titration · Maßlösung · Indikator · Äquivalenzpunkt · Stoffmengenkonzentration · Massenkonzentration

Üben: **noctua** ↗ Ausprobieren: **Titration** ↗

6 Ester und Veresterung; Polyester

G8 · Kl. 10 G9 · Kl. 11

Bananenbonbons, Ananasjoghurt und Apfelshampoo riechen oft nach Früchten, ohne dass Früchte darin sind. Die Duftstoffe sind meist künstlich hergestellte **Ester**. Sie entstehen aus einer Carbonsäure und einem Alkohol.

Versuch — Herstellung eines Esters (Lehrerversuch)

Durchführung. In einem Reagenzglas werden 2 mL Ethanol und 2 mL Essigsäure gemischt, dazu kommen vorsichtig 5 Tropfen konzentrierte Schwefelsäure. Das Gemisch wird etwa 10 Minuten im heißen Wasserbad erwärmt und danach in ein Becherglas mit kalter Natriumhydrogencarbonat-Lösung gegossen.

Beobachtung. Beim Eingießen schäumt es. Auf der wässrigen Lösung schwimmt eine dünne, farblose Schicht, die fruchtig nach Klebstoff riecht.

Deutung. Essigsäure und Ethanol haben zu Ethansäureethylester und Wasser reagiert. Der Ester ist leichter als Wasser und löst sich nur mäßig darin. Die Natriumhydrogencarbonat-Lösung neutralisiert die übrigen Säuren (Kohlenstoffdioxid schäumt), sodass man den Ester riechen kann.

Sicherheit. Konzentrierte Schwefelsäure und Essigsäure verursachen schwere Verätzungen, Ethanol und der Ester sind leicht entzündbar: Schutzbrille, Handschuhe, Abzug, kein offenes Feuer.

Bei der **Veresterung** reagiert die Carboxygruppe der Säure mit der Hydroxygruppe des Alkohols. Die OH-Gruppe der Säure und das H-Atom des Alkohols werden als Wasser-Molekül abgespalten, die übrigen Teile verbinden sich über ein O-Atom (Abbildung 135).

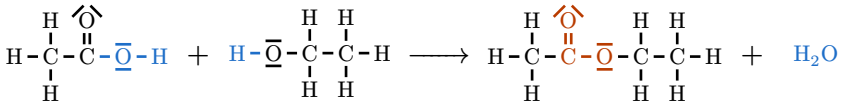


Abbildung 135: Veresterung von Ethansäure mit Ethanol. Die blau gezeichneten Atome werden als Wasser abgespalten. Es entsteht die Estergruppe (rostrot).

Definition

Die Reaktion einer Carbonsäure mit einem Alkohol zu einem **Ester** und Wasser heißt **Veresterung**. Sie ist eine **Kondensation**: eine Reaktion, bei der sich zwei Moleküle unter Abspaltung eines kleinen Moleküls (hier Wasser) verbinden.

Die Veresterung verläuft langsam. Konzentrierte Schwefelsäure dient als **Katalysator**; außerdem bindet sie Wasser. Die Reaktion läuft nie vollständig ab: Ein Teil des Esters reagiert mit dem gebildeten Wasser wieder zu Säure und Alkohol zurück. Diese Rückreaktion, die Spaltung eines Esters durch Wasser, heißt **Hydrolyse** (Esterspaltung). Wie man das Verhältnis von Hin- und Rückreaktion beeinflusst, zeigt der Chemieunterricht der Oberstufe.

6.1 Namen und Eigenschaften der Ester

Der Name eines Esters setzt sich aus dem Namen der Säure, dem Namen des Alkylrests aus dem Alkohol und der Endung **-ester** zusammen: Aus Ethansäure und Ethanol entsteht Ethansäureethylester, aus Butansäure und Methanol Butansäuremethylester. Nach IUPAC sagt man auch Ethylethanoat (Alkylrest + Salzname der Säure).

Ester	aus Säure + Alkohol	Geruch
Methansäureethylester	Methansäure + Ethanol	Rum, Himbeere
Ethansäureethylester	Ethansäure + Ethanol	fruchtig, Klebstoff, Nagellackentferner
Ethansäurepentylester	Ethansäure + Pentan-1-ol	Banane, Birne
Ethansäureoctylester	Ethansäure + Octan-1-ol	Orange
Butansäuremethylester	Butansäure + Methanol	Apfel
Butansäureethylester	Butansäure + Ethanol	Ananas

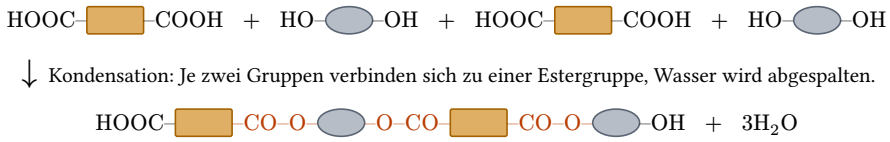
Tabelle 70: Einige Fruchtester. Natürliche Fruchtaromen sind Gemische aus vielen Stoffen; einzelne Ester treffen den Geruch nur ungefähr.

Ester haben keine OH-Gruppe mehr und können untereinander keine Wasserstoffbrücken bilden. Sie sieden deshalb tiefer als Säuren und Alkohole ähnlicher Größe (Kapitel 7), sind leicht flüchtig und duften. Kurzkettige Ester lösen sich mäßig in Wasser, langkettige gar nicht; sie lösen aber viele unpolare Stoffe. Darum sind Ester als **Aromastoffe** und

Lösungsmittel (Klebstoffe, Lacke, Nagellackentferner) wichtig. Auch die Fette und Öle in unserer Nahrung sind Ester: aus dem Alkohol Glycerin mit drei OH-Gruppen und drei Fettsäuren.

6.2 Polyester

Eine Säure mit **zwei** Carboxygruppen (eine Dicarbonsäure) kann an beiden Enden mit Alkoholen reagieren. Nimmt man als Alkohol ein **Diol** mit zwei Hydroxygruppen, entsteht nach der ersten Veresterung ein Molekül, das an einem Ende noch eine Carboxygruppe, am anderen noch eine Hydroxygruppe hat. Beide reagieren weiter: Es entsteht eine lange Kette aus abwechselnden Bausteinen, ein **Polyester** (Abbildung 136).



… und so weiter: Die Kette wächst an beiden Enden weiter zum Polyester mit Tausenden von Bausteinen.

Abbildung 136: Bauprinzip eines Polyesters aus einer Dicarbonsäure (Rechteck) und einem Diol (Oval). Bei jeder Verknüpfung entsteht eine Estergruppe, und ein Wasser-Molekül wird abgespalten.

Definition

Polymere sind Stoffe aus sehr großen Molekülen (**Makromolekülen**), die aus vielen kleinen Bausteinen, den **Monomeren**, aufgebaut sind. Entsteht ein Polymer durch viele Kondensationen, bei denen jedes Mal ein kleines Molekül abgespalten wird, spricht man von **Polykondensation**.

Der bekannteste Polyester ist **PET** (Polyethylenterephthalat). Er entsteht aus Terephthalsäure (Benzol-1,4-dicarbonsäure) und Ethandiol (Abbildung 137). Aus PET bestehen Getränkeflaschen, Folien und Lebensmittelverpackungen; als Faser („Polyester“) steckt es in Fleecepullovern, Sportkleidung und Füllungen von Kissen. PET lässt sich gut wiederverwerten: Aus gesammelten Pfandflaschen werden neue Flaschen oder Textilfasern.

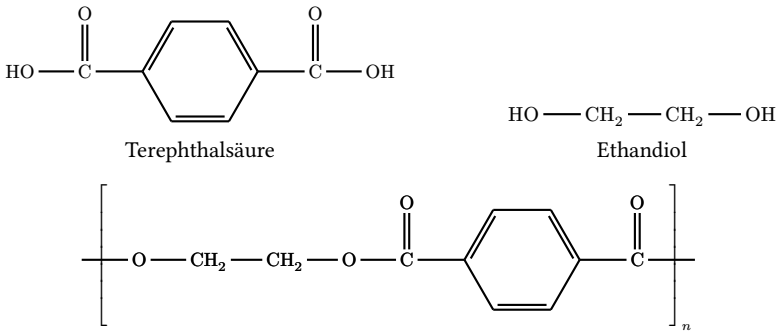


Abbildung 137: Monomere des PET und ein Ausschnitt aus dem Makromolekül. Das Sechseck ist ein Benzolring (C9).

Im Vergleich dazu entsteht Polyethen (C9) durch **Polymerisation**: Die Monomere (Ethen) lagern sich über ihre Zweifachbindung aneinander, ohne dass etwas abgespalten wird.

Fachbegriffe: Ester · Estergruppe · Veresterung · Kondensation · Hydrolyse (Esterspaltung) · Katalysator · Fruchtester · Aromastoff · Diol · Dicarbonsäure · Polyester · Polymer · Makromolekül · Monomer · Polykondensation · PET

Üben: **noctua** ↗

7 Stoffklassen im Vergleich

G8 · Kl. 10 G9 · Kl. 11

Ethansäureethylester ist mit vier C-Atomen größer als Ethansäure mit zwei, siedet aber 41 K tiefer. Propanon und Ethanol sind beide mit Wasser mischbar, Heptan nicht. Solche Unterschiede lassen sich mit den Kräften zwischen den Molekülen erklären, die in C5 und C9 eingeführt wurden.

7.1 Was die Siedetemperatur bestimmt

Beim Sieden lösen sich die Moleküle aus der Flüssigkeit; dafür müssen die Anziehungskräfte zwischen ihnen überwunden werden. Je stärker sie sind, desto höher die Siedetemperatur. Es gibt drei Arten:

- **Van-der-Waals-Kräfte** (Wechselwirkungen zwischen temporären Dipolen) wirken zwischen allen Molekülen. Sie sind schwach, nehmen aber mit der Größe und Oberfläche der Moleküle zu. Bei den Alkanen sind sie die einzigen Kräfte.
- **Dipol-Dipol-Kräfte** (Wechselwirkungen zwischen permanenten Dipolen) wirken zwischen polaren Molekülen. Die C=O-Gruppe in Aldehyden, Ketonen und Estern ist ein starker Dipol.
- **Wasserstoffbrücken** bilden sich, wenn ein H-Atom an ein O-Atom (oder N-Atom) gebunden ist und auf ein freies Elektronenpaar eines anderen Moleküls trifft: bei Alkoholen und Carbonsäuren. Sie sind die stärksten der drei Kräfte.

Damit man nur die Wirkung der funktionellen Gruppe sieht, vergleicht man Moleküle ähnlicher Größe. Abbildung 138 zeigt Stoffe mit molaren Massen zwischen 72 und 74 g pro mol.

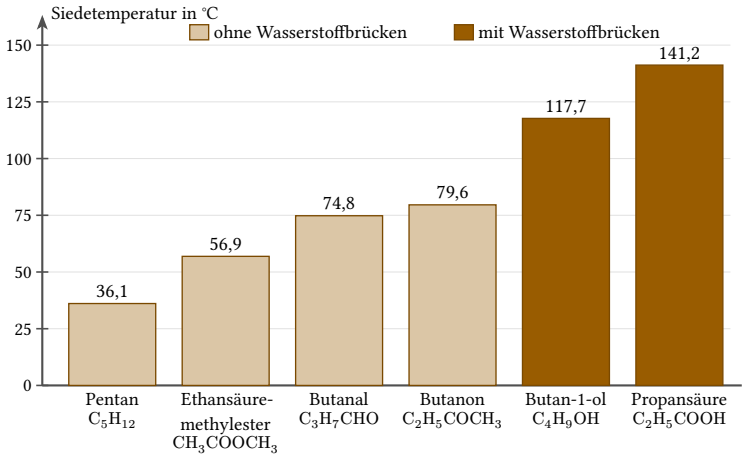


Abbildung 138: Siedetemperaturen von Stoffen ähnlicher molarer Masse aus verschiedenen Stoffklassen (CRC). Dunkel: Moleküle mit OH-Gruppe, die untereinander Wasserstoffbrücken bilden.

Pentan siedet am tiefsten: Zwischen seinen Molekülen wirken nur Van-der-Waals-Kräfte. Der Ester, der Aldehyd und das Keton haben zusätzlich Dipol-Dipol-Kräfte, aber keine Wasserstoffbrücken untereinander, denn ihnen fehlt ein H-Atom am Sauerstoff. Butan-1-ol bildet Wasserstoffbrücken und siedet viel höher. Am höchsten siedet Propansäure: Die Carboxygruppe kann gleich zwei Wasserstoffbrücken zu einem Nachbarmolekül ausbilden, sodass sich Paare von Säure-Molekülen bilden, die zusammen verdampfen müssen (Abbildung 139).

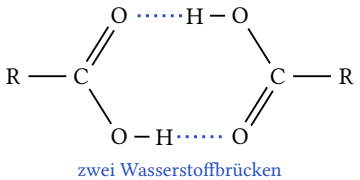


Abbildung 139: Zwei Carbonsäure-Moleküle bilden über zwei Wasserstoffbrücken ein Paar (Dimer); R steht für den Kohlenstoffrest. Freie Elektronenpaare sind nicht gezeichnet.

Merksatz

Bei Molekülen ähnlicher Größe steigt die Siedetemperatur in der Reihenfolge Alkane < Ester, Alkanale, Alkanone < Alkanole < Alkansäuren. Innerhalb einer homologen Reihe steigt sie mit der Kettenlänge.

7.2 Was die Wasserlöslichkeit bestimmt

Für die Löslichkeit gilt die Regel „Ähnliches löst sich in Ähnlichem“: Polare Stoffe lösen sich gut in polaren Lösungsmitteln wie Wasser, unpolare in unpolaren wie Heptan oder Benzin. Ein Stoff löst sich gut in Wasser, wenn seine Moleküle mit den Wasser-Molekülen Wasserstoffbrücken bilden können, die die Wasserstoffbrücken zwischen den Wasser-Molekülen ersetzen.

- Alkane können keine Wasserstoffbrücken bilden: Sie sind in Wasser praktisch unlöslich, also **hydrophob** (wasserabweisend).
- Alkanole und Alkansäuren bilden mit Wasser Wasserstoffbrücken in beide Richtungen: Ihre H-Atome binden an Wasser-Moleküle, und Wasser-Moleküle binden an ihre O-Atome. Die kurzkettigen sind mit Wasser mischbar.
- Ester, Alkanale und Alkanone haben O-Atome mit freien Elektronenpaaren, aber kein H-Atom am Sauerstoff. Sie können nur von den Wasser-Molekülen Wasserstoffbrücken annehmen. Die kurzkettigen lösen sich gut bis mäßig in Wasser.
- In allen Stoffklassen nimmt die Wasserlöslichkeit mit der Kettenlänge ab, weil der unpolare Rest überwiegt (Kapitel 1).

Stoffklasse	Beispiel ($M \approx 74\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$)	Siedetemp.	Löslichkeit in Wasser	Kräfte zwischen den Molekülen
Alkan	Pentan	36,1 °C	praktisch unlöslich	nur Van-der-Waals-Kräfte
Ester	Ethansäuremethylester	56,9 °C	gut löslich (über 200 $\frac{\text{g}}{\text{L}}$)	Van-der-Waals- und Dipol-Dipol-Kräfte
Alkanol	Butan-1-ol	117,7 °C	etwa 75 $\frac{\text{g}}{\text{L}}$	dazu Wasserstoffbrücken
Alkansäure	Propansäure	141,2 °C	mischbar	dazu je zwei Wasserstoffbrücken (Dimere)

Tabelle 71: Vier Stoffklassen mit Vertretern ähnlicher molarer Masse (CRC, Löslichkeiten gerundet).

Typischer Fehler

Falsch: Je schwerer ein Molekül, desto höher die Siedetemperatur.

Richtig: Das gilt nur innerhalb einer Stoffklasse. Zwischen verschiedenen Stoffklassen entscheiden vor allem die funktionellen Gruppen: Ethanol ($M = 46\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$) siedet bei 78 °C, Hexan ($M = 86\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$) bei 69 °C.

Fachbegriffe: Siedetemperatur · Wasserlöslichkeit · Van-der-Waals-Kräfte · Dipol-Dipol-Kräfte · Wasserstoffbrücken · Dimer · hydrophil · hydrophob · Stoffklasse

Üben: **noctua** ↗

8 Summenformel aus dem molaren Volumen

G8 – G9 · Kl. 11

Woher weiß man eigentlich, dass ein Ethanol-Molekül genau zwei C-Atome, sechs H-Atome und ein O-Atom hat? Die Verbrennung zeigt nur, welche Elemente enthalten sind. Eine genaue Analyse der Verbrennungsprodukte liefert ihr Massenverhältnis und damit die Verhältnisformel. Ob das Molekül aber C_2H_6O oder $C_4H_{12}O_2$ ist, entscheidet erst die molare Masse. Bei Gasen und leicht verdampfbaren Flüssigkeiten bestimmt man sie über das molare Volumen.

8.1 Das molare Volumen

Definition

Das **molare Volumen** V_m ist das Volumen, das ein Mol eines Gases einnimmt: $V_m = \frac{V}{n}$. Nach dem **Satz von Avogadro** enthalten gleiche Volumina verschiedener Gase bei gleicher Temperatur und gleichem Druck gleich viele Teilchen. Deshalb ist V_m für alle Gase gleich: bei 0 °C und 1013 hPa $V_m = 22{,}4\ \frac{\text{L}}{\text{mol}}$, bei 20 °C und 1013 hPa $V_m = 24{,}0\ \frac{\text{L}}{\text{mol}}$.

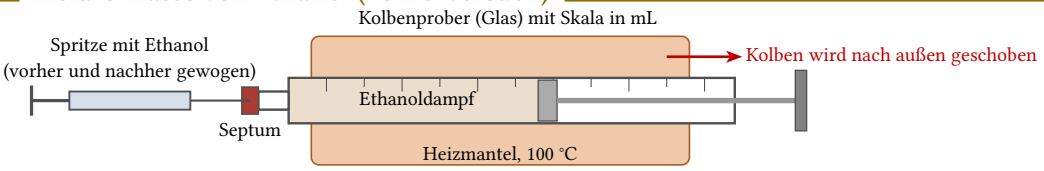
Bei konstantem Druck wächst das Volumen eines Gases proportional zur absoluten Temperatur (Gesetz von Gay-Lussac, Physik). Für 100 °C (373 K) gilt deshalb:

$$V_m(100\ °\text{C}) = 22{,}4\ \frac{\text{L}}{\text{mol}} \cdot \frac{373\ \text{K}}{273\ \text{K}} = 30{,}6\ \frac{\text{L}}{\text{mol}}$$

Misst man von einem Gas Masse und Volumen, kennt man auch die Stoffmenge $n = \frac{V}{V_m}$ und damit die molare Masse:

$$M = \frac{m}{n} = \frac{m \cdot V_m}{V}$$

Versuch — Molare Masse von Ethanol (Lehrerversuch)



Durchführung. Ein Kolbenprober aus Glas steckt in einem Heizmantel und wird auf 100 °C erwärmt; der Kolben steht am Anfang auf null. Eine kleine Spritze mit Ethanol wird gewogen. Man spritzt etwa 0,1 mL Ethanol durch das Septum in den Kolbenprober und wiegt die Spritze erneut. Das Ethanol verdampft, der Kolben wird nach außen geschoben. Wenn er stillsteht, liest man das Volumen ab.
Beobachtung. Masse der Spritze vorher 5,342 g, nachher 5,237 g. Der Kolben bleibt bei 70 mL stehen. Druck 1013 hPa.
Deutung. Eingespritzt wurden $m = 0{,}105$ g Ethanol, die bei 100 °C als Gas das Volumen $V = 70$ mL einnehmen.
Sicherheit. Ethanol ist leicht entzündbar: Heizmantel statt offener Flamme. Heiße Glasteile nicht berühren. Den Kolbenprober nicht über die Skala hinaus füllen.

Beispiel 6

Auswertung.

$$M = \frac{m \cdot V_m}{V} = \frac{0{,}105\ \text{g} \cdot 30{,}6\ \frac{\text{L}}{\text{mol}}}{0{,}070\ \text{L}} \approx 46\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Gemessen wurde $M \approx 46\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$; der Literaturwert ist 46,1 $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$. Messfehler entstehen zum Beispiel, wenn das Ethanol nicht vollständig verdampft oder der Kolben klemmt.

8.2 Von der Verhältnisformel zur Summenformel

Eine Elementaranalyse von Ethanol ergibt die Massenanteile 52,1 % Kohlenstoff, 13,1 % Wasserstoff und 34,7 % Sauerstoff. In 100 g Ethanol stecken also 52,1 g C, 13,1 g H und 34,7 g O. Daraus berechnet man das Stoffmengenverhältnis:

$$n(\text{C}) : n(\text{H}) : n(\text{O}) = \frac{52{,}1\ \text{g}}{12{,}0\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}} : \frac{13{,}1\ \text{g}}{1{,}0\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}} : \frac{34{,}7\ \text{g}}{16{,}0\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 4{,}34 : 13{,}1 : 2{,}17 \approx 2 : 6 : 1$$

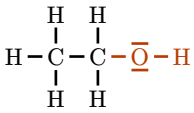
Die Verhältnisformel ist C_2H_6O mit der molaren Masse $M = 46{,}1\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$. Die Moleküle könnten aber auch $C_4H_{12}O_2$ (92,1 g pro mol) oder ein anderes Vielfaches sein. Erst die gemessene molare Masse von etwa 46 g pro mol zeigt: Die Summenformel ist C_2H_6O.

Merksatz

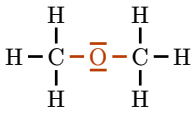
Summenformel ermitteln: Aus den Massenanteilen der Elemente erhält man die Verhältnisformel. Aus der molaren Masse, die man zum Beispiel über das molare Volumen bestimmt, ergibt sich, welches Vielfache der Verhältnisformel die **Summenformel** (Molekülformel) ist.

8.3 Welche Strukturformel?

Zur Summenformel C_2H_6O passen zwei Strukturformeln, die Isomere Ethanol und Dimethylether (Methoxymethan):



Ethanol, Sdp. 78 °C



Dimethylether, Sdp. −24,8 °C

Dimethylether ist bei Raumtemperatur ein Gas, denn seine Moleküle haben kein H-Atom am Sauerstoff und bilden keine Wasserstoffbrücken. Der Stoff aus dem Versuch ist eine Flüssigkeit, die bei 78 °C siedet. Auch eine Reaktion entscheidet: Mit Natrium entwickelt die Flüssigkeit Wasserstoff, und aus 2 mol Ethanol entsteht genau 1 mol Wasserstoff. Pro Molekül reagiert also genau ein H-Atom, das anders gebunden ist als die übrigen fünf: das H-Atom der OH-Gruppe.

$$2\,C_2H_5OH + 2\ Na \rightarrow 2\,C_2H_5O^- + 2Na^+ + H_2$$

8.4 Gase wiegen: Methan

Für ein Gas wie Methan braucht man keinen Kolbenprober. Man wiegt eine Gaswägekugel (eine „Gasmaus“ mit bekanntem Volumen) einmal luftleer gepumpt und einmal mit dem Gas gefüllt.

Beispiel 7

Methan. Eine Gasmaus mit $V = 100$ mL wird bei 20 °C und 1013 hPa mit Erdgas (Methan) gefüllt; ihre Masse nimmt um $m = 0{,}0667$ g zu.

$$M = \frac{m \cdot V_m}{V} = \frac{0{,}0667\ \text{g} \cdot 24{,}0\ \frac{\text{L}}{\text{mol}}}{0{,}100\ \text{L}} = 16{,}0\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Die Elementaranalyse ergibt 74,9 % Kohlenstoff und 25,1 % Wasserstoff, also $n(\text{C}) : n(\text{H}) = 6{,}24 : 25{,}1 \approx 1 : 4$. Die Verhältnisformel CH_4 hat genau die molare Masse 16,0 g pro mol: Die Summenformel ist CH_4.

Fachbegriffe: molares Volumen · Satz von Avogadro · molare Masse · Stoffmenge · Massenanteil · Verhältnisformel · Summenformel (Molekülformel) · Kolbenprober · Isomere

Üben: **noctua** ↗ Ausprobieren: **Zustandsänderungen von Gasen** ↗

9 Aminosäuren: die Aminogruppe

G8 – G9 · Kl. 11

Haare, Muskeln, Fingernägel, das Hämoglobin im Blut und die Enzyme in jeder Zelle bestehen aus **Proteinen** (Eiweißstoffen). So verschieden sie sind, alle sind lange Ketten aus nur zwanzig verschiedenen Bausteinen, den Aminosäuren. Sie enthalten neben Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff auch Stickstoff, und zwar in einer neuen funktionellen Gruppe.

9.1 Die Aminogruppe

Ersetzt man im Ammoniak-Molekül NH_3 ein H-Atom durch einen Kohlenstoffrest, erhält man ein **Amin**, zum Beispiel Methylamin $CH_3–NH_2$. Die Atomgruppe $–NH_2$ heißt **Aminogruppe**. Wie im Ammoniak trägt das N-Atom ein freies Elektronenpaar.



Ammoniak Methylamin

Mit dem freien Elektronenpaar kann die Aminogruppe ein Proton aufnehmen. Amine sind deshalb wie Ammoniak **Basen**; ihre Lösungen sind alkalisch:

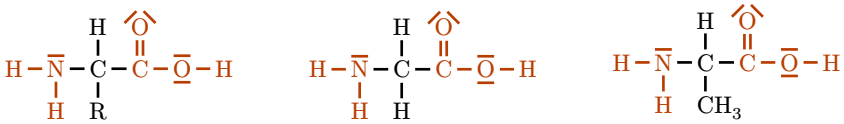
$$CH_3–NH_2 + H_2O \rightleftarrows CH_3–NH_3^+ + OH^-$$

Kurzkettige Amine riechen unangenehm nach Fisch; tatsächlich entsteht der Geruch von verdorbenem Fisch durch Amine.

9.2 Aminosäuren

Definition

Aminosäuren sind Moleküle mit einer Aminogruppe $–NH_2$ und einer Carboxygruppe –COOH. In den Aminosäuren, aus denen Proteine aufgebaut sind (**proteinogene Aminosäuren**), sitzen beide Gruppen am selben C-Atom. Sie unterscheiden sich nur im Rest R an diesem C-Atom.



allgemeiner Bau Glycin (R = H) Alanin (R = CH_3)

Abbildung 140: Bau der proteinogenen Aminosäuren. Aminogruppe und Carboxygruppe sind rostrot.

Die einfachste Aminosäure ist **Glycin** (nach IUPAC Aminoethansäure), die nächste **Alanin** (2-Aminopropansäure). Andere Aminosäuren tragen größere Reste, manche mit weiteren funktionellen Gruppen: Serin eine Hydroxygruppe, Lysin eine zweite Aminogruppe, Glutaminsäure eine zweite Carboxygruppe. Neun der zwanzig proteinogenen Aminosäuren kann der menschliche Körper nicht selbst herstellen. Diese **essenziellen Aminosäuren** müssen mit der Nahrung aufgenommen werden, zum Beispiel aus Milch, Eiern, Fleisch, Hülsenfrüchten und Getreide.

Aminosäuren sind ungewöhnliche Stoffe

Aminosäuren sind farblose, kristalline Feststoffe, die sich gut in Wasser lösen. Beim Erhitzen schmelzen sie nicht, sondern zersetzen sich erst über 200 °C, obwohl ihre Moleküle klein sind. Der Grund: Im selben Molekül gibt die saure Carboxygruppe ein Proton an die basische Aminogruppe ab. Es entsteht ein Teilchen mit einer positiven und einer negativen Ladung, ein **Zwitterion**. Zwischen den Zwitterionen wirken starke Anziehungskräfte wie in einem Salz. Mehr dazu im Leistungsfach (CL4).

9.3 Die Peptidbindung

Die Carboxygruppe einer Aminosäure kann mit der Aminogruppe einer zweiten reagieren. Dabei wird wie bei der Veresterung ein Wasser-Molekül abgespalten: eine Kondensation. Es entsteht ein **Dipeptid** mit der Atomgruppe –CO–NH–, der **Peptidbindung**.

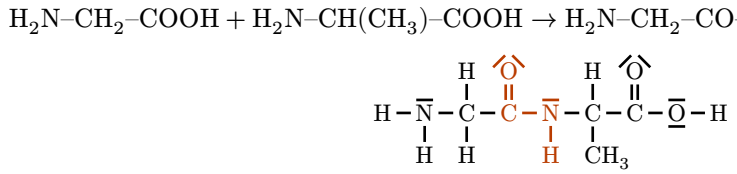


Abbildung 141: Das Dipeptid aus Glycin und Alanin (Glycylalanin, kurz Gly-Ala). Rostrot: die Peptidbindung –CO–NH–.

Das Dipeptid hat an einem Ende noch eine freie Aminogruppe, am anderen eine freie Carboxygruppe. An beiden Enden kann die Kette weiterwachsen. Proteine sind Ketten aus etwa fünfzig bis zu mehreren tausend Aminosäuren; welche Aminosäuren in welcher Reihenfolge eingebaut werden, bestimmt die Erbinformation. Bei der Verdauung werden die Peptidbindungen mithilfe von Enzymen durch Wasser wieder gespalten (Hydrolyse), und der Körper baut aus den Aminosäuren seine eigenen Proteine.

Merksatz

Die Aminogruppe ist basisch, die Carboxygruppe sauer. Aminosäuren enthalten beide Gruppen. Durch Kondensation verbinden sie sich über Peptidbindungen zu Peptiden und Proteinen, so wie sich Säuren und Alkohole über Estergruppen zu Estern und Polyestern verbinden.

Fachbegriffe: Aminogruppe · Amin · Base · Aminosäure · proteinogene Aminosäure · essenzielle Aminosäure · Zwitterion · Kondensation · Peptidbindung · Dipeptid · Protein · Hydrolyse

Üben: **noctua** ↗

