

organische Stoffe Abfrage1

Name Montansäure

70

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

424,76

Summenformel

C28H56O2

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

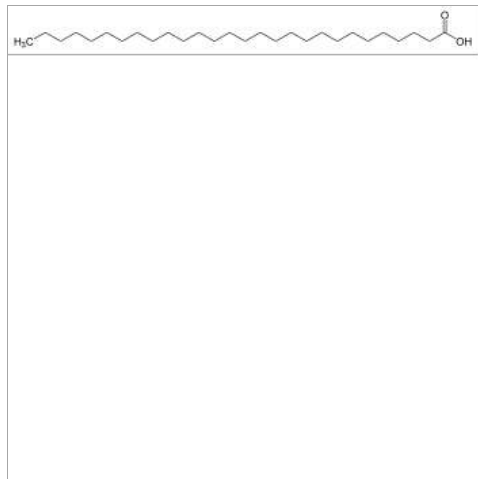
Trivialname

Strukturformel

506-48-9

92

Octacosansäure
n-Octacosansäure



Siedepunkt in °C

0

Kurzbeschreibung

weiße Flocken

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

in Wasser praktisch unlöslich

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

Geschichte

Eigenschaften

Montansäure (*n*-Octacosansäure) ist eine [chemische Verbindung](#) aus der Gruppe der gesättigten höheren [Fettsäuren](#). Sie zählt zur Untergruppe der [Wachssäuren](#).

Ihre [Salze](#) und [Ester](#) heißen *Montanoate* (systematisch auch *Octacosanoate*).

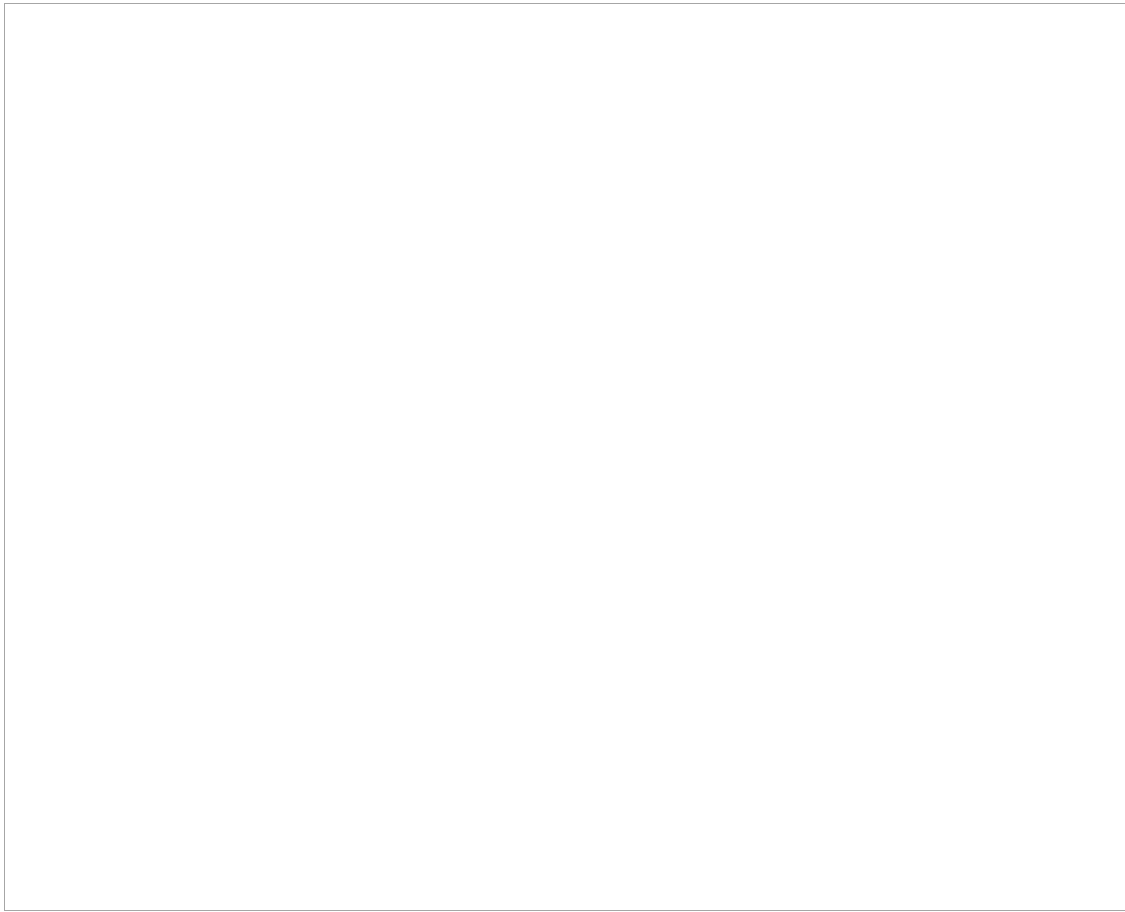
Montansäure ist ein Feststoff mit einem Schmelzpunkt bei 91–93 °C und in Wasser praktisch unlöslich. Die Ester von Montansäure (Montansäureester) wurden aus Braunkohle extrahiert, es handelt sich um besonders gut gereinigtes Bitumen. Diese fungierten als [Lebensmittelzusatzstoff](#) (E 912) und wurden als Überzugsmittel für Früchte eingesetzt.^[4] Seit dem 1. Oktober 2014 sind Montansäureester nicht mehr als Zusatzstoff zugelassen.^[5] Sie besitzen ähnliche Eigenschaften wie [Carnaubawachs](#).

Vorkommen

Montansäure sowie ihre Ester mit langkettigen [Alkoholen](#) (C-24, C-26 und C-28) sind im [Montanwachs](#) enthalten, der durch Extraktion aus [Braunkohle](#) erhalten werden kann

Herstellung

Anwendungen



Name Ölsäure

73

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

282,46

Summenformel

C18H34O2

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

112-80-1

Trivialname

Strukturformel

16

(9Z)-Octadec-9-ensäure

(IUPAC)

cis-9-Octadecensäure

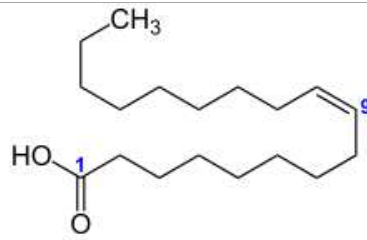
Oleinsäure

Kurzbeschreibung

farblose bis gelbliche

Flüssigkeit mit fettartigem

Geruch



Siedepunkt in °C

360

Dampfdruck in hPa

1,9E-07

Dd-Temperatur in °C

25 Reaktionen

Löslichkeit

nahezu unlöslich in Wasser (12 mg·l⁻¹, 25 °C)[2], löslich in Methanol

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

25000 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)

Geschichte

Eigenschaften

Ölsäure, auch **Oleinsäure**, ist der wichtigste Vertreter der einfach [ungesättigten Fettsäuren](#) (18:1). Ihr systematischer Name lautet (Z)-9-Octadecensäure und sie ist aufgrund der Lage ihrer Doppelbindung eine [Omega-9-Fettsäure](#). Ein natürlich vorkommendes [Isomer](#) der Ölsäure ist die [Petroselinensäure](#), das *trans*-Isomer wird als [Elaidinsäure](#) bezeichnet. Die Salze und [Ester](#) der Ölsäure nennt man **Oleate**.

Physikalische Eigenschaften[\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)

Reine Ölsäure ist eine farblose, ölige und fast geruchlose Flüssigkeit. Die [molare Masse](#) beträgt 282,46 g·mol⁻¹ und die Dichte 0,89 g·cm⁻³^[3]. Sie hat einen Schmelzpunkt von 17 °C^[2] und einen Siedepunkt von 360 °C.^[3] Die Fettsäure ist unlöslich in Wasser, jedoch löslich in [Methanol](#). Der [Flammpunkt](#) liegt bei 189 °C, die [Zündtemperatur](#) bei 250 °C.^[3]

Chemische Eigenschaften[\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)

Ölsäure ist im Vergleich zu den mehrfach ungesättigten Fettsäuren (z. B. [Linolensäure](#)) nur wenig oxidationsempfindlich. Sie oxidiert langsam an der Luft unter Gelbfärbung, die auf die Bildung von Zerfallsprodukten zurückzuführen ist. Hauptangriffspunkt der [Oxidation](#) ist die C-C-Doppelbindung. Sie wird dabei besonders von Licht, Wärme oder gelösten [Metallionen](#) gefördert und verläuft hauptsächlich über radikalische Reaktionsmechanismen. Wichtiger Zwischenschritt der Oxidation ist die Bildung von Hydroperoxiden (-OOH) beim Aufbrechen der C=C-Doppelbindung. Die funktionelle Gruppe (-OOH) bildet selbst ebenfalls [Radikale](#) und fördert so eine oxidative Kettenreaktion. Weiter können [Hydroperoxide](#) zu [Ketonen](#) zerfallen und, falls es auch zu einer Spaltung der einfachen C-C-Bindung kommt, auch zu [Aldehyden](#) oder [Carbonsäuren](#).

Ölsäure und speziell ihre Salze sind [amphiphil](#), das heißt, sie beinhalten sowohl einen polaren [hydrophilen](#) Teil (die [Carboxygruppe](#)) als auch einen unpolaren [lipophilen](#) Teil (die Kohlenwasserstoffkette).

Vorkommen

Ölsäure kommt chemisch gebunden in [Triglyceriden](#) in fast allen natürlichen (pflanzlichen und tierischen) Ölen und Fetten vor. Einen besonders hohen Anteil an derartig [veresterter](#) Ölsäure besitzen z. B. [Olivenöl](#) (70–75 %), [Erdnussöl](#) (50–70 %)^[3], [Rapsöl](#) (HEAR-Sorten 12–24 %, LEAR-Sorten 50–65 %^[7]), [Avocadoöl](#) (44–76 %)^[3], [Gänsefett](#) (41–72 %)^[3], [Palmöl](#) (37–42 %)^[3], [Schweineschmalz](#) (36–52 %)^[3], [Sesamöl](#) (35–46 %)^[3], [Hammeltalg](#) (31–56 %)^[3], [Rindertalg](#) (26–45 %), [Sonnenblumenöl](#) (14–65 %)^[8] und insbesondere sogenanntes [High-Oleic-Sonnenblumenöl](#) aus speziell gezüchteten Sorten mit 75–93 % Ölsäureanteil.

Entgegen weitverbreiteter Anschauung enthalten diese natürlichen Fette und Öle keine freie Ölsäure, sondern deren [Glycerinester](#).

Herstellung

Die Fettsäuren lassen sich durch alkalische [Verseifung](#) aus den entsprechenden Triacylglyceriden gewinnen, indem die entsprechenden Fette oder Öle mit [Basen](#) gekocht werden. Die Verseifung selbst liefert zunächst deren Salze. Die [freien Fettsäuren](#) werden durch Neutralisation mit (Mineral-)Säure erhalten. Da die natürlichen Fette und Öle stets viele unterschiedliche Fettsäuren enthalten, schließt sich in der Regel eine [destillative Trennung](#) des entstandenen Gemisches an.

Kommerziell wird Ölsäure über eine [Hydrolyse](#) und anschließende [Kristallisation](#) aus [Talg](#) gewonnen. Durch diesen Prozess können Konzentrationen von etwa 70 % gewonnen werden, die als Olein bezeichnet werden.^[9] Neben Ölsäure können in diesem Gemisch [Palmitoleinsäure](#), [Linolsäure](#) und weitere ungesättigte und gesättigte Fettsäuren enthalten sein.^[10] Durch Hydrolysierung von sehr ölsäurereichen Pflanzenölen wie Olivenöl, [Euphorbia lathyris](#) oder High-Oleic-Sonnenblumen können Reinheiten von mehr als 90 % gewonnen werden.

Anwendungen

Ölsäure wird als Bestandteil von Mischungen mit anderen Fettsäuren in veränderlichen Anteilen vor allem zur Herstellung von [Seifen](#) und [Metallseifen](#) sowie für die [Tensidproduktion](#) verwendet.^[9] Eine Verwendung als [Schmälzmittel](#) in der Textilindustrie ist belegt.

Name 1,2-Propandiol

20

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

76,09

Summenformel

C3H8O2

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

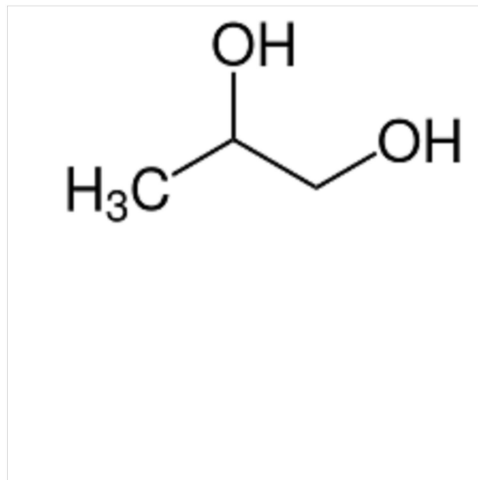
Trivialname

Strukturformel

57-55-6

-60

Propylenglycol



Siedepunkt in °C

188

Kurzbeschreibung

ölige, farblose, fast geruchlose, hygroskopische, viskose Flüssigkeit

Dampfdruck in hPa

0,11

Löslichkeit

mischbar mit Wasser, Ethanol[6], Aceton, Chloroform, löslich in Diethylether

Dd-Temperatur in °C

20 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

20.000 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)

Geschichte

1,2-Propandiol (1,2-Propylenglycol), auch bekannt als **Propylenglykol**, ist eine klare, farblose, nahezu geruchlose und stark hygroskopische Flüssigkeit. 1,2-Propandiol gehört zu den mehrwertigen **Alkoholen**.

Es handelt sich um eine an C2 chirale Verbindung, es gibt also ein (R)-Enantiomer und ein (S)-Enantiomer. Wenn nicht ausdrücklich anders angegeben, beziehen sich in diesem Artikel alle Angaben auf das 1:1-Gemisch (**Racemat**) des (R)-Enantiomers und des (S)-Enantiomers.

Isomere von 1,2-Propandiol		
Name	(R)-(-)-1,2-Propandiol	(S)-(+)-1,2-Propandiol
Strukturformel		
CAS-Nummer	4254-14-2	4254-15-3
EG-Nummer	610-038-5	610-039-0
ECHA-Infocard	100.109.749	100.110.598
PubChem	258994	438868
	1030 (Racemat)	

Eigenschaften

Propylenglycol ist mit Wasser und polaren organischen Lösemitteln mischbar. Bei hohen Temperaturen oberhalb 150 °C ist es **oxidationsempfindlich**. Es bildet mit Toluol und Xylol **Azeotrope**, nicht hingegen mit Wasser.^[14]

Aufgrund seiner **hygroskopischen** Eigenschaften wirken Aerosole von Propylenglycol in der Luft als **Kondensationskeime** für Nebeltröpfchen aus der umgebenden Luftfeuchtigkeit.

Sicherheitstechnische Kenngrößen [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

1,2-Propandiol hat einen **Flammpunkt** bei 101 °C.^[11] Die Verbindung bildet daher erst oberhalb dieser Temperatur entzündliche Dampf-Luft-Gemische. Der **Explosionsbereich** liegt zwischen 2,6 Vol.-% (80 g/m³) als **untere Explosionsgrenze** (UEG) und 12,6 Vol.-% (400 g/m³) als **obere Explosionsgrenze** (OEG).^[11] Die **Zündtemperatur** beträgt 420 °C.^[8] Der Stoff fällt somit in die **Temperaturklasse T2**.

Gesundheitsrisiken [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

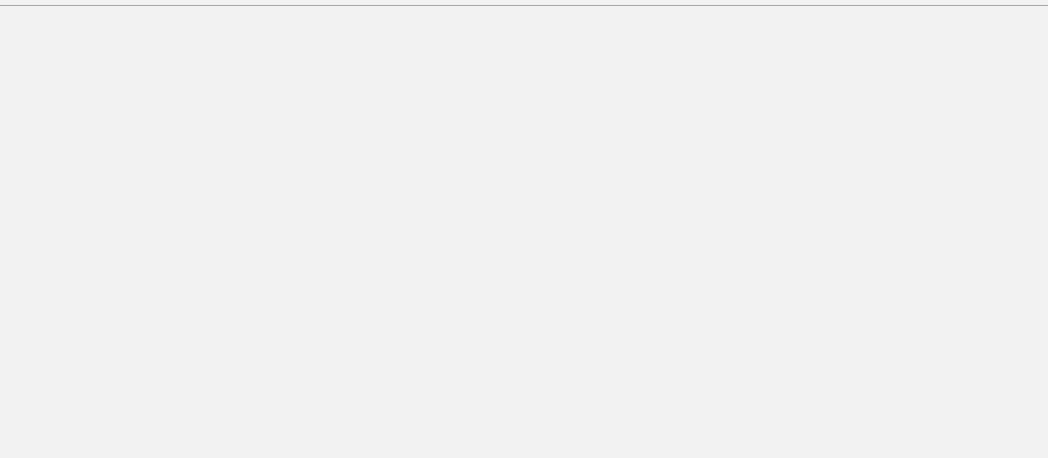
Es sind nach jahrzehntelanger Verwendung keine gravierenden Gesundheitsgefahren bekannt geworden. Seit 1942 ist 1,2-Propandiol in den USA ein zugelassener Bestandteil für Arzneimittel und ist durch die **Food and Drug Administration** (FDA) als grundsätzlich unbedenklich (*generally recognized as safe*) zugelassen für Lebensmittel- und Kosmetikanwendungen.^{[12][13]} Die akute^[14] und chronische bzw. subchronische Toxizität^[15] können als äußerst gering angesehen werden. Die tödliche orale Dosis für einen Erwachsenen wird mit 0,5 bis 5 g pro kg Körpergewicht angenommen. Das **Joint FAO/WHO Expert Committee on Food Additives** gibt eine **Erlaubte Tagesdosis** von 25 mg pro kg Körpergewicht an.^[16]

Hinweise für carcinogene, mutagene oder reproduktionstoxische Eigenschaften konnten nicht gefunden werden. 1,2-Propandiol besitzt keine hautreizenden und lediglich sehr geringe augenreizende Eigenschaften.^{[16][17]}

Nach einer häufig angeführten Studie wurden bei der Inhalation von Nebeln aus 1,2-Propandiol vereinzelt Reizungen von Augen und Rachen beobachtet.^[18] Bei der ECHA wurde seit März 2016 geprüft, ob diese Effekte für eine Kennzeichnung gemäß CLP-Verordnung für STOT SE 3, H335 ausreichen.^[19] Im Dezember 2016 entschied der **Ausschuss für Risikobewertung** (RAC) der ECHA, dass diese Effekte nicht für eine Einstufung ausreichen.^[20]

Ein vereinzelt Auftreten allergischer Reaktionen gilt als gesichert. Der Auslösemechanismus wurde jedoch nicht geklärt. Dabei kommen als mögliche Auslöser die beiden Enantiomere oder mögliche Verunreinigungen (**Propylenoxid**, **1,3-Propandiol**) in Frage.

Vorkommen

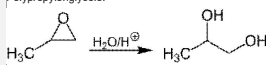


Herstellung

Gewinnung und

Darstellung [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Industriell wird 1,2-Propandiol durch **Hydratisierung** von **Propylenoxid** hergestellt. Abhängig vom Hersteller wird dafür entweder ein Hochtemperaturverfahren ohne **Katalysen** bei 200–220 °C oder ein katalytisches Verfahren bei 150–180 °C in Gegenwart eines **Ionenaustauscherharzes** oder kleiner Mengen **Schwefelsäure** oder **Alkalien** genutzt. Die Endprodukte dieser Verfahren enthalten 20 % 1,2-Propandiol (das durch **Rektifikation** gereinigt wird), 1,5 % **Dipropylenglycol** und kleinere Mengen anderer Polypropylenglycole.



2007 betrug die weltweite Produktionskapazität

11.400.000 **Tonnen**.^[9]

Enantiomerenreines (S)-(+)-1,2-Propandiol ist durch Abbaureaktion von **D-Mannitol** zugänglich.^[1]

Anwendungen

1,2-Propandiol wird wegen seiner lösenden und emulgierenden Eigenschaften unter anderem als Trägerstoff und Trägerlösungsmittel für Farbstoffe, Aromen, Antioxidationsmittel, Emulgatoren und Enzyme verwendet.

Neben Wasser und Glycerin (1,2,3 Propantriol) sorgt Propandiol als Bestandteil von Nebelfluiden für den gewünschten dichten Nebel.

Lebensmittelzusatzstoff[\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

1,2-Propandiol ist in der EU als Lebensmittelzusatzstoff für Kaugummis und Nahrungsergänzungsmittel in Form von Kapseln oder Tabletten zugelassen und trägt die Bezeichnung E 1520.

Bei der Zubereitung von Lebensmittelaromen wird Propandiol als Trägerstoff verwendet.

Kosmetik &

Hygiene[\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

1,2-Propandiol ist in Kosmetikprodukten wie Hautcremes, Gleitgelen, Zahnpasta, Mundwässern und Deos als Feuchthaltemittel enthalten. Der Stoff kommt als Co-Tensid in Mehrkomponentensystemen zur Anwendung und fördert die Bildung von Wasser-in-Öl-Emulsionen. Darüber hinaus kann es häufig zu einer deutlichen Resorptionsverbesserung verschiedener Wirkstoffe beitragen. Die antimikrobielle Wirksamkeit macht einen Einsatz weiterer Konservierungsmittel häufig überflüssig.

Wärmeträger[\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

1,2-Propandiol ist wie Ethylenglycol als Wärmeträgermedium in der Solarthermie geeignet. Bei Verwendung als Kühlfüssigkeit schwankt die Wärmekapazität je nach Wasserzusatz von 2,5 bis 4,2 kJ·kg⁻¹·K⁻¹ für reines Wasser. Ein 50/50-Gemisch friert bei -35 °C, siedet bei 104 °C und erreicht eine Wärmekapazität von 3,5 kJ·kg⁻¹·K⁻¹.^[21] Bei Einsatz in Kühlanlagen der Lebensmittelverarbeitung ist wegen der Ungiftigkeit ausschließlich Propandiol zulässig.

Tabak und elektrische

Zigaretten[\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

1,2-Propandiol ist in fast allen Tabakprodukten als Zusatzstoff enthalten,^[22] da es zusammen mit Glycerin als Feuchthaltemittel sowohl dem Zigaretten tabak als auch dem Wasserpfeifentabak zugesetzt wird. In Rauch von Wasserpfeifen werden hohe Mengen an unverbranntem Feuchthaltemitteln (Glycerin und 1,2-

Name 1,8 - Cineol

100

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

154,24

Summenformel

C10H18O

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

470-82-6

Trivialname

Strukturformel

1,5

Eucalyptol

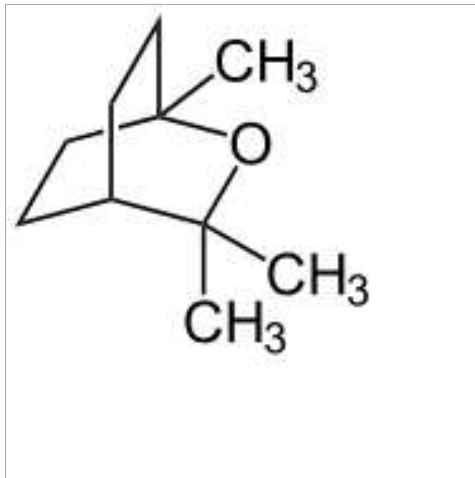
Limonen-1,8-oxid

1,8-Epoxy-p-menthan

1,2,2-Trimethyl-2-

Kurzbeschreibung

farblose bis gelbliche,
campherartig riechende
Flüssigkeit



Siedepunkt in °C

177

Dampfdruck in hPa

1,22

Dd-Temperatur in °C

20 Reaktionen

Löslichkeit

schlecht in Wasser (3,25 g·l⁻¹ bei 21 °C)

Bezeichnung	1,8-Bio (1,8-Cineol)
Analytik Bearbeiten Quelltext bearbeiten	
<small>Zur zuverlässigen qualitativen und quantitativen Bestimmung des 1,8-Cineols eignet sich die Kopplung der Gaschromatographie mit der Massenspektrometrie nach angemessener Probenvorbereitung. Die Untersuchungszeitpunkte sind. Diese analytische Verfahrensweise eignet sich auch, um Einkaufskontrollen unterschiedlicher Spezies zu unterscheiden. ...</small>	

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

schlecht in Wasser (3,25 g·l⁻¹ bei 21 °C)

Geschichte

Eigenschaften

1,8-Cineol riecht frisch und **campherartig**. Es ist mit **Ether**, **Ethanol** und **Chloroform** in jedem Verhältnis mischbar. Der **Flammpunkt** liegt bei 49 °C.

Vorkommen

Vorkommen [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

1,8-Cineol kommt in größeren Mengen in [Eukalyptus](#) ([Eukalyptus](#)) enthält ungefähr 85 Prozent Cineol. [Araucarioresin](#) ([Araucarioresin](#)) in [Rosmarin](#) ([Rosmarinus officinalis](#)), [Salbei](#) ([Salvia officinalis](#)), [Thalysoweg](#) ([Alpinia galanga](#)), [Mozan](#) ([Origanum majorana](#)) und [Lobelia](#) vor. In geringeren Mengen ist es in [Nerolidol](#), [Mintol](#) ([Mentha suaveolens](#)), [Mentha pulegioides](#), [Krause Minze](#), [Carnabio](#), [Thymian](#) ([Thymus vulgaris](#)), [Eucalyptus](#) ([Eucalyptus grandis](#)), [Eucalyptus](#) ([Eucalyptus officinalis](#)), [Roskastanien](#) ([Aesculus hippocastanum](#)), [Kubeben-Pflanz](#) ([Piper cubeba](#)), [Muskatnuss](#) ([Mentha fragrans](#)), [Sassafras](#) ([Cinnamomum sassafras](#)) und im [Teakbaum](#) vorhanden.



Eukalyptus



Rosmarin



Eukalyptus

Herstellung

Biosynthese [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Für die **Biosynthese** von 1,8-Cineol in der Pflanze ist das **Dimethylallylpyrophosphat** (DMAPP) als Starter notwendig, das mit dem **isomeren Isopentenylpyrophosphat**, das aus dem Pyruvat-Glycerinaldehydphosphat-Weg („Rohmer-Weg“) stammt, in einer Kopf-zu-Schwanz-Reaktion kondensiert.^[1]

Gewinnung [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Cineol kann in großen Mengen durch fraktionierte **Destillation** von Eukalyptusöl gewonnen werden. Bei einer Reinheit von 99,6 bis 99,8 Prozent spricht man von technischem Cineol.

Anwendungen

Verwendung [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

1,8-Cineol wird einerseits bei Atemwegserkrankungen des Menschen,^[12] vorwiegend aber in der [Veterinärmedizin](#) verwendet. Andererseits kommt es als Aromastoff in der [Parfümindustrie](#) zum Einsatz. In der Zahnmedizin wird es bei der Revision von Wurzelfüllungen verwendet.

Pharmakologische Wirkungen [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

1,8-Cineol wirkt beim Menschen in der [Lunge](#) und den [Nebenhöhlen](#) schleimlösend und [bakterizid](#). Außerdem hemmt es bestimmte [Neurotransmitter](#), die für die Verengung der Bronchien verantwortlich sind. Bei [Asthmatikern](#) kann unter ärztlicher Kontrolle durch Gabe von reinem [Cineol](#) die Lungenfunktion verbessert werden.^{[13][14]} Cineol stellt jedoch nur in Ausnahmefällen eine Alternative zu [Corticosteroiden](#) dar, die als [Inhalation](#) örtlich und nebenwirkungsarm angewandt werden können. Auch bei der chronisch-obstruktiven Lungenerkrankung [COPD](#) kann reines Cineol als Zusatzmedikation zur Standardtherapie unter Umständen die Lungenfunktion verbessern und auf diese Weise [Exazerbationen](#) reduzieren.^[15]

Von 1,8-Cineol sind als [Nebenwirkungen](#) leichte [Stuhlverflüssigung](#) und eventuell leichte [Übelkeit](#) bekannt. Beides tritt nur bei [oraler](#) Einnahme auf. Weiterhin wurden – vor allem bei Kindern – auch allergische Reaktionen^[16] beschrieben. Die Einnahme erfolgt durch orale Zufuhr von Kapseln, die sich erst im [Dünndarm](#) auflösen, durch [Inhalation](#) oder durch Zubereitung entsprechender den Wirkstoff enthaltender Pflanzen als [Aufguss](#).

Handelsnamen [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

[Monopräparate](#)

Soledum (D), Sinolpan Forte (D), Cineol (D)

[Kombinationspräparate](#)

GeloMyrtol (D), Rowachol (D, A), Rowatinox (D, A), Transpulmin (D)^{[13][17]}

Name 2-Hydroxy-4- isopropyltoluol

102

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

150,22

Summenformel

C₁₀H₁₄O

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

499-75-2

Trivialname

Strukturformel

0

Carvacrol, 5-Isopropyl-

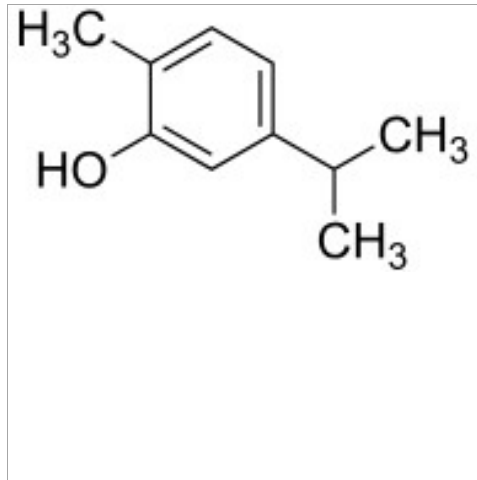
2-methylphenol

Isothymol

Carvacrol

Kurzbeschreibung

nach Thymian riechende
Flüssigkeit



Siedepunkt in °C

237

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

nahezu unlöslich in Wasser

leicht löslich in Ethanol und Diethylether

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

73,3 mg·kg⁻¹ (LD₅₀, Maus, i.p.) Ratte

810mg/kg

Geschichte

Eigenschaften

Das Carvacrol ist ein höheres Homolog des [o-Kresols](#).^[11] Gesetzliche Regelungen bezüglich des Carvacrols gehen im Allgemeinen von der Unbedenklichkeit des Thymols aus.^[12] Bei der [Molisch-Probe](#), einem Schulversuch zum nasschemischen Nachweis von Kohlenhydraten, kann Carvacrol als Ersatzstoff für das giftige 1-Naphthol eingesetzt werden.^[13] Mit [Eisen\(III\)-chlorid](#) ergibt Carvacrol eine olivgrüne Färbung.^[14]

Vorkommen

Carvacrol kommt unter anderen in [Thymian](#) (*Thymus*), [Winter-Bohnenkraut](#) (*Satureja montana*), [Sommer-Bohnenkraut](#) (*Satureja hortensis*), [Oregano](#) (*Origanum*), [Echter Katzenminze](#) (*Nepeta cataria*) und [Gänsefüßen](#) (z. B. *Chenopodium ambrosioides*)^[10] vor. Öle, die von diesen Pflanzenarten gewonnen werden, können bis zu 85 % Carvacrol enthalten. Zwei Pflanzen mit besonders hohem Carvacrol-Gehalt sind auch der [Griechische Bergtee](#) (*Sideritis scardica*) und [Kretische Bergtee Malotira](#) (*Sideritis syriaca*).

Herstellung

Anwendungen

Carvacrol findet vielseitige Verwendung, hauptsächlich als [Biozid](#). So zeigt es Wirkung als [Antimykotikum](#), [Insektizid](#), [Antibiotikum](#) und als [Anthelminthikum](#).^{[15][16]} Zudem inhibiert Carvacrol die Entzündungsreaktionen vermittelnde Enzym [Cyclooxygenase-2](#) und entspricht in seiner Wirkung daher den entzündungshemmenden Arzneistoffen [Celecoxib](#) und [Etoricoxib](#), die u. a. gegen [Rheuma](#) und [Gicht](#) eingesetzt werden

Name 2-Propanol

80

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

60,1

Summenformel

C₃H₈O

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

67-63-0

Trivialname

Strukturformel

-88

Propan-2-ol (IUPAC)

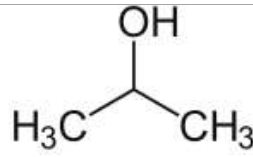
Propanol-2

Isopropanol

i-PrOH

Kurzbeschreibung

farblose Flüssigkeit mit
charakteristischem,
alkoholartigem Geruch



Siedepunkt in °C

82

Dampfdruck in hPa

42,6

Dd-Temperatur in °C

20 Reaktionen

Löslichkeit

vollständig mischbar mit Wasser,[2] Ethanol, Aceton, Chloroform, Benzol

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

DFG: 200 ml·m⁻³ bzw. 500

5.050 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)

mg·m⁻³

Geschichte

Eigenschaften

2-Propanol (**UBA**-Name Propan-2-ol), auch als Isopropylalkohol oder Isopropanol (abgekürzt IPA) bekannt, ist der einfachste nicht cyclische, **sekundäre Alkohol** und ein **einwertiger Alkohol**.

Physikalische Eigenschaften [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Isopropanol ist eine farblose, leicht flüchtige und brennbare **Flüssigkeit**, die einen leicht süßlichen, stechenden Geruch besitzt – dieser ist charakteristisch und erinnert an Krankenhäuser und Arztpraxen, da Isopropanol Bestandteil vieler Desinfektionsmittel ist. Bei $-88\text{ }^{\circ}\text{C}$ erstarrt die Flüssigkeit zu einem farblosen Feststoff. Der Siedepunkt unter Normaldruck liegt bei $82\text{ }^{\circ}\text{C}$. Isopropanol ist mit Wasser in jedem Verhältnis homogen mischbar und bildet ein konstant siedendes (**Azeotropen**) Gemisch bei $80,4\text{ }^{\circ}\text{C}$ und 12,1 % Wasseranteil. Die Verbindung bildet mit einer Reihe weiterer Lösungsmittel azeotrop siedende Gemische. Die azeotropen Zusammensetzungen und Siedepunkte finden sich in der folgenden Tabelle. Mit **Methanol**, **Ethanol**, **2-Propanol**, **n-Butanol**, **iso-Butanol**, **sec-Butanol**, Cyclohexanol, Ethandiol, Ethylbenzol, Aceton, Diäthylether, 1,4-Dioxan, Methylacetat und Dimethylformamid werden keine Azeotrope gebildet.^[1]

Azeotrope mit verschiedenen Lösungsmitteln^[2]

Lösungsmittel	n-Pentan	n-Hexan	n-Heptan	n-Octan	Cyclohexan	Benzol	Toluol	
Gehalt Isopropanol	in M a.-%	6	23	51	84	32	33	69
Siedepunkt	in $^{\circ}\text{C}$	35	63	76	82	69	72	81
Lösungsmittel	Methylethylketon	Diisopropylether	Ethylacetat	Isopropylacetat	Aceton	Chloroform	Tetrahydrofuran	
Gehalt Isopropanol	in M a.-%	32	15	25	52	48	4	18
Siedepunkt	in $^{\circ}\text{C}$	78	66	75	80	75	61	69

Thermodynamische Eigenschaften [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Die **Dampfdruckkurve** ergibt sich nach **Antoine** entsprechend $\log_{10}(P) = A - B/(T-C)$ (P in bar, T in K) mit $A = 4,57795$, $B = 1221,423$ und $C = -87,474$ im Temperaturbereich von 359,0 bis 508,24 K.^[3]

Zusammenstellung der wichtigsten thermodynamischen Eigenschaften

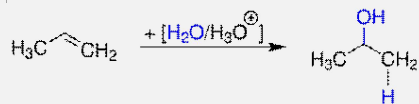
Eigenschaft	Typ	Wert [Einheit]	Bemerkungen

Vorkommen

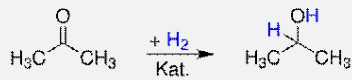
Natürlich kommt 2-Propanol in **Äpfeln** (*Malus domestica*) und **Pelargonien** (*Pelargonium graveolens*) vor

Herstellung

Großtechnisch hergestellt wird 2-Propanol durch **Hydratisierung** von **Propen** an sauren **Iontauscherharzen** als **Katalysator**:



Alternativ kann 2-Propanol durch katalytische **Hydrierung** von **Aceton** gewonnen werden:



Durch Umkehrung der zweiten Reaktion wird großtechnisch Aceton aus Isopropanol durch **Oxiddehydrierung** erzeugt, d. h. **Dehydrierung** mit gleichzeitiger **Oxidation** des entstandenen Wasserstoffs mit Sauerstoff zu Wasser.

Anwendungen

- [Lösungsmittel](#) für [Fette](#), [Harze](#), [Lacke](#), [Tinte](#)
- [Extraktion](#) und [Reinigung](#) von Naturprodukten
- [Lösungsmittel](#) zur [Kristallisation](#) und Reinigung organischer Substanzen
- [Präzipitation](#) von [Nucleinsäuren](#)
- Reinigungsmittel ([Fettlöser](#)) in Industrie und Haushalt (zum Beispiel in [Brillenputztüchern](#))
- Lösungs- und Verdünnungsmittel in kosmetischen und pharmazeutischen Zubereitungen
- Zusatz zu [Frostschutzmitteln](#) im [Kühlsystem](#) oder in der Scheibenwaschanlage in Autos und LKW
- Bestandteil von Türschloss- und Autoscheibenenteisern
- Bestandteil sogenannter [Kraftstoffsystemreiniger](#), die dem Treibstoff von Kraftfahrzeugen beigegeben werden, um Rückstände und Wasser im System zu lösen
- Zusatz in [Offsetdruckmaschinen](#) mit Alkoholfeuchtwerken, um die Oberflächenspannung des [Feuchtmittels](#) herabzusetzen (sogenannter „Wischwasserzusatz“)
- Herstellung von [Desinfektionsmitteln](#) (wirkt [bakterizid](#), [tuberkulozid](#), [fungizid](#) und begrenzt [viruzid](#))
- [Entschäumungsmittel](#)
- Edukt in der [Meerwein-Ponndorf-Verley-Reduktion](#) von [Aldehyden](#) oder [Ketonen](#)
- Herstellung von [Isopropylamin](#)
- Edukt in der Synthese von [Sarin](#)^[24]
- zum [Nassabspielen von Schallplatten](#): 50 % Isopropanol gemischt mit 50 % destilliertem Wasser
- zum Entfernen von Fett-, Schmier- und [Silikon](#)rückständen bei der Lackaufbereitung an Fahrzeugen. Mischung verdünnt mit bis zu 50 Prozent Wasser
- Zur Reinigung optischer Flächen ([Objektive](#) und [Okulare](#)), insbesondere in der [Mikroskopie](#): 15 % Isopropanol mit 85 % [n-Hexan](#) (Empfehlung der Carl Zeiss Microimaging GmbH)^[27]
- Reinigung von [gelöteten Platinen](#), Entfernen von [Flussmittel](#)rückständen (nur alkoholbasierende Flussmittel)
- Entfernung der Schwitzschicht (nach Aushärten unter UV-Licht) bei der Nagelmodellage
- Beim [Hydraulic Fracturing](#) dient es als [Korrosionsschutzmittel](#) in den eingesetzten Fracfluiden
- Als Alkoholkomponente in [Nebelkammern](#)^[28]
- Konservierung von [Feuchtpräparaten](#)

Name 3,7-Dimethylocta-1,6-dien-3-ol

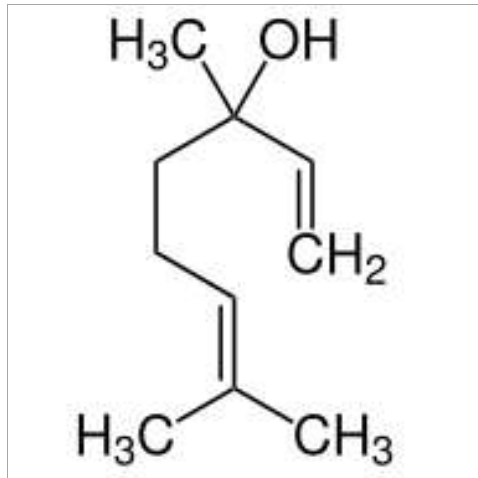
48

ID-organisch Molare Masse in g/mol 154,25

Summenformel C10H18O CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 78-70-6 (un) -74

Linalool



Kurzbeschreibung

farblose nach Maiglöckchen riechende Flüssigkeit

Löslichkeit

schlecht in Wasser (1,59 g-l-1 bei 20 °C)

Siedepunkt in °C

200

Dampfdruck in hPa

0,16

Dd-Temperatur in °C

20 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

2790 mg·kg-1 (LD50, Ratte, oral)

Geschichte

Reaktionen

Linalool reagiert mit Wasserstoff an Katalysatoren zu **Terhydrolinalool** ([Hydrot](#)) werden.

Im sauren Milieu isomerisiert Linalool zum **α-Terpinol**. Analog erfolgt die Isomerisierung zum **β-Terpinol**.

Linalool reagiert wie alle Alkohole mit Säuren zu **Carbonylverbindungen**. So kann Linalool z. B. mit **Ethylglyoxal** zu **Linalylglyoxal** verestert werden.

Gefahrenhinweise (Searbeits) | [Quelltext](#)

Sachverhalt

Linalool wirkt reizend auf Haut und Augen, es ruft Rötungen und Schwellungen hervor. Linalool kann oral oder inhalativ aufgenommen werden. Es ist schwach wasserlöslich (0,02 g/l). Die LD50 für Ratten bei oraler Aufnahme liegt bei 2.790 mg/kg, bei dermalen Exposition bei 5.810 mg/kg. Linalool hat sich in vielen Tischen als nicht-erbschwermetallergebendes, auch ohne karzinogene Wirkung konnte bis heute nicht nachgewiesen werden. Chronische Aufnahmen föhrt zur Schädigung der [Lunge](#).

Linalool gehört zu den **Terpenoiden**, Substanzen, deren Duftstoffempfindlichkeit mit **LD50** [Linalool](#) bzw. [Linalylacetat](#) auf der Haut allergisierend sind. In einer europäischen Studie erkrankten sich 1,3 Prozent der Probanden an Kontaktallergien auf oxidiertes Linalool.

Linalool (nach [IUPAC-Nomenklatur](#): **3,7-Dimethylocta-1,6-dien-3-ol**) ist eine [organisch-chemische Verbindung](#) aus der [Stoffgruppe](#) der [acyclischen Monoterpen-Alkohole](#). Linalool ist ein [Naturstoff](#) mit frischem, [maiglöckchenähnlichem](#) Geruch.

Eigenschaften

Linalool ist eine klare, farblose Flüssigkeit. Coriandrol riecht seifig-korianderartig, Licareol holzig-lavendelartig. Der Geruch des Racemats wird als angenehmer, leicht erfrischender, blumig-holziger/herber Geruch beschrieben. Linalool ist brennbar, der [Flammpunkt](#) der Flüssigkeit liegt bei 78 °C, die [Zündtemperatur](#) bei 235 °C und die [Explosionsgrenzen](#) liegen zwischen 0,9 % (untere Explosionsgrenze) und 5,2 % (obere Explosionsgrenze).^[1] Der [Brechungsindex](#) der Flüssigkeit liegt bei 20 °C zwischen 1,46 und 1,4675.

Vorkommen

Vorkommen [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)



Hopfen

Linalool ist Bestandteil vieler [ätherischer Öle](#) und kommt dort oft als Hauptbestandteil vor. So enthält das [Shuiöl](#) aus dem [Kampferbaum](#) 80–85 %, das [Korianderöl](#) 60–70 % Linalool.^[5] Es kommt im [Sternanis](#),^[6] [Anis](#), [Duftnessel](#),^[7] [Bav](#),^[8] [Hopfen](#), [Muskat](#), [Ingwer](#), [Bohnenkraut](#), [Zimt](#), [Basilikum](#),^[9] [Echtem Lorbeer](#),^[10] [Pfefferminze](#),^[11] [Acker-Minze](#),^[12] [Majoran](#), [Thymian](#), [Oregano](#), [schwarzen Pfeffer](#), [Safran](#), [Hanf](#) und anderen Gewürzpflanzen vor.

Auch als [Ester \(Linatylacetat\)](#) und als [Linaloloxid](#) findet es sich in vielen ätherischen Ölen. Linalool gehört auch zu den Aromen im [Wein](#). Mit einem Geruchsschwellenwert von 0,025 Milligramm pro Liter ist es eine wichtige Komponente des [Muskateller-Bouquets](#).^[10]

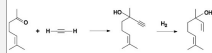
Herstellung

Gewinnung und Darstellung

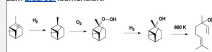
[\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Nach Schätzungen wurden im Jahr 2000 weltweit etwa 12.000 Tonnen Linalool industriell hergestellt. Die natürliche Produktion übertrifft die industrielle aber um ein Vielfaches.

Zur Synthese wird [Methylheptenon](#) ethyliniert. Das entstehende Dehydrolinalool wird durch eine [partielle Hydrierung](#) zum Linalool [reduziert](#). Diese Synthese gelang erstmals [Leopold Ruicks](#) und [Vivian Formair](#) 1919 an.



Eine zweite mögliche Syntheseroute geht vom [α-Pinen](#) aus. Dieses wird zum [cis-Pinen](#) [hydriert](#) und an der Luft zu [cis-](#) bzw. [trans-Pinhydroperoxid](#) oxidiert. Das Hydroperoxid wird [reduktiv](#) zum Gemisch aus [cis-](#) oder [trans-Pinanzol](#) aufgearbeitet, das [destillativ](#) getrennt werden kann. Bei Temperaturen von über 500 °C wird [cis-Pinanzol](#) dann zum [Linalool](#) und [trans-Pinanzol](#) zum [Licareol](#) ([isomerisiert](#)).



Anwendungen

Verwendung

[\[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten\]](#)

Als ein Bestandteil ätherischer Öle wie auch als Reinstoff findet Linalool als Geruchs- und Geschmackstoff Verwendung.^[12] Es ist seit 1954 ein duftgebender Bestandteil des [tschechischen Rasierwassers *Pitralon F – voda po holení*](#), das bis heute in unveränderter Zusammensetzung produziert wird.

Es ist ein Zwischenprodukt bei der Synthese von [Vitamin E](#).

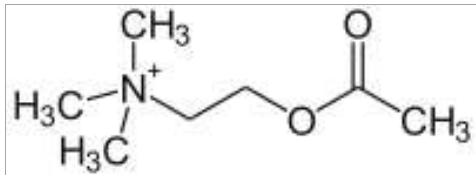
Name Acetylcholin

84 ID-organisch Molare Masse in g/mol 146,12

Summenformel C7H16NO2 CAS-Numm 51-84-3 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 149

(2-Acetoxyethyl)trimethylammonium



Kurzbeschreibung

weißes, kristallines Pulver oder farblose Kristalle, sehr hygroskopisch (Chlorid)

Siedepunkt in °C

0

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

sehr leicht löslich in Wasser, leicht löslich in Ethanol, schwer löslich in Dichlormethan (Chlorid)

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

2500 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral, Chlorid)

Geschichte

[Otto Loewi](#) wies 1921 an einem Froschherzen nach, dass für die Übertragung eines Nervenimpulses auf das [Herz](#) ein chemischer Stoff verantwortlich ist, den er zunächst als *Vagusstoff* bezeichnete und den [Henry H. Dale](#) später als Acetylcholin identifizierte.

Erstmals synthetisch dargestellt wurde der Stoff 1867 von [Adolf Baeyer](#), mit dessen Substanz der Amerikaner Reid Hunt (1870–1948) im Tierversuch Muskelkontraktionen auslösen konnte.

Eigenschaften

Der Anteil an Acetylcholin beträgt im [Gehirn](#) [Blaube](#) (Vespa) nahezu einen Prozent des Trockengewichts und liegt damit in der höchsten Konzentration vor, die bisher bei einem Lebewesen gefunden wurde. Der Stoff der Vespa wird aufgrund dieser hohen Konzentration als besonders schmerzhaft empfunden. Deshalb ist der Stoff nicht giftig, wie bei anderen Wespen oder bei Bienen (Blattwespe). Dieses Gift jedoch kein Acetylcholin enthält. Auch im Gift der [Blattwespe](#) sowie bei [Equisetum](#) und anderer [Blattwespen](#) ist Acetylcholin für die schmerzliche Wirkung verantwortlich.

Acetylcholin (ACh) ist einer der wichtigsten **Neurotransmitter** in vielen Organismen, so auch im **Menschen**. Die **quartäre Ammoniumverbindung** Acetylcholin ist ein **Ester** der **Essigsäure** und des einwertigen **Aminalkohols** **Cholin**.

Funktion[[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]

Zelluläre Funktion[[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]
→ *Hauptartikel: Acetylcholinrezeptoren*

Acetylcholin wirkt an zwei Typen von cholinergen Rezeptoren, dem **nicotinischen Acetylcholinrezeptor** und dem **muskarinischen Acetylcholinrezeptor**. Ihren Namen haben sie jeweils aufgrund von Substanzen erhalten, welche sie spezifisch aktivieren, **Nicotin** beim nikotinischen und **Muscarin** beim muskarinischen Rezeptor. Von beiden gibt es verschiedene Subtypen.

Der nikotinische ACh-Rezeptor ist ein ligandengesteuerter Ionenkanal, welcher im geöffneten Zustand, das heißt nach ACh-Bindung, für Natrium-, Kalium und Calcium-Ionen durchlässig ist. Es gibt zwei Unterformen des Rezeptors, einen Muskaltyp, welcher selektiv durch Curare gehemmt werden kann und einen Neuronentyp, welcher selektiv durch Hexamethonium hemmbar ist.

Der muskarinische ACh-Rezeptor ist ein G-Protein-gekoppelter Rezeptor mit 5 Untertypen (M1-M5). M1, M3 und M5 sind G_i-gekoppelt, M2 und M4 G_q-gekoppelt.

Es gibt auch Substanzen, die indirekt die Wirkung von ACh an seinen Rezeptoren steuern können (indirekt cholinerg wirkende Substanzen). Dazu gehören die verschiedenen Hemmstoffe der Cholinesterase (eigentlich Acetylcholinesterase-Hemmstoffe). Dies sind ganz unterschiedlich hemmende Stoffe, in die große Gruppe dieser Stoffe gehören die oben erwähnten Medikamente, die man bei der Alzheimer-Erkrankung anwendet. Manche verursachen eine vorübergehende Hemmung, andere blockieren das Enzym dauerhaft. Solche irreversibel wirkenden Hemmstoffe der Cholinesterase sind verschiedene Organophosphorsäureester, z. B. das bekannte Insektizid Parathion (E 605), ebenso aber auch die chemischen Kampfstoffe Sarin, Tabun, Novitschok und viele andere, die in geringsten Mengen eine tödliche Überstimulierung der cholinergen Synapsen bewirken. Zur Gruppe der reversiblen Cholinesterase-Hemmstoffe zählt der Stoff Neostigmin. Zahlreiche Substanzen blockieren auch die Wirkung von Acetylcholin an seinen Rezeptoren (vor allem an den Muskarinrezeptoren); man nennt dies dann eine **anticholinerge** Wirkung. Bestimmte **Alkaloide** wirken anticholinerg, zum Beispiel Atropin bzw. Hyoscyamin oder Scopolamin.

Cholinesterasehemmer wie Parathion oder Neostigmin werden auch als Gegenmittel für Curare genutzt. Curare blockiert die Andockstellen für Acetylcholin an den motorischen Endplatten und lähmt dadurch die Skelettmuskulatur, was zum Erstickungstod führt. Da die Wirkstoffe von Curare kompetitive Blocker sind, können sie von viel Acetylcholin verdrängt werden. Wenn nun die Acetylcholinesterase blockiert wird, verbleibt mehr Acetylcholin im synaptischen Spalt und die Übertragung funktioniert wieder. Da die Acetylcholin-Konzentration aber auch an den muskarinischen Rezeptoren ansteigt, ist oft eine Nachbehandlung mit Atropin nötig. Dieser Effekt wird auch in der Generalanästhesie genutzt: Vor der Operation wird die Muskulatur mit einem neuromuskulären Blocker (z. B. Rocuronium) gelähmt. Um dessen Wirkung anschließend wieder aufzuheben, wird ein reversibler Cholinesterasehemmer (z. B. Neostigmin) verabreicht. Zusätzlich wird ein Parasympatholytikum (z. B. Atropin) eingesetzt, um die muskarinischen Nebenwirkungen aufzuheben.

Physostigmin (Eserin) ist ebenfalls ein Cholinesterasehemmer und verhindert die Spaltung von Acetylcholin durch die Cholinesterase in Cholin und Acetat.

Funktion im zentralen Nervensystem[[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]

Im zentralen Nervensystem spielt ACh eine wichtige Rolle bei der Erhöhung der Aufmerksamkeit beim Aufwachen^[1], Aufrechterhaltung von Aufmerksamkeit^[2], Lernen und dem Bilden von Erinnerungen^[3].

Biosynthese und Metabolismus[[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]

Vorkommen

Acetylcholin findet sich sowohl im [zentralen](#) als auch [peripheren Nervensystem](#).

Im [vegetativen Nervensystem](#) ist es Transmitter aller präganglionären-autonomen Neuronen.

Außerdem vermittelt es die Signalübertragung der postganglionären-[parasymphatischen](#) Neuronen

auf die Endorgane. Die postganglionären-[sympathischen](#) Neuronen nutzen

normalerweise [Noradrenalin](#), die Bahnen zu den Schweißdrüsen bilden dabei eine Ausnahme, indem sie ebenfalls ACh als Transmitter nutzen.

Im peripheren Nervensystem vermittelt ACh die Erregungsübertragung von den [Nerven](#) auf die [Muskeln](#) über die [neuromuskuläre Endplatte](#).

Im zentralen Nervensystem findet sich ACh im [Corpus striatum](#), im [Nucleus basalis Meynert](#) mit

Bahnen zur [Großhirnrinde](#) und in der [Formatio septalis medialis](#) mit Bahnen zum [Hippocampus](#).

Acetylcholin gehört nach [γ-Aminobuttersäure](#) (GABA) und [Glycin](#) zu den Neurotransmittern, die

im [Gehirn](#) am häufigsten vorkommen.

Herstellung

Anwendungen

In der [Augenheilkunde](#) wird Acetylcholin zur Verengung und Reposition der präoperativ erweiterten [Pupille](#) nach Extraktion der Linse bei [Kataraktoperationen](#), [Iridektomie](#), perforierender Keratoplastik und anderen Eingriffen am vorderen Augenabschnitt verwendet, wenn hierfür eine sehr schnelle und komplette [Miosis](#) notwendig ist.

Acetylcholin darf laut [EG-Kosmetikrichtlinie](#) nicht als Bestandteil in [kosmetischen Mitteln](#) enthalten sein.

Name Acetylsalicylsäure

120

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

0

Summenformel

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel

0

Kurzbeschreibung

Siedepunkt in °C

0

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

Löslichkeit

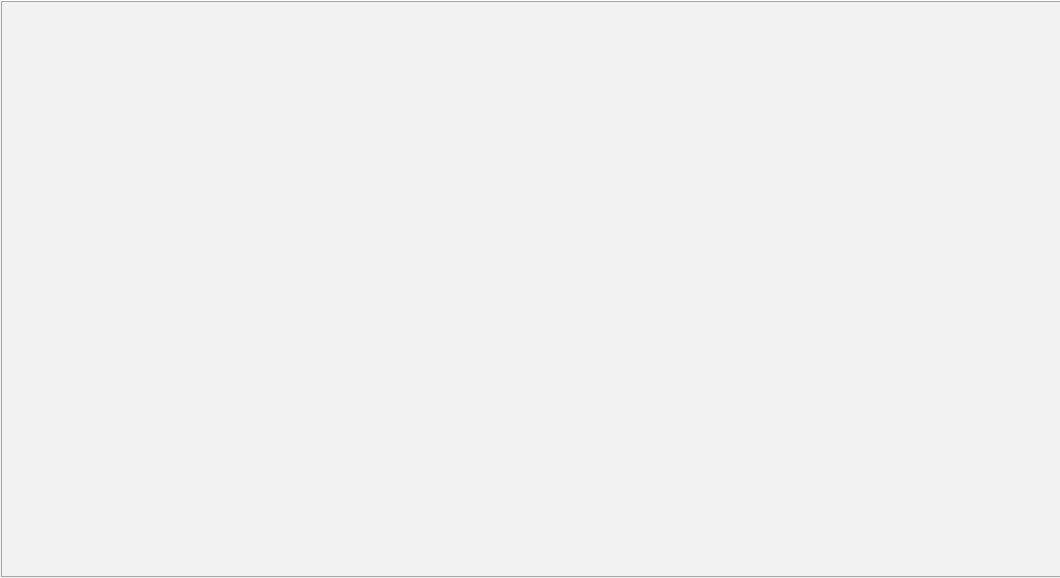
0 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

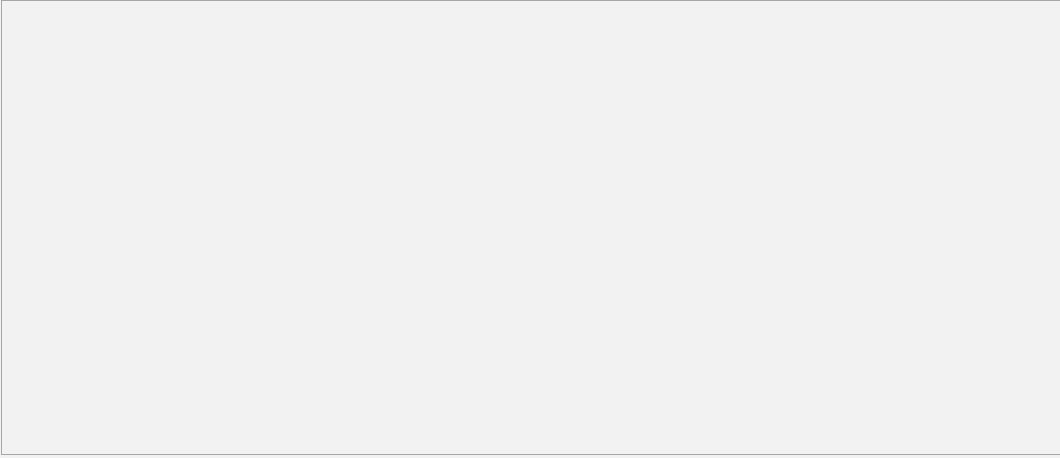
Dosis Lethal

Geschichte

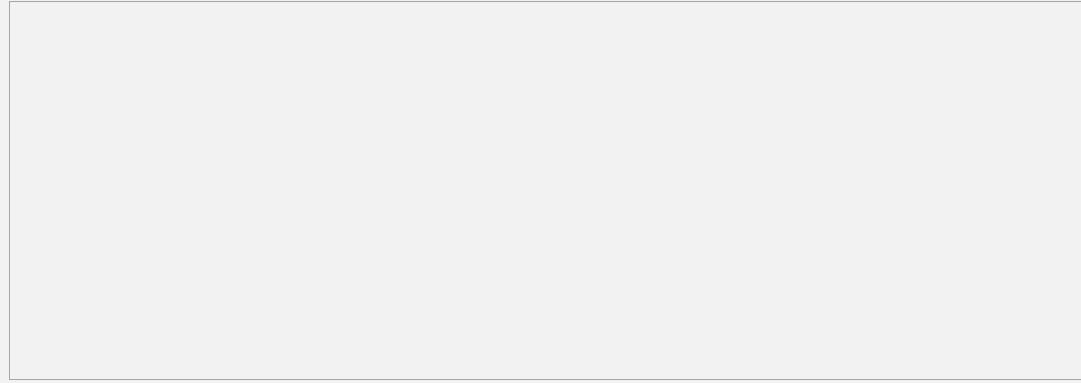
Eigenschaften



Vorkommen



Herstellung



Anwendungen



Name Adenin

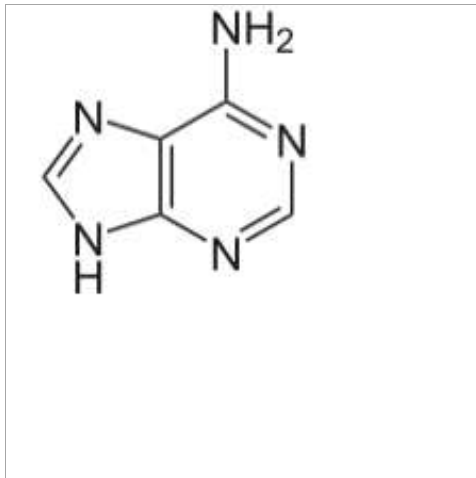
123 ID-organisch Molare Masse in g/mol 135,13
Summenformel C₅H₅N₅ CAS-Numm 73-24-5 Schmelzpunkt in °C
Trivialname Strukturformel 220

9H-Purin-6-amin
(IUPAC)

6-Aminopurin

Kurzbeschreibung

hellgelber Feststoff



Siedepunkt in °C

360

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

schlecht in Wasser (0,5 g/l-1 bei 20 °C)

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

227 mg·kg⁻¹ (LD₅₀, Ratte, oral)

Geschichte

Am 12. Januar 1885 berichtete der spätere Nobelpreisträger [Albrecht Kossel](#) vor der Berliner Chemischen Gesellschaft über eine bedeutende Entdeckung. Er konnte aus einer größeren Menge Rinder-Bauchspeicheldrüse, die in der Berliner Chemiefabrik Kahlbaum von Adolph Bannow (1844–1919) aufbereitet worden war, eine stickstoffreiche Base mit der Summenformel C₅H₅N₅ isolieren, für die er, abgeleitet von dem griechischen Wort „aden“ für Drüse, den Namen Adenin vorschlug.^[8] Kossel wies sie auch als Spaltprodukt des Hefenukleins nach.^[9] Er konnte Adenin später auch als Spaltprodukt der Nukleinsäure nachweisen.^[10]

Adenin kann Bestandteil der DNA, RNA oder verschiedener [Nukleoside](#) und [Nukleotide](#) sein.

Nukleotide
An Adenosin kann [Phosphorsäure](#) als Phosphatrest gebunden sein, so entstehen

- [Adenosinmonophosphat](#) (AMP)
- [Cyclisches Adenosinmonophosphat](#) (cAMP)
- [Adenosindiphosphat](#) (ADP)
- [Adenosintriphosphat](#) (ATP)

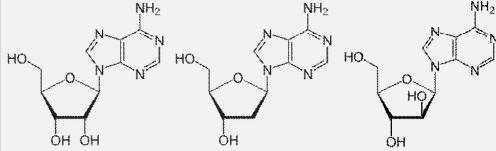
Zitrosinische Moleküle entstehen, wenn die Phosphatreste an Desoxyadenosin gebunden werden (dAMP, dADP, dATP).
Adenosintriphosphat (ATP) spielt eine besondere Rolle im [Energiehaushalt](#) der Zelle. Durch die Reaktion ATP → ADP + P wird [Energie](#) frei, durch die Reaktion ADP + P → ATP wird Energie chemisch gespeichert.
Cyclisches Adenosinmonophosphat (cAMP) ist ein sehr verbreiteter [Second Messenger](#) der zellulären [Signalwege](#).
Adenin ist außerdem Bestandteil des Nicotinamidadenindinucleotids (NAD⁺), das als [Coenzym](#) der Wasserstoffübertragung dient und so in der Zelle bei [Biooxidation](#) beteiligt ist. Adenin wird zur Biosynthese des Coenzym [F-Succinyl-CoA](#) verwendet, welches bei biologischen [Methylierungen](#) Einsatz findet, z. B. durch eine [S-Methylase](#).

Eigenschaften

Adenin ist eine der vier **Nukleinbasen** in **DNA** und in **RNA**, neben **Cytosin**, **Guanin** und **Thymin** bzw. **Uracil** (in RNA).

Es ist eine **heterocyclische organische Verbindung** mit einem **Purin**grundgerüst und einer **Aminogruppe** in 6-Stellung. Das **Desoxyadenosin** in der DNA und das **Adenosin** in der RNA sind **Nukleoside**, die Adenin enthalten. Mit Thymin bzw. Uracil bildet es in der Watson-Crick-**Basenpaarung** zwei **Wasserstoffbrücken**.

Über das N⁹-Atom des Fünfringes kann Adenin an das C¹-Atom der **Ribose N-glycosidisch** gebunden werden; man spricht dann von einem **Nukleosid**, dem **Adenosin**. Bei der Bindung an **Desoxyribose** entsteht das Nukleosid **Desoxyadenosin**. Das synthetische **Vidarabin** enthält – im Gegensatz zu den meisten Nukleosiden – anstelle der Ribose die **Arabinose**.



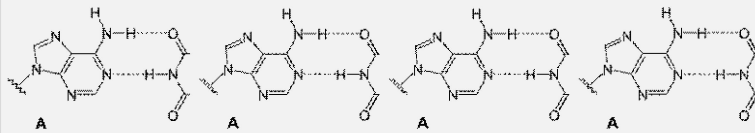
Adenosin, A Desoxyadenosin, dA Vidarabin, araA

Vorkommen

In der DNA

Bestandteil der DNA und RNA

Adenin bildet in der DNA-**Doppelhelix** zwei **Wasserstoffbrücken** mit **Thymin** aus. Bei der **Transkription** dagegen paart sich das Adenin des **codogenen Strangs** der DNA mit dem **Uridin** der gerade gebildeten **mRNA**. In der **tRNA** gibt es zudem Paarungen mit **Dihydrouridin** oder **Pseudouridin**.



A-T-Basenpaar (DNA) A-U-Basenpaar (RNA) A-D-Basenpaar (RNA) A-Ψ-Basenpaar (RNA)

Herstellung

Lord-Todd-Synthese angewandt auf **Formamidin** und **Phenylazomalononitril**.

Adenin kann als **Pentamer** der **Blausäure** angesehen werden und in flüssigem **Ammoniak** mit Ausbeuten von über 20 % aus dieser dargestellt werden

Anwendungen



Name Adenosintriphosphat

83

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

507,18

Summenformel

C₁₀H₁₆N₅O₁₃P₃

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

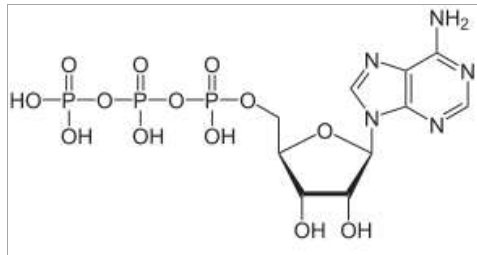
56-65-5

Trivialname

Strukturformel

0

ATP



Siedepunkt in °C

0

Kurzbeschreibung

farbloser Feststoff

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

Geschichte

Adenosintriphosphat wurde 1929 von dem deutschen Biochemiker [Karl Lohmann](#) entdeckt.^[5] Eine chemische Synthese von ATP wurde erstmals 1949 von [James Baddiley](#) und [Alexander Robertus Todd](#) veröffentlicht. Die Rolle als Hauptenergiequelle in Zellen wurde 1939 bis 1941 von [Fritz Lipmann](#) aufgeklärt^[6], nachdem schon [Wladimir Alexandrowitsch Engelhardt](#) 1935 gezeigt hatte, dass ATP für Muskelkontraktionen notwendig ist, und [Herman Moritz Kalckar](#) 1937 den Zusammenhang der Zellatmung mit der Biosynthese von ATP nachgewiesen hatte.^[7] Untereinheiten der dafür zuständigen [ATP-Synthase](#) wurden erstmals von [Efraim Racker](#) ab 1960 isoliert.^[8]

Eigenschaften

Adenosintriphosphat, kurz **ATP**, ist ein **Nucleosid**, nämlich das **Triphosphat** des **Nucleosids** **Adenosin**.

Adenosintriphosphat ist der universelle und unmittelbar verfügbare **Energieträger** in **Zellen** und wichtiger **Regulator** energieleitender Prozesse. Das **Motiv** des Adenosintriphosphats besteht aus einem **Adenosin**, dem **Zucker** **Ribose** und drei **Phosphaten** (α bis γ) in **Ester**- (α) bzw. **Anhydridbindung** (β und γ).^[6]

Energieträger[[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]

Auch Prozesse in **Zellen** benötigen **Energie**, um chemische Arbeit wie **Synthese** organischer Moleküle, **osmotische Arbeit** wie aktiven **Stofftransport** durch **Biomembranen** und **mechanische Arbeit** wie bei der **Muskelkontraktion** zu leisten. Als **Überträger** von **Energie** wird vornehmlich **ATP** genutzt. Die **Phosphatreste** dieses **Nucleosidtriphosphats** sind über **Phosphoranhydrid-Bindungen** (**Säureanhydrid-Bindungen**) miteinander verbunden. Durch **enzymkatalysierte Hydrolyse** können eine oder zwei **Phosphatgruppen** abgespalten werden und es entsteht **Adenosindiphosphat** (**ADP**) und **Monophosphat** oder **Adenosinmonophosphat** (**AMP**) und **Pyrophosphat**. Bei der **Spaltung** der **Phosphatbindungen** wird unter **Standardbedingungen** jeweils **32,3 kJ/mol** bei **Spaltung** einer **Bindung** oder **64,6 kJ/mol** bei **Spaltung** beider **Bindungen** für **Arbeitsleistungen** nutzbar.

Signalmolekül[[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]

Intrazellulär[[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]

ATP ist ein **Cosubstrat** der **Kinasen**, einer Gruppe von **phosphatübertragenden Enzymen**, die im **Metabolismus** und bei der **Stoffwechsellregulation** eine **Schlüsselfunktion** spielen. Bedeutende Mitglieder der letzteren Gruppe sind die **Proteinkinasen**, die je nach ihrem Aktivierungsmechanismus als **Proteinkinase A** (**PKA**, **cAMP-abhängig**), **Proteinkinase C** (**PKC**, **Calcium-abhängig**), **Calmodulin-abhängige Kinase**, oder **Insulin-stimulierte Proteinkinase** (**ISPK**) bezeichnet werden, um nur einige Beispiele zu nennen. Unter **Stützpunkten** werden einige Grundprinzipien angesprochen, nach denen eine Serie von **Kinasen** zu einer **Enzymkaskade** zusammengeschaltet sein kann.

Extrazellulär[[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]

ATP (wie auch **ADP** und **Adenosin**) ist **Agonist** **purinerg**er **Rezeptoren**, die sowohl im **zentralen** als auch im **peripheren Nervensystem** eine **Rolle** spielen. Somit ist es beteiligt an Prozessen wie der **Durchblutungsregulation** oder der **Vermittlung** von **Entzündungsreaktionen**. Es wird nach **neuronalen Verletzungen** ausgeschüttet und kann die **Proliferation** von **Astrozyten** und **Neuronen** stimulieren.

Regeneration[[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]

Aus dem bei der **Energieabgabe** aus **ATP** entstehenden **AMP** bzw. **ADP** regeneriert die **Zelle** das **ATP**. Dafür gibt es zwei verschiedene Wege, die als **Substratkettenphosphorylierung** und **Elektronentransportphosphorylierung** (**Atmungskette**) bezeichnet werden.

Bei der **Substratkettenphosphorylierung** wird ein **Phosphatrest** an ein **Zwischenprodukt** des **Abbaus** von **stofflichen Energiequellen** gebunden und nach **weiterem Umbau** des **Zwischenprodukts** auf **ADP** übertragen.

Bei der **Elektronentransportphosphorylierung** werden durch einen **Transport** von **Elektronen** entlang eines **Redoxgradienten** über **verschiedene Elektronen-** und **Wasserstoff-Überträger** in einer **Membran** **Protonen** von einem durch die **Membran** **unzuschlossenen Raum** der **Zelle** in einen **anderen** transportiert. In **Bakterien** werden so **Protonen** nach **außen** gepumpt. In **Eukaryoten** finden diese Prozesse in den **Mitochondrien** statt. Dort werden aus der **Matrix** des **Mitochondriums** **Protonen** in den **Intermembranraum** exportiert. In beiden Fällen wird ein **Protonengradient** erzeugt und als **chemiosmotisches Potential** **Δp** genutzt, das sich aus

Vorkommen

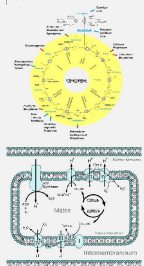
In **Zellen**.

Umsatz[[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]

Bei einem durchschnittlichen Erwachsenen entspricht die Menge ATP, die täglich in seinem Körper auf- und abgebaut wird, etwa seiner halben Körpermasse. So setzt ein 80 kg schwerer Mann etwa 40 kg ATP am Tag um, was etwa 78,8 mol oder 10²⁵ Molekülen entspricht, die wieder neu gebildet werden. Bei intensiver körperlicher Arbeit kann der ATP-Umsatz auf 0,5 kg pro Minute ansteigen.

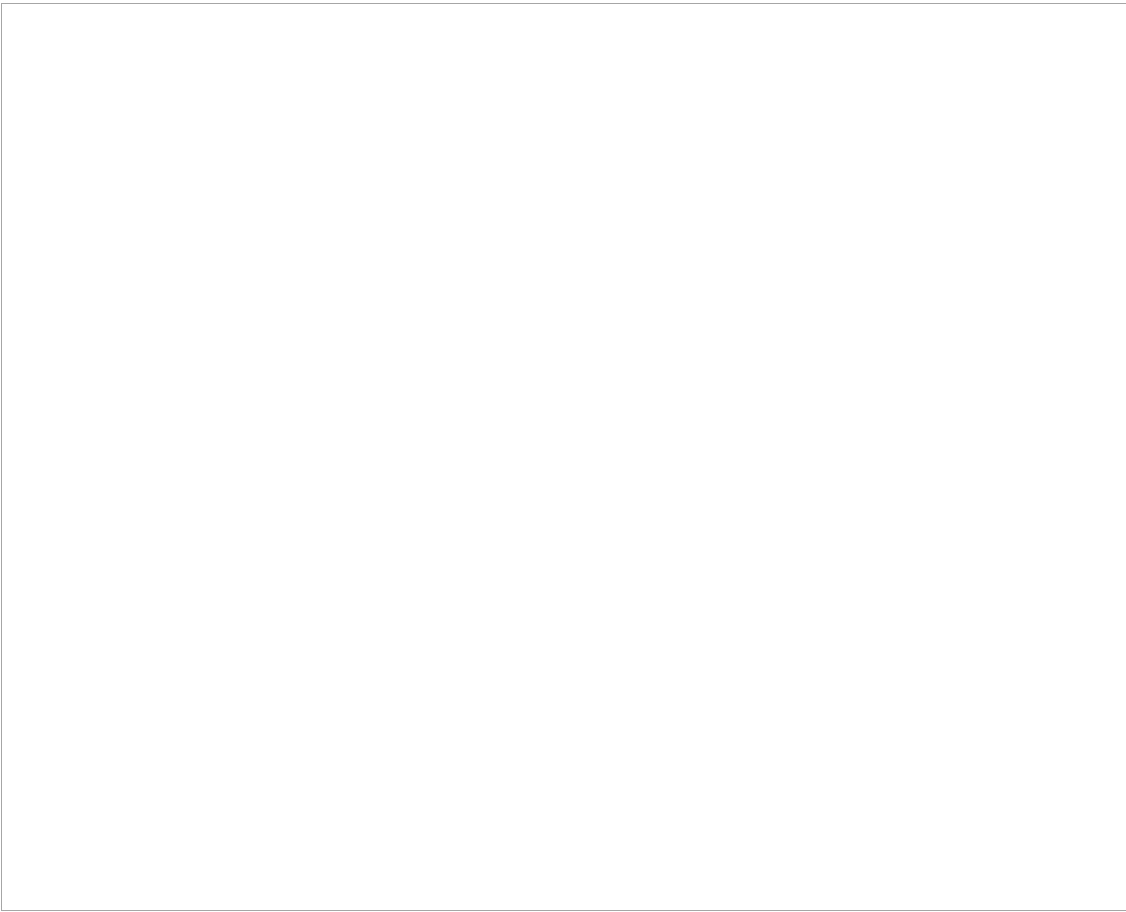
Herstellung

Dieses ist ein Zitat und dem richtig bei der



Schematische Darstellung der **Atmungskette** mit den **komplexen I** bis **IV** sowie der **Cytochrom-c-Oxidase**. **Elektronen** fließen von **NADH** und **FADH₂** über diese Komplexe zu **Sauerstoff**, der zu **Wasser** reduziert wird. Dabei werden **Protonen** in den **Intermembranraum** gepumpt, was ein **Protonengradient** erzeugt, der für die **Synthese** von **ATP** genutzt wird.

Anwendungen



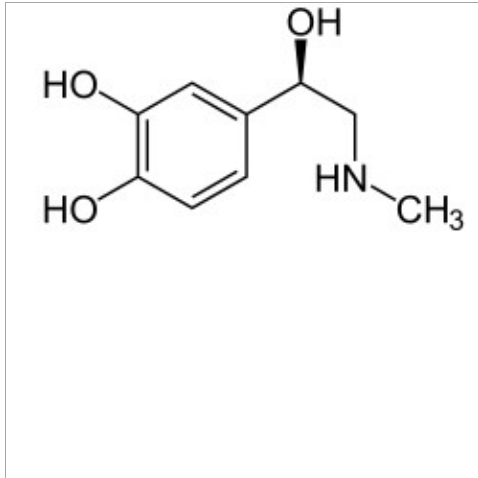
Name Adrenalin

86 ID-organisch Molare Masse in g/mol 183,2

Summenformel C9H13NO3 CAS-Numm 329-65-7 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 210

(R)-1-(3,4-Dihydroxyphenyl)-2-(N-methylamino)ethanol



Kurzbeschreibung weißer Feststoff

Siedepunkt in °C

0

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

gut löslich in wässrigen Mineralsäuren und Alkalien[3] unlöslich in Wasser (180 mg·l⁻¹ bei 25 °C),[2] Chloroform, Ethanol, Diethylether, Aceton

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

Ratte: 62 mg·kg⁻¹ Hund: 0,10 mg·kg⁻¹

Geschichte

Den ersten Hinweis auf eine im Nebennierenmark vorkommende und von dort in die Blutbahn freigesetzte Substanz, die sich mit Eisen(III)-chlorid anfärben ließ, fand 1856 der französische Physiologe Alfred Vulpes. Dass diese Substanz außerordentliche pharmakologische Eigenschaften besitzen musste, stellten 1893/94 der praktizierende Arzt George Oliver und der Physiologe Edward Albert Schäfer fest. Dasselbe gelang 1894 dem Krakauer Physiologen Naposkon Cybulski mit seinem Assistenten Wladyslaw Somowicz. 1896 publizierte der Augenarzt William Bates seine Beobachtungen.

John Jacob Abel stellte 1897 bzw. 1900 die noch unreine Substanz dar und gab ihr den Namen „Epinephrin“. Inspiriert durch seine Arbeiten isolierten Jokichi Takamine und Thomas Bell Aldrich (1861–1938) 1901 diese und ließen sie von der Firma Parke, Davis & Co. unter dem Namen „Adrenalin“ vertreiben. Obgleich Abels Epinephrin sich später als ein Arzneistoff der Isolierung herausstellte, wird der Name Epinephrin bis heute synonym für Adrenalin gebraucht.

Im Jahr 1904 folgte die Aufklärung der Formel und chemische Synthese durch Stolz in Hirschel. 1908 gelang Fritz Flaecher (1876–1938) die Trennung des Tacemats in die beiden Enantiomere, wobei die wirksamere (-)-Form unter dem Namen Suprarenin auf den Markt gebracht wurde. 1919 führte Reinhard von den Velden (1880–1941) die erste intrakardiale Adrenalin-Injektion durch.

Adrenalin war das erste Hormon, das rein hergestellt und dessen Struktur bestimmt wurde. Die weitere Adrenalinforschung führte zu den beiden anderen körpereigenen Catecholaminen Noradrenalin und Dopamin.

Adrenalin ist ein Stresshormon und wirkt auf das Immunsystem. Bei der Stressreaktion werden Dopamin, Noradrenalin und Adrenalin freigesetzt. Adrenalin ist ein sympathisches Nervengift. Es wirkt auf das Herz-Kreislauf-System, die Atmungsorgane, die Verdauungsorgane, die Haut, die Muskulatur und die Sexualorgane. Adrenalin ist ein sympathisches Nervengift. Es wirkt auf das Herz-Kreislauf-System, die Atmungsorgane, die Verdauungsorgane, die Haut, die Muskulatur und die Sexualorgane. Adrenalin ist ein sympathisches Nervengift. Es wirkt auf das Herz-Kreislauf-System, die Atmungsorgane, die Verdauungsorgane, die Haut, die Muskulatur und die Sexualorgane.

Eigenschaften

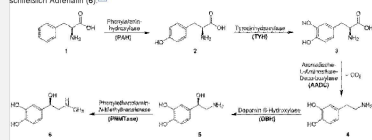
Adrenalin (gebildet 1901 aus **lateinisch** *ad* ‚an‘ und *ren* ‚Niere‘) oder **Epinephrin** (1900 gebildet aus **altgriechisch** *ἐπί* *epi* ‚auf‘ und *νεφρός* *nephros* ‚Niere‘) ist ein im **Nebennierenmark** gebildetes **Hormon**, das zur Gruppe der **Katecholamine** gehört. Auch im **Zentralnervensystem** kommt Adrenalin vor, dort ist es als **Neurotransmitter** in adrenergen **Nervenzellen** vorhanden. Seine Effekte vermittelt Adrenalin über eine Aktivierung von **G-Protein-gekoppelten Rezeptoren**, den **Adrenozeptoren**. Die wirksamere Form **L-Adrenalin** kam vor 1919 als **Suprarenin** (von lateinisch *supra*, ‚über‘) auf den Markt.

Einmal ins Blut ausgeschüttet, vermittelt Adrenalin eine **Herzfrequenzsteigerung**, einen durch Blutgefäßverengung bewirkten **Blutdruckanstieg** und eine **Bronchiolenerweiterung**. Das Hormon bewirkt zudem eine schnelle Energiebereitstellung durch Fettabbau (**Lipolyse**) sowie die Freisetzung und **Biosynthese** von **Glucose**. Es reguliert die **Durchblutung** (Zentralisierung) und die **Magen-Darm-Tätigkeit** (Hemmung). Als **Stresshormon** ist es an der „**Flucht- oder Kampfreaktion** (**fight-or-flight response**)“ beteiligt.

Vorkommen

Biosynthese [Bearbeiten] [Quelltext bearbeiten]

Die Biosynthese von Adrenalin geht von der aromatischen L-Phenylalanin (1) aus. Diese wird durch das Enzym **Phenylalaninhydroxylase** (PAH) zunächst zu L-Tyrosin (2) hydroxyliert. Eine weitere Hydroxylierung durch die **Tyrosinhydroxylase** (TH) liefert L-DOPA (3), welches durch die **Aromatische L-Aminooxy-Decarboxylase** (AADC) zu Dopamin (4) decarboxyliert wird. Es folgt eine enantioselektive Hydroxylierung zum Noradrenalin (5) durch die **Dopamin-β-Hydroxylase** (DBH). Eine abschließende **N-Methylierung** durch **Phenylethanolamin-N-Methyltransferase** (PNMT) liefert schließlich Adrenalin (6).^[1]



Die normale **Konzentration** von Adrenalin im Blut liegt unter 100 ng/l (etwa 500 pmol/l).

Regulation der Biosynthese [Bearbeiten] [Quelltext bearbeiten]

Die Biosynthese und die Freisetzung von Adrenalin kann durch nervale Reize, durch Hormone oder durch Medikamente gesteuert werden. Nervale Reizung fördert die Umwandlung von L-Tyrosin zu L-Dopa und von Dopamin zu Noradrenalin. Cortisol, das Hormon der **Lebermeningoenzyme**, fördert die nachfolgende Umwandlung von Noradrenalin zu Adrenalin.

Die Adrenalinproduktion kann auch durch einen negativen Feedback-Mechanismus reguliert werden. Ansteigende Adrenalinpegel sind mit der L-Tyrosin-Bildung negativ (**inhibitorisch**) bei erhöhten Adrenalinpegeln wird also die L-Tyrosin-Bildung gebremst.

Abbau [Bearbeiten] [Quelltext bearbeiten]

Adrenalin wird nach seiner Freisetzung relativ schnell wieder abgebaut. So beträgt die **Plasmaschwebezeit** von Adrenalin bei intravenöser Gabe nur eine bis drei Minuten. Am Abbau von Adrenalin sind insbesondere die Enzyme **Catechol-O-Methyltransferase** (COMT) und **Monoaminooxidase** (MAO) beteiligt. Das durch O-Methylierung (COMT) gebildete primäre Abbauprodukt **Metanephrin** (siehe **Metanephrone**) besitzt bereits keine nennenswerte biologische Aktivität mehr. Durch weitere, insbesondere oxidative Stoffwechselprozesse unter Beteiligung der Monoaminooxidase ist eine **Hydroxylierung** zu **Vanillylmandelsäure** und 5-Methoxy-4-hydroxyphenylethylglykol (MOPEG) möglich. Diese Stoffwechselprodukte werden in **Urin** (z. B. als **Substrat**) und untergeordneter Form über den **Linn** ausgeschieden. Der zuverlässige qualitative und quantitative Nachweis aller Metabolite gelingt durch die Kopplung verschiedener chromatographischer Verfahren.^[2]

Herstellung

Synthese [Bearbeiten] [Quelltext bearbeiten]

Zur Synthese des Adrenalins sind in der Literatur^[3] mehrere Verfahren beschrieben. Das klassische Syntheseverfahren umfasst drei Schritte: **Brenzkatechin** (1) wird mit **Chlorsäureanhydrid** (2) zum 3,4-Dihydroxy-*o*-chloracetophenon (3) **acyliert**. Die Reaktion entspricht indirekt der **Friedel-Crafts-Acylierung**, der bevorzugte Weg führt gleichwohl über die Ester-Zwischenstufe und schließt so eine **Fries-Umlagerung** mit ein. Die Amination des Chloracetophenons mit **Methylamin** ergibt das Adrenalin (4); die anschließende **Reduktion** liefert **racemisches Adrenalin** (5). Die **Racemalspaltung** ist mit Hilfe von (2*R*,3*R*)-**Messlaurin** möglich.



Synthese des Adrenalins (5) aus Brenzkatechin (1) und Chlorsäureanhydrid (2) (s. a. Text)

Alternativ kann man auch 3,4-Dimethoxybenzaldehyd mit **Blausäure** zum **Cyanhydril** umsetzen, dessen **Oxidation** dann ein **Nitroketon** liefert. Durch katalytische **Reduktion** entsteht ein **Aminoketon**, dessen schonende **N-Methylierung** liefert dann das sekundäre **Amin**. Durch **Hydrolyse** der **Phenylätherfunktionen**, **Reduktion** und **Racemalspaltung** gelangt man dann zum Adrenalin. Handelsübliche Formen des Adrenalins sind auch das **Hydrogentartrat**^[4] und das **Hydrochlorid**^[5]

Anwendungen

Adrenalin als

Arzneistoff [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Anwendungsgebiete [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

In der [Medizin](#) wird Adrenalin vor allem als Notfallmedikament bei der [Herz-Lungen-Wiederbelebung](#) bei [Herzstillstand](#) und dem [anaphylaktischen Schock](#) eingesetzt. Es ist in verschiedenen [Darreichungsformen](#) erhältlich und [verschreibungspflichtig](#).

Notfallmedizin [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Für die Anwendung in der [Notfallmedizin](#) wird Adrenalin [intravenös](#), alternativ auch [intraossär](#), früher auch [endobronchial](#) (erstmals 1967 beschrieben^[19] und 1974^[20] etabliert) und [intrakardial](#), verabreicht. In den aktuellen Empfehlungen des [European Resuscitation Council](#) wird die Gabe von Adrenalin bei der Reanimation als Standard empfohlen.^[21] In einer großen placebo-kontrollierten Studie konnte ein verbessertes Überleben durch Anwendung von Adrenalin bei der Reanimation außerhalb des Krankenhauses gezeigt werden, allerdings ging dies auch mit einer höheren Zahl von neurologischen Schäden einher.^[22]

Ein weiteres Hauptanwendungsgebiet von Adrenalin in der Medizin ist der [Kreislaufschock](#), beispielsweise bei [anaphylaktischen](#) Reaktionen oder [Sepsis](#). Die Behandlung anaphylaktischer Reaktionen und des anaphylaktischen Schocks erfolgt über eine intramuskuläre Verabreichung von Adrenalin. Sollte im akuten Schockgeschehen keine Zustandsbesserung mit der [intramuskulären](#) Gabe erfolgen, kann Adrenalin auch [intravenös](#) titriert verabreicht werden.^[23] Für Patienten mit schwerwiegenden allergischen Reaktionen in der Vergangenheit (z. B. drohende Erstickung durch Anschwellen der [Stimmritze \(Glottisödem\)](#)) stehen Adrenalin-Fertigspritzen zur Verfügung, die dann von dem Betroffenen nach einer Allergenexposition mit beginnender Symptomatik selbst appliziert werden können.

Für die Anwendung in der Herz-Lungen-Wiederbelebung und beim Schock stehen die den Blutkreislauf zentralisierenden Wirkungen des Adrenalins im Vordergrund. Durch eine Aktivierung von α -Adrenozeptoren wird eine Konstriktion kleiner Blutgefäße in der Haut und in den Nieren erreicht, während große zentrale Blutgefäße erweitert werden. Auf diese Weise soll Adrenalin den koronaren und zerebralen Perfusionsdruck steigern.

Name Alanin

23

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

89,1

Summenformel

C₃H₇NO₂

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

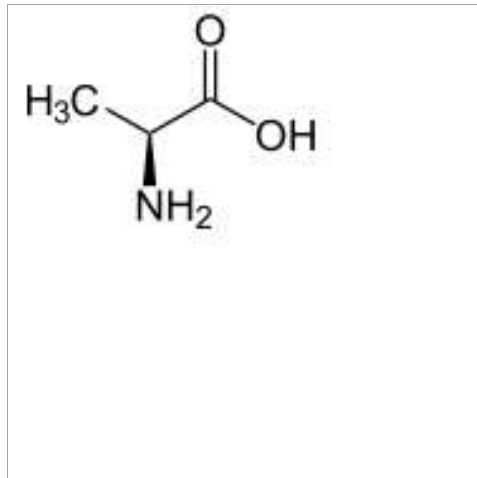
Trivialname

Strukturformel

56-41-7

297

α-Aminopropionsäure



Siedepunkt in °C

297

Kurzbeschreibung

farbloser Feststoff[

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

gut löslich in Wasser
(166,5 g·kg⁻¹ bei 25 °C;
217,9 g·kg⁻¹ bei 50 °C;

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

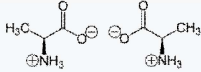
Dosis Lethal

Geschichte

Neben [Prolin](#) gehört Alanin zu den beiden Aminosäuren, die erstmals durch Synthese dargestellt und nicht zuvor aus pflanzlichem oder tierischem Material isoliert worden sind. Alanin wurde 1850 von [Adolph Strecker](#) gefunden, als er eigentlich [Milchsäure](#) durch die Umsetzung von [Acetaldehyd](#) mit [Ammoniak](#) und [Blausäure](#) in Gegenwart von [Salzsäure](#) synthetisieren wollte, über die nach ihm benannte Strecker-Synthese. Strecker wählte dabei den Namen als Ableitung des Begriffs [Aldehyd](#), da er die Aminosäure aus genanntem Acetaldehyd erhielt.^{[7][8]} Aus organischem Material wurde Alanin erstmals 1875 durch [Paul Schützenberger](#) erhalten, als dieser in einem Autoklaven mittels [Baryt Seide](#) aufspaltete und eine Mischung aus [Glycin](#) und Alanin identifizieren konnte.^{[6][9]} Von den am Aufbau der Proteinkette beteiligten Aminosäuren stellt L-Alanin 29,7 %.

Eigenschaften

Eigenschaften [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)



Zwitterionen von L-Alanin (links) bzw. D-Alanin (rechts)

Alanin liegt meist als „inneres Salz“ bzw. **Zwitterion** vor, dessen Bildung dadurch zu erklären ist, dass das **Proton** der **Carboxylgruppe** an das freie Elektronenpaar des Stickstoffatoms der **Aminogruppe** wandert.

Beim physiologischen **pH-Wert** von 7,4 liegt ein großer Teil der Alanin-Moleküle als Zwitterion vor. Der isoelektrische Punkt von Alanin liegt bei pH 6,1 und Alanin erreicht seine geringste Löslichkeit in Wasser, da fast alle Alanin-Moleküle als Zwitterionen vorliegen. Die Lösung hat an diesem Punkt die geringste elektrische Leitfähigkeit, da Zwitterionen als Ganzes ungeladen sind.

Physiologische Funktionen [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

In Umkehrung dieser Synthese-Reaktion kann es enzymatisch auch wieder zu Pyruvat abgebaut werden (**Transaminierung**). So kann das Kohlenstoffgerüst über Pyruvat wieder zum Aufbau von **Glucose** (**Glykoneogenese**) verwendet oder über den **Zitronensäurezyklus** vollständig zur Energiegewinnung abgebaut werden. Die oxidative Desaminierung des L-Alanins zu Pyruvat und Ammoniak, katalysiert durch das Enzym Alanin-Dehydrogenase, stellt eine weitere Abbaumöglichkeit dar; sie macht beispielhaft deutlich, wie ein Teil des Aminosäurestoffwechsels mit dem **Kohlenhydratstoffwechsel** verknüpft ist.

L-Alanin ist eine für den Menschen nicht-essentielle Aminosäure, kann also biosynthetisch durch den menschlichen Stoffwechsel hergestellt werden.

Alanin tritt – neben anderen Aminosäuren wie z. B. **Leucin** und **Glutaminsäure** – in der **Halbe** von **Proteinen** bevorzugt auf. Diese Aminosäuren begünstigen die Bildung dieses **Sekundärstrukturelements** und werden deshalb auch als **Helixbildner** bezeichnet.^[18]

Alanin ist **chiral**, tritt also in zwei spiegelbildlichen Formen auf, wobei das L-Alanin eine **proteinogene** Aminosäure ist, die nach **IUPAC** auch als (S)-2-Aminopropansäure oder als (S)-Alanin bezeichnet wird. D-Alanin (Synonym: (R)-Alanin) findet man als Baustein des **Mureins**, der Grundsubstanz von Bakterienzellwänden. Daneben gibt es noch das **nichtproteinogene β-Alanin**.

Wenn in diesem Text oder in der wissenschaftlichen Literatur „Alanin“ ohne weiteren Namenszusatz (**Präfix**) erwähnt wird, ist L-Alanin gemeint.

Enantiomere von Alanin		
Name	L-Alanin	D-Alanin
Andere Namen	(S)-Alanin	(R)-Alanin

Vorkommen

In fast allen Lebewesen

Herstellung

Die industrielle Herstellung^[11] von L-Alanin erfolgt ausgehend von der **L-Asparaginsäure** durch

Abspaltung der **β-Carboxylgruppe** in einem biotechnologischen Verfahren. Durch **Strecker-Synthese** gewonnenes racemisches Alanin kann an der Aminogruppe acetyliert werden und wird dann einer **Racematspaltung**^[12] unterworfen. Dabei wird unter Verwendung von L-

Aminoacylase^[13] enantioselektiv die **Acetylgruppe** von L-N-Acetylanilin abgespalten und es entsteht L-Alanin, während D-N-Acetylanilin nicht hydrolysiert wird. Die Trennung von L-Alanin und D-N-Acetylanilin ist einfach. Benötigt man D-

Alanin, so wird D-N-Acetylanilin unter sauren Bedingungen hydrolysiert, d. h. die Acetylgruppe wird abgespalten. Wenn kein Bedarf für D-Alanin besteht, wird das bei der kinetischen Racematspaltung anfallende D-N-Acetylanilin durch Einwirkung von **Essigsäureanhydrid** **racemisiert** und recycelt.

D-Alanin kann auch aus **2-Brompropionsäure** synthetisiert werden, dieses Verfahren besitzt jedoch keine industrielle Bedeutung.

Im Stoffwechsel wird L-Alanin durch **Transaminierung** aus dem Endprodukt der **Glykolyse**, dem **Pyruvat**, synthetisiert. Bakterien erhalten benötigtes D-Alanin aus L-Alanin mittels des Enzyms **Alaninracemase** (**EC 5.1.1.1**).^[14]

Anwendungen

L-Alanin ist Bestandteil von Infusionslösungen zur parenteralen Ernährung und von Diätetika.^[16]

Die beiden Enantiomeren des Alanins werden, mit einer Schutzgruppe versehen, häufig für die Synthese von Peptiden und Proteinen eingesetzt.^{[17][18]} Weiterhin werden L- oder D-Alanin auch in der stereoselektiven Synthese als Edukt eingesetzt.^{[19][20][21]}

Name alpha-Pinen

105

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

136,24

Summenformel

C₁₀H₁₆

CAS-Numm

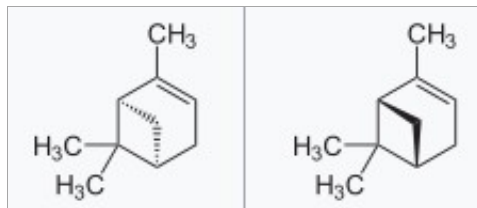
Schmelzpunkt in °C

80-56-8

Trivialname

Strukturformel

-55



Kurzbeschreibung

farblose Flüssigkeit mit terpenartigem Geruch

Siedepunkt in °C

155

Dampfdruck in hPa

5

Dd-Temperatur in °C

25 Reaktionen

Löslichkeit

praktisch unlöslich in Wasser



Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

Geschichte

1907 wurden von [Otto Wallach](#) drei Pinene als α , β - und γ -Pinen zugeordnet.^[1] 1921 wurde ein weiterer Vertreter entdeckt und folglich als δ -Pinen bezeichnet.^[2] Die von Wallach zugeordnete Konstitution von „ γ -Pinen“ wurde 1947 durch [Harry Schmidt](#) wieder verworfen,^[3] da sie der [Bredtschen Regel](#) widerspricht. Die genannten klassischen Bezeichnungen der Pinene (α , β , γ , δ) wurden trotzdem beibehalten, da sie sich bereits zu jener Zeit in der Literatur eingebürgert hatten

Eigenschaften

Eigenschaften

Pinene sind wenig flüchtige, entzündliche, klare Flüssigkeiten mit terpenartigem Geruch, weniger dicht als Wasser, und in Wasser unlöslich.^{[1][2]} Ihre Schmelz- und Siedetemperaturen sowie ihre **Dichten** unterscheiden sich nur geringfügig. α -Pinen oxidiert üblicherweise zu **Verbenen**, **Myrtenol**, **Pinenoxid** und weiteren Produkten.^[44]

Toxikologie

α -Pinen in höheren Dosen wird durch seine Reizwirkung auf Augen, Atemwege und Haut, und mögliche neuro- und nephrotoxische Wirkungen als gesundheitsschädlich eingestuft. Auch β -Pinen wirkt reizend.

Risikobewertung

Pin-2(10)-en wurde 2014 von der EU gemäß der **Verordnung (EG) Nr. 1907/2006** (REACH) im Rahmen der **Stoffbewertung** in den fortlaufenden Aktionsplan der Gemeinschaft (**CoRAP**) aufgenommen. Hierbei werden die Auswirkungen des **Stoffs** auf die menschliche Gesundheit bzw. die Umwelt neu bewertet und ggf. Folgemaßnahmen eingeleitet. Ursächlich für die Aufnahme von Pin-2(10)-en waren die Besorgnisse bezüglich **Verbraucherverwendung**, hoher (aggregierter) Tonnage und weit verbreiteter Verwendung sowie der vermuteten Gefahren durch sensibilisierende Eigenschaften. Die Neubewertung fand ab 2014 statt und wurde von **Griechenland** durchgeführt. Anschließend wurde ein Abschlussbericht veröffentlicht.^{[45][46]}

Pharmakologische Eigenschaften

α -Pinen hat in verschiedenen Studien (vor allem *in vitro*) Wirkungen gezeigt (z. B. **antibakteriell**, **fungizid** und gegen **Krebs**), durch die es sich möglicherweise für eine zukünftige medizinische Anwendung eignet. Die Wirkungen sind je nach Stereoisomer unterschiedlich ausgeprägt.^[47] α -Pinen wirkt möglicherweise **antientzündlich**^[48] und zumindest *in vitro* antimikrobiell^[49] und fungizid gegen Arten der Gattung *Candida*.^[50] In niedrigen Dosen wirkt α -Pinen **bronchospasmolytisch**.^[51] α (+)-, α (-)- und β (-)-Pinen wirken *in vitro* als Inhibitoren der **Acetylcholinesterase**.^[52]

Es gibt Hinweise, dass Terpene im Allgemeinen und (+)- α -Pinen im Besonderen möglicherweise die pharmakologischen Effekte von **Cannabinoiden** (z. B. **Cannabidiol**) verstärken, was als Entourage-Effekt bezeichnet wird. Die Existenz dieses Effekts ist allerdings umstritten, insbesondere gibt es bisher keine klinischen Studien, die ihn belegen

Vorkommen

Vorkommen

Die α - und β -Pinene kommen in den ätherischen Ölen zahlreicher Pflanzen vor, unter anderem auch bei vielen Koniferen, wobei Anteil bis zu 90 % ausmacht.^[53] In der **Waldkiefe** ist (α)-Pinen die Hauptkomponente, während β -Pinen in geringer Menge vorkommt.^[54] In der **Fichte** kommt vor allem α (-)-Pinen vor, α - und β -Pinen machen auch den Hauptbestandteil von **Teucrium** bzw. **Jergentöl** aus, die Koniferen gewonnen werden.^[55] Das ätherische Öl der **Limonen-Zitrone** enthält etwa 18,7 % α -Pinen und 4,7 % β -Pinen, das der **Minze** **Zypresse** etwa 57,5 % α -Pinen und 3 % β -Pinen.^[46] Außerdem kommen Pinene in den Ölen von **Santal**, **Rauvolf**,^[56] **Nigella**,^[57] mehrere **Flaclyptis**-Arten (s. und β -Pinen in *E. grandis*^[58] und *E. iranicum*^[59]), β -Pinen *E. camaldulensis*^[60], sowie von **Pinus** *Acacia*, *Pinus gerardiana* und *Pinus roxburghii*.^[61]

α - und β -Pinen gehören zu den wichtigsten Komponenten des ätherischen Öls aus **Pfefferkornen** (*Peper alpinum*).^[62] Außerdem gehören sie zu den wichtigsten Terpenen in **Carabidol**^[63] und kommen in **DRE**,^[64] **Steranis**,^[65] **Moschus-Fußbeeren**,^[66] **Wermutkraut**^[67], in **St. Miris** (*Mirra communis*)^[68], **Essigöl** (*Forficula vespertina*)^[69], manchmal in **Essigöl** (*Pteromalium crispum*)^[70], **Essig** (*Prailium guajanae*)^[71], sowie **Koriander** (*Coriandrum sativum*)^[72] vor.

Das ätherische Öl von **Basilikum** (*Ocimum*) besteht zu etwa zwei Dritteln aus α -Pinen, außerdem sind geringe Prozent β -Pinen enthalten.^[73] Das von **Rosmarin** (*Rosmarinus officinalis*) enthält bis über 50 % α -Pinen^[74], das von **Salweiden** (*Salix alba*) etwa 10 % α - und β -Pinen^[75], das von enthält ebenfalls α - und β -Pinen **Silberfichte** (*Abies grandis*)^[76], das von **Kerendampfen** (*Cinnamomum ceylanicum*) vor allem β -Pinen^[77], das von **Kümmel** kleine Mengen α -Pinen.^[78]

α -Pinen ist eine wichtige Komponente im **Schwabacherbaum** der weiblichen **Olivenfluchtlinge**.^[79] **Populus** enthält bis zu 60 % α -Pinen und bis zu 21 % β -Pinen.^[80]

α -Pinen gehört neben **Limonen** zu den mengenmäßig wichtigsten flüchtigen Verbindungen, die von **Milcheln** abgesondert werden.^[81]



Waldkiefe



Pfefferkorn

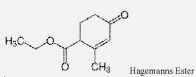
Herstellung

Biosynthese

α -Pinen und β -Pinen werden beide aus **Geranylpyrophosphat** durch Cyclisierung von **Limonol** pyrophosphat gefolgt durch Umlagerung eines Wasserstoffatoms synthetisiert.



Synthese



Hagemanns Ester

α - und β -Pinen können ausgehend von **Hagemanns Ester** synthetisiert werden.^[82]

Eigenschaften

Pinene sind wenig flüchtige, entzündliche, klare Flüssigkeiten mit terpenartigem Geruch, weniger dicht als Wasser, und in Wasser unlöslich.^[83] Ihre Schmelz- und Siedetemperaturen sowie ihre **Dichten** unterscheiden sich nur geringfügig. α -Pinen oxidiert üblicherweise zu **Verbenen**, **Myrtenol**, **Pinenoxid** und weiteren Produkten.

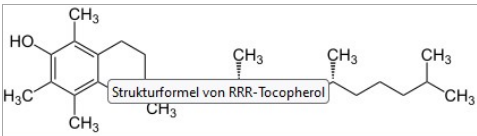
Anwendungen

Verwendung

Pinene werden als Aromastoffe verwendet. In der [EU](#) ist α -Pinen unter der [FL-Nummer](#) 01.004 als Aromastoff für Lebensmittel allgemein zugelassen.^[55] Eine analoge Zulassung besteht für β -Pinen unter der FL-Nummer 01.003.^[56] Die [Geruchsschwelle](#) von α -Pinen ist etwa 2,5-62 ppb, die [Geschmacksschwelle](#) etwa 10 ppm; die jährliche Verwendung (unter anderem zur Aromatisierung von [Bonbons](#) und [Kaugummi](#)) liegt über zehn Tonnen. Bei β -Pinen liegt die Geruchsschwelle bei 140 ppb, die Geschmacksschwelle bei 15-100 ppm und die Verwendungsmenge bei einigen Tonnen pro Jahr.^[10]

Pinene können als Edukte für die Synthese diverser weiterer Verbindungen dienen. Säurekatalysiert (mit [Essigsäure](#) und [Phosphorsäure](#)) oder durch mikrobielle Umwandlungen können α - und β -Pinen zu [Terpineol](#) umgesetzt werden.^{[10][57][58]} Aus α -Pinen können [Verbenol](#) und [Verbenon](#) biotechnologisch gewonnen werden.^[10] Auch Aminosäurederivate^[59] und andere Verbindungen^[60] können ausgehend von Pinenen hergestellt werden.

Name alpha-Tocopherol

109	ID-organisch	Molare Masse in g/mol	430,71
Summenformel	C29H50O2	CAS-Numm	Schmelzpunkt in °C
Trivialname	Strukturformel	10191-41-0	3
Vitamin E			
Kurzbeschreibung			Siedepunkt in °C
gelbe bis braune Flüssigkeit			200
Löslichkeit			Dampfdruck in hPa
fettlöslich, <1 mg/l in Wasser			0,1
			Dd-Temperatur in °C
			0 Reaktionen

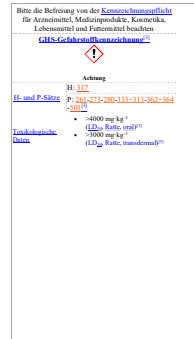
Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal
•>4000 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)[3]

Geschichte

Vitamin E wurde als „Fruchtbarkeits-Vitamin“ entdeckt und als „Fortpflanzungsvitamin“^[45] sowie als „Antisterilitätsvitamin“ beschrieben.^[6] Herbert M. Evans und Katherine S. Bishop wiesen 1922 als erste auf einen bis dahin unbekanntem fettlöslichen Faktor hin, der für die Reproduktion von Ratten notwendig war.^[2] In den Folgejahren wurde dieser Faktor in Form von α -Tocopherol^[8] vor allem aus Weizenkeimöl, Hafer und Mais isoliert, als Vitamin erkannt und aufgrund der bereits bekannten Vitamine A, B, C und D nun Vitamin „E“ genannt. Die antioxidative Wirkung wurde durch Harold S. Olcott und Oliver H. Emerson (Gladys Anderson Emersons Ehemann) 1937 beschrieben.^{[4][9]} 1938 wurde die Struktur von Vitamin E (hier α -Tocopherol) von Erhard Fernholz aufgeklärt, zudem kam es im gleichen Jahr zur ersten chemischen Synthese durch Paul Karrer.

1968 wurde Vitamin E als essentieller Nährstoff durch das Food and Nutrition Board anerkannt.^[8]

Eigenschaften



Bitte die Befreiung von der Kennzeichnungspflicht für Arzneimittel, Medizinprodukte, Kosmetika, Lebensmittel und Futtermittel beachten.
[GHS-Gefahrstoffkennzeichnung](#)

Achtung

H: 117
H und P-Sätze: P: 201-272-280-333-313-302-314
201-272-280-333-313-302-314

Gefahrstoffe:
• >4000 mg Ag⁺
• (LD₅₀, Ratte, oral)^[3]
• >3000 mg Ag⁺
• (LD₅₀, Ratte, intravenös)^[3]

Beschreibung

Die Grundstruktur aller Vitamin-E-Formen bildet ein an Position 6 hydroxylierter **Chromanring**, dessen **Methylierung** diese in eine α -, β -, γ - oder δ -Form unterteilt. Durch unterschiedlich gesättigte Seitenketten werden wieder vier Familien unterschieden, nämlich die

- Tocopherole mit einer gesättigten Seitenkette
- Tocomonoole (T1) und marinen Tocopherole (MDT) mit einer einfach ungesättigten Seitenkette und die
- **Tocotrienole** (T3) mit einer dreifach ungesättigten Seitenkette.

Weitere natürlich vorkommende Tocopherole sind 5,7-Dimethyltocol und 7-Methyltocol. Beide wurden 1956 aus **Reiskeimöl** isoliert. Die Synthese für 5,7-Dimethyltocol erfolgte bereits 1938 und für 7-Methyltocol 1958.^[9]

Die C2-Position am Chromanring sowie die C4'- und C8'-Positionen der Phytylseitenkette bei Tocopherolen sind **chiral**, es sind damit acht **Stereoisomere** möglich. Tocopherole liegen natürlicherweise ausschließlich in einer **(RRR)**-Konfiguration vor.^[9] Die natürlich vorkommende **(RRR)**-Form von Vitamin E wurde auch als **D-Form** bezeichnet (**D- α -Tocopherol**). Die synthetisch hergestellte Form bildet ein Gemisch aus acht Stereoisomeren (**all-rac**), sie wurde ehemals **(1*R*)-Form** genannt (**1*R*- α -Tocopherol**). Im Handel sind ferner **Ester** als **Acetate**, **Succinate** oder **Nicotinate** beizubar.^[9]

Tocopherole erscheinen gelblich-braun bzw. bernsteinfarben und sind in Wasser unlöslich.^{[9][10]} In organischen Lösungsmitteln wie **Aceton**, **Dichlormethan** und **Ether** ist die Löslichkeit erhöht. Zwar sind Tocopherole oxidationsempfindlich (außer in **veresterter** Form), gegenüber Säuren und Alkalien aber sehr stabil. Bei Raumtemperatur ist Tocopherol flüssig-viskos.^[9]

Name	Struktur der (RRR)-Isomere	R ¹	R ²
α -Tocopherol		CH ₃	CH ₃
β -Tocopherol		CH ₃	H
γ -Tocopherol		H	CH ₃
δ -Tocopherol		H	H

Name	Struktur der (R)-Isomere	R ¹	R ²
α -Tocotrienol		CH ₃	CH ₃
β -Tocotrienol		CH ₃	H
γ -Tocotrienol		H	CH ₃
δ -Tocotrienol		H	H

Name	Struktur der (RRR)-Isomere	R ¹	R ²
α -Tocomonoenol		CH ₃	CH ₃
β -Tocomonoenol		CH ₃	H
γ -Tocomonoenol		H	CH ₃
δ -Tocomonoenol		H	H

Vorkommen

Hauptartikel: *Vitamin E*

Vitamin E-Gehalt einiger Lebensmittel (Gesamt Tocopherol)^[9]

Lebensmittel	Gehalt mg/100 g
Weizenkeimöl	215,4
Sonnenblumenöl	55,8
Erdnussöl	17,2
Olivendöl	12,0
Weizenkeie	2,4
Mais	2,0
Haferflocken	1,5
Spargel	2,0
Tomate	0,9
Milch	0,6
Blumenkohl	0,1
Mandel	25,0
Haselnuss	25,0
Walnuss	6,2

Tocopherole kommen sowohl in tierischen als auch pflanzlichen Nahrungsmitteln vor, wobei die Gehalte bei letzteren wesentlich höher sind. Besonders hohe Gehalte an Vitamin E weisen **pflanzliche Öle** auf, in der Regel überwiegt der Anteil von α -Tocopherol.^[9] Dagegen dominiert in **Säugöl** γ -Tocopherol. Je mehr **ungesättigte Fettsäuren** in den Ölen enthalten ist, desto mehr Vitamin E kommt darin vor.

Gemüse enthält im Vergleich zu den Ölen wenig Vitamin E, allgemein kommt in grünen Pflanzenteilen abhängig von der Menge an **Chloroplasten** viel α -Tocopherol vor. Dementsprechend findet man es auch in anderen, „gelben“ Pflanzenteilen wie **Wurzeln** oder **Früchten**, dort korreliert es mit dem Gehalt an **Chromoplasten** (überwiegend als γ -Tocopherol).^[1]

Vitamin E wird nur in Pflanzen aufgebaut, die Biosynthese startet aus **Homogentisin** sowie Phosphatidylpyrophosphat größtenteils in den **Plastiden**.^[9]

In **Palme** wurde auch α -Tocomonoenol nachgewiesen, während manche marinen Organismen das sogenannte marine Tocopherol (*marine derived tocopherol*, MDT) enthalten.^{[9][10]}

Herstellung

Anwendungen

Bedarf

→ Hauptartikel: [Vitamin E](#)

Der Mindestbedarf an Vitamin E beträgt 4 mg/d, zuzüglich etwa 0,4 mg pro Gramm Zufuhr an mehrfach ungesättigten [Fettsäuren](#).^[14] Um die von verschiedenen Autoren als protektiv angesehenen Plasmaspiegel zu erreichen, ist eine Zufuhr von 20 bis 35 mg/d erforderlich. Aufgrund der geringen Toxizität^{[14][21]} werden teilweise Dosierungen von 268 mg/d empfohlen.^[22] Der Plasmaspiegel sollte oberhalb von 30 µmol/l liegen (bei einem Cholesterinwert von 220 mg/dl).^[23]

Mangelercheinungen beim Menschen ([Hypovitaminosen](#)) sind heutzutage in Europa sehr selten, da Tocopherol sehr gut in der Leber und im Fettgewebe gespeichert werden kann.

Nachgewiesene Mangelercheinungen treten meist nur im Zusammenhang mit Krankheiten wie z. B. einer [exokrinen Pankreasinsuffizienz](#)^[24] oder einer Verminderung des Gallenflusses^[25] auf, bei denen gleichzeitig die Aufnahme von Fetten gestört ist.

Genauso wie die fettlöslichen Vitamine [Vitamin A](#), [Vitamin D](#) und [Vitamin K](#) werden (*RRR*)- α -Tocopherol und die (*2R*)-Stereoisomere [(*RRR*)-, (*RRS*)- und (*RSS*)- α -Tocopherol] im Fettgewebe bzw. [Blutplasma](#) des Körpers angereichert. Die synthetisch hergestellten (*2S*)-Stereoisomere [(*SRR*)-, (*SSR*)-, (*SRS*)- und (*SSS*)- α -Tocopherol] werden hingegen nicht im Blutplasma gespeichert.^{[26][27]}

Das BfR hat auf Basis der sogenannten akzeptablen täglichen Aufnahmemenge (*Acceptable Daily Intake*, ADI) bei 0,15–2 mg/kg Körpergewicht neue Grenzen für eine akzeptable Tagesaufnahmemenge festgelegt. Bei einem Referenzkörpergewicht für Erwachsene von 70 kg entspricht diese 105–140 mg Vitamin E. Jugendliche der Altersgruppe der 15- bis 17-Jährigen haben ein Referenzgewicht von 61,3 kg, wodurch die tägliche Aufnahme von 92–123 mg Vitamin E als akzeptabel bewertet wird.^[28]

Das BfR schlägt für [Nahrungsergänzungsmittel](#) eine Höchstmenge von 30 mg pro Tag vor, warnt aber davor, dass bei Männern ab 55 Jahren bei einer unkontrollierten Supplementierung das Risiko für Prostatakrebs erhöht werden kann.^[29]

Name Anethol

97 ID-organisch Molare Masse in g/mol 148,205

Summenformel C10H12O CAS-Numm 4180-23-8 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 20

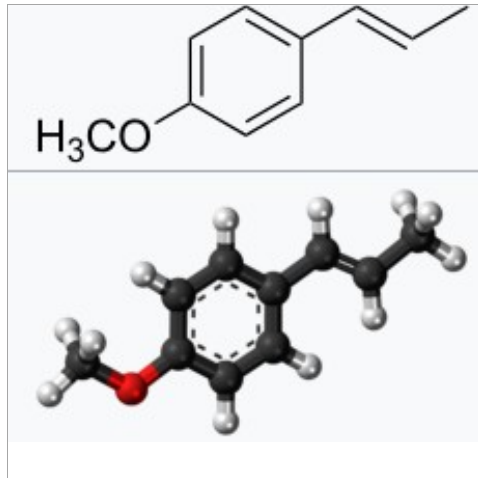
1-Methoxy-4- [(1E.) - prop-1-en-1-yl] benzol
Andere Namen

(E)-1-Methoxy-4-yl
Kurzbeschreibung

Es ist eine farblose, duftende, leicht flüchtige Flüssigkeit

Löslichkeit

ist in Wasser schwer löslich, aber in Ethanol gut löslich



Siedepunkt in °C

234

Dampfdruck in hPa

1000

Dd-Temperatur in °C

25 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

Geschichte

Dass ein Öl aus Anis und Fenchel gewonnen werden konnte, war seit dem **Renaissance** vom deutschen Alchemisten **Hieronymus Brunschwig** (c. 1450 – c. 1512), der deutsche Botaniker **Adam Lonicer** (1528 – 1586) und der deutsche Arzt **Valerius Cordus** (1515 – 1544) unter anderem.^[44] Anethol wurde erstmals vom Schweizer Chemiker chemisch untersucht **Nicolas-Théodore de Saussure** im Jahre 1820.^[45] 1832 wurde der französische Chemiker **Jean Baptiste Dumas** stellte fest, dass die kristallisierbaren Bestandteile von Anisöl und Fenchelöl identisch waren, und er bestimmte die empirische Formel von Anethol.^[46] Im Jahr 1845 der französische Chemiker **Charles Gerhardt** prägte den Begriff **Anethol** – aus dem Lateinischen **Anethum** (anise) + **Oleum** (Öl) – für die Grundverbindung, aus der eine Familie verwandter Verbindungen stammt.^[47] Obwohl der deutsche Chemiker **Emil Erlenmeyer** schlug 1866 die korrekte molekulare Struktur für Anethol vor,^[48] Erst 1872 wurde die Struktur als korrekt akzeptiert.^[44]

Forschung^[bearbeiten]
Antimikrobielle und antimykotische Aktivität^[bearbeiten]
 Anethol hat starke Wirkung antimikrobiell. Eigenschaften gegen Bakterien, Viren, und Pilze.^[49] Gemischte antimikrobielle Eigenschaften umfassen jedoch bakteriostatisch und bakterizid. Aktiv gegen *Salmonella typhimurium*^[50] aber nicht bei verwendet gegen *Salmonella* über in Belegung Methode.^[51] Antimykotisch umfassen die Steigerung der Wirksamkeit einiger anderer Phytochemikalien.^[52] wie beispielsweise Saccharomyces cerevisiae und Candida albicans.^[53]
 In vitro, Anethol hat antihelminthische Wirkung auf Eier und Larven der Rind-Magen-Darm-Nematode Haemonchus contortus.^[54] Anethol hat auch eine nematocide Aktivität gegen den Pflanzenparasiten Meloidogyne javanica in vitro und in Topfen von Cucumis melo.^[55]
Insektizide Aktivität^[bearbeiten]
 Anethol ist auch ein vielversprechendes Insektizid. Mehrere ätherische Öle, die hauptsächlich aus Anethol bestehen, haben insektizide Aktivität gegen Larven der Mücke Onchocentrus calligus^[56] und Anolis pegibit^[57] in ähnlicher Weise ist Anethol selbst gegen das weisse Fliegen-Lycophotia agrippae (Geldfliege)^[58] und die Formilbe Typhlocyba putrescentiae.^[59] Gegen die Milbe ist Anethol etwas wirksamer. Purteil als DFEI, aber Anethol ist Eine verwandte natürliche Verbindung, die in vielen ätherischen Ölen mit Anethol auftritt, ist Terpinolol wirksamer.^[60] Die insektizide Wirkung von Anethol ist größer als Begegnungsmittel als als Kontaktinsektizid. Intra-Anethol ist als Begegnungsmittel gegen die hochresistente Kaktusfliege Drosophila geminata^[61] und gegen Erbsenwickler der Frikassade, Diptera: Zeugma, Calliphoridae (Blattfliege) und Käfer, Lasioderma serricorne.^[62]
 Anethol ist neben einem Insektizid auch wirksam Insektenschutzmittel gegen Mücken.^[63]
Duozo-Effekt^[bearbeiten]

Eigenschaften

Anethol (auch bekannt als **Anis Kampfer**^[1]) ist ein **organische Verbindung** das ist weit verbreitet als **Aroma** Substanz. Es ist ein Derivat von **Phenylpropen**, eine Art aromatischer Verbindung, die in der Natur weit verbreitet ist **ätherische Öle**. Es ist in der Klasse von **Phenylpropanoid** organische Verbindungen. Es trägt einen großen Bestandteil des Geruchs und des Geschmacks von bei **Anis** und **Fenchel** (beide in der botanischen Familie **Apiaceae**), **Anismyrte** (**Myrtaceae**), **Lakritz** (**Fabaceae**), Magnolienblüten und **Sternanis** (**Schisandraceae**). Eng verwandt mit Anethol ist sein **Isomer estragole**, reichlich in **Estragon** (**Asteraceae**) und **Basilikum** (**Lamiaceae**), das einen an Anis erinnernden Geschmack hat. Es ist eine farblose, duftende, leicht flüchtige Flüssigkeit.^[2] Anethol ist in nur schwer löslich **Wasser** zeigt aber hohe Löslichkeit in **Ethanol**. Dieses Merkmal verursacht bestimmte Anisgeschmacksrichtungen **Liköre** bei Wasserverdünnung undurchsichtig werden; das **Ouzoeffekt**.

Vorkommen

. Es trägt einen großen Bestandteil des Geruchs und des Geschmacks von bei **Anis** und **Fenchel** (beide in der botanischen Familie **Apiaceae**), **Anismyrte** (**Myrtaceae**), **Lakritz** (**Fabaceae**), Magnolienblüten und **Sternanis** (**Schisandraceae**). Eng verwandt mit Anethol ist sein **Isomer estragole**, reichlich in **Estragon** (**Asteraceae**) und **Basilikum** (**Lamiaceae**), das einen an Anis erinnernden Geschmack hat

Ätherisches Öl	Weltproduktion	Trans-anethol
Anis	8 Tonnen (1999)	95%
Sternanis	400 Tonnen (1999), hauptsächlich aus China	87%
Fenchel	25 Tonnen (1999), hauptsächlich aus Spanien	70%

Herstellung

Anethol ist ein aromatisches, ungesättigte Äther verwandt mit **Lignole**. Es existiert als beides **cis-Trans Isomere** (siehe auch **E-Z Isomerie**) wobei die Doppelbindung außerhalb des Rings beteiligt ist. Das am häufigsten vorkommende und das für die Verwendungs bevorzugte Isomer ist das **trans** oder **E** Isomer.^[3] Wie verwandte Verbindungen ist Anethol in Wasser schwer löslich. Historisch gesehen wurde diese Eigenschaft verwendet, um Verfälschungen in Proben nachzuweisen.^[4] Das meiste Anethol wird erhalten von **Tropische** ätherische Extrakte aus Bäumen.^[5] Anethol ist nur von untergeordneter kommerzieller Bedeutung und kann auch aus ätherischen Ölen isoliert werden.^[6]

Ätherisches Öl	Weltproduktion	Trans-anethol
Anis	8 Tonnen (1999)	95%
Sternanis	400 Tonnen (1999), hauptsächlich aus China	87%
Fenchel	25 Tonnen (1999), hauptsächlich aus Spanien	70%

Darzeit ist **Barwani Chemicals Pvt Ltd** in **Bhivadi**, **Rajasthan**, **Indien**, der führende Hersteller von Anethole. Es wird kommerziell aus 4-Methoxyphenylacetat(**Phenylacetat**)^[7] welches aus **vanillin** wird **Anisöl**.^[8]

Anwendungen

Verwendet**[bearbeiten]**

Aromatisierung**[bearbeiten]**

Anethol ist deutlich **süß**, 13 mal süßer als **Zucker**. Es wird auch in höheren Konzentrationen als angenehm für den Geschmack wahrgenommen. Es wird in alkoholischen Getränken verwendet **Ouzo**, **Raki**, **Anisette** und **Absinth**, unter anderem. Es wird auch in Gewürz- und Süßwarenwendungen, Mundhygieneprodukten und in kleinen Mengen in natürlichen Beeren verwendet **Aromen**.^[7]

Vorläufer anderer

Verbindungen**[bearbeiten]**

Weil sie **metabolisieren** Anethol in mehrere **aromatische chemische Verbindungen**, Einige Bakterien sind Kandidaten für die Verwendung in der Werbung **Biokonversion** von Anethol zu wertvolleren Materialien.^[10] Bakterienstämme, die Transanethol als einzige Kohlenstoffquelle verwenden können, umfassen JYR-1 (*Pseudomonas putida*)^[11] und TA13 (*Arthrobacter aurescens*).^[10]

Anilin (nach [spanisch](#) oder auch [arabisch](#): *an-nil* = blau = [Indigo-Farbe](#)) oder **Benzenamin** ist eine klare, farblose bis schwach gelbliche, ölige Flüssigkeit mit eigenartigem Geruch, die an der Luft schnell rötlich-braun wird.^[6] Es ist ein [Benzolring](#) mit einer [Aminogruppe](#) (–NH₂) und damit ein [aromatisches Amin](#). Mit [Säuren](#) versetzt bildet es [Anilinsalze](#). Die [basische](#) Wirkung von Anilin wird durch den [mesomeren Effekt](#) abgeschwächt, da dieser die Elektronendichte der Aminogruppe verringert

Vorkommen

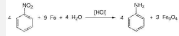
Herstellung

Industriell wird Anilin durch Hydrierung von Nitrobenzol in der Gasphase bei 370 °C und 1,25 bar an einem Kupfer-Katalysator auf Siliciumdioxid hergestellt.^[18] Hierbei wird ein [Wasserstoffschlacke](#) verwendet.



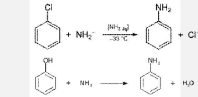
Daneben ist die Hydrierung an einem Nickelstickstoffkatalysator auf Aluminiumoxid im Festbettreaktor möglich.

Veraltet ist das Verfahren, mit dem Anilin durch Reduktion von Nitrobenzol mit [Eisen](#) in Gegenwart von Salzsäure (Béchamp-Reduktion) gewonnen wurde:



Anschließend wird mit [Eisen\(III\)-chlorid](#) (FeCl₃) neutralisiert, und das Anilin zusammen mit dem Wasser abdestilliert. Das als Nebenprodukt entstehende [Eisen\(III\)-sulfid](#) kann als [Füllstoff](#) eingesetzt werden.

Es gibt noch andere Verfahren, zum Beispiel die [Aminolyse](#) von [Chlorbenzol](#) oder [Phenol](#):



Anwendungen

Es dient in der chemischen Industrie in erster Linie als [Ausgangsstoff](#) für die Synthese von Farben und Kunstfasern, aber auch zur Herstellung von [Synthesekautschuk](#) und Medikamenten und als Komponente [hypergoler](#) Treibstoffe in der Raumfahrt.

Name **Äpfelsäure**

55

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

134,09

Summenformel

C4H6O5

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel

6915-15-7

131

2-

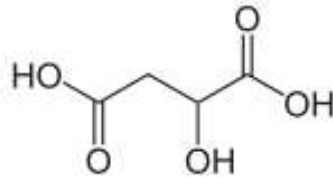
Hydroxybernsteinsäure

2-Hydroxybutandisäure

(HIDAC)

Kurzbeschreibung

weißes Pulver[



Siedepunkt in °C

140

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

DL-Äpfelsäure:

gut in Wasser (558 g·l⁻¹ bei 20 °C)[4],

in Ethanol: 455,3 g·l⁻¹[4]

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

1600 mg·kg⁻¹ (LD50, Maus, oral)[

Geschichte

L-Äpfelsäure wurde erstmals 1785 von [Carl Wilhelm Scheele](#) aus [Apfelsaft](#) isoliert und beschrieben. [Antoine Lavoisier](#) schlug 1787 den Namen *acide malique* vor, abgeleitet vom [lateinischen](#) Wort für Apfel (*mālum*).^[7] [Paul Walden](#) konnte durch Synthese von L-Äpfelsäure und D-Äpfelsäure die [Chiralität](#) und die [Konfigurationsumkehr](#) am Kohlenstoffatom beweisen.

Eigenschaften

Äpfelsäure (*L*-Hydroxybernsteinsäure, seltener auch **Äpfelsäure**) ist eine **chemische Verbindung** aus den Gruppen der **Dicarbonsäuren** und **Hydroxycarbonsäuren**, die als **rechtsdrehende D**- und als **linksdrehende L**-Äpfelsäure vorkommt. Die L-Form ist ein Zwischenprodukt im **Citratzyklus**. In der Natur ist L-Äpfelsäure meist in unreifen Früchten wie **Äpfeln**, **Quitten**, **Weintrauben**, **Berberitzenbeeren**, **Vogelbeeren** und **Stachelbeeren** enthalten. Die Ester und Salze der Äpfelsäure heißen **Malate** (von **lateinisch**: malum = Apfel, nicht zu verwechseln mit Maleaten, den Estern und Salzen der **Maleinsäure**).

Isomere][Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Die Äpfelsäure besitzt ein **Stereozentrum**, somit ist sie **optisch aktiv** und es existieren zwei **Enantiomere**: L-Äpfelsäure (Synonym: (S)-Äpfelsäure) und die spiegelbildlich aufgebaute D-Äpfelsäure (Synonym: (R)-Äpfelsäure). Ein 1:1-Gemisch aus D- und L-Form wird als **Racemat** oder DL-Äpfelsäure bezeichnet.

Isomere von Äpfelsäure		
Name	L-(−)-Äpfelsäure	D-(+)-Äpfelsäure
Andere Namen	(S)-2-Hydroxybernsteinsäure	(R)-2-Hydroxybernsteinsäure
Strukturformel	 $\begin{array}{c} \text{C} \\ \parallel \\ \text{HCO}^-\text{C}-\text{C}-\text{COH} \\ \quad \quad \\ \text{OH} \quad \quad \text{OH} \end{array}$ 	 $\begin{array}{c} \text{C} \\ \parallel \\ \text{HO}-\text{C}-\text{C}-\text{COH} \\ \quad \quad \\ \text{OH} \quad \quad \text{OH} \end{array}$
CAS-Nummer	97-67-6 6915-15-7 (unspez.)	636-63-3
EG-Nummer	202-601-5 230-022-8 (unspez.)	211-262-2
ECHA-Infocard	100.002.365 100.007.293 (unspez.)	100.010.239
EINECS	222656 525 (unspez.)	92824
Wikidata	Q22306150 Q190143 (unspez.)	Q22306149

Der **Flammpunkt** von DL-Äpfelsäure liegt bei 203 °C, die Zersetzungstemperatur bei 140 °C und die **Zündtemperatur** bei 349 °C.^[6] Bei schnellem Erhitzen von Äpfelsäure auf 250 °C spaltet sie 2 Moleküle Wasser ab und geht in **Maleinsäureanhydrid** über. Dieses ergibt mit Wasser **Maleinsäure**.^[6]

Vorkommen

Weinbau][Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

L-Äpfelsäure ist auch in **Weintrauben** enthalten. Ein niedriger Äpfelsäuregehalt gilt als Reifeparameter. Beim Ausbau des Weins kann gezielt oder auch spontan eine **malolaktische Gärung** eingeleitet werden. Milchsäurebakterien ***Oenococcus oeni*** verstoffwechseln unter Abgabe von CO₂ und sonstigen Nebenprodukten die deutlich saurer schmeckende Äpfelsäure in die weniger sauer schmeckende **Milchsäure**.

Biologische Funktion][Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Äpfelsäure kommt im **Stoffwechsel** von allen Zellen vor. Der Transport vom **Cytosol** ins **Mitochondrium** erfolgt über den **Malat-Aspartat-Shuttle**.

Die Äpfelsäure ist für den sauren Geschmack von Äpfeln verantwortlich, wobei viele andere Pflanzen ebenfalls Äpfelsäure enthalten. Wenn die Frucht reift, nimmt ihr Gehalt ab, wobei gleichzeitig der Zuckergehalt ansteigt. Dieser Effekt ist für die Fortpflanzung des Apfelbaums von essentieller Bedeutung, da der hohe Gehalt an Äpfelsäure in den Früchten verhindert, dass Tiere diese fressen und damit die noch unreifen Samen verteilen.^[11]

Bei Pflanzen, welche einen **Crassulaceen-Säurestoffwechsel** (CAM) aufweisen, wird nachts **Kohlenstoffdioxid** durch Attemporen des Blatts aufgenommen und durch das Enzym **PEP-Carboxylase** fixiert. Durch eine weitere Reaktionskette entsteht dabei Malat. Malat ist das Salz der Äpfelsäure und wird nachts in den Vakuolen von CAM-Pflanzen in Form der Säure gespeichert. Am Tag wird CO₂ wieder aus Äpfelsäure freigesetzt und direkt dem **Calvin-Zyklus** zugeführt. CAM-Pflanzen haben durch die zeitliche Trennung der Reaktion, auch **diurnaler Säurerhythmus** genannt, den Vorteil, ihre Stomata tagsüber zu schließen. Verdunstungsverlusten kann so entgegengewirkt werden.

Herstellung

Herstellung][Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Die L-Äpfelsäure und ihre Salze (Malate) werden nach einem biotechnologischen Verfahren, katalysiert durch das Enzym *Fumarat-Hydratase*, aus **Fumarsäure** (E 297) beziehungsweise als Stoffwechselprodukt von **Bakterien** und **Pilzen** (z. B. *Brevibacterium*, *Corynebacterium*, *Escherichia*, *Microbacterium*, *Proteus*, *Pichia*) gewonnen.^[10] Die enantiospezifische Anlagerung von Wasser an Maleinsäure wird durch die *Maleat-Hydratase* katalysiert und führt zu D-Äpfelsäure.^[10] Racemische Äpfelsäure kann durch die Bildung **diastereomerer** Salze mit einem geeigneten enantiomerenreinen chiralen **Amin** in L-Äpfelsäure und D-Äpfelsäure gespalten werden.

Anwendungen

Verwendung[[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]

Als [Lebensmittelzusatzstoff](#) (E 296) dürfen sowohl die L-Form als auch die D-Form oder das Racemat verwendet werden. D-Äpfelsäure kann beim Menschen durch Enzyme in L-Äpfelsäure umgewandelt werden.^[9] In der Praxis ist ihre Verwendung aufgrund des relativ hohen Preises eher gering. Stattdessen werden meist günstigere Alternativen wie [Citronensäure](#) (E 330), [Weinsäure](#) (E 334) oder auch [Phosphorsäure](#) (E 338) verwendet. Als Zusatzstoff in Kartoffelchips werden [Natriummalat](#) (E 350), [Kaliummalat](#) (E 351) und [Calciummalat](#) (E 352) verwendet. In der Medizin wird Kaliummalat bei [Hypokaliämie](#) als [Infusionslösung](#) eingesetzt, falls [Kaliumchlorid](#) wegen gleichzeitig bestehender [Hyperchlorämie](#) nicht eingesetzt werden kann.

Name Arachidonsäure

77

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

304,46

Summenformel

C₂₀H₃₂O₂

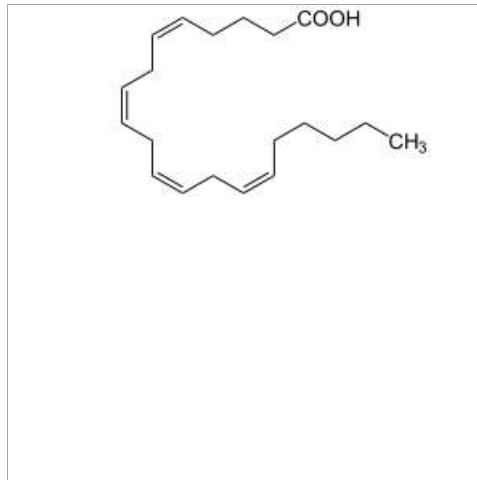
CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

506-32-1

Trivialname

Strukturformel



-495

(5Z,8Z,11Z,14Z)-Eicosa-5,8,11,14-tetraensäure (IUPAC)

(7 7 7) Eicosa-

Kurzbeschreibung

Siedepunkt in °C

170

farblose, klare Flüssigkeit[
farblose, klare Flüssigkeit[1

Dampfdruck in hPa

0

Löslichkeit

praktisch unlöslich in Wasser,[2] gut löslich in unpolaren Lösungsmitteln (Benzol)

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

Geschichte

Informationen für Interessierte zu Frage weitere Informationen

- [Wiederholungsfragen](#)
- [Wiederholungsfragen](#)
- [Wiederholungsfragen](#)

Bitte beachten Sie, dass die Fragen und Antworten ausschließlich für den Zweck der Wissensüberprüfung dienen und nicht als Ersatz für eine professionelle Beratung zu dienen. Die Inhalte sind ausschließlich für den Zweck der Wissensüberprüfung erstellt und können sich ohne vorherige Ankündigung ändern. Die Inhalte sind ausschließlich für den Zweck der Wissensüberprüfung erstellt und können sich ohne vorherige Ankündigung ändern.

Eigenschaften

Arachidonsäure ist eine vierfach [ungesättigte Fettsäure](#) in der Gruppe der [Omega-6-Fettsäuren](#). Die Polyensäure zählt zu den *Isolensäuren*, da die vier *cis*-Doppelbindungen durch eine [Methylengruppe](#) (CH₂) getrennt sind. Ihr [Trivialname](#) leitet sich von der vollständig gesättigten [Arachinsäure](#) ab, welche durch [Hydrierung](#) der Arachidonsäure entsteht.

[Cytosolische](#) Arachidonsäure wird von [Enzymen](#) unterschiedlicher Gruppen [metabolisiert](#), wobei Derivate entstehen, die als *Signalmoleküle* wirken. Obwohl deren Wirkung nicht einheitlich ist, gilt Arachidonsäure selbst als eher [entzündungsfördernd](#). So [inhibieren Cortisol](#) und [Vitamin E](#) die [Phospholipase](#) und können so Entzündungsprozesse z. B. bei Gelenkerkrankungen wie der aktivierten [Arthrose](#) und weiterer [Arthritis](#)-Formen positiv beeinflussen. Eine möglichst geringe Aufnahme oder Synthese von Arachidonsäure scheint in diesem Zusammenhang in den meisten Fällen gesundheitlich sehr wünschenswert zu sein. Bei entzündlichen [Autoimmunerkrankungen](#) (vor allem bei [Multipler Sklerose](#) (MS), aber auch bei [Autoimmunthyreopathien](#) und [Rheuma](#)) wird ebenfalls oft eine Diät empfohlen, die arm an Arachidonsäure ist. Ein gesicherter Nachweis für die Wirksamkeit spezieller Diäten liegt bislang nicht vor.^[2] Dieser Zusammenhang mag sich künftig auch in Bezug auf [Colitis ulcerosa](#) bestätigen. Einer Auswertung im Rahmen der [EPLC](#)-Studie nach trat Colitis ulcerosa gehäuft bei Personen auf, die eine höhere Einnahme von [Linolsäure](#) hatten, auch wenn aus diesen Studienergebnissen noch keine direkten Diätempfehlungen gefolgert werden können.

Die biologische Wirkung der Arachidonsäure-Derivate ist nicht auf Entzündungsreaktionen beschränkt. Sie ist sehr umfangreich, teilweise auch gegensätzlich und wird daher bei den einzelnen Metaboliten abgehandelt.

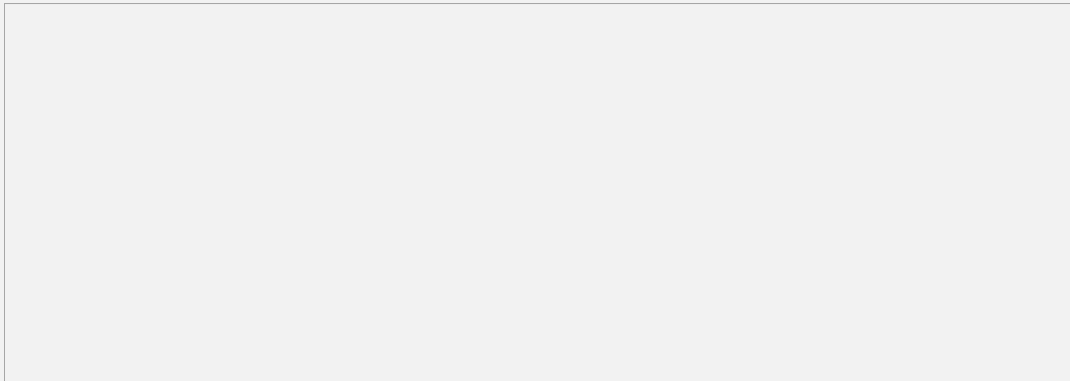
Vorkommen

Die Arachidonsäure kommt in Pflanzen nur in geringen Mengen vor. In [Speiseölen](#) kommt sie nicht oder nur in Spuren vor.^[5]

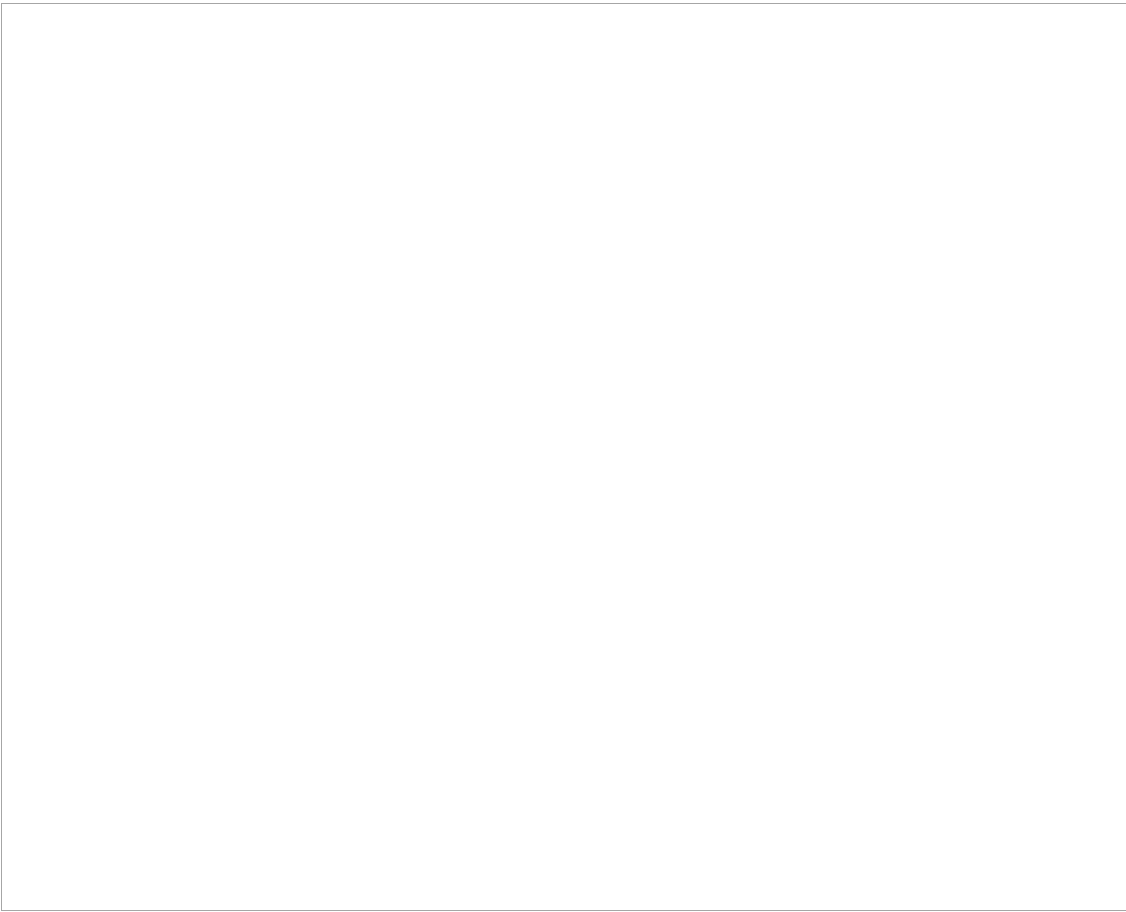
Arachidonsäure wird in den meisten tierischen Organismen – Ausnahme sind z. B. [Hauskatzen](#)^[6] – aus der essentiellen [Omega-6-Fettsäure Linolsäure](#) über die Zwischenstufen [γ-Linolensäure](#) (GLA) und [Dihomo-γ-linolensäure](#) (DGLA) synthetisiert oder über die Nahrung aufgenommen. Sie ist als Bestandteil von [Lipiden](#) wie etwa [Phospholipiden](#) in [veresterter](#) (physiologisch inaktiver) Form vor allem in den [Zellmembranen](#) lokalisiert. Sie kann durch das Enzym [Phospholipase A₂](#) (häufig aus [1,2-Diacylglycerinen](#), DAG) freigesetzt und dadurch biologisch aktiviert werden.

Arachidonsäurehaltige [Glyceride](#) finden sich in zahlreichen Lebensmitteln. Besonders hoch ist ihr Anteil in [Schweineschmalz](#) (1700 mg pro 100 g), Schweineleber (870 mg pro 100 g), Eigelb (297 mg pro 100 g), [Thunfisch](#) (280 mg pro 100 g) und Leberwurst (230 mg pro 100 g). Darüber hinaus kann es bei [zuckerreicher](#) Ernährung zu einer verstärkten hormonell gesteuerten Einschleusung in die Zellen kommen. Stark linolsäurehaltige [Pflanzenöle](#) und davon abgeleitete Produkte enthalten selbst kaum Arachidonsäure, tragen jedoch durch ihre Inhaltsstoffe zu deren Bildung bei. Da Omega-3- und Omega-6-Fettsäuren um die gleichen Enzyme konkurrieren, wird überdies die Biosynthese entzündungshemmender Stoffe aus [Omega-3-Fettsäuren](#) reduziert.

Herstellung



Anwendungen



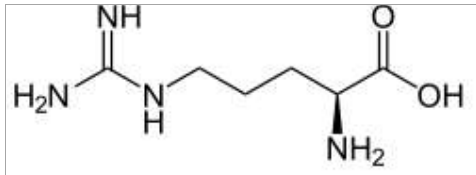
Name Arginin

24 ID-organisch Molare Masse in g/mol 174,2

Summenformel C6H14N4O2 CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 7200-25-1 238

α -Amino- δ -
guanidinvaleriansäure



Siedepunkt in °C

238

Kurzbeschreibung

weißer Feststoff

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

gut in Wasser (150 g·l⁻¹ bei 20 °C)

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

5110 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)

Geschichte

L-Arginin wurde 1886 erstmals durch den deutschen Chemiker [Ernst Schulze](#) und seinen Doktoranden Ernst Steiger aus Lupinenkeimlingen isoliert.^[6] 1894 gelang dann dem schwedischen Chemiker Sven Gustaf Hedin die Isolierung von Arginin aus tierischem Material durch die [hydrolytische](#) Spaltung von Hornsubstanz.^[7] Durch einen Vergleich seines „tierischen“ Arginins mit ihm zur Verfügung gestellten Proben aus dem Labor Schulzes gelang Hedin der Nachweis der Übereinstimmung der beiden Substanzen.^[8]

Eigenschaften

Arginin ist eine α -**Aminosäure**, die in ihrer **Seitenkette** eine **hydrophile, basisch** reagierende **Guanidinogruppe** enthält. Diese liegt im sauren, neutralen und schwach basischen Milieu protoniert vor, wobei die positive Ladung zwischen den Aminogruppen **delokalisiert** ist. Gemeinsam mit **L-Lysin** und **L-Histidin** gehört L-Arginin zur Gruppe der basischen Aminosäuren oder **Hexonbasen**.

Arginin liegt im neutralen **pH-Bereich** überwiegend als „inneres Salz“ bzw. **Zwitterion** vor, da die **α -Aminogruppe** und die **Guanidinogruppe** protoniert vorliegen, wogegen die **Carboxygruppe** deprotoniert vorliegt. In diesem Zustand trägt Arginin eine positive Netto-Ladung.^[9] Die Guanidinogruppe ist eine sehr starke Base, da sie in ihrer protonierten Form als **Guanidinium-Ion** delokalisierte π -Elektronen besitzt. Sie liegt erst über einem pH-Wert von 12,1 mehrheitlich deprotoniert vor.

Der **isoelektrische Punkt**, bei dem Arginin keine Netto-Ladung trägt und somit im elektrischen Feld nicht wandert, liegt bei pH 10,8.^[10] Bei diesem pH-Wert besitzt Arginin auch seine geringste Löslichkeit in Wasser.

Freies L-Arginin hat einen bitteren Geschmack.^[11]

Vorkommen

Vorkommen^[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]
L-Arginin ist weit verbreitet. Die folgenden Beispiele geben einen Überblick über Argininhalt und beziehen sich jeweils auf 100 g des Lebensmittel, zusätzlich ist der prozentuale Anteil von gebundenem Arginin am Gesamtprotein angegeben.^[12]

Lebensmittel	Protein	Arginin	Anteil
Buchweizenkleie	13,25 g	982 mg	7,4 %
Eiweiß , getrocknet	24,55 g	2188 mg	8,9 %
Erbisss , geröstet	23,68 g	2832 mg	11,9 %
Haubensackweizen , roh	21,23 g	1436 mg	6,8 %
Wähnsen	12,57 g	820 mg	6,5 %
Kuhmilch , 3,7 % Fett	3,28 g	119 mg	3,6 %
Körnkern	30,23 g	3353 mg	17,7 %
Lachs , roh	20,42 g	1221 mg	6,0 %
Mais-Vollkornmehl	6,93 g	345 mg	5,0 %
Pinienkerne	13,69 g	2413 mg	17,6 %
Rais , ungeschält	7,94 g	602 mg	7,6 %
Schweinefleisch , roh	20,95 g	1394 mg	6,7 %
Walnuss	15,23 g	2278 mg	15,0 %
Weizen-Vollkornmehl	13,70 g	642 mg	4,7 %

Herstellung

L-Arginin wird aus den Vorläufern **Carbamoylphosphat**, **L-Ornithin** und **L-Asparat** synthetisiert. Im ersten Schritt überträgt das Enzym **Ornithin-Transcarbamylase** unter Abspaltung von Phosphat die **Carbamoylgruppe** des **Carbamoylphosphats** auf die α -Aminogruppe von **L-Ornithin**, wodurch **L-Citrullin** entsteht. Im nächsten Schritt werden durch das Enzym **Argininosuccinat-Synthase** unter ATP-Verbrauch **L-Citrullin** und **L-Asparat** zu **Argininosuccinat** verknüpft. Durch die **Argininosuccinat-Lyase** wird **Argininosuccinat** in **L-Arginin** und **Fumarat** gespalten.^[13] In **Harnstoff**-ausscheidenden Tieren ist die **Arginin-Biosynthese** ein Teil des **Harnstoffzyklus**, der zur Ausscheidung von überschüssigem **Stickstoff** dient.

Industrielle Herstellungsverfahren^[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Für die Herstellung von L-Arginin gibt es zwei Verfahren:^[14]

- „**Extraktion**“ aus **Protein-Hydrolysaten** von **Gelatine**, **Haaren** oder **Federn**. Dabei wird das **Protein-Hydrolysat** (**Aminosäuregemisch**) durch **Kristallisation** und **Ionenaustauscherchromatographie** getrennt und so – neben anderen **proteinogenen Aminosäuren** – **L-Arginin** isoliert.
- **Fermentation**.

Das dabei erhaltene **L-Arginin** kann ggf. in einem weiteren Produktionsschritt durch Umsetzung mit **Salzsäure** in das stabilere **L-Arginin-Hydrochlorid** umgewandelt werden.

Anwendungen

Funktionen [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Die hauptsächliche Funktion von L-Arginin liegt in der Verwendung zum Aufbau von [Proteinen](#). In Pflanzenkeimlingen und Speicherzellen dient L-Arginin als Reservoir für organischen Stickstoff. L-Arginin dient als Vorläufer bei der Synthese von [Kreatin](#), das in Form von Kreatinphosphat ein wichtiger Energiespeicher bei Wirbeltieren ist. L-Arginin ist ein [Metabolit](#) des [Harnstoffzyklus](#), in dem das [Ammonium](#), das beim Abbau von Stickstoffverbindungen (z. B. Aminosäuren) entsteht, in [Harnstoff](#) umgewandelt wird.

Durch [Decarboxylierung](#) kann L-Arginin in [Agmatin](#) und weiter in [Polyamine](#) umgewandelt werden, die in der Zelle essentielle Funktionen bei der Stabilisierung von [DNA](#), [RNA](#) und [Membranen](#) haben. L-Arginin ist beim Menschen und bei vielen anderen Tieren die alleinige Vorstufe von [Stickstoffmonoxid](#) (NO), einem der kleinsten [Botenstoffe](#) im menschlichen Körper. Durch Stickstoffmonoxid (NO)-[Synthase](#) entsteht aus L-Arginin der [Endothelium-derived relaxing Factor](#) (EDRF), der als NO identifiziert wurde. EDRF führt physiologisch zu einer Gefäßerweiterung, indem das NO in die Muskelschicht der Gefäße [diffundiert](#). Es aktiviert dort die lösliche [Guanylatcyclase](#) und führt so zur Erschlaffung der [glatten Muskulatur](#) und zum Nachlassen des Gefäßtonus. Studien zeigen, dass Arginin über diese Gefäßerweiterung einen erhöhten [Blutdruck](#) signifikant senken kann.^[14]

Aufgrund der gefäßerweiternden Funktion findet Arginin im [Bodybuilding](#) als sogenanntes „Pump-Supplement“ Anwendung. Weiterhin führt das NO zur Hemmung der [Thrombozytenaggregation](#) und -adhäsion. Dadurch wird die Bereitschaft für thrombotische Veränderungen an Gefäßplaquerupturen herabgesetzt, dem häufigsten Grund für [zerebrale Insulte](#). Es wird angenommen, dass Arginin die unterdrückte Immunantwort bei schweren Verletzungen, Mangelernährung, [Sepsis](#) und nach Operationen positiv beeinflussen kann. Bei zusätzlicher Gabe werden eine verbesserte zelluläre Immunantwort, eine Abnahme verletzungsbedingter Funktionsstörungen der [T-Zellen](#) und eine verstärkte [Phagozytose](#) beobachtet. Zusätzlich wird die Ausbildung der [endothelialen Dysfunktion](#) (gestörten Gefäßfunktion) verhindert.^{[15][16]}

1998 erhielten die Wissenschaftler [Robert F. Furchgott](#), [Louis J. Ignarro](#) und [Ferd Murad](#) für die Erforschung des Zusammenhangs von Arginin und dem körpereigenen [sekundären Botenstoff Stickstoffmonoxid](#) ([Stickoxid](#), NO) den [Nobelpreis für Medizin](#).

Neue Studien zeigen zudem, dass eine Supplementation mit Arginin die Freisetzung von

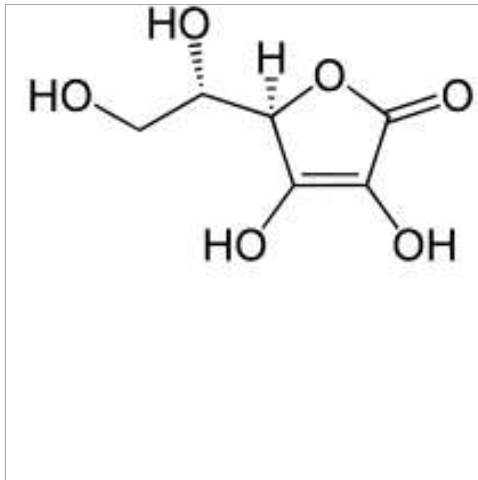
Name Ascorbinsäure

65 ID-organisch Molare Masse in g/mol 176,13

Summenformel C6H8O6 CAS-Numm 50-81-7 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 190

Vitamin C, (5R)-5-[(1S)-1,2-Dihydroxyethyl]-3,4-dihydroxy-5-hydrofuran-2-on



Siedepunkt in °C

192

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Kurzbeschreibung weißes, geruchloses, kristallines Pulver

Löslichkeit

gut wasserlöslich (333 g·l⁻¹ bei 20 °C)[

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

11,9 g·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)

Table with 2 columns: Eigenschaft, Wert. Rows include Physikalische Eigenschaften, Toxikologie, and Biogenität.

Geschichte

Erforschung des Skorbut[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]
Skorbut war bereits im 2. Jahrtausend v. Chr. im Alten Ägypten als Krankheit bekannt. Auch der griechische Arzt Hippokrates und der römische Autor Plinius berichteten darüber.
Bis ins 18. Jahrhundert war Skorbut die häufigste Todesursache auf Seereisen. Im Jahre 1747 untersuchte der britische Schiffsarzt James Lind diese Krankheit. Er nahm zwölf Seeleute, die unter Skorbut litten, und teilte sie in sechs Gruppen zu je zwei Personen.
Der Engländer George Banting vermutete bereits 1842, dass in der Nahrung spezielle essentielle Faktoren enthalten sein müssen. Fehlen diese, würden erkennbare Mangelerscheinungen auftreten. Diese Entdeckungen gipfelten wieder in Vergessenheit, als die Reisedauer durch das Aufkommen der Dampfschiffahrt stark verkürzt wurde und dadurch die Gefahr des Mangels sank.
Außerdem führte die fehlende exakte Identifikation des Vitamins dazu, dass wirksamer frischer Orangensaft durch billigeren gekochten Limettensaft ersetzt wurde. Zuletzt machte Ende des 19. Jahrhunderts die sogenannte Ptomain-Theorie von sich reden, die eine Nahrungsmittelvergiftung für den Skorbut verantwortlich machte. So kam es, dass auf den großen Polarexpeditionen wieder der Skorbut Einzug hielt, der zwar mit frischen Lebensmitteln gehindert werden konnte, aber es hatte zunächst

Eigenschaften

Ascorbinsäure findet hauptsächlich als [Antioxidans](#) Verwendung. Sie wird vielen [Lebensmittelprodukten](#) als [Konservierungsmittel](#) oder Umrötungshilfsmittel, zum Beispiel bei der Herstellung von Brühwürsten [zugesetzt](#), was in der [Zutatenliste](#) des Lebensmittels mit E 300 zu [kennzeichnen](#) ist. [E-Nummern](#) von Ascorbinsäurederivaten sind E 301 ([Natriumascorbat](#)), E 302 ([Calciumascorbat](#)), E 304a ([Ascorbylpalmitat](#)) und E 304b ([Ascorbylstearat](#)).

Naturtrüber [Apfelsaft](#) kann bei der Herstellung mit Ascorbinsäure versetzt werden und wird dadurch deutlich heller, weil es im natürlichen Saft vorhandene [Chinone](#) reduziert, die bei der Pressung durch Oxidation von [Phenolen](#) mit Luftsauerstoff und dem [Enzym](#) Polyphenoloxidase entstehen und eine braune Farbe bewirken. Ascorbylpalmitat wird zur Verhinderung der [Autooxidation](#) von [Fetten](#) eingesetzt und verhindert so, dass diese [ranzig](#) werden. Der Ascorbinsäurezusatz zu [Mehlen](#) als [Mehlbehandlungsmittel](#) soll das Gashaltvermögen und das Volumen der [Teige](#) vergrößern. Dies lässt sich durch die Ausbildung zusätzlicher [Disulfidbrücken](#) zwischen den [Kleber](#)-Strängen des Teiges erklären.^[4] Auch im Pharma-Bereich dient Ascorbinsäure als Antioxidans zur Stabilisierung von Pharmaprodukten.

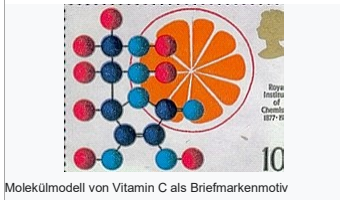
In der Küche wird Ascorbinsäure (in Rezepten meist als „Vitamin-C-Pulver“ bezeichnet) eingesetzt, damit geschnittenes Obst (meist Äpfel und Bananen) länger frisch bleibt und nicht braun wird.

Wegen ihrer reduzierenden Eigenschaft wird Ascorbinsäure vereinzelt als Entwicklungssubstanz in photographischen [Entwicklern](#) eingesetzt.

Zum Auflösen von [Heroinbase](#) vor der Injektion wird oft Ascorbinsäure mit dem Heroin aufgeköcht.

Physiologische

Bedeutung[\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)



Molekülmodell von Vitamin C als Briefmarkenmotiv

Name Asparagin

25 ID-organisch Molare Masse in g/mol

0

Summenformel C₄H₈N₂O₃ CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 70-47-3

0

2,4-Diamino-4-oxobutansäure

Siedepunkt in °C

0

Kurzbeschreibung farbloser Feststoff

Dampfdruck in hPa

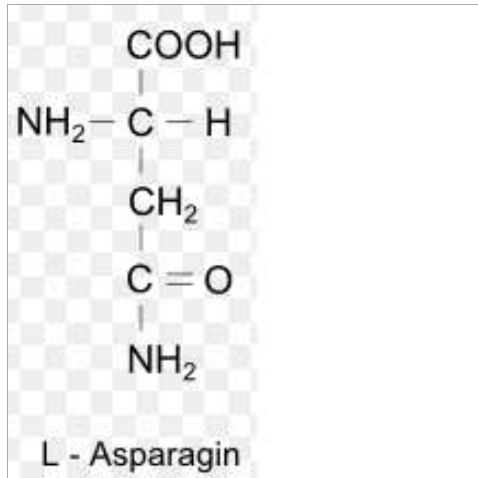
0

Löslichkeit

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

schlecht in Wasser (22 g·l⁻¹ bei 20 °C, Monohydrat, L-Asparagin)



Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

Wenn in einem Lebensmittel gleichzeitig Asparagin und reduzierende Zucker (z. B. Traubenzucker) vorliegen (vor allem bei Kartoffeln und Getreide), kann bei hoheren Temperaturen und geringem Wassergehalt Acrylamid entstehen, das wegen seiner hochschmerzhaften Krebsvorstufen Wirkung in die Schlagzeilen geraten ist.

Entstehung von Acrylamid aus Asparagin durch die [Maillard-Reaktion](#).

Biochemie[\[Bearbeiten\]](#) [\[Quelltext bearbeiten\]](#)

-Asparaginsäure reagiert mithilfe der Asparagin-synthetase und Aktivierung eines Aminoacrylons mit Glutamin zu L-Asparagin. Adenosinphosphat wird in dieser Reaktion als Energiefreisetzung benötigt und reagiert dabei zu Adenosinmonophosphat und Pyrophosphat (PP₂). Durch Hydrolyse von -Asparagin entsteht wiederum L-Asparaginsäure.

Geschichte

Geschichte[\[Bearbeiten\]](#) [\[Quelltext bearbeiten\]](#)



Gemüsespargel enthält L-Asparagin.

L-Asparagin ist diejenige proteinogene [Aminosäure](#), die zuerst entdeckt wurde.^[1] Der in Paris tätige Professor für [Chemie](#) und [Pharmazie](#) [Louis-Nicolas Vauquelin](#) beobachtete 1805 in einem von seinem Schüler [Pierre-Jean Robiquet](#) nach dem Eindampfen von Spargelsaft stehen gelassenem Rückstand die Ausscheidung zweier Kristalle.^[2]

Neben einer zuckerartigen Substanz konnten die beiden Franzosen eine salzartige Substanz isolieren, der sie den Namen Asparagin gaben, abgeleitet vom lateinischen Namen *Asparagus* für den [Spargel](#). Ihre genaueren Ergebnisse veröffentlichten Vauquelin und Robiquet im darauffolgenden Jahr 1806.^[3]

Nach der Isolierung und Feststellung der Zusammensetzung vergingen jedoch weitere 57 Jahre bis zur finalen Strukturklärung. Erst 1862 gelang es [Hermann Kolbe](#), die beiden Strukturformeln von Asparagin und [Asparaginsäure](#) eindeutig zu beschreiben.^[4]



Eigenschaften

Asparagin, abgekürzt **Asn** oder **N**, ist in der natürlichen L-Form eine der [proteinogenen α-Aminosäuren](#). Asparagin ist ein [Derivat](#) der Aminosäure [Asparaginsäure](#), das statt deren γ-Carboxygruppe eine [Amidgruppe](#) trägt. Daher enthält die Seitenkette – im Unterschied zu Asparaginsäure – keine saure Gruppe, doch ist sie polar.

Stereoisomerie[\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

In [biosynthetischen Proteinen](#) kommt ausschließlich L-Asparagin [Synonym: (S)-Asparagin] neben anderen Aminosäuren [peptidisch](#) gebunden vor. [Enantiomer](#) dazu ist das [gekeilbildliche](#) D-Asparagin [Synonym: (R)-Asparagin], das in Proteinen nicht vorkommt. [Racemisches](#) DL-Asparagin [Synonym: (RS)-Asparagin] besitzt geringe Bedeutung.

Wenn „Asparagin“ in der Literatur ohne weiteren Namenszusatz ([Deskriptor](#)) erwähnt wird, ist gemeinhin L-Asparagin gemeint.

Isomere von Asparagin		
Name	L-Asparagin	D-Asparagin
Andere Namen	(S)-Asparagin	(R)-Asparagin
Strukturformel		
CAS-Nummer	70-47-3	2058-58-4
	3130-87-8 (DL)	
EG-Nummer	200-735-9	218-163-3
	221-521-1 (DL)	
ECHA-Infocard	100.000.866	100.016.513
	100.018.585 (DL)	

Vorkommen

L-Asparagin ist Bestandteil zahlreicher Peptide (z. B. [Insulin](#) und Proteine). Größere natürliche Vorkommen finden sich im [Spargel](#) (*Asparagus officinalis*) und in den Keimlingen von [Schmetterlingsblütlern](#) und Kartoffeln.^[7]

Herstellung

Irgendwie aus Spargel

Anwendungen

Asparagin ist Bestandteil von Infusionslösungen zur [parenteralen Ernährung](#).

Name Asparaginsäure

26

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

133,1

Summenformel

C₄H₇NO₄

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

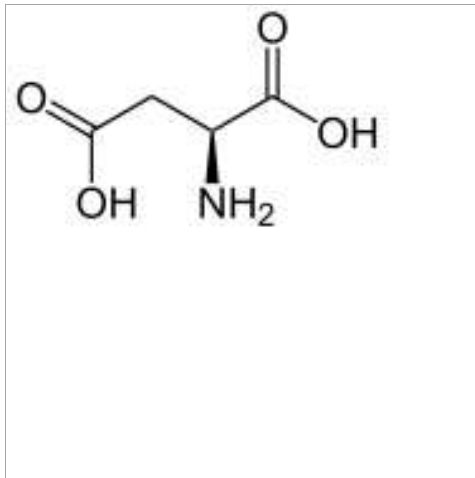
617-45-8

Trivialname

Strukturformel

269

2-Aminobutandisäure,
Aminobernsteinssäure,
Aspartinsäure, Asp, D



Siedepunkt in °C

271

Kurzbeschreibung

farblose Blättchen oder
Stäbchen

Dampfdruck in hPa

0

Löslichkeit

schlecht in Wasser (4 g·l⁻¹ bei 20 °C)[

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

Geschichte



Der französische Pharmazeut [Auguste-Arthur Plisson](#) isolierte 1827 [Asparagin](#) aus der Eibe und wies nach, dass das zuvor von [Pierre-Jean Robiquet](#) ebenfalls aus der [Eibe](#) gewonnene „Althein“ mit dem von [Louis-Nicolas Vauquelin](#) und Robiquet erhaltenen Asparagin identisch ist. Die Synthese von Asparaginsäure gelang Plisson durch Umsetzung von Asparagin mit Bleioxid-Hydrat und der nachfolgenden Trennung durch [Schwefelwasserstoff](#) („Hydrothionsäure“).^[5] Er nannte die gewonnene Säure „acide aspartique“ (zu deutsch ‚Asparaginsäure‘). [Hermann Kolbe](#) klärte 1862 die Struktur von Asparagin und Asparaginsäure auf.

Eigenschaften

Asparaginsäure reagiert aufgrund ihrer zwei Carboxygruppen sauer. Daher liegt diese Aminosäure physiologisch – je nach pH-Wert – meist als inneres Salz in Form eines Aspartats vor. Isoelektrischer Punkt 2,77.

Asparaginsäure besitzt ein Stereozentrum, somit existieren zwei **chirale Enantiomere**. In diesem Artikel betreffen die Angaben zur **Enantiomerie** allein die **L-Asparaginsäure** (Synonym: (S)-Asparaginsäure). Wenn von „Asparaginsäure“ ohne weiteren Namenszusatz (**Deskriptor**) gesprochen wird, ist gemeint L-Asparaginsäure gemeint. Die **racemische α-Asparaginsäure** (Synonym: (RS)-Asparaginsäure) und die **enantiomerenreine D-Asparaginsäure** (Synonym: (R)-Asparaginsäure) sind synthetisch zugänglich und besitzen nur geringe praktische Bedeutung.

Die partielle **Epimerisierung** von L-Aminosäuren kann zur **Aminoisomerisierung** – einer Altersbestimmung fossilen Knochenmaterials – herangezogen werden.^[1]

Enantiomere von Asparaginsäure		
Name	L-Asparaginsäure	D-Asparaginsäure
Andere Namen	(S)-Asparaginsäure	(R)-Asparaginsäure
Strukturformel		
CAS-Nummer	56-94-8	1783-96-6
	E17-45-3 (Racemat)	
EC-Nummer	200-291-6	217-234-6
	210-513-3 (Racemat)	
ECHA-Informcard	100.000.265	100.015.668
	100.009.559 (Racemat)	
PubChem	2960	63887
	424 (Racemat)	

Vorkommen

L-Asparaginsäure wurde erstmals synthetisch aus **Asparagin** gewonnen, das in den Keimlingen von **Leguminosen** vorkommt.

Gemüsespargel (*Asparagus officinalis*) enthält ebenfalls recht hohe Anteile an dieser Aminosäure. Sie kommt in fast allen **Proteinen** gebunden vor, in unterschiedlichen Anteilen.

Bei den folgenden l-asparaginsäurereichen Lebensmitteln sind die Angaben jeweils auf 100 g des Nahrungsmittels bezogen, zusätzlich ist der prozentuale Anteil von Asparaginsäure am Gesamtprotein angegeben.^[2]

Lebensmittel	Protein	Asparaginsäure	Anteil
Soja protein, Isolat	80,69 g	10,20 g	12,6 %
Eiklar , getrocknet	81,10 g	8,25 g	10,2 %
Kabeljau , atlantisch, getrocknet und gesalzen	62,82 g	6,43 g	10,2 %
Erdnussmehl , entfettet	52,20 g	6,37 g	12,2 %
Spirulina , getrocknet	57,47 g	5,79 g	10,1 %
Tofu , gefriergetrocknet (Kōya-dōfu)	47,94 g	5,30 g	11,1 %
Sonnenblumenkernmehl , teilweise entfettet	48,06 g	5,16 g	10,7 %

Herstellung

Die Biosynthese von L-Asparaginsäure erfolgt zum Beispiel aus der homologen **Ketosäure Oxalacetat** durch **Transaminierung**. Industriell wird die L-Asparaginsäure nach einem biotechnologischen Verfahren enantioselektiv durch Anlagerung von Ammoniak an die C=C-**Doppelbindung** von **Fumarsäure** gewonnen.^[8] Dabei wird ein **Mikroorganismus** mit dem **Enzym** L-Aspartase eingesetzt.

Anwendungen

L-Aspartat, die konjugierte [Base](#) der Asparaginsäure, soll bei [Wirbeltieren](#) zusammen mit [Glutaminsäure](#) in mehr als 50 Prozent aller [Synapsen](#) des [zentralen Nervensystems](#) als [Transmitter](#) fungieren, unter anderem in den [Kletterfasern](#) des [Kleinhirns](#) und den [Moosfasern](#) der [Ammonshornformation](#). Es wirkt über die Stimulation der [NMDA-Rezeptoren](#). Die Wirkung ist jedoch nicht so stark wie mit [Glutamat](#).^[9]

Außerdem wird L-Asparaginsäure im [Harnstoffzyklus](#) durch das [Enzym Argininosuccinat-Synthetase](#) mit [Citruillin](#) unter Spaltung von [ATP](#) zu [AMP](#) und [PP_i](#) zu [Argininosuccinat](#) zusammengefügt. Dieses wird dann durch die [Argininosuccinat-Lyase](#) in L-[Arginin](#) und [Fumarat](#) aufgespalten. L-Arginin gibt dann [Harnstoff](#) ab, während Fumarat wieder im [Citratzyklus](#) zum [Oxalacetat](#) konvertiert wird, das wieder zum L-Aspartat transaminiert werden kann ([Aminogruppen](#)übertragung von α -Aminosäuren auf Harnstoff *via* Transaminierung von Oxalacetat).

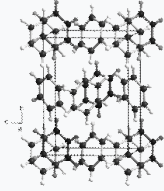
Verwendung [\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)

Erhebliche Mengen L-Asparaginsäure werden für die Herstellung des Süßstoffs [Aspartam](#) eingesetzt. Weiterhin wird L-Asparaginsäure als Edukt für die [stereoselektive](#) Synthese einer Vielzahl weiterer [chiraler](#) organisch-chemischer Verbindungen benutzt.^[10] N-substituierte [Polyasparaginsäureester](#) werden als Reaktivkomponenten in modernen Lacksystemen eingesetzt.

Weiterhin findet L-Asparaginsäure Anwendung als Bestandteil von Infusionslösungen zur [parenteralen Ernährung](#) und als [Salzbildner](#).[†]

Eigenschaften [Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Physikalische Eigenschaften [Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]



Kristallstruktur von Benzol

Benzol kristallisiert in einer **orthorhombischen Kristallstruktur** mit der **Raumgruppe** *Pbcn* (Raumgruppen-Nr. 61) und den **Gitterparametern** *a* = 746, *b* = 967 und *c* = 703 pm.^[4] Benzol ist eine farblose, klare, mit einem **Brechungsindex** von 1,5011 stark **lichtbrechende**,^[1] leicht **flüchtige** und leicht brennbare Flüssigkeit und brennt mit leuchtender, stark rußender Flamme. Der Brechungsindex von Benzol stimmt recht gut mit dem von **Feststoffglas** überein. Ein Glasstab, der in Benzol eingetaucht ist, ist daher nahezu unsichtbar. Die **Viskosität** des Benzols ist geringer als die des Wassers, es ist dünnflüssiger. Es erstarrt bei 5,5 °C und siedet bei 80,1 °C.^[1] Bei Zimmertemperatur (20 °C) hat es eine Dichte von 0,88 Kilogramm pro Liter und einen **Dampfdruck** von 100 hPa.^[1]

Der thermische **Ausdehnungskoeffizient** *γ* des flüssigen Benzols beträgt bei 25 °C:

0,00114 K^{−1}, die relative **Dielektrizitätskonstante** beträgt 2,28. Die

spezifische **Wärmekapazität** (flüssig) beträgt bei 20 °C: 1,738 kJ/kg K.

die **Wärmeleitfähigkeit** bei 20 °C ist 0,144 W/(m K), die dynamische **Viskosität** bei

20 °C: 0,648 mPa s.^[1] dies ergibt die **Prandtl-Zahl** bei 20 °C von 7,8.

Die **Verdampfungsenthalpie** beträgt am Siedepunkt (80 °C): 30,75 kJ/mol, dies entspricht einer **Verdampfungsentropie** von 87 J/(K mol).^[1] Der **Heizwert** des Benzols beträgt 40.580 kJ/kg, die **Verbrennungsenthalpie** −3257,6 kJ/mol bei flüssigem Benzol und −3301 kJ/mol bei gasförmigem.

Molekulare Eigenschaften [Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Vorkommen

Beim Rauchen von Zigaretten werden kleine Mengen Benzoldampf (10–100 µg pro Zigarette) freigesetzt, auch bei Vulkanausbrüchen und Waldbränden sowie bei unvollständiger Verbrennung von organischem Material, wie geheimten Schwellbränden^[6] in der Natur sowie beim willentlich unvollständigen Schwellabbrand von Räucherstäbchen^[6] und Räucherwerk entstehen Spuren von Benzol. In der Atmosphäre wird nach zwei bis fünf Tagen die Hälfte des vorhandenen Benzols abgebaut, da dieses mit Hydroxyl-Radikalen reagiert.

Kleinere Mengen an Benzol kommen im Erdgas, Erdöl und Steinkohlenteer vor. Benzol löst sich zwar nur schlecht in Wasser, auf Grund des großen Wasserüberschusses bei einer lokalen Freisetzung von Erdöl löst es sich jedoch nahezu vollständig. Kommt es bei der Förderung oder dem Transport von Erdöl zu einer Freisetzung in mariner Umgebung, kann in Wasser gelöstes Benzol schon in Konzentrationen von wenigen *parts per billion* einen toxischen Effekt auf Fischlarven und andere marine Organismen haben.^[10] In höheren Konzentrationen von über einem part per million wirkt Benzol tödlich auf viele Wasserorganismen.^[11] Die Benzolexposition nach einer Freisetzung oder im Umgang mit Rohöl stellt auch ein gesundheitliches Risiko für die beteiligten Mitarbeiter dar.^[10] Die Analyse von gelöstem Benzol in Wasserproben von Explorationsbohrungen gilt als zuverlässige Methode zur Vorhersage von Erdölvorkommen.^[10] Geringe Mengen Benzol können auch in Erfrischungsgetränken vorkommen, so fand die Stiftung Warentest 2013 kleine Mengen Benzol in Kirschsafft. Das Vorkommen konnte dadurch erklärt werden, dass bei Lichtexposition aus Benzaldehyd Benzol entsteht, dies gilt für alle benzaldehydhaltigen Aromen.^[60]

Benzolemissionen [Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Hauptsächlich wird Benzol durch Abgase von Benzinmotoren freigesetzt. 75 Prozent der Emissionen gehen auf Kraftfahrzeuge zurück. Der Benzolanteil des Motorenbenzins ist ab dem Jahr 2000 europaweit nach DIN EN 228 auf maximal ein Volumenprozent begrenzt worden; der Durchschnitt im Jahre 2003 betrug = 0,7 Volumenprozent. Der aktuelle Grenzwert lag 2010 in den USA bei fünf Volumenprozent.^[12] Ab 2013 sollte der US-Durchschnitt des Benzolanteils im Benzin zwar auf 0,62 Prozent^[12] reduziert werden, eine Begrenzung des Maximalanteils unter fünf Prozent war aber immer noch nicht vorgesehen.^[12]

Die durchschnittliche Belastung der Bevölkerung beträgt im Mittel circa 2 µg/m³ Luft, dieser Wert kann je nach Umgebung jedoch wesentlich höher sein (zum Beispiel an Tankstellen, in schlecht belüfteten Garagen etc.). Um 1980 gab es einen starken Rückgang der Benzolemissionen, der sich in den 1990er Jahren fortsetzte. So reduzierte sich die Benzolbelastung zwischen 1997 und 2005 sowohl an den städtischen, verkehrsnahen Messstationen als auch an den städtischen Hintergrundstationen so erheblich, dass schon im Jahr 2005 die erst seit dem Jahr 2010 geltenden Grenzwerte von 5 µg/m³ weitgehend unterschritten wurden.^[13]

Herstellung

Herstellung [Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Da in den 1920er Jahren gestiegene Nachfrage nach Benzol vor allem durch die wachsende Polymerindustrie, erforderte die Herstellung von Benzol aus Erdöl wieder größere Mengen. 60 Prozent des Benzols aus Erdöl gewonnen, davon 24 Prozent aus Pyrolyseöl, 24 Prozent aus Polymerisatol sowie Gas- und Transalkylierung und 10 Prozent aus Kohle und Holzresten und etwa ein Prozent aus Bauxit und C₂-C₃-Ethenen. Jährlich werden weltweit etwa 60 Millionen Tonnen Benzol hergestellt.^[14]

Kohlverkokung [Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Für den konventionellen Einsatz bis zum Zweiten Weltkrieg wurde das meiste Benzol als Nebenprodukt bei der Produktion von Koks für die Stahlindustrie erhalten, meist aus der Oxidation von bei der Herstellung von Koks verwendeten Kohlen. Dies^[15] für die Suche nach einer schon 1918 bei Benzolherstellung angewandten, es kamen sich als geeigneter Ausgangspunkt für die Herstellung von Super-Benzol aus aromatischen und aliphatischen Kohlenwasserstoffen und Ethin aus Kohlenwasserstoffen.^[16] Auch diese traditionelle Methode zur Herstellung von Benzol wurde durch neue Wege von Wasserstoff ersetzt.^[16]

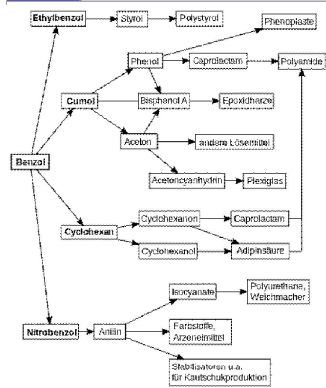
Steamcracker [Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Benzol wird in Europa vorwiegend aus dem Pyrolyseol des Steinkohlenteers gewonnen, einen Neben- und Restprodukt von Ethin und anderen Kohlenwasserstoffen. Die Gewinnung ist abhängig von dem Ausgangsmaterial, das zur Herstellung der Ethin verwendet wird, und ein benzolreiches Steigen Nebenprodukt, das Pyrolyseol gewonnen wird. In Europa wird Benzol vorwiegend durch die Veresterung von Ethin mit Kohlenwasserstoffen erhalten, die die Menge der aromatischen Aromaten^[17] Pyrolyseol kann mit anderen Kohlenwasserstoffen als Benzolanteil gemischt, durch ein Extraktionsverfahren oder durch Fraktionierung zur Gewinnung von Benzol durch Fraktionierung abgetrennt werden.^[16]

Katalytisches Reforming [Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Benzol wird durch katalytische Reforming von Naphtha gewonnen. Dabei wird n-

Anwendungen



In der Vergangenheit fand Benzol als gutes Lösungs- und Reinigungsmittel in vielen Bereichen Verwendung. Als Lösungsmittel für [Wachse](#), [Harze](#) und [Öle](#) wird Benzol zunehmend durch weniger giftige Stoffe verdrängt. Auch wurde es zur [Entkoffeinierung](#) von Kaffee im sogenannten [Roselius-Prozess](#) eingesetzt.^[62] Im 19. und frühen 20. Jahrhundert wurde Benzol wegen seines angenehmen Geruchs als ein [After-Shave](#) benutzt.^[63]

Wegen der damit verbundenen Gefahren dürfen in Deutschland Benzol und benzolhaltige Zubereitungen mit über 0,1 Prozent nicht in Verkehr gebracht werden.^[64] In größeren Mengen darf Benzol nur in geschlossenen Systemen und zu industriellen oder Forschungszwecken verwendet werden. Eine Ausnahme bilden hier [Treibstoffe](#): Benzol erhöht die [Klopffestigkeit](#) von [Benzin](#), weshalb es in der [Entwicklung der Ottokraftstoffe](#) eine wichtige Rolle einnahm. Einige frühere Lokomotiven mit Verbrennungsmotor benutzten einen Treibstoff, der hauptsächlich aus Benzol bestand. Heute ist es nur noch als [Kraftstoffzusatz](#) in einer Konzentration bis zu einem Prozent zulässig.

Benzol wird in der Petrochemie für die [Synthese](#) vieler Verbindungen gebraucht, vorwiegend [Ethylbenzol](#) (52 %), [Cumol](#) (20 %), [Cyclohexan](#) (13 %) und [Nitrobenzol](#) (9 %).^[65] Diese

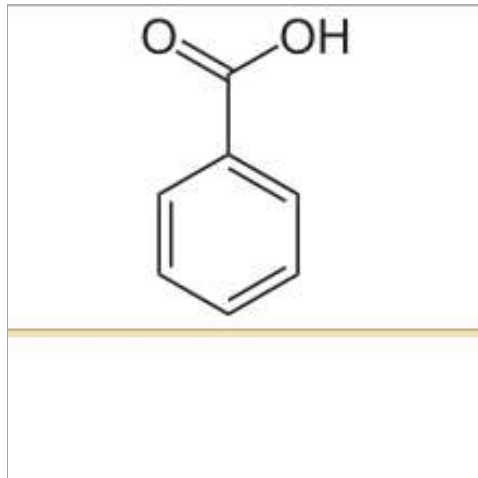
Name Benzoessäure

59 ID-organisch Molare Masse in g/mol 122,12

Summenformel C7H6O2 CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 65-85-0 122

Phenylameisensäure
Phenylmethansäure
Benzolcarbonsäure
Phenylcarbonsäure
Kurzbeschreibung



farbloser Feststoff mit
charakteristischem Geruch

Siedepunkt in °C

250

Dampfdruck in hPa

0,001

Dd-Temperatur in °C

20 Reaktionen

Löslichkeit

schwer löslich in Wasser (3,4 g·l⁻¹ bei 20 °C)[3]
sehr leicht löslich in Methanol und Aceton (>500 g·l⁻¹)[6]
leicht löslich in Ether, Chloroform, Toluol (>100 g·l⁻¹)[6] und Ethanol

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

1700 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)

Geschichte

Die Benzoessäure wurde nach ihrem Ausgangsmaterial, dem [Benzoeharz](#), benannt. Diese Bezeichnung wiederum ist [malaysischen](#) Ursprungs und hieß ursprünglich "lubân djawi" = Wehrauch von [Java](#). Mit der gleichnamigen Droge wanderte der Name nach Westen, zunächst in den Mittelmeerraum. Aus dem Fortfall des Anlautes *lu-* wurde über *banjawi*, *bejoim*, *belzui*, schließlich *benzoe*.^[9]

Eigenschaften

Benzoessäure bildet farblose, glänzende Blättchen oder nadelförmige Kristalle, die in kaltem Wasser nur wenig, in warmem Wasser dagegen besser löslich sind. Bei über 370 °C zersetzt sich Benzoessäure langsam in [Benzol](#) und [Kohlenstoffdioxid](#) (CO₂). Benzoessäure hat einen intensiven Geruch und ist gut brennbar. Der [Flammpunkt](#) liegt bei 140 °C, die [Zündtemperatur](#) bei 570 °C¹

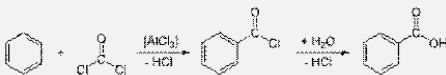
Vorkommen

Als ein Hauptbestandteil des Harzes [Benzoe](#) ist Benzoessäure in [Weihrauch](#) – vorwiegend im [russisch-orthodoxen](#) Raum^[10] – enthalten. Benzoe ist das Harz zweier Baumarten aus der Gruppe der [Storaxbaumgewächse](#) (*Styracaceae*), der „[Siam-Benzoe](#)“ (*Styrax tonkinensis*) und der „[Sumatra-Benzoe](#)“ (*Styrax benzoin*), die beide in Südostasien beheimatet sind.^[11] Daneben findet sich Benzoessäure auch in Früchten, zum Beispiel im Paradiesapfel [Malus pumila](#), [Preiselbeeren](#) (bis 0,24 % Gehalt), [Himbeeren](#), [Heidelbeeren](#) und [Pflaumen](#) (Gehalt 0,1–0,2 %) und im [Wehrsekret](#) verschiedener [Schwimmkäfer](#) der Gattung [Dytiscus](#). Weiterhin kommt Benzoessäure auch in vielen Lebensmitteln wie [Milch](#) und [Milchprodukten](#) sowie in [Honig](#) vor

Herstellung

Benzoessäure kann über eine [Grignard-Reaktion](#) ausgehend von [Brombenzol](#) dargestellt werden. Das Brombenzol reagiert mit Magnesium zu [Phenylmagnesiumbromid](#), welches mit [Kohlenstoffdioxid](#) zu C₆H₅COOMgBr und schließlich durch Zugabe einer Salzsäurelösung zu Benzoessäure reagiert.

Ferner kann Benzoessäure durch [Carboxylierung](#) von [Benzol](#) mittels [Phosgen](#) und [Aluminiumtrichlorid](#) (AlCl₃) als Katalysator dargestellt werden. Diese Reaktion besteht aus einer [Friedel-Crafts-Acylierung](#) und anschließender [Hydrolyse](#) des Zwischenprodukts [Benzoylchlorid](#):



Technisch erfolgt eine Oxidation von [Toluol](#) mit [Braunstein](#) und [Schwefelsäure](#) in Gegenwart von [Mangannaphthenat](#), oder durch die Reaktion mit [Kaliumpermanganat](#). Industriell wird heute Toluol mit [Sauerstoff](#) in der [Gasphase](#) in Gegenwart von [Katalysatoren](#) wie [Vanadiumpentoxid](#) oxidiert.

Anwendungen

Benzoessäure wird bei der Herstellung von [Benzoessäureestern](#) gebraucht, die in der Parfümindustrie als [Duftstoffe](#) (wie [Benzoessäureethylester](#)) oder als [Biozide](#) (beispielsweise [Benzoessäurebenzylester](#)) Anwendung finden. Außerdem wird Benzoessäure für [Weichmacher](#), bei der Darstellung von Benzoylverbindungen, wie [Benzoylchlorid](#) und [Dibenzoylperoxid](#), verwendet.

In der Lebensmittelindustrie wird Benzoessäure (E 210) als [Konservierungsmittel](#) häufig in haltbaren Nahrungsmitteln eingesetzt, wie Ketchup, Senf und anderen Soßen, sowie Wurst, Margarine, [Fischsalaten](#) und vielen anderen Produkten, vor allem aber bei sauer eingelegten Lebensmitteln. Wegen besserer Löslichkeit ist eher die Verwendung der Salze üblich: [Natriumbenzoat](#) (E 211), [Kaliumbenzoat](#) (E 212), [Calciumbenzoat](#) (E 213).^[12] Außerdem ist Benzoessäure in der europäischen Union als [Futtermittelzusatzstoff](#) für [Mastschweine](#) zugelassen.^[13]

Weiterhin wird Benzoessäure häufig als Konservierungsstoff in Tabakprodukten verwendet. Die [deutsche](#) und die [Schweizer Tabakverordnung](#) gestattet den Einsatz von Benzoessäure und Natriumbenzoat.

Benzoessäure wird zur [Behandlung von Hautpilzen](#) eingesetzt und ist gemäß deutscher [Kosmetik-Verordnung](#) zur Konservierung von [Kosmetika](#) zugelassen.

Die [bakteriostatische](#) und [fungistatische](#) Wirkung beruht auf dem Hemmeffekt gegenüber Enzymen, die reaktive Sauerstoffspezies abbauen ([Katalase](#) und [Peroxidase](#)), wodurch eine Wasserstoffperoxid-Ansammlung in den Zellen der Mikroorganismen erzeugt wird. Diese führt letztlich zu deren Absterben.

In der [Umweltbeobachtung](#) werden [Bodenfallen](#) mit gesättigter Benzoessäurelösung gefüllt, um erfasste Lebewesen wie Insekten oder Schnecken zu töten und bis zur nächsten Leerung zu fixieren.

Benzoessäure ist eine [Urtitersubstanz](#) nach [Arzneibuch](#).

Name **Bernsteinsäure**

54

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

118,09

Summenformel

C4H6O4

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

Trivialname

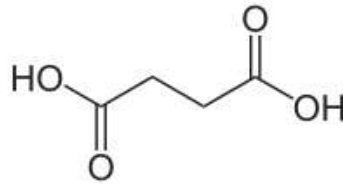
Strukturformel

110-15-6

185

Butandisäure (IUPAC)

Succinylsäure



Siedepunkt in °C

235

Kurzbeschreibung

farb- und geruchloser
kristalliner Feststoff

Dampfdruck in hPa

0

Löslichkeit

löslich in Wasser (58 g·l⁻¹ bei 20 °C)

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

Geschichte

Die Bernsteinsäure wurde 1546 von [Georgius Agricola](#) bei der trockenen Destillation durch Erhitzen von [Bernstein](#) entdeckt. [Nicolaus Lemercus](#) erkannte als Erster im Jahre 1675 die Säurenatur des Stoffes und [Jens Jakob Berzelius](#) fand die Zusammensetzung (C₄H₆O₄) der Säure heraus. Bis weit in das 20. Jahrhundert waren Arzneimittel auf der Basis von Bernsteinsäure und ihrer Salze zur Anwendung bei [Katarhen](#) und [Siphilis](#) in Gebrauch.^[6]



Baltischer Bernstein

Ende des 19. Jahrhunderts versuchte der in Danzig lebende Apotheker [Otto Helm](#) die Herkunft von Bernstein anhand seines Gehaltes an Bernsteinsäure zu erkennen. Die auf dem Wege der [Trockendestillation](#) gewonnene und in Retorten sublimierte Säure wog Helm und kam zu dem Ergebnis, dass ein Anteil zwischen 3,2 % und 8,2 % auf [baltischen Bernstein](#) schließen lasse. Er untersuchte mit dieser Methode auch [sizilischen Bernstein](#) und archaische Funde unter anderem aus [Maltara](#). Während er in Proben sizilischen Bernsteins keine Säurespuren fand, wiesen die antiken Stücke einen Säuregehalt von 4,1 % bis 6,3 % auf. Helm hielt damit die seit älterer Archäologen beschäftigende Frage nach der Herkunft der im Mittelmeerraum gemachten Bernsteinfunde für beantwortet. Es musste sich nach diesen Befunden um baltischen Bernstein handeln.^[7] Später stellte sich heraus, dass der Gehalt an Bernsteinsäure kein verlässliches Merkmal zur Identifizierung baltischen Bernsteins ist, da auch in Bernstein anderer europäischer Lagerstätten entsprechende Konzentrationen an Bernsteinsäure gefunden

Eigenschaften

Als [Succinate](#) bezeichnet man die [Salze](#) und [Ester](#) der Bernsteinsäure. Der Begriff 'Succinat' leitet sich vom lateinischen Wort *suc(c)inum* für [Bernstein](#) ab. Sie enthalten in ihren Kristallgittern das Succinat-Ion als negativ geladenes [Anion](#). Die allgemeine Formel eines Alkalisuccinats lautet $\text{MOOC-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOM}$, M steht besonders für Natrium- und Kaliumionen. [Alkalisuccinate](#) lösen sich leicht in Wasser. Die [Erdalkalisuccinate](#) sind nur schwer, die übrigen Succinate gar nicht wasserlöslich. So findet man *Calciumsuccinat* in unreifen Früchten oder [Algen](#). Die esterartigen Succinate können durch die Halbstrukturformel $\text{R-O-CO-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CO-O-R}$ beschrieben werden.

Wird Bernsteinsäure erhitzt, spaltet sie Wasser ab und bildet unter Ringschluss das [Bernsteinsäureanhydrid](#)

Vorkommen

Namensgebend für die Bernsteinsäure ist der [Bernstein](#), ein Schmuckstein aus fossilem Harz, in dem Bernsteinsäure enthalten ist. Traditionell erfolgte die Unterscheidung von verschiedenen Bernsteintypen auf Grund chemischer Substanzen je nach dem Gehalt an Bernsteinsäure in [Succinite](#) (3 % bis 8 %) und [Retinite](#) (fossile Harze mit einem Gehalt an Bernsteinsäure von weniger als 3 % oder ohne Bernsteinsäure). Auch in vielen [Braunkohlen](#) ist Bernsteinsäure enthalten.^[1]

Im [Stoffwechsel](#) aller Organismen kommt das Salz der Bernsteinsäure beim Abbau von [Glucose](#) als Zwischenstufe bei der Regeneration des Akzeptors [Oxallessigsäure](#) vor. Es ist entsprechend ein Stoffwechsel-Zwischenprodukt des [Citratzyklus](#), außerdem kommt sie im [Harnstoffzyklus](#) vor. In der Natur kommt Bernsteinsäure zudem in vielen Pflanzensäften ([Rhabarber](#), Tomaten)^[1] sowie in Algen und Pilzen vor.^[2]

Bernsteinsäure kann bei einigen [anaerob](#) lebenden Bakterien zudem ein Endprodukt des Stoffwechsels sein, so zum Beispiel im [Rinderpansen](#). Dieser stellt ein System dar, in dem eine Reihe fakultativ anaerob lebender Bakterien ihre Nahrungsgrundlage aus dem Nahrungsbrei beziehen. Von der [Pansenflora](#), vor allem den enthaltenen Pilzen, werden die β -glycosidischen Bindungen der [Cellulose](#) in der Nahrung aufgebrochen. Der so entstehende [Traubenzucker](#) (Glucose) dient Mikroorganismen als Substrat. Die Produkte des Bakterienstoffwechsels sind vor allem kurzkettige Carbonsäuren wie [Essigsäure](#) und Bernsteinsäure sowie [Ethanol](#). Die bakteriell produzierte Bernsteinsäure dient wiederum als Energiequelle für weitere Bakterien, die sie zu [Propionsäure](#) umsetzen.

Herstellung

Technisch herstellen | Qualität beurteilen
Technisch sind verschiedene [Syntheswege](#) zur Produktion von Bernsteinsäure bekannt. Die Herstellung erfolgt in der Regel über eine [oxidative Oxidation](#) der [Hexanediol](#), [Hexanediol](#), [Hexanediol](#) oder [Zinnol](#), wobei verschiedene [Katalysatoren](#) eingesetzt werden können (Pt, Cu, Ni, ZnO-Cr, Pd-Au, Pt-CaCl₂). Über diesen Syntheseweg werden pro Jahr 20.000 bis 30.000 Tonnen Bernsteinsäure hergestellt.^[1]

Kulturieren ist die [Darstellung](#) von L-L-Bernstein (BDC) möglich, wobei verschiedene technische Wege existieren. Auch die [Herstellung](#) von [L-Asparaginsäure](#), [L-Asparaginsäure](#), [L-Asparaginsäure](#), [L-Asparaginsäure](#) und [L-Asparaginsäure](#) ist möglich.^[2]

Biotechnologisch herstellen | Qualität beurteilen
Bernsteinsäure kann durch [Fermentation](#) aus [Lactulose](#) hergestellt werden, insbesondere aus [Stärke](#) und verschiedenen [Saccharose](#) (D- und C-). [Substrat](#) und [Katalysator](#) können die [Spezifität](#) der [Bernsteinsäure](#) im [Stoffwechsel](#) genutzt werden, um sie gezielt durch [Mikroorganismen](#) herstellen zu lassen. [Biotechnologisch hergestellte Bernsteinsäure](#) wird vor allem für die [Herstellung](#) von [Lactulose](#) genutzt – allerdings werden in diesem Bereich auch [Katalysatoren](#) in [Biotechnologischen](#) [Bernsteinsäureproduktionen](#) für [technische Anwendungen](#).

Aufgrund der [Möglichkeit](#), [biotechnologisch](#) [Bernsteinsäure](#) in [Höheren](#) [Organismen](#) [produzieren](#) zu können, wird verstärkt mit [Zellen](#) [aus](#) [Mikroorganismen](#), [Mikroorganismen](#) und [Hansenula](#) [brevitarsis](#) [geforscht](#). Auch der [Modellorganismus](#) [Zytrichia](#), der über [Metabolische](#) [Kontrollen](#) für die [Produktion](#) [von](#) [Bernsteinsäure](#) [optimiert](#) werden soll, steht im [Fokus](#) der [Forschung](#).^[3]

Anwendungen

Verwendung im Lebensmittelbereich[\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Bernsteinsäure ist in der EU als [Lebensmittelzusatzstoff](#) der Nummer E 363 zugelassen und dient aufgrund des mild sauren und zugleich leicht salzigen Geschmacks als [Geschmacksverstärker](#) für Desserts, Trockensuppen und [Getränkpulver](#). Als Kochsalzersatz in Diätkost werden verschiedene Salze der Bernsteinsäure genutzt ([Fe](#), [Mg](#), [Ca](#), [K](#)).^[18] Aufgrund der körpereigenen Produktion und Verstoffwechslung von Bernsteinsäure wird die Verwendung von Bernsteinsäure als Lebensmittelzusatzstoff als unbedenklich angesehen.

Während der [alkoholischen Gärung](#) sowie beim späteren Ausbau des Weins in Gebinden wie dem Holzfass oder dem Edelstahlbehälter entstehen neben den zentralen [Säuren des Weins](#) ([Weinsäure](#), [Äpfelsäure](#) und [Citronensäure](#)) auch Bernsteinsäure sowie [Essigsäure](#), [Buttersäure](#) und [Milchsäure](#). Bernsteinsäure entsteht dabei vor allem bei der [Kohlensäuremischung](#) und schmeckt leicht bitter und salzig, die Veresterung zu [Bernsteinsäuremonomethylester](#) bringt eine mild-fruchtige Komponente in den Wein.

Technische Verwendungen[\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Bernsteinsäure stellt eine [Plattformchemikalie](#) mit einem jährlichen Bedarf von derzeit etwa 15.000 Tonnen und einem Marktwert von sechs bis neun Euro pro Kilogramm dar.^[17] Sie wird z. B. zur Herstellung von [Polyester-](#) und [Alkydharzen](#) verwendet.^[19] Einige mit Polyalkoholen veresterte Succinate verwendet man als [Lösemittel](#) und [Weichmacher](#) für [Kunststoffe](#) und [Wachse](#), weitere Ester finden Verwendung in der [Parfumherstellung](#). In Form von [Sulfobernsteinsäureestern](#) wird Bernsteinsäure auch als wichtige [Tensidgruppe](#) verwendet, diese werden jedoch in der Regel auf der Basis von Maleinsäure hergestellt.

Bernsteinsäure ist zudem einer der zentralen Hoffnungsträger für die [Industrielle Biotechnologie](#) als Plattformchemikalie und damit als Rohstoff für verschiedene industriell produzierte Chemikalien und [Polymere](#). Sie kann als Ausgangsstoff für die biotechnologische Produktion bsp. von [1,4-](#)

Name beta-Karotin

107

ID-organisch Molare Masse in g/mol

0

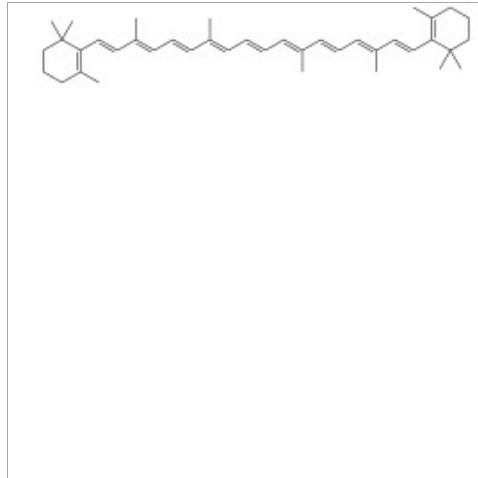
Summenformel C40Hx CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 7235-40-7

0

Provitamin A



Siedepunkt in °C

Kurzbeschreibung

0

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

Löslichkeit

0 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

Geschichte

Carotin wurde zuerst von [Ferdinand Wackenroder](#) entdeckt, der es aus Karotten isolierte. [William Christopher Zeise](#) erkannte, dass es sich um einen [Kohlenwasserstoff](#) handelt.[24] Paul Karrer, der 1937 für seine Untersuchungen an Carotinoiden, Flavinen und Vitaminen den Nobelpreis für Chemie erhielt, hatte 1930 die korrekte Konstitutionsformel des beta-Carotins aufgestellt.[25] Zur Strukturaufklärung nutzte er [Abbaureaktionen](#) mit Ozon, Kaliumpermanganat oder Chromsäure.[26] Die genaue Anordnung der Atome von β -Carotin wurde mit Hilfe der Röntgenstrukturanalyse bestimmt und 1964 bekanntgegeben

Resorption im menschlichen Darm
 Die Aufnahme von β -Carotin ist abhängig von Vitamin A. In einer Studie wurde festgestellt, dass die Resorption von β -Carotin im menschlichen Darm von 10 bis 15% beträgt.
Gesundheitliche Aspekte
 Neben der hohen Löslichkeit besitzt β -Carotin auch eine antioxidative Wirkung. Es wirkt als Radikalfänger und schützt so vor oxidativem Stress. Eine Studie aus dem Jahr 2004 zeigt, dass eine Einnahme von β -Carotin die Lebenserwartung verlängern kann.
Chemie
 β -Carotin besteht aus 11 Isopren-Einheiten, die über eine endständige β -Ionon-Gruppe verknüpft sind. Die Molekülstruktur ist symmetrisch und zeigt eine hohe Stabilität gegenüber Oxidation.

Eigenschaften

Carotine (Plural zu *Carotin*, von [lateinisch carota](#) „Karotte“) sind zu den [Terpenen](#) zählende [ungesättigte Kohlenwasserstoffe](#) mit der [Summenformel](#) $C_{40}H_x$, die als rotgelbe [Naturfarbstoffe](#) in vielen Pflanzen vorkommen, besonders in deren farbigen [Früchten](#), [Wurzeln](#) und [Blättern](#).

Die Carotine gehören zu den [sekundären Pflanzenstoffen](#); sie werden von Pflanzen aufgebaut – Tiere können dies im Allgemeinen nicht – und stellen [Pigmente](#) dar, die teils als [akzessorisches Pigment](#) bei der [Photosynthese](#) mitwirken, indem [Doppelbindungen](#) ihrer [Kohlenstoffkette Licht](#) bestimmter Wellenlängen [absorbieren](#). Chemisch handelt es sich um [Tetraterpene](#), deren Enden als [Jonon](#)-Ringe vorliegen können. Carotine sind [unpolar](#), daher [lipophil](#) und kaum wasserlöslich. Sie enthalten neben Kohlenstoff- nur [Wasserstoffatome](#) und treten in zahlreichen Varianten auf. Die [Xanthophylle](#) enthalten dagegen außerdem [Sauerstoff](#); Carotine und Xanthophylle bilden die beiden Hauptgruppen der [Carotinoide](#).

Das bekannteste Carotin ist das **β -Carotin** (beta-Carotin). Es ist die wichtigste Vorstufe von [Vitamin A](#) und wird deswegen auch als **Provitamin A** bezeichnet. Neben β -Carotin können auch α - (alpha-) und γ -Carotin (gamma-Carotin) sowie [\$\beta\$ -Cryptoxanthin](#) in Vitamin A umgewandelt werden. Die verschiedenen Vorstufen haben jedoch auch von Vitamin A unabhängige Wirkungen.

In Pflanzen haben Carotine eine Funktion bei der [Photosynthese](#) und schützen vor den schädlichen Auswirkungen der UV-Strahlen. In den Wurzeln von Pflanzen gebildet, übernehmen sie dort den Schutz vor Infektionen.

Der Mensch nimmt mit seiner Nahrung in größeren Mengen α - und β -Carotin, α - und β -Cryptoxanthin sowie [Lycopin](#) auf. Die Funktionen und Wirkungen der Carotine im menschlichen Körper werden mehr und mehr bekannt, sind aber teils umstritten. So lassen etwa neuere Studien Zweifel an der krebshemmenden Wirkung aufkommen. Eine generell [zellschützende](#) Wirkung als [Antioxidantien](#) kann ihnen jedoch zugeschrieben werden.

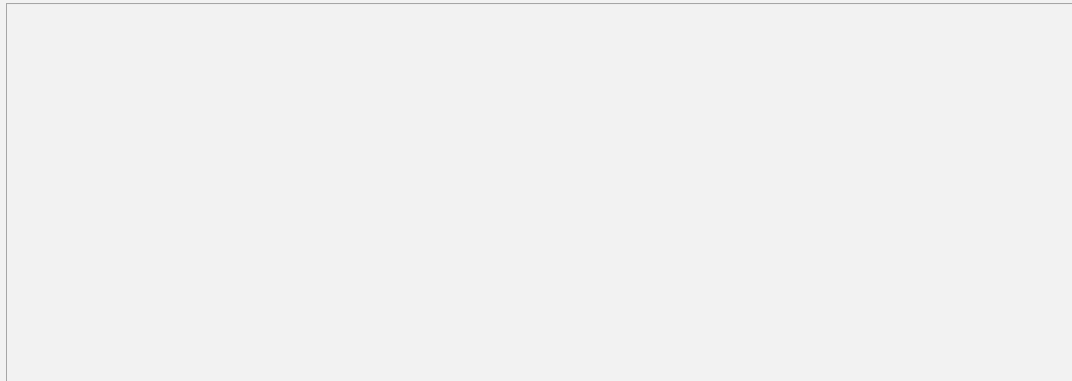
Vorkommen

β -Carotin (Beta-Carotin, [INN](#): Betacaroten) ist die wichtigste Vorstufe von [Retinol](#) (Vitamin A) und wird deshalb auch als [Provitamin A](#) bezeichnet.

Die besten Quellen von Beta-Carotin sind [Grünkohl](#), tiefgelbe bis orange Früchte und Gemüse, aber auch dunkelgrüne Gemüsesorten. Grünkohl hat mit 8,68 mg β -Carotin/100 g den höchsten Gehalt an Beta-Carotin von allen Lebensmitteln.^[1] Beispiele:

- gelbe bis orange Gemüse: [Karotten](#), [Süßkartoffeln](#), [Kürbisse](#)
- gelbe bis orange Früchte: [Kakis](#), [Aprikosen](#), [Papayas](#), [Mangos](#), [Nektarinen](#), [Pflirsiche](#), [Birnen](#), [Sanddorn](#)
- dunkelgrünes Gemüse: [Grünkohl](#), [Spinat](#), [Broccoli](#), [Endivien](#), [Chicorée](#), [Kresse](#), [Rucola](#), Blätter von [Roter Beete](#) oder [Löwenzahn](#), hoher Gehalt in Blättern von [Wiesen-Sauerampfer](#) (0,15 %) und [Portulak](#) (0,45 %).
- auch mögliche Quellen von β -Carotin sind: [Tomaten](#), [Spargel](#), [Erbsen](#), [Kohl](#), [Mais](#), [Sauerkirschen](#), [Pflaumen](#)

Herstellung



Anwendungen

Verwendung als Lebensmittelfarbstoff

Aus Pflanzen extrahiertes oder synthetisch hergestelltes Beta-Carotin wird als [Lebensmittelfarbstoff](#) (*E 160a*^[9], siehe [Lebensmittelzusatzstoff](#)) sowie als Beigabe zu Vitaminpräparaten verwendet.^[10] Beta-Carotin wird vielen Lebensmitteln wie zum Beispiel Butter, Margarinen, Süßwaren, Molkereiprodukten und Limonaden in teilweise sehr hohen Mengen zugesetzt, um dem Verbraucher das von ihm erwartete Bild der Ware (Farbe) zu bieten.^[11] Ansonsten wären beispielsweise Margarinen mehr oder weniger weiß bis hellgrau. Die meisten Fette sind im *reinen* Zustand weiß – die üblicherweise mit Fetten assoziierten Farben kommen von entsprechenden Spurenstoffen. Der gelbliche Ton von menschlichem Körperfett (z. B. [Talg](#)) und Butter basiert auf natürlicherweise enthaltenem Carotin und kann je nach Ernährung variieren.

Name Betulin

126

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

442,72

Summenformel

C₃₀H₅₀O₂

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

473-98-3

Trivialname

Strukturformel

257

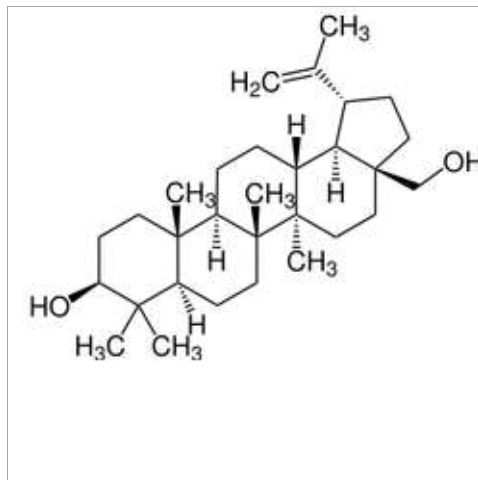
Betulinol

(+)-Betulin

(3β)-Lup-20(29)-en-2-ol

Kurzbeschreibung

weißer Feststoff



Siedepunkt in °C

0

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

Geschichte

Die Geschichte des Betulins reicht weit zurück. 1788 entdeckte der Chemiker [Johann Tobias Lowitz](#) die Substanz und beschrieb sie mit folgenden Worten: „Die kleinen weißen Flocken, welche auf der weißen Rinde des Birkenholzes erscheinen, wenn es in einer bestimmten Nähe an offenes Feuer gebracht wird, und die von Zeit zu Zeit verfliegen, sind eine sehr artige, weiße, zarte Vegetation, die ich erst durch Zufall bemerkte, und sie dann durch Übung schön und häufig sammeln lernte.“

Eigenschaften

Betulin löst sich nicht in Wasser.^[4] In Chloroform ist es gut löslich.^[5] Betulin besitzt antientzündliche Eigenschaften

Vorkommen

Pentacyclische Triterpene sind im Pflanzenreich weit verbreitet. So enthält [Kork](#) und [Rinde](#) der [Birken](#) bis zu 40 % pentacyclische Triterpene. Bis zu 34 % der Trockenmasse des weißen Birkenkorks entfallen auf Betulin, im Durchschnitt sind es 22 Prozent. Damit ist Betulin das Haupttriterpen des Birkenkorks. Weitere Komponenten sind die [Lupane](#) [Lupeol](#) und [Betulinsäure](#) sowie Erythrodiol und [Oleanolsäure](#), die zur Gruppe der Oleanane gehören. Sie besitzen, anders als die Lupane, ein Grundgerüst bestehend aus fünf Sechsringen. Neben dem Birkenkork kommt Betulin beispielsweise in geringeren Konzentrationen in den Wurzeln und den Blättern der [Weiß-Esche](#) (*Fraxinus americana*) sowie in den Blättern und der Rinde der amerikanischen [Eberesche](#) (*Sorbus americana*) vor.

Herstellung

Betulin kann leicht durch [Extraktion](#) aus trockener weißer Birkenrinde gewonnen werden.

Anwendungen

Betulin ist die Hauptkomponente eines [Birkenrinde-](#)Extrakts, der von 2016 bis 2022 unter dem Namen *Episalvan* über die europäische Zulassung als Medikament für die Behandlung von [dermalen](#) Wunden bei Erwachsenen verfügte.^{[7][8]} Weiterhin wird Betulin zur Behandlung von [Malaria](#), [Tumoren](#) und [HIV](#) untersucht.^{[6][9][10]}

Betulin wird als emulgierender Zusatz in [Haarwaschmitteln](#) genutzt.^[11]

Name Brenztraubensäure

119

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

88,06

Summenformel

C3H4O3

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel

127-17-3

12

2-Oxopropansäure

2-Oxopropionsäure

α -Ketopropionsäure

Pyruvat

Kurzbeschreibung

nach Essigsäure riechende,
farblose Flüssigkeit

Siedepunkt in °C

165

Dampfdruck in hPa

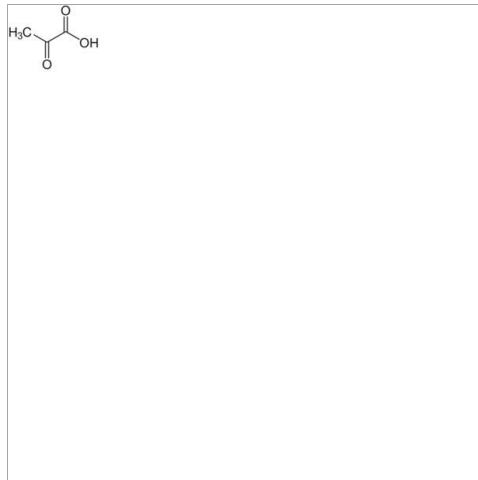
0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

mischbar mit Wasser



Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

3533 mg·kg⁻¹ (LD50, Maus, s.c.)[

Siedepunkt: Zersetzung bei 165 °C_{lit}
pk_s Wert: 2,49_{lit}
Löslichkeit: mischbar mit Wasser_{lit}
Schmelzpunkt: 1,4280 (20 °C)_{lit}
Sicherheitskennlinie:
GHS-Gefahrstoffkennzeichnung:
Gefahr: H: 314
P: 302+301+332+313
303+361+353+354+338
305+351+338 363_{lit}

Geschichte

Eigenschaften

Eigenschaften

Der [Flammpunkt](#) der farblosen, mit Wasser beliebig mischbaren Flüssigkeit liegt bei 82 °C. Die Verbindung zersetzt sich schon bei Raumtemperatur langsam zu [Acetaldehyd](#) und [Kohlendioxid](#). Diese Zersetzungsreaktion wird durch Licht katalysiert. Bei höheren Temperaturen kann die Zersetzung heftig erfolgen. Eine gekühlte und lichtgeschützte Lagerung wird empfohlen.^[7]

[Friedrich Beilstein](#) erkannte, dass sich Brenztraubensäure durch Dehydrierung (Oxidation) von [Milchsäure](#) herstellen lassen müsse. Dies gelang ihm mittels [Kaliumpermanganat](#), welches er mit dem Calciumsalz der Milchsäure (Calciumlactat) reagieren ließ.^[8]

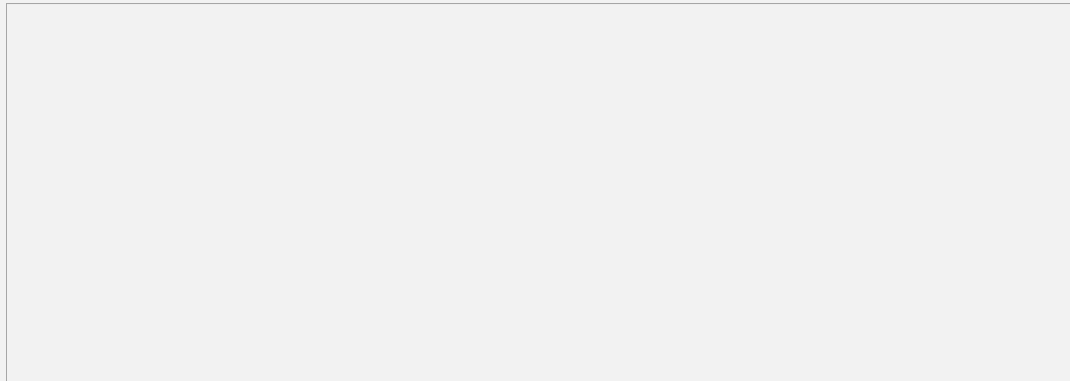
Durch [Reduktion](#) (Hydrierung) geht Brenztraubensäure in Milchsäure über. Mit achiralen Reagenzien entsteht diese dabei als Racemat, d. h. DL-Milchsäure, so mit Natriumamalgam („naszierendem Wasserstoff“) oder Natriumborhydrid.

Vorkommen

Das Anion der Brenztraubensäure, [Pyruvat](#), stellt ein wichtiges Zwischenprodukt im [aeroben](#) und [anaeroben Stoffwechsel](#) dar.

Es entsteht beispielsweise im [Cytoplasma](#) einer Zelle, wenn [Glucose](#) im Rahmen der [Glycolyse](#) zweifach phosphoryliert und abgebaut wird.

Herstellung



Anwendungen

Durch Reaktion mit einer kochenden [Bariumhydroxidlösung](#) kann [5-Methylisophthalsäure](#) gewonnen werden.^[11]

[Brenztraubensäuremethylester](#) entsteht durch Reaktion mit [Methanol](#) in Gegenwart von [p-Toluolsulfonsäure](#).^[1]

Name Campher

104

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

152,23

Summenformel

C10H16O

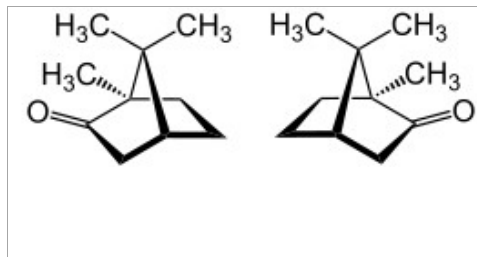
CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

76-22-2

Trivialname

Strukturformel



179

Kamfer, 1,7,7-Trimethylbicyclo[2.2.1]heptan-2-on

Siedepunkt in °C

209

Kurzbeschreibung

farbloser Feststoff mit aromatischem Geruch

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

löslich in Wasser (1,5 g·l⁻¹ bei 20 °C)[

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

Schweiz: 2 ml·m⁻³ bzw. 13 mg·m⁻³

5000 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)[3

Geschichte

Campher bzw. lateinisch **Camphora** (fachsprachlich, standardsprachlich **Kampher**) ist ein durch Wasserdampfdestillation aus dem Holz von **Kampferbäumen** gewonnener farbloser, in Wasser kaum löslicher Feststoff. Er ist ein bicyclisches Monoterpen-Keton und lässt sich formal vom **Borneol** ab. Es gibt zwei **Enantiomere** des Camphers: (+)-Campher (Synonym: (1R,4R)-Campher) und (-)-Campher (Synonym: (1S,4S)-Campher). Die Struktur wurde von **Julius Brecht** aufgeklärt.

Campher kommt in verschiedenen Gewächsen natürlich vor und wird industriell synthetisch hergestellt. Er ist **arzneilich** wirksam, in mischtoxischer Dosierung psychoaktiv und toxisch. Er ist als Gefahrstoff geringerer Gefährlichkeit eingestuft und wird unter anderem als Bestandteil technischer und medizinischer Produkte eingesetzt.

Campher wird aus dem Holz, den **Stämmen**, Zweigen und Blättern eines Kampherbaums destilliert. Bis ins 16. Jahrhundert nutzte man den Borneokampherbaum (*Dryobalanops aromatica* Gaertn.; Syn.: *Dryobalanops camphorata*), ab dem 16. Jahrhundert vor allem den Kampherbaum (*Cinnamomum camphora*, Syn.: *Laurus camphora* und *Camphora lauri*).^[1] Seit der **Spätmittel** (15. Jahrhundert) ist Kampher (über auch **Campher** und lateinisch **Camphora**) unter dem **griechischen** Namen **kaphura** (καφορα) bekannt, der auf **Sanskrit** *karpura* (कपूर) bzw. **Prakrit** *karpura* zurückgeht. Der indische Name wiederum entstand durch Entlehnung aus einer **arabischen** Sprache **Samarra**, **Mittelhochdeutsch** und **Frühneuhochdeutsch**^[2] und bis ins 19. Jahrhundert^[3] hieß Kampher (ab etwa 1250 vom altfranzösisch **camphora**) bzw. das Harz vom Kampherbaum auch **Gaffer**, regional^[4] auch **Gaffer**.

Inhaltsverzeichnis

Wirkungen und Nebenwirkungen

Campher wirkt auf das zentrale Nervengewebe und die Nieren, so irritiert diese auch (symptomatisch) und das Nierengewebe. Er ist hochblutgefäßverengend und schmerzmittel. Er wirkt aber auch zu Drogen: Koffein, Ammoniak und Adrenalin. Er wirkt auch zu Drogen: Koffein, Ammoniak und Adrenalin. Er wirkt auch zu Drogen: Koffein, Ammoniak und Adrenalin. Er wirkt auch zu Drogen: Koffein, Ammoniak und Adrenalin.

Sicherheitsblätter

Hier die Bezeichnung von der **Kampferbäume** für **Arbeitsmittel**, **Multimediale**, **Kennzeichnung**, **Chemikalien** und **Produkte** finden.

Gefahr

H 220-H314-H332-H334-H411

Umwelt

P 201-P273-P501

Umwelt

U 01-U11-U12

Umwelt

U 01-U11-U12

Umwelt

U 01-U11-U12

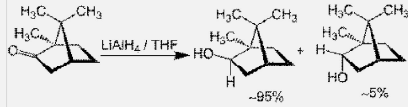
Umwelt

U 01-U11-U12

Eigenschaften

Campher ist ein farbloses oder weißes, meist krümeliges und brockig zähes Pulver aus wachsweißen **Kristallen**. Aus **Ethanol** kristallisiert er **rhomboedrisch**. Beim Abschrecken geschmolzenen Camphers bilden sich kubische Kristalle. Campher hat einen charakteristischen, starken, wohlriechenden, aromatisch-holzigen, **eukalyptusartigen** Geruch. Der Geschmack ist scharf und bitter, auch leicht kühlend wie bei **Menthol**. Er schmilzt bei 179 °C^[1] und siedet bei 209 °C.^[1] In Wasser ist das Pulver kaum löslich (1,5 g pro Liter Wasser),^[1] in Ethanol hingegen löst es sich gut. Außerdem ist es sehr leicht löslich in **Petrolether**, leicht löslich in Ether, Aceton, Chloroform und in fetten Ölen und sehr schwer löslich in **Glycerin**. Es bildet mit Ethanol farblose Lösungen, aus denen sich, wenn Wasser hinzugegeben wird, der Campher wieder abscheidet. Die Dichte beträgt 0,96 g/cm³. Campher ist leicht flüchtig und **sublimiert** schon bei Zimmertemperatur. Er verbrennt mit rußender Flamme. Beim Campher ist die **molare Schmelzpunktniedrigung** auffällig groß, sie beträgt 39,7 K·(kg/mol). So verflüssigt sich Campher bereits, wenn er in Kontakt mit Menthol, **Naphthol** oder **Chloralhydrat** kommt. Der **spezifische Drehwinkel** beträgt +48°.

Bei der Reduktion von (+)-Campher [(1*R*,4*R*)-Campher] mit **Natriumborhydrid** oder **Lithiumaluminiumhydrid** entstehen zu 95 % **Isoborneol** [(1*R*,2*R*,4*R*)-Isoborneol] und zu 5 % dessen **Stereoisomer Borneol** [(1*R*,2*S*,4*R*)-Borneol].^[14]



Campher ist schwach wassergefährdend (**WGK** 1).

Sicherheitstechnische Kenngrößen

Campher bildet bei erhöhter Temperatur entzündliche Dampf-Luft-Gemische. Die Verbindung hat einen **Flammpunkt** bei 77 °C. Der **Explosionsbereich** liegt zwischen 0,6 Vol.-% (38 g/m³) als **untere Explosionsgrenze** (UEG) und 4,5 Vol.-% (280 g/m³) als **obere Explosionsgrenze** (OEG).^[1] Die **Zündtemperatur** beträgt 460 °C.^{[1][15]} Der Stoff fällt somit in die **Temperaturklasse** T1.

Vorkommen

Beide **Enantiomere** des Camphers [(+)-Campher bzw. (–)-Campher] sowie das **Racemat** (±)-Campher kommen in der Natur vor.^[13] Campher findet sich hauptsächlich in den **ätherischen Ölen** von **Lorbeergewächsen**, **Korbblütlern** und **Lippenblütlern**. (+)-Campher kommt in der Rinde und im **Harz** des **Kampferbaums** (*Cinnamomum camphora*) vor, eines immergrünen Baums, der hauptsächlich in **Asien** wächst.^[13]

Herstellung

Gewinnung und Darstellung

Campher kann synthetisch hergestellt, aber auch durch **Wasserfängerkristallisation** und **Kristallisation** aus verdünnter Ethanol-Lösung des Campherolens gewonnen werden. Natürlicher Campher ist meistens rechtsdrehend (+)-Campher („Japan-Campher“). In **Martiniquen** findet sich aber auch linksdrehendes (-)-Campher („Martiniquen-Campher“).^[12] Heutzutage wird Campher technisch hergestellt von **α-Pinon**, entstanden über die intermediäre **Camphorsäure** entsteht dabei hauptsächlich das chemischschonere, optischere **Borneol**isomer, welches in der Folge nach Hydrolyse des Esters zu (-)-Campher oxidiert wird.



α-Pinon wird produziert durch **Wasser-Dampfdestillation** und es zu **Borneol** in Form eines **Camphorsäure** umgewandelt. Dieses reagiert mit **Natriumacetat** zu **Isobornylacetat**, welches weiterverarbeitet zum **Isobornyl** bei **Hydrolyse** und zum **Borneol** aus Campher oxidiert wird.

Die Total Synthese von Campher gelang **Clifford B. Boswell** (1901–1988) bzw. **Wolfgang von E. Doering** (1902) wurde bei Schering in Berlin unter Leitung von **Julius Ludwig** Campher in totaler Synthese aus **Terpenen** (**Pinen**) synthetisiert.

Biosynthese

Aus **Genomsequenzdaten** über **Cyclinierung** von **Isobornyl-Pyrophosphat** zu **Doering-Pinophthalat** gelangt von einer **Hydrolyse** zu **Borneol** und weiterführende **Oxidation** entsteht **Campher** enzymatisch im **Selbst** (**Autosynthese**).^[12]



Anwendungen

Verwendung

Chemische Produkte

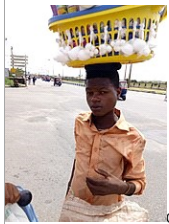
Campher wird in [Feuerwerkskörpern](#), teilweise in [Sprengelelatine](#) und in Mottenabwehrmitteln verwendet. Außerdem wird er für die [Celluloidproduktion](#) und als [Weichmacher](#) für [Celluloseester](#) verwendet.

Biologische und physikalische Anwendungen

In der Bienenpflege findet Campher als von der EU zugelassener Wirkstoff gegen Milbenbefall Anwendung. Er wird oftmals auch in entomologischen Sammlungen zur Desinfektion und zum Schutz vor Schädlingen genutzt. Auch in [Sturmglassbarometern](#) findet er Verwendung.

Wegen seiner hohen [kryoskopischen Konstanten](#) von 39,7 K·(kg/mol) wurde Campher früher zur Bestimmung der [Molmasse](#) nach [Beckmann](#) genutzt.

Medizin und Kosmetik



Campher-Verkäufer in

[Nigeria](#).

Campher ist in Kosmetik- und Medizinpräparaten enthalten, zum Beispiel in Produkten gegen Muskelzerrungen, [Rheuma](#) oder [Neuralgien](#), [Aftershaves](#) wie [Pitralon](#), in äußerlich anwendbaren Mitteln gegen [Erkältungen](#) (beispielsweise enthält [Wick VapoRub](#) 5 % Campher)^[18], Kampferspiritus (*Spiritus Camphorae*, 10 % Campher in alkoholischer Lösung) in Nasensalben wie Emser Nasensalbe^[19] und in der Zahnmedizin zur Desinfektion infizierter Wurzelkanäle. Früher wurde

Name Carboxymethylcellulose

47

ID-organisch Molare Masse in g/mol

0

Summenformel

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

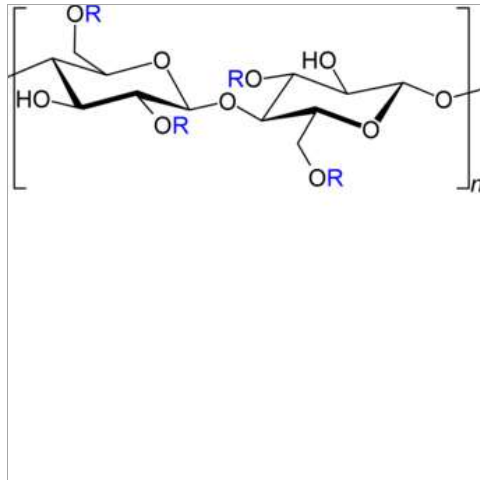
Trivialname

Strukturformel

9004-32-4 (

0

CMC, Carmellose,
Cellulosegummi, E466



Siedepunkt in °C

0

Kurzbeschreibung

fest

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

Natriumsalz: unlöslich in organischen Lösemitteln, löslich in Wasser[3]
Säureform: unlöslich in Wasser, Säuren und organischen Lösemitteln; löslich
in alkalisch-wässrigen Lösungen[

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

Geschichte

Eigenschaften

Carboxymethylcellulosen (CMC) sind **Celluloseether**. **Derivate** der **Cellulose**, bei denen ein Teil der **Hydroxygruppen** als **Ether** mit einer **Carboxymethyl-Gruppe** ($-CH_2-COOH$) verknüpft sind. Die Cellulose wird aus Nadel- und Laubhölzern gewonnen.

In der Säureform sind Carboxymethylcellulosen unlöslich in Wasser. Sie sind dagegen gut in basischen Lösungen löslich.

Eine durch Quervernetzung erzeugte wasserunlösliche Variante von Carboxymethylcellulose ist **Crossamellöse-Natrium**.

Die Eigenschaften von Natrium-Carboxymethylcellulose hängen von Art der Veretherung und der Stärke der Veretherung sowie von der Molekülgröße der Natrium-Carboxymethylcellulose ab. Natrium-Carboxymethylcellulose lässt sich im Gegensatz zu Cellulose gut in Wasser lösen. Die Löslichkeit und Viskosität des Stoffs in Flüssigkeiten ist abhängig vom pH-Wert und der Temperatur der Flüssigkeit. Die Viskosität ist ein Maß für die Zähflüssigkeit einer Flüssigkeit (Fluids). Mit Natrium-Carboxymethylcellulose gebundene Flüssigkeiten besitzen eine zähflüssige Konsistenz. Durch Erhitzen sowie in Verbindung mit Cellulose bildet Natrium-Carboxymethylcellulose starke Gele. Die Kombination dieser beiden Zusatzstoffe kann zudem das Verklumpen verhindern und verstärkt die Wirkung von Emulgatoren. E 466 ist weitgehend stabil gegenüber Hitze, schwachen Laugen oder Säuren sowie Mikroorganismen. Natrium-Carboxymethylcellulose hat die Fähigkeit feine Filme zu bilden weshalb sie in der Lebensmittelindustrie oft als Überzugsmittel verwendet wird. Zudem ist E 466 ist in der Lage Schäume zu bilden und wird häufig in energiereduzierten Lebensmitteln verwendet.

Mehr lesen bei: <https://www.lebensmittellexikon.de/n0001390.php>
Copyright © lebensmittellexikon.de

Möglicher Einfluss auf die Gesundheit [Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Carboxymethylcellulosen können die Mucus-Barriere im Darm von Säugelieren schwächen. Die Mucus-Barriere isoliert den Darminhalt von der Darmwand. Bei Mäusen ohne **IL-10**-Gen bewirkt die Substanz im Futter eine bakterielle Überwucherung der Darmschleimhaut und Entzündungszeichen ähnlich dem **Mebius-Crohn**.^[1] Speziell empfindliche Mäuse, die mit Carboxymethylcellulose gefüttert wurden, entwickelten häufigere und schwerere Dickdarmentzündungen. Beim Menschen wurden solche Effekte bisher nicht nachgewiesen.

Wirtschaftliche Bedeutung [Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Der Markt für Cellulosederivate (**Celluloseether** und **Celluloseester**) wird in Deutschland auf über 100.000 t geschätzt. Carboxymethylcellulosen sind davon der mengenmäßig bedeutendste Markt.^[1] 1999 wurden in Deutschland allein 2200 t CMC in Waschmitteln verbraucht.^{[1][2]} Da Celluloseether-Produkte aus **nachwachsenden Rohstoffen** hergestellt werden, gewinnen sie zunehmend an Bedeutung, z. B. als **Textilhilfsmittel** für umweltfreundliche Verfahren in der Textilindustrie.

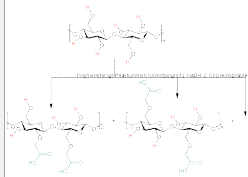
Vorkommen

In Nadel und Laubhölzern, in Baumwolle, muss aber mit Chloressig versetzt werden.

Herstellung

Herstellung [Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Cellulose oder **Zellstoff** wird gemahlen und mit Natronlauge in die reaktivere Alkalicellulose überführt. Die Alkylierung der Alkalicellulose zur Carboxymethylcellulose erfolgt mit **Chloressigsäure**. Dabei bleibt die Cellulose-Struktur erhalten.



Da bei dieser Reaktion nicht alle Hydroxygruppen reagieren, entstehen Gemische mit unterschiedlich hohem **Substitutionsgrad**. Auch der Substitutionsgrad der einzelnen Stärkebausteine innerhalb eines **Polymeren** kann unterschiedlich hoch ausfallen.

Anwendungen

Die wichtigste Anwendung für Carboxymethylcellulose ist in der [Textilindustrie](#). Ihre gute Löslichkeit und die filmbildenden Eigenschaften werden für [Appreturen](#) von Garnen oder Filamenten benutzt.^[7]

Daneben wird Carboxymethylcellulose als [Waschmittelzusatz](#), [Bindemittel](#), Verdicker, Papierleimungsmittel, Schutzkolloid und in [Bohrspülungen](#) bei Erdölbohrungen eingesetzt.

Sie ist in der [EU](#) als [Lebensmittelzusatzstoff](#) mit der [E-Nummer E 466](#), in USA durch 21CFR 182.1745 zugelassen. Cellulosederivate spielen neben den vielen technischen Anwendungen auch im Alltag eine wichtige Rolle. So werden sie im Lebensmittelbereich und vielen Kosmetikprodukten sowie pharmazeutischen Anwendungen eingesetzt.^[8] CMC verbessert die Konsistenz bei vielen Lebensmitteln, etwa bei [Speiseeis](#) (Reduktion der Eiskristallbildung), [Mayonnaisen](#), Saucen, Fruchtmassen, [Gelee](#). Bei Backwaren wird die [Stärkeetrogradation](#) verzögert und damit das Altbackenwerden, bei Trockenprodukten wird die Stabilität erhöht und die Rehydratisierbarkeit verbessert.^[9]

In der Pharmazie werden sie als [Tablettensprengmittel](#) mit dem [Massenanteil](#) 1 % und als Bildner einer [Hydrokolloidmatrix](#) (Massenkonzentration 5–10 %) eingesetzt.^[10]

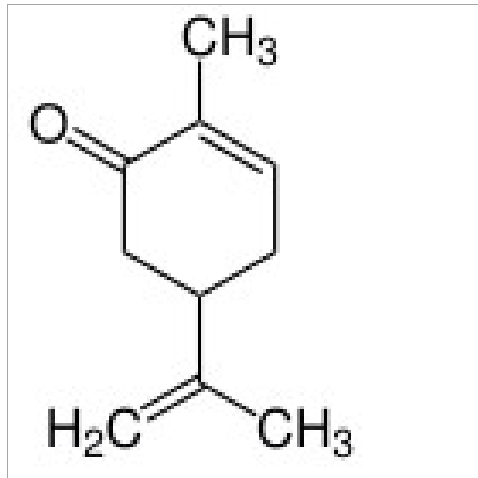
Name Carvon

99 ID-organisch Molare Masse in g/mol 150,22

Summenformel C10H14O CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 0

p-Mentha-6,8-dien-2-on
1-Methyl-4-isopropenyl-
6-cyclohexen-2-on



Kurzbeschreibung

gelbliche bis hellbraune
Flüssigkeit

Siedepunkt in °C

230

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

praktisch unlöslich in Wasser, mischbar mit Ethanol



Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

Geschichte

Empty box for history or additional information.

Eigenschaften

Wie alle chiralen [Duftstoffe](#) weist auch Carvon unterschiedliche Geruchstypen seiner [Enantiomere](#) auf.^{[11][12]} Das (S)-(+)-Carvon weist einen Kümmelgeruch auf, sein Spiegelbild (R)-(-)-Carvon riecht nach Krauseminze. Carvon wirkt keimhemmend.¹

Vorkommen

In der Natur treten beide [enantiomere](#) Formen des Carvons auf. So ist (S)-(+)-Carvon enthalten in [Kümmelöl](#) (ca. 85 %),^[8] [Dillöl](#)^{[9][8]} und [Mandarinenschalen](#). Das (R)-[Enantiomer](#) findet sich in den ätherischen Ölen von [Krauseminze](#)^{[10][8]} und [Kuromoji](#). Das [Ingwergrasöl](#) enthält beide enantiomeren Formen des Carvons ([Racemat](#)).^[8]



Echter Kümmel



Herstellung

(S)-(+)-Carvon gewinnt man durch Wasserdampfdestillation von Kümmel und Extraktion des Destillats.

Anwendungen

Carvon wird als Ausgangsverbindung in der Naturstoffsynthese sowie bei der Herstellung von Likören, Kosmetik und Seife verwendet.

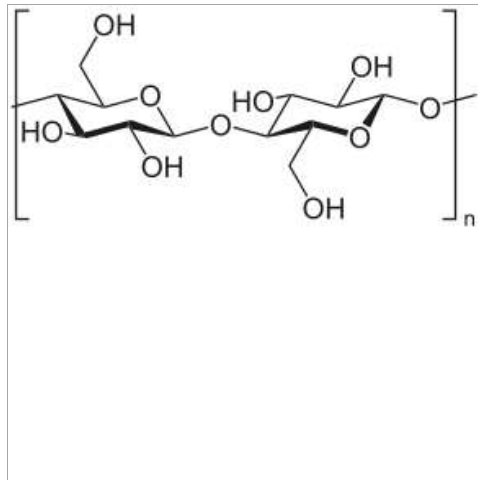
Name Cellulose

45 ID-organisch Molare Masse in g/mol 324,28

Summenformel C₁₂H₂₀O₁₀ CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 9004-34-6 0

E 460



Kurzbeschreibung

weißes geruchloses Pulver

Siedepunkt in °C

0

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

unlöslich in Wasser

Ein Pflanzen selbst produzierte Cellulose in ihre Zellwände zu bauen, benötigt sie endogene Cellulase zum Umbau von Zellwänden, z. B. bei [Wachstumsprozessen](#). Bei dem pflanzlichen Cellulasegen handelt es sich um ein sehr altes Gen.^[1]

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

Geschichte

Cellulose wurde im Jahr 1838 von dem französischen Chemiker [Anselme Payen](#) entdeckt, der diese aus Pflanzen isolierte und deren chemische Formel bestimmte.^[1] Cellulose wurde im Jahr 1870 von *Hyatt Manufacturing Company* dazu genutzt, um das erste [Thermoplast](#), [Zelluloid](#), herzustellen. [Hermann Staudinger](#) ermittelte im Jahr 1920 die Struktur von Cellulose. 1992 wurde Cellulose zum ersten Mal von S. Kobayashi und S. Shoda chemisch synthetisiert (ohne die Hilfe biologisch basierender [Enzyme](#)).^[2]

Cellulose mit Strukturen im [Nanometerbereich](#) (bis 100 nm Durchmesser) wird als *Nanocellulose* bezeichnet. Die *Nanocellulose* wird in drei Kategorien unterteilt: mikrofibrillierte Cellulose (MFC), nanokristalline Cellulose (NCC) und bakterielle Nanocellulose (BNC).^[3] Der Ausdruck wurde erstmals in den späten 1970er Jahren geprägt.^{[1][2]}

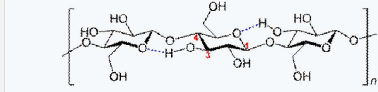
Eigenschaften

Die **Cellulose** (auch **Zellulose**) ist der Hauptbestandteil pflanzlicher **Zellwände** (Massenanteil etwa 50 %) und damit die häufigste **organische Verbindung** und auch das häufigste **Polysaccharid** (Vielfachzucker). Cellulose ist auch das am häufigsten vorkommende **Biomolekül**.^[1] Sie ist unverzweigt und besteht aus mehreren hundert bis zehntausenden (β -1,4-**glycosidisch verknüpften**) β -D-Glucose- bzw. **Cellobiose**-Einheiten. Diese hochmolekularen Celluloseketten lagern sich zu höheren Strukturen zusammen, die als **reißfeste Fasern** in Pflanzen häufig statische Funktionen haben. Vom in der Natur ebenfalls häufigen Polysaccharid **Chitin** unterscheidet Cellulose sich durch das Fehlen der **Acetamidgruppen**. Cellulose ist bedeutend als Rohstoff zur **Papierherstellung**, aber auch in der chemischen Industrie und anderen Bereichen.

Eine Form der Cellulose (Cellulose I β , Tunicin) ist eines der Kohlenhydrate im gallertartigen Mantel der **Manteltiere**.^[6]

Chemie [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Cellulose ist ein **Polymer** (Polysaccharid, Vielfachzucker) aus dem Monomer Cellobiose, die wiederum ein **Disaccharid** (Zweifachzucker) und **Dimer** des **Monosaccharids** (Einfachzuckers) Glucose ist. Die Monomere sind durch β -1,4-glycosidische Bindungen miteinander verknüpft. Hier liegt ebenfalls eine β -1,4-glycosidische Bindung vor, so dass häufig auch die Glucose als Monomer der Cellulose definiert wird.



1,4-Glycosidische Verknüpfung, ausgewählte Wasserstoffbrückenbindungen sind **blau gestrichelt**.

Die Verknüpfung der Monomere erfolgt durch eine **Kondensationsreaktion**, bei der zwei **Hydroxygruppen** ($-OH$) ein Wassermolekül (H_2O) bilden und das verbleibende **Sauerstoffatom** die ringförmige Grundstruktur (**Pyranring**) der beiden Monomere verbindet. Neben dieser starken, **kovalenten Bindung** werden intramolekular zusätzlich die weniger starken **Wasserstoffbrücken** ausgebildet.^[11] Häufig besteht ein Cellulosemolekül aus mehreren tausend Glucoseeinheiten.

Cellulose ist in **Wasser** und den meisten **organischen Lösungsmitteln** unlöslich. Lösungsmittel wie **Dimethylacetamid/Lithiumchlorid**, **N-Methylmorpholin-N-oxid**, **Dimethylsulfoxid/Tetrabutylammoniumfluorid** oder **Ammoniak/Cu²⁺** (**Schweizers Reagens**) sowie einige **ionische Flüssigkeiten**^[12] vermögen jedoch Cellulose zu lösen.

Sie kann durch starke **Säuren** in Anwesenheit von Wasser unter Spaltung der glycosidischen Bindungen bis zu **Glucose** abgebaut werden.

Stoffwechsel [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Vorkommen

In vielen Pflanzen

Herstellung

Muss nicht hergestellt werden, nur isoliert.

Anwendungen

Nutzung [Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Hauptsächlich aus Cellulose bestehendes Pflanzenmaterial wird vom Menschen mindestens seit der [Altsteinzeit](#) als [Brennstoff](#) zum Kochen und Heizen genutzt. Cellulose ist daneben ein wichtiger Rohstoff für stoffliche Nutzungen, aber auch als natürlicher oder zugesetzter Bestandteil von Nahrungs- und [Futtermitteln](#) von Bedeutung. Da Cellulose zudem in fast allen Arten pflanzlicher Biomasse vorkommt, ist sie auch in vielen anderen Bereichen wichtig, wie z. B. in Holz ([Lignocellulose](#)) als Baustoff etc.

Rohstoff [Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Cellulose ist ein wichtiger Rohstoff zur [Papierherstellung](#). Als Ausgangsrohstoff dient das [Lignin](#)- und cellulosereiche Holz. Aus diesem wird [Holzschliff](#) hergestellt, das für Papier weniger hoher Qualität verwendet wird. Durch Entfernen des Ligninanteils kann [Zellstoff](#) erzeugt werden, der hauptsächlich aus Cellulose besteht und für Papiere höherer Qualität verwendet werden kann.



Die Samenhaare des Baumwollstrauches (*Gossypium herbaceum*) bestehen aus fast reiner Cellulose. [US](#)



Nahaufnahme von Gewebe aus Viskose („Kunstseide“).

Name Chloroform

22

ID-organisch Molare Masse in g/mol 119,38

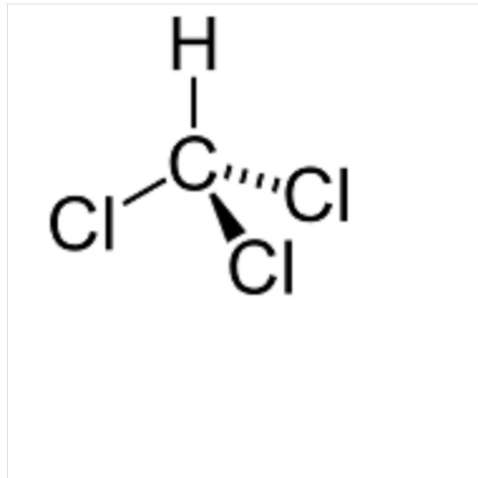
Summenformel CHCl3 CAS-Numm 67-66-3 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Trichlormethan Strukturformel -63

Trichlormethan

Kurzbeschreibung

farblose Flüssigkeit mit süßlichem Geruch



Siedepunkt in °C

61

Dampfdruck in hPa

209

Dd-Temperatur in °C

20 Reaktionen

Löslichkeit

schlecht in Wasser (8 g·l⁻¹ bei 20 °C)

Reaktion mit Aceton [Bearbeiten](#) | [Quelle/Fix](#)
[Bearbeiten](#)

Aceton und Chloroform bilden nicht in höheren Konzentrationen gemischt werden, weil es in Gegenwart von Säuren basisch reagierende Stoffe zu einer sehr heftigen Reaktion kommen kann, bei der 1,1,1-Trichloro-2-methyl-2-propenol (p.p.a. Trichlorol) entsteht. Auch aus diesem Grund sollen im Labor chlorierte und nicht chlorierte Lösungsstoffe getrennt gemischt werden.^[1]

CC(=O)C + ClC(Cl)Cl >> CC(=O)C(Cl)C(Cl)Cl

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

0,5 ml·m⁻³ bzw. 2,5 mg·m⁻³

Geschichte



Karikatur: Der Effekt von Chloroform auf James Young Simpson und Freunde (ca. 1846er Jahre)

Chloroform wurde 1831 unabhängig voneinander von dem US-Amerikaner [Samuel Guthrie](#),^[1] dem Deutschen [Justus Liebig](#)^[2] und dem Franzosen [Eugène Soubeiran](#) hergestellt. Seine physikalischen und chemischen Eigenschaften sowie eine Summenformel (C₁HCl₃)^[3] (bzw. C₁HCl₃)^[4] beschrieb erstmals [Jean-Baptiste Dumas](#) 1834. Dumas gab der von Liebig noch als Chloroäthylensulf bezeichneten Substanz auch den Namen „Chloroform“.^[5] Nachdem seine narkotisierende Wirkung im Tierversuch schon 1842 von dem britischen Arzt [Robert Mortimer Graves](#) und 1841 von dem französischen Physiologen [Marie-Jean Pierre Flourens](#) sowie dem schottischen Arzt und Geburtshelfer [James Young Simpson](#)^[6] erkannt worden war, war es das Verdienst des Letzteren, Chloroform ein Jahr darauf neben dem schon seit Ende 1846 gebräuchlichen Äther in die ärztliche Praxis zur Ausschaltung oder Linderung von Geburtsschmerzen einzuführen. Einen ersten Vorschlag zur praktischen Anwendung des Chloroforms zur chirurgischen Anästhesie hatte zuvor wohl schon Simpons Freund, der Chirurg und Chemiker [David Wallace](#) († 1813 in Linlithgow)^[7] gemacht.

Der erste dokumentierte Anästhesiedesfall war eine 1848 durchgeführte Chloroformnarkose bei der Patientin [Hanna Green](#).^[8]

Die geburtsähnliche Schmerzlinderung mit Chloroform geschah gegen den Widerstand der anglikanischen Kirche. Viele Kleinstädte hatten Quellen der Geburt für die gestrichelte Strafe für Evas Sündenfall, also für gräsigewillig.^[9] Dem setzte [James Young Simpson](#), 1847 der Begründer der geburtsähnlichen Anästhesie mit Äther bzw. Chloroform in einer 1849 von ihm veröffentlichten Schrift entgegen, dass bei der Erschaffung Evas ebenfalls eine „Anästhesie“ durchgeführt worden sei.^[10] Nachdem [John Snow](#) 1853 das Chloroform auch erfolgreich

Eigenschaften

Physikalische Eigenschaften [\[Bearbeiten\]](#) [|](#) [Quelltext bearbeiten](#)

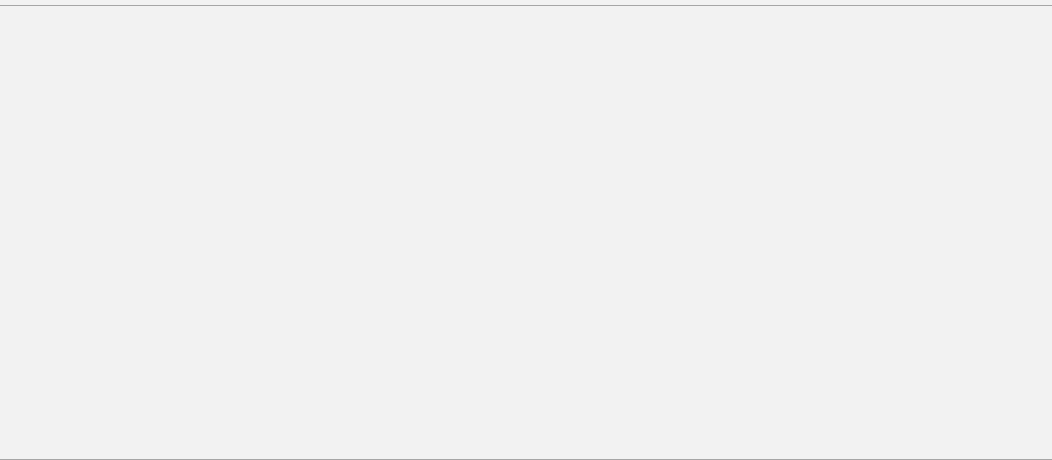
Trichlormethan ist eine farblose, nicht entflammbare, flüchtige Flüssigkeit von süßlichem Geruch. Der Schmelzpunkt liegt bei $-63\text{ }^{\circ}\text{C}$, der Siedepunkt unter Normaldruck bei $61\text{ }^{\circ}\text{C}$. Die **Dampfdruckfunktion** ergibt sich nach *Antoine* entsprechend $\lg_{10}(P) = A - (B/(T+C))$ (P in bar, T in K) mit $A = 4,20772$, $B = 1233,129$ und $C = -40,953$ im Temperaturbereich von 215 bis 334 K und mit $A = 4,56952$, $B = 1486,455$ und $C = -8,612$ im Temperaturbereich von $334,4$ bis 527 K .^[2] Es hat eine größere **Dichte** als **Wasser** und ist nur wenig darin löslich. Die Mischbarkeit mit Wasser ist begrenzt. Mit steigender Temperatur sinkt die Löslichkeit von Chloroform in Wasser bzw. steigt die Löslichkeit von Wasser in Chloroform.^[2]

Löslichkeiten zwischen Chloroform und Wasser ^[2]							
Temperatur (in $^{\circ}\text{C}$)	0	9,5	19,6	29,5	39,3	49,2	59,2
Chloroform in Wasser (Massenanteil in %)	1,02	0,93	0,82	0,79	0,74	0,77	0,79
Wasser in Chloroform (Massenanteil in %)	0,0365	0,0517	0,0661	0,0841	0,1108	0,1353	0,1672

Die Verbindung bildet mit einer Reihe von Lösungsmitteln **azeotrop** siedende Gemische. Die azeotropen Zusammensetzungen und Siedepunkte finden sich in der folgenden Tabelle. Keine Azeotrope werden mit *n*-Pentan, *n*-Heptan, Cyclohexan, Benzol, Toluol, *n*-Propanol, *i*-Butanol, Tetrahydrofuran, Diethylether, 1,4-Dioxan, *n*-Butylacetat, Essigsäure, Acetonitril, Nitrobenzol, Schwefelkohlenstoff und Pyridin gebildet.^[2]

Azeotrope mit verschiedenen Lösungsmitteln ^[2]							
Lösungsmittel		Wasser	Methanol	Ethanol	2-Propanol	Aceton	2-Butanol
Gehalt Chloroform	in w %	97	87	93	96	78	17
Siedepunkt	in $^{\circ}\text{C}$	56	53	59	61	64	80
Lösungsmittel		Diisopropylether	Tetrahydrofuran	Methylacetat	Ethylacetat	<i>n</i> -Hexan	

Vorkommen



Herstellung

Industriell wird Chloroform durch Erhitzen von **Chlor** mit **Methan** oder **Chlormethan** auf $400\text{--}500\text{ }^{\circ}\text{C}$ erzeugt. Bei dieser Temperatur wird schrittweise **radikalisch substituiert** bis hin zum **Tetrachlormethan**. Dabei reagiert Methan mit Chlor unter Bildung von **Chlorwasserstoff** zunächst zu Chloromethan, dann weiter zu **Dichlormethan**, Trichlormethan und schließlich zu **Tetrachlormethan**. Das Ergebnis des Prozesses ist eine Mischung der vier Chloromethane, welche durch **Destillation** getrennt werden können. Industriell hergestelltes Chloroform technischer Reinheit enthält zudem Brom- und Ethandehalide (z. B. **Bromchloromethan**, **Bromdichloromethan**, **1,2-Dichlorethan**) als Verunreinigung^[2] sowie Ethanol ($< 1\%$) oder **Dehalogen** ($< 0,1\%$), die als Stabilisator künstlich zugefügt werden, um das beim Lagern an Luft und Licht entstehende **Phosgen** abzufangen.^[2] Alternativ kann Chloroform durch **Phylochloroform** von Methan erhalten werden. Im Labor kann Chloroform durch die Reaktion von Natriumhypochlorit mit Aceton, eine **Haloform-Reaktion**, dargestellt werden.^[2]

Anwendungen

Verwendung [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Chloroform wird in erster Linie als [Lösungsmittel](#) und zur Herstellung von [Fluorchlorkohlenwasserstoffen](#) (*FCKW*) verwendet.

Mit [alkoholischem Kali](#) und [Ammoniak](#) entsteht beim Erhitzen [Kaliumcyanid](#).^[31] Bei Verwendung [primärer Amine](#) statt Ammoniak erhält man [Isonitrile](#). Mit dieser von [August Wilhelm von Hofmann](#) entdeckten Reaktion lassen sich primäre Amine auch qualitativ nachweisen, denn die Isonitrile geben sich durch einen starken und üblen Geruch zu erkennen.^[32]

In der chemischen Synthese wird es zur Herstellung von [Dichlorcarben](#) (in Gegenwart von Basen) verwendet. Durch [Friedel-Crafts-Alkylierung](#) mit Benzol erhält man [Triphenylmethan](#).

Bei der Bestimmung der mikrobiellen Biomasse in Bodenproben mittels [Chloroform-Fumigation-Extraktion](#) wird ausgenutzt, dass Chloroform [Zelllyse](#) verursacht.

Sicherheitshinweise [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Die Dämpfe von Chloroform verursachen [Bewusstlosigkeit](#) und senken die [Schmerzempfindung](#). Wegen der [toxischen](#) Wirkung auf [Herz](#), [Leber](#) und andere innere [Organe](#) wird Chloroform heute nicht mehr als [Narkosemittel](#) angewendet. Es steht außerdem unter Verdacht, [krebserregend](#) zu sein.

Rechtsbestimmungen [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Die Anwendung von Chloroform ist bei Lebensmittel liefernden Tieren gemäß der [EU-Rückstandshöchstmengen-Verordnung für Lebensmittel tierischen Ursprungs](#) in der Europäischen Union generell verboten.

Deuterochloroform [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

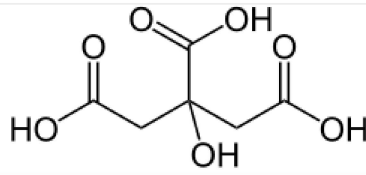
Name Citronensäure

51 ID-organisch Molare Masse in g/mol 192,13

Summenformel C₆H₈O₇ CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 77-92-9 (wa) 153

Zitronensäure
2-Hydroxypropan-1,2,3-
tricarbonsäure (IUPAC)



Kurzbeschreibung

farblos, geruchlos
Feststoff[3]

Siedepunkt in °C

175

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

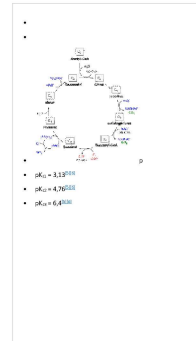
0 Reaktionen

Löslichkeit

sehr leicht in Wasser (1450 g·l⁻¹ bei 20 °C, Monohydrat)[4]
sehr leicht in Wasser (25 °C, wasserfrei)[6]

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

3000 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)[3]



Geschichte

[Carl Wilhelm Scheele](#) isolierte 1784 erstmals Citronensäure aus [Zitronensaft](#) – daher der Name. Allerdings dürfte Citronensäure schon den ersten [Alchemisten](#) bekannt gewesen sein, wenn auch unter anderem Namen. Bereits im 9. Jahrhundert soll der arabische Alchemist [Dschābir ibn Hayyān](#) (Geber) Citronensäure entdeckt haben.

Eigenschaften

Citronensäure ist häufig in kalklösenden Reinigungsmitteln enthalten, da sie geruchlos ist. Durch die saure Wirkung löst sie [Calciumcarbonat](#) zum wasserlöslichen Calcium-dicitrato-Komplex, einen typischen [Chelatkomplex](#) $[\text{Ca}(\text{Cit})_2]^{4-}$. Der [Komplex](#) zerfällt durch steigende Temperatur und steigenden pH-Wert, es fällt wasserunlösliches [Calciumcitrat](#) $\text{Ca}_3(\text{Cit})_2$ aus. Bei einem Überschuss an Citronensäure löst sich Calciumcitrat wieder.^[13] Es wird aufgrund der Verstopfungsgefahr nicht empfohlen, Citronensäure-Lösung als Entkalker für erhitzte pumpenbetriebene Rohrleitungssysteme wie Kaffeemaschinen oder Wärmetauscher anzuwenden.

Zum Lösen von Kalk- sowie Eisen- und [Manganverbindungen](#), die sich bei der [Verockerung](#) von [Brunnen](#) bilden, wird Citronensäure gemeinsam mit einer geringen Zugabe von [Ascorbinsäure](#) als Reduktionsmittel (alternativ [Natriumdithionit](#)) eingesetzt.^[14]

Citronensäure und ihre Salze werden zur [Konservierung](#) und auch zur [Homogenisierung](#) als [Schmelzsatz](#) sowie als [Säuerungsmittel](#) bzw. [Säureregulator](#) von Lebensmitteln verwendet, beispielsweise in Getränken. In [Brausepulver](#) und -stäbchen ist sie zusammen mit [Natriumhydrogencarbonat](#) enthalten. Als natürlicher Bestandteil der meisten Früchte ist sie in Fruchtsäften ([Fruchtsäuren](#)) enthalten. Citronensäure ist in der EU als [Lebensmittelzusatzstoff](#) unter der Nummer [E 330](#) in den meisten Lebensmitteln unbegrenzt zugelassen. Eine Ausnahme bilden Schokoladenerzeugnisse und Fruchtsäfte, für die nur eine begrenzte Zulassung vorliegt, sowie einige Lebensmittel, wie zum Beispiel Honig, Milch und Butter, für die keine Zulassung vorliegt.^[15] Da sie als [Peptisator](#) wirkt, wird sie zur Herstellung stabiler [Suspensionen](#) eingesetzt. In Fischgerichten kann sie [biogene Amine](#) in nicht flüchtige Salze überführen und so den Fischgeruch mindern.

Der vielfache Einsatz von Citronensäure in Lebensmitteln wird kritisiert, da sie als Komplexbildner Aluminium löst und dessen Resorption erhöht. Citronensäure löst [Calcium](#) sowie andere Mineralstoffe aus dem [Zahnschmelz](#), dies begünstigt die Entstehung von [Karies](#) bzw. [Zahnerosion](#).^[16]

Citronensäure und Citrate verhindern die Blutgerinnung. Deshalb konserviert man Blutspenden in Beuteln, die

Name Coniferin

106

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

342,35

Summenformel

C₁₆H₂₂O₈

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

531-29-3

Trivialname

Strukturformel

186

Koniferin

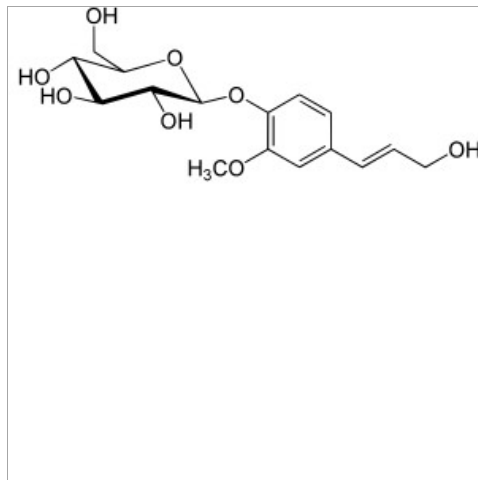
Abietin

(2R,3S,4S,5R,6S)-2-

Hydroxymethyl-6-M-

Kurzbeschreibung

farblose, schwach bitter
schmeckende Nadeln[



Siedepunkt in °C

0

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

wenig löslich im kalten Wasser (5 g·l⁻¹), gut im kochenden Wasser,

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal



Geschichte

Coniferin ist ein [Glucosid](#) des [Coniferylalkohols](#), das im Saft des in Bildung begriffenen jungen [Holzes](#) der Nadelhölzer ([Koniferen](#)) vorkommt.

Eigenschaften

Im Coniferin ist D-Glucose [β1-glycosidisch](#) mit Coniferylalkohol verknüpft. Es bildet als Dihydrat farblose Nadeln, ist [löslich](#) in Wasser und Alkohol, jedoch nicht in [Ether](#). Coniferin schmeckt schwach bitter, ist geruchlos und verwittert an der Luft.^[1]

Coniferin wird nach Erhitzen mit verdünnten Säuren oder durch das [Enzym](#) Emulsin (eine β-Glucosidase) in D-[Glucose](#) und Coniferylalkohol gespalten.^{[1][6]} Coniferin färbt sich, mit [Phenol](#) und konzentrierter [Salzsäure](#) befeuchtet, intensiv blau. Diese Nachweisreaktion kann auch zum Auffindung von Coniferin in den verschiedenen Nadelhölzern benutzt werden.^[1] Coniferin lässt sich mit [Kaliumdichromat](#) und [Schwefelsäure](#) zu [Vanillin](#) oxidieren.^[1] Man setzte Coniferin anfangs zur Herstellung von Vanillin ein, das aber bald effizienter aus [Eugenol](#) gewonnen werden konnte.

Biochemie

Coniferin ist die Speicher- und Transportform des Coniferylalkohols, der zur Biosynthese von [Lignin](#) und von zahlreichen [Phytoalexinen](#) dient

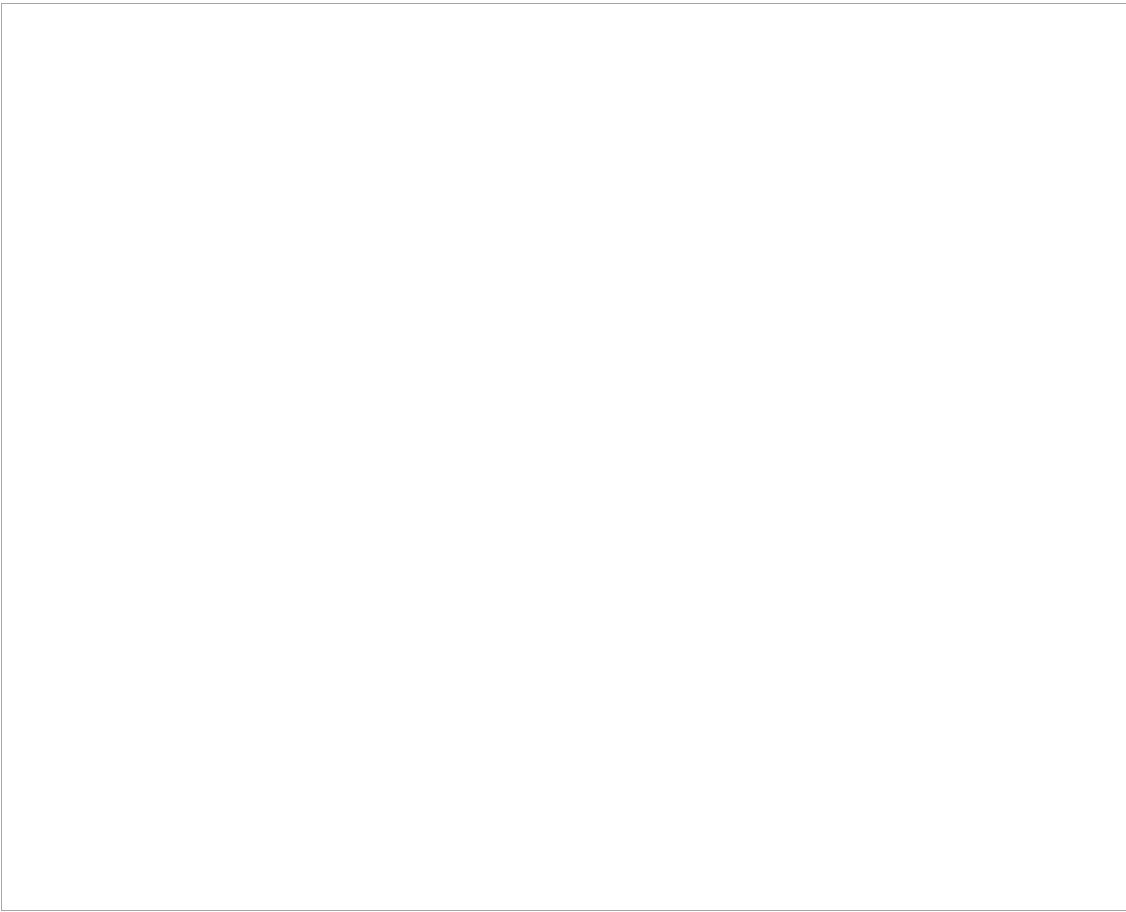
Vorkommen

Die erste Charakterisierung gelang [Theodor Hartig](#) 1861 im [Cambialsaft](#) der Lärche. Der Holzmindener Apotheker [Wilhelm Kubel](#) identifizierte erstmals 1866 das Glucosid des Coniferylalkohols.^[5] Coniferin ist das Hauptglycosid der Koniferen und wurde z. B. aus der [Lärche](#) *Larix decidua*, der [Fichte](#) *Picea abies*, den [Kiefern](#) *Pinus cembra* und *Pinus strobus* sowie aus der [Esche](#) *Fraxinus quadrangulata* isoliert. Es kommt aber auch in [Spargel](#), [Schwarzwurzeln](#), [Zuckerrüben](#) und anderen Pflanzen vor.

Herstellung

Coniferin wird erhalten, wenn man zur Zeit der Holzbildung (im Frühjahr und am Anfang des Sommers) frisch gefällte Stämme von Nadelhölzern [entrindet](#), den [Kambialsaft](#) durch Abschaben des in der Bildung begriffenen Holzes sammelt, aufkocht, [filtriert](#), verdampft und die ausgeschiedenen [Kristalle](#) durch [Umkristallisation](#) reinigt.¹

Anwendungen



Name Cyclopentan

113

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

70,13

Summenformel

C5H10

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel

287-92-3

-94

Pentamethylen

Siedepunkt in °C

49

Kurzbeschreibung

farblose Flüssigkeit mit
benzinartigem Geruch

Dampfdruck in hPa

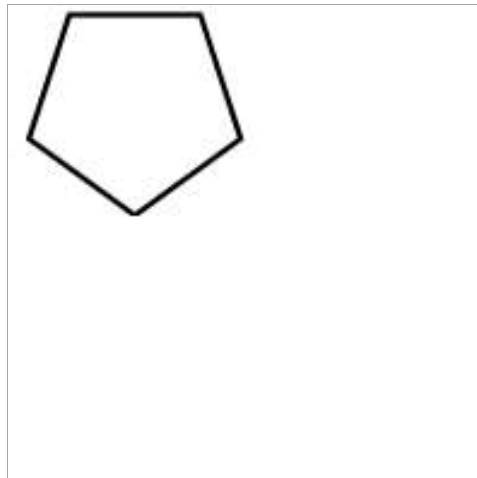
346

Löslichkeit

mischbar mit vielen organischen Lösungsmitteln, unlöslich in Wasser

Dd-Temperatur in °C

20 Reaktionen



Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

11400 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)

Geschichte

Eigenschaften

Sicherheitsdatenblatt
1,4065 (20 °C)¹⁾

Sicherheitshinweise
GHS-Gefahrenpiktogramm
aus Verordnung (EG) Nr. 1272/2008 (CLP)²⁾ ggf.
abweichend:

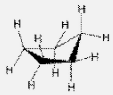
Gefahr
H: 228-201-208-112
E: 411
H- und P-Sätze:
E: 411
P: 201-201-201-100
203-201-201-101-101

Sicherheitshinweise
Cyclopentan ist leichtentzündlich und schwach
wasserflüchtig (WGK 1). Es bildet infolge seines niedrigen
Siedepunktes von 49 °C und seiner Flammbarkeit von -51 °C
leicht entzündliche Dampf-Luft-Gemische. Der
Explosionsbereich liegt zwischen 1,5 Vol.-% als untere
Explosionsgrenze (UEG) und 8,7 Vol.-% als obere
Explosionsgrenze (OEG)³⁾. Mit einer Mindestzündenergie von
0,25 mJ sind Dampf-Luft-Gemische extrem entzündlich.
Hohe Konzentrationen von Cyclopentan können zu
Bewusstlosigkeit führen.

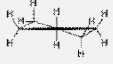
Cyclopentan ist eine zur Stoffgruppe der [Cycloalkane](#) gehörende farblose Flüssigkeit.

Eigenschaften

Die in der Infobox gezeigte Skelettfelml gibl nicht die „reale“ Molekülstruktur wieder. Die fünf Kohlenstoffatome liegen nicht in einer Ebene. Außerdem ist das Molekül „flexibel“, d. h., seine Atome sind im Molekülverband in ständiger Bewegung begriffen (siehe Artikel [Pseudorotation](#)). Die energetisch günstigen [Konformationen](#) sind die sogenannte *Briefumschlag-Konformation* (engl. *envelope conformation*) und die *Halbsessel-Konformation* (*half-chair conformation*).



Briefumschlag-Konformation von Cyclopentan



Halbsessel-Konformation von Cyclopentan

Cyclopentan [schmilzt](#) bei -94 °C und [siedet](#) bei 49 °C . In Wasser ist Cyclopentan praktisch unlöslich, mit vielen organischen [Lösungsmitteln](#) ist es jedoch mischbar. Der Dampfdruck beträgt bei 20 °C 346 hPa , die Flüssigkeit ist leicht flüchtig. Die Dichte beträgt $0,75\text{ g/ml}$ bei 20 °C . Cyclopentan riecht benzinartig. Der [Flammpunkt](#) liegt bei -51 °C , die [Zündtemperatur](#) bei 320 °C .^[1]

Vorkommen

Cyclopentan kommt im [Erdöl](#) vor.

Herstellung

Anwendungen

Es wird unter anderem als Lösungsmittel für organische Stoffe verwendet. Seit den 1990er-Jahren wird Cyclopentan (ggf. im Gemisch mit seinen anderen [Isomeren](#) oder C4-Kohlenwasserstoffen) auch als (physikalisches) [Treibmittel](#) bei der Herstellung von [Polyurethan](#)-Hartschaumstoffen verwandt. Der überwiegende Teil der in Deutschland vorhandenen neueren Haushaltskühlgeräte enthält den Kohlenwasserstoff [Isobutan](#) als Kältemittel und den Kohlenwasserstoff Cyclopentan als Schaumtreibmittel.

Durch die Oxidation von Cyclopentan lässt sich [Cyclopentanon](#) synthetisieren.¹

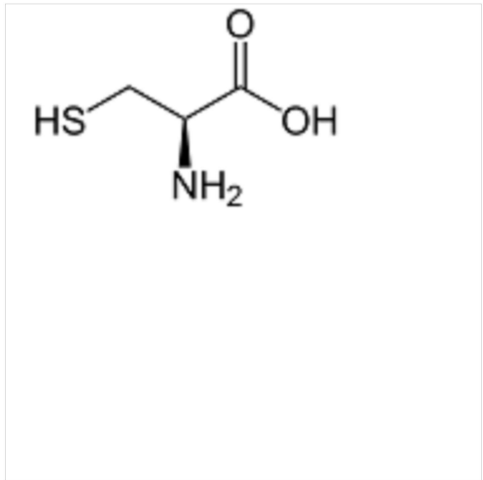
Name Cystein

27 ID-organisch Molare Masse in g/mol 121,16

Summenformel C3H7NO2S CAS-Numm 3374-22-9 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 220

Cys, 2-Amino-3-sulfanylpropansäure, Thioserin



Kurzbeschreibung

farbloser Feststoff mit charakteristischem Geruch

Siedepunkt in °C

0

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

gut löslich in Wasser: 280 g-l-1 (20 °C) [3] gut in Alkohol, Essigsäure, nicht in Ether und Benzol

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

Geschichte

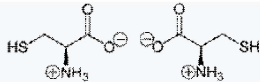
L-Cystein wurde zuerst 1810 als Cystin durch den englischen Naturwissenschaftler William Hyde Wollaston aus Nierensteinen isoliert, [7] woraus sich auch der Name (altgriechisch κύστις kŭstis, deutsch ‚Blase‘, ‚Harnblase‘) ableitet. Wollaston hat die neue Substanz zunächst als „cystic oxide“ bezeichnet, bevor Jöns Jakob Berzelius ihr später den Namen Cystin gab. Die erstmalige Isolierung aus Eiweißen gelang dem schwedischen Chemiker Graf Mörner im Jahr 1899. [8] Zuvor war es dem Freiburger Professor Eugen Baumann durch die Reduktion von Cystin erstmals gelungen, [9] die eigentliche Aminosäure Cystein zu erhalten. Emil Fischer konnte schließlich die Strukturformel von Cystein zweifelsfrei aufklären.

Eigenschaften

Cystein (ausgesprochen: Cyste-in), abgekürzt **Cys** oder **C**, ist eine **g-Aminosäure** mit der Seitenkette –CH₂–SH, die **Schwefel** enthält. Nur die natürlich vorkommende **enantiomere** Form **L-Cystein** [Synonym: **(R)-Cystein**] ist eine **proteinogene** Aminosäure, sie kann beim Erwachsenen in der Leber aus der ebenfalls schwefelhaltigen Aminosäure **L-Methionin** gebildet werden.

Durch Oxidation der **Sulfhydrylgruppen** können zwei Cysteinreste miteinander eine **Disulfidbrücke** bilden, womit **Cystin** entsteht. Solche Disulfidbrücken stabilisieren in zahlreichen **Proteinen** deren **Tertiar- und Quartärstruktur** und sind für Bildung und Erhalt funktionstragender **Konformationen** von Bedeutung.

Cystein liegt überwiegend als „inneres Salz“ bzw. **Zwitterion** vor, dessen Bildung dadurch zu erklären ist, dass das **Proton** der **Carboxygruppe** an das einsame Elektronenpaar des Stickstoffatoms der **Aminogruppe** wandert:



Zwitterionen von L-Cystein (links) bzw. D-Cystein (rechts)

Im elektrischen Feld wandert das Zwitterion nicht, da es als Ganzes ungeladen ist. Genaugenommen ist dies am isoelektrischen Punkt (bei einem bestimmten pH-Wert) der Fall, bei dem das Cystein auch seine geringste Löslichkeit in Wasser hat. Der **isoelektrische Punkt** von Cystein liegt bei einem **pH-Wert** von 5,02.^[8]

Cystein könnte zu den nicht **essentiellen Aminosäuren** gezählt werden, da es vom Körper gebildet werden kann. Allerdings ist dazu die essentielle Aminosäure **Methionin** erforderlich. Daher wird Cystein üblicherweise als **semi-essentiell** betrachtet. Als Bestandteil vieler **Proteine** und **Enzyme** ist es oft am **Katalysemechanismus** beteiligt.

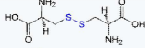
- **Seitenkette:** hydrophil
- **Van-der-Waals-Volumen:** 86
- **Hydrophobizitätsgrad:** 2,5

In neutraler bis alkalischer wässriger Lösung erfolgt bei Luftzutritt eine Oxidation zu **Cystin**.^[8] Bei der Einwirkung starker Oxidationsmittel wird die **Cysteinsäure** gebildet.^[8]

Vorkommen

Vorkommen^[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

L-Cystein findet sich in Proteinen, aber nicht alle Proteine enthalten Cystein. Rechnerische Analyse von 207 nicht-mitochondriale tierischen Proteinen ergab einen durchschnittlichen Massenanteil von 2,6 % Cystein, in der gleichen Analyse wurde für Molkenprotein 1,7 % Cystein bestimmt.^[7]



Chemische Formel von L-Cystin mit der blau markierten Disulfidbrücke. L-Cystin sollte nicht mit L-Cystein verwechselt werden.

Häher-, Cystin-Gehalt (und damit hohe Stabilität) findet sich z. B. in Keratin; Feder-Keratin enthält etwa 7 %, Vogei-Keratin 11 bis 17 %, Cystin.^[7] Aber auch sehr kleine scheinlich stabilisierte Proteine, wie Schlangengifte (Mokasin, Najaotoxin etc., etwa 40 bis 70 Aminosäuren) enthalten 10 bis 14 % Cystein in Form von Cystin (Disulfidbrücken).

Lebensmittel^[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Die folgenden Beispiele geben einen Überblick über Cystin Gehalte und bezeichnen sich jeweils auf 100 g des Lebensmittels, zusätzlich ist der prozentuale Anteil von Cystein am Gesamtprotein angegeben.^[7]

Lebensmittel	Gesamtprotein	Cystein	Anteil
Schweinefleisch, roh	20,95 g	242 mg	1,2 %
Hähnchenbrustfilet, roh	21,23 g	222 mg	1,0 %
Lachs, roh	20,42 g	219 mg	1,1 %
Hühnerrei	12,57 g	272 mg	2,2 %
Kühmich, 3,7 % Fett	3,28 g	30 mg	0,9 %
Sonnenblumenkerne	20,78 g	451 mg	2,2 %
Weißbrot	15,23 g	208 mg	1,4 %
Weizen-Vollkornmehl	13,70 g	317 mg	2,3 %

Herstellung

Technische

Gewinnung^[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

L-Cystein kann wie bei den meisten **α-Aminosäuren** durch Einwirkung von Sulfidure auf Proteine wie Keratin (meist aus keratinreichen Geweben wie Menschen- oder Tierhaare oder Federn) durch Hydrolyse gewonnen werden. Das so gewonnene L-Cystein kann dann durch chemische Reduktion in L-Cystein überführt werden.

Da heute bei Verbrauchern eindeutig ein Trend weg von tierischen Produkten zu pflanzlichen Alternativen zu beobachten ist, lassen sich heute auch Cystein aus Ethanol, das auf Pflanzenbasis gewonnen wird, über die chem. Fermentation aus Ethanol auflegen. Diese und anderen gentechnischen Verfahrenen sind möglich.^[7] Das L-Cystein wird in der Biochemie häufig als Tryptophan-erzeugnis eingesetzt.

Cystein enthält in der Darstellung auch zwei **Schwefel** an **Sulfidure**, z. B. **Ethylthio** und **Hydroxyethylthio** an der **β-Position**.^[7] Folglich sind auch **Disulfidbrücken** und **Thioester** gebildet.^[7]

Beim Hydrolyse von L-Cystein kann **Hydroxyethylthio** aus **Hydroxyethylthio** zu **Hydroxyethylthio** überführt werden. Diese beiden **Hydroxyethylthio** können zu **Hydroxyethylthio** überführt werden. Diese beiden **Hydroxyethylthio** können zu **Hydroxyethylthio** überführt werden.

Biotechnische und

Metabolische Gewinnung^[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Cystein wird biotechnisch aus **D-Glucose** mittels des **Klebsäurezyklus** und **Glucose** über **Glucose** und **Glucose** zu **Cystein** gewonnen. Diese sind die **Dreiecke** **Cystein**, **Cystein** und **Cystein**. **Cystein** und **Cystein** können durch **Cystein** und **Cystein** gewonnen werden.

Die Aminosäure kann durch **5-Hydroxyethylthio** gewonnen werden. Dabei können **5-Hydroxyethylthio** und **5-Hydroxyethylthio** zu **5-Hydroxyethylthio** überführt werden. Diese sind die **Dreiecke** **Cystein**, **Cystein** und **Cystein**. **Cystein** und **Cystein** können durch **Cystein** und **Cystein** gewonnen werden.

Durch **Transaminierung** kann es auch aus **Methionin** gewonnen werden. Die **5-Hydroxyethylthio** überführt **Sulfid** auf die **Thioester** und **Hydroxyethylthio**.

Anwendungen

Therapeutische

Funktionen [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Aus L-Cystein werden pharmazeutische Wirkstoffe im industriellen Maßstab hergestellt, z. B. (R)-S-[Carboxymethylcystein](#) und (R)-N-[Acetylcystein](#) (ACC bzw. NAC). Diese beiden Pharmawirkstoffe sollen als orale [Mukolytika](#) den oft zähen Bronchialschleim bei chronischer [Bronchitis](#) und chronisch obstruktiver Lungenerkrankung verflüssigen. Unter der Gabe von Cystein wird der im Verlauf dieser Erkrankungen vermehrt gebildete Bronchialschleim dünnflüssiger und kann so leichter abgehustet werden. Cystein steigert auch eine Reihe von Lymphozytenfunktionen, wie beispielsweise die zytotoxische T-Zellaktivität. Cystein und Glutathion verhindern die Expression von [NF-AT](#), des nukleären [Transkriptionsfaktors](#) in stimulierten [T-Zell-Linien](#). In-vitro-Studien zeigen, dass die stimulierende Wirkung von TNF ([Tumornekrosefaktor](#)), induziert durch freie Radikale, auf die HIV-[Replikation](#) in [Monozyten](#) durch schwefelhaltige Antioxidantien gehemmt werden kann. Diese grundlegenden Studien sprechen dafür, dass die Behandlung von Entzündungskrankheiten und AIDS mit Cystein damit möglicherweise nützlich sein könnten.

Cystein kann [Schwermetall-Ionen komplexieren](#). Es wird daher unter anderem als Therapeutikum für [Silber-Vergiftungen](#) eingesetzt. Da es [freie Radikale](#) an die [Thiolgruppe](#) bindet, wird Cystein auch zur Vorbeugung gegen [Strahlenschäden](#) eingesetzt. Bei Föten, Früh- und Neugeborenen, sowie bei [Leberzirrhose](#) ist die Aktivität des Enzyms Cystathionase nicht vorhanden oder stark eingeschränkt. In diesen Fällen ist eine exogene Cysteinzufuhr notwendig.^[22] Es ist ein [Radikalfänger](#), der die zellschädigenden Stoffe unschädlich macht und für den in neueren Studien eine gewisse Vorbeugefunktion gegen [neurodegenerative Erkrankungen](#) postuliert wird.

Bei der sehr seltenen [Neurodegeneration mit Eisenablagerung im Gehirn](#) bewirkt eine [Mutation](#) im für das Enzym [Pantothenatkinase codierende PANK2-Gen](#), dass es zu einer Anreicherung von Cystein-[Eisen-Komplexen im Gehirn](#) – speziell im [Globus pallidus](#) und der [Substantia nigra pars reticulata](#) – kommt. Dies führt wiederum zu einem Anstieg [freier Radikale](#) und letztlich zu einer oxidativen Schädigung der Nervenzellen des Gehirns.^[23]

Cystein ist Bestandteil von Aminosäure-Infusionslösungen zur parenteralen Ernährung.^[24]

Name D- Fruktose

16 ID-organisch Molare Masse in g/mol 180,16

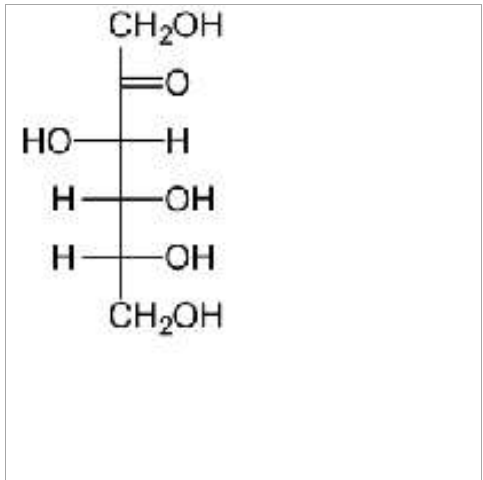
Summenformel C6H12O6 CAS-Numm 57-48-7 Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel

106

Fruchtzucker



Siedepunkt in °C

Kurzbeschreibung

106

farb- und geruchlose, sehr süß schmeckende Prismen oder Nadeln

Dampfdruck in hPa

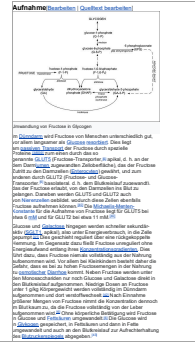
0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

sehr gut in Wasser: 790 g/l (20 °C)[3]
gut in Aceton, mäßig in Ethanol, schlecht in Diethylether, Benzol und Chloroform



Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

Geschichte

Geschichte [\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)

Die Bezeichnung Fructose wurde 1857 von [William Allen Miller](#) erwähnt,^[4] als [Allusion](#) auf lat. *fructus* ‚Frucht‘ und -ose als [Suffix](#) für [Kohlenhydrate](#).

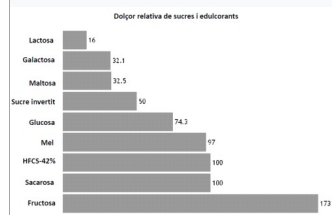
Eigenschaften

Industrielle

Verwendung [Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)



Fructose in kristalliner Form



Süßkraft verschiedener Zucker^[21]

Aus ökonomischen und logistischen Gründen ist, v. a. aufgrund günstiger Transportmöglichkeiten in Tankwagen und einer gegenüber gewöhnlichem [Zucker](#) (Kristall- / Tafel- / Haushaltszucker oder [Saccharose](#)) 20 % höheren [Süßkraft](#), eine zunehmende Verdrängung anderer Verbindungen, die zum Süßen verwendet werden, durch Fructose zu beobachten.

Verwendung zum

Süßen [Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Lange Zeit – bis Anfang der 2000er-Jahre – wurde Fruchtzucker zum Süßen [diätetischer](#) Lebensmittel empfohlen.^[22] Bezogen auf [Haushaltszucker](#) hat eine 10-prozentige α -Fructoselösung eine [Süßkraft](#) von 114 Prozent.^[23] Die Angaben variieren zwischen 1,14 (gelöste Form) und 1,8 (kristalline Form).^{[24][25][26][27]} Die Süßkraft von Fructose wirkt synergistisch mit anderen Verbindungen, die zum Süßen verwendet werden.^{[28][29]} Die Pyranoseform der Fructose wirkt süßer als Saccharose, während die Furanoseform etwa gleich süß wirkt.^[28] Im kristallinen Zustand liegt nur die süßer wirkende Pyranoseform der Fructose vor.^[28] Erwärmen von Fructoselösungen begünstigt die Furanoseform.^{[24][29]} Durch Erhitzen wird die

Name D-Glucose

15 ID-organisch Molare Masse in g/mol 180,16

Summenformel C6H12O6 CAS-Numm 50-99-7 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 146

Glukose, Dextrose

Kurzbeschreibung

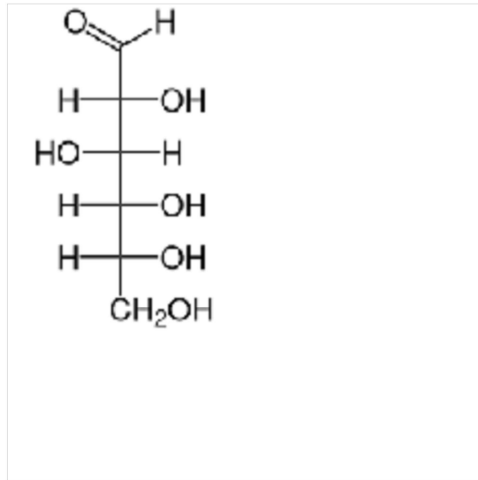
farb- und geruchloser

Feststoff[2]

relative Süßkraft = 0,6–0,75[3]

Löslichkeit

gut in Wasser (470 g·l⁻¹ bei 20 °C)



Siedepunkt in °C

0

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

25,8 g·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)

Geschichte

Glucose (Ableitung **Glc**) oder **Glukose** (von **griechisch** γλυκύς, aus^[1] und -ose als Suffix für Zucker) ist ein natürlich vorkommendes Kohlenhydrat. Von den Glucoseantimonen ist die **D-Glucose** die natürliche Form. Sie wird auch als **Traubenzucker** oder bei Lebensmittelhilfsstoffen als **Dextrose** bezeichnet und ist das häufigste **Monosaccharid** (Einfachzucker) [1]. **L-Glucose** kann synthetisch dargestellt werden, besitzt aber nur geringe Bedeutung für eine Erklärung der Bezeichnungen „D“ und „L“ (siehe Fischer-Projektion). Wenn Glucose ohne weiteren Namenszusatz (**Präfix**) erwähnt wird, ist D-Glucose gemeint.

In lebenden Organismen ist Glucose die Hauptenergiequelle. Sie wird als **solares Glukose** gespeichert. In Tieren als **Glykogen** und in Pflanzen als **Stärke**. Als Baustein der **Cellulose** ist sie Hauptbestandteil pflanzlicher Zellwände und damit das häufigste Kohlenhydrat [2]. Glucose wird in medizinischen **Infusionslösungen** verwendet und gilt als **unverzichtbares Arzneimittel** [3].

Geschichte [Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Glucose wurde erstmals 1747 von **Andreas Sigmund Margraf** aus **Bosnien** isoliert [1][3]. Sie wurde 1792 von **Johann Tobias Lowitz** aus Weimarn isoliert und als verschieden von **Birnzucker** (Saccharose) erkannt [3]. Glucose ist der von **Jean Baptiste Dumas** 1834 geprägte Begriff, der sich in der chemischen Literatur durchgesetzt hat. Von **Friedrich August Kekulé** stammt der Vorschlag, Dextrose (von **lateinisch** dexter = rechts), da Traubenzucker in wässriger Lösung die Ebene des linear polarisierten Lichtes nach rechts dreht [3]. Im Gegensatz dazu drehen D-Fucose (eine Kohlenzucker) und L-Glucose linear polarisiertes Licht nach links. Die hierauf gründende, frühere D- und L-Schreibweise aufgegeben [3], die sich auf die absolute Konfiguration desjenigen Asymmetrezentrums bezieht, das von der Carbonylgruppe am weitesten entfernt ist, und das mit der von D- oder L-Glyceraldehyd übereinstimmt [3][7].

Die Struktur der Glucose und die Strukturbeziehungen zu den anderen Monosacchariden wurden zwischen 1891 und 1894 von **Ernst Fischer** mit Hilfe der Fischer-

Abhängigkeiten | [Quelltext bearbeiten](#)

→ **Wikipedia:Glossar von Proteinreaktion**

Traubenzucker wird im Stoffwechsel über die Glykolyse und den Citratzyklus in Acetyl-CoA umgewandelt. Die Glykolyse wird allen lebenden Organismen (Pflanz, Tier, Pilz, Bakterien) von den Mitochondrien (Eukaryoten) und den Chloroplasten (Eukaryoten) sowie den Cyanobakterien (Prokaryoten) zur Energiegewinnung genutzt. Die Citratzyklusreaktion ist ein zentraler Bestandteil des Energiestoffwechsels. Traubenzucker wird in der Gärung zu Ethanol und Kohlendioxid umgewandelt. In der Biochemie wird die D-Glucose als Substrat für die Synthese von Disacchariden wie Maltose, Sucrose und Lactose verwendet. In der Medizin wird die D-Glucose zur Behandlung von Hypoglykämie eingesetzt.



Chemie [Bearbeiten](#)

Die folgenden Dextrose-Verbindungen auf Nahrungsmitteln werden, die Glucose als Energiequelle für Bakterien (z. B. in sauren Bakterien) sind – in roter Schrift – aufgeführt.

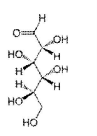





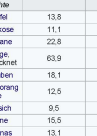

Eigenschaften

Eigenschaften[\[Bearbeiten\]](#) [\[Quelltext bearbeiten\]](#)

Siehe auch: [Kohlenhydrate](#), [Chemie](#)

Glucose liegt in fester Form meist als ein Monohydrat mit geschlossenem Pyranring vor (Hydratdehydrat). In wässriger Lösung ist sie dagegen in geringem Umfang offenkettig und liegt überwiegend als α - oder β -Pyranose vor, die durch Mutarotation teilweise ineinander übergehen. Aus wässrigen Lösungen können die drei bekannten Formen kristallisiert werden: α -Glucopyranose, β -Glucopyranose und β -Glucopyranose-Hydrat. Die Glucose ist ein Baustein der Zweifachzucker, Lactose (Milchzucker), Saccharose (Rohr- oder Rübenzucker) und Maltose sowie von **Mehrfachzuckern** wie **Raffinose** und **Vielfachzuckern** wie **Stärke** und **Amylopectin**, **Glycogen** und **Cellulose**. Die Glasübergangstemperatur von Glucose liegt bei 31 °C und die Gordon-Laylor-Konstante (eine experimentell ermittelte Konstante zur Vorhersage der Glasübergangstemperatur bei verschiedenen Massenanteilen einer Gemische aus zwei Stoffen) liegt bei 4,5 [8]. Vermutlich ist Glucose das häufigste natürliche Monosaccharid, weil sie weniger mit Proteinen per Glykation reagiert als andere Monosaccharide.^{[13][14]} Eine andere Hypothese ist, dass bei Glucose in Form der β -D-Glucose als einzige D-Aldohexose alle fünf Hydroxy-Substituenten in **axialer** Position stehen und damit für chemische Reaktionen leichter zugänglich sind^[9] beispielsweise für eine Veresterung^[10] oder Acetalbildung^[9]. Aus diesem Grund ist D-Glucose auch der stark bevorzugte Baustein in natürlichen Polysacchariden (Glycanen).

Systematik der Glucose[\[Bearbeiten\]](#) [\[Quelltext bearbeiten\]](#)

Verschiedene Formen und Darstellungen von α -Glucose im Vergleich	
Keilstrichformel	Haworth-Schreibweise
	
	
	
	

α -D-Glucopyranose in (1) Tollens-Fischer- (2) Haworth- (3) Sessel-Darstellung (4) stereochemischer Ansicht

Vorkommen

Vorkommen[\[Bearbeiten\]](#) [\[Quelltext bearbeiten\]](#)

Glucose kommt in allen Lebewesen vor, da sie zentraler Bestandteil des Stoffwechsels in allen Lebewesen ist.

Nahrungsmittel	Glucosegehalt in verschiedenen Pflanzen (in g/100 g) ^[11]					Saccharose in % des Gesamtzuckers	
	Gesamtschleimstoffe inkl. Ballaststoffe	Gesamtzucker	Fructose	Glucose	Fructose- zu Glucose-Verhältnis		
Früchte							
Apfel	13,8	10,4	5,9	2,4	2,1	2,0	19,9
Aprikose	11,1	9,2	0,9	2,4	5,9	0,7	63,5
Banane	22,8	12,2	4,9	5,0	2,4	1,0	20,0
Feigen, getrocknet	63,9	47,9	22,9	24,8	0,9	0,93	0,15
Trauben	18,1	15,5	8,1	7,2	0,2	1,1	1
Nabelobst							
Nabelorange	12,5	8,5	2,25	2,0	4,3	1,1	50,4
Pfirsich	9,5	8,4	1,5	2,0	4,8	0,9	56,7
Birne	15,5	9,8	6,2	2,8	0,8	2,1	8,0
Ananas	13,1	9,9	2,1	1,7	6,0	1,1	60,8
Pflaume	11,4	9,9	3,1	5,1	1,6	0,66	16,2
Gemüse							
Rote Bete	9,6	6,8	0,1	0,1	6,5	1,0	96,2
Kartoffel	9,6	4,7	0,6	0,6	3,6	1,0	77
Paprika	6,0	4,2	2,3	1,9	0,0	1,2	0,0
Zwiebel	7,6	5,0	2,0	2,3	0,7	0,9	14,3
Südkartoffel	20,1	4,2	0,7	1,0	2,5	0,9	60,3
Yamswurzel	27,9	0,5	Spuren	Spuren	–	–	Spuren
Zuckermohr							
Zuckermohr	13–18	0,2–1,0	0,2–1,0	0,2–1,0	11–16	1,0	hoch
Zuckerrübe							
Zuckerrübe	17–18	0,1–0,5	0,1–0,5	0,1–0,5	16–17	1,0	hoch
Getreide							
Weizen	19,0	6,2	1,9	3,4	0,9	0,61	15,0

Industrielle Erzeugung[\[Bearbeiten\]](#) [\[Quelltext bearbeiten\]](#)

Herstellung

Biochemie[\[Bearbeiten\]](#) [\[Quelltext bearbeiten\]](#)

Glucose wird hauptsächlich von Pflanzen mittels der Photosynthese aus Sonnenlicht, Wasser und Kohlendioxid produziert und kann von allen Lebewesen als Energie- und Kohlenstoffquelle verwertet werden. Im Grundbau der Glucose in Pflanzen und Tieren kommt aber nicht frei, sondern in glucosidischer Form vor, beispielsweise in Form von Maltose oder Ribose-6-phosphat. Glucose, oder ein Form von Ribose-6-phosphat, ist Bestandteil der Zellwand und eines Polymers, welches bei der Photosynthese aus Triose-Phosphat und Ribose-5-phosphat entsteht und zu Glucose-6-phosphat. Beim Menschen dient das Kohlenstoffgerüst nicht zum Aufbau anderer, sondern wird zur Energiegewinnung in der Speicher erhaltend bis zum Abbau der Maltose. Alle Lebewesen sind außerdem in der Lage, Glucose aus bestimmten Ausgangsstoffen selbst herzustellen, wenn sich die Hemmung aufhebt.

Vorstufen anderer Biomoleküle[\[Bearbeiten\]](#) [\[Quelltext bearbeiten\]](#)

Glucose wird in Lebewesen zu mehreren anderen chemischen Verbindungen umgebaut. Die wichtigsten sind:

- 1. Glucose wird zu Glucose-6-phosphat umgebaut.
- 2. Glucose wird zu Glucose-1,6-bisphosphat umgebaut.
- 3. Glucose wird zu Glucose-6-phosphat umgebaut.
- 4. Glucose wird zu Glucose-6-phosphat umgebaut.

Anwendungen

Industrielle

Verwendung [\[Bearbeiten\]](#) [| Quelltext bearbeiten\]](#)

Vor allem wird Glucose zur Herstellung von Fructose und bei der Herstellung von Glucosehaltigen [Lebensmitteln](#) verwendet. Bei Lebensmitteln wird es als [Süßungsmittel](#), als [Feuchthaltemittel](#), zur Volumenvergrößerung und zur Erzeugung eines weicheren [Mundgefühls](#) eingesetzt.^[41] Verschiedene Glucosequellen wie beispielsweise Traubensaft (bei Wein) oder Malz (bei Bier) werden zur Vergärung zu Ethanol im Zuge der Herstellung von [alkoholischen Getränken](#) verwendet. Die meisten [Softdrinks](#) in den USA verwenden HFCS-55 (d. h. 55 % Fructose), während die meisten anderen HFCS-gesüßten Lebensmittel in den USA HFCS-42 verwenden.^[49] Im Nachbarland [Mexiko](#) wird dagegen im Softdrink [Coca-Cola](#) Rohrzucker als Süßungsmittel verwendet, welches eine höhere Süßkraft besitzt.^[50] Daneben wird Glucosesirup unter anderem bei der Erzeugung von [Süßwaren](#) wie [Bonbons](#), [Toffee](#) und [Fondant](#) verwendet.^[51] Typische chemische Reaktionen von Glucose bei trockenen [Gartechniken](#) sind die [Karamellisierung](#) und mit [Aminosäuren](#) die [Maillard-Reaktion](#).^{[52][53]}

Glucose kann als Substrat für bakterielle [Fermentation](#) verwendet werden, beispielsweise mit *Clostridium thermoaceticum* zur Herstellung von [Essigsäure](#), mit *Penicillium notatum* zur Herstellung von [Araboascorbinsäure](#), mit *Rhizopus delemar* zur Herstellung von [Fumarsäure](#), mit *Aspergillus niger* zur Herstellung von [Gluconsäure](#), mit *Candida brumptii* zur Herstellung von [Isocitronensäure](#), mit *Aspergillus terreus* zur Herstellung von [Itaconsäure](#), mit *Pseudomonas fluorescens* zur Herstellung von [2-Ketogluconsäure](#), mit *Gluconobacter suboxydans* zur Herstellung von [5-Ketogluconsäure](#), mit *Aspergillus oryzae* zur Herstellung von [Kojisäure](#), mit *Lactobacillus delbrückii* zur Herstellung von [Milchsäure](#), mit *Lactobacillus brevis* zur Herstellung von [Apfelsäure](#), mit *Propionibacter shermanii* zur Herstellung von [Propionsäure](#), mit *Pseudomonas aeruginosa* zur Herstellung von [Brenztraubensäure](#) sowie mit *Gluconobacter suboxydans* zur Herstellung von [Weinsteinsäure](#).^[54]

Folgende Schautafel gibt einen kurzen Überblick über wichtige Produkte, die biotechnologisch erzeugt werden können. Die industriell interessanten Produkte bzw. deren Vorstufen sind **fett** gekennzeichnet:

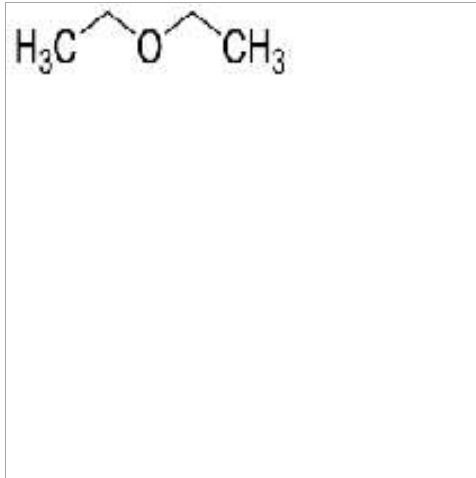
Name Diethylether

10 ID-organisch Molare Masse in g/mol 74,12

Summenformel C4H10O CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 60-29-7 -116

Äther



Kurzbeschreibung

farblose, leichtbewegliche, süßlich riechende Flüssigkeit, Narkotikum

Siedepunkt in °C

35

Dampfdruck in hPa

586

Dd-Temperatur in °C

20 Reaktionen

Löslichkeit

mischbar mit Ethanol, gut in Aceton, Methanol, Chloroform, Petrolether und konzentrierter wässriger Salzsäure

[Unfallrück](#) [Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Das hier Eingezeichnete ist eine Zusammenfassung der Informationen auf dem Etikett der BAEF in Lüttenberg. Die Informationen sind am 20. Juli 1988 insgesamt 201 Menschen und 400 bis 3518 Fahrzeuge, 3 122 Gebäude wurden in Minderstaff gelassen.

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

400 ml·m⁻³ bzw. 1200 mg·m⁻³ 1250 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)

Geschichte

Eigenschaften

Eigenschaften [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Dimethylether ist ein (bei Normalbedingungen) farbloses, hochentzündliches, narkotisch wirkendes Gas. Die Verbindung siedet bei -24 °C . Die Verdampfungswärme beträgt am Siedepunkt $21,51\text{ kJ/mol}$.^[7] Unter Druck sind bis zu 34 % in Wasser löslich.

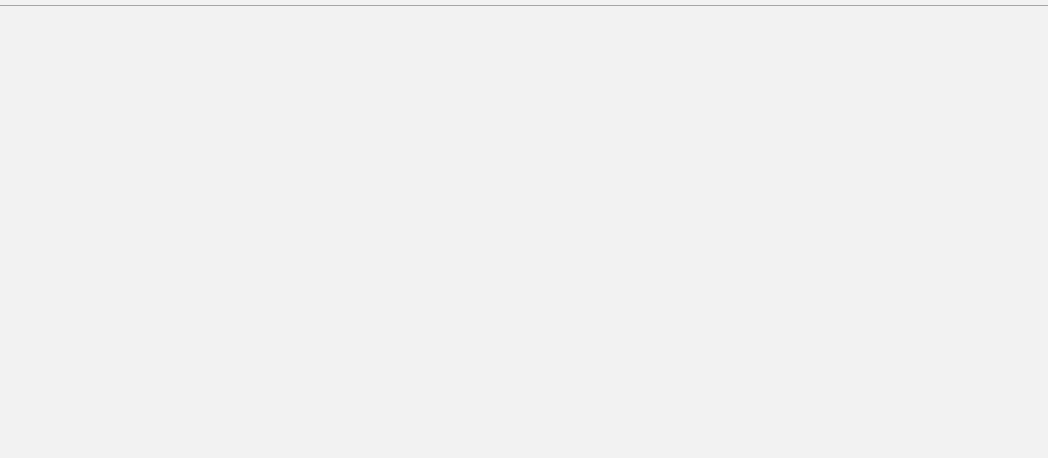
Thermodynamische Eigenschaften [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Die **Dampfdruckfunktion** ergibt sich nach **Antoine** entsprechend $\log_{10}(P) = A - (B/(T+C))$ (P in bar, T in K) mit $A = 4,11475$, $B = 894,669$ und $C = -30,604$ im Temperaturbereich von 194,93 bis 248,24 K.^[8] Die **kritischen Größen** betragen für die **kritische Temperatur** $126,9\text{ °C}$, für den **kritischen Druck** $53,7\text{ bar}$ und für die **kritische Dichte** $0,271\text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$.^[1]

Sicherheitstechnische Kenngrößen [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Dimethylether bildet leicht entzündliche Dampf-Luft-Gemische. Die Verbindung hat einen **Flammpunkt** von -42 °C .^[1] Der **Explosionsbereich** liegt zwischen 2,8 Vol.-% als **untere Explosionsgrenze** (UEG) und 24,4 Vol.-% als **obere Explosionsgrenze** (OEG).^{[1][9]} Der maximale **Explosionsdruck** beträgt $9,8\text{ bar}$.^{[1][9]} Die **Grenzsplaitweite** wurde mit $0,84\text{ mm}$ (50 °C) bestimmt.^{[1][9]} Es resultiert damit eine Zuordnung in die **Explosionsgruppe** IIB.^[9] Die **Zündtemperatur** beträgt 240 °C .^{[1][9]} Der Stoff fällt somit in die **Temperaturklasse** T3.

Vorkommen



Herstellung

Herstellung [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext](#)

Herstellung:
Es kann zum Beispiel durch
Elektrolytische **Schwefelwasserstoff** aus
2 Molekülen Methanol (unter Abscheidung von Wasser)
gewonnen werden.

Dimethylether entsteht als Nebenprodukt der
Methanolherstellung und wird züchtweise direkt
aus **Synthesegas** hergestellt. Als Quelle für das
Synthesegas dient Kohle, Erd- und Biogas sowie
Synthesen aus der Biomasseerzeugung von hohem
Ansehen.

Bei der Synthese handelt es sich um einen
zweistufigen Prozess, bei dem erst Ethyl- von
entsprechenden Kohlenwasserstoffen (in der Regel
 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) über **Temperatur** von 250 °C
und einem Druck von 7 bis 10 MPa zuerst
Methanol hergestellt wird, das in einem zweiten
Schritt in Anwesenheit eines Silberkatalysators (in
der Regel Aluminium) innerhalb desselben
Prozesses dehydratisiert wird. Alternative
Methanol- und Wasser ^[10] geringe Mengen

Herstellung [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext](#)

Herstellung:
Es kann zum Beispiel durch
Elektrolytische **Schwefelwasserstoff** aus
2 Molekülen Methanol (unter Abscheidung von Wasser)
gewonnen werden.

Dimethylether entsteht als Nebenprodukt der
Methanolherstellung und wird züchtweise direkt
aus **Synthesegas** hergestellt. Als Quelle für das
Synthesegas dient Kohle, Erd- und Biogas sowie
Synthesen aus der Biomasseerzeugung von hohem
Ansehen.

Bei der Synthese handelt es sich um einen
zweistufigen Prozess, bei dem erst Ethyl- von
entsprechenden Kohlenwasserstoffen (in der Regel
 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) über **Temperatur** von 250 °C
und einem Druck von 5 bis 10 MPa zuerst
Methanol hergestellt wird, das in einem zweiten
Schritt in Anwesenheit eines Silberkatalysators (in
der Regel Aluminium) innerhalb desselben
Prozesses dehydratisiert wird. Alternative

Anwendungen

Verwendung [Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Hochreiner Dimethylether findet breite Anwendung als **Treibgas** z. B. in **Haarspray** und **Lackspray**.^[11] Technischer Dimethylether ist eine Alternative zu **Flüssiggas** mit ausgezeichneten Brenneigenschaften. Ein **azeotropes** Gemisch von Dimethylether und **Ammoniak** ergibt das **Kältemittel** R723.

Ein großer Anteil des produzierten Dimethylethers wird mit **Schwefeltrioxid** (SO₃) zu **Dimethylsulfat** (C₂H₆O₄S) umgesetzt, das als Basis für eine Reihe von chemischen Prozessen und Produkten benötigt wird.

Bis in die 1960er Jahre war dies die Hauptverwendung von Dimethylether, 1998 wurden von den in Mitteleuropa produzierten 50.000 t etwa 15.000 t zu Dimethylsulfat umgesetzt.^[10]

Dimethylether ist zudem ein Zwischenprodukt zur Herstellung von **Alkenen** wie **Ethen** (Ethylen) und **Propen** (Propylen) aus **Methanol** oder **Erdgas** in der so genannten **Methanol-to-Olefins**-Technologie, die als Alternative zu den derzeit verwendeten Verfahren aus **Erdöl** („steam cracking“) entwickelt wurde.^[12]

DME als

Kraftstoff [Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Aufgrund einer **Cetanzahl** von 55 bis 60 lässt sich Dimethylether im **Dieselmotor** als Ersatz für **Dieselmotorkraftstoff** verwenden. Dabei sind leichte Modifikationen am **Motor** erforderlich, die hauptsächlich die **Einspritzpumpe** betreffen, sowie der Einbau eines **Drucktanks**, ähnlich wie bei **Autogas**. Dimethylether verbrennt im Dieselmotor sehr sauber ohne Rußbildung. Der Heizwert liegt bei 28,4 MJ/kg.

Gemäß der **Biokraftstoffrichtlinie** 2003-30-EG gilt Dimethylether als **Biokraftstoff**, sofern er „aus Biomasse hergestellt wird und für die Verwendung als **Biokraftstoff** bestimmt ist“ und soll langfristig **Flüssiggas** ablösen.^[13] Als **Rohstoffbasis** zur Herstellung des **Synthesegases** soll **Schwarzlaug**e aus der **Papier-** und **Zellstoffindustrie** dienen.^[14] Eine erste Fabrik für die Herstellung von biologisch hergestelltem Dimethylether wurde 2012 in **Piteå** in **Schweden** errichtet.^[15]

Name Docosadiensäure

78

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

336,56

Summenformel

C₂₂H₄₀O₂

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

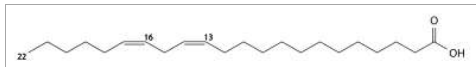
Trivialname

Strukturformel

17735-98-

0

(13Z,16Z)-13,16-
Docosadiensäure



Siedepunkt in °C

0

Kurzbeschreibung

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0

Reaktionen

Löslichkeit

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

Geschichte

Eigenschaften

Docosadiensäure ist eine zweifach ungesättigte [Fettsäure](#) in der Gruppe der [Omega-6-Fettsäuren](#).

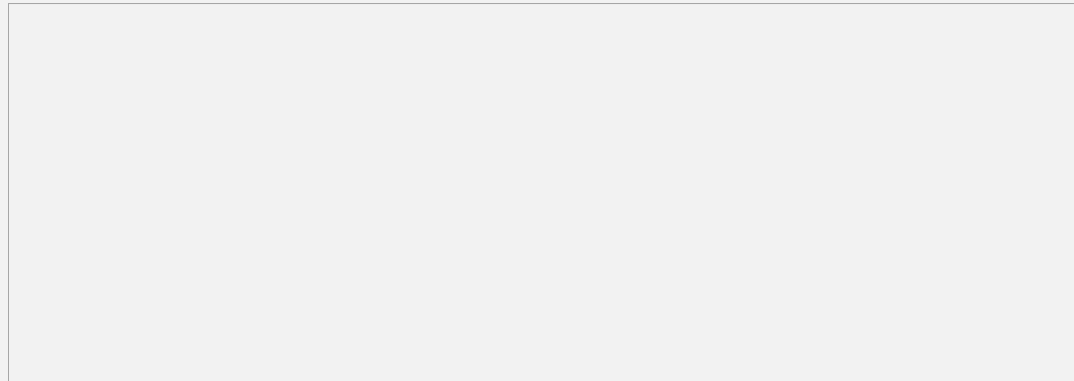
Vorkommen

Die Docosadiensäuren können sich durch die Lage der Doppelbindungen in der Kette und deren Konfiguration ([cis/trans-Isomerie](#)) unterscheiden.

- (13Z,16Z)-13,16-Docosadiensäure kommt verestert als [Triacylglycerid](#) in alten Sorten von [Rapsöl](#), [Rüböl](#) und in [Senföl](#), in [Fischöl](#) und in verschiedenen [Pflanzenölen](#) in geringen Mengen vor. In [Winterling](#)-Arten (*Eranthis*) kommt sie aber in Konzentration von bis zu 55 % vor.^[2]
- (5Z,13Z)-5,13-Docosadiensäure^[3] kommt häufig in Sumpflumen-Arten (*Limnanthes*; z. B. im [Wiesenschaumkraut](#)) vor.
- (7Z,13Z)-7,13-Docosadiensäure und (7Z,15Z)-7,15-Docosadiensäure konnte in Muscheln und Schwämmen sowie in Pilzen nachgewiesen.^{[4][5]}

Isomere mit trans-konfigurierter Doppelbindung spielen keine Rolle.

Herstellung



Anwendungen



Name Dodecansäure (IUPAC)

68

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

200,32

Summenformel

C₁₂H₂₄O₂

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

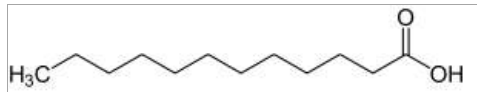
143-07-7

Trivialname

Strukturformel

44

Laurinsäure



Siedepunkt in °C

298

Kurzbeschreibung

farblose Nadeln

farblose Nadeln

Dampfdruck in hPa

0,0023

Dd-Temperatur in °C

25 Reaktionen

Löslichkeit

nahezu unlöslich in Wasser[1]

löslich in Ethanol und Diethylether

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

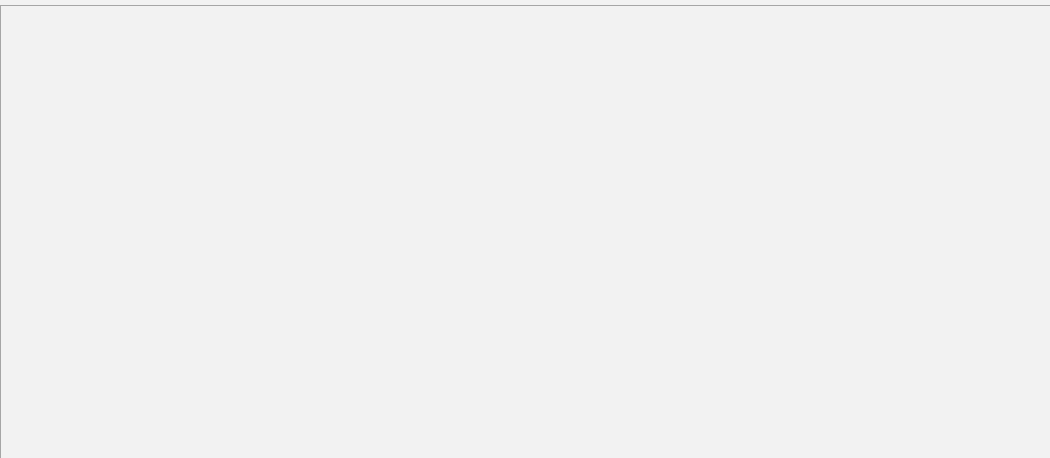
Geschichte

Eigenschaften

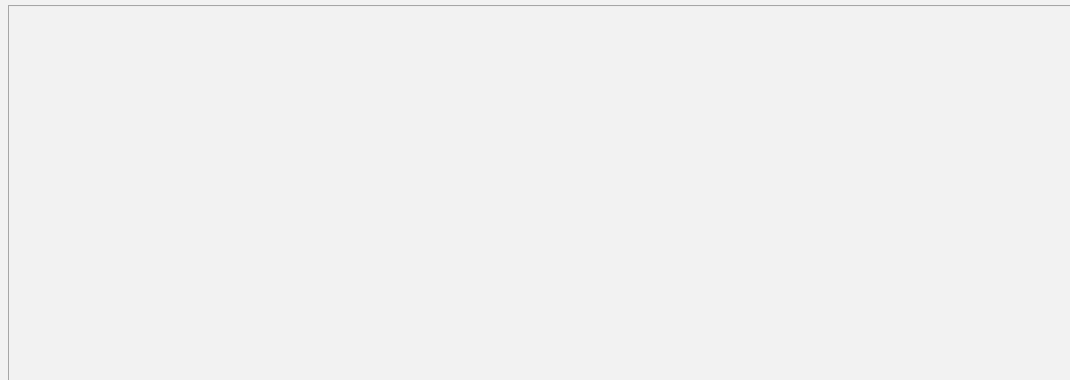
Laurinsäure (systematischer Name: **Dodecansäure**) ist eine gesättigte [Fett-](#) und [Carbonsäure](#). Sie leitet sich von dem [Alkan](#) *n-Dodecan* ab. Der Name stammt vom [Lorbeer](#) (*Laurus nobilis*), dessen Früchte ein [fettes Öl](#) liefern, das hauptsächlich Laurinsäure enthält. Ihre [Salze](#) und [Ester](#) heißen **Laurate** (systematisch auch **Dodecanoate**).

Laurinsäure ist ein weißer Feststoff, der bei 44 °C schmilzt. Als Fettsäurekomponente von [Triglyceriden](#) ist Laurinsäure weit verbreitet, zum Beispiel im [Kokosfett](#) (41 bis 46 %) und [Palmkernöl](#) (41 bis 45 %).

Vorkommen



Herstellung



Anwendungen

Technische Verwendung findet Laurinsäure vor allem bei der Herstellung von [Seifen](#), als Zusatzstoff in Walzölen in der Aluminiumindustrie.

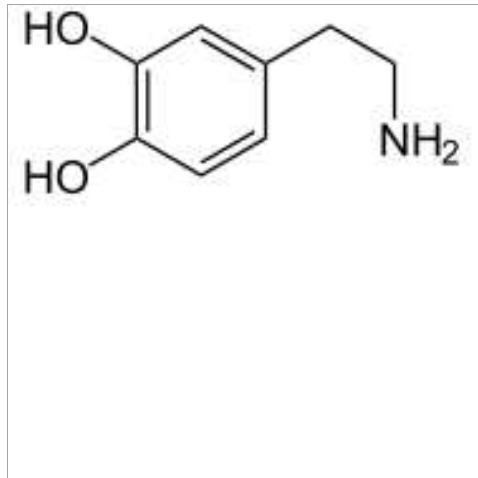
Name Dopamin

85 ID-organisch Molare Masse in g/mol 153,18

Summenformel C8H11NO2 CAS-Numm 51-61-6 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 128

Prolaktostatin oder PIH (Prolactin-Inhibiting Hormone)



Siedepunkt in °C

0

Kurzbeschreibung

farblose Prismen, mit charakteristischem Geruch

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

gut löslich in Wasser und Methanol[1]
unlöslich in Ethanol, Aceton, Chloroform, Ether[1]

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

2859 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)

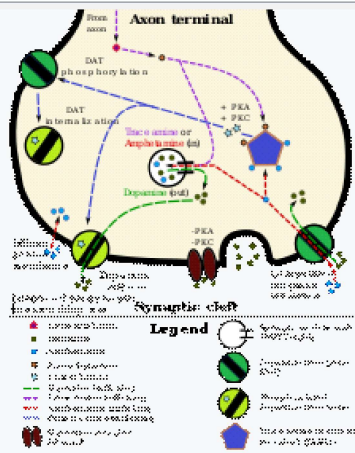
Geschichte

Dopamin (DA, Kunstwort aus [DOPA](#) und [Amin](#)) ist ein [biogenes Amin](#) aus der Gruppe der [Katecholamine](#) und ein wichtiger, überwiegend [erregend](#) wirkender [Neurotransmitter](#) des [zentralen Nervensystems](#). Dopamin wird auch **Prolaktostatin** oder **PIH** (*Prolactin-Inhibiting Hormone*) genannt. Dopamin ist ein [Hormon](#), das in (postganglionären sympathischen) Nervenendigungen und im [Nebennierenmark](#) als Vorstufe von [Noradrenalin](#) gebildet wird.

Im Volksmund gilt es als [Glückshormon](#). Die tatsächliche [psychotrope](#) Bedeutung des Dopamins wird allerdings hauptsächlich im Bereich der Antriebssteigerung und Motivation vermutet.^[4]

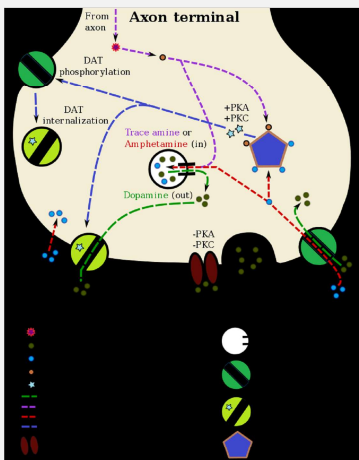
Dopamin wird auch als [Arzneistoff](#) verwendet, beispielsweise zur Behandlung des [Herz-Kreislauf-Schocks](#).

Eigenschaften



Wirkung eines TAAR1-([englisch](#) trace amine-associated receptor 1) Agonisten auf ein Neuron

Vorkommen



Herstellung

Dopamin ist ein Zwischenprodukt in der von der Aminosäure [Tyrosin](#) ausgehenden Biosynthese von [Adrenalin](#). Tyrosin wird durch [Tyrosinhydroxylase](#) in [Levodopa](#) umgewandelt und dieses wiederum durch [Aromatische-L-Aminosäure-Decarboxylase](#) in Dopamin.

Anwendungen

Medizinische

Verwendung [Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Dopamin senkt den [peripheren Widerstand](#) durch [Gefäßerweiterung](#) und vergrößert so das [Herzzeitvolumen](#)^[6] und damit auch die [glomeruläre Filtrationsrate](#). Die therapeutische Anwendung von Dopamin als [Katecholamin](#) bei [Schockzuständen](#), bei sehr [niedrigem Blutdruck](#) oder beim [Nierenversagen](#) tritt jedoch zunehmend in den Hintergrund, da es neben offensichtlichen [unerwünschten Wirkungen](#) wie [Herzrhythmusstörungen](#) auch zur [Immunsuppression](#) und zu [endokrinologischen Störungen](#) kommt, die gerade bei der Behandlung schwerstkranker Patienten in der [Intensivmedizin](#) problematisch sind. So wurde 2001^[2] von einer Anwendung von Dopamin zur Verhinderung oder zur Behandlung des akuten Nierenversagens in niedriger Dosierung („Nierendosis“) als wissenschaftlich unbegründet abgeraten.

Zur Behandlung von [Parkinson](#), bei der es wegen des Unterganges der Zellen in der [Substantia nigra](#) zu einem Mangel an Dopamin in den [Basalganglien](#) kommt, und des [Restless-Legs-Syndroms](#) wird [Levodopa](#) (L-DOPA), ein [Prodrug](#) des Dopamins, gegeben. Dopamin selbst würde nicht ins [Zentralnervensystem](#) gelangen, da es die [Blut-Hirn-Schranke](#) nicht passieren kann. Aus L-DOPA wird in den Basalganglien über [Decarboxylierung](#) Dopamin gebildet (siehe Abbildung). Dies würde auch schon vor dem Einfluten ins ZNS geschehen, weshalb es notwendig ist, L-DOPA mit einer Substanz zu kombinieren, die das für die Decarboxylierung verantwortliche ([Aromatische-L-Aminosäure-Decarboxylase](#)) Enzym hemmt. Zumeist erfolgt eine [galenische](#) Aufarbeitung des L-DOPAs zu einem Kombinationspräparat mit einem [Decarboxylasehemmer](#) wie [Carbidopa](#) oder [Benserazid](#). Da weder Carbidopa noch Benserazid im Gegensatz zu L-DOPA die Blut-Hirn-Schranke überwinden können, wird die Umwandlung zu Dopamin im ZNS nicht blockiert.

Dopaminhypothese der Schizophrenie [Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Gemäß der [Dopaminhypothese](#) wird seit den 1960er Jahren ein übermäßig hoher Dopamin-Spiegel in bestimmten Hirnarealen mit den Symptomen der [Schizophrenie](#) ([Psychosen](#)) in Verbindung

Name EDTA

58

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

292,24

Summenformel

C₁₀H₁₆N₂O₈

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

60-00-4

Trivialname

Strukturformel

245

Titriplex® II

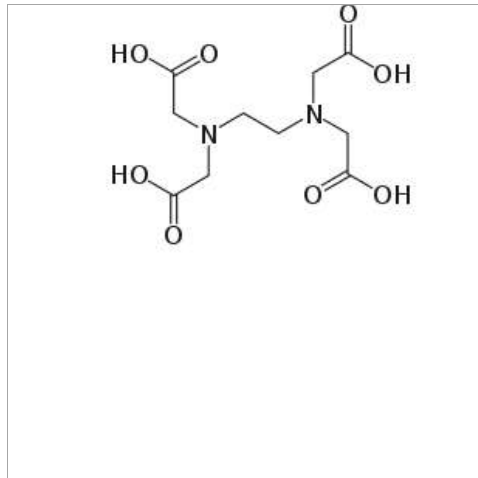
Trilon® B

Idranal® II

Chelaplex II

Kurzbeschreibung

farbloser Feststoff



Siedepunkt in °C

0

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

praktisch unlöslich in Wasser (0,5 g·l⁻¹ bei 20 °C)[3]
leicht in Ethanol und Diethylether

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

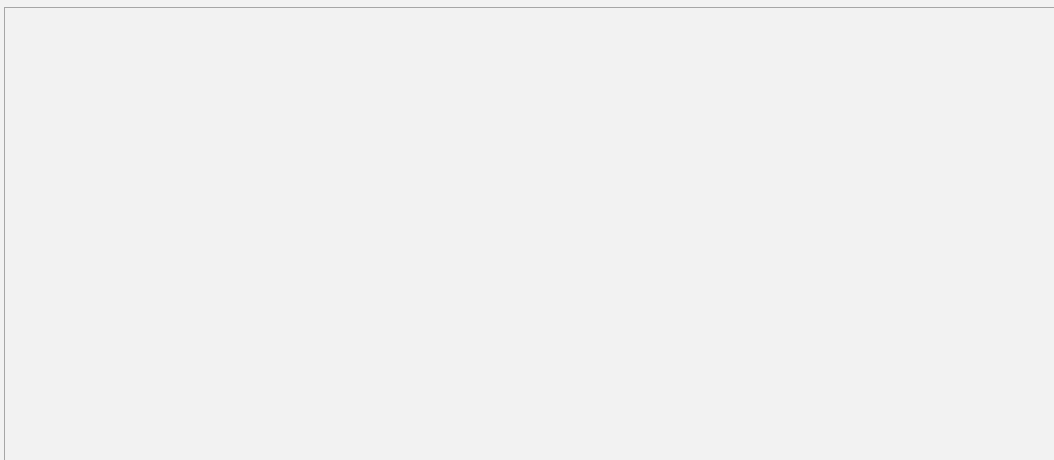
4500 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)

Geschichte

Eigenschaften

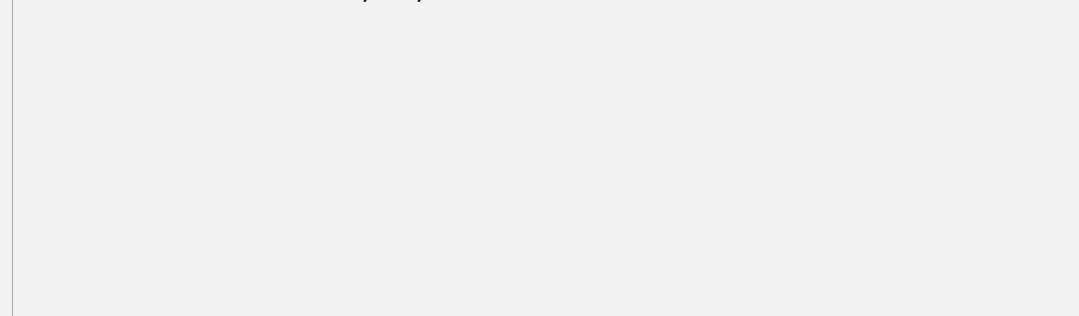
Ethylendiamintetraessigsäure bzw. **Ethylendiamintetraacetat**, das **Tetraanion** der Ethylendiamintetraessigsäure, ist ein **sechszähliger Komplexbildner** und bildet besonders stabile 1:1-**Chelatkomplexe** mit **Kationen** mit einer Ladungszahl von mindestens +2. Die Abkürzung **EDTA** steht sowohl für die deutsche Bezeichnung Ethylendiamintetraacetat als auch für die englische Bezeichnung Ethylenediaminetetraacetic acid. Pionierarbeit zu EDTA leistete **Gerold Schwarzenbach** in den 1940er-Jahren an der **Universität Zürich**. Die Erstsynthese von EDTA gelang 1935 **Ferdinand Münz** bei der IG Farben^[6], der ein Verfahren hierzu auch patentieren ließ. Das Ethylendiamintetraessigsäure-**Anion** kann neben den beiden **freien Elektronenpaaren** der **Stickstoffatome** auch vier **Carboxygruppen** für eine Komplexverbindung zur Verfügung stellen, es kann sich also 6-fach an ein **Kation** binden. Es vermag so sehr stabile Komplexe auch mit solchen Kationen zu bilden, die, wie beispielsweise **Calcium**, eine äußerst geringe Tendenz zur Bildung von Komplexen haben. Komplexe dieser Art bezeichnet man auch als **Chelatkomplexe**, von lateinisch *Chela* bzw. griechisch *Chele*, Krebsschere. EDTA bildet besonders stabile Komplexe mit Cu^{2+} , Ni^{2+} , Fe^{3+} und Co^{2+} . In saurem **pH-Wert** liegt EDTA in verschiedenen Säureformen vor, die weniger **dissoziiert** sind. Die **Säure** löst sich daher langsam, vor allem bei niedrigem **pH**, die **Salze** sind dagegen sehr schnell in Wasser löslich. In **Fetten** ist EDTA nicht löslich. Die **pK_s-Werte** sind je nach Quelle 0,26, 0,96, 2,60, 2,76 (für die **Deprotonierung** der vier Carboxygruppen)^[7] beziehungsweise 0, 1,5, 2, 2,66 (für die Deprotonierung der vier Carboxygruppen) und 6,16, 10,24 (für die Deprotonierung der zwei **Aminogruppen**).

Vorkommen



Herstellung

Durch die **Strecker-Synthese** von **Formaldehyd** und **Blausäure** mit **Ethylendiamin** über das Tetranitril und anschließender alkalischer Hydrolyse.



Anwendungen

EDTA ist einer der am häufigsten verwendeten Komplexbildner. 1999 wurden in Europa rund 35.000 Tonnen, in den USA 50.000 Tonnen verbraucht.

Neben der freien Säure werden vielfach auch deren Salze verwendet:

- Dinatrium-ethylendiamin-tetraacetat ($\text{Na}_2\text{H}_2\text{EDTA}$, Natriumedetat, INS 386)
- Tetranatrium-ethylendiamin-tetraacetat (Na_4EDTA)
- Calcium-dinatrium-ethylendiamin-tetraacetat (CaNa_2EDTA , [E 385](#))

Die wichtigsten Anwendungen von EDTA und deren Salzen sind

- **Detergenzien:** EDTA ist in vielen Wasch- und Reinigungsmitteln zur Bindung von Ca^{2+} - und Mg^{2+} -Ionen (Enthärtung) enthalten (es sollte aber nicht mit dem auch dort eingesetzten [TAED](#) verwechselt werden).
- Industrielle Reinigung: Komplexierung zweiwertiger Kationen wie Ca^{2+} und Mg^{2+} sowie einiger [Schwermetallionen](#)
- Photoindustrie: Fe^{III} -EDTA ist ein wichtiger Bestandteil (Oxidationsmittel für das metallische Silber) in der Farbentwicklung.
- Papierindustrie: Zur Komplexierung von Fe^{3+} - und Mn^{2+} -Ionen, die bei der chlorfreien Bleiche das Wasserstoffperoxid zersetzen
- Agrochemikalien: Fe^{III} -, Cu^{II} - und Zn^{II} -EDTA werden als Dünger verwendet, vor allem auf kalkhaltigen Böden (siehe dazu auch [Hydrokulturdünger#Komplexbildner](#))
- Konservierungsmittel: EDTA komplexiert zweiwertige Metallkationen, die für die Funktion vieler Enzyme essenziell sind. Die Vermehrung von Bakterien wird so unter anderem in Kontaktlinsen-Pflegemitteln verhindert.

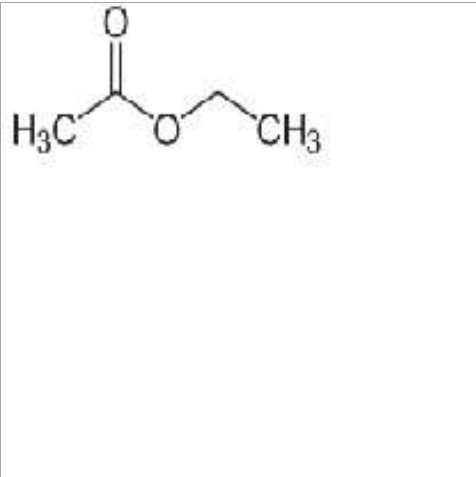
Weitere Verwendungen von EDTA sind:

- Textilindustrie: Stabilisierung von Bleichbädern
- **Kosmetika:** als Konservierungsstoff und um Verfärbungen durch Metalle in klaren Produkten zu vermeiden.
- Medizin: Behandlung von Metallvergiftungen. Eine umstrittene Therapie ist die [Chelat-Therapie](#), bei der EDTA injiziert wird, um den Körper zu *reinigen*. In der diagnostischen Medizin wird EDTA als Calciumchelator eingesetzt und dient der [Antikoagulation](#) von Blutproben.
- In der [Zahnmedizin](#) verwendet man EDTA-Lösungen bei [Wurzelkanalbehandlungen](#), um die bei der Aufbereitung des Wurzelkanales entstehende Schmierschicht zu entfernen und die [Dentinkanälcheneingänge](#) freizulegen.

Seine Calcium-Natriumsalze werden ebenfalls eingesetzt:

- Calciumdinatriumethylendiamintetraacetat wird als [Antioxidationsmittel](#), [Stabilisator](#) und [Komplexbildner](#) verwendet. Durch die Bindung von Metallionen verhindert es eine Farbveränderung bei Lebensmitteln in Konservendosen. Öle werden aus gleichem Grund am [Ranzigwerden](#) gehindert. Es ist in der [EU](#) als [Lebensmittelzusatzstoff](#) der Bezeichnung [E 385](#) nur für [emulgierte](#) Saucen, Dosen-

Name Essigsäureethylester

14	ID-organisch	Molare Masse in g/mol	88,11
Summenformel	C4H8O4	CAS-Numm	Schmelzpunkt in °C
Trivialname	Strukturformel	141-78-6	-83
Essigester			Siedepunkt in °C
Kurzbeschreibung			77
farblose Flüssigkeit mit fruchtigem Geruch			Dampfdruck in hPa
			98,4
Löslichkeit			Dd-Temperatur in °C
mäßig in Wasser (85,3 g·l ⁻¹ bei 20 °C)			20 Reaktionen
Maximale Arbeitsplatzkonzentration	Dosis Lethal		
200 ml·m ⁻³ bzw. 750 mg·m ⁻³	5620 mg·kg ⁻¹ (LD50, Ratte, oral)		
Geschichte			

Essigsäureethylester, auch **Ethylacetat** oder oft kurz als **Essigester** bezeichnet, ist eine [chemische Verbindung](#) aus der Gruppe der [Carbonsäureester](#). Es ist der [Ester](#) gebildet aus [Essigsäure](#) und [Ethanol](#). Die farblose Flüssigkeit ist ein charakteristisch fruchtig riechendes^[1] [Lösungsmittel](#), das in der chemischen Industrie und in Laboratorien oft verwendet wird.

Eigenschaften

Eigenschaften [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

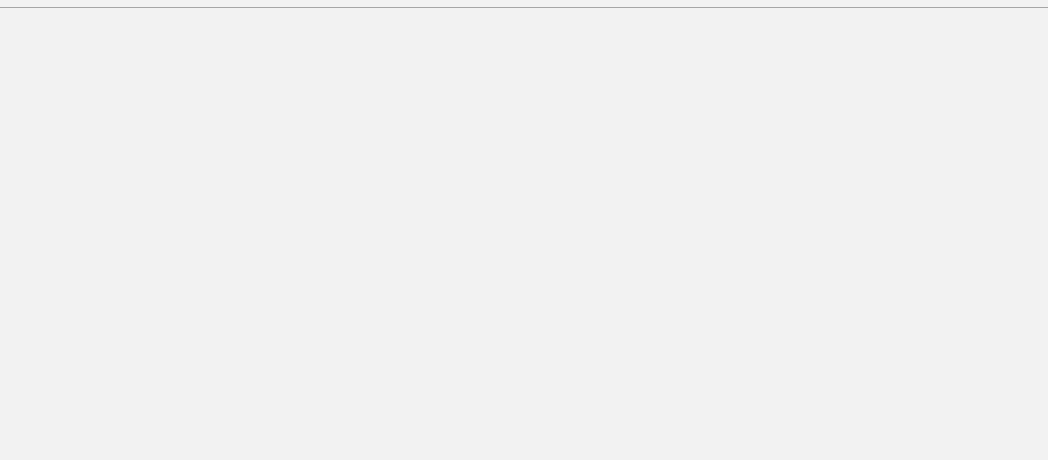
Physikalische Eigenschaften [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Ethylacetat liegt unter **Normalbedingungen** als farblose, niedrigviskose und brennbare Flüssigkeit vor. Der Schmelzpunkt liegt bei -83 °C ,^[1] wobei eine **Schmelzenthalpie** von $10,48\text{ kJ mol}^{-1}$ realisiert wird.^[2] Bei **Normaldruck** siedet die Verbindung bei 77 °C .^[3] Die **Verdampfungswärme** beträgt am Siedepunkt $31,94\text{ kJ mol}^{-1}$.^[4] Die **Dampfdruckfunktion** ergibt sich nach **Antoine** entsprechend $\log_{10}(P) = A - (B/(T+C))$ (P in bar, T in K) mit $A = 4,22809$, $B = 1245,702$ und $C = -55,189$ im Temperaturbereich von 298 K bis 349 K.^[5] Die Temperaturabhängigkeit der **Verdampfungsenthalpie** lässt sich entsprechend der Gleichung $\Delta H^{\text{vap}} = A \exp(-B/T) - T \cdot P$ (ΔH^{vap} in kJ/mol, T = (T/T_c) reduzierte Temperatur) mit $A = 54,26\text{ kJ/mol}$, $\beta = 0,2982$ und $T_c = 523,2\text{ K}$ im Temperaturbereich zwischen 298 K und 393 K beschreiben.^[6]

Zusammenstellung der wichtigsten thermodynamischen Eigenschaften

Eigenschaft	Typ	Wert	Bemerkungen
Standardbildungsenthalpie	$\Delta H^{\text{f}}_{\text{flüssig}}$	$-480,57\text{ kJ mol}^{-1}$ ^[1]	als Flüssigkeit als Gas
	$\Delta H^{\text{f}}_{\text{gas}}$	$-445,43\text{ kJ mol}^{-1}$ ^[2]	
Standardentropie	$S^{\text{flüssig}}$	$259,4\text{ J mol}^{-1}\text{K}^{-1}$ ^[3]	als Flüssigkeit als Gas
	S^{gas}	$362,75\text{ J mol}^{-1}\text{K}^{-1}$ ^[4]	
Verbrennungsenthalpie	$\Delta H^{\text{c}}_{\text{flüssig}}$	$-2235,4\text{ kJ mol}^{-1}$ ^[5]	
Wärmekapazität	c_p	$188,84\text{ J mol}^{-1}\text{K}^{-1}$ (25 °C) ^[6]	als Flüssigkeit als Gas
		$1,92\text{ J g}^{-1}\text{K}^{-1}$ (25 °C) ^[7]	
		$113,64\text{ J mol}^{-1}\text{K}^{-1}$ (25 °C) ^[8]	
		$1,29\text{ J g}^{-1}\text{K}^{-1}$ (25 °C) ^[9]	
Kritische Temperatur	T_c	$523,2\text{ K}$ ^[10]	
Kritischer Druck	p_c	$38,82\text{ bar}$ ^[11]	
Kritische Dichte	ρ_c	$3,497\text{ mol l}^{-1}$ ^[12]	
Azentrischer Faktor	ω	$0,3664$ ^[13]	

Vorkommen

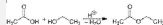


Herstellung

Gewinnung und Darstellung [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Veresterung [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

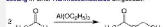
Eines der großtechnischen Herstellungsverfahren der chemischen Industrie beruht auf der säurekatalysierten Veresterung von Essigsäure mit Ethanol:



Diese Gleichgewichtsreaktion wird nach dem Prinzip von Le Chatelier (Massenwirkungsgesetz) durch fortwährende Abtrennung des entstehenden Wassers oder kontinuierlicher Abziehen des Esters auf die Seite der Produkte verlagert.

Tischtschenko-Reaktion [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Eine weitere Möglichkeit zur Herstellung von Ethylacetat bietet die Tischtschenko-Reaktion. Dadurch wird Acetaldehyd bei Temperaturen von 0–5 °C in Gegenwart von Aluminiumethanolat-Lösung in einer Flüssigphasenkatalyse umgesetzt:^[14]



Bei 95 %igem Umsatz erreicht die Selektivität von Ethylacetat etwa 66 % bezogen auf Acetaldehyd. Das wesentliche Nebenprodukt ist Acetaldehyd, welches durch Abscheiden von Acetaldehyd entfernt. Das Produktgemisch wird in einer kontinuierlichen Destillationskolonne aufgetrennt und das Ethylacetat abdestilliert.^[15]

Dieses Verfahren wird besonders in Regionen mit preisgünstiger Verfügbarkeit von Acetaldehyd (vor allem Europa und Asien) und in Ländern mit wirtschaftlichen Erhöhungsdrängen durchgeführt.^[16]

Anwendungen

Verwendung [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]



Essigsäureethylester

Essigsäureethylester ist ein vielseitig einsetzbares Lösemittel. Essigsäureethylester wird als [Extraktionsmittel](#) benutzt, z. B. zur [Entkoffeinierung](#) von Kaffeebohnen oder zur Gewinnung von natürlichen Aromastoffen für die Aromatisierung von [Limonaden](#), Bonbons und [Arzneimitteln](#). In [Rum](#) und einigen anderen [Spirituosen](#) ist es von Natur aus in geringen Mengen vorhanden. Auch im [Wein](#) kommt es in geringen Mengen vor, besonders wenn die [Trauben](#) durch [Hagel](#) oder [Fäulnis](#) geschädigt wurden; es verursacht dann einen Lösungsmittelton im Wein.

In [Klebstoffen](#) ist es eines der am häufigsten eingesetzten Lösungsmittel. In hoher Konzentration wirkt es als [Rauschmittel](#), das zum [Schnüffeln](#) verwendet wird.

In der Stromspeichertechnologie wird Ethylacetat als Elektrolyt verwendet. Der Vorteil organischer Flüssigkeiten gegenüber wässrigen Elektrolyten ist die gute Funktionsfähigkeit bei tiefen Temperaturen. Der Nachteil ist die wesentlich geringere Energiedichte.

Aufgrund seiner starken Lösungskraft findet Essigsäureethylester auch als Bestandteil von [Nagellackentfernern](#) und Verdünnern Verwendung.

Name Ethan

2

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

30,07

Summenformel

C₂H₆

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

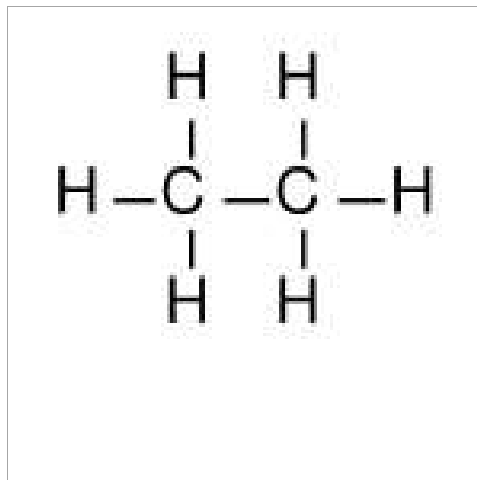
74-84-0

Trivialname

Strukturformel

-183

Äthan



Siedepunkt in °C

Kurzbeschreibung

-89

farbloses Gas

Dampfdruck in hPa

3,8

Löslichkeit

Dd-Temperatur in °C

20 Reaktionen

sehr schlecht in Wasser (24 µl/g bei 20 °C) [1], gut löslich in Ethanol

Reaktionen [\[auswerten\]](#)
 $2 \text{C}_2\text{H}_6 + 7 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$
Es verbrennt unter Maßhaltungen mit [Sauerstoff](#) zu [Kohlendioxid](#) und [Wasser](#).
 $\text{C}_2\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2$
Ethan wird zu [Ethen](#) und [Wasserstoff](#) gespalten.

Gefahren [\[auswerten\]](#)
Ethan führt beim Einatmen zu erhöhten Atem- und Herzfrequenzen. Bei Weitem führt es beim Einatmen in größeren Mengen zu Taubheit in den Gliedern, zu Schläfrigkeit, mangelnder Verwirrung, Koordinations- und Gleichgewichtverlust sowie Hyperventilation. Bei Aufnahmeführt es zu Übelkeit und Erbrechen. Weil Ethan meist bei tiefen Temperaturen flüchtig gelagert wird, kann es bei anstehenden Ethan zu Erfrierungen kommen. Ethan ist hochentzündlich.
Zwischen einem Luftvolumenanteil von 2,7 bis 15,5 Prozent bildet es explosive Gemische, wobei das stöchiometrische Gemisch einen Anteil von 6,5 Vol.-% Ethan enthält. Der Flammpunkt liegt bei 1325 °C, die [Zündtemperatur](#) bei 515 °C.

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

Geschichte

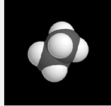
Ethan (standardsprachlich: **Äthan**) ist eine chemische Verbindung, die den [Alkanen](#) zugehört (gesättigte [Kohlenwasserstoffe](#)). Es ist ein farb- und geruchloses Gas, das vor allem zu Heiz- und Verbrennungszwecken genutzt wird. Davon abgeleitet ist der Ethyl-Rest (C₂H₅–). Ethan ist neben [Methan](#) ein Hauptbestandteil des [Erdgases](#)

Eigenschaften

Konformation [Bearbeiten]



Newmanprojektion des Ethan-Moleküls, ekliptische Konformation links, gestaffelte Konformation rechts



Ethan weist zwei Konformationen auf, sie unterscheiden sich in ihrer Energie, die in diesem Fall als *Torsionsenergie* bezeichnet wird, um etwa 12,6 Kilojoule pro Mol. Während die ekliptische Konformation diese maximiert und daher instabil ist, wird sie von der gestaffelten Konformation minimiert, diese ist folglich energetisch bevorzugt. Alle anderen Konformationen liegen bezüglich ihrer Energie zwischen diesen beiden Extremen.

Die Torsionsenergie des Ethanmoleküls ist bei Raumtemperatur klein gegenüber der thermischen Energie, so dass es sich dann in konstanter Rotation um die C-C-Achse befindet. Allerdings „rastet“ es in regelmäßigen Abständen in der gestaffelten Konformation „ein“, so dass sich zu jedem Zeitpunkt etwa 99 Prozent aller Moleküle nahe dem Energieminimum befinden. Der Übergang zwischen zwei benachbarten gestaffelten Konformationen dauert aber nur durchschnittlich 10^{11} Sekunden. (siehe auch [Konformation von Ethan](#)).

Eigenschaften [Bearbeiten]

Ethan ist ein farbloses und geruchloses Gas, es schmilzt bei $-182,76\text{ °C}$ und siedet bei $-88,6\text{ °C}$. Es ist nur schlecht in Wasser löslich: 61 mg/l bei 20 °C . Zum Schmelzen werden 583 J/mol benötigt, zum Sieden 10 kJ/mol.

Struktur [Bearbeiten]

- Bindungsabstand: C-C-Bindung 154 pm, C-H-Bindung 109 pm^[2]
- Bindungswinkel: C-H-Bindung 109,5°, H-C-H-Bindung 109,5°

Vorkommen

Vorkommen und Darstellung [Bearbeiten]

[Planet](#) **Ethananteil**

[Jupiter](#) $5,8 \pm 1,5\text{ ppm}$

[Saturn](#) $7 \pm 1,5\text{ ppm}$

[Neptun](#) $\sim 1,5\text{ ppm}$

Im Erdgas sowie Sumpfgas finden sich nicht unerhebliche Mengen von Ethan, in der Atmosphäre finden sich allerdings nur Spuren. Die verhältnismäßig großen Mengen von Methan und Ethan auf der Erde sind vor allem auf dessen Lebensformen zurückzuführen bzw. der Zersetzung organischer Materie. Sie entstehen aber auch ohne das Beisein von Lebensformen in Anwesenheit von Wasserstoff und Kohlenstoff, da es sehr einfache Verbindungen sind.

Auf dem [Jupiter](#), [Saturn](#) und [Neptun](#) finden sich Spuren von Ethan, auf den restlichen Planeten nicht. Auch auf manchen Kometen findet sich Ethan, so waren in der Koma des Kometen [Hale-Bopp](#) geringere Mengen Ethan zu finden. Die Ethanvorkommen im Weltall sind gering und viel kleiner als die des [Methans](#). Auch auf einigen Monden findet sich Ethan: Auf dem [Titan](#) finden sich Spuren von Ethan, und am 30. Juli 2008 wurde bekanntgegeben das der See [Ontario Lacus](#) auf diesem Mond hauptsächlich mit Ethan gefüllt ist^[4]. Auch auf dem Zwergplaneten [Pluto](#) findet sich Ethaneis.

Herstellung

Es kann im [Labormaßstab](#) durch [Kolbe-Elektrolyse](#) von [Essigsäure](#) beziehungsweise [Kaliumacetat](#) hergestellt werden.

Anwendungen

Verwendung [\[Bearbeiten\]](#)

Ethan wird mit dem Erdgas zu Heizzwecken in Feuerungsanlagen verbrannt, es hat einen Heizwert von 64 MJ/m^3 (47 MJ/kg). Es dient auch als Ausgangsstoff für die Synthese von [Ethen](#), [Essigsäure](#) und anderen chemischen Verbindungen. Außerdem wird Ethan als Kältemittel (R 170) in Kälte- und Klimaanlage verwendet.

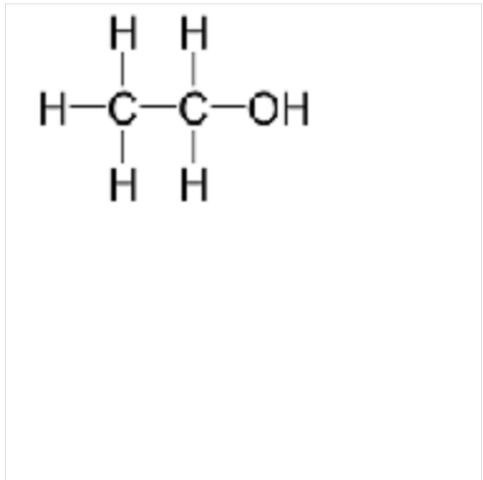
Name Ethanol

4 ID-organisch Molare Masse in g/mol 46,07

Summenformel C2H6O CAS-Numm 64-17-5 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel -114,5

Alkohol



Kurzbeschreibung

klare, farblose, würzig riechende und brennend schmeckende, leichtentzündliche, hygroskopische Flüssigkeit

Löslichkeit

beliebig mit Wasser, Diethylether, Chloroform, Benzin und Benzol mischbar

Siedepunkt in °C

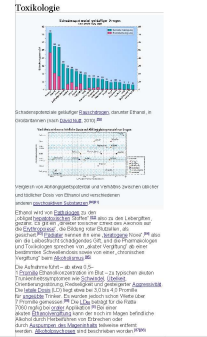
78

Dampfdruck in hPa

58

Dd-Temperatur in °C

20 Reaktionen



Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

Vollrausch Delirium tremens

Geschichte

Etymologie

Das Wort Ethanol leitet sich von dem griechischen Wort *ethos* (Wein) und dem lateinischen Wort *alcohol* (Essenz) ab. In der Vergangenheit wurde Ethanol oft als *Alkohol* bezeichnet, was heute jedoch nicht mehr gebräuchlich ist.

Historie

Ethanol wurde schon im Altertum durch Gärung von Getreide hergestellt. Im 17. Jahrhundert wurde es durch Destillation von Weingeist gereinigt. Im 19. Jahrhundert wurde es als *Alkohol* bezeichnet, was heute jedoch nicht mehr gebräuchlich ist.

Physikalische Eigenschaften

Ethanol ist eine farblose, wässrige Flüssigkeit mit einem charakteristischen Geruch. Es ist leicht entzündlich und brennt mit einer blauen Flamme. Die Dichte von Ethanol beträgt ca. 0,789 g/cm³ bei 20 °C.

Chemische Eigenschaften

Ethanol ist ein amphiprotischer Stoff, der sowohl als Säure als auch als Base reagieren kann. Es reagiert mit Natriummetall zu Ethanolat und Wasserstoffgas.

Toxikologie

Ethanol ist ein zentralnervöses Depressivum. Bei Überdosierung führt es zu einer Ethanolvergiftung, die sich durch Übelkeit, Erbrechen, Schwindel, Bewusstlosigkeit und Atemdepression äußert. Die Dosislethale liegt bei ca. 3 bis 5 g/kg Körpergewicht.

Eigenschaften

Eigenschaften

Physikalische Eigenschaften

Flammpunkt	12 °C (Angabe bezieht sich auf Messung im geschlossenen Tiegel) ^[9]
Zündtemperatur	400 °C ^[8]
Explosionsgrenzen	untere: 3,1 Volumenprozent obere: 27,7 Volumenprozent max. Druck: 6,4 bar ^[8]
Schallgeschwindigkeit	1180 m s ⁻¹ (20 °C) Temp.-Abhängigkeit: −3,6 m s ⁻¹ ·°C ⁻¹
Dichte	0,79 g cm ⁻³ = 0,79 kg dm ⁻³
Energiedichte (Heizwert)	7,44 kWh kg ⁻¹ = 26,78 MJ kg ⁻¹ 5,87 kWh l ⁻¹ = 21,14 MJ l ⁻¹ ^[9]
dynamische Viskosität	1,2 · 10 ⁻³ Pa s (20 °C)
Kinetische Viskosität	1,52 · 10 ⁻⁶ m ² s ⁻¹ (20 °C)
Oberflächenspannung	0,02255 N m ⁻¹ (20 °C)
Brechungsindex	1,3638 ^[8]
Biologische Abbaubarkeit	94 % (OECD 301 E)
UN-Nummer	1170
Gefahrennummer	30 + 33
Tripelpunkt	150 ± 20 K / 0,43 mPa ^[9] +123,15 ± 20 °C / 0,43 mPa
Kritischer Punkt	514,0 K / 6,137 MPa / 168 cm ³ mol ⁻¹ ^[9] 240,85 °C / 6,137 MPa / 168 cm ³ mol ⁻¹

Herausragendes Merkmal des Ethanol ist seine Hydroxygruppe. Da ein Sauerstoffatom Elektronen stärker anzieht als Wasserstoff und Kohlenstoff, resultiert eine asymmetrische Verteilung der Elektronendichte entlang dieser Bindung: Es bildet sich ein molekularer Dipol. Er verleiht Ethanol seine typischen Eigenschaften. Zum einen ziehen sich die Dipole auf molekularer Ebene gegenseitig an, sodass daraus eine vergleichsweise hohe Siedetemperatur von 78 °C resultiert ($\Delta_{\text{vap}} H = +38,6 \text{ kJ mol}^{-1}$), zum anderen ist Ethanol mit Flüssigkeiten mischbar, die ähnliche Dipoleigenschaften aufweisen, zum Beispiel mit Wasser und Methanol. Diese Eigenschaft wird als Hydrophilie bezeichnet. Gleichzeitig besitzt das Molekül einen organischen Rest, der ihm eine begrenzte Mischbarkeit mit rein lipophilen Substanzen verleiht. Aus diesem Grund ist Ethanol in der Chemie und Pharmazie ein wichtiges Lösungsmittel. Pflanzenauszüge oder andere Medikamente werden als alkoholische Lösungen, sogenannte „Tinkturen“, angeboten.

Ethanol bildet am Gefrierpunkt ausreichend große Einkristalle für die Bestimmung mittels Kristallstrukturanalyse. Es kristallisiert im monoklinen Kristallsystem mit der Raumgruppe $P2_1$ (Raumgruppen-Nr. 7) und weist bei 87 K die Gitterparameter $a = 537,7 \text{ pm}$, $b = 688,2 \text{ pm}$, $c = 825,5 \text{ pm}$ und $\beta = 102,2^\circ$ auf sowie 4 Formeleinheiten pro Elementarzelle.^[10] Die Moleküle bilden über Wasserstoffbrückenbindungen mit einem Sauerstoff-Sauerstoff-Abstand von 271,6 pm und 273,0 pm lange Ketten. Die Konformation um die Kohlenstoff-Kohlenstoff-Bindung ist in beiden Molekülen versetzt. Während die Hydroxygruppe in einem Molekül entlang der C-C-OH-Achse eine gauche-Konformation besitzt, weist das andere Molekül eine trans-Konformation auf.^[10]

Vorkommen

Ethanol ist ein in reifen Früchten und Säften natürlich vorkommendes Produkt der alkoholischen Gärung. Viele Lebensmittel enthalten natürlicherweise geringe Mengen Ethanol. Auch alkoholfreies Bier enthält noch bis 0,5 Volumenprozent Ethanol.[30] Laut dem Deutschen Lebensmittelbuch dürfen Fruchtsäfte einen Ethanolgehalt von etwa 0,38 Volumenprozent aufweisen.[31] So enthält Apfelsaft bis 0,016, Traubensaft bis 0,059 Volumenprozent Ethanol.[32] Eine reife Banane kann bis zu 1 Volumenprozent, Brot bis 0,3 Volumenprozent enthalten. Reifer Kefir kann bis 1 Volumenprozent Ethanol enthalten, Sauerkraut bis zu 0,5 Volumenprozent. Der physiologische Ethanolgehalt des menschlichen Bluts beträgt etwa 0,02 bis 0,03 ‰.[33]

Ethanol wurde neben anderen organischen Molekülen wie Acetaldehyd in interstellaren Molekülwolken nachgewiesen, wobei deren Bildungsmechanismus ungeklärt ist.[34]

Herstellung

Herstellung

Alkoholische Gärung



Wahl der alkoholischen Gärung

– Hauptstapel: Alkoholische Gärung
Ethanol wird durch Gärung aus Biomasse, meist aus Getreide oder alkoholischen Feulmassen oder Destillat aus Pflanzenölen, aus Glycerin oder anderen Pflanzenöl-Wirkstoffen gewonnen. Dieses Pflanzenöl wird mit einer Säure oder einem anderen Katalysator durchgeleitet, um Ethanol-Wahl aus Weizenbrot oder Bier aus Mais und Roggen zu erhalten. Ethanol kann als Nebenprodukt bei der Herstellung von Bioethanol gewonnen werden. Dieses kann aufgrund unvollständiger Veresterungen nicht nur energetisch genutzt werden. In der eigenen Gärung wird meist zuerst Stärke in Dextrose gespalten, bevor die eigentliche Gärung beginnt. Die Bildung von Ethanol durch Hydrolyse von Stärke wird, anschließend wird die Dextrose in Ethanol durch die Gärung umgewandelt. Die Ethanolbildung wird durch die Hydrolyse von Stärke in Dextrose ermöglicht. Die Ethanolbildung wird durch die Hydrolyse von Stärke in Dextrose ermöglicht. Die Ethanolbildung wird durch die Hydrolyse von Stärke in Dextrose ermöglicht.

Destillation

Anwendungen

Verwendung



Lichtspektrum einer blau leuchtenden Spiritusflamme

Ethanol findet Verwendung in den drei Hauptmärkten *alkoholische Getränke*, als *Rohstoff für die chemische Industrie* und als *Energieträger*. Ethanol, das aus der Vergärung von zucker- und stärkehaltigen Lebensmitteln stammt, wird in allen Bereichen eingesetzt, während synthetisches Ethanol nur als Chemierohstoff und Energieträger verwendet wird. Die konkurrierende Verwendung von Ethanol aus der Nahrungsmittelproduktion als Chemie- und Energierohstoff wird kontrovers diskutiert.

Die Hauptmenge des produzierten Ethanols wird in Form von alkoholischen Getränken für Genusszwecke verbraucht.^[2] Es dient weiterhin als Lösungsmittel sowohl für Konsumprodukte unter anderem im Haushalt (*Parfüm, Deodorant*) als auch für medizinische Anwendungen (Lösungsmittel für *Medikamente, Desinfektionsmittel*) sowie in der Industrie selbst ebenfalls als Lösungsmittel und allgemein als Brennstoff.

Haushalts- und Konsumprodukte

Ethanol findet als hervorragendes Lösungsmittel überall im Haushalt Verwendung, so als Träger für Geruchsstoffe wie Parfüm, Deodorant und Duftspray. Auch als Reinigungsmittel beispielsweise für Glas (*Fensterreinigungsmittel*), Chrom, Kunststoff, in KFZ-Scheibenwaschlösungen und als Fleckenentferner findet Ethanol Verwendung. Als Zusatz zum Wasser dient es als Frostschutzmittel.

Ethanol findet verbreiteten Einsatz als Lebensmittelzusatz. So wird *Portweinen, Sherry* und anderen *Südweinen* Ethanol zugegeben, die sogenannte *Aufspritung*, um zum gewünschten Zeitpunkt den *Fermentationsprozess* zu beenden.^[56] Durch die vorzeitig beendete Gärung haben diese Liköre und Weine – bis auf

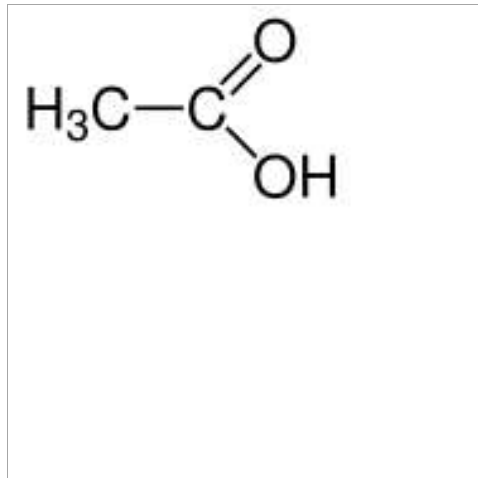
Name Ethansäure

49 ID-organisch Molare Masse in g/mol 60,05

Summenformel C2H4O2 CAS-Numm 64-19-7 Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel



Essigsäure, Acetoxyssäure Acetylsäure (veraltet) acidum aceticum Kurzbeschreibung stechend riechende Flüssigkeit mit charakteristischem Geruch

Löslichkeit

vollständig mischbar mit Wasser (20 °C)

17 Siedepunkt in °C 118 Dampfdruck in hPa 15,8 Dd-Temperatur in °C 20 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration 30 ml·m-3 bzw. 25 mg·m-3 Dosis Lethal 3310 mg·kg-1 (LD50, Ratte, oral)

Geschichte

Die europäische und die asiatische Küche nutzen Essig seit vielen Jahrhunderten als Würzmittel zur Säuerung und zur Konservierung von Lebensmitteln. Auch die Verwendung als Ingredienz kosmetischer Mittel im alten Ägypten ist belegt. In Europa geht die Verwendung als Lebensmittel bis in die Antike zurück. Posca, ein Getränk aus Essigwasser, war ein nichtalkoholisches Getränk im Römischen Reich. Der antibakterielle wirkende Essig erlaubte den Genuss von möglicherweise mikrobiologisch belastetem Wasser. Bekannt war damals bereits die chemische Verwendung der Essigsäure. Im dritten Jahrhundert vor Christus beschrieb der griechische Philosoph und Naturforscher Theophrastos von Eresos die Einwirkung von Essig auf Blei zur Herstellung von Bleiweiß, ein im Altertum bedeutendes Weißpigment. Noch zu Ende des 18. und Beginn des 19. Jahrhunderts herrschte die Meinung, Essigsäure sei die einzige pflanzliche Säure und alle anderen beständen aus ihren zusammengesetzten Formen. Carl Wilhelm Scheele widerlegte dies 1786 durch die Isolierung der Gallussäure. Es brauchte jedoch lange, bis sich die Erkenntnis allgemein durchsetzte. 1814 ermittelte Jöns Jakob Berzelius die Zusammensetzung der Essigsäure. Im 18. Jahrhundert galt die Anwendung von Pestessig oder Vierräuberessig, ein Kräuterauszug auf Essigbasis, als Schutz vor ansteckenden Krankheiten. Vor dem Kontakt mit Kranken sollten damit der Mund und die Nase ausgespült und die Hände gewaschen werden.

Table with properties: Schmelzpunkt, Siedepunkt, Dampfdruck, Dd-Temperatur, Gefährlichkeitskennzeichnung, H- und P-Sätze, GHS-Symbole, etc.

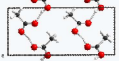
Eigenschaften

Molekulare Eigenschaften

Die Bindungslänge der Kohlenstoff-Kohlenstoff-Bindung beträgt 154 pm, die der Kohlenstoff-Sauerstoff-Doppelbindung 124 pm, die der Kohlenstoff-Sauerstoff-Einfachbindung 120 pm und die der intermolekularen Wasserstoffbrücke 261 pm.^[8]

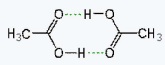
Die Bindungswinkel der Carboxylgruppe betragen 120°, wobei die Kohlenstoff-Sauerstoff-Einfachbindung einen partiellen π-Charakter aufweist. Die Bindung des Sauerstoffatoms der Hydroxylgruppe zum Carboxylkohlenstoffatom erfolgt über sp²-Orbitale. Die Struktur kann durch zwei **mesomere Grenzstrukturen** mit einer negativen **Dipolcharakter** in einem Sauerstoffatom und einer positiven am partiell doppelgebundenen Sauerstoff der Hydroxylgruppe dargestellt werden.^[8]

Physikalische Eigenschaften

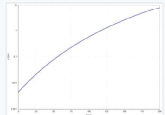


Essigsäure-Kristallstruktur

- Sauerstoff
- Kohlenstoff
- ↳ Wasserstoff^[8]



Dimerbildung durch gestrichelt gezeichnete Wasserstoffbrückenbindungen



Dampfdruckfunktion von Essigsäure

Essigsäure kristallisiert in der **orthorhombischen Raumgruppe** Pna2₁ (Raumgruppen-Nr. 33) mit den Gitterparametern **a** = (332 ± 2) nm, **b** = (408 ± 3) pm und **c** = (517 ± 3) pm. Die Moleküle sind über **Wasserstoffbrückenbindungen** zu endlosen Ketten verbunden.^[8]

Essigsäure besitzt mit 118 °C eine relativ hohe **Siedetemperatur** gegenüber polaren Stoffen mit etwa gleicher molarer Masse, beispielsweise beträgt der Siedepunkt von **1-Propanol** 97 °C. Die Ursache dafür ist die **Fähigkeit der Essigsäure-Moleküle**, über **ihre Carboxylgruppen Wasserstoffbrückenbindungen** auszubilden. In der Flüssigphase bilden die Essigsäuremoleküle Kettenstrukturen aus. In der Gasphase stellt das **Dimer** aus zwei Essigsäure-

Vorkommen

Vorkommen und biologische Bedeutung

Freie Essigsäure [Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Essigsäure ist ein Bestandteil von Pflanzenäffen und äthertischen Ölen. Alkoholische Getränke, die für längere Zeit der Luft ausgesetzt sind, bilden durch Oxidation des Ethanolis Essigsäure. Die in der Umwelt weit verbreitete Essigsäure findet ihren Ursprung bei der Gärung von Kohlenhydraten oder einem Zucker zu Ethanol. Die isolierten organischen Essigsäuren entstehen durch die **Hydrolyse** von Estern. In der Natur findet man Essigsäure im Darmtrakt von Vögeln, die sich von Kohlenhydraten ernähren, wobei Essigsäureketten einen Teil der Darmflora bilden. Die Acetylierung der Essigsäure ergibt gegebenenfalls die **Biogenese**.^[9] Die Herstellung von Essigsäure durch Bakterien tritt bei der Erzeugung von **Styren** von *Methylobacterium* in einer industriellen Biotechnologie auf, ein zu hoher Essigsäuregehalt in der Stärke macht diese für das Vieh nicht mehr zuzüglic.

Antibiotik stellt ein **Gram-negatives Bakterium**, sowie das **Bakterium Clostridium acetobutylicum** spezialisierte Essigsäure als Teil ihres Stoffwechsels aus. Diese Mikroorganismen treten überall dort auf, wo Ethanol als Teil der Zuckerfermentation vorkommt. **Antibiotik** stellt weltweit am höchsten bei Temperaturen von 25 bis 30 °C und einem pH-Wertbereich von 5,4 bis 5,8. Essigsäure ist auch Bestandteil der **Vaginoflora** des Menschen und anderer Primaten, wo es als ein mildes antiseptisches Mittel dient.^[9]

Bei der **Propioninsäuregärung** zur **Reifung von Hartkäse** fermentieren Streptokokken und Milchsäurebakterien Laktose zu Milchsäure. Im weiteren Verlauf setzen **Propionibakterien** die Milchsäure zu Essigsäure und Propionsäure um, die Komponenten des **Käsearomas** sind.^[9]

Ein Teil der **globalen Methanproduktion** stammt aus dem **Acetatzyklus** von *Methanococcus thermophilus*.^[9] Im **Fermentationsweg** unterliegt Essigsäure einer **Deacetylierung** zu **Methan** und **Kohlenstoffdioxid**.

Organische Säuren wie **Aminosäuren** und **Essigsäuren** sind Bestandteile der **globalen Troposphäre** und tragen zum **Acidrain** von Niederschlägen bei. Essigsäure gelangt etwa bei **Waldbränden** in die Atmosphäre.^[9] **Aminosäuren** und **Essigsäuren** repräsentieren etwa ein Viertel der atmosphärischen **Nachmittags-Kontamination**. Neben **Emissionen** aus **Biomasse** tragen **photochemische Reaktionen** zur **Bildung von Essigsäure** in der Atmosphäre bei.^[9]

Interstellare Vorkommen von **Essigsäure** wurde zuerst 1966 in der **molekularen Wolke** von **Sagittarius B2 Nord**, genannt die **Himmel der großen Hündin**, ungefähr 300 **Lichtjahre** vom **Milchstraßenzentrum** und etwa 25.000 **Lichtjahre** von der **Erde** entfernt, entdeckt.^[9] Unter **Laborbedingungen** wurde nachgewiesen, dass **Kohlenstoffdioxid** und **Methan** bereits bei 12 K unter dem Einfluss **energiereicher Strahlung** über einen **Radikalmechanismus** zu **Essigsäure** reagieren.^[9]

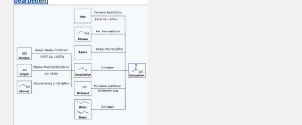
Dieser Mechanismus könnte die **Bildung der interstellaren Vorkommen** erklären.^[9]

Salze der Essigsäure [Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Die **natürlich vorkommenden**, aber sehr **seltene Mineralien**, wie **Hydraz** [Cu(CH₃COO)₂ · H₂O] oder **Trenit** [Ca(CH₃COO)₂ · 5 H₂O] sind Beispiele für **Acetatminerale** in der **unbedarften Natur**. Die **Mineralien** entstanden vermutlich durch die **Reaktion von Eisen** mit **Essigsäure** **plastischen Umgebung**.^[9] Ein weiterer Vertreter der **Acetatminerale** ist das **Cavalcite** [Ca(CH₃COO)₂ · 5 H₂O]. Dieses entsteht durch die **Reaktion von essigsäurehaltigen Metallen** mit **Zinkblech**, das aus **Handelshandel** als **Metz** freigesetzt wurde.

Herstellung

Herstellung



Übersicht über die Synthesewege für Essigsäure.
Weltweit wird über Produktionskapazitäten für Essigsäure in Höhe von etwa 7 Mio. Tonnenn/Jahr.^[10] Zwischen 1950 und 2000 gab es weltweit ein kontinuierliches Wachstum der Produktion von 5 bis 4,7 Mrd. kg, wobei sich 1970 die **Produktionskapazität** in den USA (1,5 Mrd. kg) und 2000 (2,7 Mrd. kg) verdoppelte. 1995 (2,6 Mrd. kg) wurden die **Produktionskapazitäten** in Europa (1,6 Mrd. kg) und 2000 (1,7 Mrd. kg) verdoppelt.^[10] Die **Produktionskapazität** in Asien (1,1 Mrd. kg) und 2000 (1,2 Mrd. kg) verdoppelt. Die **Produktionskapazität** in Amerika (0,9 Mrd. kg) und 2000 (1,0 Mrd. kg) verdoppelt. Die **Produktionskapazität** in Afrika (0,7 Mrd. kg) und 2000 (0,8 Mrd. kg) verdoppelt. Die **Produktionskapazität** in Ozeanien (0,5 Mrd. kg) und 2000 (0,6 Mrd. kg) verdoppelt. Die **Produktionskapazität** in Australien (0,4 Mrd. kg) und 2000 (0,5 Mrd. kg) verdoppelt.^[10]

Biotechnische Herstellung [Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]
Die **biotechnische Herstellung** von **Essigsäure** ist die **Darstellung** von **Essigsäure** aus **Biomasse**. **Enzymatische Gärung** von **Zucker** zu **Ethanol** und **Essigsäure** wird durch **Gärung** von **Zucker** zu **Ethanol** und **Essigsäure** ermöglicht. **Essigsäure** wird durch **Gärung** von **Zucker** zu **Ethanol** und **Essigsäure** in einem **biotechnischen Verfahren** hergestellt. **Essigsäure** wird durch **Gärung** von **Zucker** zu **Ethanol** und **Essigsäure** in einem **biotechnischen Verfahren** hergestellt. **Essigsäure** wird durch **Gärung** von **Zucker** zu **Ethanol** und **Essigsäure** in einem **biotechnischen Verfahren** hergestellt.^[9]

Anwendungen

Verwendung [\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)

Ernährung [\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)

Essigsäure hat eine große Bedeutung als **Geschmacksstoff**. Essigsäure (E 260) und ihre Salze **Kaliumacetat** (E 261), **Natriumacetat** (E 262) und **Calciumacetat** (E 263) werden als **Säuerungsmittel** für Obst und **Gemüse** in Dosen und Gläsern (0,5–3 % Essigsäure) oder als **Teigsäuerungsmittel** verwendet. Die Essigsäure im **Sauerteig** wird durch **heterofermentative Sauerteigbakterien** gebildet.^[67] Außerdem wird Essigsäure bei Fisch in allen Variationen, Konserven, verschiedenen **Marinaden**, Feinkostsalaten, **Mayonnaisen** und Salatsößen zusammen mit **Sorbinsäure** (E 200) oder **Benzoessäure** (E 210) verwendet. **Sauergemüse** sind Gemüse, die unter anderem durch Essigsud haltbar gemacht werden. Auch verschiedene Milchprodukte werden unter Verwendung von Essigsäure hergestellt. **Mascarpone** wird aus Rahm hergestellt, der mit Essigsäure eingedickt wird. Ebenso **Ziger**, ein Molkenkäse, der aus Molke durch Ausfällung von Resteiweiß durch Essigsäure gewonnen wird. **Bleiacetat**, auch als Bleizucker bekannt, wurde bis in die Neuzeit als Zuckersatz zum Süßen von Wein genutzt, die Giftigkeit des Bleizuckers war lange Zeit nicht bekannt.^[68] Der Geruch von Wein nach Essig, der sogenannte Essigstich, gilt als **Weinfehler**.^[69]

Das Einlegen und Abwaschen von frischem Fleisch geschieht ebenfalls mit Hilfe von Essigsäure. Der **bakterizide** Effekt der Essigsäure besteht darin, dass durch den erniedrigten pH-Wert physiologische Prozesse unterbunden werden und **Eiweiße denaturieren**.^[70] Haushaltessig besteht aus biogenem Essig und enthält 5 % Essigsäure.

Handelssorten des Essigs	Konzentration
Speise- od. Taflessig	3,5–5 %
Einmachessig	5 %
Weinessig	6 %

Name Ethen

11 ID-organisch Molare Masse in g/mol 28,05

Summenformel C2H4 CAS-Numm 74-85-1 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Äthylen Strukturformel -169,18

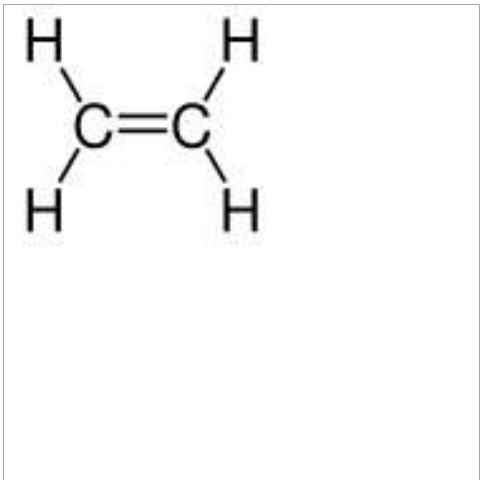
Äthylen

Kurzbeschreibung

hochentzündliches, farbloses Gas mit schwach süßlichem Geruch

Löslichkeit

sehr schlecht in Wasser (130 mg·l-1)



Siedepunkt in °C

-104

Dampfdruck in hPa

4,1

Dd-Temperatur in °C

20 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

10000 ml·m-3 bzw. 11500

mg·m-3

Geschichte

Geschichte Bearbeiten | Quelltext bearbeiten



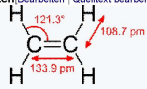
Johann Joachim Becher
Im alten Ägypten wurde Ethen unbewusst zum Reifen von Maubee-Feigen genutzt. Dazu wurden die unreifen Früchte angetrocknet. Diese produzierten daraufhin Ethen und beschleunigten den Reifeprozess. Die erste Erzeugung von Ethen als Gas findet sich im Jahr 1669 in dem Werk Acturum Laboratorii Chymici Monasteriensis des Physicus subterranensis des deutschen Alchemisten Johann Joachim Becher. Becher erhielt das Gas durch Erhitzen von Ethanol mit Schwefelsäure.
Bereits 1777 soll der niederländische Mediziner Jan Ingenhousz über die in Amsterdam erfolgte Synthese von Ethen durch Hercules Boissier (Ethen) und dessen Mitarbeiter John Cuthbertson erfahren haben. Im Jahr 1795 wurde von den vier holländischen Chemikern Johan Rudolph Deiman, Adriaan Paets van Troostwijk, Antonie Lavenburg und Nicolaas Bondt die Synthese von 1,2-Dichlorethen aus Ethen und Chlor entdeckt. Da das Produkt als Öl der holländischen Chemie bezeichnet wurde, wurde Ethen im Französischen gaz oléifiant („ölbildendes Gas“) im Englischen oleifant gas, genannt. 1807 versuchte John Dalton eine Strukturformel anzugeben. In der zweiten Hälfte des 19. Jahrhunderts gelang die synthetische Darstellung aliphatischer Säuren wie zum Beispiel der Bernsteinsäure aus Ethen.
Technisch wurde Ethen zunächst durch Dehydrierung von Ethanol oder durch biogenes aus Kohleerzeug gewonnen. Eine erste großtechnische Herstellung von Ethen aus Ethanol erfolgte 1913 in den Elektrochemischen Werken in Bitterfeld. Das so gewonnene Ethen wurde

Chemische Eigenschaften
Reaktionen unter Bildung einer Kohlenstoff-Kohlenstoff-Doppelbindung
Die meisten Oxidation von Propylen reagiert Ethen zu Ethylen-Propylen-Copolymeren, wird durch ein Oxidation-Ethen-Propylen-Copolymer.
Reaktionen unter Bildung einer Kohlenstoff-Kohlenstoff-Doppelbindung
Ethen reagiert mit Wasser zu Ethanol unter Bildung von Ethanol.
Ethen reagiert mit Wasserstoff zu Ethan.
Ethen reagiert mit Chlor zu 1,2-Dichlorethen.
Ethen reagiert mit Brom zu 1,2-Dibromethan.
Ethen reagiert mit Ozon zu Ethylenoxid.
Ethen reagiert mit Permanganat zu Ethandiol.
Ethen reagiert mit Kaliumpermanganat zu Ethandiol.
Ethen reagiert mit Kaliumpermanganat zu Ethandiol.
Ethen reagiert mit Kaliumpermanganat zu Ethandiol.
Ethen reagiert mit Kaliumpermanganat zu Ethandiol.

Eigenschaften

Eigenschaften[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Moleküleigenschaften[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]



Bindungsverhältnisse im Ethen



Molekülorbital der π -Bindung im Ethen

Zwischen den beiden Kohlenstoff-Atomen besteht eine Doppelbindung. Für eine Rotation um diese Bindung ist ein erheblich größerer Energieaufwand nötig als für die Rotation um eine Einfachbindung zwischen zwei Kohlenstoffatomen. Aufgrund der sp^2 -Hybridisierung der Kohlenstoffatome ist das Molekül planar, das heißt alle Atome liegen in einer Ebene. Die H-C-H-Bindungswinkel betragen jeweils 117° und weichen damit nur leicht vom theoretisch idealen Wert der trigonal planaren Form mit 120° ab. Die C-C-Doppelbindung ist mit einer Bindungslänge von 133 pm deutlich kürzer als die C-C-Einfachbindung in Ethen (154 pm). Die beiden Bindungen zwischen den Kohlenstoffatomen in Ethen sind jedoch nicht gleich stark. Die Bindungsenergie der π -Bindung beträgt circa 450 kJ/mol , die der σ -Bindung circa 370 kJ/mol (siehe auch σ -Modell). Entsprechend lässt sich die π -Bindung, beispielsweise in einer chemischen Reaktion, leichter spalten. Allgemein ist Ethen aufgrund der hohen Elektronendichte zwischen den beiden Kohlenstoff-Atomen wesentlich reaktiver als zum Beispiel das einfach gebundene Ethan.

Physikalische Eigenschaften[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Auf Grund der reaktiven C=C-Doppelbindung ist die Addition an diese Bindung eine typische Reaktion des Ethens. In Wasser sind nur 130 mg/l Ethen löslich, in organischen (unpolaren) Lösungsmitteln ist Ethen jedoch gut löslich. Ethen hat einen leicht süßlichen, unangenehmen Geruch. Die Geruchschwelle liegt bei 260 ml/m^3 . Der Heizwert von Ethen beträgt $59\,955\text{ MJ/m}^3$ oder $50,3\text{ MJ/kg}$.

Weitere Eigenschaften:

- Schmelzwärme: $3,35\text{ kJ/mol}$
- Verdampfungswärme: $13,9\text{ kJ/mol}$
- C_p : $42,9\text{ J/(mol}\cdot\text{K)}$
- $\Delta_f H_f^\circ$: $52,47\text{ kJ/mol}$
- S_f° : $213,32\text{ J/(mol}\cdot\text{K)}$

Ethen kristallisiert bei -175°C in einer rhombischen Elementarzelle mit zwei Molekülen pro Zelle und den Gitterparametern $a = 6,46$, $b = 4,87$, $c = 4,14\text{ \AA}$. Die Dichte beträgt $0,717\text{ g/cm}^3$.

Der Flammpunkt liegt bei -136°C , der Zündpunkt bei 425°C .

Vorkommen

Ethen-Distribution[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

In Deutschland und Teilen der [Niederlande](#) besteht ein [Ethen-Pipelinesystem](#) zum Transport zwischen den Chemiestandorten von Rotterdam über [Antwerpen](#) in den Raum [Köln](#) und in den [Emscher-Lippe-Raum](#) sowie in das Rhein-Main-Gebiet und nach Ludwigshafen am Rhein.

In [Bayern](#) besteht eine Pipeline zwischen dem [Chemiedreieck](#) im Süd-Osten und dem Chemiestandort bei [Ingolstadt](#) ([Ethylen-Pipeline Münchsmünster-Gendorf](#)). Mit Inbetriebnahme der 370 km langen [Ethylen-Pipeline Süd](#) von [Münchsmünster](#) nach [Ludwigshafen am Rhein](#) im Juli 2013 wurde das nordwest-deutsche Netz mit den bayerischen Chemiestandorten verbunden.^[13]

Die nördlich und südlich der [Elbe](#) gelegenen Industriestandorte [Brunsbüttele](#) und [Stade](#) sollen mit einer 54 Kilometer langen Chemie- und Gas-Pipeline verbunden werden. In Stade besteht Anschluss an eine Ethen-Pipeline nach [Böhlen](#) in Sachsen.

Herstellung

Gewinnung und

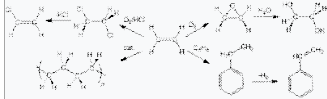
Darstellung[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Ethen fällt teilweise als [Koppelprodukt](#) an, doch der Großteil des benötigten Ethens wird durch thermisches oder katalytisches Cracken von Kohlenwasserstoffen gewonnen. Als Rohmaterial wird meist [Erdgas](#), [Naphtha](#) oder höhersiedende Destillatschnitte verwendet. Neben dem Cracken ist die Dehydrierung von [Ethan](#), das in großen Mengen in [Schiefergasen](#) vorkommt, eine technische Route. Die Dehydratisierung von Ethanol spielt in Ländern mit großen [Bioethanolproduktion](#) eine wichtige Rolle.

Im Jahr 2010 wurden weltweit etwa 123 Millionen [Jahrestonnen](#) an Ethen hergestellt. Die Produktion in [Deutschland](#) betrug $5,1$ Millionen [Jahrestonnen](#).^[14]

Anwendungen

Verwendung [Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)



Industrielle Verwendung von Ethen (im Uhrzeigersinn, Beginn oben rechts): Oxidation zu [Ethylenoxid](#), einem Vorprodukt von [Ethylen glykol](#), Alkylierung von Benzol mit anschließender Dehydrierung zum [Styrol](#), Polymerisation zu [Polyethylen](#), Chlorierung zu [Ethylendichlorid](#), einem Vorprodukt von [Vinylchlorid](#).

Die wichtigsten Folgeprodukte des Ethens sind [Polyethylen](#) (56 %), d. h. die Kunststoffsorten HDPE, LDPE und LLDPE, [Ethylendichlorid](#) zur Herstellung von [PVC](#) (14 %), [Ethylenoxid](#) (11 %) zur Herstellung des Polyester-Vorprodukts Ethylen glycol oder zum Beispiel von nichtionischen [Tensiden](#) (Waschmittel) sowie [Ethylbenzol](#) (7 %) zur Herstellung von [Polystyrol](#). Das bedeutet, dass mehr als 75 % des Ethens zur Herstellung von Kunststoffen verwendet wird.^[18]

Daneben ist Ethen Ausgangsstoff zur Herstellung zahlreicher [organischer Verbindungen](#) wie [Anthracen](#), [2-Chlorethanol](#), [Chlorethan](#), [Propanal](#), [Isopren](#), [Vinylacetat](#), [Propansäure](#), [Buten](#), [Styrol](#), [Ethandiol](#) und weiteren Stoffen. Im [Wacker-Hoechst-Verfahren](#) wird Ethen großtechnisch unter Verwendung von molekularem Sauerstoff in [Acetaldehyd](#) (Ethanal) umgesetzt (etwa 1,3 % des Ethenverbrauchs).

Ethen war als Betäubungsmittel neben [Lachgas](#) vor allem bei schwachen Betäubungen in Gebrauch. Es wirkt narkotisch und muskelentspannend. 1923 wurde es in Chicago zum ersten Mal öffentlich benutzt, die narkotische Wirkung des Ethens ist etwas stärker als die des Lachgases und hat einen ähnlichen Wirkmechanismus. Heute wird es jedoch nicht mehr verwendet, da es brennbar ist und unangenehm riecht. Außerdem ist die Narkosewirkung des Ethens im Vergleich zu anderen gebräuchlichen Betäubungsmitteln nicht sehr gut, um eine gute Wirkung zu erzielen müsste das Narkosegemisch mindestens 80 % Ethen enthalten.

Auch zum Reifen unreifer Früchte wie [Äpfel](#), [Bananen](#) und [Tomaten](#) sowie zur Induktion der Blütenbildung wird es benutzt, entweder durch Begasung in geschlossenen Gewächshäusern oder im Freien über Wirkstoffe, die Ethen in der Pflanzenzelle

Name Ethin

12 ID-organisch Molare Masse in g/mol 26,04

Summenformel C2H2 CAS-Numm 74-86-2 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Acetylen Strukturformel H-C#C-H -84,03

Acetylen

Kurzbeschreibung

farbloses, brennbares Gas, in reiner Form mit schwach etherischem, technisch bedingt jedoch meist mit knoblauchartigem Geruch[

Löslichkeit

schlecht löslich in Wasser: 1,185 g·l⁻¹ (20 °C)[1] löslich in Aceton und Ethanol

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

1000 ml·m⁻³ bzw. 1080 mg·m⁻³

Geschichte

Geschichte Bearbeiten | Quelltext bearbeiten

Ethin wurde 1836 von Edmund Davy entdeckt, als er calciniertes Kalkumaterial mit Holzkohle erhitzt hatte, um Kalium herzustellen; er schrieb seine Beobachtungen jedoch lediglich in sein Laborjournal. Im Jahre 1862 wurde Ethin zum ersten Mal von Friedrich Wöhler aus Calciumcarbid hergestellt und öffentlich dokumentiert. Marcelin Berthelot konnte im selben Jahr Ethin aus den Elementen Kohlenstoff und Wasserstoff herstellen. Bereits 1866 beobachtete Berthelot, dass Ethin bei hohen Temperaturen an Metalloberflächen zu Benzol cyclisiert. 1881 wurde von Michael Kutscheroff beobachtet, dass Ethanal aus Ethin durch Wasseranlagerung zugänglich ist. PK-Kardidamen, die Ethin als Brenngas verwenden, kamen in den 1890er Jahren auf. Um 1930 entwickelte sich in Deutschland die Reppe-Chemie (Ethin-Chemie). Die Walter Reppe die Explosionsgefahr des unter Druck gelagerten Ethins minimierten konnte, kontrolliert viele neue Reaktionen industriell durchgeführt werden. Die fensterlosen Labors von Reppe befinden sich in den obersten Gebäudeteilen auf dem Gelände der BASF AG in Ludwigshafen am Rhein. Die Reppe-Chemie wird in vier Hauptreaktionen zusammengefasst: die Vinylierung, die Cyclisierung, die Ethinylierung und die Carbonylierung des Ethins, die alle bei höheren Drücken ablaufen. Ethin wurde in der organischen Synthese jedoch nach dem Zweiten Weltkrieg vom Ethen weitestgehend verdrängt, weil Ethin teuer herzustellen ist, während Ethen bei industriellen Prozessen in Massen anfällt, beißen sich die Petrochemie nach dem Zweiten Weltkrieg auf das Erdöl stützt. Noch bis 1950 war Ethin aus Kohle eine wichtige präntische Ausgangsstoff neben den Aromaten des Steinkohlens. Noch in den 1980er Jahren wurde ein Pilotreaktor zur Gewinnung von Ethin aus Kohle in den alten Bundesländern gebaut (s. Lichtbogen-Plasma-Reaktor). Es wird auch heute noch für eine bedeutende Anzahl an Synthesen verwendet. Giulio Natta polymerisierte Ethin 1956 zum ersten Mal zu Polyethin, dem ersten Halbleiterpolymer, das jedoch an Luft unlöslich ist. Alan Heeger und Alan MacDiarmid aus den USA, sowie der Japaner Hideki Shirakawa zeigten 1976, dass

Chemische Eigenschaften und Reaktionen (Ethin) | Quelltext bearbeiten
In einem Zylinder (rot) oder schwarz eingetrag und ist ungiftig
Beim Erhitzen (Schmelzpunkt: -84,0 °C) z. B. mit
Schmelzpunkt -84,03 °C
Molare Masse 26,04 g/mol
CAS-Numm 74-86-2
Schmelzpunkt in °C -84,03
Siedepunkt in °C -84
Dampfdruck in hPa 4,336
Dd-Temperatur in °C 20
Reaktionen 20

Eigenschaften

Eigenschaften und Gefahren [Bearbeiten] | Quelltext bearbeiten



Kalstermodell von Ethin

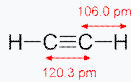
Physikalische Eigenschaften [Bearbeiten] | Quelltext bearbeiten

Ethin ist bei Standardbedingungen ein farbloses Gas. Da der **Tropenpunkt** oberhalb des Normaldrucks liegt, kann Ethin ähnlich wie **Kohlendioxid** bei Normaldruck nicht verflüssigt werden. Festes Ethin tritt in zwei **polymorphen** Kristallformen auf. Unterhalb von $-140,16\text{ °C}$ wird ein kubisches Kristallgitter gebildet.^[1] Die oberhalb des Umwandlungspunktes existierende orthorhombische Kristallform **sublimiert** unter Normaldruck bei $-83,8\text{ °C}$.^[2] Die Umwandlungsenthalpie zwischen den beiden polymorphen Formen beträgt $2,54\text{ kJ mol}^{-1}$.^[2] Die Löslichkeit von Ethin in **Wasser** beträgt bei Atmosphärendruck nur $1,23\text{ g/kg}$, wohingegen die Löslichkeit in **Ethanol** und **Aceton** ($27,9\text{ g/kg}$ unter Standardbedingungen) sehr gut ist. Letzteres wird beim Transport von Ethin in Druckgasflaschen benutzt. Die meisten **Druckgasflaschen für Ethin** sind heute aus einer porösen Masse aus Calciumsilicathydrat gefertigt, in welche Aceton gegeben wird, das wiederum Ethin in großen Mengen lösen und damit speichern kann. Die poröse Masse verhindert bei einem Flammenrückschlag (Schweifen) durch das Ventil einen möglichen explosionsartigen Zerfall des Ethins in der Flasche.

Der **Heizwert** ist 57.120 kJ/m^3 (**f. N.**) oder $48,5\text{ MJ/kg}$. Ethin verbrennt an der Luft mit leuchtender, stark rußender Flamme. Die Flamme wird bei der Verbrennung mit Luft ca. 1900 bis 2300 °C heiß, bei der Verbrennung mit reinem Sauerstoff bis zu 3200 °C (Auswertung beim **außenen Schweißen**). Dies ist eine der höchsten durch chemische Reaktion (ab Raumtemperatur) erreichbaren **Flammen-Temperatur**.

Acetylen bildet im Temperaturbereich zwischen -4 °C und 16 °C oberhalb von einem Druck von 5 bar ein festes, stöchiometrisches Hydrat (ein **Dialtraj** analog zu **Methanhydrat**) mit der Zusammensetzung $\text{C}_2\text{H}_2 \cdot 5,75\text{H}_2\text{O}$.^[3]

Struktur [Bearbeiten] | Quelltext bearbeiten



Strukturformel mit Bindungslängen

Das **Molekül** ist aufgrund der **sp-Hybridisierung** der Kohlenstoffatome vollkommen **linear** gebaut. Alle Bindungswinkel betragen somit 180° . Die Kohlenstoff-**Dreifachbindung** hat eine Länge von 120 Pikometer , die Kohlenstoff-Wasserstoff-Bindung ist 106 Pikometer lang.

Die **Dreifachbindung** im Ethin besteht aus einer **sp-Hybridbindung** (σ -Bindung) und zwei **orthogonalen** π -Bindungen. Letztere bilden zwei rotationsinvariante Orbitale. Durch starken s -Charakter der sp -Hybridorbitale ist die **Außenhülleabschirmbarkeit** der Elektronen der C-H-Bindung in der Nähe des Kohlenstoffs größer als beim Ethin mit sp^3 -hybridisierten Kohlenstoff bzw. beim Ethin mit sp^2 -hybridisiertem Kohlenstoff. Daher ist die C-H-Bindung

Vorkommen

Es gibt auf der Erde kein natürliches Vorkommen von Ethin. Außerhalb der Erde wurde es in der Atmosphäre des **Jupiters** sowie in **interstellarer Materie** nachgewiesen.

Herstellung

Die jährliche Weltproduktion lag 1999 bei 122.000 Tonnen. Großtechnisch wird Ethin mittels **Nachverfahren** (z. B. **Diels-Alder-Reaktion**) von **Acetylen** oder mittels **Elektrolyse** von **Ethanol** bei 2.000 °C hergestellt. Nach der **Diels-Alder-Reaktion** wird ein **endothermes Gasgemisch** bei 200 °C abgekühlt (gekühlt, um die weitere Zersetzung von **endothermen Kohlenstoff** und **Wasserstoff** zu vermeiden). Bei einer **ab 1200-Grad-Celsius** wird dem Gas Ethin beigemengt und **CH₄** überströmung kann verwendet werden, das **hydrothermale Verfahren** ist die **Wasserstoff-Lichtbogen-Produktion**, ein älteres, noch häufig verwendetes Verfahren ist die **Lichtbogen-Produktion**.

Ein weiteres Verfahren zur Herstellung von Ethin ist die **Reduktion von **Calciumcarbid** mit Wasser**.

Das **Kohlendioxid** (CO_2) aus dieser Reaktion wird **abgesaugt**. Das **bleibende** **Ethin** besteht aufgrund von **Verunreinigungen** (z. B. **Acetylen**) aus **unbrauchbarem Gas**. Die **reine Herstellung** aus **Wasserstoff** und **Kohlendioxid** ist **technisch** **schwierig**, da **ethin** **in** **Luft** **bei** **ungefähr** **2.000 °C**.

Wasser wird Ethin, das bei der **Diels-Alder-Reaktion** **entsteht**, zu **einem** **unbrauchbaren** **Gasgemisch** **umzuwandeln**. Es gibt **verschiedene** **Verfahren** **von** **Ethin**, **die** **ein** **reines** **Ethin** **erzeugen**. **Die** **reine** **Herstellung** **von** **Ethin** **ist** **technisch** **schwierig**, **da** **ethin** **in** **Luft** **bei** **ungefähr** **2.000 °C**.

Hochreines Ethin kann man aus **transportierten** **technischen** **Ethin** (**Reinheit** **ca.** **99,5 %**) **herstellen**, indem man das **technische** **Gas** **erst** **mit** **Wasser** **behandelt** **und** **das** **erhaltene** **Gas** **mit** **Calciumchlorid** **behandelt**. Das **erhaltene** **Gas** **ist** **reiner** **als** **das** **ursprüngliche** **Gas**. **Die** **zusammengesetzten** **Gasgemische** **z. B.** **Acetylen** **(C_2H_2)** **und** **Wasserstoff** **(H_2)** **sind** **von** **Technik** **und** **Wirtschaft** **her** **sehr** **wichtig**, **in** **den** **den** **die** **in** **der** **Druckgasflasche** **enthalten**. **Die** **reine** **Herstellung** **von** **Ethin** **ist** **technisch** **schwierig**, **da** **ethin** **in** **Luft** **bei** **ungefähr** **2.000 °C**.

Anwendungen

Verwendung [Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Während der Zeit der sogenannten "Acetylenchemie" war Ethin der wichtigste Chemierohstoff. Nach 1965 wurde die Ethin-Kapazität praktisch nicht mehr erhöht, da viele Acetylen-Folgeprodukte aus den billigeren Rohstoffen Ethen (*Ethylen*) und Propen (*Propylen*) zugänglich wurden.^[2]

Produkt	Konkurrierender Rohstoff	Verfahren
Acrylnitril	Propen	Ammonoxidation
Acetaldehyd	Ethen	Oxidation mit O ₂ oder Luft
Vinylchlorid	Ethen	Oxychlorierung
Vinylacetat	Ethen	Oxidation mit O ₂
Tetrahydrofuran	Maleinsäureanhydrid	Hydrierung

Ungefähr 80 % des Ethins wird für die organische *Synthese* verwendet. Durch Addition von **Halogenwasserstoffen** werden [Vinylhalogenide](#) und [Polyvinylhalogenide](#), zum Beispiel [Vinylchlorid](#) oder [Polyvinylchlorid](#) hergestellt. Durch Addition von [Essigsäure](#) wird [Vinylacetat](#) und [Polyvinylacetat](#) hergestellt, durch Addition von [Ethanol](#) [Vinylether](#) und [Polyvinylether](#). Außerdem werden [Cyclooctatetraen](#), [Acrylsäure](#), [Essigsäure](#), [1,3-](#) sowie [1,4-Butandiol](#), [Propargylalkohol](#), [2-Butin-1,4-](#) [diol](#), [Vinylethin](#), [Bernsteinsäure](#), [Neopren](#), [Chloropren](#), [Vinylester](#), [Polyvinylester](#), höhere [Alkohole](#), und [Monochlorethansäure](#) aus Ethin synthetisiert. Besonders die hergestellten [Polymere](#) sind von industrieller Bedeutung. Seltener wird aus Ethin [Benzol](#), [1,3-Butadien](#), [Ethanol](#), [Acrylnitril](#) und [Polyacrylnitril](#), Vinylhalogenide, [Acrylsäure](#) und [Acetaldehyd](#) hergestellt. Der aus Ethin gewonnene Acetylenruß wird als [Kautschukzusatz](#) bei der Herstellung von

Name Ethylendiamintetraessigsäure

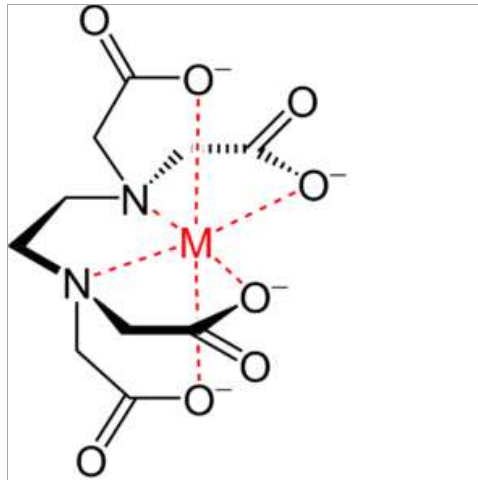
46 ID-organisch Molare Masse in g/mol 292,24

Summenformel C10H16N2O8 CAS-Numm 60-00-4 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 245

EDTA, Titriplex® II

Kurzbeschreibung
farbloser Feststoff



Siedepunkt in °C

245

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

praktisch unlöslich in Wasser (0,5 g·l⁻¹ bei 20 °C)[3]
leicht in Ethanol und Diethylether

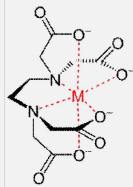
Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal
4500 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)

Geschichte

Ethylendiamintetraessigsäure bzw. **Ethylen diamintetraacetat**, das [Tetraanion](#) der Ethylendiamintetraessigsäure, ist ein [sechszähliger Komplexbildner](#) und bildet besonders stabile 1:1-[Chelatkomplexe](#) mit [Kationen](#) mit einer Ladungszahl von mindestens +2. Die Abkürzung **EDTA** steht sowohl für die deutsche Bezeichnung [Ethylenediaminetetraacetat](#) als auch für die englische Bezeichnung [Ethylenediaminetetraacetic acid](#). Pionierarbeit zu EDTA leistete [Gerold Schwarzenbach](#) in den 1940er-Jahren an der [Universität Zürich](#). Die Erstsynthese von EDTA gelang 1935 [Ferdinand Münz](#) bei der IG Farben^[6], der ein Verfahren hierzu auch patentieren ließ.

Biologische Abbaubarkeit, Toxikologie und Allergien
[Quellen: [ausgeblendet]]
EDTA und seine Metallkomplexe sind in der Abwasserreinigung leicht oder nur schlecht biologisch abbaubar. Durch Erhöhen des pH-Wertes und Verdünnung des Schlammes kann jedoch eine weitgehende biologische Eliminierung von EDTA erreicht werden. Aus Klärschlamm, Schlamm und Böden wurde eine Vielzahl von Mikroorganismen isoliert, die mit EDTA als alleiniger C- und N-Quelle wachsen können. Die Metallkomplexe von EDTA sind nicht oder nur sehr wenig toxisch für Organismen. EDTA ist ein starkes, aber nicht toxisches [Zinksequestrierungsmittel](#), was den Zinkgehalt im Boden an der Oberfläche wieder freisetzt.
Auch die [Toxizität](#) von EDTA für den Menschen ist sehr gering, wobei EDTA im Lebensmittelkontakt zugelassen ist. In sehr hohen Konzentrationen kann vor allem freies EDTA durch Bindung lebenswichtiger Metalle zu Störungen führen. Die in der Umwelt gemessenen Konzentrationen von EDTA sind für den Menschen unbedenklich. Gleichwohl kann es zu [Blutflussbeeinträchtigungen](#) oder (hau-)jahrenlangen [Reaktionen](#) kommen. [\[ausgeblendet\]](#)

Eigenschaften



EDTA-Metallochelate-Komplex

Das Ethyldiaminminetraessigsäure-**Anion** kann neben den beiden **freien Elektronenpaaren** der **Stickstoffatome** auch vier **Carboxylgruppen** für eine Komplexverbindung zur Verfügung stellen, es kann sich also 6-fach an ein **Kation** binden. Es vermag so sehr stabile Komplexe auch mit solchen Kationen zu bilden, die, wie beispielsweise **Calcium**, eine äußerst geringe Tendenz zur Bildung von Komplexen haben. Komplexe dieser Art bezeichnet man auch als **Stabilitätskomplex**. von lateinisch *Chela* bzw. griechisch *Chela*, Krabschere. EDTA bildet besonders stabile Komplexe mit Cu^{2+} , Ni^{2+} , Fe^{3+} und Co^{2+} . In saurem **pH-Wert** liegt EDTA in verschiedenen Säureformen vor, die weniger **dissoziiert** sind. Die **Säure** löst sich daher langsam, vor allem bei niedrigem **pH**, die **Salze** sind dagegen sehr schnell in Wasser löslich. In **Essigsäure** ist EDTA nicht löslich. Die **pK-Werte** sind je nach Quelle 0,26, 0,96, 2,60, 2,76 (für die **Deprotonierung** der vier Carboxylgruppen)^[1] beziehungsweise 0, 1,5, 2, 2,66 (für die Deprotonierung der vier Carboxylgruppen) und 6,16, 10,24 (für die Deprotonierung der zwei **Aminogruppen**).^[2]

Dichte	1,46 g cm ⁻³ (20 °C) ^[3]
Schmelzpunkt	245 °C (Zersetzung)

Bitte die Befehlung von der **Kennzeichnungspflicht** für Arzneimittel, Medizinprodukte, Kosmetika, Lebensmittel und Futtermittel beachten

GHS-**Gefahrstoffkennzeichnung** mit **Verordnung (EG) Nr. 1272/2008 (CLP)** - ggf. erneuert:



Achtung

Vorkommen

Umweltverhalten[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

EDTA gelangt fast ausschließlich über das Abwasser in die Umwelt. Da EDTA unter normalen Bedingungen nur sehr langsam abgebaut wird,^[4] kann es in praktisch allen Wasserproben in niedrigen Konzentrationen nachgewiesen werden.^[5] EDTA-Konzentrationen in Flüssen liegen zwischen 10 und 100 µg/l, in Seen zwischen 1 und 10 µg/l. Im Grundwasser und Uferfiltrat kann EDTA in Konzentrationen zwischen 1 und 100 µg/l gefunden werden. Bei neutralen pH-Werten ist die **Adsorption** von EDTA an Mineraloberflächen gering, was zu einer hohen Mobilität im Grundwasser führt. Lediglich der Fe^{III}-EDTA-Komplex wird sehr schnell durch Sonnenlicht abgebaut. Dies ist der wichtigste Eliminationsprozess für EDTA in der Umwelt. EDTA wird während der **Ozonisierung** oder **Chlorung** von Trinkwasser nur unvollständig entfernt. EDTA gilt heute als ökologisch bedenklich, da freie Komplexbildner Schwermetalle aus dem Sediment lösen und bioverfügbar machen.

Das deutsche **Umweltbundesamt** empfiehlt: „Im Sinne einer vorsorgenden Stoffpolitik sollten EDTA und auch andere schwer abbaubare Komplexbildner wie **Diethyltriäminpentaessigsäure** (DTPA) oder **Propylendiamintetraessigsäure** (PDTA) durch Stoffe ersetzt werden, die möglichst leicht abbaubar sind und somit in Kläranlagen entfernt werden können.“ Mögliche Ersatzstoffe sind **Nitrioltriessigsäure** (NTA) und ihre Natriumsalze, **Citrate**, **Gluconate**, **β-Alanindiessigsäure**-Natriumsalz (ADA), **Methylglycindiessigsäure** (MGDA), u. a. m.^[6] In der Schweiz ist das **Inverkehrbringen** von Wasch- bzw. Reinigungs- und **Desodorierungsmitteln** mit einem Massengehalt von mehr als 0,5 % bzw. 1 % EDTA bzw. seiner Salze verboten.^[7]

Herstellung

Durch die **Strecker-Synthese** von **Formaldehyd** und **Blausäure** mit **Ethylen diamin** über das Tetranitril und anschließender alkalischer Hydrolyse.^[8]

Ersatzstoffe[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

- **Nitrioltriessigsäure** (NTA)
- **Ethylenglycol-bis(aminoethylether)-N,N,N',N'-tetraessigsäure** (EGTA)
- **Ethyldiamindibernsteinsäure** (EDDS)
- **Citronensäure**
- **Polycarboxylate**
- **Zeolithe**, insbesondere **Zeolith A**
- **Phosphonate**

Anwendungen

Verwendung [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

EDTA ist einer der am häufigsten verwendeten Komplexbildner. 1999 wurden in Europa rund 35.000 Tonnen, in den USA 50.000 Tonnen verbraucht.

Neben der freien Säure werden vielfach auch deren Salze verwendet:

- Dinatrium-ethylendiamin-tetraacetat ($\text{Na}_2\text{H}_2\text{EDTA}$, Natriumedetat, INS 386)
- Tetranatrium-ethylendiamin-tetraacetat (Na_4EDTA)
- Calcium-dinatrium-ethylendiamin-tetraacetat (CaNa_2EDTA , [E 385](#))

Die wichtigsten Anwendungen von EDTA und deren Salzen sind

- **Detergenzien:** EDTA ist in vielen Wasch- und Reinigungsmitteln zur Bindung von Ca^{2+} - und Mg^{2+} -Ionen (Enthärtung) enthalten (es sollte aber nicht mit dem auch dort eingesetzten [TAED](#) verwechselt werden).
- Industrielle Reinigung: Komplexierung zweiwertiger Kationen wie Ca^{2+} und Mg^{2+} sowie einiger [Schwermetallionen](#)
- Photoindustrie: Fe^{3+} -EDTA ist ein wichtiger Bestandteil (Oxidationsmittel für das metallische Silber) in der Farbentwicklung.
- Papierindustrie: Zur Komplexierung von Fe^{3+} - und Mn^{2+} -Ionen, die bei der chlorfreien Bleiche das Wasserstoffperoxid zersetzen
- Agrochemikalien: Fe^{3+} -, Cu^{2+} - und Zn^{2+} -EDTA werden als Dünger verwendet, vor allem auf kalkhaltigen Böden (siehe dazu auch [Hydrokulturdünger#Komplexbildner](#))
- Konservierungsmittel: EDTA komplexiert zweiwertige Metallkationen, die für die Funktion vieler Enzyme essenziell sind. Die Vermehrung von Bakterien wird so unter anderem in Kontaktlinsen-Pflegemitteln verhindert.

Weitere Verwendungen von EDTA sind:

- Textilindustrie: Stabilisierung von Bleichbädern
- **Kosmetika:** als Konservierungsstoff und um Verfärbungen durch Metalle in klaren Produkten zu vermeiden.
- Medizin: Behandlung von Metallvergiftungen. Eine umstrittene Therapie ist die [Chelat-Therapie](#), bei der EDTA injiziert wird, um den Körper zu *reinigen*. In der diagnostischen Medizin wird EDTA als Calciumchelator eingesetzt und dient der [Antikoagulation](#) von Blutproben.
- In der [Zahnmedizin](#) verwendet man EDTA-Lösungen bei [Wurzelkanalbehandlungen](#), um die

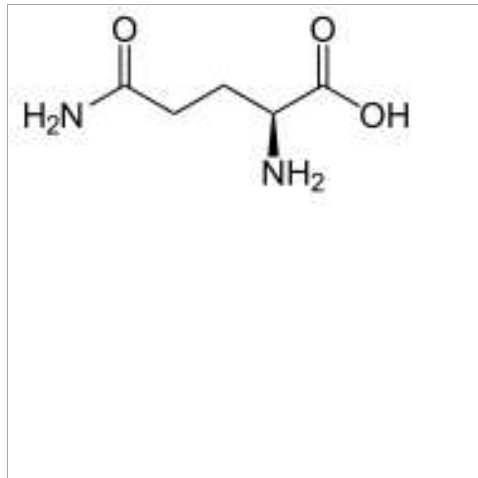
Name **Glutamin**

28 ID-organisch Molare Masse in g/mol 146,15

Summenformel **C5H10N2O3** CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 6899-04-3 185

2-Amino-4-carbamoylbutansäure, G In, Q



Kurzbeschreibung

farb- und geruchloser Feststoff

Siedepunkt in °C

186

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

löslich in Wasser: 26 g-l-1 (18 °C) [2]
unlöslich in Methanol, Benzol und Chloroform

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

Daten

7500 mg·kg-1 (LD50, Ratte, oral)

Geschichte

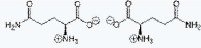
L-Glutamin wurde 1877 erstmals beschrieben. Gemeinsam mit einem seiner Doktoranden kam [Ernst Schulze](#) zu der Schlussfolgerung, dass in den Runkelrüben die [Glutaminsäure](#) als Amid vorliegt, welches sie Glutamin nannten (analog zu [Asparagin](#) und [Asparaginsäure](#)). Kurz darauf untersuchte Ernst Schulze diese Zusammenhänge in Kürbiskeimlingen und kam zu demselben Ergebnis. Die Strukturaufklärung für Glutaminsäure / Glutamin war bereits 1872 durch den deutschen Chemiker [Wilhelm Dittmar](#) erfolgt. Dittmar war zu dieser Zeit an der agrikulturchemischen Versuchsanstalt in Bonn-Poppelsdorf unter [Heinrich Ritthausen](#) tätig, der bereits 1866 die Glutaminsäure entdeckt hatte.^[6]

Eigenschaften

Glutamin ist eine **proteinogene**, **für den Menschen nicht essentielle α-Aminosäure** und stellt das γ-Mono-Amid der L-Glutaminsäure dar. Im Dreibuchstabencode wird sie als **Gln** und im Einbuchstabencode als **Q** bezeichnet. Im **Stoffwechsel** ist L-Glutamin ein universeller Aminosäure-Donor. Im **Blutkreislauf** kommt Glutamin mit einem Mergenanteil von 20 % als Hauptbestandteil des Pools an freien Aminosäuren vor. Bei **hyperglabölen** und **hypohydrabölen** Krankheitszuständen wie z. B. nach Operationen, schweren Verätzungen, Verbrennungen und Infektionen ist stets eine ausgeprägte Glutaminverarmung zu beobachten. Glutamin wird durch ein **Basentriplett** CAG oder CAA der mRNA codiert.

Das farblose, kristalline Glutamin ist unlöslich in **Alkoholen**, **Benzol** und **Chloroform**. Mäßig löslich ist es hingegen in Wasser (100 g/l bei 40 °C).

- **Van-der-Waals-Volumen**: 114
- **LogD**: **Löslichkeit**: $\text{Log}P = -3,5$



Zwitterionen von L-Glutamin (links) bzw. D-Glutamin (rechts)

Glutamin liegt überwiegend als „inneres Salz“ bzw. **Zwitterion** vor, dessen Bildung dadurch zu erklären ist, dass das **Proton** der **Carboxylgruppe** an das freie Elektronenpaar des Stickstoffatoms der **Aminogruppe** wandert.

Im elektrischen Feld wandert das Zwitterion nicht, da es als Ganzes ungeladen ist. Genaugenommen ist dies am isoelektrischen Punkt (bei einem bestimmten pH-Wert) der Fall, bei dem das Zwitterion auch seine geringste Löslichkeit in Wasser hat. Sein **isoelektrischer Punkt** liegt bei 5,95.^[8]

Enantiomere([Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#))

Glutamin besitzt ein Stereozentrum, somit existieren zwei **chirale Enantiomere**. In den Proteinen kommt, neben anderen Aminosäuren, ausschließlich L-Glutamin (Synonym: (S)-Glutamin) **optisch** gebunden vor. **Stoichiologisch** aufgebaut dazu ist das D-Glutamin (Synonym: (R)-Glutamin), das in Proteinen nicht vorkommt. **Racemisches α-Glutamin** (Synonyme: (RS)-Glutamin und α-Glutamin) besitzt geringe Bedeutung.

Wenn in diesem Text oder in der wissenschaftlichen Literatur „Glutamin“ ohne weiteren Namenszusatz (**Deskriptor**) erwähnt wird, ist L-Glutamin gemeint.

Enantiomere von Glutamin		
Name	L-Glutamin	D-Glutamin
Andere Namen	(S)-Glutamin	(R)-Glutamin
Strukturformel		

Vorkommen

Glutamin kommt zu durchschnittlich 3,9 % – gebunden in **Proteinen** – vor; auch in freier Form findet sich die Aminosäure häufig in allen Pflanzen, Tieren, Pilzen und Bakterien als zentraler **Metabolit** im **Stoffwechsel** aller Lebewesen.^[9]

Nahrungsmittel mit hohem Glutamingehalt sind

Lebensmittel	Glutamin [mg/100g] ^[9]
Weizen	4080
Dinkelmehl	5170
Linsen	4490
Mungbohne	4810
Sojabohnen	6490
Erdnüsse	5630
Käse	3050–8100
Rindfleisch	4130
Hammelfleisch	4300
Schweinefleisch	3910

Alle diese Nahrungsmittel enthalten praktisch ausschließlich chemisch gebundenes L-Glutamin als Proteinbestandteil, jedoch kein freies L-Glutamin.

Herstellung

Großtechnisch wird L-Glutamin **fermentativ** hergestellt.

Für die Biosynthese inklusive Strukturformeln siehe Abschnitt Weblinks.

L-Glutamin wird aus der L-**Glutaminsäure** durch die **Glutamin-Synthetase** hergestellt. Dabei wird **Adenosintriphosphat** (ATP) verbraucht. Im Körper kann L-Glutamin zu **Succinat** in drei Reaktionsschritten abgebaut werden.

Anwendungen

Funktionen [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Mit einem Mengenanteil von 20 % ist Glutamin Hauptbestandteil des Pools an freien Aminosäuren im Blutplasma (400–600 µmol/l).^[9] Glutamin kommt in der höchsten Konzentration in den **Muskelzellen** (ca. 35 mmol/l) vor, die dieses auch hauptsächlich synthetisieren. Es ist unter anderem für die Wassereinlagerung in die Zelle verantwortlich und bewirkt bei körperlicher Belastung eine Vergrößerung des Zellvolumens, was als anaboles, die **Proliferation** unterstützendes Signal zu betrachten ist. Das heißt, die Protein- und Glykogenbildung wird gefördert.

Hyperkatabole und hypermetabole Krankheitszustände gehen mit einer deutlichen Glutaminverarmung im Blut und in der Muskulatur einher, ohne dass reaktiv die Glutaminsynthese gesteigert wird. Charakteristisch für die Reaktion auf ein Trauma oder eine Infektion ist die Reduktion freien Glutamins in der Muskulatur um etwa 50 %. Dieser Verlust intrazellulären Glutamins wurde sowohl nach selektiven Operationen, Polytraumen und Verbrennungen als auch bei Infektionen und **Pankreatitis** unabhängig von der Ernährung festgestellt. Glutamin stellt nicht nur einen Baustein für die Proteinsynthese, sondern u. a. auch für die Zellen des **Gastrointestinaltraktes (Enterozyten, Kolonozyten)** und für **Leberzellen** ein wichtiges Substrat dar. Daraus wurde die These entwickelt, dass Glutamin eine *bedingt essentielle* Aminosäure sei, die besonders bei schweren Erkrankungen notwendig ist. Entsprechend entstand die Hypothese, dass eine Glutamin-Supplementierung bei schwerkranken Patienten zu einem besseren **Ergebnis** führen würde.

Hingegen zeigte eine internationale multizentrische **randomisierte Doppelblindstudie** an über 1200 schwerkranken mechanisch **beatmeten Intensivpatienten** mit **Multiorganversagen**, die in der Verumgruppe sowohl **enteral** als auch **parenteral** Glutamin erhielten, eine signifikant erhöhte **Mortalität** von 32,4 % (Placebo 27,2 %) mit einem adjustierten **Risikofaktor** von 1,09 nach 28 Tagen. Auch nach sechs Monaten war die Mortalität unter Glutaminbehandlung signifikant höher, jedoch hatte Glutamin keinen Einfluss auf das Organversagen oder die Infektionsrate.^[10] Somit erscheint eine Glutamin-Substitution in der Intensivmedizin obsolet, und in einem Kommentar wird sogar von einer „Glutamintoxizität“ gesprochen. Der verminderte Glutaminspiegel bei schwerkranken Patienten könnte somit weniger eine Folge eines Mangels als vielmehr ein positiver Adaptationsmechanismus sein.^[11]

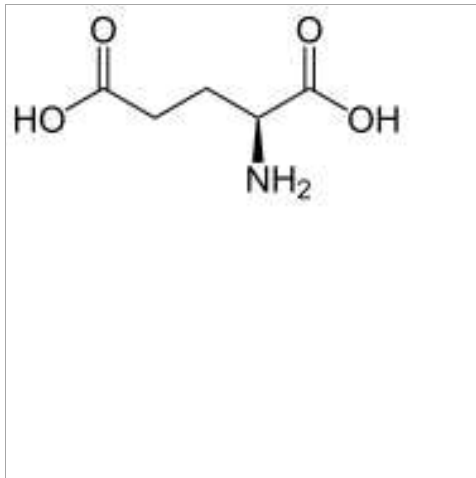
Name **Glutaminsäure**

29 ID-organisch Molare Masse in g/mol 147,13

Summenformel **C5H9NO4** CAS-Numm **617-65-2** Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 160

2-Aminopentandisäure
α-Aminoglutarensäure
E 620[1], Glu, E



Kurzbeschreibung
weißer Feststoff

Siedepunkt in °C

205

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

schlecht in Wasser (11,1 g·l⁻¹ bei 25 °C)[3]
schlecht in Ethanol, unlöslich in Diethylether, Aceton und Essigsäure

Zersetzung bei 200 °C:	
•	pH ₅ (ca. 2,5)
•	pH ₁₀ (ca. 8,5)
•	pH ₁₂ (ca. 9,5)

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal
12961 mg·kg⁻¹ (LD50, Maus, oral)

Geschichte

Durch den schwefelsauren Aufschluss von [Gluten](#) gelang dem deutschen Chemiker [Heinrich Ritthausen](#) 1866 an der Landwirtschaftlichen Akademie Waldau bei Königsberg erstmals die Isolierung von Glutaminsäure.^[9] An den ihm von Ritthausen übergebenen Kristallen konnte [Gustav Werther](#), zu der Zeit Professor für Chemie in Königsberg, die Zusammensetzung der Glutaminsäure richtig bestimmen.^[10] Nach dem Wechsel Ritthausens an die Landwirtschaftliche Akademie in Bonn-Poppelsdorf veranlasste er dort den Chemiker [Wilhelm Dittmar](#) mit der Strukturaufklärung, die Dittmar 1872 gelang.^[11] Die Ergebnisse wurden 1890 durch [Ludwig Wolff](#) bestätigt.^[12]

Eigenschaften

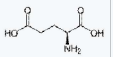
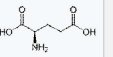
Glutaminsäure (auch **D-Aminoglutarinsäure**, **2-Aminoglutarinsäure**) ist eine **α-Aminosäure**, die in zwei Spiegelbildisomeren (**Enantiomere**) vorkommt, deren eine **proteinoogene** Form der menschliche Organismus selber herstellen kann (nicht **essenzielle** Aminosäure). Im **Dobuschsteinersystem** wird sie als **Glut** und im Einbuchstabencode als **E** bezeichnet. Ihre **Salze** und **Ester** werden **Glutaminate** genannt. In Biologie und Medizin wird die Glutaminsäure meist **Glutamat** genannt, da die Verbindung im Körper **dissoziiert** vorliegt. Glutaminsäure ist ein wichtiger Baustein von **Proteinen**; daneben ist Glutamat einer der wichtigsten erregenden **Neurotransmitter** im zentralen Nervensystem (ZNS) auch des menschlichen Organismus. Als **Lebensmittelzusatzstoff** werden L-Glutaminsäure (E 620) sowie einige ihrer Salze (siehe **Glutamata**) als **Geschmacksverstärker**^[1] eingesetzt, besonders in der asiatischen Küche und bei **Convenience-Produkten**.

Der **isoelektrische Punkt** der Glutaminsäure liegt bei pH 3,24^[2]. Die **Dicarbonat**form löst sich nur wenig in Wasser (≈11 g l⁻¹ bei 25 °C) und **Eltand**^[3] die Lösung reagiert stark sauer (pK_{COOH} 2,16, pK_{COO⁻} 4,32^[4]).

Stereochemie[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Aminosäuren sind **chirale** Moleküle. In der Natur liegt im Wesentlichen nur die L-(+)-Glutaminsäure (Synonym: (S)-Glutaminsäure) vor. Wenn in diesem Text oder in der wissenschaftlichen Literatur „Glutaminsäure“ ohne weiteren Namenszusatz (**Enanti**) erwähnt wird, ist L-Glutaminsäure gemeint.

Die D-(−)-Glutaminsäure (Synonym: (R)-Glutaminsäure) kann auf chemischem Wege erzeugt werden. Auf sie und das **Racemat** aus beiden **Enantiomeren** wird in diesem Artikel nicht näher eingegangen.

Isomere von Glutaminsäure		
Name	L-Glutaminsäure	D-Glutaminsäure
Andere Namen	(2S)-Glutaminsäure (+)-Glutaminsäure	(1R)-Glutaminsäure (−)-Glutaminsäure
Strukturformel		
CAS-Nummer	56-86-0	6803-26-1
EG-Nummer	200-263-7	230-000-6
	617-85-2 (DL)	

Vorkommen

Vorkommen[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

L-Glutaminsäure kommt in den meisten Proteinen in unterschiedlichen Anteilen vor und ist in jedem wesentlichen **Nährmittelmittel** vorhanden. Die folgenden Belegte bezeichnen sich jeweils auf 100 g des Lebensmittel, zusätzlich ist der prozentuale Anteil von Glutaminsäure an Gesamtprotein angegeben.^[1] Besonders reich an freiem L-Glutamat sind Käse und Fleischprodukte.

Lebensmittel	Protein	Glutaminsäure	Anteil
Rindfleisch, roh	21,26 g	3191 mg	15,0 %
Hähnchenbrustfilet, roh	23,09 g	3458 mg	15,0 %
Lachs, roh	20,42 g	2630 mg	13,9 %
Hühnerntei	12,58 g	1676 mg	13,3 %
Butterfett, 3,7 % Fett	3,28 g	667 mg	20,9 %
Walnüsse	15,23 g	2816 mg	18,5 %
Weizen-Vollkornmehl	13,21 g	4326 mg	32,8 %
Mais-Vollkornmehl	6,93 g	1300 mg	18,8 %
Biss, ungeschalt	7,84 g	1618 mg	20,4 %
Edeset, getrocknet	24,55 g	4196 mg	17,1 %
Tomatenpüree	1,65 g	658 mg	39,9 %

Herstellung

L-Glutaminsäure wird kommerziell ausschließlich nach der **Fermentationsmethode** (**Sojasauc**e, **Flüssigwürze**) hergestellt. Es begann damit, dass systematisch nach Wildtyp-Organismen geforscht wurde, bei denen sich L-Glutaminsäure unter Verwendung günstiger Nährmedien (Edukte) und Kulturbedingungen (Temperatur, Konzentration von Spurenelementen etc.) anreichern ließen. Durch Verwendung von Mutanten wurde die Fermentationsmethode optimiert.^{[14][15]}

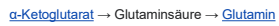
Derivate[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Beim Erhitzen einer Mischung aus gleichen Gewichtsteilen Glutaminsäure und Wasser in einem Autoklaven erhält man unter Wasserabspaltung bei Reaktionstemperaturen von 135–143 °C **Pyroglutaminsäure**, ein cyclisches **Amid** (**Lactam**).

Anwendungen

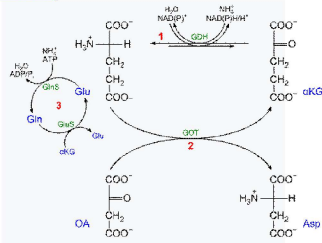
Wie bei allen anderen Aminosäuren wird auch bei Glutamat nur das L-Isomer im Stoffwechsel des menschlichen Körpers als Baustein verwendet. Als proteinogene α -Aminosäure ist L-Glutaminsäure Bestandteil von Proteinen. Daneben spielt sie im Zellstoffwechsel insofern eine wesentliche Rolle, als sie über den [Citratzyklus](#) in Verbindung zum [Kohlenhydratstoffwechsel](#) steht. Darüber hinaus wird L-Glutaminsäure für die Bildung anderer Aminosäuren herangezogen.

L-Glutaminsäure bindet das beim [Protein-](#) und [Aminosäureabbau](#) freierwerden- de Zellgift [Ammoniak](#) unter Bildung von [Glutamin](#) durch folgende Reaktion:



L-Glutamat ist der wichtigste [exzitatorische Neurotransmitter](#) im [zentralen Nervensystem](#) der [Wirbeltiere](#). Es wird [präsynaptisch](#) freigesetzt und bindet postsynaptisch an spezifische [Glutamat-Rezeptoren](#). Im Zentralnervensystem kann L-Glutaminsäure durch das [Enzym L-Glutaminsäuredecarboxylase](#) zu γ -[Aminobuttersäure](#) (GABA) decarboxyliert werden, die als Neurotransmitter an [inhibitorischen Synapsen](#) wirkt. L-Glutaminsäure ist die einzige Aminosäure, welche im Gehirn oxidiert, [transaminiert](#), [aminiert](#) und decarboxyliert wird.

Bedeutung im Citratzyklus [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)



Schlüsselrolle von Glutamat (Glu) bei der [Aminierung/Desaminierung](#) (1) und in [Transaminierungsreaktionen](#) (2). Die Wechselbeziehungen zu [Glutamin](#) (Gln) werden peripher in Kurzform dargestellt (3).

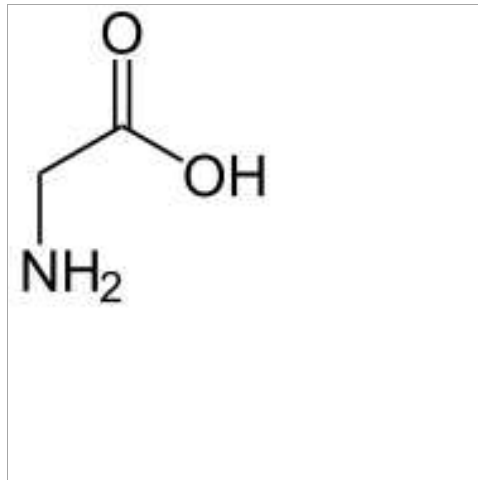
Name Glycin

30 ID-organisch Molare Masse in g/mol 75,07

Summenformel C2H5NO2 CAS-Numm 56-40-6 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 232

Glykokoll, Gly, G, Aminoessigsäure, Aminoethansäure, E640



Kurzbeschreibung

farb- und geruchloser, kristalliner Feststoff

Siedepunkt in °C

236

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

gut löslich in Wasser[6]

249,9 g·kg⁻¹ bei 25 °C[6]

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

7930 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)

Aggregatzustand	fest
Dichte	1,761 g·cm ⁻³ [6]
Schmelzwärme	Zersetzung 232-236 °C [6]
Wärmeleitfähigkeit	• 0,45 W·m ⁻¹ ·K ⁻¹ [6] • 0,45 W·m ⁻¹ ·K ⁻¹ [6]

Geschichte

Glycin ist die erste Aminosäure, die durch einen sauren Aufschluss von Eiweißen gewonnen wurde. Dies gelang [Henri Braconnot](#) 1819 in Nancy, der Leim mit Schwefelsäure hydrolysierte, mit dem Ziel, aus tierischem Material Zucker zu extrahieren.



Glycin

Die nach Aufreinigung gewonnenen süß schmeckenden Kristalle nannte er daher *sucre de gélatine*, zu deutsch „Leimzucker“.^[8] *Gelatine* ist der Hauptbestandteil von [Glutinleim](#).

Bald darauf wurde die Substanz umbenannt in *Glykokoll* („süßer Leim“), ehe [Jöns Jakob Berzelius](#) 1848 entschied, dass er von nun an den kürzeren Namen *Glycin* anwenden werde. Die chemische Struktur wurde erst 1858 durch den französischen Chemiker [Auguste André Thomas Cahours](#) richtig beschrieben.^[9]

Eigenschaften

Glycin, abgekürzt **Gly** oder **G**, (auch **Glyzin** oder **Glykokoll**, von altgr. γόλλα κόλλα: Leim, nach systematischer [chemischer Nomenklatur](#) Aminoessigsäure oder Aminoethansäure), ist die kleinste und einfachste [α-Aminosäure](#) und wurde erstmals 1820 aus Gelatine, d. h. aus [Kollagenhydrolysat](#), gewonnen. Es gehört zur Gruppe der [hydrophilen](#) Aminosäuren und ist als einzige [proteinogene](#) (oder eiweißbildende) Aminosäure [achiral](#) und damit nicht [optisch aktiv](#).

Glycin ist nicht essentiell, kann also vom menschlichen Organismus selbst synthetisiert werden und ist wichtiger Bestandteil nahezu aller [Proteine](#) und ein wichtiger Knotenpunkt im Stoffwechsel.

Der Name leitet sich vom süßen Geschmack reinen Glycins her ([griechisch](#) γλυκύς *glykýs*, deutsch ‚süß‘)

Glycin liegt überwiegend als „inneres Salz“ bzw. [Zwitterion](#) vor, dessen Bildung dadurch zu erklären ist, dass das [Proton](#) der sauren [Carboxygruppe](#) an das einsame Elektronenpaar des Stickstoffatoms der basischen [Aminogruppe](#) wandert:



Tautomerie beim Glycin, Zwitterionen-Form rechts

Im elektrischen Feld wandert das Zwitterion nicht, da es als Ganzes ungeladen ist. Genaugenommen ist dies am isoelektrischen Punkt (bei einem bestimmten pH-Wert, hier 5,97^[10]) der Fall, bei dem das Glycin auch seine geringste Löslichkeit in Wasser hat.

- [Van-der-Waals-Volumen](#): 48
- [Hydrophobizitätsgrad](#): -0,4

Freies Glycin hat einen süßen Geschmack, wobei der Erkennungsschwellenwert bei 25 bis 35 [mmol/L](#) liegt^[1].

Vorkommen

Die folgenden Beispiele geben einen Überblick über Glycinhalte und beziehen sich jeweils auf 100 g des Lebensmittels, zusätzlich ist der prozentuale Anteil von Glycin, bezogen auf das Gesamtprotein, angegeben.^[11]

Lebensmittel	Gesamtprotein	Glycin	Anteil
Schweinefleisch , roh	21 g	0,95 g	4,5 %
Hähnchenbrustfilet , roh	21 g	0,95 g	4,4 %
Lachs , roh	20,5 g	0,95 g	4,7 %
Gelatinepulver , ungesüßt	86 g	19 g	22,3 %
Hühnerrei	12,5 g	0,43 g	3,4 %
Kuhmilch , 3,7 % Fett	3,3 g	0,07 g	2,1 %
Weintraube	15 g	0,82 g	5,4 %
Kürbiskerne	30 g	1,85 g	6,1 %
Weizen-Vollkornmehl	14 g	0,55 g	4,0 %
Mais-Vollkornmehl	7,0 g	0,28 g	4,1 %
Reis , ungeschält	8,0 g	0,39 g	4,9 %
Sojabohne , getrocknet	36,5 g	1,9 g	5,2 %
Erbse , getrocknet	24,5 g	1,1 g	4,4 %

Herstellung

Synthese [Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Das bei der Reaktion von [Formaldehyd](#), [Cyanwasserstoff](#) und [Ammoniak](#) ([Stöcker-Synthese](#)) erhaltene Aminonitril (genauer: α-Aminonitril) liefert bei der [Hydrolyse](#) Glycin:

Diese Reaktion spielte als Teilreaktion eine besondere Rolle in der Hypothese, dass organische Moleküle als „Bausteine“ für die ersten [primären Organismen](#) vor ca. 4 Mrd. Jahren aus den einfachen anorganischen Verbindungen der [Uratmosphäre](#) der Erde entstanden waren. Für diese Uratmosphäre wurde eine Zusammensetzung aus [Wasser](#) (H₂O), [Methan](#) (CH₄), [Ammoniak](#) (NH₃), [Wasserstoff](#) (H₂) und [Kohlenstoffmonoxid](#) (CO) sowie [Helium](#) (He) und anderen Edelgasen angenommen (vgl. → [Müller-Urey-Experiment](#)).

Chemisch kann Glycin auch aus [Monochloressigsäure](#) und [Ammoniak](#) hergestellt werden:

Im Körper wird das meiste Glycin mit der Nahrung aufgenommen, es kann aber auch aus [Serin](#) hergestellt werden.

Anwendungen

Funktionen [\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)

Stoffwechsel [\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)

Die Umsetzung von Serin zu Glycin dient neben der Erzeugung von Glycin auch der Umsetzung von **Tetrahydrofolsäure** zu N⁵-N¹⁰-Methylen-Tetrahydrofolsäure (TH4), die unter anderem für die Synthese von **Thymin**-Nukleotiden (**DNA**-Bestandteil) benötigt wird.

Umgekehrt kann Glycin unter Aufnahme von CH₃ aus TH4 zur Synthese von Serin dienen, welches dann für die Proteinsynthese, als Grundsubstanz des Cholins oder als Pyruvat zur Verfügung steht.

Auch für die Synthese anderer Bestandteile der Erbsubstanz (**Purine**) wird Glycin häufig benötigt.

Es dient ebenfalls der Biosynthese von **Häm** (**Sauerstoff**-Bindung im **Blut**), **Kreatin** (Energiespeicher im Muskel) oder **Glutathion**:

Glycin + Succinyl-CoA → **5-**

Aminolävulinsäure →

Porphyrinsynthese zum Aufbau des Häm.

Glycin + Guanidgruppe (aus **Arginin**) →

Guanidinoacetat, welches dann in die Kreatininsynthese eingehen kann.

Glycin + Glu-Cys-Peptidbindung → **Glutathionsäure**

Als Nebenprodukt kann aus Glycin auch gesundheitsschädliche **Oxalsäure** gebildet werden.

Als sog. glucogene oder glucoplastische Aminosäure kann Glycin im Rahmen des Stoffwechsels über **Pyruvat** zu **Glucose** umgesetzt werden.

Proteinbestandteil [\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)

Aufgrund seiner geringen Größe wird Glycin bevorzugt in **Polypeptide** an räumlich beengten Positionen (der Protein-**Sekundärstruktur**) eingebaut.

Besonders häufig kommt es im **Kollagen**, dem häufigsten Protein in tierischen Organismen, vor. Hier macht es gut ein Drittel aller Aminosäuren aus, da es aufgrund seiner geringen Größe das Aufwickeln des Kollagens zu dessen **Tripelhelix-Struktur** erlaubt.

Name Haloperidol

118 ID-organisch Molare Masse in g/mol 375,86

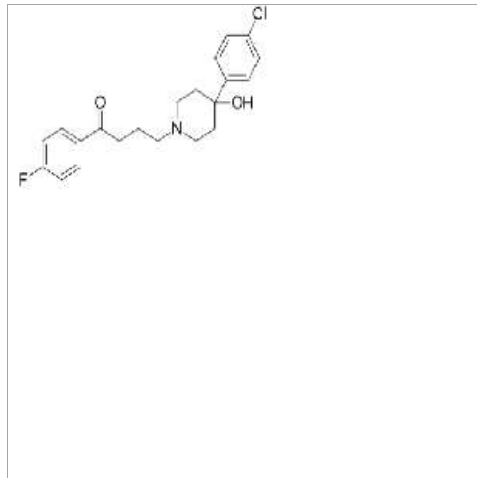
Summenformel C₂₁H₂₃ClFNO₂ CAS-Numm 52-86-8 Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel

151,6

Haldol, 4-[4-(4-Chlorphenyl)-4-hydroxypiperidino]-4-fluorbutyrophenon
Kurzbeschreibung



Weißes bis fast weißes Pulver[

Siedepunkt in °C

0

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

1 mg·l⁻¹ in Wasser[3]
schwer löslich in Dichlormethan, Ethanol 96 % und Methanol[1]

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

30 mg·kg⁻¹ (LD₅₀, Maus, i.p.)



Geschichte

Haloperidol wurde am 11. Februar 1958 durch [Bert Hermans](#) – einem Mitarbeiter [Paul Janssens](#) in [Beerse](#) – bei der Suche nach einem neuen [Opioid-Analgetikum](#) als R1625 synthetisiert^[6] und 1959 in [Belgien](#) erstmals zugelassen.^[2] Haloperidol wurde in Europa schnell zum Mittel der Wahl bei Schizophrenie, in den [USA](#) wurde es erst 1988 zugelassen. Amerikanische [Psychiater](#) bevorzugten das ebenfalls hochpotente Phenothiazin-Präparat [Perphenazin](#).^[8] Haloperidol steht seit 1977 auf der [Liste der unentbehrlichen Arzneimittel der Weltgesundheitsorganisation](#).

2018 wurden jahrzehntelange Medikamentenversuche an Heimkindern, die seit den 50er Jahren an insgesamt mehreren tausend Kindern stattfanden, aufgedeckt. Hierbei wurden unter anderem auch hohe Dosen von Haloperidol eingesetzt. Angestellte nutzten dies zusätzlich zum chemischen auch zum sexuellen Missbrauch aus.

Eigenschaften

Wirkungsweise

Neuroleptika (auch als Antipsychotika bezeichnet) werden in ihrer [Wirkung](#) oft verglichen mit Chlorpromazin, der ersten in der modernen pharmakologisch orientierten Psychiatrie eingesetzten antipsychotisch wirksamen Substanz. Haloperidol hat einen in etwa 50-mal höheren antipsychotischen Effekt als Vorgängermedikamente bei verringerten vegetativen Nebenwirkungen, wie zum Beispiel [Mundtrockenheit](#) und [Schwindel](#), und ist diesbezüglich als verträglich einzuschätzen. Diesem Vorteil stehen jedoch die für Haloperidol typischen „motorischen“ Nebenwirkungen gegenüber.

Der „höhere antipsychotische Effekt“ von Haloperidol gegenüber Chlorpromazin bezieht sich nur auf die benötigte Menge der Substanz. Die Wirksamkeit der Substanzen bei vergleichbarer Dosierung ist ähnlich.

Haloperidol blockiert unter anderem [Dopamin-Rezeptoren](#) vor allem den Subtyp D₂. Die Blockade von [muskulären](#) und [adrenergen Rezeptoren](#), die gegebenenfalls unerwünschte Effekte hervorruft, ist weniger stark ausgeprägt als beim Vorgänger-Antipsychotikum.

Wie bei allen Antipsychotika sind zwei Wirkungen voneinander zu unterscheiden: eine akute und eine langfristige. Die Primärwirkung wird von Außenstehenden sowie von Patienten (im Rahmen ihrer ggf. von Krankheit beeinträchtigten Ausdrucksfähigkeit) als dämpfend und [sedierend](#) beschrieben, dieser Effekt kann also bei pathologisch relevanten Erregungszuständen durchaus gewünscht sein. Erst bei Anwendung über einige Tage bis Wochen tritt die eigentliche antipsychotische Wirkung ein. Deshalb kann die Substanz als medikamentöse Primärtherapie dazu beitragen, unerwünschte Symptome, wie sie zum Beispiel bei Schizophrenie, aber auch [Manie](#), auftreten, zu beheben.

Haloperidol akkumuliert im Gehirn und anderen Organen des Körpers etwa 20-fach gegenüber dem Blut. Nach dem Absetzen einer Haloperidolmedikation sinkt dessen Gehirnkonzentration nur langsam ab. Dies erklärt die klinische Beobachtung, dass manche Begleitwirkungen von Haloperidol auch nach dem Absetzen nur langsam abklingen.

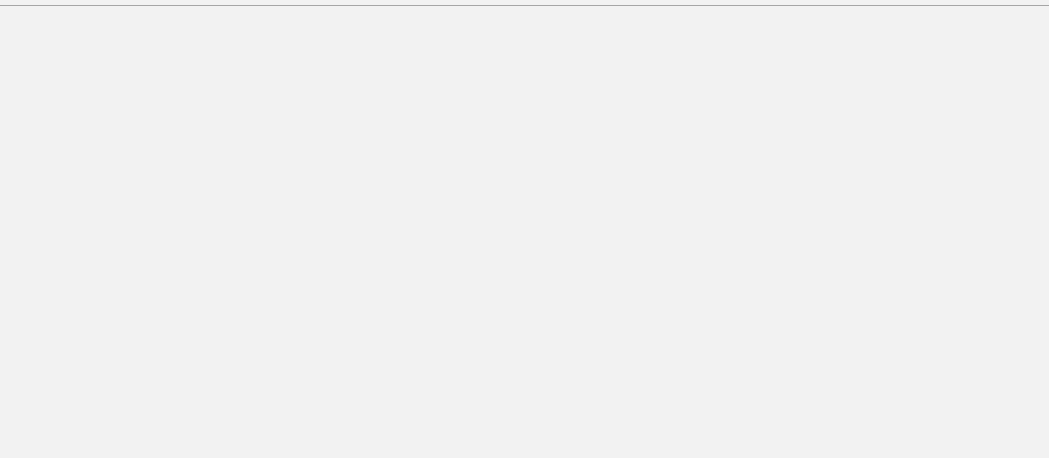
Restriktionen seit 2017

Die Anwendung wurde Dezember 2017 für Kinder und alte Menschen und für einige Anwendungsbereiche eingeschränkt. Anlass war eine EU-weite Harmonisierung von Haloperidol-haltigen Arzneimitteln. Aufgrund eines negativ bewerteten Nutzen-Risiko-Verhältnisses oder einer unzureichenden Datenlage wurden drei Indikationen gestrichen beziehungsweise eingeschränkt. Kinder unter 10 Jahren sollten nicht mehr mit Haloperidol behandelt werden. Die maximale Dosis für Erwachsene beträgt täglich 10 bis 20 mg, unabhängig von der Indikation, für ältere Patienten 5 mg, für Kinder 3 bis 5 mg täglich. Vorher wurden teilweise deutlich höhere Dosen verordnet. Eine Depotanwendung ist nur noch zugelassen, wenn zuvor die Patienten stabil auf orales Haloperidol eingestellt wurden.

Nebenwirkungen

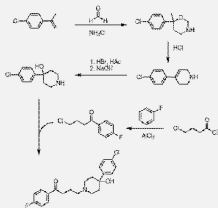
- Frühdykinesien (Schluck- und Schlundkrämpfe, Blickkrämpfe, „keifige“ Sprache, [dystone](#) Bewegungen)
- Spätdykinesien (Spätdykinesien zeigen sich durch repetitive, vom Patienten kaum oder gar nicht beeinflussbare Bewegungen, die häufig im Kopfbereich auftreten. Dazu zählen u. a. Grimassieren, Schmatzen, Kau-, Zungen- und Lippenbewegungen oder schnelles Blinzeln.)
- [Müdigkeitserscheinungen](#)

Vorkommen



Herstellung

Synthese



Die Synthese von Haloperidol ist in der Literatur beschrieben. Sie kann in einem mehrstufigen Prozess ausgehend von 1-Chlor-4-(prop-1-en-2-yl)benzol und 4-Chlorbutansäurechlorid erfolgen.

Anwendungen

Anwendungsgebiete

In Deutschland ist Haloperidol zur Behandlung von

- akuten und chronischen [schizophrenen](#) Syndromen,
- organisch bedingten [Psychosen](#),
- akuten [manischen](#) Syndromen und
- akuten [psychomotorischen Erregungszuständen](#) zugelassen.^[12] Dies beinhaltet (und in einigen Ländern, vor allem USA, wie aus diversen medizinischen Serien bekannt immer noch) gewalttätige Übergriffe von Patienten. Diese Monotherapie ist in Deutschland inzwischen aber kontraindiziert aufgrund der Nebenwirkungen und besserer Alternativen (bzw. Kombinationen).^[13] Von Kriminellen wird Haloperidol deshalb auch als [K-o-Tropfen](#) eingesetzt.^{[14][15]}

Dabei wird Haloperidol meist zur Unterdrückung von Krankheitszeichen wie z. B. [Wahn](#), [Halluzinationen](#) oder Denk- und [Bewusstseinsstörungen](#) sowie zur Vorbeugung gegen Rückfälle eingesetzt.

Weiterhin kann Haloperidol nach Ausschöpfen aller anderen Behandlungsmöglichkeiten auch zur Behandlung von [Tic-Erkrankungen](#) (wie z. B. [Gilles-de-la-Tourette-Syndrom](#)) genutzt werden.^[16] In der [Schweiz](#) ist Haloperidol zusätzlich zur Behandlung von

- [zerebralsklerotisch](#) bedingter Unruhe,
- [Oligophrenie](#) mit gesteigerter Erregbarkeit,
- Erregungszuständen beim [Alkoholentzugssyndrom](#),
- [Übelkeit](#) und [Erbrechen](#) verschiedener Ursache (falls die üblichen Medikamente gegen Übelkeit und Erbrechen ungenügend wirksam sind) sowie
- als Begleitmedikation zur Schmerzlinderung bei verschiedenen schweren chronischen Schmerzzuständen

zugelassen.^[17]

Haloperidol wirkt wie andere Neuroleptika vom Phenothiazintyp auch gegen Übelkeit und Erbrechen, insbesondere wenn psychische Komponenten bei der Entstehung der Beschwerden eine Rolle spielen.^[18]

Name Helenalin

112

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

262,3

Summenformel

C₁₅H₁₈O₄

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel

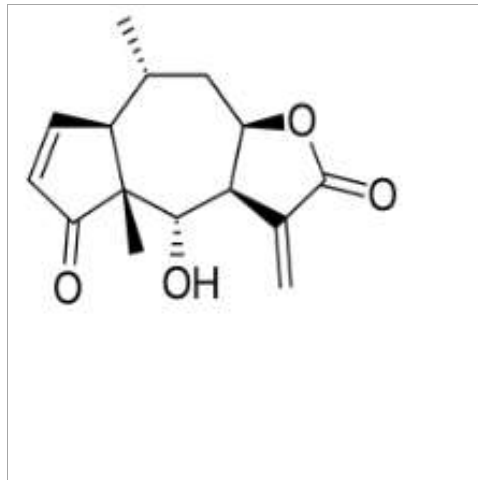
6754-13-8

0

(3aS,4S,4aR,7aR,8R,9aR)

4-Hydroxy-4a,8-

Kurzbeschreibung



Siedepunkt in °C

0

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

Sicherheitsblende
[GHS-Gefahren/Hinweise](#)

Gefahr

H: H311-313
P: P301-310, P304-340, P302-352, P311-312, P314-333, P330-331
H und P-Sätze: [H311-313](#), [P301-310, P304-340, P302-352](#), [P311-312](#), [P314-333](#), [P330-331](#)

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

125 mg·kg⁻¹ (LD₅₀, Ratte, oral)[1]

Geschichte

Eigenschaften

Helenalin ist ein natürlicher [Entzündungshemmer](#) mit Antitumor-^[2] und antileukämischer Wirkung.^[1] Er in [Arnika](#) und anderen [Asteraceae](#) vorkommt. Es unterdrückt die Aktivierung eines [Immunabwehrvermittlers](#) und ist giftig. Chemisch handelt es sich um ein [Sesquiterpen-Lacton](#).



[Bergarnika](#) (*Arnica montana*) enthält Helenalin.

Während nicht gesichert ist, wie Sesquiterpenlaktone ihre antiphlogistische Wirkung entfalten, ist bei Helenalin nachgewiesen, dass es selektiv den [Transkriptionsfaktor NF- \$\kappa\$ B](#) hemmt, der eine Rolle in der Steuerung der Immunabwehr spielt.^[3] [In vitro](#) ist es auch ein potenter, selektiver Inhibitor der [Telomerase](#) beim Menschen,^[6] und zeigt anti-[trypanosomale](#) Aktivität.^{[4][8]}

An *Plasmodium falciparum* zeigt es toxische Wirkung,^[9] und Studien legen nahe, dass Helenalin auch wachstumshemmend auf *Staphylococcus aureus* wirkt und die Schwere einer *S. aureus*-Infektion mindert.^[10]

Helenalin ist stark giftig, und als [Allergen](#) mit ausgeprägtem Sensibilisierungspotential einer der Hauptfaktoren einer Arnika-Allergie.¹

Vorkommen

Helenalin ist neben der Bergarnika (*Arnica montana*) auch in anderen Arniken (etwa [Arnica chamissonis](#)), [Wasserhanf](#) (*Eupatorium perfoliatum*), der [Großen Kapuzinerkresse](#) (*Tropaeolum majus*) – alle im Kraut – sowie im [Echten Alant](#) (*Inula helenium*) – dort auch in der Wurzel – nachgewiesen.^[4]

Herstellung

Anwendungen

Während nicht gesichert ist, wie Sesquiterpenlaktone ihre antiphlogistische Wirkung entfalten, ist bei Helenalin nachgewiesen, dass es selektiv den [Transkriptionsfaktor NF-κB](#) hemmt, der eine Rolle in der Steuerung der Immunabwehr spielt.^[5] [In vitro](#) ist es auch ein potenter, selektiver Inhibitor der [Telomerase](#) beim Menschen,^[6] und zeigt anti-[trypanosomale](#) Aktivität.^{[7][8]}

An [Plasmodium falciparum](#) zeigt es toxische Wirkung,^[9] und Studien legen nahe, dass Helenalin auch wachstumshemmend auf [Staphylococcus aureus](#) wirkt und die Schwere einer S. aureus-Infektion mindert.^[10]

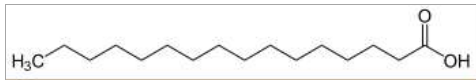
Name Hexadecansäure (IUPAC)

66 ID-organisch Molare Masse in g/mol 256,43

Summenformel C16H32O2 CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 57-10-3 63

Palmitinsäure



Kurzbeschreibung

farblose, kristalline Plättchen

Siedepunkt in °C

351

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

nahezu unlöslich in Wasser (7,2 mg·l⁻¹)[4]
schlecht in kaltem Ethanol oder Petrolether[2]
gut in heißem Ethanol, Diethylether, Propanol und Chloroform

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

>10000 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)

Geschichte

Der Name Palmitinsäure stammt aus der ersten Gewinnung durch [Verseifen](#) von [Palmöl](#) durch [Edmond Frémy](#) (um 1840)

Eigenschaften

Der [Flammpunkt](#) liegt bei >160 °C, die [Zündtemperatur](#) bei 240 °C und die untere [Explosionsgrenze](#).

[Palmitinsäure](#) (Hexadecansäure) ist eine [gesättigte organische Säure](#) und wird zu den [Fettsäuren](#) (= höhere [Carbonsäuren](#)) gezählt. [Palmitate](#) (systematisch auch [Hexadecanoate](#)) sind die [Salze und Ester](#) der [Palmitinsäure](#). [Palmitinsäure](#) ist bei [Zimmertemperatur](#) ein [farbloser Feststoff](#).

[Palmitat](#) ist in [vielen Lebewesen](#) ein [Haupt-Zwischenprodukt](#) des [Stoffwechsels](#), aus dem [alle anderen Fettsäuren](#) für den [Aufbau von Fettreserven](#) in Form von [Glyceriden](#) hergestellt werden. Die [Biosynthese von Palmitat](#) erfolgt in der [Lipogenese](#) aus [kleinen Molekülvorstufen](#) in einem [sich wiederholenden Prozess](#), in dem mit [jedem Schritt](#) zwei [Kohlenstoffmoleküle](#) an die [Molekülkette](#) [gehängt werden](#).

bei 0,42 Vol.-%.¹

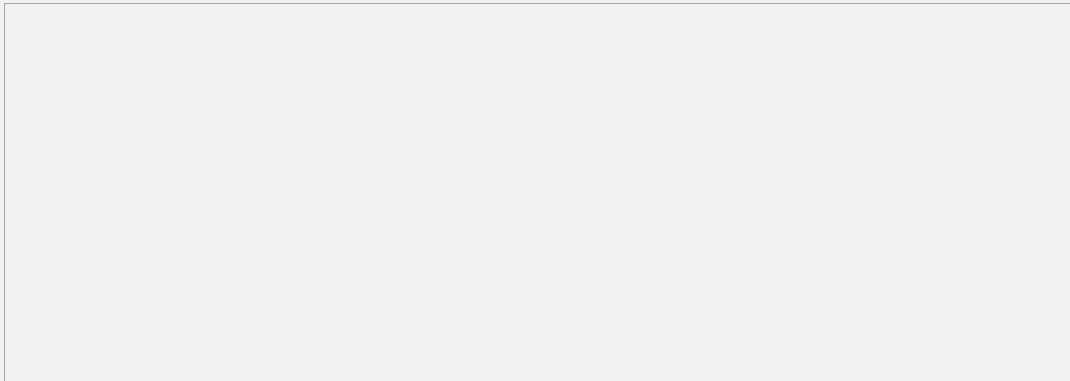
Vorkommen

Der [Palmitinsäurerest](#) ist der in [vielen pflanzlichen und tierischen Fetten und fetten Ölen](#) als [Glycerinester](#) am [häufigsten vorkommende gesättigte Fettsäurerest](#):

Produkt	Gehalt an Palmitinsäure ²¹
Stillingiaöl	60–70 %
Palmöl	41–46 %
Butterfett	24–32 %
Schweineschmalz	24–30 %
Kakaobutter	23–30 %
Rindertalg	23–29 %
Baumwollsaatöl	21–27 %
Avocadoöl	10–26 %

Entgegen weitverbreiteter Anschauung enthalten natürliche Fette und Öle keine freie [Palmitinsäure](#), sondern deren [Glycerinester](#). Der Samen von [Crotalaria ochroleuca](#) enthält ca. 50 % freie [Palmitinsäure](#).¹⁶

Herstellung



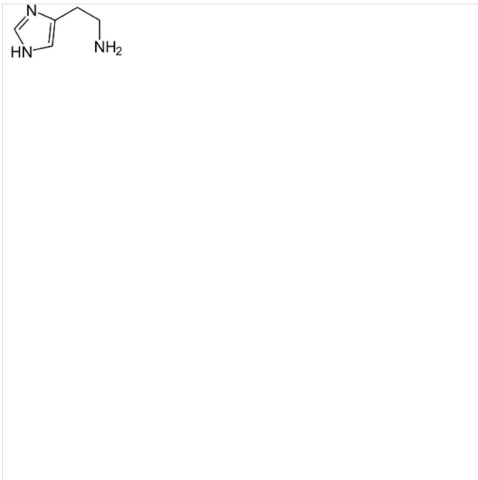
Anwendungen

Palmitate werden häufig in [Kosmetika](#) verwendet.

Das [Aluminiumsalz](#) der Palmitinsäure bildet, zusammen mit dem Aluminiumsalz der Naphthensäure, das Verdickungsmittel der Brandwaffe [Napalm](#), dessen Name sich aus den Anfangsilben der Säuren zusammensetzt (**N**aphthensäure, **P**almitinsäure).

Eine alkoholische Kaliumpalmitatlösung (standardisierte [Schmierseife](#)) dient zur Bestimmung der [Gesamthärte](#) in Wasser.

Name Histamin

122	ID-organisch	Molare Masse in g/mol	111,15
Summenformel	C5H9N3	CAS-Numm	Schmelzpunkt in °C
Trivialname	Strukturformel	51-45-6	83,5
2-(1H-Imidazol-4-yl)ethanamin		Siedepunkt in °C	167
Kurzbeschreibung		Dampfdruck in hPa	1,1
weißer, hygroscopischer Feststoff		Dd-Temperatur in °C	167
Löslichkeit		Reaktionen	167

leicht löslich in Wasser und Ethanol, unlöslich in Diethylether[

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

220 mg·kg⁻¹ (LD50, Maus, oral)

Geschichte

Die Geschichte der Erforschung des Histamins begann im Jahr 1907 mit seiner [Synthese](#) als chemische Kuriosität durch die deutschen Chemiker [Adolf Windaus](#) und [W. Vogt](#).^[1] Bereits drei Jahre später gelang [Henry H. Dale](#) und [George Barger](#) der Nachweis von Histamin im [Mutterkorn](#) und somit die Entdeckung von Histamin als [Naturstoff](#).^[2] Im gleichen Jahr wiesen [Henry H. Dale](#) und [P. P. Laidlaw](#) Histamin als körpereigene Substanz nach. Dale und Laidlaw klärten gleichzeitig einige grundlegende Funktionen des Histamins auf.^[3] Die Biosynthese des Histamins aus der Aminosäure [Histidin](#) konnte durch [Dankwart Ackermann](#) ebenfalls 1910 aufgeklärt werden.^[4]

[Daniel Bovet](#) und [Anne-Marie Staub](#) entdeckten im Jahr 1937 erste Substanzen, die die Wirkung von Histamin hemmen ([Antihistaminika](#)).^[10] Bereits fünf Jahre später wurden mit [Phenbenzamin](#) und [Mepyramin](#) die ersten Antihistaminika in der Therapie eingesetzt. Anfang der 1950er Jahre wurden von der französischen Pharmafirma [Biotin-Poulenc](#) im Rahmen der Anti-Histaminforschung die ersten [Neuroleptika](#) entwickelt.^[11] Im Jahr 1972 gelang [James W. Black](#) und Mitarbeitern die Unterscheidung zwischen H₁- und H₂-Rezeptoren.^[12] Als weitere Subtypen des Histaminrezeptors wurden 1983 der H₃-Rezeptor durch [Jean-Michel Arrang](#) mit Hilfe pharmakologischer Methoden^[13] und 2000 der H₄-Rezeptor durch Entschlüsselung des menschlichen [Genoms](#)^[14] entdeckt.

Bitte die Befehle von der [Sicherheitskarte](#) für Anhydrid, Hydroperoxide, Peroxide, Labormittel und Futtermittel beachten

[GHS-Sicherheitskennzeichnung](#)



Gefahr

H 202-203-205-208-209-210
P 201-202-203-204-205-209-210-211-212-213-214-215

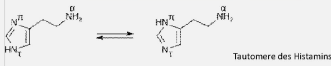
Hinweise: Nicht im Körper über zwei verschluckte Wäge-Abteile. Vermeiden Sie den Kontakt mit der Haut. Bei Verkeimung von Abfallgefäßen durch das Tragen [Biosicherheitskleidung](#), [Schutzhandschuhe](#) und [Schutzbrille](#) (außer bei [Abfallabgabe](#)).

Übertragung von [Infektionen](#) ist bei [Mikroorganismen](#) möglich. Für die [Phosphor](#) [Brenge](#) gibt es [Wissensplattformen](#) der [Lerngruppen](#) [BIO](#). Hier erfolgt die [Anmeldung](#) über [Discussions](#) und [Abgabeböden](#) ([www.biotin-poulenc.de](#)). Bitte wird nach [Biosicherheit](#) über die [Tiere](#) [eingesprochen](#).



Eigenschaften

Histamin (von **altgriechisch** ἵστίον *Histos* „Gewebe“) – in der **Nomenklatur**: 2-(4-Imidazolyl)ethylamin – ist ein auch synthetisch herstellbarer **Naturstoff**, der im menschlichen oder tierischen **Organismus** als **Gewebshormon** und **Neurotransmitter** wirkt und auch im **Pflanzenreich** und in **Bakterien** weit verbreitet ist. Beim Menschen und anderen Säugetieren spielt Histamin eine zentrale Rolle bei **allergischen Reaktionen** und ist am **Immunsystem**, d. h. an der Abwehr körperfremder Stoffe, beteiligt. So dient es als einer der Botenstoffe in der **Entzündungsreaktion**, um eine Anschwellung des Gewebes zu bewirken. Auch im **Magen-Darm-Trakt**, bei der Regulation der **Magensäureproduktion** und der **Motilität**, sowie im **Zentralnervensystem** bei der Steuerung des **Schlaf-Wach-Rhythmus** und der **Appetitkontrolle** wirkt Histamin als wichtiger Regulator. **Biochemisch** ist es, wie auch **Tyramin**, **Serotonin**, **Dopamin**, **Adrenalin**, **Noradrenalin** oder **Octopamin**, ein **biogenes Amin**. Es wird durch **Abspaltung von Kohlenstoffdioxid (Decarboxylierung)** aus der **Aminosäure Histidin** gebildet und insbesondere in **Mastzellen**, **basophilen Granulozyten** und **Nervenzellen** gespeichert.



Histamin bildet farblose, **hygroscopische**, bei 84 °C schmelzende Kristalle, die sich leicht in Wasser und Ethanol lösen, nicht jedoch in **Diethylether**. Die Verbindung liegt in wässriger Lösung als Gemisch zweier **Tautomere**, *N*′-H-Histamin und *N*-H-Histamin, vor.

Histamin besitzt zwei **basische** Zentren, d. h. zwei Atomgruppen mit Stickstoffatomen, an die Protonen angelagert werden können. Unter physiologischen Bedingungen wird bevorzugt die **aliphatische *N*′-Aminogruppe** mit ihrem p*K*-Wert von 9,4 **protoniert**, während der **imidazolring** (p*K*_a = 5,8) erst in einem stärker sauren Milieu ein Proton aufnimmt.

Funktion

Im menschlichen Organismus besitzt Histamin vielfältige Funktionen, wobei seine Beteiligung an Abwehrreaktionen im Vordergrund steht. Auf molekularer Ebene vermittelt Histamin seine Funktionen über eine Aktivierung der **Histamin-Rezeptoren H₁, H₂ und H₃**, die zur Familie der **G-Protein-gekoppelten Rezeptoren** gehören.

Abwehrreaktionen

Wichtige Mitwirkungen des Histamins sind seine Funktion an der Abwehr körperfremder Stoffe und seine pathologische Beteiligung an der Symptomatik von Allergien und **Asthma**. Ebenso ist Histamin eine der **Mediatorsubstanzen** bei **Entzündungen** und **Verbrennungen**. Hierbei führt Histamin zu Jucken, Schmerz und Kontraktion der **glatten Muskulatur** (beispielsweise in den Bronchien). Es bewirkt eine erhöhte **Permeabilität** der Gefäßwände kleiner Blutgefäße und führt so zur **Nesselsucht**. An diesem Prozess ist auch eine durch Histamin induzierte Aktivierung des **Transkriptionsfaktors NF-κB** und eine damit verbundene

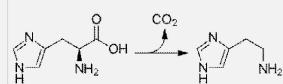
Vorkommen

Histamin kommt in erhöhter Konzentration in den **Mastzellen**, den **basophilen Granulozyten** sowie in histaminspeichernden Zellen der **Schleimhäute**, der **Bronchien** und des **Magen-Darm-Trakts** vor. In diesen Zellen wird Histamin in **Vesikeln** an **Heparin** gebunden gespeichert. Aus diesen Vesikeln wird Histamin bei **IgE**-vermittelten **allergischen Reaktionen vom „Soforttyp“** (Typ I) oder durch **Komplementfaktoren** (z. B. bei einem **Endotoxin**-bedingten **Schock**) freigesetzt. Neben **Gewebshormonen** können auch **Arzneistoffe**, wie beispielsweise **Opiate**, **Muskelrelaxantien** sowie **Plasmaexpander** und **Röntgenkontrastmittel**, eine Freisetzung von Histamin hervorrufen. Ein weiterer wichtiger Speicherort von Histamin sind die **ECL-Zellen** der Magenschleimhaut, aus denen Histamin durch Hormone und Gewebshormone, wie z. B. **Gastrin**, **Acetylcholin** und **PACAP** (*pituitary adenylate cyclase activating polypeptide*) freigesetzt werden kann.

Erhöhte Histaminkonzentrationen können auch in Teilen des Zentralnervensystems und der Gehirn-Rückenmarks-Flüssigkeit (**Liquor cerebrospinalis**) nachgewiesen werden. Die höchste Histaminkonzentration kann dabei im **Hypothalamus** gefunden werden. Innerhalb des Zentralnervensystems fungiert Histamin auch als Neurotransmitter in histaminergen **Neuronen**. Eine Freisetzung von Histamin in den **synaptischen Spalt** wird durch Acetylcholin, **Noradrenalin** und Histamin selbst über präsynaptische **Rezeptoren** gehemmt.

Herstellung

Biosynthese



Biosynthese von Histamin aus Histidin

Histamin wird in Mastzellen, Zellen der **Epidermis** und der **Magenschleimhaut** und in **Nervenzellen** synthetisiert und in **Vesikeln** gespeichert. In diesen Zellen wird Histamin aus der **Aminosäure Histidin** durch eine **Pyridoxalphosphat-abhängige Decarboxylierung** mittels des Enzyms **Histidindecarboxylase** in einer Ein-Schritt-Reaktion gebildet. In geringerem Ausmaß kann auch die unspezifische **Aromatische-L-Aminosäure-Decarboxylase** an der Biosynthese des Histamins beteiligt sein.

Anwendungen

Verwendung

Histamin wird zur medizinischen [Diagnostik](#), v. a. von [Atopien](#) und [Allergien](#), sowie im [inhalativen Provokationstest](#) und zur [Positivkontrolle](#) beim [Intrakutantest](#) eingesetzt. Darüber hinaus werden auch Arzneistoffe, welche die Freisetzung von Histamin aus Mastzellen ([Mastzellstabilisatoren](#)) oder die Wirkung von Histamin an Histaminrezeptoren blockieren ([Antihistaminika](#)), in der Therapie verwendet. Mit Mastzellenstabilisatoren (beispielsweise [Cromoglicinsäure](#) (DNCG), [Nedocromil](#) oder [Lodoxamid](#)) und mit H₁-Antihistaminika (z. B. [Diphenhydramin](#), [Loratadin](#) oder [Cetirizin](#)) werden allergische Beschwerden symptomatisch behandelt. Außerdem werden [Schlafstörungen](#), [Angststörungen](#), [Übelkeit](#) und [Erbrechen](#) mit H₁-Antihistaminika behandelt. H₂-Antihistaminika (wie [Cimetidin](#), [Ranitidin](#) oder [Famotidin](#)) sind als Hemmer der Magensäureproduktion bedeutende [Antazida](#).

Ein [Analogon](#) des Histamins ist das [vasodilatatorische Betahistin](#), welches als [Antiemetikum](#) und [Antivertiginosum](#) (also gegen Schwindel) v. a. bei [Morbus Menière](#) und [Hydrops cochleae](#) eingesetzt wird.

Verwendung als Arzneimittel

Histamin wird unter dem [Handelsnamen](#) *Ceplene* in der [Krebsimmuntherapie](#) als [Injektionslösung](#) in Kombination mit [Interleukin-2](#) als [Arzneistoff](#) zur Behandlung [akuter myeloischer Leukämie](#) (AML) eingesetzt, einer seltenen [Krebserkrankung](#), von der die [weißen Blutkörperchen](#) betroffen sind. Da nur wenige Patienten unter dieser Krebsform leiden, wurde *Ceplene* 2005 als [Arzneimittel für seltene Leiden](#) („Orphan-Arzneimittel“) ausgewiesen. Die [arzneimittelrechtliche Zulassung](#) folgte 2008.^[24]

Klinische Angaben

Anwendungsgebiete (Indikationen)

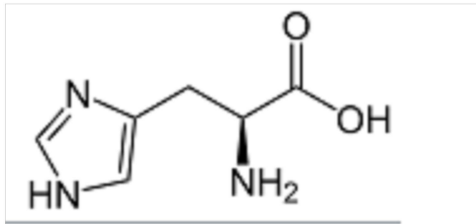
Name Histidin

31 ID-organisch Molare Masse in g/mol 155,16

Summenformel C₆H₉N₃O₂ CAS-Numm 4998-57-6 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 287

2-Amino-3-(1H-imidazol-4-yl)propansäure
Imidazolalanin His H
Kurzbeschreibung
farblose Kristalle



Siedepunkt in °C

287

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

schlecht in Wasser (38,2 g·l⁻¹ bei 20 °C)

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

5110 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)

Geschichte

Histidin, abgekürzt **His** oder **H**, ist in der natürlichen **L**-Form eine **semi-essentielle**, **proteinogene**, **α**-Aminosäure und wurde 1896 unabhängig voneinander von **Sven Gustaf Hedin** und **Albrecht Kossel** entdeckt.^[4]

Abbau (bearbeiten) | Quelltext (bearbeiten)

Umwandlung von L-Histidin zu Histamin durch die **Histidin-Decarboxylase**

Für den Abbau inklusive Strukturformeln siehe Abschnitt **Weblinks**

L-Histidin kann zum **Epinephrin** (L-Histidin) decarboxyliert werden.

Die **Decarboxylierung** (durch das Enzym **Histidinase**) führt zu **Histamin**, der weitere Abbau nach **Histamin** durch **Uroporphyrin** zu **Imidazol-4-on-5-propanoat**, **Histidinolactam** (Kleinerwert) dessen Umwandlung zu **Epinephrinolactam** (F-KU), aus dem unter Einwirkung des schweißbildenden Enzyms **Epinephrinolactase** **Cytosinamin** (dann **Uridat**) entsteht, eine andere Aminosäure.

Aggregatzustand	fest
Schmelzpunkt	287 °C (Zersetzung)
pK-Wert	<ul style="list-style-type: none">pK₁(COOH) = 1,823pK₂(NH₃⁺) = 6,050pK₃(NH) = 9,171

Eigenschaften

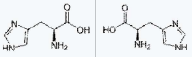
Histidin zählt gemeinsam mit den Aminosäuren Arginin und Lysin zu den basischen Aminosäuren, die man wegen ihrer sechs C-Atome auch als **Hexonbasen** bezeichnet. Basische Aminosäuren besitzen zusätzlich zur üblichen α-Aminogruppe eine weitere basische Gruppe. Im Histidin ist der Ring des heterocyclischen **Imidazols** die basische Gruppe, der gleichzeitig auch die **Aromatizität** des Histidins bedingt. Damit zählt Histidin auch zu den **aromatischen** Aminosäuren, ebenso wie Phenylalanin, Tyrosin und Tryptophan.^[8]

Isomere[\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Histidin besitzt ein Stereozentrum, somit existieren zwei chirale Enantiomere. Die L-Form (Synonym: (S)-Histidin) kommt in der Natur als Proteinbestandteil vor.

In diesem Artikel betreffen die Angaben zur Physiologie allein L-Histidin. Wenn in diesem Text und in der wissenschaftlichen Literatur ohne jeden Zusatz Histidin erwähnt wird, ist stets L-Histidin gemeint. **Racemisches** α-Histidin (Synonym: (RS)-Histidin) und **enantiomerenreines** α-Histidin (Synonym: (R)-Histidin) sind synthetisch zugänglich und besitzen nur geringe praktische Bedeutung.

Die **Racemisierung** von L-Aminosäuren kann zur **Aminosäuredatierung** – einer Altersbestimmung für fossiles Knochenmaterial – herangezogen werden.^[9]

Isomere von Histidin	
Name	L-Histidin D-Histidin
Andere Namen	(S)-Histidin (R)-Histidin
Strukturformel	
CAS-Nummer	71-00-1 351-50-8 4998-57-6 (Racemat)
EC-Nummer	200-745-3 206-513-8 225-660-9 (Racemat)
ECHA-Infocard	100.000.678 100.005.922 100.023.328 (Racemat)

Vorkommen

Vorkommen[\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

L-Histidin kommt in jungen Pflanzengewebe (z. B. im **Keim**) vor, daher teilt sich auch der Name ab. α-Histidin erfüllt eine wichtige Aufgabe als **Substrat** im **Histidinol** (siehe auch **Funktion**).
L-Histidin ist in proteinreichen Nahrungsmitteln enthalten. Die folgenden Beispiele geben einen Überblick über Histidinkonzentrationen und beziehen sich jeweils auf 100 g des Lebensmittel, zusätzlich ist der prozentuale Anteil von Histidin am Gesamtprotein angegeben.^[10]

Lebensmittel	Protein	Histidin	Anteil
Rindfleisch, roh	21,26 g	678 mg	3,2 %
Hähnchenbrustfilet, roh	21,23 g	791 mg	3,7 %
Lachs, roh	20,42 g	549 mg	2,7 %
Hühnerrei	12,87 g	309 mg	2,4 %
Kuhmilch, 3,7 % Fett	3,26 g	89 mg	2,7 %
Walnüsse	15,23 g	391 mg	2,6 %
Weizenkeime, getrocknet	23,15 g	643 mg	2,8 %
Weizen-Vollkornmehl	13,70 g	317 mg	2,3 %
Mais-Vollkornmehl	6,93 g	211 mg	3,0 %
Reis, ungeschält	7,94 g	202 mg	2,5 %
Sesamölchen, getrocknet	36,46 g	1067 mg	3,0 %
Erbisen, getrocknet	24,55 g	597 mg	2,4 %

Alle diese Nahrungsmittel enthalten praktisch ausschließlich chemisch gebundenes L-Histidin als Proteinbestandteil, jedoch kein freies α-Histidin.
Es ist auch Bestandteil mancher Medikamente und Vitaminpräparate.

Herstellung

Synthese

Im Stoffwechsel wird L-Histidin aus **Phosphoribosylpyrophosphat** (PRPP) und **ATP** in einer Abfolge von elf **Reaktionen**, die von acht **Enzymen** katalysiert werden, über mehrere Zwischenprodukte, u. a. Imidazolglycerinphosphat, synthetisiert.

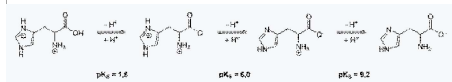
L-Histidin ist ein **Vorstufen** in der Biosynthese von **Histamin** und **Carnosin**

Anwendungen

Funktionen [\[Bearbeiten\]](#) [| Quelltext bearbeiten\]](#)

Der isoelektrische Punkt von Histidin befindet sich im Neutralbereich. Daher ist es die einzige [proteinogene](#) Aminosäure, die unter physiologischen Bedingungen sowohl Protonendonator als auch Protonenakzeptor sein kann. Ein Beispiel hierfür ist seine Rolle in der „[katalytischen Triade](#)“ (Asp-His-Ser) von [Serinproteasen](#). Im Proteinanteil des [sauerstofftransportierenden](#) Blutfarbstoffs [Hämoglobin](#) wie des sauerstoffspeichernden Muskelfarbstoffs [Myoglobin](#) sind das „distale“ und das „proximale“ Histidin der Peptidkette von besonderer Bedeutung für den Bindungsplatz des [Eisens](#) der [prothetischen Häm](#)-Gruppe. Histidin tritt auch als Ligand von [Metallionenkomplexen](#) der [Elektronentransportkette](#) auf in den [Mitochondrien](#) ([oxidative Phosphorylierung](#)) und in den [Chloroplasten](#) ([Photosynthese](#)).

In wässriger Lösung protolytisiert Histidin entsprechend dem pH-Wert sowie seiner pKs-Werte (siehe Abbildung).



Protolysegleichgewichte von Histidin

Verwendung [\[Bearbeiten\]](#) [| Quelltext bearbeiten\]](#)

Bestandteil von Infusionslösungen zur [parenteralen](#) Ernährung, [peroral](#) bei Gelenkrheumatismus und gegen [renale Anämie](#).^[10]

Name Huperzin A

93

ID-organisch Molare Masse in g/mol

242,32

Summenformel

C₁₅H₁₈N₂O

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

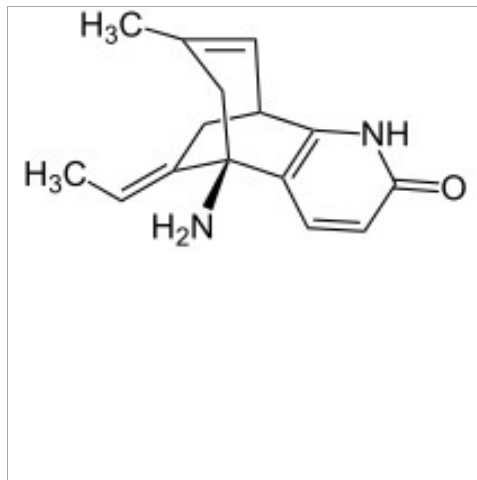
Trivialname

Strukturformel

102518-79-

230

9-Amino-13-ethyliden-11-methyl-4-azatricyclo[7.3.1.0^{3,8}]tride
ca. 2(8) 6 11-trien-5-on
Kurzbeschreibung



Siedepunkt in °C

0

Wirkstoffklasse
Antidementiva

Dampfdruck in hPa

0

Wirkmechanismus
reversibler

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

Toxikologie [\[Bearbeiten\]](#) [Quellen bearbeiten](#)
Huperzin A ist ein starker Wirkstoff, der im Mikrogrammbereich (500-500 µg) seine therapeutische Wirkung entfaltet und relativ gut verträglich sein soll. Ansonsten ist Huperzin A bei größeren Mengen sehr giftig, sowohl beim Einatmen und Verschlucken, als auch bei Berührung mit der Haut.

GHS-Gefahrskennzeichnung	
	Gefahr
H- und P-Sätze	H302, H332, H410 P201, P202, P273, P501
Toxikologische Daten	• 1,8 mg/kg (LD ₅₀ , Maus, i.p., (-)-HupA) • 2,5 mg/kg (LD ₅₀ , Ratte, i.p., (-)-HupA)

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

1,8 mg·kg⁻¹ (LD₅₀, Maus, i.p., (-)-HupA)

Geschichte

Eigenschaften

Huperzin A ist ein starker, die [Acetylcholinesterase](#) hemmender [Wirkstoff](#). Es gehört zu den [Lycopodium-Alkaloiden](#). Als experimenteller [Arzneistoff](#) wird es für die Therapie der [Alzheimer-Krankheit](#) erprobt.

Glaukombehandlung, Laxans, Emetikum und Anthelmintikum.

Vorkommen

Vorkommen [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)



Tannen-Bärlapp (*Huperzia selago*)

Huperzin A ist ein Naturstoff, der in [Bärlappgewächsen](#) (*Huperzia selago*, *Huperzia serrata*)^[1] vorkommt.

Herstellung

Anwendungen

Wirkungsmechanismus (Pharmakodynamik)

Huperzin A hemmt reversibel die [Acetylcholinesterase](#), wodurch ein bestimmter Acetylcholin Spiegel aufrechterhalten werden kann. So soll der Degenerationsprozess von Nervenzellen verlangsamt werden.

In Polen wird das Lycuopdingemisch, zu dem auch Huperzin A, aber auch Lycopodin, Acrifolin, Pseudoselagin und Lycodolin gehören als drastisches Laxans und Emetikum, so wie als Anthelmintikum verwendet.

Laxans:

Der Wirkstoff verhindert, dass dem Darminhalt Wasser und Salze entzogen werden. Gleichzeitig fördert er das Einströmen von Wasser und Salzen in den Darm.

Ein Emetikum ist ein **Medikament, das zum induzierten Erbrechen führt**. Es wird zur primären Giftelimination nach Verschlucken einer potentiell toxischen Substanz appliziert.

Als Anthelminthika bezeichnet man **Substanzen, die zur Bekämpfung von Würmern verwendet werden**.

Einsatzgebiete dieser Arzneistoffklasse finden sich in der Human- und Veterinärmedizin. Das entsprechende Adjektiv lautet anthelminthisch.

In der Veterinärmedizin dienen Abkochungen der Pflanze als Mittel gegen Ungeziefer

In der Wolweberei wurde es früher zum gelb färben eingesetzt.

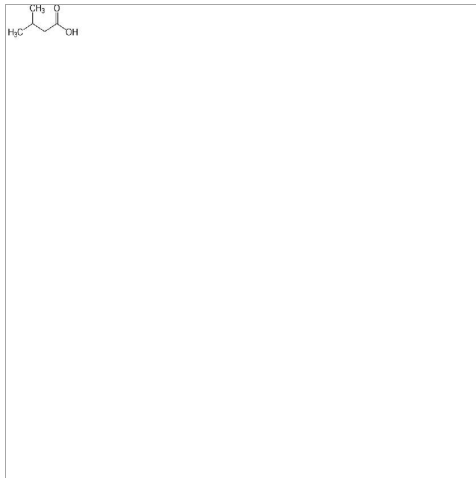
Name iso - Valeriansäure

116 ID-organisch Molare Masse in g/mol 102,13

Summenformel C5H10O2 CAS-Numm 503-74-2 Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel



-30

3-Methylbutansäure (IUPAC)

3-Methylbuttersäure

Isovalerinsäure

Kurzbeschreibung

farblose, stark
übelriechende Flüssigkeit

Siedepunkt in °C

176

Dampfdruck in hPa

0,5

Dd-Temperatur in °C

20 Reaktionen


Löslichkeit

wenig in Wasser (25 g·l⁻¹ bei 20 °C)[3]

1,4033 (20 °C) **Sicherheitsdatenblatt**
GHS-Gefahrstoffkennzeichnung
Gefahr
H: 112
P: 201-202-210-211
H und P-Sätze: 101-102-103-104-140-105-151-152-153

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal
2000 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)

Geschichte


[Commons: Isovaleriansäure](#) – Sammlung
von Bildern, Videos und Audiodateien

Eigenschaften

Isovaleriansäure (3-Methylbuttersäure) ist eine methylverzweigte, kurzkettige und gesättigte [Fettsäure](#), die [Monocarbonsäure](#) gehört zu den [Hemiterpenen](#). Der Name rührt daher, dass sie eines der vier [Konstitutionsisomere](#) der [Valeriansäure](#) ist und damit zu den [Pentensäuren](#) zählt.

Eigenschaften

Der [Flammpunkt](#) der Flüssigkeit liegt bei 78 °C (gemessen im geschlossenen Tiegel), die [Zündtemperatur](#) bei 385 °C. Bei Erhitzen der Flüssigkeit über ihren Flammpunkt können ihre Dämpfe mit Luft ein [explosionsfähiges Gemisch](#) bilden. Dabei liegt die untere Explosionsgrenze bei 1,4 Vol.-% bzw. 60 g/m³ und die obere Explosionsgrenze bei ca. 7,3 Vol.-% bzw. ca. 310 g/m³.^[3] Der Geruch von Isovaleriansäure ist dem Schweißfußgeruch sehr ähnlich.^[7]

Die [Isovalerianazidämie](#) ist nicht mit dem isolierten Carboxylasemangel gleichzusetzen

Vorkommen

Vorkommen

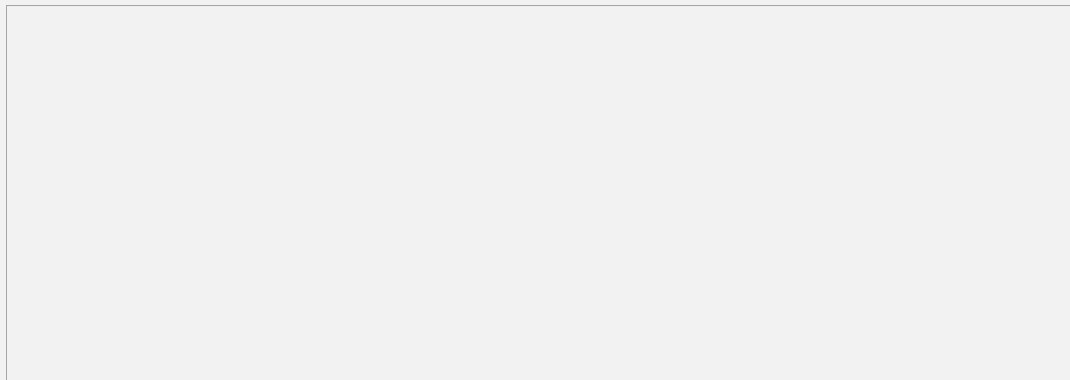


Getrocknete Baldrianwurzel

Isovaleriansäure ist die Hauptvaleriansäure des [Baldrians](#) und lässt sich in größeren Mengen aus dessen [Wurzel](#) isolieren. Sie findet sich weiterhin [verestert](#) in vielen [Naturstoffen](#), beispielsweise in [Alkaloiden](#) oder in [Valepotriaten](#). Auch zum Geruch von geröstetem [Kaffee](#) trägt sie bei.^[6]

Isovaleriansäure ist ein [Metabolit](#) des [Leucins](#). [Fußgeruch](#) beruht – neben anderen kurzkettigen Fettsäuren – insbesondere auch auf der Gegenwart von Isovaleriansäure,^{[7][8]} die durch Bakterien aus der im Schweiß vorkommenden [Aminosäure](#) Leucin gebildet wird.¹

Herstellung



Anwendungen

Isovaleriansäure wird zur Herstellung von Parfüms und Heilmitteln, unter anderem Sedativa und Hypnotika, verwendet.

Vorkommen und Verwendung

Valeriansäure (Holzessig), Isovaleriansäure (ätherische Ölen, Teeblättern, [Baldrianwurzeln](#)) und 2-Methylbutansäure (viele Pflanzen wie z.Bsp. im Baldrian) kommen natürlich vor; Pivalinsäure ist eine synthetische Substanz. Die natürlichen Valeriansäuren werden als [Ester](#) für [Aromastoffe](#) verwendet, Isovaleriansäure auch zur Herstellung von Sedativa und [Hypnotika](#). Pivalinsäure besitzt aufgrund der sterischen Hinderung des Stoffes Bedeutung im medizinischen Bereich als *geschützter Ester*, der nur langsam gespalten und resorbiert wird (z.Bsp. als [Testosteronpivalat](#)).

Für das Messen und Bewerten von Gerüchen braucht man ein homogenes und repräsentatives Panel. Olfasense hat dafür einen Test mit Sniffing Sticks entwickelt.

Es kann für Intensitätsschulungen z.B. in der Körperpflege-, Textil- oder Waschmittelindustrie verwendet werden, um unterschiedliche Geruchsintensitäten von Isovaleriansäure (Schweißgeruch) zu identifizieren.

Für die Intensitätsschulungen werden 6 unterschiedliche Riechstifte sowie 1 Referenzstift verwendet.

Mit diesem Sniffing Stick Set haben Sie verschiedene Möglichkeiten, die Fähigkeiten Ihrer Geruchsprüfer, unterschiedliche Konzentration von Isovaleriansäure und die dazugehörigen Geruchsintensitäten zu identifizieren, zu überprüfen.

Isovaleriansäure, *Baldriansäure*, verzweigte, in freier Form aus Baldrianwurzeln gewinnbare und nach [Baldrian](#) riechende [Fettsäure](#) (ä vgl. [Abb.](#)), die beim Abbau von [Leucin](#) in Form von Isovaleryl-Coenzym A entsteht. Durch Folgereaktionen wird letzteres zu [Acetoacetat](#) und [Acetyl-Coenzym A](#) abgebaut.

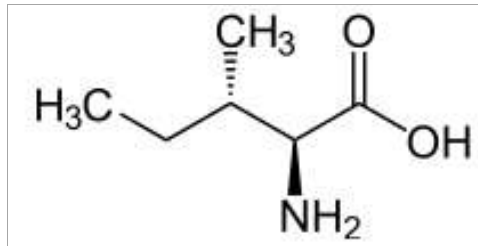
Name Isoleucin

32 ID-organisch Molare Masse in g/mol 131,18

Summenformel C6H13NO2 CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 73-32-5 (L- 284

2-Amino-3-methylpentansäure, Ile, I



Kurzbeschreibung

farbloser Feststoff mit schwachem Geruch[1]

Siedepunkt in °C

284

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

löslich in Wasser (40 g·l⁻¹ bei 20 °C, L-Isoleucin)[1]

pK_{s,wa}	• pK _{s,wa} = 2,32 [25 °C, L-Isoleucin]
pK_{s,wa}	• pK _{s,wa} = 9,76 [25 °C, L-Isoleucin]

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

Geschichte

1901 äußerte der spätere Nobelpreisträger [Emil Fischer](#) die Vermutung, dass in der von ihm isolierten Leucinfraktion neben [Leucin](#) eine „gleich zusammengesetzte, aber stärker drehende Aminosäure enthalten ist“.^[3] Tatsächlich konnte der deutsche Chemiker [Felix Ehrlich](#) 1903 aus der [Melasse](#) von [Rübenzucker](#) eine zu Leucin [isomere](#) Verbindung isolieren, als Isoleucin.^[4] Die Konstitution erkannte Felix Ehrlich 1907 durch weitergehende Untersuchung.^[5]

Eigenschaften

Isoleucin, abgekürzt **Ile** oder **I**, ist in seiner natürlichen L-Form eine [essentielle proteinogene \$\alpha\$ -Aminosäure](#).

Da Isoleucin von der [Asparaginsäure](#) ableitbar ist, wird es zur [Aspartatgruppe](#) gezählt. Es gehört zusammen mit seinen [Konstitutionsisomeren Leucin, Norleucin](#) und [tert-Leucin](#) zur [Stoffgruppe](#) der [Leucine](#).

Eigenschaften[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Isoleucin liegt am [Isoelektrischen Punkt](#) (einem bestimmten [pH-Wert](#)) als [Zwitterion](#) (inneres Salz) vor, wobei das Proton der [Carboxygruppe](#) (–COOH) abdissoziiert ist und die [Aminogruppe](#) (–NH₂) protoniert.

- [Seitenkette](#): [lipophil](#)
- [Isoelektrischer Punkt](#): 5,94^[1]
- [Van-der-Waals-Volumen](#): 124
- [Lipidlöslichkeit](#): LogP = 4,5

Biochemische Bedeutung[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Einerseits wird Isoleucin als Baustein für den [Proteinaufbau](#) benötigt. Andererseits kann es auch zur Energiegewinnung in [Muskelzellen](#) dienen. Das spielt bei proteinreicher Kost eine Rolle oder aber bei längeren Anstrengungen und in [Hungerphasen](#), wenn der Körper auf eigene Reserven zurückgreift. Der Abbau von Isoleucin liefert [Acetyl-CoA](#) und [Propionyl-CoA](#).^[8]

Die Einschätzungen des Tagesbedarfs für gesunde Erwachsene reichen, je nach verwendeter Methode, von 7,5 bis 28 mg Isoleucin pro Kilogramm Körpergewicht.^[9] Im menschlichen Organismus kommt Isoleucin fast nur in gebundenem Zustand vor. Die Konzentration von freiem Isoleucin im Blut beträgt rund 7 mg/l, über den Urin werden pro Tag 10 bis 15 mg ausgeschieden.^[10]

Vorkommen

Isoleucin ist [peptidisch](#) gebunden Bestandteil tierischer und pflanzlicher [Proteine](#). Die folgenden Beispiele beziehen sich jeweils auf 100 g des Lebensmittels, zusätzlich ist der prozentuale Anteil von Isoleucin am Gesamtprotein angegeben.^[11]

Lebensmittel	Protein	Isoleucin	Anteil
Rindfleisch	21,26 g	967 mg	4,5 %
Hähnchenbrustfilet	23,09 g	1219 mg	5,3 %
Lachs	20,42 g	968 mg	4,7 %
Hühnerei	12,58 g	672 mg	5,3 %
Kuhmilch, 3,7 % Fett	3,28 g	198 mg	6,0 %
Walnüsse	15,23 g	625 mg	4,1 %
Weizen-Vollkornmehl	13,70 g	508 mg	3,7 %
Mais-Vollkornmehl	6,93 g	248 mg	3,6 %
Reis, ungeschält	7,94 g	336 mg	4,2 %
Erbsen, getrocknet	24,55 g	1014 mg	4,1 %

Alle diese Nahrungsmittel enthalten praktisch ausschließlich chemisch gebundenes L-Isoleucin als Proteinbestandteil, jedoch in rohem Zustand kein freies L-Isoleucin.

Herstellung

Die vorwiegende Gewinnungsmethode sind [Fermentationsprozesse](#), bei denen glukosehaltige Lösungen mit Zusatz von [L-Threonin](#) durch L-Isoleucin produzierende Mikroorganismen umgesetzt werden.^{[11][12]} Hingegen erhält man durch Hydrolyse von Proteinen und nachfolgende Trennoperationen der Hydrolysate zunächst ein Gemisch der natürlichen Aminosäuren L-Leucin und L-Isoleucin. Diese Konstitutionsisomere lassen sich dann z. B. nach einem enzymatischen Verfahren trennen.^[13]

Anwendungen

Als Bestandteil von Aminosäure-Infusionslösungen zur parenteralen Ernährung findet L-Isoleucin, neben anderen Aminosäuren, breite Anwendung in der Humanmedizin. Für Patienten mit gestörter Verdauung wurde eine oral anzuwendende „chemisch definierte Diät“ entwickelt, die L-Isoleucin enthält. In dieser Diät bilden die Aminosäuren die Stickstoffquelle; alle lebensnotwendigen Nährstoffe liegen in chemisch genau definierter Form vor. [\[11\]](#)

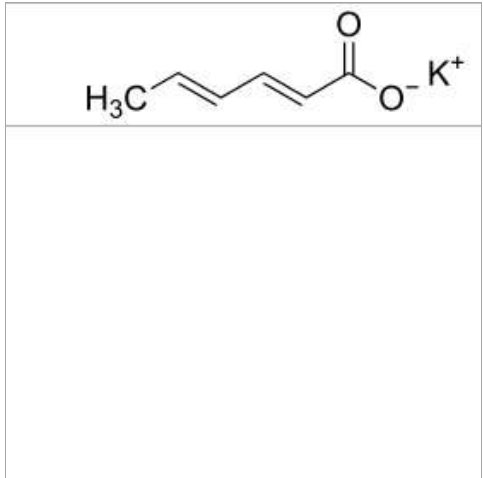
Name Kaliumsorbat

62 ID-organisch Molare Masse in g/mol 150,22

Summenformel C₆H₇KO₂ CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 270

E 202[1]
POTASSIUM SORBATE



Siedepunkt in °C

0

Kurzbeschreibung
weißes geruchloses Pulver

Dampfdruck in hPa

0

Löslichkeit

sehr leicht in Wasser (1400 g·l⁻¹ bei 20 °C)

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

Geschichte

Eigenschaften

Kaliumsorbat ist das [Kaliumsalz](#) der [Sorbinsäure](#). Es ist in der [EU](#) als [Lebensmittelzusatzstoff](#) mit der Nummer E 202 zugelassen.

Kaliumsorbat ist ein weißer geruchloser brennbarer, aber schwer entzündbarer Feststoff, der sehr leicht löslich in Wasser ist. Er zersetzt sich bei Erhitzung über 270 °C. Seine [wässrige Lösung](#) reagiert alkalisch

Vorkommen

In der Natur kommt Kaliumsorbat in den unreifen Früchten der [Eberesche](#) vor. Industriell wird es in mehreren Schritten synthetisiert.

Herstellung

Anwendungen

Kaliumsorbat wird als [Konservierungsmittel](#) für Lebensmittel wie etwa [Margarine](#), [Aufstrich](#), [Remoulade](#), [Ketchup](#), [Mayonnaise](#), [Sojasauce](#), [Marmelade](#), [Oliven](#), [Datteln](#), [Wein](#), [Sirup](#), [Eistee](#) oder [Saftschorle](#) verwendet, kann jedoch deren Eigengeschmack beeinträchtigen. Es wird auch zur Konservierung kosmetischer Produkte, von Arzneimitteln und Tabak eingesetzt.

Name kein organischer Stoff

98

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

0

Summenformel

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel

0

nix

Siedepunkt in °C

Kurzbeschreibung

0

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

Löslichkeit

0 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

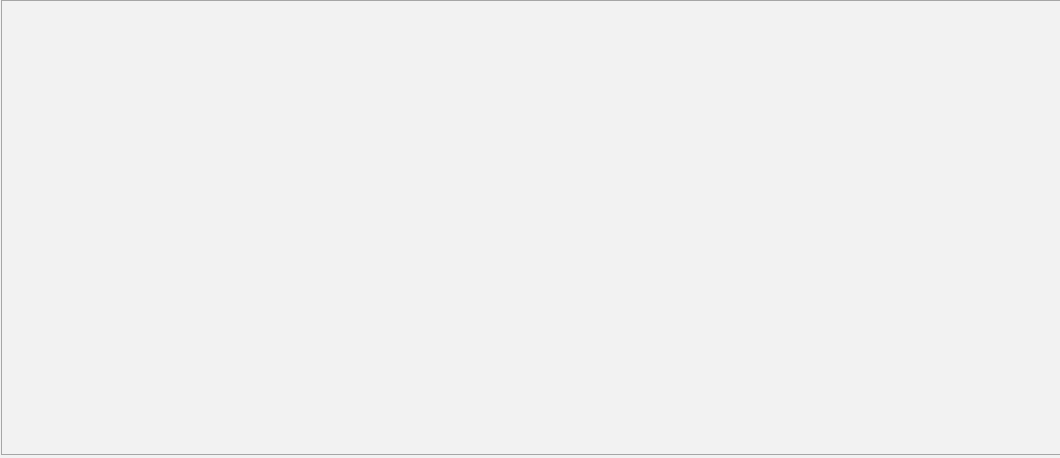
Dosis Lethal

Geschichte

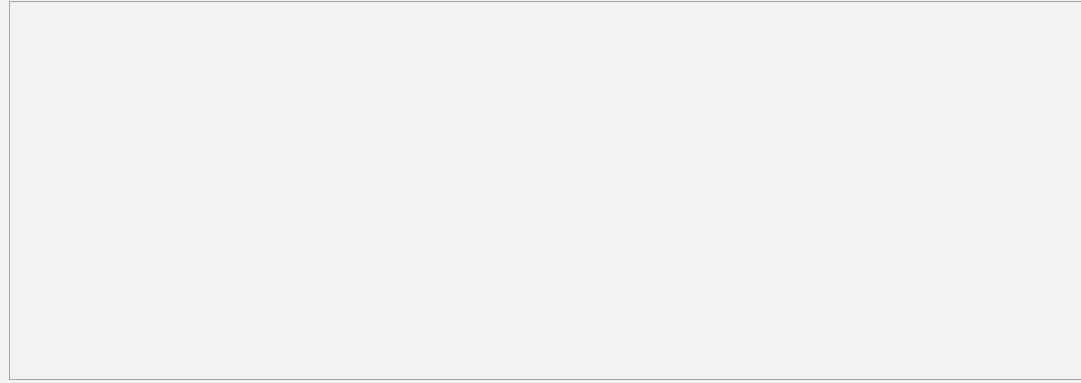
Eigenschaften



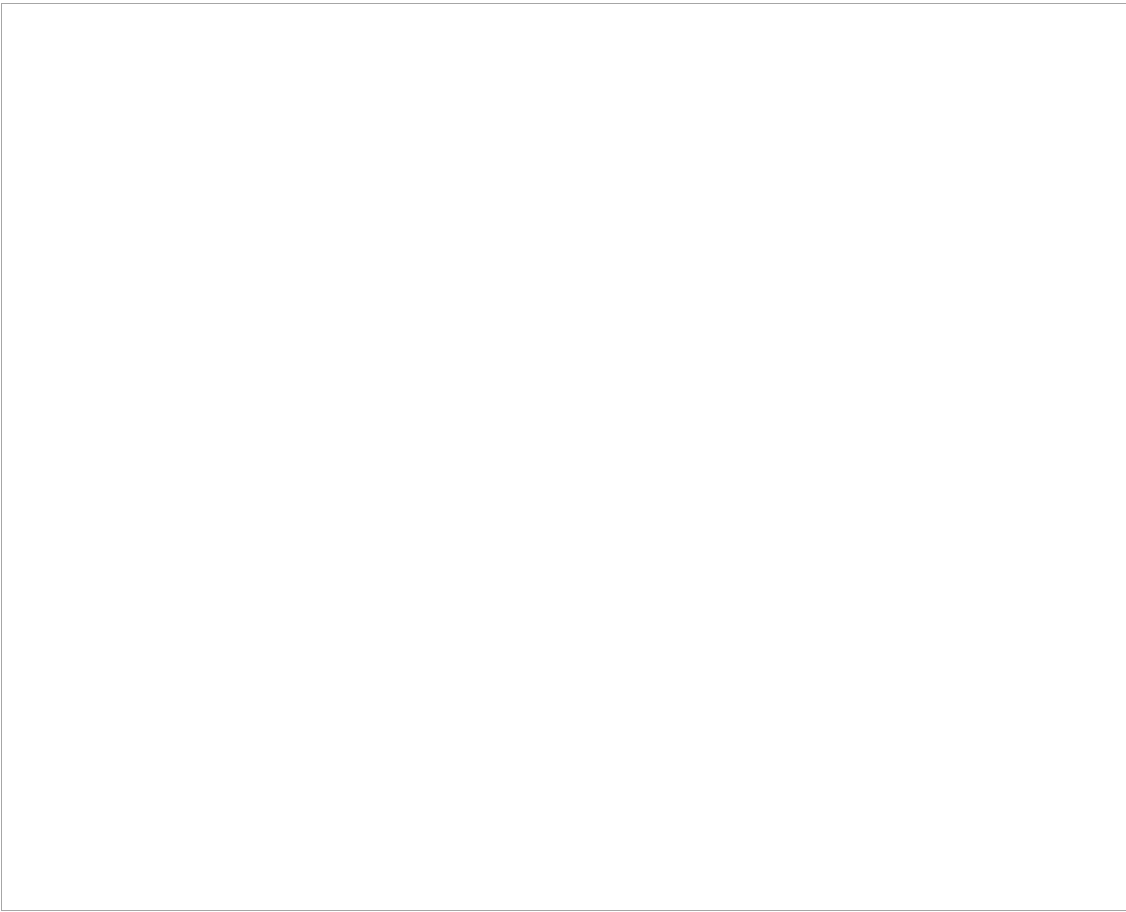
Vorkommen



Herstellung



Anwendungen



Name Leucin

33

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

131,18

Summenformel

C₆H₁₃NO₂

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

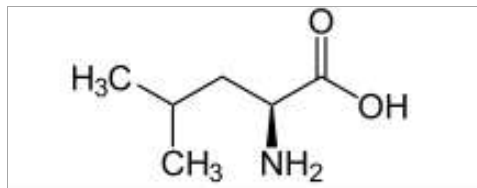
Trivialname

Strukturformel

328-39-2 (R)

293

2-Amino-
isocaproensäure, Leu
(Dreibuchstabencode)
L (Einbuchstabencode)



Kurzbeschreibung

schimmernd weiße
Kristallschuppen

Siedepunkt in °C

295

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

schlecht in Wasser (24 g·l⁻¹ bei 20 °C)[3]
unlöslich in Ethanol und Diethylether[3]

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

Geschichte

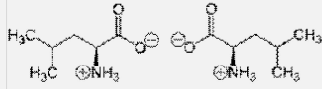
1819 konnte der französische Pharmazeut und Chemiker [Joseph Louis Proust](#) zwei Substanzen aus Weizenmehl isolieren, die er als „acide caséique“ und „oxide caséux“ bezeichnete.^[7] Ein Jahr darauf isolierte [Henri Braconnot](#) eine scheinbar neue Substanz durch saure Hydrolyse aus Muskelfaser und Wolle und nannte diese aufgrund der weißen Färbung der Kristalle Leucin.^[8] [Eduard Mulder](#) erkannte 1839 die Identität der beiden Stoffe und diskutierte die mögliche Zusammensetzung.^[9] Aber erst 1891 gelang es dem deutschen Chemiker [Ernst Schulze](#) und seinem Doktoranden [Arthur Likiernik](#) die Konstitution von L-Leucin richtig festzustellen.

Eigenschaften

Leucin, abgekürzt Leu oder L, ist eine [proteino gene \$\alpha\$ -Aminosäure](#). Es kristallisiert in weißen Plättchen, wovon sich auch der Name herleitet

- Restname: Leucyl-
- essentiell: ja
- [Seitenkette](#): lipophil
- [Van-der-Waals-Volumen](#): 124
- [Hydrophobizitätsgrad](#): 3,8

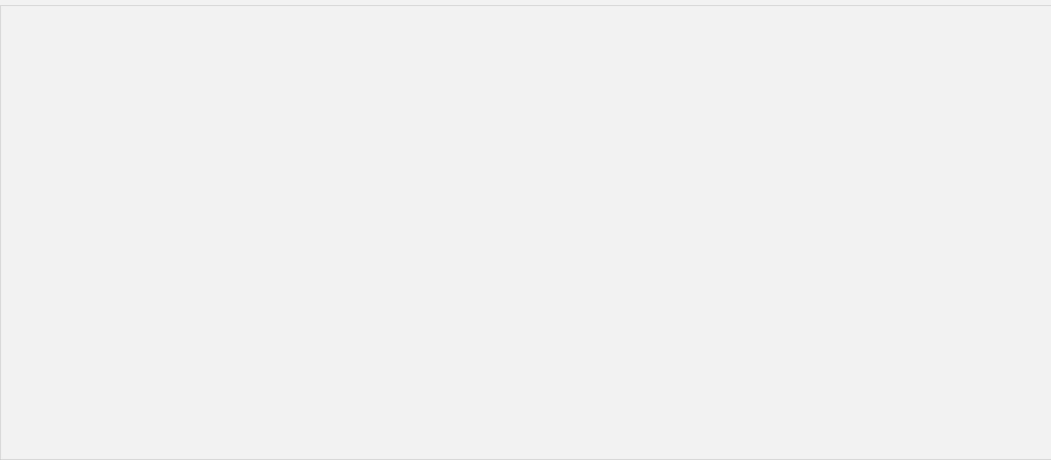
Leucin liegt überwiegend als „inneres Salz“ bzw. [Zwitterion](#) vor, dessen Bildung dadurch zu erklären ist, dass das [Proton](#) der [Carboxygruppe](#) an das einsame Elektronenpaar des Stickstoffatoms der [Aminogruppe](#) wandert.



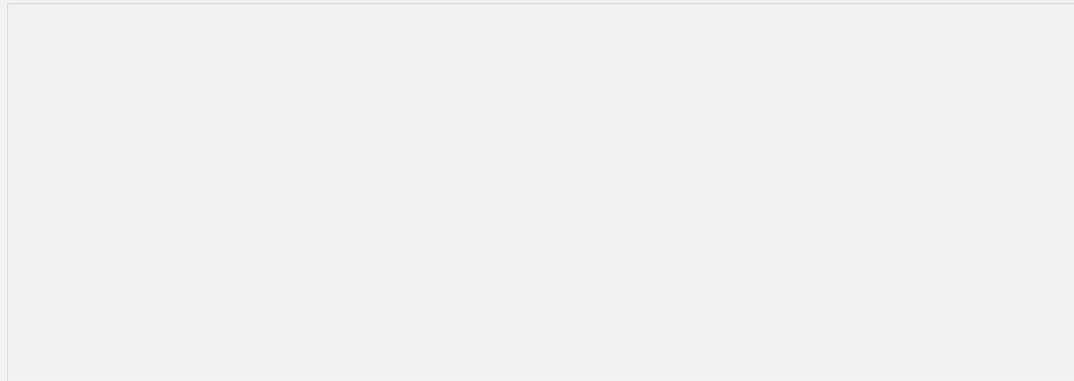
Zwitterionen von L-Leucin (links) bzw. D-Leucin (rechts)

Im elektrischen Feld wandert das Zwitterion nicht, da es als Ganzes ungeladen ist. Genaugenommen ist dies am isoelektrischen Punkt (bei einem bestimmten pH-Wert) der Fall, bei dem das Leucin auch seine geringste Löslichkeit in Wasser hat. Der [isoelektrische Punkt](#) liegt bei 5,98.^[12] [Racemisches](#) Leucin, welches zum besseren Verständnis der [Homochiralität](#) in der [Biosphäre zirkular polarisierter Synchrotron-Strahlung](#) ausgesetzt wurde, zeigt einen [Enantiomerenüberschuss](#) von 2,6 %

Vorkommen



Herstellung



Anwendungen

L-Leucin ist wichtig für den Erhalt und Aufbau von Muskelgewebe. Es unterstützt die [Proteinbiosynthese](#) in Muskulatur und Leber, hemmt den Abbau von Muskelprotein und unterstützt Heilungsprozesse. Wie [L-Isoleucin](#) kann auch L-Leucin als Energielieferant dienen.

Die Einschätzungen des Tagesbedarfs für gesunde Erwachsene reichen, je nach verwendeter Methode, von 10 bis 50 mg Leucin pro Kilogramm Körpergewicht.^[14] Ein Mangel ist entweder durch ungenügende Zufuhr mit der Nahrung oder Unterversorgung mit [Vitamin B6](#) bedingt.

Verwendung[[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]

L-Leucin ist neben Glycin und anderen proteinogenen L-Aminosäuren Bestandteil von medizinischen Infusionslösungen.

Im [Kraftsport](#) wird Leucin als Nahrungsergänzungsmittel für den Muskelaufbau verwendet.

Name Limonen

96 ID-organisch Molare Masse in g/mol 136,24

Summenformel C10H16 CAS-Numm 138-36-3 Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel

138-36-3

-89

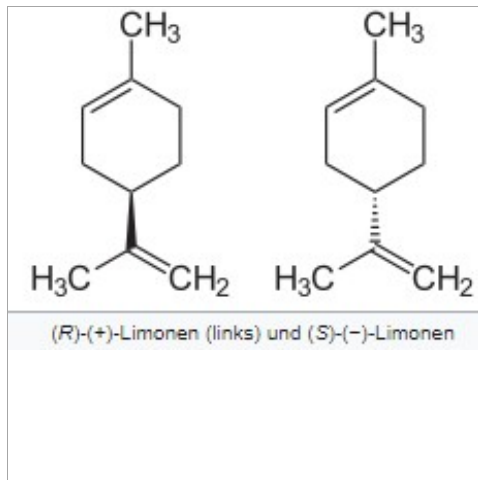
-Methyl-4-prop-1-en-2-yl-cyclohexen

Carven

α -Mentha-1,8-dien

Kurzbeschreibung

farblose, brennbare Flüssigkeit, charakteristischer Geruch nach Zitronen



Siedepunkt in °C

175

Dampfdruck in hPa

2,04

Dd-Temperatur in °C

20 Reaktionen

Löslichkeit

wenig in Wasser (14 mg·l⁻¹ bei 25 °C)

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

20 ml/m³

4400 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)

Achtung

H 228:228-281-410
H 336:336-331-410
H 410:410-200-350-350

Biologische Bedeutung [Bearbeiten](#) | [Quelltext](#)

Beim Metabolismus des Limonens entsteht hauptsächlich Perilimonen, Dihydroperilimonen, Limonen-1,2-Epoxid und Isopropylid. Limonen wirkt Inhibitor. Seine Chiralitätsprodukt 2-(1-Propenyl) und mehrere Isomere des Limonens, die aus Limonen an der Luft entstehen, sind pergekauzobind.

Geschichte

Limonen wurde erstmals 1878 von [Gustave Bouchardat](#) durch Erhitzen von [Isopren](#) hergestellt.

Eigenschaften

Limonen [liˈmoːneːn] ist ein **Naturstoff** aus der Gruppe der **Terpene** (monocyclisches Monoterpen).

Struktur [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Limonen kommt in Form zweier **Enantiomere** vor, dem **(R)-(+)-Limonen** [auch als D-(+)-Limonen oder kurz (+)-Limonen bezeichnet] und dem **(S)-(-)-Limonen** [auch als L-(-)-Limonen oder kurz (-)-Limonen bezeichnet]. Das **Racemat** der beiden **Enantiomere** wird auch **Dipenten** genannt.

Brechungsindex

- 1,4720 [D-(+)-Limonen]^[4]
- 1,4717 [L-(-)-Limonen]^[4]

Physikalische Eigenschaften [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Der **spezifische Drehwinkel** beträgt $[\alpha]_D^{20}$ +126,3° [D-Limonen] bzw. -126,3° [(S)-Limonen].

Chemische Eigenschaften [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Limonen ist licht-, luft-, wärme-, alkali- und säureempfindlich und **autoxydiert** zu **Carvon**.

Durch zwei aufeinander folgende Reaktionen mit Sauerstoff und Kohlendioxid entsteht Polylimonenacarbonat, ein Stoff mit **Polystyrol**-ähnlichen Eigenschaften. Es ist Ausgangsstoff zur Synthese des **β-Selinen**, wobei es im ersten Schritt mit **Diboran** reagiert und dann mit **Wasserstoffperoxid** oxidiert wird.

Sicherheitstechnische Kenngrößen [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Limonen bildet bei höherer Temperatur entzündliche Dampf-Luft-Gemische. Die Verbindung hat einen **Flammpunkt** bei 50 °C.^{[3][20]} Der **Explosionsbereich** liegt zwischen 0,7 Vol.-% (39 g/m³) als **untere Explosionsgrenze** (UEG) und 6,1 Vol.-% (345 g/m³) als **obere Explosionsgrenze** (OEG).^{[3][20]} Die **Grenzsplaitweite** wurde mit 1,14 mm bestimmt.^{[3][20]} Es resultiert damit eine Zuordnung in die **Explosionsgruppe** IIA.^{[3][20]} Die **Zündtemperatur** beträgt 255 °C.^{[3][20]} Der Stoff fällt somit in die **Temperaturklasse** T3.

Vorkommen

Limonen ist das in Pflanzen am häufigsten vorkommende **Monoterpän**. (R)-(+)-Limonen ist vor allem in **Pomeranzenschalenöl**, im **Kümmelöl**, in **Dill**,^[6] im **Grünen Kardamom**,^[6] in **Sellerie**,^[6] in **Korianderöl**, in **Krauseminzöl**,^[13] in **Lorbeer**,^[6] in **Muskatnuss**,^[6] in **Petersilie**,^[6] in **Tebaumöl**,^[6] in **Zitronenöl** (ca. 65 %)^[11] und in **Orangenöl** (meist >90 %)^[11] enthalten. Es weist einen orangefarbenen Geruch auf. Dagegen ist (S)-(-)-Limonen in **Mintzölen** (wie **Pfefferminze**, **Acker-Minze**,^[12] **Speier-Minze**,^[14] **Polei-Minze**,^[4] und **Wasserrain**,^[4]) sowie **Baldrian** (*Valeriana officinalis*),^[14] **Edellannen**- und **Koniferenöl**,^[13] enthalten und riecht nach **Terpenin**. Das racemische Limonen kommt unter anderem im **Kiefern**, im sibirischen **Bayöl**,^[15] **Fichtenmadelöl**, **Neroliöl**, **Muskatnussöl**,^[16] und **Campheröl**, im **Basilikum**,^[17] **Wacholder**,^[18] und in **Waldkiefern**,^[19] vor.



Zitronenöl enthält ca. 65 % (R)-(+)-Limonen.



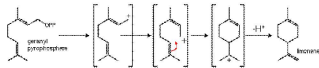
Baldrian enthält (S)-(-)-Limonen.

Herstellung

Limonen wird in erster Linie durch **Naturstoffextraktion** gewonnen. (R)-(+)-Limonen fällt in großen Mengen als **Nebenprodukt** bei der **Orangensaftproduktion** an und wird durch **Wasserdampfdestillation** der dabei anfallenden Schalen gewonnen.^[19] (S)-(-)-Limonen wird in verhältnismäßig kleinen Mengen aus den entsprechenden Ölen extrahiert. Das racemische Limonen fällt als Nebenprodukt bei der säurekatalysierten Isomerisierung von **α**- und **β**-**Pinen** an.

Biosynthese [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Die Biosynthese von Limonen geht von **Geranylpyrophosphat** (GPP) aus.



Anwendungen

Traditionell wird Limonen als preiswerter [Duftstoff](#) eingesetzt.^[21] Heute wird es vorwiegend als [biogenes Lösungsmittel](#) verwendet und dient als Reiniger und Verdünnungsmittel, beispielsweise in der [Lackindustrie](#).

Das gramnegative Bakterium *[Pseudomonas putida](#)* DSM 12264 vermag D-(+)-Limonen regioselektiv zur D-(+)-[Perillasäure](#) zu oxidieren, einem natürlichen [Konservierungsmittel](#) für [Kosmetika](#).^[22] Die biotechnologische Herstellung von D-(+)-Perillasäure aus D-(+)-Limonen im Labormaßstab wurde im Jahr 2010 verbessert. Der entwickelte Bioprozess stellt eine vielversprechende Option für eine industrielle Anwendung dar.^[23]

Das D-(+)-Limonen wird als pflanzliches [Insektizid](#) verwendet.

Auch dient es als Ausgangsstoff für die Synthese von synthetischem THC ([Dronabinol](#)).^[24] In neueren Prozessen dient Limonen auch als Ausgangsprodukt für [Biokunststoffe](#).^{[25][26]}

Name Linolsäure

74

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

280,45

Summenformel

C18H32O2

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel

60-33-3

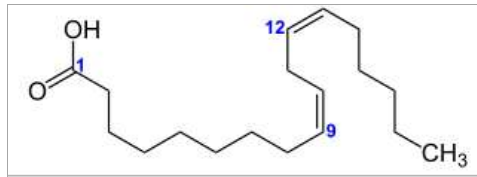
-7

(cis,cis)-Octadeca-9,12-
diensäure

(9Z,12Z)-Octadeca-9,12-
diensäure (LUDAC)

Kurzbeschreibung

farblose bis gelbliche
Flüssigkeit



Siedepunkt in °C

230

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

praktisch unlöslich in Wasser[3]
gut in vielen organischen Lösungsmitteln

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

Geschichte

Der Name *Linolsäure* leitet sich vom lateinischen *linum* (griech. *linon*) für [Lein](#) (Flachs) und *oleum* „Öl“ ab, daher wurde es bis ins 20. Jahrhundert auch als Leinölsäure oder Olinsäure bezeichnet

Eigenschaften

Linolsäure, wissenschaftlich (*cis,cis*)-Octadeca-9,12-diensäure, ist eine zweifach [ungesättigte Fettsäure](#) mit 18 Kohlenstoffatomen (18:2). Sie gehört aufgrund der Lage ihrer zweiten Doppelbindung zur Gruppe der [Omega-6-Fettsäuren](#) und ist von [Linolensäure](#) zu unterscheiden. Sie ist eine sogenannte *Diensäure* und eine *Isolensäure*, weil die zwei Doppelbindungen durch eine [Methylengruppe](#) getrennt sind.

Reine Linolsäure ist eine farblose, ölige und fast geruchlose Flüssigkeit. Sie ist oxidationsempfindlich und altert an der Luft unter Gelbfärbung, die auf die Bildung von Hydroperoxiden zurückzuführen ist.^[15] Die [molare Masse](#) beträgt 280,45 g·mol⁻¹ und die Dichte 0,9 g·cm⁻³.^[7] Sie hat einen Schmelzpunkt von -7 °C und einen Siedepunkt von 230 °C.^[3] Die Fettsäure ist sehr schlecht löslich in Wasser, jedoch gut in vielen organischen Lösungsmitteln. Chemisch gehört sie zu den hydrophoben Carbonsäuren, auffällig ist jedoch ihr von den anderen Homologen stark abweichender pKS-Wert von 7,9 (normalerweise zwischen 4,75 und 4,95).¹

Vorkommen

Linolsäure kommt als [Ester](#) chemisch gebunden in vielen [Triglyceriden](#) vor, die Hauptanteile der natürlichen [fetten Öle](#) sind.^[7] [Traubenkernöl](#) mit 58–78 % und [Distelöl](#) (*Safloröl*) mit 55–81 %^[10] haben den höchsten Linolsäuregehalt aller Pflanzenöle. Auch in [Hanföl](#) (etwa 50 %),^[11] [Sojaöl](#) (49–57 %), [Baumwollsaatöl](#) (45–58 %), [Weizenkeimöl](#) (40–55 %), [Maiskeimöl](#) (34–62 %), [Sonnenblumenöl](#) (20–75 %) oder [Kürbiskernöl](#) (18,1–62,8 %) finden sich hohe Anteile; weniger hohe in [Rapsöl](#) (18–30 %) und [Leinöl](#) (12–18 %); wenige in [Olivenöl](#) mit nur 3–20 % Linolsäuregehalt.^[7]

Entgegen weitverbreiteter Anschauung enthalten diese natürlichen Fette und Öle keine freie Linolsäure, sondern deren [Glycerinester](#). Der Samen von [Crotalaria ochroleuca](#) enthält ca. 12 % freie Linolsäure.^[12]

Herstellung

Die Fettsäuren lassen sich durch alkalische [Verseifung](#) aus den Triglyceriden gewinnen, indem die entsprechenden Fette oder Öle mit [Alkalien](#) gekocht werden. Da die natürlichen Fette und Öle stets viele unterschiedliche Fettsäuren enthalten, schließt sich in der Regel eine [destillative Trennung](#) des entstandenen Gemisches an.

Kommerziell hergestellte Linolsäure hat einen Anteil von bis zu 67 %, daneben enthält sie ein Gemisch aus weiteren gesättigten und ungesättigten Fettsäuren, vor allem [Ölsäure](#).

Anwendungen

Linolsäure ist, ebenso wie [α-Linolensäure](#), ein [essentieller Nährstoff](#) und muss deshalb mit der Nahrung zugeführt werden. Aus Linolsäure werden im Körper über die Zwischenstufe [γ-Linolensäure](#) (GLA) die in Entzündungsprozessen bedeutsamen [Dihomogammalinolensäure](#) (entzündungshemmend) und [Arachidonsäure](#) (entzündungsfördernd) synthetisiert.

Linolsäure ist ein regelmäßiger Bestandteil der menschlichen Haut, speziell der [Epidermis](#). Die für die Regulierung des Wasserhaushalts entscheidend wichtige epidermale Barriere – als Struktur repräsentiert durch das [Stratum corneum](#) – besteht aus [Ceramiden](#), freien [Fettsäuren](#) und [Phospholipiden](#). Die Ceramide haben eine besondere Bedeutung für die Wasserregulierung. Das quantitativ bedeutsamste Ceramid ist Ceramid 1, dessen Hauptbestandteil Linolsäure ist. Linolsäure ist bei äußerlicher Anwendung in der Lage,

- Hautreizung von außen (irritativer [Kontaktdermatitis](#)) entgegenzuwirken,^[16]
- chronischer Lichtschädigung der Haut entgegenzuwirken,^[16]
- im Rahmen der lichtgeschädigten Altershaut auftretende Flecken zurückzubilden.^[16]

Allerdings ist die Wirkung aufgrund der Molekülgröße nur bei bereits geschädigter Haut nachgewiesen.^[16]

Linolsäure wird ohne vorgegebene Höchstkonzentration in [Kosmetika](#) eingesetzt.

Name Lycopodin

94 ID-organisch Molare Masse in g/mol 247,38

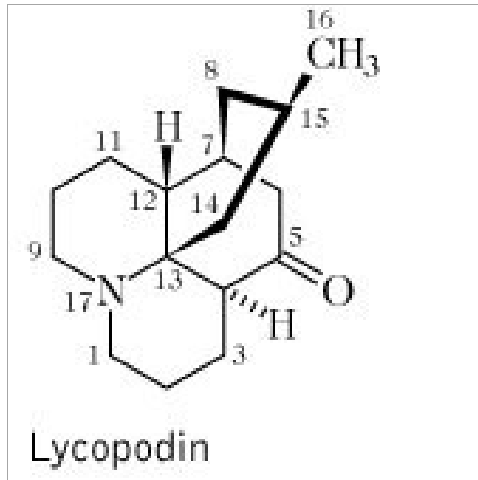
Summenformel C16H25NO CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel

116

Lycopodin



Kurzbeschreibung

Siedepunkt in °C

0

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

Geschichte

Eigenschaften

Vorkommen

Es wird aus Keulenbärlapp auch Druidenfuß, Erdmoos oder Kolbenbärlapp gewonnen und ist in der Droge *Lycopodii herba* enthalten

Herstellung

Anwendungen

Lycopodii Herba, welches neben Lycopodinauch noch Fawcettin und ihre Derivate, Triterpene , wie alpha – Onocerin, Lycoclavatul und weitere Bisnoronoceran-Derivate zählt, als auch Fett, Sterole, Phenolcarbon-säuren, Azelainsäure und Flavonoide, enthält, wird in der Volksheilkunde innerlich zur Diuresesteigerung bei Nieren- und Blasenleiden, Koloiken, Erkrankungen der Harn – und Geschlechtsorgane, Menstruationsbeschwerden und Rheuma eingesetzt.

In Indien setzt man es gegen Impotenz ein. Äußerlich kann man es bei Hautleiden und Ekzemen einsetzen.

Es ist Vorsicht geboten, weil die Droge giftig ist

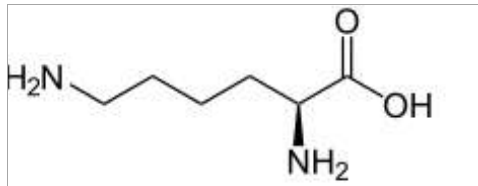
Name Lysin

34 ID-organisch Molare Masse in g/mol 146,19

Summenformel C6H14N2O2 CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 70-54-2 (DL- 224

2,6-Diaminohexansäure, Lys, K



Siedepunkt in °C

225

Kurzbeschreibung

farblose Nadeln oder hexagonale Plättchen

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

- $\rho_{\text{Lys}}^{\text{Lys}} = 2,20 \text{ g/cm}^3$
- $\rho_{\text{Lys}}^{\text{Lys}} = 8,90 \text{ g/cm}^3$
- $\rho_{\text{Lys}}^{\text{Lys}} = 10,28 \text{ g/cm}^3$

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

Geschichte

Nach der Entdeckung des [Phenylalanins](#) ging der deutsche Chemiker [Ernst Schulze](#) davon aus, dass die Proteine aus weiteren Aminosäuren zusammengesetzt sein müssten als den bis dahin bekannten Aminosäuren. Unter anderem diese Erwägungen veranlassten [Edmund Drechsel](#) erneut die Bestandteile der Salzsäurespaltung von [Casein](#) zu untersuchen.^[5] Nach der Behandlung mit [Phosphorwolframsäure](#) gelang es Drechsel 1889 die Platinsalze von Lysin zu isolieren.^[6] Die richtige Zusammensetzung dieser Aminosäure wurde 1891 durch seinen Schüler Max Siegfried veröffentlicht^[7] und die finale Aufklärung der Strukturformel erfolgte 1902 über die Synthese von Lysin durch den Nobelpreisträger [Emil Fischer](#) und seinen Assistenten [Fritz Weigert](#)

Eigenschaften

Lysin, abgekürzt **Lys** oder **K**, ist in seiner natürlichen L-Form eine **essentielle** proteinogene **α -Aminosäure**.

Gemeinsam mit **L-Arginin** und **L-Histidin** gehört L-Lysin in die Gruppe der basischen und zugleich proteinogenen **α -Aminosäuren** oder **Hexonbasen**. Lysin besitzt zwei **basische** primäre **Aminogruppen**, eine in α -Position zur **Carboxygruppe** und eine in der ϵ -Position der **Seitenkette**. Die Ladung des Lysins ist – wie bei allen Aminosäuren – vom pH-Wert abhängig. Lysin liegt überwiegend als „inneres Salz“ bzw. **Zwitterion** vor, dessen Bildung dadurch zu erklären ist, dass das **Proton** der **Carboxygruppe** zum freien Elektronenpaar des Stickstoffatoms der **ϵ -Aminogruppe** wandert, die stärker basisch ist als die **α -Aminogruppe**:^[9]

Im elektrischen Feld wandert das Zwitterion nicht, da es als Ganzes ungeladen ist. Genaugenommen ist dies am isoelektrischen Punkt (bei einem bestimmten pH-Wert, hier 9,82^[10]) der Fall, bei dem das Lysin auch seine geringste Löslichkeit in Wasser besitzt.

Weitere physikochemische Daten für Lysin sind:^[11]

- **isoelektrischer Punkt**: 9,74
- **Van-der-Waals-Volumen**: 135 Å³
- **Hydrophobizitätsgrad**: -3,9

Vorkommen

Lysin ist eine für den Menschen und andere Säugetiere, wie beispielsweise Schweine, **essentielle** **Essenzialien** und muss mit der **Nahrung** zugeführt werden. Die folgenden Beispiele für den Gehalt an Lysin beziehen sich jeweils auf 100 g des **Lebensmittels**, zusätzlich ist der prozentuale Anteil am Gesamtprotein angegeben:^[12]



L-Lysin wurde 1889 zuerst aus Kasein – einem Milcheiweiß – isoliert:^[13]

Lebensmittel	Gesamtprotein	Lysin	Anteil
Rindfleisch, roh	21,26 g	1797 mg	8,5 %
Hähnchenbrustfilet, roh	23,09 g	1962 mg	8,5 %
Kürbiskern	35,49 g	2283 mg	6,4 %
Lachs, roh	20,42 g	1870 mg	9,2 %
Erbsen, getrocknet	24,55 g	1772 mg	7,2 %
Tofu, fest	15,51 g	1000 mg	6,4 %
Hühnerrei	12,58 g	914 mg	7,3 %
Kuhmilch, 3,7 % Fett	3,28 g	260 mg	7,9 %
Wähnsäse	15,23 g	424 mg	2,8 %
Weizen-Vollkornmehl	13,70 g	378 mg	2,8 %
Mais-Vollkornmehl	6,93 g	195 mg	2,8 %
Reis, ungeschält	7,94 g	303 mg	3,8 %
Buchweizen-Mehl	11,73 g	595 mg	5,1 %
Quinoa	13 g	860 mg	6,6 %

Herstellung

Industriell werden mehrere 100.000 Tonnen L-Lysin pro Jahr hergestellt. L-Lysin wird heute ausschließlich nach der **Fermentationsmethode** hergestellt, obgleich organisch-chemische Syntheserouten entwickelt wurden.

Anwendungen

Die Hauptmengen des industriell erzeugten L-Lysins werden in der [Futtermittelsupplementierung](#) eingesetzt, um den Nährwert natürlicher Futtermittel (Getreide) mit einem geringen Gehalt an L-Lysin deutlich zu steigern.^{[12][18]}

[Racemisches](#) DL-Lysin besitzt kommerzielle Bedeutung als basische Komponente in Arzneistoff-Salzen, z. B. mit [Acetylsalicylsäure](#) (ASS).

L-Lysin ist Bestandteil von Infusionslösungen zur [parenteralen Ernährung](#) und zur Behandlung hypochlorämischer [Alkalosen](#).^[19]

Lysin wird auch zur Wirkbeschleunigung bei schmerzhemmenden Mitteln verwendet, insbesondere in Verbindung mit [Ibuprofen](#).

Name Marrubiin

110

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

0

Summenformel

CAS-Numm

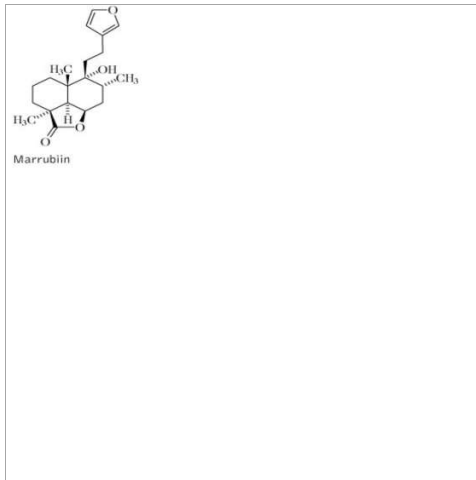
Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel

0

Kurzbeschreibung



Siedepunkt in °C

0

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0

Reaktionen

Löslichkeit

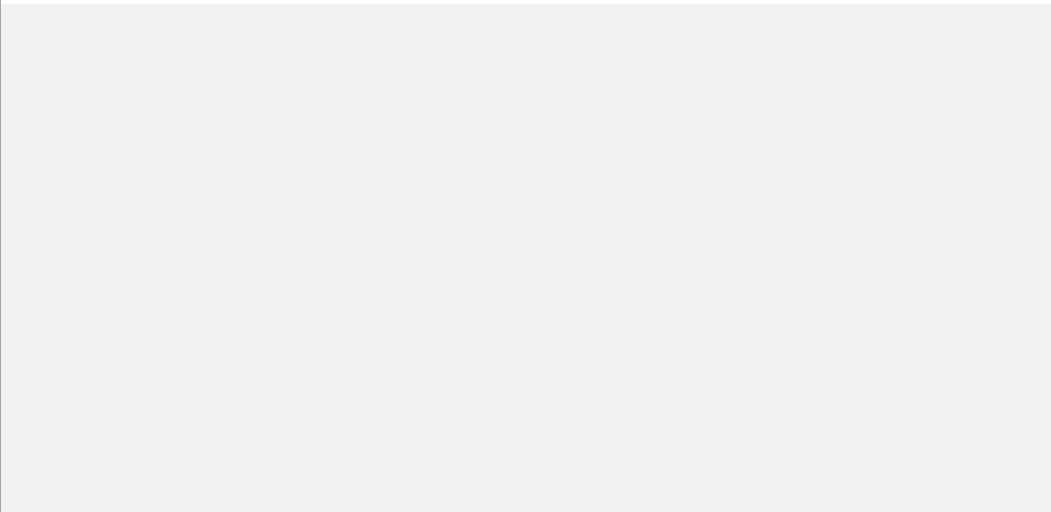
Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

Geschichte

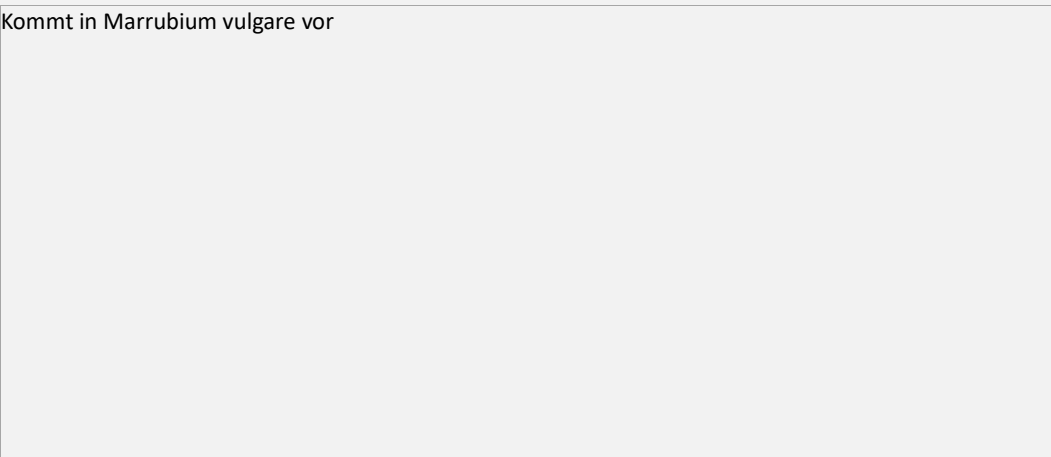
Eigenschaften

Diterpenbitterstoff vom Labdan-Typ

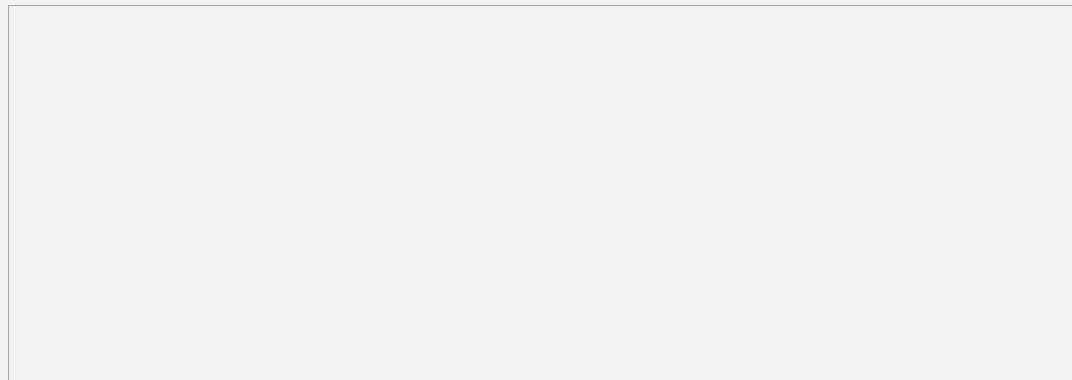


Vorkommen

Kommt in *Marrubium vulgare* vor



Herstellung



Anwendungen



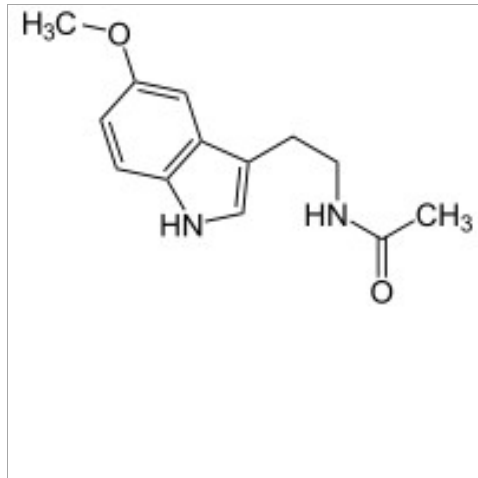
Name Melatonin

90 ID-organisch Molare Masse in g/mol 232280

Summenformel C13H16N2O2 CAS-Numm 73-31-4 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 117

N-[2-(5-Methoxyindol-3-yl)ethyl]acetamid
N-Acetyl-5-Methoxytryptamin
Kurzbildbeschreibung
beigefarbener Feststoff



Siedepunkt in °C

0

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

- 2 g·l⁻¹ in Wasser[4]
- 182 g·l⁻¹ in Ethanol[4]
- 16 g·l⁻¹ in Ethylacetat[4]

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

1250 mg·kg⁻¹ (LD50, Maus, oral)

Geschichte

Entdeckt und benannt wurde Melatonin 1958 durch den US-Dermatologen [Aaron B. Lerner](#), der bereits die sedierende Wirkung beim Menschen beschrieb. 1990 entdeckte [Franz Waldhauser](#), dass die Gabe von Melatonin die frühen Schlafphasen verkürzt und den [REM-Schlaf](#) verlängert

Eigenschaften

Wikipedia	Wikipedia
Pubchem	Pubchem
Pubchem	Pubchem
Pubchem	Pubchem

Wissenschaftliche Bewertung: [Qualität](#) [Verlässlichkeit](#)

Es gibt wissenschaftliche Studien, die die Wirksamkeit von Melatonin bei Schlafstörungen untersuchen. Die Daten sind jedoch widersprüchlich. Eine Studie [verweist](#) auf die Wirksamkeit von Melatonin in einer Dosis von 0,5 bis 3 mg bei Schlafstörungen. In [dieser](#) Studie wurde festgestellt, dass die Wirksamkeit von Melatonin [abhängig](#) von der Dosis und der Dauer der Einnahme ist. Die Studie [verweist](#) auf die Wirksamkeit von Melatonin bei Schlafstörungen, [jedoch](#) ist die Wirksamkeit [abhängig](#) von der Dosis und der Dauer der Einnahme. Die Studie [verweist](#) auf die Wirksamkeit von Melatonin bei Schlafstörungen, [jedoch](#) ist die Wirksamkeit [abhängig](#) von der Dosis und der Dauer der Einnahme.

Verwandte Substanzen: [Tryptophan](#) [Serotonin](#) [5-HTP](#)

Melatonin ist ein **Hormon**, das von den **Pinealozyten** in der **Zirbeldrüse** (Epiphyse) – einem Teil des **Zwischenhirns** – aus **Serotonin** produziert wird und den **Tag-Nacht-Rhythmus** des menschlichen Körpers steuert und schlaffördernd wirkt. Es handelt sich um eine **chemische Verbindung** aus der **Stoffgruppe** der **Tryptamine** mit **5-Methoxyindol** als **Strukturelement**.

Melatonin ist ein **Metabolit** des **Tryptophan**stoffwechsels. Seine Bildung wird im Gehirn in der **Zirbeldrüse** (Epiphyse) durch den circadianen Schrittmacher im **suprachiasmatischen Kern** tagesrhythmisch gesteuert und durch Licht gehemmt. Bei Dunkelheit in der biologischen Nacht wird diese Hemmung aufgehoben, die Produktion steigt an und mit ihr auch die **Sekretion** des Melatonins. Andere Produktionsorte im Körper sind der **Darm** und die **Netzhaut** des Auges. Die Melatoninkonzentration steigt im Laufe der Nacht um den Faktor drei (bei älteren Menschen) bis zwölf (bei jungen Menschen) an, das Maximum wird gegen drei Uhr morgens erreicht – mit einer jahreszeitlich wechselnden Rhythmik. Die Sekretion wird durch Tageslicht gebremst. Die Bedeutung des Melatonins bei **Jet-Lag** und **Schichtarbeit** ist allgemein anerkannt, doch ist eine Anwendung von Melatonin in diesem Zusammenhang umstritten. Durch Koordinierung der **circadian-rhythmischen** Vorgänge im Körper entfaltet es seine Wirkung als Zeitgeber. Zusammen mit **Adenosin**, einem weiteren körpereigenen Müdemacher, steuert Melatonin nach dem Schlafmodell von Borbély den Schlaf.^{[5][6]} Die melatonininduzierte **Tiefschlafphase** stimuliert die Ausschüttung des Wachstumshormons **Somatropin**. Entsprechende chronische Störungen führen zur vorzeitigen **Somatopause**. Weitere wichtige Melatonineffekte liegen in seiner Wirkung als **Antioxidans**. Wichtig ist auch die **antigonadotrope** Wirkung (Verkleinerung der **Geschlechtsdrüsen**) sowie das Herunterregeln vieler biologischer und oxidativer Prozesse, worauf insbesondere bei der Einnahme von Melatonin zu achten ist. Eine Verringerung (aber auch eine Erhöhung) des Melatoninspiegels im Blut bewirkt **Schlafstörungen** bzw. Störungen des Schlaf-Wach-Rhythmus.^[7]

Vorkommen

Melatonin in Lebensmitteln[Bearbeiten] [Quelltext bearbeiten]

Melatonin kommt in pflanzlichen und in sehr geringen Mengen auch in tierischen **Lebensmitteln** vor. Den höchsten Melatonin-Gehalt weisen **Cranberries** (bis zu 9.600 µg/100 g Trockengewicht) auf. Weitere Quellen für Melatonin sind einige Pilzarten (**Edel-Reizker**, **Gemeiner Steinpilz**, **Zucht-Champignon**, **Echter Pfifferling**), einige Getreidearten (**Mais**, **Reis**, **Weizen**, **Hafer**, **Gerste**), **Sensensamen**, getrocknete **Tomaten** und **Paprika** sowie einige Weinsorten.

Die Melatonin-Konzentration im Blut ist nach dem Verzehr melatoninhaltiger Lebensmittel signifikant höher. Der Verzehr melatoninreicher Lebensmittel wirkt sich positiv auf das Schlafverhalten aus.^[8]

Melatonin Gehalt in Lebensmitteln^[8] Ausklappen

Melatonin wird nicht nur vom Menschen, sondern von allen Säugetieren bei Dunkelheit in der Nacht produziert, dementsprechend auch von Kühen nach oben geschildertem Mechanismus. Bei der Milchbildung gelangt Melatonin vom Blut in die **Milch**. Je nach Tages- oder Nachtzeit und Futtergrundlage der Kühe enthält die Milch unterschiedlich viel Melatonin. Insbesondere die Zurückführung der Milchviehhaltung unter ein spezielles Lichtregime, das den natürlichen Lichtverhältnissen im Tag/Nachtverlauf entspricht, sowie eine gras- und kräuterbasierte Fütterung führen zu einem hohen nächtlichen Melatoninspiegel der Kuh. Wird diese Milch separat erfasst, enthält sie bis zu 0,04 Mikrogramm Melatonin pro Liter. Mittels **Gefriertrocknung** kann die Konzentration 100fach erhöht werden.^[9] Im Vergleich zu einigen pflanzlichen Lebensmitteln ist der Melatonin Gehalt dennoch extrem niedrig.^[9] Der schlaffördernde Nutzen von aus solcher Milch gewonnenem Molkepulver (sogenannte „Nachtmilchkristalle“) ist wissenschaftlich **unplausibel**^[7] und wird unterschiedlich bewertet

Herstellung

Die Biosynthese erfolgt aus Serotonin, das aus der Aminosäure Tryptophan erhalten wird, in zwei Schritten: zunächst wird Serotonin mit Acetyl-Coenzym A Acetyliert, die Katalysator wird das Enzym **Serotonin-N-Acetyltransferase (AA NAT)**. Dann wird das Produkt **N-Acetylserotonin** mit S-Adenosylmethionin mittels der **Acetylserotonin-O-Methyltransferase** methyliert. Der erste Schritt ist geschlechtsstadiumbestimmend, und die Aktivität dieses Enzyms wird indirekt vom Tageslicht reguliert.

Abbau[Bearbeiten] [Quelltext bearbeiten]

90 % des Melatonins werden nach der Leberpassage durch Biotransformation mittels Cytochrom P450-Monooxygenasen zu 6-OH-Melatonin metabolisiert und in Form von sulfatierten (60–70 %) oder glucuronidierten (20–30 %) Derivaten über den Urin ausgeschieden.

Mitochondrien[Bearbeiten] [Quelltext bearbeiten]

Melatonin wird aus dem Zytoplasma durch PEPT1 (2-Oligopeptid- und Glut-SLC6A-Transporter) ins Innere von Mitochondrien transportiert.^[10] Zum Teil wird es auch in Mitochondrien synthetisiert. Es vermindert die Bildung freier Sauerstoffradikale (ROS) und freier Stickstoffradikale (RNS). Es schützt die ATP-Synthese der Mitochondrien. Melatonin bindet an die Melatoninrezeptoren MT1 und MT2. Durch die Rezeptorbindung wird eine pro-apoptische Proteinsynthese gehemmt, also die Apoptose verhindert. Ferner schützt es die Mitochondrien-DNA und verhindert die Öffnung der mitochondrialen Permeabilitätsporen (Englisch: mitochondrial permeability transition pore, mPTP).^{[11][12]}

Anwendungen

Melatoninmangel [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Für Melatonin ist bisher nicht geklärt, wann ein Mangel vorliegt. Dennoch wird es in großem Umfang therapeutisch verwendet (s. u.). Bei anderen Hormonen gibt es Richtwerte, anhand derer man feststellen kann, ob eine [Gabe von Hormonen](#), notwendig ist oder nicht (vgl. [Morbus Addison](#)). Bei Melatonin fehlen diese Richtwerte.

Aufgrund der Verschiedenheit von Menschen erschwert gerade auch die von der [circadianen Rhythmik](#) und vom Grad der Dunkelheit abhängige Synthese des Melatonins eine Festlegung von genormten Laborwerten.

Ein hoher Grad an Verkalkung der [Zirbeldrüse](#) kann als Hinweis für einen Melatoninmangel gesehen werden. Erste Belege hierfür finden sich bei beobachteten Zusammenhängen zwischen einem erhöhtem Anteil an verkalktem Gewebe und Symptomen wie verminderter Schlafqualität oder mangelnder Stabilität des circadianen Rhythmus.^[1]

Wirkungen und medizinische Anwendungen [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Winterdepressionen [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Im Winter, wenn das Tageslicht nur wenige Stunden dauert, kann sich die Tagesrhythmik der Melatoninproduktion verschieben und verlängern. Als Folge davon können [Müdigkeit](#), Schlafstörungen und [Winterdepressionen](#) auftreten. Als Gegenmaßnahme wird empfohlen, die kurze Phase von Tageslicht für Spaziergänge zu nutzen. Alternativ kommt auch eine [Lichttherapie](#) in Frage.

Schlafprobleme und Gedächtnis [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Ein zu niedriger Melatoninspiegel kann mit Schlafstörungen einhergehen. Mit zunehmendem Alter produziert der Körper weniger Melatonin, die durchschnittliche Schlafdauer nimmt ab und Schlafprobleme treten gehäuft auf. Auch bei [Schichtarbeit](#) und bei Fernreisen ([Jetlag](#)) kann der Melatoninhaushalt durch die Zeitumstellung gestört werden.

Erholsamer Schlaf ist wichtig für ein funktionierendes [Gedächtnis](#). Einer der Gründe dafür könnte der Einfluss von Melatonin auf den [Hippocampus](#) sein. Diese Region im [Gehirn](#) ist wichtig für das Lernen und Erinnern. Durch die

Name Methan

1 ID-organisch Molare Masse in g/mol 16,04

Summenformel CH4 CAS-Numm 74-82-8 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel -182

Sumpfgas, Methylwasserstoff

Siedepunkt in °C

Kurzbeschreibung farbloses Gas

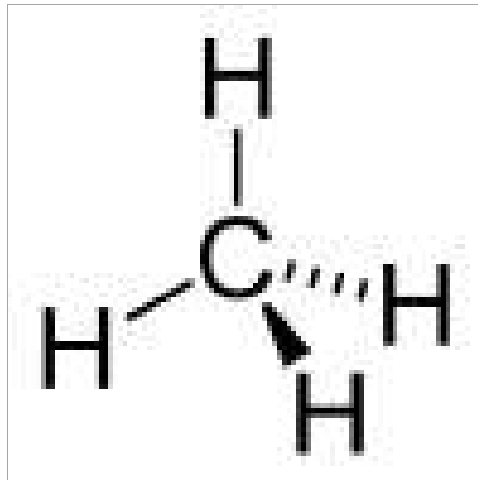
-162

Dampfdruck in hPa

1470

Dd-Temperatur in °C

-157,52 Reaktionen



Löslichkeit praktisch unlöslich in Wasser 26ml/l, in Ethanol und Diethylether gut löslich

Reaktionen mit Sauerstoff
 Methan geht mit Sauerstoff in exotherme Reaktionen ein, je nachdem wie viel Sauerstoff für die Reaktion zur Verfügung steht. Nur bei geringem Sauerstoffangebot ist eine vollständige Verbrennung der Methane mit gasförmigen Sauerstoffverbindungen möglich.

$$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \quad \Delta H^\circ = -891 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$
 Bei ungenügender Sauerstoffzufuhr hingegen entstehen partiell oxidierte Sauerstoffverbindungen wie Kohlenstoffmonoxid (CO) und Kohlenstoffdioxid (CO₂). Diese sind in einem Fall ein Nebenprodukt, in einem anderen Fall ein Reaktionsprodukt.

$$2\text{CH}_4 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO} + 4\text{H}_2\text{O}$$

$$\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{C} + 2\text{H}_2\text{O}$$

Weitere Reaktionen
 Methan geht auch mit Sauerstoff nach vollständiger Verbrennung ein. Nicht-oxidiertes Methan wird für die chemische Industrie, die die Erzeugung von gasförmigen Reaktionspartnern nutzt.
 • $\text{CH}_4 + \text{S} \rightarrow \text{CS}_2 + 2\text{H}_2\text{S}$
 • $2\text{CH}_4 + 2\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{HCN} + 6\text{H}_2\text{O}$
 • $\text{CH}_4 + 2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Cl}_2 + 2\text{HCl}$
 • $2\text{CH}_4 + \text{C}_2\text{H}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6 + 2\text{C}_2\text{H}_6$
 • $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO} + 3\text{H}_2 \quad \Delta H^\circ = +206 \text{ kJ/mol}$

Umwelt, Gefahren und Sicherheit
 Methan ist ein klimawirksames Gas. Durch die Erzeugung von Erdgas kommt es immer wieder zu Unfällen, die zu erheblichen Schäden an der Umwelt führen können. In der Luft ist Methan ein klimawirksames Gas. In der Luft ist Methan ein klimawirksames Gas. In der Luft ist Methan ein klimawirksames Gas.

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

Geschichte

Das Wort *Methan* stammt wohl aus dem griechischen „Μεθάνιον αέριον“ (Methanion Aerion) und zeigt, dass auch die Griechen schon von dem entzündlichen Gas wussten. So gab es in Kleinasien Orte, an denen sich Methangas-Quellen entzündeten. Ein Vulkangebiet, in dem solche Gase vorkamen, bekam nach diesem Gas auch den Namen *Methana*.

Methan war bereits den Alchemisten im Mittelalter als Fäulnisgas unter der Bezeichnung *Sumpfluft* bekannt.

Methan wurde 1667 von Thomas Shirley entdeckt. 1772 entdeckte [Joseph Priestley](#), dass Methan bei Fäulnisprozessen entsteht. 1856 stellte [Marcellin Berthelot](#) Methan zum ersten Mal aus [Kohlenstoffdisulfid](#) und [Schwefelwasserstoff](#) her.

Eigenschaften

Physikalische Eigenschaften

Methan ist ein farb- und geruchloses Gas, dessen Dichte kleiner ist als die von Luft, es steigt also in die höheren Schichten der [Atmosphäre](#) auf. Es ist [brennbar](#) und verbrennt mit bläulicher, nicht rußender Flamme, unterhält die Verbrennung aber nicht. Methan schmilzt bei $182,6\text{ °C}$ und siedet bei $161,7\text{ °C}$. Aufgrund der [unpolaren](#) Eigenschaften ist es in Wasser kaum löslich, in [Ethanol](#) und [Diethylether](#) löst es sich jedoch gut. [Schmelzwärme](#) und [Verdampfungswärme](#) sind mit $1,1\text{ kJ/mol}$ und $8,17\text{ kJ/mol}$ für ein Gas relativ hoch, im Vergleich zu [Metallen](#) sind dies aber sehr geringe Werte. Der [Heizwert](#) H_i liegt bei $35,89\text{ MJ}\cdot\text{m}^{-3}$. Die [Standardentropie](#) beträgt $188\text{ J/mol}\cdot\text{K}$, die [Wärmekapazität](#) $35,69\text{ J/mol}\cdot\text{K}$. Bei $90,67\text{ K}$ und $0,117\text{ bar}$ weist Methan einen [Tripelpunkt](#) auf, bei $190,56\text{ K}$ und $45,96\text{ bar}$ einen [kritischen Punkt](#).

Die [UN-Nummern](#) von verdichtetem und tiefgekühltem Methan sind 1971 bzw. 1972.

Chemische Eigenschaften

Methan kann explosionsartig mit [Sauerstoff](#), [Luft](#) und [Chlor](#) reagieren. Bei der Chlorierung entstehen [Methylchlorid](#), [Dichlormethan](#), [Chloroform](#) und [Tetrachlormethan](#). Bei der Oxidation dagegen wird das Molekül komplett auseinandergerissen. Aus der Reaktion eines Methanmoleküls mit zwei [Sauerstoffmolekülen](#) entstehen zwei [Wasser](#)- und ein [Kohlenstoffdioxidmolekül](#). Vom Methan leiten sich [Methylverbindungen](#) wie z. B. [Methanol](#) und die [Methylhalogenide](#) sowie die längerkettigen [Alkane](#) ab.

Vorkommen

Vorkommen und Entstehung

Methananteil in Planeten-Atmosphären

Planet	Anteil
Erde	1,75 ppm
Mars	10,5 ppm
Jupiter	3000 + 1000 ppm
Saturnus	4500 + 2000 ppm
Neptun	1,5 % ± 0,5 %

Methan kommt vielfältig vor und wird auf der Erde ständig neu gebildet, auch auf vielen anderen Planeten gibt es Methanvorkommen. Auf Meeresboden gibt es feste [Methanhydrat](#), auch als „Methaneis“ bezeichnet. Die weltweiten Methanhydratvorkommen werden auf 500-3500 Gt C geschätzt.^{[1][2]} Zum Vergleich: Die nachgewiesenen Kohlenreserven betragen ca. 800 Gt C.^[3] Eine Gewinnung des Methanhydrats könnte zur Lösung des Energieproblems beitragen, ist jedoch problematisch, ein besonderes Problem besteht zum Beispiel darin, dass bei der Bergung viel Methan in die Atmosphäre gelangen würde und dort die [Treibhauseffekte](#) zu einer weiteren Erwärmung und damit weiterer Freisetzung von Methan beitragen würde. Außerdem ist die Förderung von [Methanhydrat](#) (amtrietendes Methan am Meeresgrund wird durch den hohen Druck und die tiefen Temperaturen zu Methanhydrat umgewandelt) nicht ungefährlich. Erste Förderungsversuche sind bereits im Gange. Die Folgen eines Rausbaus sind weitgehend unklar – Forscher befürchten die Absinken der Kontinentalränder, welche zu großen Teilen aus Methanhydrat (welches durch die Förderung instabil werden könnte) bestehen.

Methan ist Hauptbestandteil der [Erdatmosphäre](#) (85–90%). Auch das in [Starkohlenlagern](#) eingeschlossene [Erdbgas](#) enthält hauptsächlich Methan.



^[2] Mikrobielle Methanbildung in mehreren Stufen.

Weltweit werden schätzungsweise jährlich 500 Millionen Tonnen Methan emittiert, etwa 70 % davon sind Aktivitäten der Menschen zurechenbar. Durch landwirtschaftlichen Ackerbau und Tierhaltung wird Methan emittiert, 39 % dieser Emissionen gehen auf die Rindhaltung zurück, 17 % auf das Viehwesen. In Deutschland wurden 1994 etwa 233.000 Tonnen Methan emittiert. Die Konzentration in der Atmosphäre hat sich von 1750 zu 2000 von 0,8 auf 1,75 ppm erhöht.

Beim Fäulen [organischer Stoffe](#) unter Luftabschluss in Stümpfen oder am Grund staud verschmutzte Gewässer bildet sich [Sumpfgas](#), ein Gemisch aus Methan und [Kohlensäure](#). [Biogas](#) besteht überwiegend aus Methan (etwa 60 %) und [Kohlendioxid](#) (etwa 35 %), daneben enthält es auch [Wasserstoff](#), [Stickstoff](#) und [Schwefelwasserstoff](#). Diese Umsetzungen organischer Materie sind mikrobiell (durch [Mikroorganismen](#) bewirkt) und laufen in mehreren Stufen ab, an denen verschiedene Gruppen von [Mikroorganismen](#) mit ihrem [Stoffwechsel](#)

Herstellung

Für die Herstellung aus Aluminiumcarbid gibt es zwei Methoden, sie werden allerdings meist nur im Labor eingesetzt. Die Synthese aus [Kohlenstoffmonoxid](#) hat eine besondere Wichtigkeit, da das giftige [Kohlenstoffmonoxid](#), das eigentlich unerwünscht/unbrauchbar ist, sinnvoll genutzt werden kann, lediglich die Quelle des Wasserstoffs stellt bei dieser Synthese ein Problem dar.

- $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{CH}_4$
Aluminiumcarbid reagiert mit Wasser zu [Aluminiumhydroxid](#) und Methan, wenn es erhitzt wird.
 - $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{HCl} \rightarrow 4\text{Al}^{3+} + 12\text{Cl}^- + 3\text{CH}_4$
Aluminiumcarbid reagiert mit Salzsäure zu [Aluminiumchlorid](#) und Methan.
 - $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CH}_4$
Natriumacetat wird zusammen mit [Natriumhydroxid](#) erhitzt, es entsteht [Natriumcarbonat](#) und Methan.
 - $\text{CO} + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \quad \Delta H = -206\text{ kJ/mol}$
[Kohlenstoffmonoxid](#) reagiert mit Wasserstoff zu Methan und Wasser.
 - $\text{CO}_2 + 4\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
[Kohlensäure](#) reagiert mit [Wasserstoff](#) zu Methan und Wasser.
Diese Reaktion wurde im 19. Jahrhundert vom Franzosen und Nobelpreisträger [Paul Sabatier](#) entdeckt und wird deshalb [Sabatier-Reaktion](#) genannt.
- Heute wird auch viel Methan als Brennstoff in [Biogasanlagen](#) hergestellt. Auch durch [Hydroxyung](#) kann Methan gewonnen werden.

Anwendungen

Verwendung

Methan wird vorwiegend zur Wärmeerzeugung und zum Betrieb von Motoren durch Verbrennung genutzt. Neben Methan aus anderen Quellen wird zu diesem Zweck Biogas aus [Mist](#), [Gülle](#), [Klärschlamm](#) oder organischem Müll gewonnen. Früher wurde Methan durch [Pyrolyse](#) von [Holz](#) gewonnen ([Holzvergasung](#)). [Holzgas](#) diente im [Zweiten Weltkrieg](#) zum Betrieb von [Automobilen](#).

Methan ist ein wichtiges Ausgangsprodukt für technische Synthesen von [Wasserstoff](#), [Methanol](#), [Ethin](#), [Blausäure](#), [Schwefelkohlenstoff](#) und [Methylhalogeniden](#).

Eigenschaften[[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]

Physikalische Eigenschaften[[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]

Formaldehyd ist ein farblos, stechend riechender Stoff, der bei Zimmertemperatur **gasförmig** vorliegt. Als Gas ist sein Geruch noch in Konzentrationen von 0,05–1 ml/l wahrnehmbar. Es siedet bei +19 °C. Die Dichte von flüssigem Formaldehyd beträgt 0,815 Gramm pro Kubikzentimeter (g · cm⁻³) bei -20 °C. Der Schmelzpunkt liegt bei -118 °C.^[1] Flüssiges und gasförmiges Formaldehyd polymerisiert leicht bis zu einer Temperatur von 80 °C, bei höheren Temperaturen liegt es monomer vor.^[2] Die Geschwindigkeit der Polymerisation ist abhängig von vielen Faktoren wie Druck oder Feuchtigkeit und wird durch Spuren von Säure katalysiert.^[2] Formaldehyd ist brennbar und entzündet sich ab einer Temperatur von 430 °C.^[3] Es bildet mit Luft in einem weiten Konzentrationsbereich explosionsfähige Gemische. Der Explosionsbereich liegt zwischen 7 Vol.-% (87 g/m³) als **unterer Explosionsgrenze** (UEG) und 73 Vol.-% (910 g/m³) als oberer Explosionsgrenze (OEG).^[3] Das **Dipolmoment** von Formaldehyd beträgt 2,330 **Debye** (D), die Bildungsenergie -104,7 **Kilojoule** pro **Mol** (kJ · mol⁻¹). Die **kritische Temperatur** beträgt 134,85 °C, der kritische Druck 65,9 **bar**.^[4]

Die **Kristallstruktur** von Formaldehyd wurde bei einer Temperatur von 15 **Kelvin** durch **Neutronendiffraktometrie** bestimmt. Formaldehyd kristallisiert im **trigonalen Kristallsystem** mit der **Raumgruppe** P4₂lc mit acht Molekülen pro Einheitszelle. Die Moleküle sind in verschiebenen Quadraten mit starken CO-Bindungen angeordnet, die die Mitglieder eines Quadrats verbinden.^[5]

Molekulare Eigenschaften[[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]

Molekülorbitale des Formaldehyds



Molekülorbitale des Formaldehyds (HOMO und LUMO)
Die Elektronendichte am Sauerstoff des Formaldehyds ist im besetzten π-Orbital, dem **HOMO**, gegenüber dem Kohlenstoff stark vergrößert. Andererseits sind die Orbitale im unbesetzten π*-Orbital, dem **LUMO**, am Kohlenstoff größer. Formaldehyd ist daher ein **Elektronakzeptor**. In Reaktionen von Formaldehyd mit starken **Nucleophilen** wie **Thiolen**, **Aminen** oder **Amiden** ist oft keine Säurekatalyse erforderlich. Die entstehenden **Hydroxymethyl**derivate reagieren hydroxyweise weiter. In Gegenwart von Säuren reagiert es in elektrophilen aromatischen Substitutionsreaktionen mit aromatischen Verbindungen, die zu hydroxymethylierten Derivaten führen.



Symmetrieelemente des Formaldehyds

Vorkommen

Vorkommen[[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]

Biologische Vorkommen[[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]

In der **Natur** kommt Formaldehyd zum Beispiel in **Säugerzellen** beim **normalen Stoffwechsel** als **Zwischenprodukt** vor. Im Menschen werden auf diese Weise pro Tag etwa 878 bis 1310 **Milligramm** pro **Kilogramm Körpergewicht** gebildet. Für einen Menschen mit einem Körpergewicht von 70 **Kilogramm** entspricht dies 61 bis 92 **Gramm Formaldehyd** pro **Tag**.^[6] Die **Halbwertszeit** beträgt 1 bis 1,6 **Minuten**.^[6] Menschen atmen etwa 0,001 bis 0,01 **mg/ml** Formaldehyd ein, dabei besteht kein signifikanter Unterschied bei Raucher und Nichtrauchern.^[6] Der Formaldehydgehalt im Blut variiert zwischen 0,4 und 0,6 **µg** cm⁻³ und im Urin zwischen 2,5 und 4,0 **µg** cm⁻³.^[6] Die tägliche Aufnahme beträgt bis zu etwa 14 **mg**.^[6] Ebenso kommt Formaldehyd in Holz vor und diffundiert in geringen Mengen nach außen.
Methylole Bakterien wie **Methylobacillus** oder **methanotrophe Bakterien** wie **Methylococcus**ze verstoffwechseln eine Reihe von Verbindungen mit nur einem Kohlenstoffatom wie **Methan**, **Methanol** und **Dichlormethan** als **Energiesubstrat**. Diese Verbindungen werden über das **Cytochrom Formaldehyd** metabolisiert. Die Oxidation von Formaldehyd zu Kohlendioxid ist ein wichtiger Teil des **Stoffwechsels** dieser aeroben Bakterien.^[6]

Lebens- und Genussmittel[[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]
In Früchten wie **Äpfeln** oder **Weintrauben** kommt Formaldehyd **natursichweise** vor. Die niedrigste Formaldehyd-Konzentration in **Lebensmitteln** konnte in **Frischmilch** gemessen werden, mit einem Gehalt von 0,013 bis fast 1 **mg/l**. Die höchste Gehalt wurde in **parfermen** Speiseeist mit 200–290 **mg/kg** gemessen.^[6]
Beim Konsum von einem **Parlure** Zigaretten werden etwa 3 **mg** Formaldehyd pro **Tag** vom Raucher aufgenommen. Zum Teil enthalten E-Zigaretten Stoffe wie **Propylen glykol**, die beim Verdampfen Formaldehyd abgeben können. Dabei werden pro **Tag** vom Raucher von E-Zigaretten bei gleichem Konsum etwa 14 **mg** Formaldehyd aufgenommen.^[6]
Bei Konservierungsverfahren wie dem Räucherwurst wird durch die **Pinokole** von **Hartkäse** Formaldehyd **beigegeben**.^[6] Es wirkt **antibakteriell** gegen **Hefen** und **Schimmelpilze** und **quervernetzend** auf **Proteinen**.

Formaldehydkonzentrationen in verschiedenen Lebensmitteln^[6]

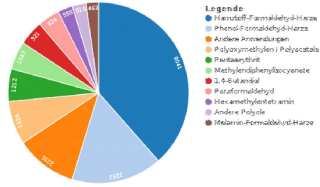
Nahrungsmittel	Formaldehyd in (mg/kg)
Fleisch und Geflügel	5,7–20
Fisch	6,4–293
Milch und Milchprodukte	0,01–0,80
Zucker und Süßbackfe	0,75

Herstellung

Herstellung[[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]

Die **industrielle Herstellung** von Formaldehyd erfolgt heute **zumeist** **essenzienlich** nach zwei **andere** **Verfahrensvarianten**, die **basieren** auf den **reaktiven** **ethersubstituierten** **alkoholen** **ethersubstituiert** **werden**. Je **erhöhter** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In Europa **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] In China **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von **Propen** und **Buten** hergestellt.^[7] Diese beiden Verfahren **erfordern** sich **relativ** **geringeren** **Druck** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate** und die **Drucktemperatur** **steigert** sich die **Produktionsrate**.
In den 1970er und 1980er Jahren wurde Formaldehyd in den USA **essenzienlich** durch **alkoholische Oxidation** von

Verwendung [Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)



Folgeprodukte von Formaldehyd 2019 (Schätzung in 10³ t)^[8]

Formaldehyd ist einer der wichtigsten organischen Grundstoffe in der chemischen Industrie und dient als Ausgangsstoff für viele andere chemische Verbindungen. Der bei weitem größte Markt liegt im Bereich der Harnstoff-Formaldehyd-Harze, der Phenoplaste, der Polyoxymethylene sowie einer Reihe von weiteren chemischen Zwischenprodukten wie [Pentaerythrit](#). Formaldehyd findet unter anderem Anwendung bei der Herstellung von [Farbstoffen](#), [Arzneistoffen](#) und bei der [Textilveredelung](#). Da Formaldehyd wie alle Aldehyde ein starkes Reduktionsmittel ist, wird er zur Keimabtötung verwendet. Im Labor wird Formaldehyd unter anderem im Rahmen der [Mannich-Reaktion](#) und der [Blanc-Reaktion](#) eingesetzt.

Polymerherstellung [Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Aminoplaste [Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)




Mitteldichte Holzfaserplatten

→ **Hauptartikel:** [Harnstoffharz](#) und [Melaminharz](#)

Mit [Harnstoff](#) reagiert Formaldehyd zu [Harnstoff-Formaldehyd-Harzen](#) (UF-Harzen; von Urea-Formaldehyden), mit [Melamin](#) zu den [Melamin-Formaldehyd-Harzen](#) (MF-Harzen), die beide zu den [Aminoplasten](#) gehören. Im ersten Schritt entstehen Monomethylolharnstoff und Dimethylolharnstoff.

Methanol

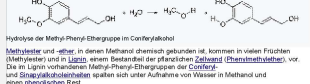
Zur Navigation springen Zur Suche springen

Strukturformel	
	
Allgemeines	
Name	Methanol
Andere Namen	<ul style="list-style-type: none">MethylalkoholCarbinolHolzgeistMeOHS-H (NAO-Codex)Hydroxymethan
Summenformel	CH ₃ OH
Kurzbeschreibung	farblose Flüssigkeit mit angenehmem bis stechendem Geruch ^[1]
Externe Identifikatoren/Datenbanken	
CAS-Nummer	67-56-1 +
Eigenschaften	
Molare Masse	32,04 g mol ⁻¹
Aggregatzustand	flüchtig
Dichte	0,79 g cm ⁻³ ^[2]
Schmelzpunkt	-98 °C ^[2]
Siedepunkt	65 °C ^[2]
Dampfdruck	<ul style="list-style-type: none">129 hPa (20 °C)^[1]219 hPa (30 °C)^[1]352 hPa (40 °C)^[1]532 hPa (50 °C)^[1]
pK _s -Wert	16 ^[2]
Löslichkeit	mischbar mit Wasser, ^[3] Ethanol und Diethylether ^[2]
Brechungsindex	1,328 (20 °C) ^[2]

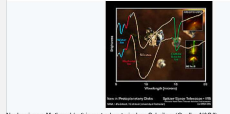
Vorkommen

Vorkommen [Bearbeiten] | Quelltext bearbeiten

Methanol ist nach Sauerstoff das zweithäufigste organische Gas in der Erdatmosphäre und kommt in Konzentrationen von 0,1 bis 10 ppm vor. Es ist eine bedeutende atmosphärische Quelle für Formaldehyd und Kohlenstoffmonoxid. Ein Großteil des in der Atmosphäre vorhandenen Methanols wird von Pflanzen emittiert. In Feuchtwäldern wurden Methanolemissionen von 206 Mikrogramm pro Quadratmeter und Stunde gefunden, auf Gras- und Weideflächen wurden Werte zwischen 100 und 200 Mikrogramm pro Quadratmeter und Stunde beobachtet.^[1] Die Methanolemission erfolgt durch Diels-Alder-Reaktion (DMR) von Beta-Dihydrocarbonsäure mit Methanol veresterte Poly-Galacturonate, eine als Reaktion auf Angriff durch Freilebende, die Gesamtmenge des von Pflanzen freigesetzten Methanols wird auf über 100 Millionen Tonnen pro Jahr geschätzt.^[1]



Methanol wird regelmäßig durch enzymatische Veresterung der Galacturonatester-Ester bei der Mähdarstellung hergestellt. Um den wegen der Giftigkeit des Methanols unerwünschten Gehalt an Methanol im Endprodukt so gering wie möglich zu halten, wird versucht, durch geeignete Methoden die Freisetzung des Methanols zu minimieren. So kann die gezielte Extraktion durch Säuregeben minimiert werden.^[1] Weiterhin haben der Gehalt an Sauerstoff und die Temperatur der Mähdarstellung einen Einfluss auf die enzymatische Aktivität. Durch kurzzeitiges Erhitzen der Mähe auf bis zu 80 °C und schnelles Abkühlen kann erreicht werden, dass der Methanolgehalt um 40 % bis 90 % verringert wird.^[1] Auch durch geeignete verfahrenstechnische Schritte bei der Destillation kann der Methanolgehalt in der Spirituose gering gehalten werden, etwa durch Kondensation leichtflüchtiger Bestandteile.^[1] Alkoholika enthalten zum Teil beträchtliche Mengen an Methanol. Bei einer Untersuchung verschiedener Fruchtbrände und Alkoholika wies das Untersuchungsamt Baden-Württemberg in Stuttgart Substanzen mit bis zu 4,7 g l⁻¹ Methanol nach, im Wein und Fruchtbränden bis zu 0,2 g l⁻¹.^[2]



Nachweis von Methanol (rot) in präparationsreiner Schokolade (Quelle: [1], [2])

Tabak enthält zum Teil ligninreiche Anteile, deren Phenylmethylether pyrolytisch gespalten werden und für das Auftreten von Methanol im Tabakrauch verantwortlich sind.^[3] Nach dem gleichen Prinzip setzt Brauerischmethanol bei der Verdauung von Äpfeln, einem Methylester

Herstellung

Herstellung [Bearbeiten] | Quelltext

Industrie

Die industrielle Methanolherstellung zuhause ist eine exponierte Grundstoffindustrie und ein regelmäßig bedienter Grundstoffmarkt. Weltweit wird Methanol in 20 Ländern in 200 Anlagen hergestellt. Die größten Exporteure von Methanol waren im Jahr 2010 die Vereinigten Staaten von Amerika.^[1]

Die Produktion von Methanol erfolgt durch die Reaktion von Kohlenstoffmonoxid mit Wasserstoff:

$$\text{CO} + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}$$

Die Kohlenstoffmonoxid wird durch die Veresterung von Kohlenstoffdioxid mit Wasserstoff hergestellt:

$$\text{CO}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$$

Die Kohlenstoffdioxid wird durch die Veresterung von Kohlenstoffdioxid mit Wasserstoff hergestellt:

$$\text{CO}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$$

Die Kohlenstoffdioxid wird durch die Veresterung von Kohlenstoffdioxid mit Wasserstoff hergestellt:

$$\text{CO}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$$


Die technische Herstellung von Methanol erfolgt aus Kohlenstoffmonoxid, einem Gemisch von Kohlenstoffdioxid und Wasserstoff. Die Kohlenstoffmonoxid wird durch die Veresterung von Kohlenstoffdioxid mit Wasserstoff hergestellt. Die Kohlenstoffdioxid wird durch die Veresterung von Kohlenstoffdioxid mit Wasserstoff hergestellt. Die Kohlenstoffdioxid wird durch die Veresterung von Kohlenstoffdioxid mit Wasserstoff hergestellt.

Anwendungen

Eigenschaften [\[Bearbeiten\]](#) [| Quelltext bearbeiten\]](#)

Physikalische Eigenschaften	
Schallgeschwindigkeit	1123 m·s ⁻¹ (25 °C) ^[32]
Oberflächenspannung	0,0226 N·m ⁻¹ (20 °C gegen Luft) ^[31]
Dynamische Viskosität	0,544 · 10 ⁻³ Pa·s (25 °C) ^[32]
Dielektrizitätskonstante	33,8 = (25 °C) ^[33]
Brechungsindex	1,326 (25 °C, Na-D-Linie) ^[34]
Isotherme Kompressibilität	12·10 ⁻⁵ bar ⁻¹ (20 °C) ^[35]
Wärmekapazität	81,08 J·mol ⁻¹ ·K ⁻¹ (25 °C) ^[32]
Selbstentzündungstemperatur	470 °C ^[32]
Kritische Temperatur	512,5 K ^[32]
Kritischer Druck	8,084 MPa ^[32]
Tripelpunkt	175,5 K ^[32]
Magnetische Suszeptibilität ^[36]	5,3·10 ⁻⁷ cm ³ ·g ⁻¹
Viskosität ^[37]	0,808 mPa·s (0 °C) 0,690 mPa·s (10 °C) 0,593 mPa·s (20 °C)

Name Methansäure

13 ID-organisch Molare Masse in g/mol 46,03

Summenformel CH2O2 CAS-Numm 64-18-6 Schmelzpunkt in °C

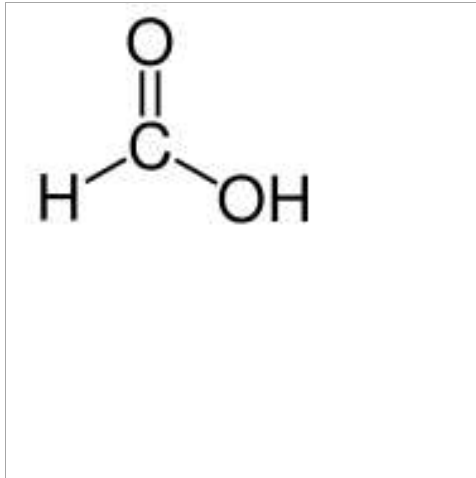
Trivialname

Strukturformel

64-18-6

8

Ameisensäure



Siedepunkt in °C

101

Kurzbeschreibung

farblose, stechend
riechende Flüssigkeit

Dampfdruck in hPa

44,6

Löslichkeit

mischbar mit Wasser, Ethanol, Glycerin und Diethylether[

Dd-Temperatur in °C

20 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal



Geschichte

[Geschichte bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Im frühen 15. Jahrhundert beobachteten einige Alchemisten und Naturforscher, dass bestimmte **Ameisen** (Arten aus der Gruppe der Schuppenameisen) eine saure Flüssigkeit absondern.



Rote Waldameise (*Formica rufa*)



John Ray isolierte 1671 als erster Ameisensäure.

Der englische Naturalist John Ray isolierte 1671 als Erster die Ameisensäure, indem er eine große Anzahl von Ameisen destillierte. Der Arzt Christoph Girtanner schrieb 1792 zur Gewinnung von Ameisensäure folgenden Text:

„Die Ameisensäure erhält man durch Destillation aus den großen Ameisen (*Formica rufa*). Man destilliert Ameisen bei gelindem Feuer, und erhält in der Vorlage die Ameisensäure. Sie macht ungefähr die Hälfte des Gewichtes der Ameisen aus. Oder man wäscht die Ameisen in kaltem Wasser ab, legt sie rascher auf ein Tuch, und gießt kochendes Wasser darüber. Drückt man die Ameisen gelinde aus, wird die Säure stärker. Um die Säure zu reinigen, unterwirft man sie wiederholt der Destillation, und um sie zu konzentrieren, läßt man sie gefrieren.“

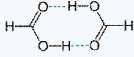
– CHRISTOPH GIRTANNER

Eigenschaften

Ameisensäure (nach der **Nomenklatur** der **IUPAC** **Methansäure**, lat. *acidum formicum* von *formica* Ameise) ist eine farblose, ätzende und in Wasser lösliche Flüssigkeit, die in der Natur vielfach von Lebewesen zu Verteidigungszwecken genutzt wird. Sie ist mit der **Halbstrukturformel** HCOOH die einfachste **Carbonsäure** und kürzestkettige **Alkansäure**, die **Carboxylgruppe** (–COOH) besitzt besonders stark ihre Eigenschaften. Das Kohlenstoffatom hat eine **Oxidationsstufe** von +2. Es kann deswegen analog den **Carbonylverbindungen** als **Lydrisilberträger** wirken, daher ruht ihre **reduzierende** Wirkung. Die Salze der Ameisensäure heißen **Formate** (systematisch auch **Methanoate**) und haben die **Halbstrukturformel** (HCOO)M, wobei M der Wertigkeit des Metallions entspricht. Beispiele von **Formaten** sind **Natriumformat**, HCOONa, und **Aluminiumformat**, (HCOO)₃Al. Auch die **Ester** der Ameisensäure werden **Formate** genannt.

Eigenschaften[[Bearbeiten](#)] | **Quelltext bearbeiten**[[\]](#)

Physikalische Eigenschaften[[Bearbeiten](#)] | **Quelltext bearbeiten**[[\]](#)



Dimerbildung bei der Ameisensäure durch gestrichelt grün gezeichnete Wasserstoffbrückenbindungen.

Ameisensäure ist eine relativ instabile, farblose, klare und leicht flüchtige Flüssigkeit. Bei 8 °C **erstarrt** sie zu einem farblosen Feststoff; bei 100,7 °C siedet sie. Schmelz- und Siedepunkt liegen wesentlich höher als die von organischen Verbindungen mit ähnlichen molaren Massen (beispielsweise **Propan**), da beim Schmelzen und Sieden auch **Wasserstoffbrückenbindungen** zwischen den einzelnen Molekülen aufgebrochen werden müssen. Diese bestehen teilweise auch im gasförmigen Zustand weiter, weswegen Ameisensäure stark vom Verhalten eines **idealen Gases** abweicht. Mit Wasser bildet sie ein **Azeotrop**.

Die Ameisensäure hat eine Dichte von 1,22 g cm^{−3} bei 20 °C. Zum Schmelzen der Ameisensäure werden 12,7 kJ/mol benötigt, zum Verdampfen 22,7 kJ/mol. Der **Tripelpunkt** liegt bei 8,3 °C und 0,0238 bar.

Ameisensäure riecht stark und stechend. Die **Geruchschwelle** liegt bei 1 ml/m³. Mit Wasser, **Ethanol** sowie **Glycol** ist Ameisensäure in jedem Verhältnis mischbar. In den meisten anderen polaren organischen Stoffen ist sie ebenfalls löslich, in **Kohlendioxid** nur in geringen Mengen.

Die **Säurekonstante** (pK_s-Wert) ist 3,77. Sie ist die **stärkste unsubstituierte Monocarbonsäure**. Zum Vergleich: **Salzsäure** hat einen pK_s-Wert von −7, Schwefelsäure von −3.

Der Nachweis von Ameisensäureddämpfen (z. B. zur Ermittlung der **Konzentrationen am Arbeitsplatz**) kann mit Hilfe von **Gasspürgeräten** erfolgen. Ansonsten wird die Ameisensäure über ihre reduzierende Wirkung nachgewiesen, meist dadurch, dass sie eine **ammoniakalische Silbernitratlösung** zu **Silber** reduzieren kann.

Thermodynamische Eigenschaften[[Bearbeiten](#)] | **Quelltext bearbeiten**[[\]](#)

Die **Standardbildungsenthalpie** ΔH_{298,15}° beträgt −424,72 kJ mol^{−1}, ΔH₂₉₈° beträgt −378,6 kJ mol^{−1}.^[12]

Die **Standardentropie** S⁰_{298,15}° ist 128,95 J mol^{−1} K^{−1}, S⁰₂₉₈° 248,7 J mol^{−1} K^{−1}.^[13]

Die **Wärmekapazität** der Flüssigkeit liegt mit 99,04 J mol^{−1} K^{−1} (25 °C), die des Gases mit 45,7 J mol^{−1} K^{−1} (25 °C) angegeben.^[14]

Die **Dampfdruckfunktion** ergibt sich nach Antoine entsprechend log₁₀(p) = A − (B/(T+C)) (p in bar, T in K) mit A = 2,60121, B = 515,000 K und C = −139,408 K im Temperaturbereich von 273,6 K bis 307,3 K.

Vorkommen

Vorkommen[[Bearbeiten](#)] | **Quelltext bearbeiten**[[\]](#)



In den Brennhaaren der **Brennnessel** befindet sich eine Ameisensäurehaltige Flüssigkeit

In der **Natur** ist Ameisensäure weit verbreitet. Sie wird von vielen Pflanzen- und Tierarten, besonders von **Stechimmen**, als Bestandteil von Giftmischungen zu Verteidigungs- und Angriffszwecken genutzt. Ameisensäure ist ein natürlicher Bestandteil von **Benenhonig**; je nach Sorte enthält 1 Kilogramm Honig 50 bis über 1000 Milligramm.^[15] Ameisensäure ist auch Bestandteil des **Tabakrauchs**.

Die **Raupen des Ströbels** (*Sabalschwarzspanner* (*Cerura vinula*) – einer **Schmetterlingsart** – sowie einige Ameisenarten (angehörige der Unterfamilie **Formicinae**) verspritzen zur Verteidigung eine Ameisensäurehaltige Flüssigkeit. Einige **Laufkäfer**, **Skorpion**- und **Benenarten** benutzen Ameisensäurehaltige Sekrete sowohl zu Verteidigungs- als auch zu Angriffszwecken. Bei einigen **Qualenarten** ist Ameisensäure Bestandteil des Giftes der Nesselkapseln.

In den **Brennhaaren** der **Brennnesseln** befindet sich ein Nesselgift, das unter anderem Ameisensäure und Natriumformat enthält.

Im menschlichen Organismus entsteht Ameisensäure neben **Formaldehyd** bei der **Metabolisierung** von **Methanol**. Ameisensäure ist biologisch leicht abbaubar.

Spuren von Ameisensäure im Weltall wurden spektroskopisch nachgewiesen. In der Hülle (**Koma**) des Kometen **Hale-Bopp** wurden im Jahr 2000 durch D. Bockelée-Morvan und andere erstmals neben weiteren organischen Verbindungen wie Blausäure, Acetonitril, Methanol oder Ameisensäuremethylester auch 0,05 % Ameisensäure (bezogen auf Wasser = 100 %) gefunden.^[11] Für die Entstehung dieser Verbindungen gibt es zwei Theorien: entweder befanden sich die Verbindungen ursprünglich im Kern des Kometen und strömen dort heraus oder sie entstehen durch Gasphasenreaktionen in der Koma. Nach Simulationen ist jedoch auf Grund der Verteilungen erstere wahrscheinlicher.^[12]

Herstellung

Gewinnung, Herstellung[[Bearbeiten](#)] | **Quelltext bearbeiten**[[\]](#)



Marcellin Berthelot entdeckte 1855 die Synthese von Ameisensäure aus Kohlenstoffdioxid.

Die **historische** Herstellung der Ameisensäure aus totem **Ameisen** wird heute fast ausschließlich durch die **Herstellung der Ameisensäure** erfolgt.^[16] Die **Herstellung** erfolgte durch Erhitzen von **Mercur** (**Bismut**) mit **Salpeterminerale**. Die **Synthese** gelang von **Berthelot** in seine **Vorfahrenschritte**.

Herstellung erfolgt durch Erhitzen von **Mercur** (**Bismut**) mit **Salpeterminerale**.

Auch die Herstellung der Ameisensäure aus Methanol erfolgt unter anderem mit Hilfe von Kohlenstoffdioxid. Auch hier werden zwei Verfahrensmöglichkeiten genutzt. Das **Salpeterminerale** wird durch Erhitzen von **Mercur** (**Bismut**) mit **Salpeterminerale** hergestellt. Am Ende wird **Methanol** zugegeben, welches unter dem **Asparagengeruch** für **dieses Salpeterminerale** genutzt werden kann.

Herstellung erfolgt durch Erhitzen von **Mercur** (**Bismut**) mit **Salpeterminerale**.

Ameisensäure wird hergestellt durch Erhitzen von **Mercur** (**Bismut**) mit **Salpeterminerale**.

Herstellung erfolgt durch Erhitzen von **Mercur** (**Bismut**) mit **Salpeterminerale**.

Anwendungen

Verwendung [Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Ameisensäure wurde bis 1998 unter der [E-Nummer](#) E236 als [Konservierungsmittel](#) in Fisch-, Obst- und Gemüseprodukten verwendet, ist seitdem aber in der EU – im Gegensatz zur [Schweiz](#) – nicht mehr als [Lebensmittelzusatzstoff](#) zugelassen. Auch die verwandten Stoffe Natrium- und Calciumformiat sind nicht mehr als Lebensmittelzusatzstoffe zugelassen (E237 und E238). In der [Medizin](#) wird sie als [Antirheumatikum](#) sowie zur Behandlung von vulgären [Warzen](#) eingesetzt.^{[17][18]} Hierbei appliziert man eine gebrauchsfertige Ameisensäurehaltige Lösung auf die Warze. In der Textil- und Lederindustrie verwendet man sie zum Beizen und Imprägnieren. Teilweise wird sie auch als [Desinfektionsmittel](#) (auch in sauren Reinigungsmitteln) verwendet. Gemäß der Einfuhrvorschriften der EU wird sie z. B. bei bestimmten Gütern aus dem EU-Ausland eingesetzt, um die Ausbreitung von [Tierseuchen](#) zu verhindern.^[19] Sie tötet zudem Bakterien gut ab. In der [chemischen Industrie](#) wird sie zur [Neutralisation](#) von alkalischen Reaktionsgemischen genutzt. In der Elektronikproduktion wird Ameisensäure als [Reduktionsmittel](#) beim [Lotprozess](#) verwendet. Sie wird industriell zur Entkalkung von Kühlsystemen eingesetzt, da das entstehende Abwasser nur das unschädliche [Calciumformiat](#) mit geringem [CSB](#)-Wert aufweist.

[Imker](#) benutzen sie üblicherweise in 60%iger, in streng indizierten Ausnahmefällen bis maximal 85^[20] %iger Konzentration in wässriger Lösung zur Behandlung der Bienen gegen die [Varroamilbe](#). In der [Genetik](#) kann man Ameisensäure in Verbindung mit dem Enzym AP-Endonuclease nutzen, um zufällig [Insertionsmutanten](#) herzustellen, die sogenannte in-vitro-Mutagenese. In der Kunststoffindustrie wird sie zum Verkleben von [Polyamid-Kunststoffen](#) verwendet.

Konzentrierte Ameisensäure wird zum Säubern von Rohedelesteinen benutzt, da sie Kalkstein und andere Verunreinigungen stark angreift und so den Edelstein freilegt, ohne dass dieser beschädigt wird. Dieses Reinigungsverfahren sollte nur bei säurebeständigen Edelsteinen angewandt werden.

Experimentell gelang Wissenschaftlern des [Leibniz-Instituts für Katalyse](#) die katalytische Freisetzung von Wasserstoff aus Ameisensäure auch bei Raumtemperatur. Dieser Wasserstoff könnte z. B. in [Brennstoffzellen](#) zu Strom umgewandelt werden.^[21] Diese Möglichkeit soll zur kleinräumigen Speicherung von Energie genutzt werden.^{[22][23][24]} Die direkte Bildungsreaktion von Ameisensäure aus

Name Methionin

35

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

149,12

Summenformel

C5H11NO2S

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

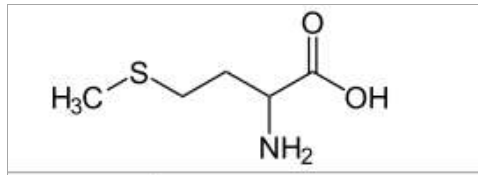
Trivialname

Strukturformel

63-68-3

280

2-Amino-4-(methylsulfanyl)butansäure (IUPAC), Met



Siedepunkt in °C

281

Kurzbeschreibung

farblose Kristalle

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

mäßig in Wasser: 48 g·l⁻¹ (20 °C)

- $\rho(20^\circ\text{C}) = 1,28125 \text{ g/cm}^3$
- $\rho(25^\circ\text{C}) = 1,21125 \text{ g/cm}^3$
- $d_4^{20} = 1,274$

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

36 g·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)

Geschichte

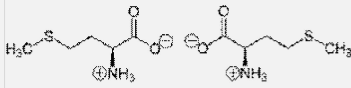
Der amerikanische Bakteriologe und Immunologe [John Howard Mueller](#) musste 1922 feststellen, dass der Zusatz einer Mischung der bis dahin bekannten [Aminosäuren](#) zu Kulturen von [Streptococcus](#) ([Streptococcus hemolyticus](#)) nicht für deren Wachstum ausreichte.^[1] Dies gelang hingegen unter Zusatz von [Casein](#). Daher nahm Mueller an, dass Casein noch mindestens eine weitere Aminosäure enthalten müsse. Bei der sich anschließenden Untersuchung von Casein konnte Mueller dann erstmals Methionin isolieren.^[2] Mueller gab auch die korrekte Summenformel an.^[3] Die Aufklärung der Strukturformel und die Synthese gelangten 1926 [George Barger](#) und seinem Assistenten [Frederick Philip Coine](#)^[4] 1931 veröffentlichte Barger in Zusammenarbeit mit [Weichselbaum](#) eine verbesserte Synthese.^[5] Der Name Methionin, als Abkürzung für "γ-Methylthio-α-amino-butyräure", stammt von S. Odake (1925).^[6]

Ein Syntheseverfahren im industriellen Maßstab für racemisches Methionin aus [Acrolein](#), [Methylmercaptan](#) und [Blausäure](#) wurde ab 1946 von [Werner Schwarz](#),^[7] Hans Wagner und Hermann Schulz bei der [Degussa AG](#) in den nach Konstanz ausgelagerten Forschungslaboratorien entwickelt. Mit der Synthese der Aminosäure wollte man einen Beitrag zum nach dem Zweiten Weltkrieg besonders bei Kriegesimkehrern vorhandenen [Zweckmangel](#) leisten ([Lungenödem](#)). Die Ausgangsstoffe Blausäure und Acrolein wurden bei der Degussa produziert, und der Aufbau einer Versuchsanlage mit einer Produktion von 30 Tonnen pro Jahr dauerte nur ein Jahr. Das zur Degussa gehörige Chemiewerk Homburg brachte bald darauf das Methionin-haltige Medikament [Phlomedor](#) auf den Markt,^[8] und ab 1953 folgte die Anwendung als Futtermittel in der Landwirtschaft (Legehennen).

Eigenschaften

Methionin ist **chiral**, da es ein Stereozentrum enthält. Es gibt somit zwei **Enantiomere**, die (S)-Form [(–)-L-Methionin] und die (R)-Form [(+)-D-Methionin]. Dem D-Methionin kommt praktisch keinerlei Bedeutung zu, wenn Methionin ohne **Deskriptor** erwähnt wird, ist immer L-Methionin gemeint.

Neben **Cystein** ist Methionin die einzige schwefelhaltige **proteinogene** Aminosäure. Durch die **Thioethergruppe** ist es weniger reaktiv als Cystein, dessen Schwefelatom Teil einer **Thiolgruppe** (Mercaptogruppe) ist. Methionin liegt überwiegend als **inneres Salz** bzw. **Zwitterion** vor, dessen Bildung dadurch zu erklären ist, dass das **Proton** der **Carboxygruppe** an das freie Elektronenpaar des Stickstoffatoms der **Aminogruppe** wandert:



Zwitterion von L-Methionin (links) bzw. D-Methionin (rechts)

Im elektrischen Feld wandert Methionin am **isoelektrischen Punkt**, der bei **pH 5,74** liegt, nicht, da es dann als Ganzes ungeladen ist. Bei diesem pH-Wert hat Methionin auch seine geringste Löslichkeit in Wasser.

Methionin ist im Stoffwechsel ein Lieferant von **Methylgruppen** (–CH₃) z. B. für die Biosynthese von **Cholin**, **Kreatin**, **Adrenalin**, **Carnitin**, **Nukleinsäuren**, **Histidin**, **Taurin** und **Glutathion** (**Transmethylierung**). Die stoffwechsellaktive Form von Methionin ist **S-Adenosylmethionin**.

- **Van-der-Waals-Volumen:** 124
- **Hydrophobizitätsgrad:** 1,9

Vorkommen

Methionin kommt in den Proteinen aller Lebewesen vor. Da der menschliche Organismus diese Aminosäure nicht selbst herstellen kann, ist er auf die Zufuhr mit der **Nahrung** angewiesen. Die folgenden Beispiele für den Gehalt an Methionin beziehen sich jeweils auf 100 g des **Lebensmittels**, zusätzlich ist der prozentuale Anteil am Gesamtprotein angegeben.^[1]

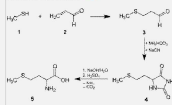
Lebensmittel	Protein	Methionin	Anteil
Rindfleisch, roh	21,26 g	554 mg	2,6 %
Hähnchenbrustfilet, roh	21,23 g	552 mg	2,6 %
Lachs, roh	20,42 g	626 mg	3,1 %
Hühnerei	12,57 g	380 mg	3,0 %
Kuhmilch, 3,7 % Fett	3,28 g	82 mg	2,5 %
Sesamkörner	17,73 g	586 mg	3,3 %
Paranüsse	14,32 g	1008 mg	7,0 %
Walnüsse	15,23 g	236 mg	1,5 %
Weizen-Vollkornmehl	13,70 g	212 mg	1,5 %
Mais-Vollkornmehl	6,93 g	145 mg	2,1 %
Reis, ungeschält	7,94 g	179 mg	2,3 %
Buchweizen-Mehl	12,62 g	164 mg	1,3 %
Sojabohnen, getrocknet	36,49 g	547 mg	1,5 %
Erbsen, getrocknet	24,55 g	251 mg	1,0 %

Alle diese Nahrungsmittel enthalten praktisch ausschließlich chemisch gebundenes L-Methionin als Proteinbestandteil, jedoch kein freies L-Methionin.

Herstellung

Chemische Synthese^[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Die industrielle Synthese von **racemischem** Methionin (Gemisch aus je 50 % L-Methionin und D-Methionin) geht von petrochemischen Rohstoffen aus, insbesondere Propen, Schwefel, Methan und Ammoniak. Nach gängigen Verfahren werden so die Zwischenprodukte **Methioninsynthese 1**, **Acetyl 2** und **3** hergestellt. Die **Michael-Addition** von Methioninsynthese 1 an die Kohlenstoff-Kohlenstoff-Doppelbindung des Acetols **2** liefert dann das Zwischenprodukt **3**. **Methioninsynthese 3** Anschließend wird dieser **Aldehyd 3** mit Ammoniak, Kohlendioxid und Glutaminsäure (oder Ethylthioharnstoff und Natriumcyanid) zu ein **Hydrazin-Derivat 4** umgewandelt, dessen **basische Hydrolyse** zu einem **Allylsalz** des Methionins führt. Durch **Neutralisation** mit einer Säure (Kohlendioxid oder Schwefelsäure) erhält man **racemisches** Methionin **5**.^[1]



Zur **Enantiomertrennung** wird racemisches Methionin am Stickstoffatom acetyliert. Das **racemische N-Acetyl-methionin** (1:1-Gemisch aus **5** & **6** und **6** & **5**) wird mit dem **asymmetrischen** Enzym **L-Kylase** behandelt, wobei wird das natürliche L-Methionin (**5** & **5**) unter Abspaltung von Essigsäure/Acetat gebildet, während die D-Form des **N-Acetyl-methionins** (**6** & **6**) unverändert bleibt.^[1]

Anwendungen

Medizinische Verwendung[\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)

Bei der Verstoffwechslung von überschüssigem Methionin wird der in der Substanz enthaltene Schwefel zu [Schwefelsäure](#) oxidiert und über die Nieren ausgeschieden, wodurch der [Harn](#) angesäuert wird. Der Mechanismus der Harnansäuerung kann bei einigen Erkrankungen die Heilung unterstützen. Therapeutisch wird L-Methionin verwendet zur:

- Optimierung der Wirkung von [Antibiotika](#) mit Wirkungsoptimum im sauren Urin (pH 4–6): z. B. [Ampicillin](#), [Carbenicillin](#), [Nalidixinsäure](#), [Nitrofurane](#)
- Vermeidung der Neubildung von [Nierensteinen](#) (bei Phosphatsteinen wie [Struvit](#), [Carbonatapatit](#), [Brushit](#))
- Hemmung des Bakterienwachstums bei einer [Blasenentzündung](#)
- Bestandteil von Infusionslösungen zur [parenteralen Ernährung](#).^[25]

In der Diagnostik wird es in Form von ¹¹C-5-Methyl-L-Methionin als [Radiopharmakon](#) zur Darstellung von Hirntumoren bei der [Positronen-Emissions-Tomographie](#) benutzt.

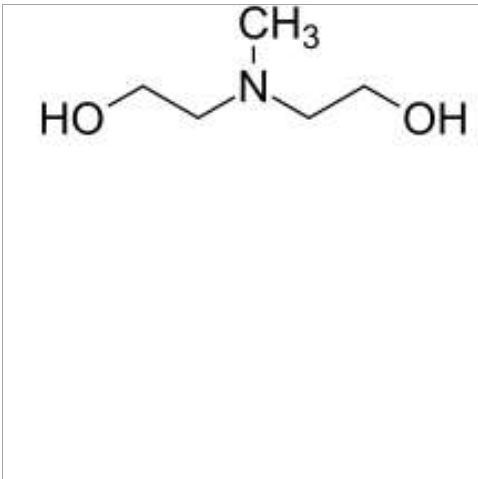
Anwendung in der Tierernährung[\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)

DL-Methionin (also das [Racemat](#)) wird zur Supplementierung (Ergänzung) von Futtermitteln eingesetzt. Dabei wird der Nährwert von Futtermitteln für Hühner durch geringe Zusätze von DL-Methionin gesteigert. Dies ist dann von besonderem wirtschaftlichen Nutzen, wenn die natürlichen Futtermittel-Bestandteile einen mangelhaften Gehalt an schwefelhaltigen Aminosäuren (Cystein/Cystin und Methionin) besitzen. Die mit weitem Abstand größten Mengen des synthetisch gewonnenen Methionins (> 400.000 t pro Jahr) werden für diesen Zweck eingesetzt.^[26] Größter Hersteller ist [Evonik](#) (früher Degussa) mit einer Kapazität von 580.000 t pro Jahr.

Anwendung in der Chemie[\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)

Durch Erhitzen von Methionin mit wässriger Iodwasserstoffsäure wird die [Methylgruppe](#) des

Name Methyldiethanolamin

18	ID-organisch	Molare Masse in g/mol	119,16
Summenformel	C5H13NO2	CAS-Numm	Schmelzpunkt in °C
Trivialname	Strukturformel	105-59-9	-21
MDEA		Siedepunkt in °C	243
Kurzbeschreibung	farblose Flüssigkeit mit aminartigem Geruch	Dampfdruck in hPa	0,026
Löslichkeit	mischbar mit Wasser[Dd-Temperatur in °C	40
Maximale Arbeitsplatzkonzentration	Dosis Lethal	Reaktionen	40
	1950 mg·kg ⁻¹ (LD50, Ratte, oral)		

Methyldiethanolamin bildet bei höheren Temperaturen geruchlose Dampf-Luft-Gemische. Die Verdampfung hat einen Flammpunkt von 137 °C.^[1] Der Explosionsbereich liegt zwischen 0,9 Vol.-% bis 10,0 Vol.-% Methyldiethanolamin (MDEA) und 8,4 Vol.-% bis 16,0 Vol.-% Sauerstoff.^[1] Die Dampfdichte beträgt 2,05 g/l bei 20 °C. Der Stoff fällt somit in die Temperaturklasse T3.
Methyldiethanolamin wurde 2013 von der EU gemäß der Verordnung (EG) Nr. 1907/2006 (REACH) im Rahmen der Substanzbewertung in den fortlaufenden Aktionsplänen der Chemikaliensicherheit aufgenommen. Hierbei werden die Auswirkungen des Stoffs auf die menschliche Gesundheit bzw. die Umwelt mit bewertet und ggf. Folgemaßnahmen eingeleitet. Unabhängig von der Aufnahme von Methyldiethanolamin waren die Besorgnisse hinsichtlich höherer Expositionen, toxischer Reaktionen (z.B. [Chromosomenaberrationen](#) (CRA)) und weitreichender Auswirkungen sowie der Gefahr der Zersetzung von einer möglichen Zuordnung zur Gruppe der CMR-Substanzen. Die Neubewertung fand ab 2013 statt und wurde dem [Anhang VI](#) der Verordnung beigefügt. Anschließend wurde ein Risikobewertungsbericht erstellt.

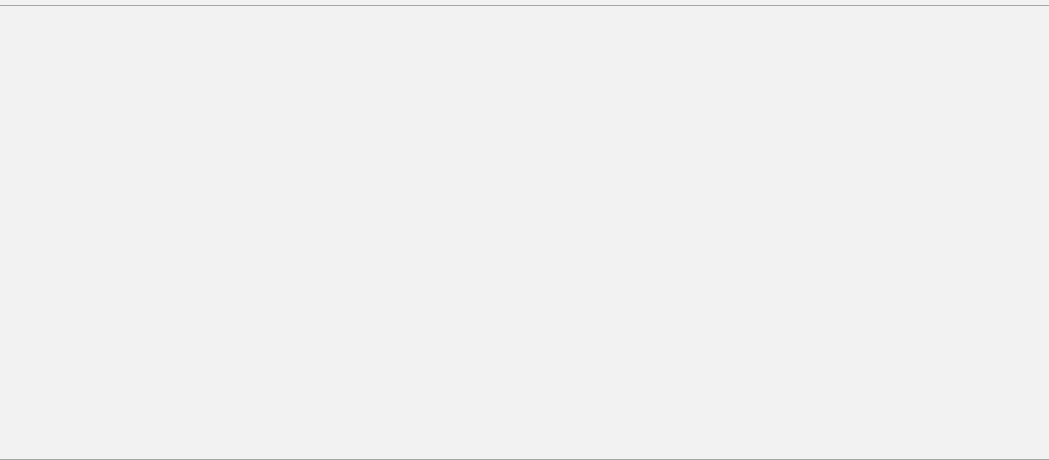
Geschichte

Methyldiethanolamin (MDEA) ist eine organische [chemische Verbindung](#) aus der Gruppe der [Amine](#) und [Alkohole \(Alkanolamine\)](#). Sie liegt als luftempfindliche farblose Flüssigkeit vor und wird als [Katalysator](#) in der [Polyurethan](#)-Synthese und als chemisches Zwischenprodukt zur Herstellung von Textilhilfsmitteln, Farbstoffen, Insektiziden, Pharmaka und Emulgatoren verwendet. Darüber hinaus findet MDEA Anwendung als [Absorbens](#) bei der [Gaswäsche](#) von [Sauergas \(Aminwäsche\)](#).^[1] Als geeigneter Absorber für die nachträgliche [CO₂](#)-Abtrennung^[6] hat es neben anderen Aminen den Vorzug, besonders im [Direct air capture](#)-Verfahren,^[7] CO₂ gesondert aufzunehmen.^[8]

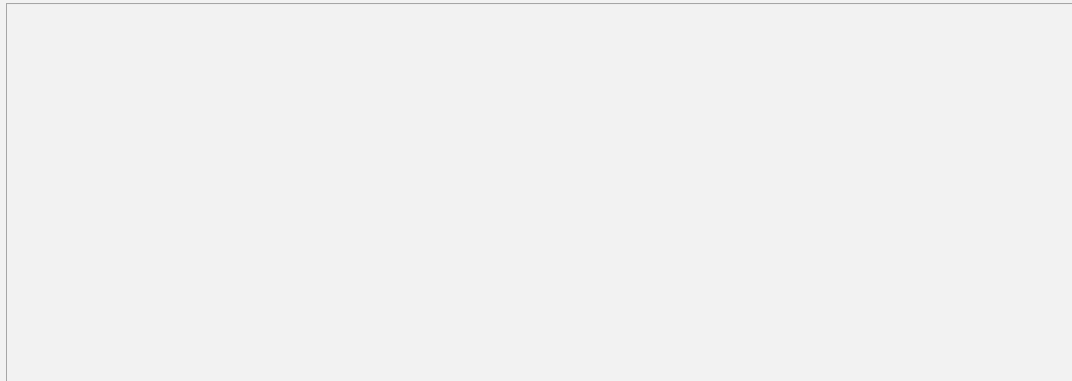
Eigenschaften

Die Flüssigkeit besitzt bei 20 °C eine [Viskosität](#) von 101 mPa·s.^[4] Die wässrige Lösung von MDEA reagiert stark [alkalisch](#). Bei Kontakt mit Luft reagiert MDEA mit dieser und muss deshalb dicht verschlossen gelagert werden. In der freien Natur ist sie leicht biologisch abbaubar.^[9] MDEA unterliegt als Vorläuferstoff der [Chemiewaffenkonvention](#) und ist dort entsprechend gelistet

Vorkommen



Herstellung



Anwendungen



Methylisothiazolinon (MIT) gehört zur Verbindungsklasse der [Isothiazolinone](#) und ist ein weit verbreitetes [Biozid](#).

Methylisothiazolinon kann in der Umwelt durch [Hydrolyse](#), [Photolyse](#), durch Einwirkung [nukleophiler Teilchen](#) oder aber mikrobiell abgebaut werden. Während die Hydrolyse im neutralen und in saurem Milieu langsam erfolgt, kann im basischen Bereich ein schneller Abbau beobachtet werden

Vorkommen

Herstellung

Methylisothiazolinon kann in der Umwelt durch [Hydrolyse](#), [Photolyse](#), durch Einwirkung [nukleophiler Teilchen](#) oder aber mikrobiell abgebaut werden. Während die Hydrolyse im neutralen und in saurem Milieu langsam erfolgt, kann im basischen Bereich ein schneller Abbau beobachtet werden

Anwendungen

Verwendung [\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)

Methylisothiazolinon hat eine [mikrobizide](#) Wirkung und wird als [Konservierungsmittel](#) in [Kosmetika](#), in Haushalts- und Industriereinigern,^{[4][5]} in der [Wasserbehandlung](#), in [Schmiermitteln](#), [Dispersionsfarben](#),^[6] Lacken, Klebstoffen, als ein Additiv zu [Kerosin](#) und in der [Papierherstellung](#) eingesetzt. Oft werden Mischungen mit [Chlormethylisothiazolinon](#) (CMIT) oder [Benzisothiazolinon](#) verwendet.^[7] Gemäß einer Studie enthielten 2000 in der Schweiz 43 % der Farben, Lacke und Beschichtungen die Mischung CMIT/MIT. Bei Klebstoffen, Füllstoffen und Dichtungen waren es 45 %.^[8]

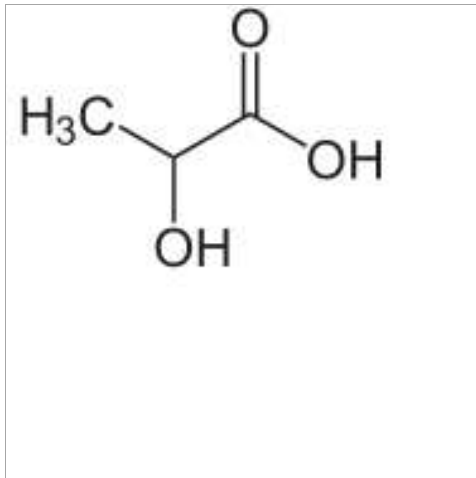
Name Milchsäure

38 ID-organisch Molare Masse in g/mol 90,08

Summenformel C3H6O3 CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 50-21-5 17

2-Hydroxypropionsäure, E270



Kurzbeschreibung

farblose, fast geruchlose, ölige Flüssigkeit (Racemat)

Siedepunkt in °C

122

Dampfdruck in hPa

1000

Dd-Temperatur in °C

20 Reaktionen

Löslichkeit

vollständig mischbar mit Wasser
löslich in Ethanol

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal
3.543 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)

Geschichte

Milchsäure wurde historisch sowohl in Europa wie auch in Asien zur Säuerung und Konservierung von Lebensmitteln, insbesondere für Milch (Sauermilch), Gemüse (z. B. Sauerkraut) und auch zur Herstellung von Silagen als Futtermittel bereits seit Jahrhunderten oder Jahrtausenden genutzt.

Die erste Entdeckung und Isolierung der Milchsäure geht auf den deutsch-schwedischen Chemiker Carl Wilhelm Scheele im Jahr 1780 zurück, der sie aus saurer Milch in Form eines braunen Sirups isolierte.^[1] Die Fleischmilchsäure [L-(+)-Milchsäure] wurde von Jöns Jakob Berzelius im Jahr 1808 entdeckt und ihre Struktur 1873 von Johannes Wislicenus aufgeklärt. Henri Braconnot, ein französischer Chemiker, fand im Jahre 1813 heraus, dass Milchsäure in einem Fermentationsprozess hergestellt werden kann.^[2] 1856 entdeckte Louis Pasteur die Milchsäurebakterien und entwickelte das Grundverständnis für die Milchsäuregärung. Die großtechnische Produktion von Milchsäure begann 1881 in den USA,^[3] und 1895 machte auch Boehringer Ingelheim die Entdeckung, wie Milchsäure mit Hilfe von Bakterien in großen Mengen hergestellt werden konnte.

Bitte die Befreiung von der [Gefahrstoffkennzeichnung](#) für Acetaminol, Natriumcitrat, Natriumchlorid, Natriumcitrat und Futtermittel beachten

GHS-Gefahrstoffkennzeichnung

H 302
P 305+338

Physiologie [Bearbeiten] | **Quelltext** [Bearbeiten]

Bei starker Beteiligung der Skelettmuskulatur kann es zum Anstieg des Kreatininspiegels von 3 mg/dl auf 200 mg/dl kommen. Die Ursache ist, dass bei **anaeroben** Bedingungen, wie beispielsweise bei starker Beteiligung der Skelettmuskulatur, Energie in Form von **Lactat** aus der **Fermentation** von Pyruvat mittels der **Lactatdehydrogenase** für die Fortführung der **Atmung** gewonnen werden muss. Die dabei anfallende Milchsäure (Lactat und H⁺) wird über den **Blutkreislauf** **transportiert** aus dem Zellen geschwemmt. Dieser Vorgang wurde früher als Ursache des **Muskelbrennens** verstanden, jedoch wird diese Theorie heute größtenteils als falsch betrachtet.

Für den Menschen ist die rechtshändige L-(+)-Milchsäure die physiologische. Oral eingenommen wird sie im Organismus schneller abgebaut als die linksdrehende D-(-)-Milchsäure.

Eigenschaften

Ernährung, Futter- und Genussmittel[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]



Joghurt und andere Sauermilchprodukte entstehen durch Milchsäuregärung.

Eine Reihe von Lebensmitteln werden direkt durch Milchsäuregärung hergestellt. Darunter fallen vor allem die [Sauermilchprodukte](#) wie Sauermilch, [Joghurt](#), [Kefir](#) und [Buttermilch](#). Diese werden durch Infektion von pasteurisierter Milch mit Starterkulturen der Milchsäurebakterien hergestellt. Weitere Produkte sind lactofermentierte Gemüse wie [Sauerkraut](#), [rote Bete](#) in einigen [Borschtsch](#)-Varianten oder [Kimchi](#) sowie [Sauerteig](#) und entsprechend Sauerteigprodukte. Auch Silagen, durch Vergärung haltbar gemachte Frischfuttermittel, basieren auf der Milchsäuregärung.^[16]

Als [Lebensmittelzusatzstoff](#) trägt Milchsäure die Bezeichnung E 270. Sie wird in der Lebensmittel- und [Genussmittelindustrie](#) vielfältig als [Säuerungsmittel](#) eingesetzt, so etwa in Backwaren, [Süßwaren](#) und vereinzelt auch in Limonaden. Durch die Änderung des pH-Wertes in den Lebensmitteln auf einen pH von etwa 4 kommt es zu einer Konservierung der Lebensmittel, da eine Besiedlung mit anderen Mikroorganismen weitgehend ausgeschlossen wird.^[14]

Bierbrauer schätzen Milchsäure beim Brauwasser als pH-senkend. Dies ist besonders der Fall bei hellen Bieren, bei denen das Malz weniger säuernde Eigenschaften hat. Hier wird oft mit Milchsäurebakterien behandeltes Sauermais eingesetzt, um dem Reinheitsgebot zu entsprechen. Auch darf die Maische und die Bierwürze mit Milchsäurebakterien direkt angereichert werden. Biologisch hergestellte Milchsäure ist also zulässig, technisch erzeugte dagegen nicht.^[14] Die Einhaltung des deutschen Reinheitsgebotes erfordert deshalb zusätzlichen Herstellungsaufwand zur Fermentation.^[14]

In Form der [Salze Calciumlactat](#) oder [Calciumlactatgluconat](#) ka

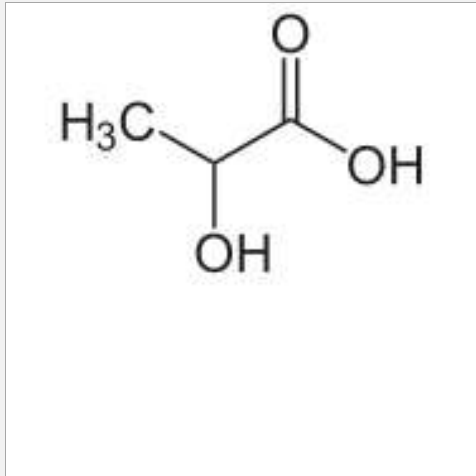
Name **Milchsäure**

50 ID-organisch Molare Masse in g/mol 90,08

Summenformel **C3H6O3** CAS-Numm 50-21-5 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 17

2-Hydroxypropansäure
2-Hydroxypropionsäure



Kurzbeschreibung

farblose, fast geruchlose,
ölige Flüssigkeit (Racemat)

Siedepunkt in °C

122

Dampfdruck in hPa

10

Dd-Temperatur in °C

25 Reaktionen

Löslichkeit

vollständig mischbar mit Wasser[3]
löslich in Ethanol

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal
3.543 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)

Geschichte

Milchsäure wurde historisch sowohl in Europa wie auch in Asien zur Säuerung und Konservierung von Lebensmitteln, insbesondere für [Milch \(Sauermilch\)](#), Gemüse (z. B. [Sauerkraut](#)) und auch zur Herstellung von [Silagen](#) als Futtermittel bereits seit Jahrhunderten oder Jahrtausenden genutzt.

Die erste Entdeckung und Isolierung der Milchsäure geht auf den deutsch-schwedischen Chemiker [Carl Wilhelm Scheele](#) im Jahr 1780 zurück, der sie aus saurer Milch in Form eines braunen Sirups isolierte.^[2] Die Fleischmilchsäure [L-(+)-Milchsäure] wurde von [Jöns Jakob Berzelius](#) im Jahr 1808 entdeckt und ihre Struktur 1873 von [Johannes Wislicenus](#) aufgeklärt. [Henri Braconnot](#), ein französischer Chemiker, fand im Jahre 1813 heraus, dass Milchsäure in einem [Fermentationsprozess](#) hergestellt werden kann.^[2] 1856 entdeckte [Louis Pasteur](#) die [Milchsäurebakterien](#) und entwickelte das Grundverständnis für die [Milchsäuregärung](#). Die großtechnische Produktion von Milchsäure begann 1881 in den USA,^[2] und 1895 machte auch [Boehringer Ingelheim](#) die Entdeckung, wie Milchsäure mit Hilfe von Bakterien in großen Mengen hergestellt werden konnte.

Eigenschaften



Joghurt und andere Sauermilchprodukte entstehen durch Milchsäuregärung.

Eine Reihe von Lebensmitteln werden direkt durch Milchsäuregärung hergestellt. Darunter fallen vor allem die [Sauermilchprodukte](#) wie Sauermilch, [Joghurt](#), [Kefir](#) und [Buttermilch](#). Diese werden durch Infektion von pasteurisierter Milch mit Starterkulturen der Milchsäurebakterien hergestellt. Weitere Produkte sind lactofermentierte Gemüse wie [Sauerkraut](#), [rote Bete](#) in einigen [Borschtsch](#)-Varianten oder [Kimchi](#) sowie [Sauerteig](#) und entsprechend Sauerteigprodukte. Auch Silagen, durch Vergärung haltbar gemachte Frischfuttermittel, basieren auf der Milchsäuregärung.^[16]

Als [Lebensmittelzusatzstoff](#) trägt Milchsäure die Bezeichnung E 270. Sie wird in der Lebensmittel- und [Genussmittelindustrie](#) vielfältig als [Säuerungsmittel](#) eingesetzt, so etwa in Backwaren, [Süßwaren](#) und vereinzelt auch in Limonaden. Durch die Änderung des pH-Wertes in den Lebensmitteln auf einen pH von etwa 4 kommt es zu einer Konservierung der Lebensmittel, da eine Besiedlung mit anderen Mikroorganismen weitgehend ausgeschlossen wird.^[16]

Bierbrauer schätzen Milchsäure beim Brauwasser als pH-senkend. Dies ist besonders der Fall bei hellen Bieren, bei denen das Malz weniger säuernde Eigenschaften hat. Hier wird oft mit Milchsäurebakterien behandeltes Sauermais eingesetzt, um dem Reinheitsgebot zu entsprechen. Auch darf die Maische und die Bierwürze mit Milchsäurebakterien direkt angereichert werden. Biologisch hergestellte Milchsäure ist also zulässig, technisch erzeugte dagegen nicht.^[17] Die Einhaltung des

Name Myristinsäure

71 ID-organisch Molare Masse in g/mol 228,38

Summenformel C14H28O2 CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 54

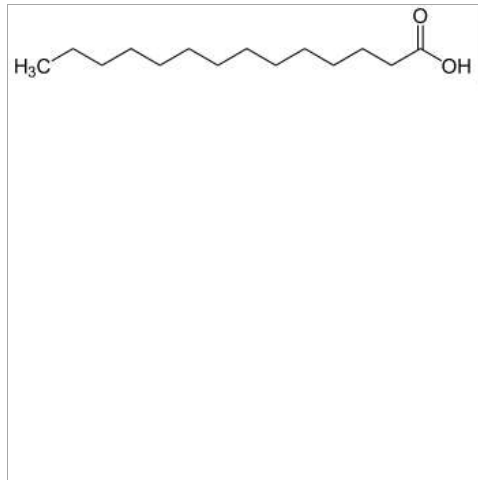
Tetradecansäure

(IUPAC)

MYRISTIC ACID (INCI)

Kurzbeschreibung

weiße Schuppen mit
charakteristischem Geruch



Siedepunkt in °C

326

Dampfdruck in hPa

0,00007

Dd-Temperatur in °C

25 Reaktionen

Löslichkeit

nahezu unlöslich in Wasser (1,07 mg·l⁻¹, 25 °C)[2]
löslich in Diethylether, Benzol, Chloroform und Ethanol

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

>10000 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)

Geschichte

Eigenschaften

Myristinsäure, auch *Tetradecansäure*, ist eine gesättigte [Fett-](#) und [Carbonsäure](#). Sie leitet sich von [Alkan n-Tetradecan](#) ab. Ihre [Salze](#) und [Ester](#) heißen **Myristate** bzw. *Tetradecanoate*.

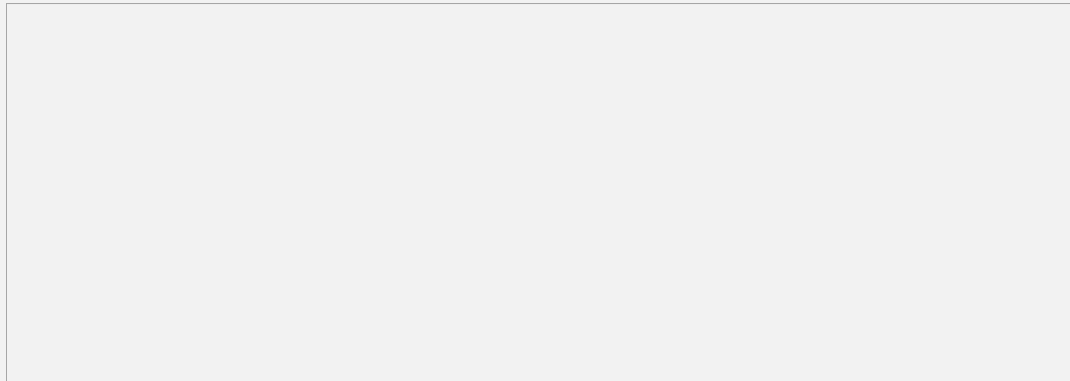
Sie ist in [Wasser](#) unlöslich, wohl aber in [Alkoholen](#), [Ether](#) und [Aceton](#). Der [Flammpunkt](#) liegt bei >160 °C

Eine wissenschaftliche Studie ergab, dass Myristinsäure verglichen mit [Ölsäure](#) und [Palmitinsäure](#) den größten Anstieg der Blutkonzentration von [Cholesterin](#) bewirkt. Dadurch wird der Cholesterinquotient verschlechtert, weil das [LDL-Cholesterin](#) um 3-4 mal so stark ansteigt, wie das [HDL-Cholesterin](#)

Vorkommen

In chemisch gebundener Form als [Triglycerid](#) (Triester des [Glycerins](#)) ist Myristinsäure in den meisten pflanzlichen und tierischen [Fetten](#) enthalten, so im [Murumurufett](#) (21–37 %), [Kokosfett](#) (18–21 %), [Palmkernöl](#) (15–17 %), [Babassuöl](#) (15–18 %), [Walöl](#) (4–10 %) und [Butterfett](#) (8–14 %).^[4] In besonders hohem Maße findet man Myristinsäureester in der [Muskatnussbutter](#), daher der Name Myristinsäure ([Muskatnuss](#), lat. *Myristica fragrans*). Als Bestandteil tierischer Fette ist sie vor allem in Milchprodukten enthalten.

Herstellung



Anwendungen

Als weitverbreitete Fettsäure wird sie zur Herstellung von [Seifen](#) und [Fettalkoholen](#) verwendet.

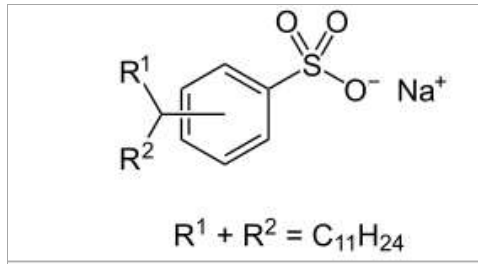
Name Natriumdodecylbenzolsulfonat

61 ID-organisch Molare Masse in g/mol 348,48

Summenformel C18H29NaO3S CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 25155-30- 300

SDBS
Dodecylbenzolsulfonsäure, Natriumsalz
SODIUM
Kurzbeschreibung
hellgelber Feststoff



Siedepunkt in °C

0

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

leicht in Wasser (250 g·l⁻¹ bei 20 °C)

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

438 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)

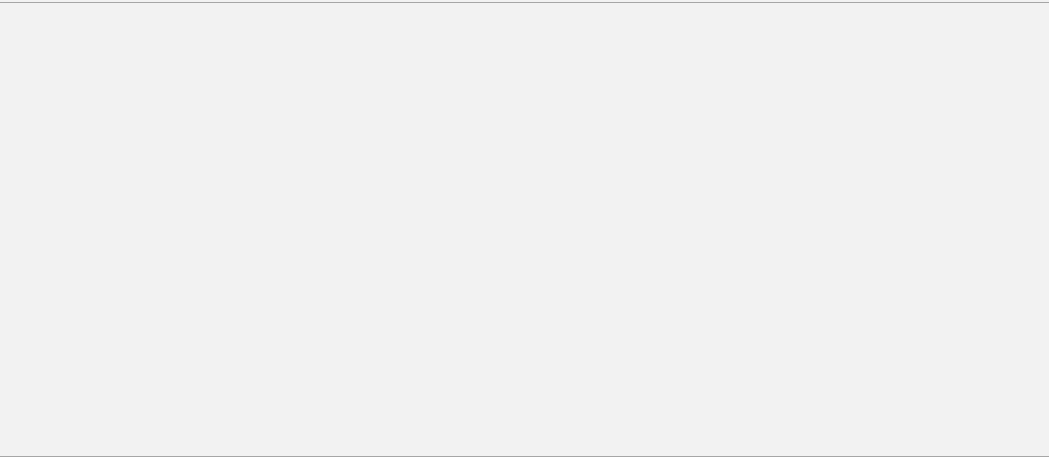
Geschichte

Eigenschaften

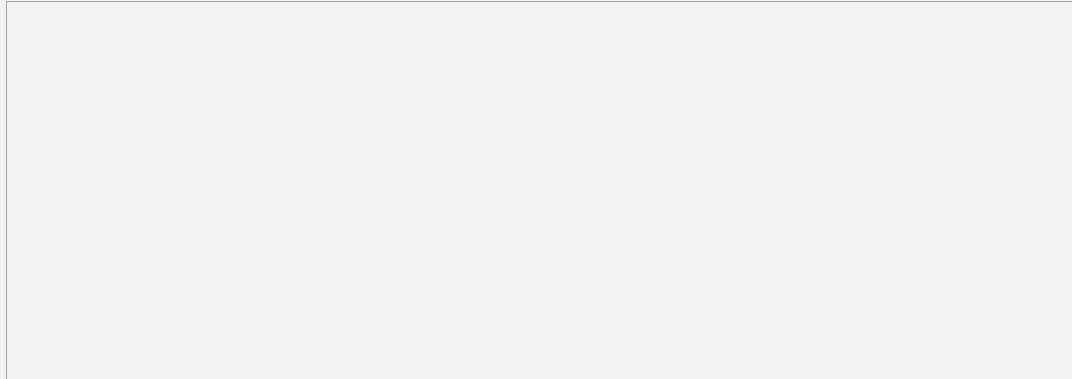
Natriumdodecylbenzolsulfonat ist in der Regel ein [Isomere](#)ngemisch und gehört zu den [Sulfonaten](#). Diese Chemikalie ist eine der wichtigsten und leistungsstärksten Komponenten in vielen [Reinigungsmitteln](#).

Natriumdodecylbenzolsulfonat ist ein brennbarer, schwer entzündbarer, hellgelber Feststoff mit charakteristischem Geruch, der leicht löslich in Wasser ist.

Vorkommen



Herstellung



Anwendungen

Viele Sulfonate werden als [Tenside](#), genauer als [anionische Tenside](#), besonders in [Reinigungsmitteln](#) wie z. B. [Waschmitteln](#) verwendet.

Name Natriumstearat

69 ID-organisch Molare Masse in g/mol 306,46

Summenformel C18H35NaO2 CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 205

SODIUM STEARATE (INCI)[1]

E 470a (Allgemeine Bezeichnung von Kurzbeschreibung

weißer Feststoff[2]

Löslichkeit

löslich in Wasser

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

Geschichte

Eigenschaften

Siedepunkt in °C

0

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Natriumstearat ist das [Natriumsalz](#) der [Stearinsäure](#) und ein Grundbestandteil vieler [Seifen](#)^[5] (z. B. [Kernseife](#)). Damit ist ihr Herstellungsprozess (Reaktion von Pflanzenölen mit Natronlauge) und indirekt die Verbindung selbst, schon seit langer Zeit bekannt.^[6] Außer zur Herstellung von Reinigungsmitteln dient es auch als [Verdickungsmittel](#)/[Emulgator](#) in Cremes, Shampoos^[7] und Lebensmitteln.^[8]

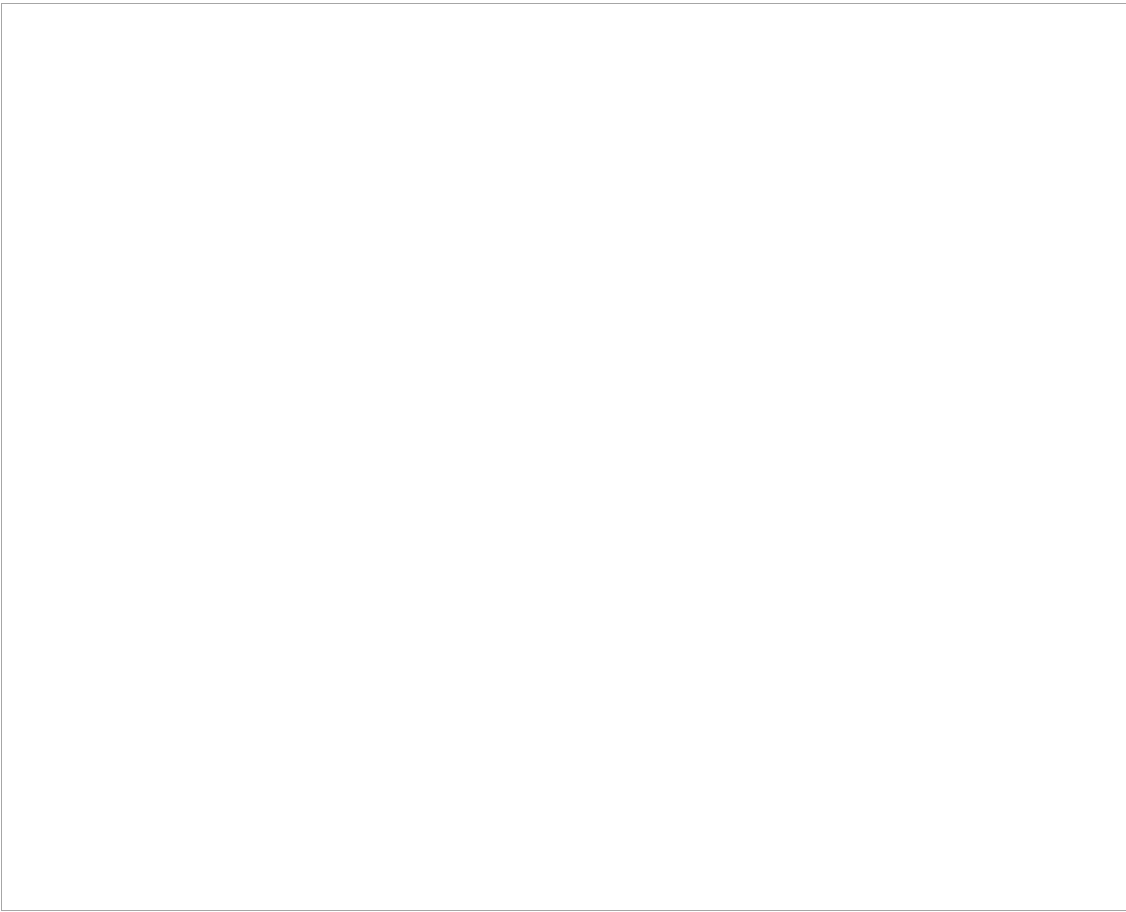
Natriumstearat ist ein brennbarer weißer Feststoff, der löslich in Wasser ist.

Vorkommen

Herstellung

Hergestellt werden kann Natriumstearat zum Beispiel durch [Verseifung](#) von [Tristearin](#) mit [Natronlauge](#) zu Natriumstearat und [Glycerin](#).

Anwendungen



Name Noradrenalin

88

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

169,18

Summenformel

C8H11NO3

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel

51-41-2

217

(R)-Noradrenalin

(L)-Arterenol

Levarterenol

(D)-2-N

Kurzbeschreibung

farblose Kristalle



Siedepunkt in °C

0

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

in Wasser, Ethanol und Diethylether praktisch unlöslich

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

0,55 mg·kg⁻¹ (LD50, Maus, i.v.)

Geschichte

Das Noradrenalin wurde 1948 von [Peter Holtz](#) entdeckt, der es zu dieser Zeit noch Norepinephrin nannte. Durch diese Entdeckung konnte wenige Zeit später die physiologische Wirkung der beiden [Nebennierenhormone](#) (Noradrenalin und [Adrenalin](#)) geklärt werden. 1949 führte M. Goldenberg das Noradrenalin zur Therapie bei schwerem Schock ein

GHS-Gefahrstoffkennzeichnung

Gefahr

H- und P-Bilder H 302 P 201, P 202, P 203

Die mit Abstand bedeutendste Funktion erfüllt Noradrenalin bei der Aufrechterhaltung der ersten wichtigsten Vitalfunktion beim Mensch: dem Herzschlag. Im Bereich des Herzmuskels und der zum Herzen gehörenden Nerven, befinden sich überwiegend adrenerge Rezeptoren, also solche, die auf die Transmitter Adrenalin und Noradrenalin ansprechen. Eine vermehrte Ausschüttung von Noradrenalin erfolgt insbesondere bei stressigen Situationen. Der Noradrenalinbedarf erhöht abhängig dem Stressgrad, die Herzschlagfrequenz, den Blutfluss im Muskelgewebe und die allgemeine Adrenergie. Zudem regt Noradrenalin noch die körpereigene Bereitstellung von Energie (Glukose) an. Damit stellt Noradrenalin in üblicherem Umfang wie Adrenalin im Zusammenhang mit der Vorbereitung auf angespannte Fight-or-Flight Situationen (Kämpfen oder Fliehen).

Zusammenfassung

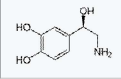
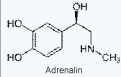
- Eine überhöhte Noradrenalin-Wirkung stellt im menschlichen Körper sowohl als Neurotransmitter und Hormon
- Die wichtigsten Funktionen von Noradrenalin basieren in der Aufrechterhaltung und Steuerung des Herzschlags
- In stressigen und lebensbedrohlichen Situationen wird eine vermehrte Ausschüttung von Noradrenalin für die physiologische Vorbereitung des Körpers auf eine Fight-or-Flight-Situation.

Eigenschaften

Noradrenalin oder **Norepinephrin** (**NE**) ist ein körpereigener **Biotenstoff**, der als **Stresshormon** und **Neurotransmitter** wirkt. Als **Körperhormon** wird die Substanz im **Nebennierenmark** gebildet; als Neurotransmitter dagegen im Nervensystem produziert (im **Locus caeruleus**).

Noradrenalin ist ein **Katecholamin** und eng mit **Adrenalin** verwandt. Durch Verengung von Blutgefäßen erhöht es den Blutdruck. Wie die Vorsilbe **hijō** anzeigt, trägt Noradrenalin im Vergleich zum Adrenalin keine **Methylgruppe** (-CH₃) an seiner **Aminogruppe**. Daher zeigen Noradrenalin und Adrenalin zum Teil physiologisch unterschiedliche Wirkungen.

Katecholamine (Vergleich)



Wirkung als Hormon [\[Bearbeiten\]](#) [|](#) [Quelltext bearbeiten](#)

Noradrenalin wird neben dem Adrenalin als Hormon in den Nebennieren produziert und ins Blut abgegeben (Funktions). Es wirkt vorwiegend an den Arterien und führt über Aktivierung von Adrenozeptoren zu einer Engstellung dieser Gefäße und damit zu einer Blutdrucksteigerung.

Wirkung als Neurotransmitter [\[Bearbeiten\]](#) [|](#) [Quelltext bearbeiten](#)

Die wichtigste Funktion von Noradrenalin ist seine Rolle als Neurotransmitter im Zentralnervensystem und dem sympathischen Nervensystem. Damit unterscheidet sich Noradrenalin vom Adrenalin, welches nur eine untergeordnete Neurotransmitterrolle besitzt.^[8]

Noradrenalin (aber kein Adrenalin) wird im peripheren Nervensystem von sympathischen Nervenfasern ausgeschüttet. Es ist eine Überträgersubstanz (Neurotransmitter) der postganglionären Synapsen des sympathischen Nervensystems und entfaltet dort weitgehend die gleiche Wirkung wie Adrenalin (aus dem Nebennierenmark). Die Eliminierung des Noradrenalins aus dem synaptischen Spalt erfolgt hauptsächlich durch Wiederaufnahme in die präsynaptische Zelle über den Transporter, kann aber auch enzymatisch inaktiviert werden. Noradrenalin-Wiederaufnahmehemmer führen zu einer Erhöhung der Noradrenalin-Konzentration und somit zu einer Erhöhung des Sympathikotonus.

Im **Locus caeruleus**, einer relativ kleinen, dunkelfarbtigen Zellgruppe in der vorderen Rautengrube, einem Teil der Brücke (Pons), wird ein Großteil des Noradrenalins des ZNS produziert. Benzodiazepine vermindern die Aktivität des Locus caeruleus und reduzieren damit den Transport von Noradrenalin zum Vorderhirn.

Vorkommen

Das als Neurotransmitter fungierende Noradrenalin wird im Locus caeruleus, einem Kern im Hirnstamm, synthetisiert. Im Gegensatz dazu wird das hormonelle Noradrenalin zum überwiegenden Teil in der Nebenniere produziert.

Herstellung

Die Biosynthese von Noradrenalin (C₈H₁₁NO₃) im menschlichen Organismus erfolgt mehrschrittig: (1) Als Ausgangsstoff dient die Aminosäure Tyrosin (C₉H₁₁NO₃), die von der Tyrosinhydroxylase zu Levodopa (C₉H₁₁NO₄) hydroxyliert wird. (2) Darauf folgend wird mittels der DOPA-Decarboxylase aus dem Levodopa ein CO₂-Molekül (Kohlenstoffdioxid) abgespalten, wodurch als Zwischenprodukt der Neurotransmitter Dopamin (C₈H₁₁NO₂) entsteht. (3) Im letzten Schritt wird aus dem Dopamin über das Enzym Dopaminhydroxylase der entscheidende Oxidationsprozess (+1 Sauerstoffatom) zum Noradrenalin katalysiert.

Anwendungen

Anwendung als

Arzneistoff [Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Noradrenalin wird als Notfall-Arzneimittel in der Intensivmedizin (bei Erwachsenen in einer Dosierung von 2–16 µg/min)^[8] verwendet. Es leistet gute Dienste bei der Behandlung von folgenden Krankheitsbildern:

- [anaphylaktischer Schock](#)
- [Hypotonie](#)
- [kardiogener Schock](#)
- [septischer Schock](#)
- [Vergiftungen mit Vasodilatation](#)

Es wird dabei [intravenös](#) meistens mittels [Spritzenpumpe](#) verabreicht. Noradrenalin soll so niedrig wie möglich dosiert werden, da es dem Herzen die Pumparbeit erschwert. Hauptzielparameter der Dosierung ist eine ausreichende Nierenausscheidung. Meist wird Noradrenalin mit einer relativ hohen Flüssigkeitsgabe kombiniert, um das intravasale Volumen aufzufüllen.

Kontraindikationen [Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Noradrenalin darf nicht oder nur sehr vorsichtig bei folgenden Zuständen angewandt werden:

- [Bluthochdruck \(arterielle Hypertonie\)](#)
- [Cor pulmonale](#)
- [Engwinkelglaukom](#)
- [Hyperthyreose](#)
- [Phäochromozytom](#)
- [schwerer Arteriosklerose mit Stenosen](#)
- [schwerer Koronarsklerose](#) oder schwerer [Herzmuskelsuffizienz](#)
- [schwerer Niereninsuffizienz](#)
- [Supraventrikuläre Tachykardie](#)
- [Tachyarrhythmie](#)
- [Vergrößerung der Prostata mit Resthambildung](#)

Handelsnamen [Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

[Monopräparate](#): Arterenol (D), sowie als Generikum (CH)

[Kombinationspräparate](#): Scandonest (CH)

Name Octadecansäure (IUPAC)

67 ID-organisch Molare Masse in g/mol 284,48

Summenformel C18H36O2 CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 57-11-4 69,2

Stearinsäure



Siedepunkt in °C

370

Kurzbeschreibung

weißer, geschmackloser Feststoff[

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

nahezu unlöslich in Wasser[3]
löslich in Laugen, heißem Ethanol, Diethylether, Chloroform,
Tetrachlormethan und Schwefelkohlenstoff[

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

>2.000 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)

Geschichte

Eigenschaften

Stearinsäure ist eine gesättigte [Carbon-](#) und [Fettsäure](#).

Ihre [Salze](#) und [Ester](#) heißen **Stearate** (systematisch auch **Octadecanoate**). Die Stearinsäure wird auch fälschlich als [Stearin](#) bezeichnet.

Stearinsäure ist eine sehr schwache [Säure](#). Wässrige Lösungen ihrer Alkalisalze reagieren stark alkalischbezeichnet.

Vorkommen

In Form von Glycerinstearat tritt die Säure in fast allen [tierischen](#) und pflanzlichen Fetten und Ölen, unter anderem in Haselnüssen und [Kakaobutter](#) (30–37 %), auf. Insbesondere ist sie in den [Triacylglycerolen](#) tierischer Fette neben der [Palmitinsäure](#) die mengenmäßig dominierende gesättigte Fettsäure: Rinder[tal](#)g (20–35 %), Hammeltalg (15–30 %), Schweine[schmalz](#) (12–18 %), [Butterfett](#) (9–13 %). Pflanzliche Lipide enthalten teilweise recht hohe Mengen, vereinzelt bis ca. 60–70 % an Stearinsäure.^{[2][13]}

Freie Stearinsäure kann aus den [Glycerinestern](#) (Glycerinstearat) durch [Fettspaltung](#) im Verlauf langer Lagerzeit in mehr oder weniger große Menge entstehen.^[14] Nach den [Leitsätzen](#) (Deutsches Lebensmittelbuch) für Speiseöle und Fette darf die [Säurezahl](#) für native und nicht raffinierte bis zu 4,0, für raffinierte bis 0,6 betragen.¹

Herstellung

Stearinsäure kann durch [Verseifung](#) aus pflanzlichen und tierischen [Ölen und Fetten](#) gewonnen werden. Fett wird zusammen mit [Natronlauge](#) gekocht und dabei in [Glycerin](#) und das [Natriumsalz](#) der [Fettsäuren](#) ([Seife](#)) [hydrolysiert](#). Diese Fettsäuresalze werden mit [Mineralsäure](#) wieder in die Fettsäuren überführt. Da Fette meistens eine Mischung verschiedener [Glycerinester](#) von Fettsäuren enthalten, müssen diese aufwendig durch [Destillation](#) getrennt werden oder werden als Mischung weiterverwendet.

Anwendungen

Stearinsäure wird in der Automobil-, Lebensmittel- und Arzneimittelindustrie als [Zusatzstoff](#) verwendet. Stearin[kerzen](#) werden aus Stearinsäure hergestellt. [Rasierschaum](#) enthält oft Stearinsäure. Das Natriumsalz [Natriumstearat](#) wird als [Reinigungsmittel](#) verwendet. Stearinsäure ist Ausgangsstoff zur Herstellung verschiedener Waschmittel.^{[2][12]} In der [EU](#) ist sie als [Lebensmittelzusatzstoff](#) (unter der Nummer *E570* als Sammelbezeichnung für Fettsäuren) ohne Höchstmengenbeschränkung (*quantum satis*) für [Lebensmittel](#) allgemein zugelassen.

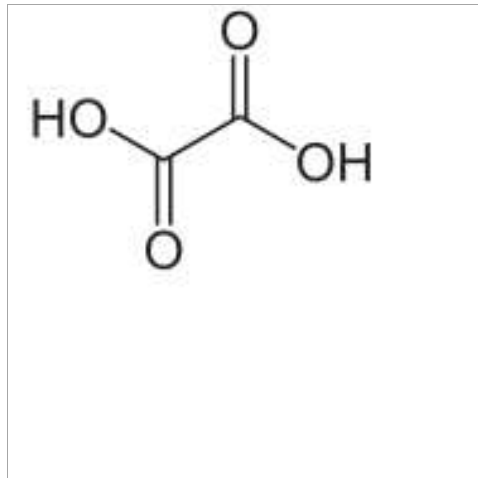
Name Oxalsäure

52 ID-organisch Molare Masse in g/mol 90,04

Summenformel C₂H₂O₄ CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 101,5

Ethandisäure, Kleesäure



Siedepunkt in °C

Kurzbeschreibung

157

farb- und geruchsneutraler, kristalliner Feststoff

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

mäßig in Wasser (90–100 g·l⁻¹ bei 20 °C)

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

1 mg·m⁻³

7500 mg·kg⁻¹ (LD₅₀, Ratte, oral)

Aggregatzustand	fest
Dichte	<ul style="list-style-type: none">1,900 g cm⁻³ (20 °C)1,890 g cm⁻³ (25 °C)1,880 g cm⁻³ (30 °C)
Schmelzpunkt	<ul style="list-style-type: none">101,5 °C (Zersetzung)103 °C (Zersetzung)105,5 °C (Zersetzung)
Sublimationspunkt	101,5 °C
pH-Wert	<ul style="list-style-type: none">pK₁ = 1,2pK₂ = 4,1
Löslichkeit	mäßig in Wasser (90–100 g l ⁻¹ bei 20 °C)
Sicherheitskennzeichen	
GHS-Gefahrkennzeichnung von Oxalsäure (25) Nr. 101-102, 103, 104, 105, 106, 107, 108, 109, 110, 111, 112, 113, 114, 115, 116, 117, 118, 119, 120, 121, 122, 123, 124, 125, 126, 127, 128, 129, 130, 131, 132, 133, 134, 135, 136, 137, 138, 139, 140, 141, 142, 143, 144, 145, 146, 147, 148, 149, 150, 151, 152, 153, 154, 155, 156, 157, 158, 159, 160, 161, 162, 163, 164, 165, 166, 167, 168, 169, 170, 171, 172, 173, 174, 175, 176, 177, 178, 179, 180, 181, 182, 183, 184, 185, 186, 187, 188, 189, 190, 191, 192, 193, 194, 195, 196, 197, 198, 199, 200, 201, 202, 203, 204, 205, 206, 207, 208, 209, 210, 211, 212, 213, 214, 215, 216, 217, 218, 219, 220, 221, 222, 223, 224, 225, 226, 227, 228, 229, 230, 231, 232, 233, 234, 235, 236, 237, 238, 239, 240, 241, 242, 243, 244, 245, 246, 247, 248, 249, 250, 251, 252, 253, 254, 255, 256, 257, 258, 259, 260, 261, 262, 263, 264, 265, 266, 267, 268, 269, 270, 271, 272, 273, 274, 275, 276, 277, 278, 279, 280, 281, 282, 283, 284, 285, 286, 287, 288, 289, 290, 291, 292, 293, 294, 295, 296, 297, 298, 299, 300, 301, 302, 303, 304, 305, 306, 307, 308, 309, 310, 311, 312, 313, 314, 315, 316, 317, 318, 319, 320, 321, 322, 323, 324, 325, 326, 327, 328, 329, 330, 331, 332, 333, 334, 335, 336, 337, 338, 339, 340, 341, 342, 343, 344, 345, 346, 347, 348, 349, 350, 351, 352, 353, 354, 355, 356, 357, 358, 359, 360, 361, 362, 363, 364, 365, 366, 367, 368, 369, 370, 371, 372, 373, 374, 375, 376, 377, 378, 379, 380, 381, 382, 383, 384, 385, 386, 387, 388, 389, 390, 391, 392, 393, 394, 395, 396, 397, 398, 399, 400, 401, 402, 403, 404, 405, 406, 407, 408, 409, 410, 411, 412, 413, 414, 415, 416, 417, 418, 419, 420, 421, 422, 423, 424, 425, 426, 427, 428, 429, 430, 431, 432, 433, 434, 435, 436, 437, 438, 439, 440, 441, 442, 443, 444, 445, 446, 447, 448, 449, 450, 451, 452, 453, 454, 455, 456, 457, 458, 459, 460, 461, 462, 463, 464, 465, 466, 467, 468, 469, 470, 471, 472, 473, 474, 475, 476, 477, 478, 479, 480, 481, 482, 483, 484, 485, 486, 487, 488, 489, 490, 491, 492, 493, 494, 495, 496, 497, 498, 499, 500, 501, 502, 503, 504, 505, 506, 507, 508, 509, 510, 511, 512, 513, 514, 515, 516, 517, 518, 519, 520, 521, 522, 523, 524, 525, 526, 527, 528, 529, 530, 531, 532, 533, 534, 535, 536, 537, 538, 539, 540, 541, 542, 543, 544, 545, 546, 547, 548, 549, 550, 551, 552, 553, 554, 555, 556, 557, 558, 559, 560, 561, 562, 563, 564, 565, 566, 567, 568, 569, 570, 571, 572, 573, 574, 575, 576, 577, 578, 579, 580, 581, 582, 583, 584, 585, 586, 587, 588, 589, 590, 591, 592, 593, 594, 595, 596, 597, 598, 599, 600, 601, 602, 603, 604, 605, 606, 607, 608, 609, 610, 611, 612, 613, 614, 615, 616, 617, 618, 619, 620, 621, 622, 623, 624, 625, 626, 627, 628, 629, 630, 631, 632, 633, 634, 635, 636, 637, 638, 639, 640, 641, 642, 643, 644, 645, 646, 647, 648, 649, 650, 651, 652, 653, 654, 655, 656, 657, 658, 659, 660, 661, 662, 663, 664, 665, 666, 667, 668, 669, 670, 671, 672, 673, 674, 675, 676, 677, 678, 679, 680, 681, 682, 683, 684, 685, 686, 687, 688, 689, 690, 691, 692, 693, 694, 695, 696, 697, 698, 699, 700, 701, 702, 703, 704, 705, 706, 707, 708, 709, 710, 711, 712, 713, 714, 715, 716, 717, 718, 719, 720, 721, 722, 723, 724, 725, 726, 727, 728, 729, 730, 731, 732, 733, 734, 735, 736, 737, 738, 739, 740, 741, 742, 743, 744, 745, 746, 747, 748, 749, 750, 751, 752, 753, 754, 755, 756, 757, 758, 759, 760, 761, 762, 763, 764, 765, 766, 767, 768, 769, 770, 771, 772, 773, 774, 775, 776, 777, 778, 779, 780, 781, 782, 783, 784, 785, 786, 787, 788, 789, 790, 791, 792, 793, 794, 795, 796, 797, 798, 799, 800, 801, 802, 803, 804, 805, 806, 807, 808, 809, 810, 811, 812, 813, 814, 815, 816, 817, 818, 819, 820, 821, 822, 823, 824, 825, 826, 827, 828, 829, 830, 831, 832, 833, 834, 835, 836, 837, 838, 839, 840, 841, 842, 843, 844, 845, 846, 847, 848, 849, 850, 851, 852, 853, 854, 855, 856, 857, 858, 859, 860, 861, 862, 863, 864, 865, 866, 867, 868, 869, 870, 871, 872, 873, 874, 875, 876, 877, 878, 879, 880, 881, 882, 883, 884, 885, 886, 887, 888, 889, 890, 891, 892, 893, 894, 895, 896, 897, 898, 899, 900, 901, 902, 903, 904, 905, 906, 907, 908, 909, 910, 911, 912, 913, 914, 915, 916, 917, 918, 919, 920, 921, 922, 923, 924, 925, 926, 927, 928, 929, 930, 931, 932, 933, 934, 935, 936, 937, 938, 939, 940, 941, 942, 943, 944, 945, 946, 947, 948, 949, 950, 951, 952, 953, 954, 955, 956, 957, 958, 959, 960, 961, 962, 963, 964, 965, 966, 967, 968, 969, 970, 971, 972, 973, 974, 975, 976, 977, 978, 979, 980, 981, 982, 983, 984, 985, 986, 987, 988, 989, 990, 991, 992, 993, 994, 995, 996, 997, 998, 999, 1000	

Geschichte

[Geschichte](#) [Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)



Waldsauerklee (*Oxalis acetosella*)

Oxalsäure wurde 1769 durch [Johann Christian Wiegleb](#) im [Sauerklee](#) (*Oxalis acetosella*, daher der Name) als Kaliumsalz entdeckt und war daher erst unter dem Namen Kleesäure bekannt. 1776 konnte sie in größeren Mengen durch [Carl Wilhelm Scheele](#) und [Torbern Olof Bergman](#) durch [Oxidation](#) von [Zucker](#) mit [Salpetersäure](#) hergestellt werden, was noch keine Synthese, sondern der Abbau eines [Naturstoffes](#) war. (Auf dieses Verfahren geht auch der historische Name Zuckersäure, womit heute [Glucuronsäure](#) bezeichnet wird, zurück.) Oxalsäure wurde dann 1824 erstmals von [Friedrich Wöhler](#) künstlich aus anorganischen Grundstoffen hergestellt (synthetisiert durch [Verseifung](#) von [Dicyan](#), (CN)₂).^[12]

Eigenschaften

Oxalsäure (systematischer Name: Ethandisäure, historisch: Kleesäure^[11] und Acidum oxalicum) ist die einfachste **Dicarbonsäure**. Ihre Salze heißen **Oxalate** (systematisch: Ethandioate). Oxalsäure ist ein **Reduktionsmittel** und kann daher quantitativ durch **Titration** mit einem **Oxidationsmittel** wie **Kaliumpermanganat** bestimmt werden, dabei entsteht **Kohlenstoffdioxid** als **Oxidationsprodukt**.

Eigenschaften [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Chemische Eigenschaften [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Oxalsäure ist durch die **Nachbarstellung** der **Carboxygruppen** eine starke **Säure**. Beim Erhitzen über 150 °C zerfällt sie unter Bildung von Kohlenstoffmonoxid, Kohlenstoffdioxid und Wasser. Die Zersetzung erfolgt in zwei Schritten über die Bildung von **Ameisensäure**:

In ähnlicher Weise zerfällt Oxalsäure in konzentrierter **Schwefelsäure** sofort zu **Kohlenstoffmonoxid**, **Kohlenstoffdioxid** und **Wasser**. Oxalsäure kristallisiert aus wässrigen Lösungen mit zwei Molekülen **Kristallwasser** zum Oxalsäure-Dihydrat $[(\text{COOH})_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}]$. Oxalsäure und ihre löslichen Salze sind **gesundheitsschädlich**.

Vorkommen

Vorkommen [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Vorkommen in Nahrungsmitteln [Ausklappen](#)

Oxalsäure und ihre Salze kommen in größeren Mengen in **Rhabarber** (180–765 mg/100 g Frischgewicht, Stiele) und anderen **Knöterichgewächsen** (*Polygonaceen*) vor wie z. B. **Alpen-Ampfer** und **Sauerampfer** (830–1770 mg/100 g^[15]), das meiste davon in den **Blattspreiten**, weshalb nur die Stiele der Rhabarberblätter nach dem Kochen zum Verzehr geeignet sind. Auch **Sternfrüchte** (*Averrhoa carambola*) enthalten viel Oxalsäure (40–1000 mg/100 g Frischsubstanz). In ähnlichen Mengen kommt Oxalsäure aber auch im namensgebenden **Sauerklee** (*Oxalis*), **Mangold** (110–940 mg/100 g Frischgewicht), **Spinat** (120–1330 mg/100 g Frischgewicht), **Petersilie** (0–185 mg/100 g Frischgewicht), **Kakao** (338–480 mg/100 g), **Schokolade** (80–200 mg/100 g) und **Roten Rüben** (17–329 mg/100 g Frischgewicht) vor. Ferner wird Oxalsäure von vielen **Pilzen** ausgeschieden; ihre Produktion wird durch alkalische Reaktion der Nährlösung gefördert.^{[16][17]}

Herstellung

Gewinnung und

Darstellung [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Heutzutage wird Oxalsäure durch rasches Erhitzen von **Natriumformiat** auf 360 °C hergestellt.

Das erhaltene **Natriumoxalat** wird mit **Calciumhydroxid** zunächst in das schwerlösliche **Calciumoxalat** überführt:

Daraus wird durch Zugabe von **Schwefelsäure** das Endprodukt Oxalsäure freigesetzt; als Nebenprodukt entsteht **Calciumsulfat**:

Die weltweite Produktion von Oxalsäure und ihren **Estern** liegt bei 140.000 Tonnen pro Jahr.

Anwendungen

Verwendung [Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Oxalsäure kann zur Entfernung von [Rostflecken](#) oder als [Bleichmittel](#) verwendet werden.

In der [Imkerei](#) wird Oxalsäure als Winterbehandlung zur Bekämpfung der [Varroamilbe](#) eingesetzt.^[18] Sie wird 3,5-%ig (berechnet für Oxalsäure-Dihydrat, die effektive Oxalsäurekonzentration beträgt 2,5 %) in einer wässrigen Zuckerlösung (50 %ige [Saccharoselösung](#)) auf die Bienen geträufelt^[19] oder dreiprozentig besprüht.^[20] Sie wird in ihrer kristallinen Form als Dihydrat auch in Tabletten- oder Pulverform in sogenannten [Verdämpfern](#) angewendet. Dabei [sublimiert](#) sie als feiner Niederschlag im Bienenstock, wo sie durch die Arbeiterinnen verteilt wird. Der Verdampfer ist eine Konstruktion aus einem mit einigen Gramm Oxalsäuredihydrat befüllten Metallbehälter, der von unten meist durch ein [Teelicht](#) befeuert wird. Zweckmäßigerweise wird der Verdampfer in eine oben auf das Bienenvolk aufgesetzte und durch engmaschiges Kunststoff- oder Metallgewebe von diesem getrennte Leierzarge im Bienenstock eingebracht. Durch die Abtrennung der Bienen können diese das Teelicht nicht durch Flügelschlag auslöschen. Diese Behandlungsform ist in Deutschland bisher nicht zugelassen.

Im [analytischen](#) Labor wird das Dihydrat der Oxalsäure als [Ursubstanz](#) für die [Manganometrie](#) verwendet. Weiterhin dient sie als Ursubstanz zur exakten Gehaltbestimmung von alkalischen [Maßlösungen](#), etwa von [Natronlauge](#). Durch die Bildung eines schwer löslichen [Calcium-Salzes](#) ist es außerdem zur [gravimetrischen Bestimmung](#) von Calcium-Ionen als [Calciumoxalat](#) von Bedeutung. Darüber hinaus wird Oxalsäure zum Messen von [Ammoniak](#) in der Außenluft verwendet, indem die Innenröhren sogenannter [Denuder](#) mit Oxalsäure beschichtet werden und das entstehende Reaktionsprodukt analysiert wird.^[21]

Im [Fichtelgebirge](#) wurde aus [Sauerklee](#) gewonnene Oxalsäure zum Bleichen von [Quarz](#) (Bergkristall) benutzt, welcher hier vorwiegend unter der Stadt [Weißenstadt](#) vorkommt.

Oxalsäure ([Kleesalz](#)) wird zum Glanzpolieren von [Marmor](#) verwendet.

In der [Holzbearbeitung](#) dient Oxalsäure als mildere [Bleiche](#) (im Vergleich zum [Wasserstoffperoxid](#)) für Holz und wird vor allem zur Entfernung von schwarzen Flecken verwendet, die durch eine Reaktion von Gerbsäuren (Inhaltsstoffe des Holzes) mit Metall entstanden, beispielsweise durch Kontakt von gerbsäurehaltigen Hölzern mit eisernen Werkzeugen.^{[22][23]}

Name Oxytocin

103 ID-organisch Molare Masse in g/mol 1007,19

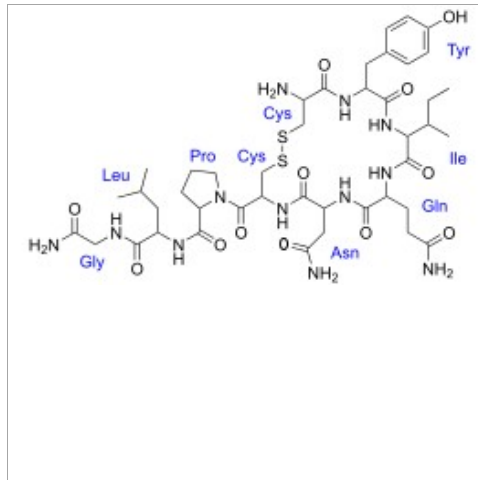
Summenformel CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel

Oxitozin, Pitocin, Pituisan, Orasthin und α-Hypophamin,

Kurzbeschreibung



0

Siedepunkt in °C

0

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

Geschichte

[Henry Dale](#) entdeckte Oxytocin 1906 in der Hypophyse. Er beschrieb die Wirkungen des Oxytocins zuerst in Verbindung mit dem Geburtsbeginn und der Geschwindigkeit der Geburt. Kurz darauf kam er zu Forschungsergebnissen, die ihm den Zusammenhang zwischen Oxytocin und der Sekretion von Muttermilch beim Stillen nahelegten. Oxytocin wurde zusammen mit [Vasopressin](#) erstmals 1953 von [Vincent du Vigneaud](#) isoliert und synthetisiert, wofür er 1955 den [Nobelpreis für Chemie](#) erhielt.^[3]

Seit den 1960ern wird Oxytocin in der [Geburtshilfe](#) zur Wehenförderung eingesetzt.^[4]

Heute ist bekannt, dass Oxytocin sowohl als [Hormon](#) als auch als [Neurotransmitter](#) wirkt. Die Bandbreite seiner Wirkung ist daher größer als ursprünglich angenommen

Oxytocin-Rezeptoren

[Oxytocin-Rezeptoren](#) (OTR) befinden sich in verschiedenen [Neuronen](#) vom [Hypothalamus](#) bis in den [Hirnstamm](#) und im [Blut](#). In der [Hypophyse](#) sind sie an der [Regulation](#) der [Laktation](#) beteiligt. In der [Hypophyse](#) sind sie an der [Regulation](#) der [Laktation](#) beteiligt. In der [Hypophyse](#) sind sie an der [Regulation](#) der [Laktation](#) beteiligt.

Physiologische Wirkungen

Oxytocin bewirkt eine [Kontraktion](#) der [Gebärmuskulatur](#) ([Myometrium](#)) und die [Zunahme](#) der [Milchsekretion](#) in der [Mammare](#). Es wirkt im [Blutkreislauf](#) als [Vasokonstriktor](#) und [Blutdruck](#) [senkend](#). Es bewirkt eine [Erweiterung](#) der [Blutgefäße](#) im [Hirnstamm](#) und [Blutdruck](#) [senkend](#). Es bewirkt eine [Erweiterung](#) der [Blutgefäße](#) im [Hirnstamm](#) und [Blutdruck](#) [senkend](#).

Darüber hinaus vermittelt es die [Mehrfachfunktion](#) der [Deutlichkeit](#) durch [Stimulation](#) der [epithelialen](#) [Zellen](#) der [Mammare](#).

Oxytocin steigert das [Blutdruck](#) und das [Blutdruck](#). Es bewirkt eine [Erweiterung](#) der [Blutgefäße](#) im [Hirnstamm](#) und [Blutdruck](#) [senkend](#).

Oxytocin steigert das [Blutdruck](#) und das [Blutdruck](#). Es bewirkt eine [Erweiterung](#) der [Blutgefäße](#) im [Hirnstamm](#) und [Blutdruck](#) [senkend](#).

Oxytocin steigert das [Blutdruck](#) und das [Blutdruck](#). Es bewirkt eine [Erweiterung](#) der [Blutgefäße](#) im [Hirnstamm](#) und [Blutdruck](#) [senkend](#).

Oxytocin steigert das [Blutdruck](#) und das [Blutdruck](#). Es bewirkt eine [Erweiterung](#) der [Blutgefäße](#) im [Hirnstamm](#) und [Blutdruck](#) [senkend](#).

Eigenschaften

Oxytocin	
Eigenschaften des menschlichen Proteins	
Mass/Länge	1007,19 Da
Primärstruktur	9 Aminosäuren
Präkursor	Oxytocin-Neurophysin-1 (106 Aminosäuren)
Bezeichner	
Gen-Namen	<i>OXT</i> ; <i>OT</i>
Externe IDs	<ul style="list-style-type: none"> OMIM: 167050 UniProt: P01178 CAS-Nummer: 50-56-6
Arzneistoffangaben	
ATC-Code	H01BB02
DrugBank	DB00107
Wirkstoffklasse	Hormon
Vorkommen	
Homologie-Familie	Oxytocin
Übergeordnetes	Wirbeltiere
Taxen	
<p>Oxytocin (auch Ocytocin, von altgriechisch ὄξυς ṓlys, deutsch ‚schnell‘, und altgriechisch ρόκος rókos, deutsch ‚Geburt‘, zu oiktos „leicht gebärend“[[][]] im Deutschen manchmal auch <i>Oxitozin</i> geschrieben), ältere Synonyme <i>Pitocin</i>, <i>Pituisan</i>, <i>Orusthin</i> und <i>α-Hypophamin</i>, ist ein im Gehirn produziertes Hormon, welches eine wichtige Bedeutung unter anderem beim Geburtsprozess einnimmt, bei dem es die Gebärmutter dazu bringt, sich zusammenzuziehen, und damit Wehen auslöst. Zudem stimuliert Oxytocin die Brustdrüsen zur Abgabe von Milch. Gleichzeitig beeinflusst es nicht nur das Verhalten zwischen Mutter und Kind sowie zwischen Geschlechtspartnern, sondern auch ganz allgemein soziale Interaktionen.</p> <p>Oxytocin ist ein Neuropeptid aus der Gruppe der Proteohormone. Es wird im Nucleus paraventricularis und zu einem geringen Teil im Nucleus supraopticus (beides Kerngebiete im Hypothalamus) gebildet. Von hier wird Oxytocin über Axone zum Hinterlappen (Neurohypophyse) der Hypophyse (deutsch: Hirnanhangdrüse) transportiert, zwischengespeichert und bei Bedarf abgegeben.</p> <p>Die Primärstruktur des humanen Peptids Oxytocin besteht aus neun Aminosäuren mit der Sequenz CYIQNCPLG.^[8] Die beiden Cystein-Reste bilden eine Disulfidbrücke. Die Struktur von Oxytocin ist sehr ähnlich dem Vasopressin, ebenfalls ein Nonapeptid (CYFQNCPRG) mit einer Disulfidbrücke, dessen Sequenz sich in zwei Aminosäuren unterscheidet. Das C-terminale Glycin liegt in seiner amidierten Form vor.</p>	

Vorkommen

Oxytocin entsteht aus dem Präkursor-Protein Oxytocin-Neurophysin (106 Aminosäuren) durch Trennung von Peptidbindungen mittels der Proprotein-Convertase 1, wobei neben dem Oxytocin und dem Neurophysin (94 Aminosäuren) ein Tripeptid entsteht. Abgebaut wird Oxytocin wie auch Vasopressin, Angiotensin III und mehrere Enkephaline durch das Enzym Leucyl-Cystinyl-Aminopeptidase.^[7]

Die Ausschüttung von Oxytocin wird durch jede Art angenehmen Hautkontakts mit veranlasst. Beim Stillen durch den Saugimpuls des Säuglings, ferner durch Wärme und Massieren. Auch die Aktivität neuronaler Netzwerke des Gehirns, v. a. des Stammhirns, regt diese Ausschüttung an. Die Vorgänge im Stammhirn haben die Aufgaben, Angst- und Fluchtverhalten zu steuern. Hier ist z. B. die Amygdala zu nennen, aber auch andere Neuronenverbände im Stammhirn, die den Herzkreislauf kontrollieren. Das Oxytocin spielt so eine wichtige Rolle bei der Stressregulierung.^[9]

Der Oxytocin-Spiegel ist unter MDMA-Einfluss erhöht, womit die verstärkte Wahrnehmung positiver Emotionen in anderen Menschen im MDMA-Rausch erklärbar ist.^[21]

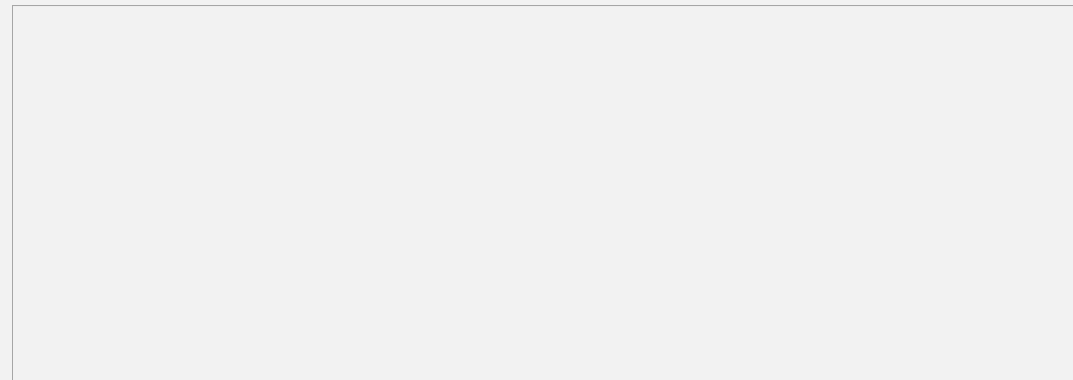
Zur Bestimmung des Oxytocinspiegels ist vor allem die Analyse aus Blutplasma üblich; allgemeiner kann Oxytocin im Blut, Speichel, Liquor oder Urin nachgewiesen werden.^[21] Beispielsweise ist der Verlauf des Oxytocinspiegels bei der Interaktion mit Neugeborenen noninvasiv im mütterlichen Speichel nachgewiesen worden.^[22]

Oxytocin ist ein positiver allosterischer Modulator an μ-Opioidrezeptoren (MOR), verstärkt also die Wirkung orthosterischer MOR-Agonisten. Erhöht wird dabei deren Efficacy (E_{max}), nicht ihre Affinität.^[23]

Oxytocin-Rezeptoren

Oxytocin-Rezeptoren (OXTR) befinden sich in verschiedenen Körpergewebearten, unter anderem in den Myoepithelzellen der Milchdrüsen, den Geweben der Geschlechtsorgane, der Nieren, des Herzens, des Thymus, der Bauchspeicheldrüse und in Fettsellen.^[24] Es ist nur eine OXTR-Isoform bekannt, da der Rezeptor jedoch G-Protein-gekoppelt ist, können zelluläre Effekte sehr unterschiedlich sein.^[13] Im präfrontalen Cortex beispielsweise, führt die Gabe von Oxytocin zu spontanen, rhythmischen Aktionspotentialen in Interneuronen.^[13]

Herstellung



Anwendungen

Verhaltenssteuerung

Neben diesen physiologischen Wirkungen nimmt Oxytocin auch Einfluss auf das [Verhalten](#).

Bei Tieren

Bei der [Milchkuh](#) muss zur Entleerung des Euters durch das [Saugen](#) des Kalbs oder durch andere Reize, auf welche die Kuh konditioniert ist, das in ihrer [Hirnanhangdrüse](#) gespeicherte Oxytocin freigesetzt werden. Das Oxytocin bewirkt für fünf bis acht Minuten das Einschießen der Milch in die Milchzisterne des Euters, von wo sie durch die Melkmaschine abgesaugt oder beim Melken von Hand durch die Finger ausgepresst werden kann.^[22]

Untersuchungen bei monogamen [Präriewühlmäusen](#) (*Microtus ochrogaster*) lassen vermuten, dass Oxytocin auch bei der Paarbindung eine Rolle spielt.^[23] Im Gegensatz zu [polygamen Bergwühlmäusen](#) zeigen Präriewühlmäuse eine ausgeprägte, langzeitige und paarweise Partnerbindung. Verschiedene Untersuchungen fanden eine kritische Rolle von Oxytocin bei der Ausprägung dieser Partnerpräferenz: Injizierte man Präriewühlmäusen einen Oxytocin-Antagonisten, so verhielten sich diese im Partnerverhalten ähnlich den polygamen Bergwühlmäusen und zeigten keine längerzeitigen sozialen Bindungen mehr. Die Untersuchungen ergaben, dass Oxytocin notwendig und hinreichend zur Ausprägung der Partnerpräferenz ist.

Interessanterweise scheint es jedoch nicht die Menge an endogen ausgeschüttetem Oxytocin an sich zu sein, welche das soziale Bindungsverhalten beeinflusst, sondern die spezifische Ausbildung von Oxytocin-Rezeptoren im Gehirn. So unterscheiden sich die Rezeptorverteilungen im Gehirn von Prärie- und Bergwühlmäusen in charakteristischer Weise. Zudem zeigen Präriewühlmäuse ähnliche Rezeptorverteilungen wie eine andere monogame Spezies ([Wiesewühlmäuse](#)). Weibliche Bergwühlmäuse, die nur in der Zeit unmittelbar nach der Geburt des Nachwuchses ein längerzeitiges Bindungsverhalten zu ihren Nachkommen zeigen, weisen exakt in dieser Zeit eine Veränderung in ihrer Oxytocinrezeptorverteilung auf.

Name Palmitoleinsäure

72

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

254,41

Summenformel

C16H30O2

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

373-49-9

Trivialname

Strukturformel

1

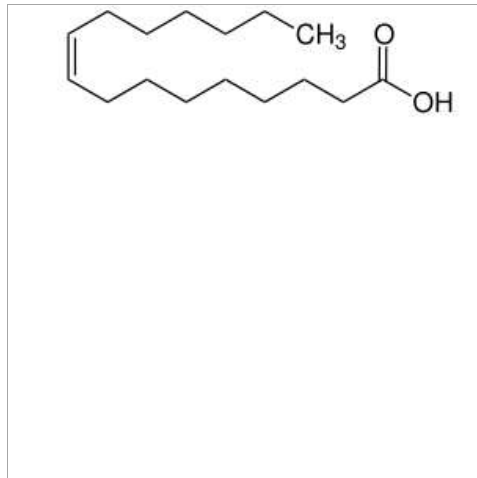
cis-9-Hexadecensäure

(9Z)-Hexadecensäure

(9Z)-Hexadec-9-
ensäure (HIDAC)

Kurzbeschreibung

farblose Flüssigkeit



Siedepunkt in °C

210

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

schwer löslich in Wasser

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

Geschichte

Sie wurde erstmals 1854 von [Gotthard Hofstädter](#) im [Walrat](#) gefunden und unter dem Namen *Physetölsäure* bekannt.^[4] Der heutige Name wurde 1927 vorgeschlagen, fast gleichzeitig wurde entdeckt, dass die *Zoomarinsäure* identisch ist.

Eigenschaften

Palmitoleinsäure (chemisch: **cis-Hexadec-9-ensäure**) ist eine einfach [ungesättigte Fettsäure](#) mit 16 Kohlenstoffatomen. Die [Doppelbindung](#) befindet sich zwischen C₉ und C₁₀ bzw. vom Ende der Kohlenstoffkette aus gesehen am siebten Kohlenstoffatom, es handelt sich somit um eine [Omega-7-Fettsäure](#). Die Monoensäure zählt zu den *nicht-essentiellen* Fettsäuren.

In pflanzlichen Quellen finden sich eine Reihe von Isomeren der Palmitoleinsäure. Die *cis*-Isomere (4Z)-, (5Z)-, (7Z)- (Hypogäsure), (8Z)-, (10Z)-, (11Z)-Hexadecensäure, und die *trans* (3E)-Hexadecensäure.^[19]

Sie kommt in natürlichen Quellen auch als *trans*-Stereoisomer, also der [Palmitelaidinsäure](#) (E)-9-Hexadecensäure, vor z. B. in Milchprodukten.^{[20][21][22][23]}

Im menschlichen [Talg](#) (Sebum) kommt zu über 20 % das spezielle Regioisomer, die [Sapiensäure](#) (C16:1-delta-6c) vor, die hier durch eine Delta 6-[Desaturase](#) der [Palmitinsäure](#) entste

Vorkommen

Palmitoleinsäure kommt in Pflanzenfetten häufig vor, meistens in geringeren Mengen bis ca. 10 %^[19] in größeren Mengen kommt sie (chemisch gebunden an [Glycerin](#)) als [Glycerid](#) in tierischen Geweben wie [Doppelfett](#) von Vögeln, Naget- und einigen Säugetieren sowie Reptilien und [Amphibien](#), in [Fisch-](#) und [Seeperlen](#) sowie [Walrat](#) und in [Säugetier-Läusen](#) vor.^[19] Auch in [Muttermilch](#) wurde sie nachgewiesen.^[19]



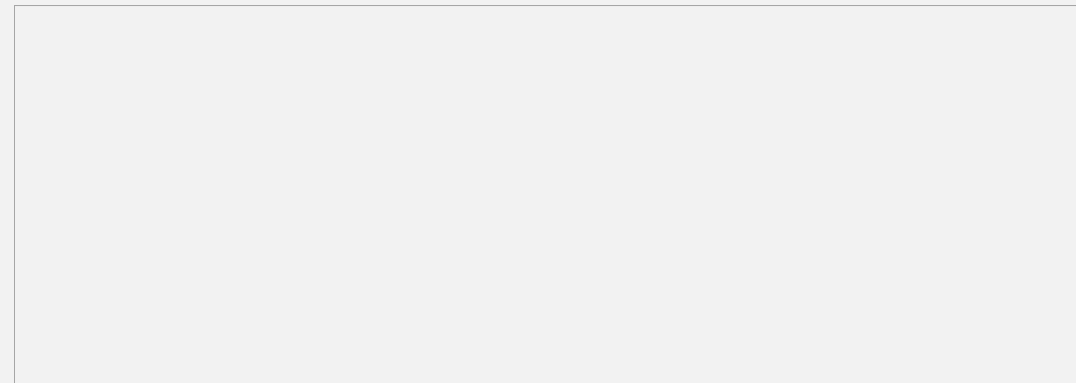
Sanddorn (Hippophae rhamnoides)

In [pflanzlichen Fetten](#) und [Ölen](#) kommen Palmitoleinsäure-haltige Triacylglyceride in hoher Konzentration im [Sanddornöl](#) von bis über 32 % der Fettsäureester,^[19] im [Moringaöl](#) und im [Bachmandel](#) der [Chinesischen Sanddorn](#) zu ca. 20 % der Fettsäureester vor.^[19] Sie werden darum als Ersatz für [Luzernöl](#) verwendet, das etwa 17–20 % enthält. Sie kommt weiter in verschiedenen [Algenölen](#) und im Samenöl der Schakalbeere [Diospyros mesquifolia](#) im Fruchtfleisch der [Zuckermelone](#) (Cucumis melo), der [Tropen](#) (Cordia alliodora) und der [Kaki](#) (Diospyros kaki) in größeren Mengen vor.^[19] Ebenfalls in erhöhter Konzentration kommt sie in den Fettsäuren von [Bäckereihefe](#) vor.^[19]

Die Palmitoleinsäure ist ebenfalls in der Fraktion der freien Fettsäuren des [Stratum Corneum](#) (die äußerste Schicht der [Epidermis](#)) zu knapp 4 % enthalten,^[19] weshalb sie in kosmetischen Anwendungen und der Lederpflege begehrt ist.^[19] Sie ist ein [Lipid](#) mit hormonartiger Wirkung. Bezeichnung für Palmitoleinsäure als ein von Fettgewebe freigesetztes Lipid mit hypothetischer Hormon-Wirkung.^[19]

Die Biosynthese geschieht ausgehend von der [Palmitinsäure](#) durch deren Desaturierung, also die Umwandlung von gesättigten in ungesättigte Verbindungen, mittels des Enzyms Delta-9-[Desaturase](#) (SCD).^[19] Sie entsteht auch durch β -Oxidation aus der [Vaccensäure](#), der umgekehrte Fall, die [Elongase](#) der Vaccensäure ergibt wieder die Palmitoleinsäure

Herstellung



Anwendungen



Name p-Cymol

111

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

134,22

Summenformel

C₁₀H₁₄

CAS-Numm

99-87-6

Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel

-68

4-Isopropyltoluol

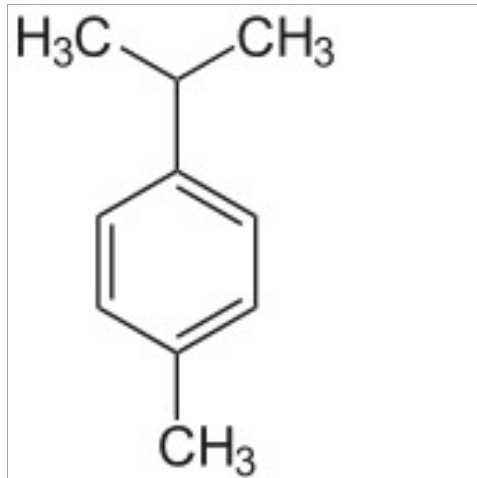
p-Isopropyltoluol

Dolcymen

Camphogen

Kurzbeschreibung

farblose Flüssigkeit mit
aromatischem Geruch



Löslichkeit

praktisch unlöslich in Wasser (34 mg·l⁻¹ bei 25 °C)[

Siedepunkt in °C

177

Dampfdruck in hPa

1,45

Dd-Temperatur in °C

20 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

4750 mg·kg⁻¹ (LD₅₀, Ratte, oral)

Geschichte

p-Cymol (para-Cymol), auch als **Dolcymen** oder **Camphogen** bezeichnet, ist ein [aromatischer Kohlenwasserstoff](#), genauer ein [Alkylbenzol](#), und gehört zu den monocyclischen [Monoterpenen](#). Es ist eine farblose, entzündliche Flüssigkeit mit charakteristischem Geruch. Zusammen mit seinen beiden Isomeren gehört es zur Gruppe der [Cymole](#) und ferner zu den [C₄-Benzolen](#).

Der [Siedepunkt](#) der Flüssigkeit liegt bei 47 °C^[1], die [Zersetzung](#) bei 419 °C^[2]. In Luftvolumenanteilen von 3,7 bis 5,6% bildet es explosive Gemische^[3]. Ein MAK-Wert ist für p-Cymol nicht festgelegt.^[4]

Bei Inhalation führt p-Cymol zu Schwindel, Schläfrigkeit und Erbrechen. Die Haut reizt es und reizt Haut und Augen. Bei Verschlucken führt die Flüssigkeit zu Durchfall, Kopfschmerzen, Übelkeit, Bewusstlosigkeit, Erbrechen und Schläfrigkeit.

Sicherheitshinweise

GHS-Gefahrstoffkennzeichnung nach Verordnung (EG) Nr. 1272/2008 (CLP)^[5] ggf. erweitert^[6]

Gefahr

H- und H-Sätze

Umweltgefährlich (H410) 4750 mg kg⁻¹ (LD₅₀, Ratte, oral)^[7]

Soweit möglich und gebührend, werden [Gefahren](#) angegeben. Wenn nicht anders vermerkt, gelten die angegebenen Daten bei [Standardbedingungen](#) (Drucktemperatur: 101,325 kPa, 25 °C).

Eigenschaften

Molare Masse 134,22 g·mol⁻¹

Aggregatzustand flüssig^[2]

Dichte 0,86 g·cm⁻³ (20 °C)^[2]

Schmelzpunkt -68 °C^[2]

Siedepunkt 177 °C^[2]

- 1,45 hPa (20 °C)^[2]
- 2,79 hPa (30 °C)^[2]
- 5,12 hPa (40 °C)^[2]
- 8,99 hPa (50 °C)^[2]

Dampfdruck

Löslichkeit praktisch unlöslich in Wasser (34 mg·l⁻¹ bei 25 °C)^[2]

Brechungsindex 1,4907 (20 °C)^[3]

Vorkommen

p-Cymol hat keine nachgewiesene biologische Aufgabe, dennoch kommt es in vielen Pflanzen wie **Wermutkraut**,^[4] **Stematis**,^[5] **Bay**,^[6] verschiedenen **Miszen** (**Mentha spicata**, **Mentha sylvestris**, **Mentha arvensis** var. **pirocraera**),^[7] **Kampfer** (**Cinnamomum camphora**),^[8] **Wacholder** (**Juniperus communis**)^[9] und **Bonduren** vor. Die wichtigsten Pflanzen sind **Koriander** (**Coriandrum sativum**), bis zu 6700 ppm im Saatkorn, **Blauholzbaum** (**Elettaria cardamomum**) (**Chenopodium amaranthoides**: 730 bis 8000 ppm in der Pflanze), **Blauholz** (**Prunus avicula**: 6000 bis 7500 ppm in den Blättern) und **Sommer-Bohnenkraut** (**Nasturtium officinale**: 500 bis 6000 ppm in der Pflanze).



Wermutkraut



Stematis



Bay

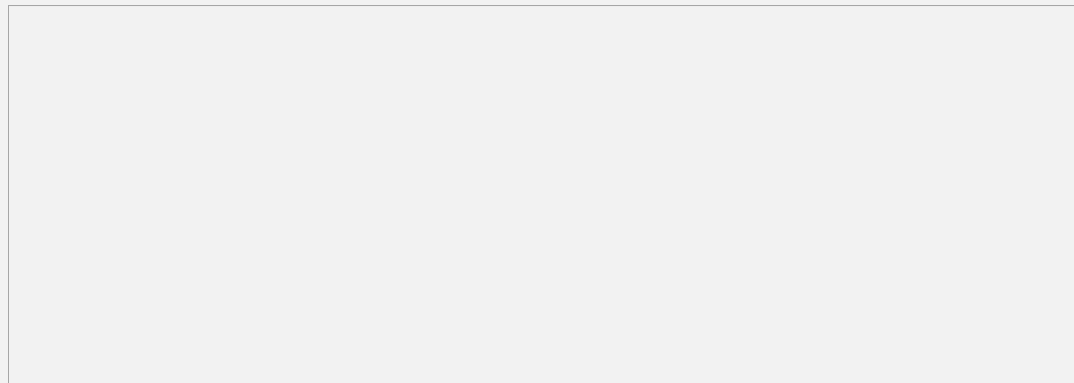


Sommer-Bohnenkraut



Mexikanischer Dill

Herstellung



Anwendungen

p-Cymol ist ein gängiger Ligand für Rutheniumkomplexe. Die Ausgangsverbindung ist $[(\eta^6\text{-Cymol})\text{RuCl}_2]_2$. Dieser [Halbsandwichkomplex](#) wird durch die Reaktion von [Ruthenium\(III\)-chlorid](#) mit dem Terpen [\$\alpha\$ -Phellandren](#) hergestellt. Der Osmium-Komplex ist auch bekannt

Name Pektin

125

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

0

Summenformel

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel

0

Galakturonylkette

Siedepunkt in °C

Kurzbeschreibung

0

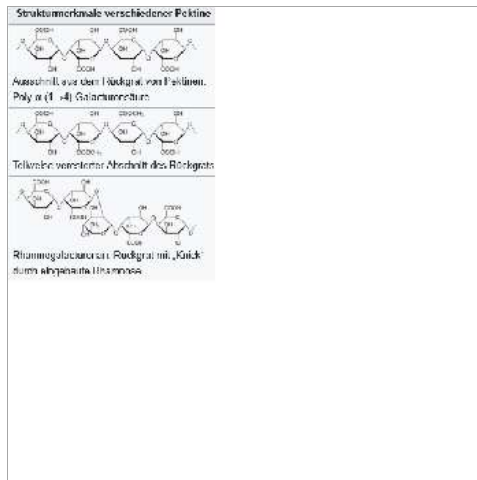
Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit



Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

Geschichte

Pektin wurde zuerst 1790 von dem französischen Chemiker und Apotheker [Louis-Nicolas Vauquelin](#) in Fruchtsäften entdeckt. Seinen Namen erhielt es jedoch erst 1824, als der französische Botaniker und Chemiker [Henri Braconnot](#) die Forschungen fortsetzte und die gallertbildende Substanz Pektinsäure nannte. Einhundert Jahre später vermutete dann [K. Smolenski](#) als erster, dass Pektin aus [polymerer](#) Galakturonsäure bestehen könnte. 1930 wurde dann von Meyer und Mark die Kettenform des Pektinmoleküls erkannt und 1937 von Schneider und Bock eine Formel für Pektin aufgestellt. Erst zu Beginn des 20. Jahrhunderts erkannte man die praktischen Verwendungsmöglichkeiten von Pektinen, die durch ihr gutes Geliervermögen für die Herstellung von Nahrungsmitteln genutzt werden können.^[8]

Das Produkt [Opekta](#) war seit 1928 die wohl bekannteste Marke für pektinhaltige Geliermittel. Sämtliche Produkte mit dem Namen Opekta sind seit Mitte der 1990er Jahre vom Markt verschwunden.

Pektinmoleküle sind [geladene](#) und [hydrophil](#) und [lösen](#) wegen ihrer hohen [Gelöslichkeit](#) nur schwer in Wasser zu lösen auf. Besonders aber kann man relativ große Mengen Pektin in nur wenig warmem Wasser lösen. Die Ursache dieses Phänomens sind die freien [Carboxylat](#)-Gruppen der Galacturonid-Residuen. In wässriger Lösung [geladen](#) die Säuregruppen. Dadurch entstehen [geladene](#) [Ionen](#), die mehr oder weniger gleichmäßig über die Makromoleküle verteilt sind. Die positive Ladung sorgt dafür, dass sich die Makromoleküle [abstoßen](#) abstoßen. Weiterhin bilden sich um diese Ladungsträger [Hydrathüllen](#), die zusätzlich verhindern, dass sich die Moleküle [einander](#) anziehen. Auf diese Weise [halten](#) Pektine in [Lösung](#), [weil](#) wegen der Gruppe der [Carboxylat](#), [abstoßen](#) werden.

Durch [Gelöslichkeit](#) muss die Barriere aus elektrischer Neutralität und Hydrathüllen überwunden werden. Dazu gibt es zwei Mechanismen:

Gelierung mit mehrwertigen Kationen

Die mehrwertigen Kationen sind durch zwei oder mehr anionische Carboxylat-Gruppen in einem [Zwitterion](#) gebunden. Sie [binden](#) sich an Gel, [ausbilden](#), in dem mehrwertigen Kationen die Pektinmoleküle in einem dreidimensionalen Netzwerk [zusammenhalten](#). Die Gelierung erfolgt dabei nach dem [Ionenpaar](#)-[Mechanismus](#).

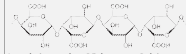
Gelierung mit Zucker und Säure

Die Säure überführt viele der anionischen Säurereste in Säuregruppen, wodurch die elektrostatische Abstoßung zwischen den Pektinresten [sinkt](#). Große Mengen Zucker [lösen](#) ihnen wasseranziehenden Effekt, d. h., sie [binden](#) auch Wasser aus den größten Hydrathüllen der Pektine. Dadurch können sich die Pektinmoleküle [nahe](#) [einander](#) unter Einwirkung des Zuckers, [besonders](#) [einfachen](#) und [bilden](#) ein durch [Hydrophobe](#) [Wechselwirkungen](#) [verbunden](#), [dreidimensionales](#) Netzwerk aus.

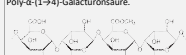
Eigenschaften

Die Substanzklasse der Pektine tritt in einer Vielzahl von Strukturen auf. Allen gemein ist, dass es sich hierbei um Polysaccharide handelt, deren Hauptbestandteil (zu mind. 65 Gewichts-%) die **D-Galacturonsäure** (pkf-Wert 2,9) als **Monomer** ist. Diese Galacturonsäure-Monomere sind über α -1,4-, meist auch zu einem geringen Anteil über β -1,4-glycosidische Bindungen miteinander verbunden und bilden so das Rückgrat des Pektinmoleküls.

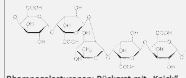
Strukturmerkmale verschiedener Pektine



Ausschnitt aus dem Rückgrat von Pektinen:
Poly- α -(1-4)-Galacturonsäure.



Teilweise veresterter Abschnitt des Rückgrats



Rhamnogalacturonan: Rückgrat mit „Knick“ durch eingebaute Rhamnose

Dieses lineare Rückgrat wird periodisch durch 1,2-Bindungen mit α -L-Rhamnose unterbrochen. Daher ist die systematische Bezeichnung für Pektin **Rhamno-Galacturonsäure**. Der Einbau von Rhamnose-Einheiten führt dazu, dass es in der formal geradlinigen Polygalacturonsäurekette zu Störungen kommt: die Ketten werden „geknicke“t. Die Rhamnose-Bausteine in natürlichen Pektinen wiederum tragen oligomere Seitenketten aus den Zuckern **Arabinose**, **Galactose** oder **Xylose**. Diese Neutralzuckerseitenketten können wiederum in Arabinane, Galactane und Arabinogalactan-I sowie Arabinogalactan-II, welches mit Proteinen verknüpft ist, allerdings oft auch zu den Hemicellulosen gezählt wird, unterteilt werden. Die Seitenketten liegen meist zwischen einer und 50 Zuckereinheiten. Bei der industriellen Gewinnung der Pektine gehen diese Seitenketten zum Großteil, jedoch insbesondere die säurelabile Arabinofuranose verloren. Die Verzweigungen in der Kette durch L-Rhamnose und ihre Seitenketten treten nicht regelmäßig auf, sondern häufen sich in den sogenannten *hoiry regions*. Im Gegensatz dazu heißen die linearen Teile der Kette *smooth regions*.

Neben den Verzweigungen der Hauptkette finden sich weitere Merkmale des Pektinmakromoleküls. Die Hydroxygruppen am C2- oder C3-Atom der

Vorkommen

Pektine kommen in allen höheren Landpflanzen vor. Hier findet man Pektine in allen festeren Bestandteilen, beispielsweise den **Stängeln**, **Blättern** usw. Die Pektine sind in den **Lebensmitteln** und pflanzlichen **Extrakten** enthalten und übernehmen dort eine festigende und wasserregulierende Funktion. Die Pektinzusammensetzung ist nicht nur von Pflanze zu Pflanze unterschiedlich, sondern hängt ebenso vom Typ und Alter des Pflanzengewebes ab. Besonders pektinreich sind Pflanzenanteile mit relativ zähem/harten Bestandteilen, z. B. Citrusfrüchte oder Fruchtstände von Sonnenblumen. Pektinarm hingegen sind weiche Früchte, z. B. Erdbeeren.



Die Schalen von Zitrusfrüchten sind eine natürliche Pektin-Quelle.



Aus Äpfeln lässt sich Äpfelpektin gewinnen.

Gehalt an Pektinen in Früchten und Gemüse (bezogen auf Frischgewicht):

- **Hagebutte** ca. 15 % (in der **Ärztzeitschrift**)
- **Apfel** 1–1,5 %
 - **Äpfelweine** ca. 15 %
- **Quark** 0,5 %¹¹
- **Orange** 0,5–3,5 %
 - **Citruschalen** (aus Orangen und Zitronen) ca. 30 %
- **Ackerbohne** 1 %
- **Kirsche** 0,4 %
- **Möhre** 1,4 %

Bei der Extraktion von Pektinen aus den pflanzlichen Geweben werden diese chemisch verändert. Darum werden die nativen pflanzlichen Pektine **Protopektine** genannt, um sie von den veränderten Pektinen abzugrenzen

Herstellung

Weltweit werden etwa 60.000 Tonnen¹¹ Pektin pro Jahr produziert. Die Gewinnung von Pektin erfolgt aus pflanzlichen **Extrakten** mit hohem Pektin Gehalt, beispielsweise **Äpfeln**, **Citrus** oder **Lebensmitteln**. Durch die verschiedenen Ausgangsmaterialien und die je nach Hersteller variierenden Gewinnungsmethoden und Modifikationen entstehen verschiedene Pektintypen mit unterschiedlichen Eigenschaften. Trotz dieser großen Variationsbreite kann man ein Grundschema der Extraktion und Modifikation formulieren:

1. Extraktion aller wasserlöslichen Substanzen aus den Rohstoffen mit heissem Wasser;
2. Trennung der Pektine von den übrigen wasserlöslichen Substanzen durch **Fällung** mit **Ethanol**, **Methanol** oder **Isopropanol**;
3. Mehrmaliges Zentrifugieren/Filtrieren und Waschen;
4. Modifikation mit **Säure** zur Senkung des Veresterungsgrads oder mit **Neutralen** zur Bildung amidierter Pektine;
5. Nochmaliges Filtrieren, Waschen und Trocknen liefert ein weißes bis gelbliches Pektinpulver;
6. Durch Zusatzstoffe wird das Pektin seinem Einsatzbereich angepasst (z. B. **Stabilisator** zur Standardisierung, **Salze** Substanzen zur Regulation des pH-Werts und der Calciumverfügbarkeit).

Anwendungen

Aufgrund ihrer Fähigkeit, [Gele](#) zu bilden, sind Pektine in der [Lebensmittelindustrie](#), der [Pharmaindustrie](#) oder für [Kosmetika](#) ein unverzichtbarer Bestandteil vieler Produkte, bei denen aus den verschiedenen Gründen [Geliermittel](#), [Verdickungsmittel](#) und/oder [Stabilisierungsmittel](#) eingesetzt werden.^[9] In der [Nahrungsmittelindustrie](#) und teils auch im Haushalt wird Pektin zur Herstellung von [Gelees](#), [Konfitüren](#) und [Marmeladen](#), [Süßwaren](#), Backwaren, zur Getränke stabilisation und in Milcherzeugnissen verwendet. Pektine können ebenso wie [Agar-Agar](#), [Carrageen](#) oder [Alginsäure](#) als rein pflanzliches Ersatzmittel von [Gelatine](#) dienen.

Niedrig methylierte Pektine finden Anwendung in der [Joghurt](#)-Produktion und bei der [Pasteurisierung](#) von Sauer Milchprodukten, wo die [Koagulation](#) des [Caseins](#) durch die Anwesenheit von Pektin unterbunden wird.

Sie sind in der [EU](#) als [Lebensmittelzusatzstoff](#) der Nummer *E 440* ohne numerische Höchst mengenbeschränkung ([quantum satis](#)) für fast alle Lebensmittel zugelassen. Nicht als Lebensmittelzusatzstoffe in diesem Sinne gelten danach jedoch Erzeugnisse, die Pektin enthalten und aus getrockneten Rückständen ausgepresster Äpfel oder aus getrockneten Schalen von Zitrusfrüchten oder aus einer Mischung daraus durch Behandlung mit verdünnter Säure und anschließender teilweiser Neutralisierung mit Natrium- oder Kaliumsalzen gewonnen wurden („flüssiges Pektin“).^[10]

Ihre Eigenschaften als Verdickungsmittel, [Schutzkolloide](#) und Stabilisatoren werden auch in der Pharma- und Kosmetikindustrie genutzt, um die [Viskosität](#) und Stabilität von [Emulsionen](#) und [Suspensionen](#) zu erhöhen und verschiedene [Gele](#), [Cremes](#) und [Pasten](#) zu erzeugen. In Kosmetikartikeln wird es in der Liste der Inhaltsstoffe unter PECTIN (INC)^[11] aufgeführt.

Name Phenol

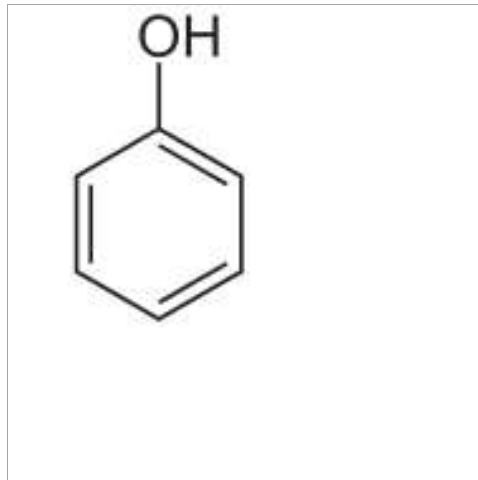
9 ID-organisch Molare Masse in g/mol 94,11

Summenformel C6H6O CAS-Numm 108-95-2 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 41

Karbonsäure, Karbol, Benzenol, Hydroxybenzol

Kurzbeschreibung farblose nadelförmige Kristalle mit durchdringendem Geruch



Siedepunkt in °C

182

Dampfdruck in hPa

0,2

Dd-Temperatur in °C

20 Reaktionen

Löslichkeit

mäßig in Wasser (84 g-l-1 bei 20 °C)

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

Schweiz: 5 ml·m-3, 19 mg·m-3 140-1400 mg·kg-1 (LDLo, Mensch, oral)

Geschichte

Sicherheitshinweise (GHS) (Quelle: beilstein)

Phenol wird verschärft als akut systemisch sehr toxisch bei tierischer Dosisleistung... (Detailed safety text regarding toxicity and handling instructions)

Die Toxizität wird auf mehrere Mechanismen des Phenols zurückgeführt... (Text explaining the toxicological mechanisms of phenol)

Historische Beschreibung (Quelle: beilstein) (Detailed historical description of phenol)

Geschichte Bearbeiten | Quelltext bearbeiten

Phenol wurde im Jahr 1834 vom Chemiker Friedlieb Ferdinand Runge bei der Destillation von Steinkohlenteer entdeckt; er bezeichnete die Substanz als „Carbolsäure“.

Joseph Lister setzte es 1865 – in fünfprozentiger Lösung – als Antiseptikum bei der Wunddesinfektion ein; damals war die Carbolsäure nahezu das einzig verfügbare Mittel gegen Wundinfektionen.

Phenol wird zusammen mit Formaldehyd zur Herstellung der Phenoplast-Kunstharze verwendet.

Während des Holocausts ermordeten SS-Arzte KZ-Häftlinge u. a. durch intrakardiale Phenolinjektionen.

Eigenschaften

Eigenschaften[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]



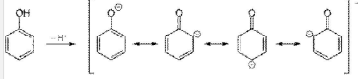
Phenol

Physikalische Eigenschaften[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Reines Phenol bildet bei Zimmertemperatur farblose Kristallnadeln, jedoch ist das kommerziell erhältliche Produkt i. d. R. durch geringe, aber intensiv gefärbte Verunreinigungen rosa bis rotlich-braun gefärbt.^[1] Der Schmelzpunkt liegt bei 41 °C und der Siedepunkt bei 182 °C. Es besitzt einen charakteristischen, aromatischen Geruch. Wegen der hydrophilen OH-Gruppe ist Phenol hygroskopisch. In Phenol löst sich begrenzt viel Wasser. Bei etwa 6 % Wasser ist das Gemisch bei 20 °C flüssig.^[1] Phenol löst sich nur mäßig in Wasser. Zwischen den Lösungen mit hohem und niedrigem Phenolanteil besteht eine Mischungslücke.^[1] Mit Wasser verflüssigtes Phenol wurde im medizinischen Bereich als Phenolum-Ipekafernum bezeichnet.^[1]

Chemische Eigenschaften[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Die Hydroxygruppe des Phenols reagiert im Vergleich zu Alkoholen stärker sauer; daher ist Phenol eine schwache organische Säure. Die Ursache ist die Mesomeriestabilisierung der korrespondierenden Base des Phenolions. Die negative Ladung kann in den Ring delokalisiert werden.



Im Gegensatz zu Alkoholen gehen Phenole nur bei hohen Temperaturen und Anwesenheit spezieller Katalysatoren nukleophile Substitutionsreaktionen unter Ersatz der Hydroxygruppe durch andere Nucleophile ein.^[1] Die Hydroxy-Funktion zeigt, besonders im deprotonierten Zustand, einen ausgeprägten +M-Effekt. Dagegen zeigt sie einen -I-Effekt. Da dieser aber deutlich kleiner ist als der +M-Effekt, wird Phenol sehr leicht elektrophil angegriffen. Der Angriff erfolgt bevorzugt in ortho- und para-Position zur Hydroxygruppe. Wegen des elektronenschiebenden Charakters der Hydroxygruppe ist Phenol etwa tausendmal reaktiver als Benzol. Die Bevorzugung des ortho- bzw. para-Angriffs von Elektrophilen lässt sich einerseits durch Betrachtung der Grenzstrukturen des Phenolat-Anions verstehen. Die negative Ladung wird in den aromatischen Ring auf die ortho- und para-Positionen delokalisiert. Da Elektrophile bevorzugt elektronenreiche Positionen angreifen, kommt es zu der beobachteten Regioselektivität. Andererseits ist der bei der Substitution als Zwischenstufe entstehende σ -Komplex (Carbeniumion) in ortho- und para-Position mesomeriestabilisierter als in meta-Position, da mehr energetischere Grenzstrukturen möglich sind und die Delokalisierung der Elektronen somit ausgeprägter ist. Die Substitution in para-Position ist zusätzlich bevorzugt, da dort nicht zu sterischen Wechselwirkungen des angreifenden Elektrophils mit den freien Elektronenpaaren des Sauerstoffs kommt.

Vorkommen

Herstellung

Gewinnung und

Darstellung[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Phenole sind nicht durch elektrophile aromatische Substitution darstellbar, da ein entsprechende Sauerstoff-Elektrophil nicht zugänglich ist.

Industrielle Herstellung[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Im industriellen Maßstab wird die Grundchemikalie Phenol durch das Cumolhydroperoxid-Verfahren, auch als Phenoloxoneer- oder Hock-Proc-Verfahren bekannt, hergestellt:



Benzol und Propen werden zunächst durch eine Friedel-Crafts-Alkylierung in Cumol (Isopropylbenzol) (Cumol) überföhrt. Cumol wird durch Lithiumaluminiumhydrid (LiAlH₄) zu Cumol- α -Hydroperoxid (Cumol- α -Hydroperoxid) oxidiert, welches durch saure Aufarbeitung unter Umlagerung zu Phenol und Aceton zerfällt.^[1] Das geschaltete Erzeugnis dieser leicht trennbare, wertvolle Produkte stellt dieses Verfahren besonders vorteilhaft dar.

Herstellung aus nachwachsenden Rohstoffen[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Actual wird es Möglichkeiten gebracht, Phenol aus nachwachsenden Rohstoffen (aus Cellulose) aus Lignin herzustellen.^[1] Dazu eignen sich vornehmlich Pyrolyseprodukte mit enolisierender Protonenlieferant.^[1] Allerdings wird geschätzt, dass es noch 10 bis 20 Jahre dauert, bis eine solche Phenolproduktion kommerzialisiert wird.^[1]

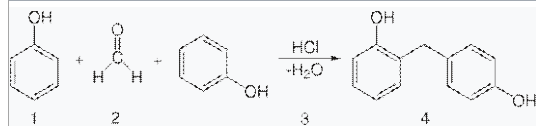
Herstellung im Labor[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Im Labormaßstab werden Phenole auch durch Versetzen von Diazotiumsalzen, welche durch die Diazotierung von aromatischen Amineverbindungen – hier von Anilin – mit Seleniger Säure in der Kälte entstehen, hergestellt.

Anwendungen

Verwendung [Bearbeiten](#) | [Quelltext](#)

[bearbeiten](#)



[Phenoplaste](#) sind [Polykondensate](#) aus Phenolen

und [Formaldehyd](#). Sie sind die ersten, synthetisch

hergestellten Kunststoffe und wurden ursprünglich unter

dem Namen [Bakelit](#) vertrieben. Phenol (1) reagiert mit

Formaldehyd (2) und einem weiteren Phenolmolekül zum

Dimer (4); als saurer Katalysator wird

hier [Chlorwasserstoff](#) (3) eingesetzt, Wasser wird frei (3).

Das Dimer wird mit weiterem Phenol und Formaldehyd zum

Kunststoff umgesetzt.

Phenol wird hauptsächlich als Ausgangsstoff zur Herstellung von [Kunststoffen](#) verwendet. Dabei spielt die Herstellung von [Phenoplasten](#) die wichtigste Rolle.

Phenol wird auch zu [Caprolactam](#) umgesetzt, einem

Stoff zur Herstellung von [Polyamiden](#). Die Umsetzung

zu [Bisphenol A](#) liefert einen wichtigen Ausgangsstoff

zur Herstellung von [Epoxidharzen](#).

Aus Phenol wird das

Arzneimittel [Acetylsalicylsäure](#) hergestellt. In der

Mikroskopie wird Phenol zur Konservierung und

zur [Gram-Färbung](#) verwendet.

Name Phenoxyethanol

56 ID-organisch Molare Masse in g/mol 138,16

Summenformel C8H10O2 CAS-Numm 122-99-6 Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel

14

2-Phenoxyethanol

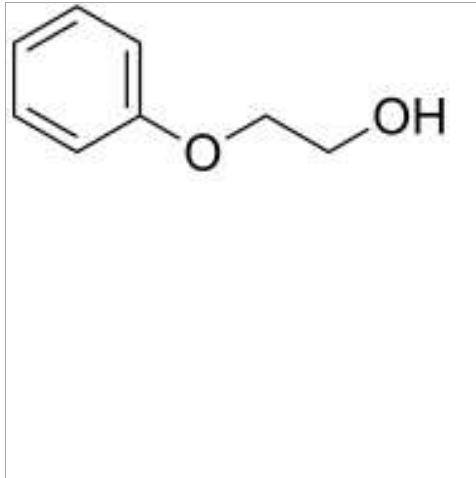
(IUPAC)

Phenylcellosolve

Phenylalcol

Kurzbeschreibung

ölige Flüssigkeit mit schwachem aromatischem Geruch und brennendem Geschmack



Siedepunkt in °C

242

Dampfdruck in hPa

0,04

Dd-Temperatur in °C

20 Reaktionen

Löslichkeit

wenig in Wasser (24 g·l⁻¹ bei 20 °C)

Reichungen: 1,54 (20 °C)

Sicherheitshinweise [Bearbeiten](#) [Quelltext](#)

Phenoxyethanol kann als Mischung mit Methylchloroform (Mischung vom Typ 4 (Allergisches Kontaktexzem)) auslösen. GHS 05 ist die in MSDS/MSDS bezeichnete Mischung mit 4 % Anteil an allen Abgaben ein häufiges Kontaktallergen. Mit Phenoxyethanol hat einen Flammpunkt von 121 °C und bildet erst bei höheren Temperaturen explosive Dampf-Luft-Gemische mit der Reaktion mit Sauerstoff kann Phenoxyethanol Peroxide bilden. H

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

20 ml·m⁻³ bzw. 110 mg·m⁻³ 1260 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)

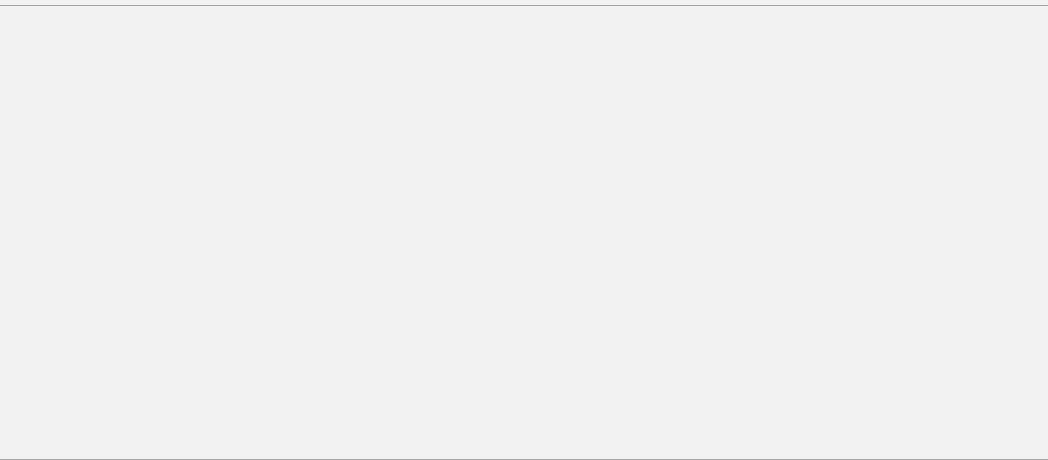
Geschichte

Eigenschaften

2-Phenoxyethanol (Phenylglycol) ist eine [organische Verbindung](#). Es ist ein [Ether](#) des [Phenols](#) mit [Ethylenglycol](#) mit der [Summenformel](#) $C_8H_{10}O_2$.

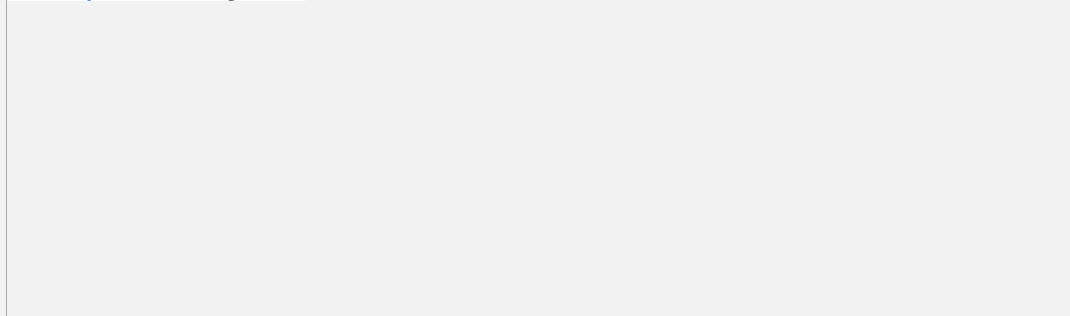
Phenoxyethanol ist bei Raumtemperatur eine farblose, viskose Flüssigkeit mit schwach aromatischem, rosenartigem^[6] Geruch, welche wenig löslich in Wasser ist.^[2] Die [Dampfdruckfunktion](#) ergibt sich nach [Antoine](#) entsprechend $\log_{10}(P) = A - (B/(T+C))$ (P in bar, T in K) mit $A = 5,13710$, $B = 2379,346$ und $C = -54,424$ im Temperaturbereich von 351 K bis 518 K

Vorkommen



Herstellung

Phenoxyethanol wird durch Reaktion von Phenol mit [Ethylenoxid](#) hergestellt



Anwendungen

Phenoxyethanol wirkt [bakterizid](#) und wird in [dermatologischen](#) Produkten, wie z. B. Hautcreme, als Konservierungsstoff verwendet, wofür die deutsche [Kosmetik-Verordnung](#) eine Konzentration bis 1 % gestattet.^[6]

Phenoxyethanol wird als Ersatz für [Natriumazid](#) in biologischen [Pufferlösungen](#) verwendet, da es weniger giftig ist und nicht mit [Kupfer](#) oder [Blei](#) reagiert. Es findet Verwendung als [Narkotikum](#) für Fische, das heißt, es kann je nach Dosierung zum Beruhigen, Betäuben oder Einschläfern von Fischen verwendet werden. Auch als Konservierungsstoff für Impfstoffe in der Pharmaindustrie wird es verwendet und ist in den meisten [Feuchttüchern](#) für Babys^[8] sowie in Gleitmitteln enthalten. Phenoxyethanol wird darüber hinaus als Lösungsmittel in Tinten, Kugelschreiberpasten, Druckpasten und Stempelfarben, als [Fixativ](#) für Parfüms und Seifen sowie zur Herstellung von Weichmachern und Luftverbesserern verwendet.^[2]

Verwendungsbeschränkungen[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

In dem Südseestaat [Palau](#) ist Phenoxyethanol in [Sonnenschutzmitteln](#) zum Schutz der [Korallenriffe](#) seit Januar 2020 verboten.^[9] Das Verbot beruht auf den Ergebnissen einer 2017 veröffentlichten Studie^[10] zur Verschmutzung der Unterwasserwelt am [Jellyfish Lake](#).

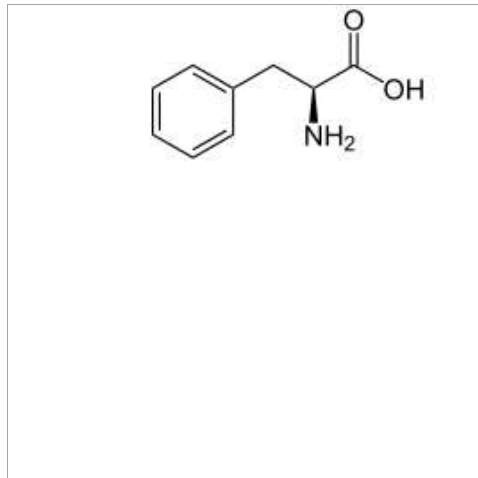
Name Phenylalanin

36 ID-organisch Molare Masse in g/mol 165,19

Summenformel C9H11NO2 CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 63-91-2 283

2-Amino-3-phenylpropansäure,
Phe
(Dreibuchstabencode)
Kurzbeschreibung



farblose Blättchen oder
Nadeln

Siedepunkt in °C

284

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

schlecht in Wasser (27 g·l⁻¹ bei 20 °C),[3] Methanol und Ethanol

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

Geschichte

L-(-)-Phenylalanin konnte zuerst im Jahr 1879 aus [Leguminosen](#) isoliert werden und wurde 1882 erstmals synthetisch dargestellt. Im Jahr 1961 konnten [Heinrich Matthaei](#) und [Marshall Warren Nirenberg](#) mithilfe des [Poly-U-Experiments](#) als erste [genetische Codierungseinheit](#) diejenige der Aminosäure Phenylalanin identifizieren; das zugeordnete [Basentriplett](#) ist UUU.

Eigenschaften

Phenylalanin liegt überwiegend als „inneres Salz“ bzw. [Zwitterion](#) vor, dessen Bildung dadurch zu erklären ist, dass das [Proton](#) der [Carboxygruppe](#) zum einsamen Elektronenpaar des Stickstoffatoms der [Aminogruppe](#) wandert.

Im elektrischen Feld wandert das Zwitterion nicht, da es als Ganzes ungeladen ist. Genaugenommen ist dies am isoelektrischen Punkt (bei einem bestimmten pH-Wert) der Fall, bei dem das Phenylalanin auch seine geringste Löslichkeit in Wasser besitzt. Der isoelektrische Punkt von Phenylalanin liegt bei 5,48.^[8]

Freies L-Phenylalanin hat einen bitteren [Geschmack](#), wobei der Erkennungsschwellenwert bei 5 bis 7 [mmol/L](#) liegt. Dagegen schmeckt freies D-Phenylalanin süß, der Erkennungsschwellenwert liegt bei 1 bis 3 mmol/L.

Vorkommen

Phenylalanin ist Bestandteil von [Proteinen](#) und [Peptiden](#). Da es sich um eine für den menschlichen Organismus [essentielle Aminosäure](#) handelt, muss sie in ausreichender Menge mit der Nahrung aufgenommen werden. Die folgenden Beispiele für den Gehalt an proteinogen gebundenem Phenylalanin beziehen sich jeweils auf 100 g des Lebensmittels, zusätzlich ist der prozentuale Anteil am Gesamtprotein angegeben.^[9]

Lebensmittel	Gesamtprotein	Phenylalanin	Anteil
Erbsen, getrocknet	24,55 g	1132 mg	4,6 %
Hähnchenbrustfilet, roh	21,23 g	857 mg	4,0 %
Hühnerei	12,57 g	680 mg	5,4 %
Kuhmilch, 3,7 % Fett	3,28 g	158 mg	4,8 %
Kürbiskerne	30,23 g	1733 mg	5,7 %
Lachs, roh	20,42 g	845 mg	4,1 %
Mais-Vollkornmehl	6,93 g	340 mg	4,9 %
Reis, ungeschält	7,94 g	410 mg	5,2 %
Schweinefleisch, roh	20,95 g	881 mg	4,2 %
Sojabohnen, getrocknet	36,49 g	2122 mg	5,8 %
Walnüsse	15,23 g	711 mg	4,7 %
Weizen-Vollkornmehl	13,70 g	646 mg	4,7 %

Alle diese Nahrungsmittel enthalten praktisch ausschließlich chemisch gebundenes L-Phenylalanin als Proteinbestandteil, jedoch kein freies L-Phenylalanin.

Der auf manchen Lebensmittelverpackungen aufgedruckte Hinweis „enthält eine Phenylalaninquelle“ bezieht sich auf das Vorhandensein des Süßstoffes [Aspartam](#), aus dem während des Verdauungsvorganges Phenylalanin freigesetzt wird.^[10] Bedeutsam ist das für Menschen, die aufgrund der Stoffwechselerkrankung [Phenylketonurie](#) (PKU) eine phenylalaninarme Diät einhalten müssen.

Herstellung

L(-)-Phenylalanin wird, wie andere Aminosäuren auch, im industriellen Maßstab und in beträchtlichen Mengen hergestellt. Dies geschieht meist über [Totalsynthese](#), das heißt ohne [biotechnologische](#) Hilfsmittel.

Auf biologischem Weg wird das L-Phenylalanin in Pflanzen über die Zwischenstufe der [Shikimisäure](#) gebildet.

Anwendungen

Phenylalanin ist für den Menschen eine [essentielle Aminosäure](#), wird also nicht vom Körper synthetisiert, sondern muss mit der Nahrung in ausreichender Menge aufgenommen werden. Da Phenylalanin dem Organismus zur Produktion der ebenfalls proteinogenen Aminosäure [Tyrosin](#) dient, ist der Bedarf an Phenylalanin vom Tyrosingehalt der Nahrung abhängig. In normaler proteinhaltiger Nahrung sind beide Aminosäuren in gewissen Anteilen enthalten. Zumindest für gesunde Erwachsene ist es aber möglich, den gesamten Tyrosinbedarf auch über die Synthese aus Phenylalanin zu decken. Je nach Messmethode schwanken die in der Literatur angegebenen Werte für den durchschnittlichen Phenylalaninbedarf von gesunden Erwachsenen bei völliger Abwesenheit von Tyrosin in der Nahrung zwischen 38 und 52 mg pro Kilogramm Körpergewicht und Tag. Ist dagegen Tyrosin im Überschuss vorhanden, werden im Durchschnitt nur rund 9 mg Phenylalanin pro Kilogramm Körpergewicht und Tag benötigt. Bei einem Verhältnis von Phenylalanin zu Tyrosin von 60:40 erfolgt die Verwertung der beiden Aminosäuren optimal. Mitunter wird darauf basierend ein zusammengefasster Bedarf angegeben. In dieser Weise ist auch die 1985 von der [FAO/WHO/UNU](#) herausgegebene Empfehlung von 14 mg pro Kilogramm Körpergewicht und Tag zu verstehen. Industrielle

Verwendung[[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]

Der künstliche [Süßstoff Aspartam](#) ist ein L-Aspartyl-L-phenylalanylmethylester, also der Methylester eines Dipeptides aus L-[Asparaginsäure](#) und L-Phenylalanin. Der Arzneistoff [Nateglinid](#) wird aus D-Phenylalanin hergestellt.^{[10][11]} Zur Synthese des Arzneistoffes [Alacepril](#) wird L-Phenylalanin als Edukt eingesetzt.^[12] In der stereoselektiven Synthese sind (S)- oder (R)-Phenylalanin und deren Derivate als Edukte und [enantioselektive](#) Katalysatoren von Bedeutung

Name Phthalsäure

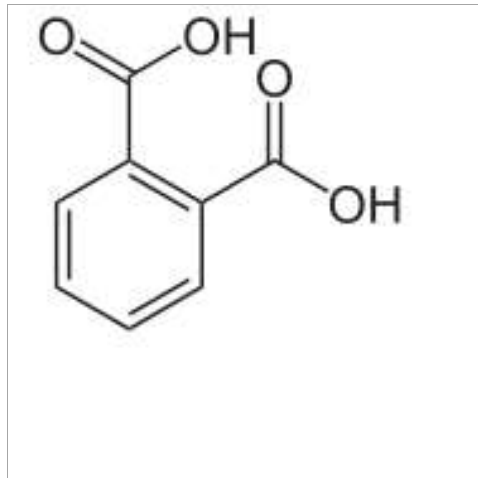
81 ID-organisch Molare Masse in g/mol 166,13

Summenformel C8H6O4 CAS-Numm 88-99-3 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 191

ortho-Phthalsäure
o-Phthalsäure
1,2-
Benzoldicarbonsäure

Kurzbeschreibung
monokline, farblose Tafeln,
Nadeln oder Schuppen



Siedepunkt in °C

191

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

schlecht in kaltem Wasser (1,4 g·l⁻¹ bei 25 °C)[2]
löslich in heißem Wasser und Ethanol

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

Schweiz: 5 mg·m⁻³ 7900 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)

Geschichte

o-Phthalsäure wurde 1836 von [Auguste Laurent](#) bei der Oxidation von 1,2,3,4-Tetrachlor-1,2,3,4-tetrahydronaphthalin mit Salpetersäure entdeckt^[6], trägt also ihren Namen nach diesem Kohlenwasserstoff.

Eigenschaften

Phthalsäure [['fta:l...](#)] ist eine Chemikalie, die in der Chemie zu den [Carbonsäuren](#), genauer den [Dicarbonsäuren](#), zählt. Üblicherweise wird mit Phthalsäure die *ortho*-Phthalsäure bezeichnet, die neben der [Terephthalsäure](#) die größte technische Bedeutung hat. Der mengenmäßig größte Teil der Phthalsäuren wird zur Herstellung von Kunstharzen oder Kunstfasern verwendet. Die [Salze](#) und [Ester](#) der Phthalsäuren werden [Phthalate](#) genannt.

Phthalsäure umfasst als Begriff die Gruppe der drei [stellungsisomeren Benzoldicarbonsäuren](#), die sich durch die Anordnung der beiden Carbonsäuregruppen unterscheiden. Im Einzelnen sind dies:

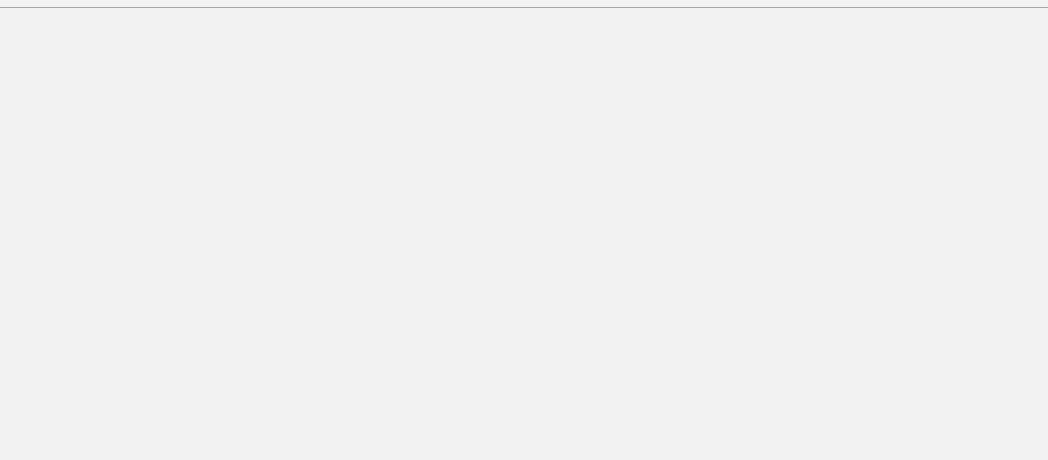
- 1,2-Benzoldicarbonsäure ([ortho](#)-Phthalsäure, *o*-Phthalsäure)
- 1,3-Benzoldicarbonsäure ([Isophthalsäure](#), *m*-Phthalsäure)
- 1,4-Benzoldicarbonsäure ([Terephthalsäure](#), *p*-Phthalsäure)

o-Phthalsäure ist ein farbloser, kristalliner Feststoff. In Wasser ist die Säure in geringem Maße löslich.

Sie [kristallisiert](#) im [monoklinen Kristallsystem](#) in der [Raumgruppe](#) C2/c (Raumgruppen-Nr. 15) mit den [Gitterparametern](#) $a = 500 \text{ pm}$, $b = 1420 \text{ pm}$, $c = 960 \text{ pm}$ und $\beta = 93,5^\circ$. In der [Elementarzelle](#) befinden sich vier [Formeleinheiten](#).^[9]



Vorkommen



Herstellung

o-Phthalsäure wurde lange Zeit nur durch Oxidation von [Naphthalin](#) mit [Oleum](#) nach einem von [Eugen Sapper](#) entwickelten Verfahren hergestellt; heute allerdings wird bei weitem überwiegend [o-Xylol](#) als Rohstoff verwendet. Ebenso wird Isophthalsäure aus [m-Xylol](#) und Terephthalsäure aus [p-Xylol](#) hergestellt.

Anwendungen

Verwendung [\[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]

o-Phthalsäure ist Rohstoff für die Herstellung von Polyesterharzen. Dabei wird die Phthalsäure oder meist deren [Anhydrid](#) mit [mehrwertigen Alkoholen](#), z. B. [Glycerin](#), verestert. Durch Verkochung von mehrfach ungesättigten Pflanzenölen wie [Leinöl](#) mit Phthalsäure und mehrwertigen Alkoholen werden *Alkydharze* durch Umesterung hergestellt. Phthalsäure ist auch Ausgangsstoff zur Darstellung vieler [Farbstoffe](#), [Farbpigmente](#) oder [Weichmacher](#). Einige der als Weichmacher eingesetzten Phthalsäureester sind als gesundheitsgefährdend umstritten ([Endokrine Disruptoren](#)). Über die Zwischenstufe [Phthalsäuredinitril](#) oder [Phthalsäureanhydrid](#) können die thermisch sehr beständigen [Phthalocyanine](#) hergestellt werden. Aus dem Phthalsäureanhydrid gelangt man durch [Friedel-Crafts-Acylierung](#) von Benzol zu [Anthrachinon](#), aus dem [Küpenfarbstoffe](#) hergestellt werden können.

Name Prolin

37

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

115,13

Summenformel

C₅H₉NO₂

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel

609-36-9

220

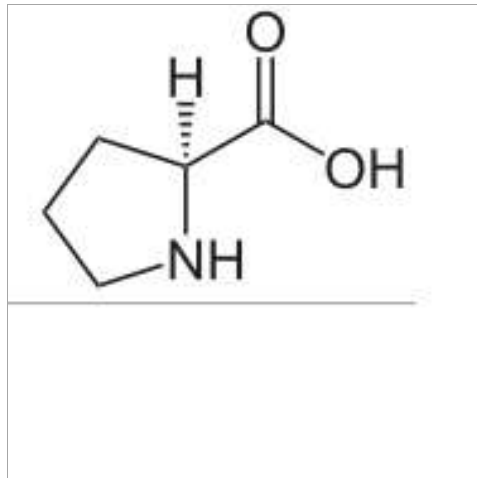
Azolidin-2-carbonsäure,
Pro

(Dreibuchstabencode)

D (Einbuchstabencode)

Kurzbeschreibung

farbloser Feststoff mit
aminartigem Geruch



Siedepunkt in °C

221

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

sehr gut in Wasser (1500 g·l⁻¹ bei 20 °C)

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

Geschichte

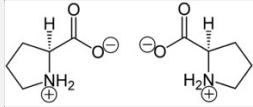
Der Name Prolin stammt von [Emil Fischer](#) und leitet sich vom [Pyrrolidin](#) ab.

Eigenschaften

In den Proteinen kommt, neben anderen Aminosäuren, ausschließlich L-Prolin [Synonym: (S)-Prolin] [peptidisch](#) gebunden vor. [Enantiomer](#) dazu ist das [spiegelbildliche](#) D-Prolin [Synonym: (R)-Prolin]. Racemisches DL-Prolin [Synonyme: (RS)-Prolin bzw. (±)-Prolin] hat nur geringe Bedeutung.

Wenn in diesem Text oder in der wissenschaftlichen Literatur „Prolin“ ohne weiteren Namenszusatz ([Präfix](#)) erwähnt wird, ist L-Prolin gemeint.

Prolin liegt überwiegend als „inneres Salz“ bzw. [Zwitterion](#) vor, dessen Bildung dadurch zu erklären ist, dass das [Proton](#) der [Carboxygruppe](#) an das einsame Elektronenpaar des Stickstoffatoms der [Aminogruppe](#) wandert. Die [Zersetzungstemperatur](#) liegt bei >185 °C.^[1]



Zwitterionen von L-Prolin (links) bzw. D-Prolin (rechts)

Im elektrischen Feld wandert das Zwitterion nicht, da es als Ganzes ungeladen ist. Genau genommen ist dies am isoelektrischen Punkt (einem bestimmten pH-Wert) der Fall, bei dem das Prolin auch seine geringste Löslichkeit in Wasser hat.

Dadurch, dass das Stickstoffatom des Prolins in der Peptidgruppe nicht mit einem H-Atom verbunden ist, kann keine Wasserstoffbrückenbindung ausgebildet werden. An solchen Stellen einer Polypeptidkette tritt eine Störung der Sekundärstruktur (Knick oder Krümmung) auf.^[2]

Weitere Eigenschaften:

- [Seitenkette](#): [hydrophob](#)
- [Isoelektrischer Punkt](#): pH = 6,30^[3]
- [Van-der-Waals-Volumen](#): 90 Å³ ^[3]
- [Lipidlöslichkeit](#): LogP = -1,6

Vorkommen

Innerhalb von Proteinen kommt es sowohl in *cis*- als auch in *trans*-gebundener [Konfiguration](#) vor. L-Prolin hat erheblichen Einfluss auf die [Faltung](#) von Proteinen, da es wie Glycin aufgrund der häufig vorkommenden *cis*-Peptidbindung [α-Helices](#) und [β-Faltblätter](#) unterbrechen kann. Es kann auch eigene Motive bilden, die häufig als Signalsequenz für andere Proteine wirken.

Herstellung

L-Prolin wird biochemisch aus L-[Glutamat](#) hergestellt. Hierfür werden insgesamt ein Molekül [ATP](#) sowie zwei Moleküle Reduktionsäquivalente in Form von [NADPH](#) benötigt.

L-Prolin ist die Vorstufe des L-[Hydroxyprolins](#), das unter Beteiligung des [Vitamins C](#) nach Einbau in [Kollagen](#) entsteht und dessen mechanischen Eigenschaften bestimmt (Mangelerkrankung: [Skorbut](#)). Katalysiert durch eine [Hydroxylase](#) werden Prolylreste, je nach ihrer Position im [Protein](#), entweder am β- oder am γ-Atom des Tetrahydropyrolringes modifiziert.

Anwendungen

Funktionen [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

L-Prolin wird im menschlichen Körper z. B. für die Bildung von [Kollagen](#), dem [Protein](#), aus dem [Bindegewebe](#) und Knochen bestehen, benötigt. Ferner wird es als „Helixbrecher“ bezeichnet und findet sich oft am Übergang einer [Alpha-Helix](#) zu einer anderen [Sekundärstruktur](#) (häufig [Random Coil](#)) wieder. Prolin ist nämlich die einzige Aminosäure, deren Peptidbindung kein Wasserstoffatom aufweist. Folglich kann es sich nicht an der Bindung von Wasserstoffbrückenbindungen beteiligen. L-Prolin wird in der [Ökotoxikologie](#) als [Biomarker](#) verwendet, z. B. für [Trockenstress](#), [Salzstress](#), da es von Pflanzen vermehrt produziert wird, wenn der Wasserhaushalt unter Stress gerät. L-Prolin als zyklische Aminosäure wirkt als Puffer gegen manche [Ionen](#), die ansonsten die [Enzymtätigkeiten](#) im [Cytoplasma](#) einschränken könnten.

Chemische Verwendung [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Enantiomerenreines Prolin ist als Element des [chiralen Pools](#) Ausgangssubstanz für die [Synthese](#) des [Evans-Auxiliars](#), des [CBS-Reagens](#), des [Enders-Reagenzes](#) (RAMP/SAMP) und ist ein vielbenutzter [Katalysator](#) in der [Organokatalyse](#). Die Literatur über die Verwendung von (S)- oder (R)-Prolin und deren Derivate in der stereoselektiven Synthese ist umfangreich.^[6] Ein L-Prolin-Derivat dient als [chiraler](#) Selektor in der [enantioselektiven Dünnschichtchromatographie](#).^[7] Der therapeutisch und wirtschaftlich bedeutende Arzneistoff [Captopril](#) wird aus L-Prolin synthetisiert.

Name Propan

3

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

44,1

Summenformel

C3H8

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

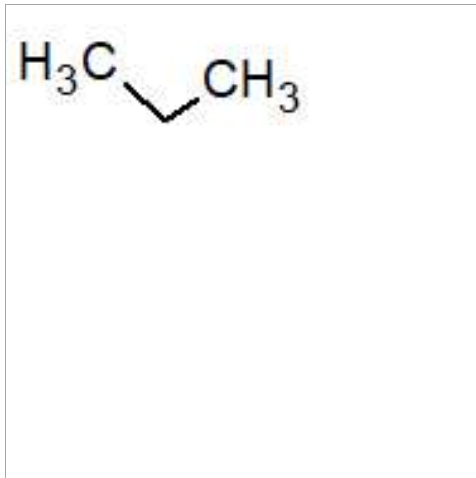
74-98-6

Trivialname

Strukturformel

-147,7

R-290



Siedepunkt in °C

-42

Kurzbeschreibung

farb- und geruchloses Gas

Dampfdruck in hPa

83

Löslichkeit

praktisch unlöslich in Wasser

Dd-Temperatur in °C

20 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

1000 ml/m³

Geschichte

<http://www.gk-knab-gase.de/geschichte-des-fluessiggases.html>

<https://www.rheingas.de/unternehmen/ueber-uns/historie/>

Verdichtung
<https://www.rheingas.de/unternehmen/ueber-uns/historie/>
Eigenschaften des anorganischen Gases Propan (C₃H₈) mit Wasser
C₃H₈ + 5O₂ → 3CO₂ + 4H₂O (vollständige Verbrennung)
C₃H₈ + 3,5O₂ → 3CO + 4H₂O (unvollständige Verbrennung)

Eigenschaften

Propan ist ein farb- und geruchloses [Gas](#), hat einen [Schmelzpunkt](#) von $-187,7\text{ °C}$ und einen [Siedepunkt](#) von -42 °C . Die [kritische Temperatur](#) liegt bei $96,8\text{ °C}$,[\[6\]](#) der [kritische Druck](#) bei $4,2\text{ MPa}$ [\[6\]](#) und die kritische Dichte bei $0,22\text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$.[\[6\]](#) Propan kann leicht verflüssigt werden. Es löst sich wenig in [Wasser](#): bei 20 °C zu $75\text{ mg}\cdot\text{l}^{-1}$.[\[1\]](#)

Propan ist schwerer als Luft und wirkt in hohen [Konzentrationen](#) narkotisierend bis erstickend.[\[6\]](#)

Propan ist hochentzündlich und bildet zwischen einem Volumenanteil von $2,12\text{ %}$ bis $9,35\text{ %}$ in Luft [explosionsfähige Gemische](#).[\[6\]](#) Seine [Zündtemperatur](#) liegt bei 470 °C (nach DIN 51794)[\[1\]](#) Der Heizwert beträgt $93\text{ MJ}\cdot\text{m}^{-3}$ [\[6\]](#) oder $46,35\text{ MJ/kg}$ ($12,88\text{ kWh/kg}$).

Vorkommen

Propan stammt im Wesentlichen aus einer einzigen Quelle, dem Erdgas. Erdgas, das aus einer Lagerstätte gefördert wird, enthält 1 bis 12 Prozent Propan. Der Gehalt ist von der Art der Lagerstätte abhängig. Erdgas, das an Haushalte zum Heizen geliefert wird, hat in der Regel nur noch einen Propangehalt von einem Prozent oder weniger. Das übrige Propan wurde entfernt.

Herstellung

Industriell wird Propan bei der Förderung von [Erdgas](#) # als [Nebenprodukt](#) gewonnen und in einer [Erdölraffinerie](#) beim [Cracken](#) von [Erdöl](#) hergestellt.[\[6\]](#) Im [Labor](#) kann Propan durch eine [Addition](#) von [Wasserstoff](#) an [Propen](#) synthetisiert werden

Anwendungen

Es wird als Flüssiggas als Brenn- und Heizmittel eingesetzt.
als [Autogas](#) (LPG) zum Antrieb von Fahrzeugen, in der Feuerung von [Heißluftballonen](#), in Gasherden und Gasboilern, in Gasgrills, für Löt- und Schweißgeräte, Gas-[Rechauds](#) oder [Feuerzeugen](#). Meist wird es mit [Butan](#) gemischt, je nach Jahreszeit z. B. 40 % Propan und 60 % Butan.
Es wird auch als Kältemittel in Kühlschränken und Wärmepumpen verwendet

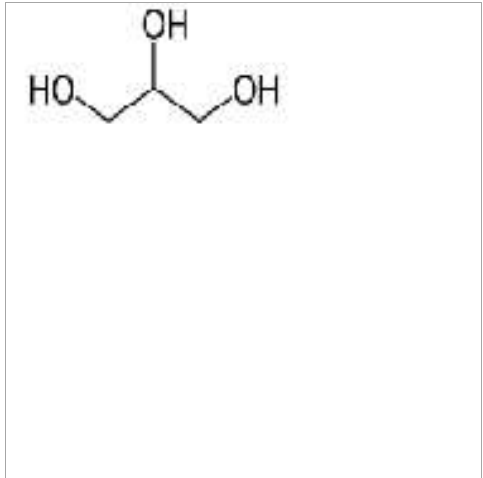
Name Propan-1,2,3-triol

17 ID-organisch Molare Masse in g/mol 92,09

Summenformel C3H8O3 CAS-Numm 56-81-5 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 18

Glycerin



Siedepunkt in °C

290

Kurzbeschreibung

farblose, süß schmeckende, leicht viskose Flüssigkeit

Dampfdruck in hPa

0,00121

Dd-Temperatur in °C

40 Reaktionen

Löslichkeit

mischbar mit Wasser und Ethanol[3] gering in Diethylether[3] unlöslich in Benzin, Benzol, Petrolether und Chloroform[

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

200 mg/m³ 4090 mg·kg⁻¹ (LD50, Maus, oral)

Chemische Eigenschaften
 Eigenschaften: ...
Sicherheitstechnische
 Kenngrößen: ...
Gesundheitliche
 In Lebensmitteln: ...

Geschichte

Geschichte

1779 erhielt Carl Wilhelm Scheele bei der Verseifung von Olivenöl erstmals Glycerin. Michel-Eugène Chevreul konnte im Jahr 1813 nachweisen, dass Fette Ester von Fettsäuren und Glycerin sind und gab dem Alkohol 1823 seinen Namen, abgeleitet von griechisch glykys „süß“.

Eigenschaften

Eigenschaften [Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Physikalische Eigenschaften [Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

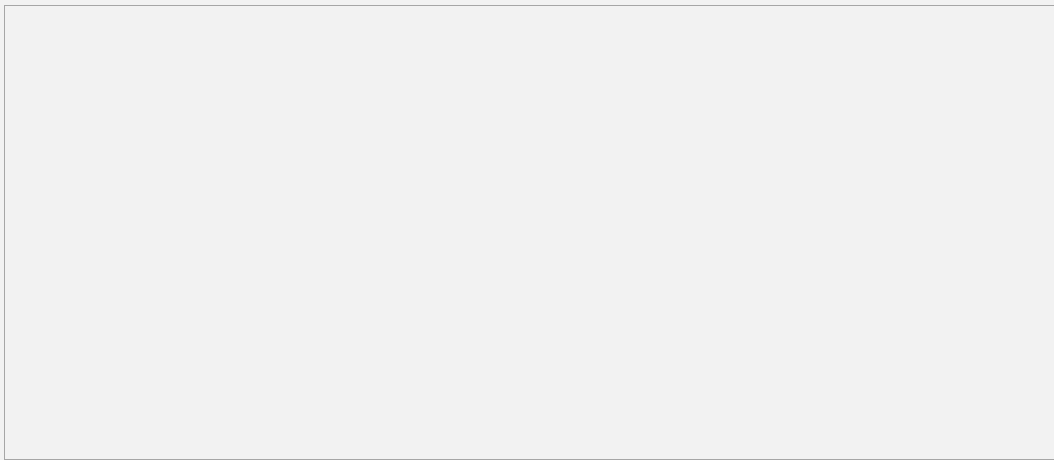
Glycerin ist bei Raumtemperatur eine farb- und geruchlose, leicht viskose und hygroscopische Flüssigkeit, die süßlich schmeckt. Glycerin hat eine Viskosität von 1480 mPa·s (20 °C).

Glycerin (von griech. *glykērós* „süß“^[8] auch **Glycerol** oder **Glyzerin**) ist der **Trivialname** und die gebräuchliche Bezeichnung von **Propan-1,2,3-triol**. Glycerin ist ein **Zuckeralkohol** und der einfachste dreiwertige **Alkohol**, ein **Triol**. Der Name *Glycerol* wurde eingeführt, da er die korrekte Endung *-ol* für einen Alkohol besitzt (die Endung *-in* steht für **Alkine** oder **Amine**).

Glycerin ist in allen natürlichen **Fetten** und fetten Ölen – z. B. **Pflanzenölen** – chemisch gebunden als **Fettsäureester** (**Triglyceride**) vorhanden und spielt eine zentrale Rolle als Zwischenprodukt in verschiedenen **Stoffwechselprozessen**. Als **Lebensmittelzusatzstoff** trägt es das Kürzel **E 422**.

Eigenschaften	
Molare Masse	92,09 g·mol ⁻¹ ^[4]
Aggregatzustand	flüssig
Dichte	1,26 g·cm ⁻³ (20 °C) ^[4]
Schmelzpunkt	18 °C ^[4]
Siedepunkt	290 °C (unter Zersetzung) ^[4]
Dampfdruck	<ul style="list-style-type: none">0,00121 hPa (40 °C)^[4]0,00337 hPa (50 °C)^[4]
Löslichkeit	<ul style="list-style-type: none">mischbar mit Wasser und Ethanol^[5]gering in Diethylether^[5]unlöslich in Benzin, Benzol, Petrolether und Chloroform^[5]
Brechungsindex	1,4745 ^[4]

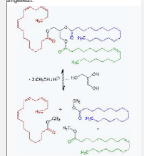
Vorkommen



Herstellung

Gewinnung und Darstellung [Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Die Herstellung kann geschichtlich aus Tradition mit dem **Quecksilber** über **Aldehyd** und **Epoxydhydrate** mit **W** übernahm als **Kupferkatalysator** bei der **Versäuerung** von **glycolischen Ester** aus **Chlor** zur **Glycerin**.
Die **Stoffe** in **Aldehyden** der **Fettsäuren** geschlehen **Stoffe** erproben.
Kocher wurden dazu vor allem **Lipide**.



Chemisches Beispiel für die **Hydrolyse** von **Lipiden** ohne **reaktiven** **Triglyceride** (z. B. **Palmitin** und **Öl**). Das **NaOH** wirkt als **Katalysator** für **pH**, der **große** **reaktive** **ist**.
Die **reaktive** **Gruppe** **OH** der **Triglyceride** werden mit **Glycerin** abgebaut und es **erhalten** **FA** (z. B. **Palmitat**) an **Glycerin** von **Triglyceriden** abgebaut. In **Beispiel** der **Hydrolyse**.
Nach einer **industriellen** **Herstellung** durch **Triglyceride** in **alkohol**, **alkohol**.

Anwendungen

Verwendung[\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Lebensmittel und

Kosmetik[\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)



Glycerin dient als Feuchthalteprodukt beispielsweise in Kaugummis

Wegen seiner wasserbindenden Eigenschaften ist Glycerin in [Kosmetikartikeln](#) als [Feuchtigkeitsspender](#) enthalten. Als [Lebensmittelzusatzstoff](#) findet Glycerin unter der Nummer *E 422* Anwendung zur Feuchthaltung, etwa für Datteln oder Kaugummi, aber auch als Süßungsmittel. Auch in verschiedenen Zahnpasten ist Glycerin enthalten.

Haushalt[\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Häufig wird Glycerin in das Wasser von Weihnachtsbaumständern gegeben, um den Baum länger frisch zu halten. Das Glycerin sorgt für Frostschutz und führt dazu, dass die Nadeln länger halten. Glycerin findet aufgrund seiner feuchtigkeitsspendenden Wirkung Verwendung in Lederpflegemitteln und [Schuhcremes](#), um [Leder](#) glatt und geschmeidig zu halten. Auch bei der Herstellung von Flüssigkeit für Seifenblasen wird in der Regel etwas Glycerin hinzugegeben.

Tabak, Zigaretten und

Verdampfer[\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)



Name Propanon, Dimethylketon

5

ID-organisch Molare Masse in g/mol

58,08

Summenformel

C3H6O

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

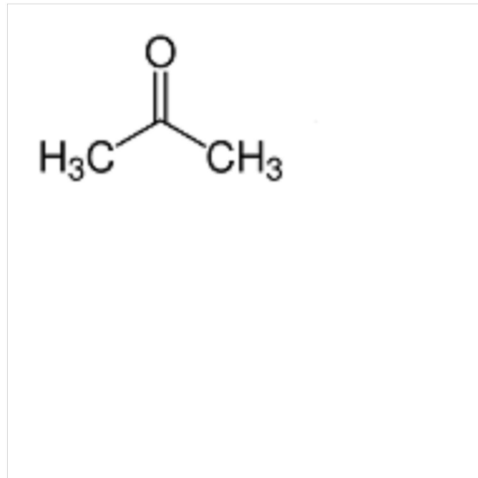
67-64-1

Trivialname

Strukturformel

-95

Aceton



Siedepunkt in °C

56

Kurzbeschreibung

farblose Flüssigkeit mit süßlichem Geruch

Dampfdruck in hPa

246

Löslichkeit

mischbar mit Wasser[2] und vielen organischen Lösungsmitteln

Dd-Temperatur in °C

20 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

Schweiz: 500 ml·m⁻³ bzw. 1200 5800 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)
mσ·m-2

Geschichte

Reaktionen (Auswahl) (beziehen) (Quelle: beatester)

Isolierung von Aceton (beziehen) (Quelle: beatester)

Als Isobutanol reagiert es mit der Bildung von Aceton als Nebenprodukt bei der Oxidation von Isobutan. Die Oxidation von Isobutan zu Aceton erfolgt über Isobutan-2-ylperoxyisobutan, welches zu Isobutan-2-ylperoxyacetoneisobutan und weiter zu Isobutan-2-ylperoxyacetoneisobutan reagiert. Die Oxidation von Isobutan zu Aceton erfolgt über Isobutan-2-ylperoxyisobutan, welches zu Isobutan-2-ylperoxyacetoneisobutan und weiter zu Isobutan-2-ylperoxyacetoneisobutan reagiert.

Isobutanreaktion (beziehen) (Quelle: beatester)

Die Zugabe von Isobutan führt zur Bildung von Isobutan-2-ylperoxyisobutan.

Bildung von Diaceton (beziehen) (Quelle: beatester)

Die Bildung von Diaceton erfolgt über die Oxidation von Isobutan zu Aceton.

Bildung von Diaceton (beziehen) (Quelle: beatester)

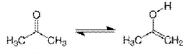
Die Bildung von Diaceton erfolgt über die Oxidation von Isobutan zu Aceton.

Aceton oder **Azeton** [atse'to:n] ist der Trivialname für die organisch-chemische Verbindung **Propanon** bzw. **Dimethylketon**. Aceton ist eine farblose Flüssigkeit und findet Verwendung als polares, aprotisches Lösungsmittel und als Ausgangsstoff für viele Synthesen der organischen Chemie. Es ist mit seinem Strukturmerkmal der Carbonylgruppe (>C=O), die zwei Methylgruppen trägt, das einfachste Keton.

Eigenschaften

Eigenschaften [Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Aceton ist eine farblose, niedrigviskose Flüssigkeit mit charakteristischem, leicht süßlichem Geruch, leicht entzündlich und bildet mit Luft ein explosives Gemisch. Der Siedepunkt bei Normaldruck beträgt 56 °C. Es ist in jedem Verhältnis mit Wasser und den meisten organischen Lösungsmitteln mischbar. Das Acetonomolekül zeigt Keto-Enol-Tautomerie, sein pK_s-Wert beträgt 20. Aceton kann aufgrund seiner polaren Carbonylgruppe mit Kationen auch Komplexverbindungen bilden.



Die Verbindung bildet mit einer Reihe anderer Lösungsmittel azeotrop siedende Gemische. Die azeotropen Zusammensetzungen und Siedepunkte finden sich in der folgenden Tabelle. Keine Azeotrope werden mit Wasser, Ethanol, 1-Propanol, 2-Propanol, n-Butanol, Benzol, Toluol, Ethylbenzol, Diethylether, Ethylacetat und Acetonitril gebildet.^[16]

Azeotrope mit verschiedenen Lösungsmitteln^[16]

Lösungsmittel	n- Pent- an	n- Hex- an	n- Hept- an	Cycloh- exan	Meth- anol	Chlo- o- form	Tetra- chlor- methan	Diisop- ropyl- ether	Methyl- acetat
Gehalt Aceton in Ma- %	21	59	90	67	88	22	89	61	50
Siede- pu- nk- t	32	50	56	53	55	64	56	54	55

Thermodynamische Eigenschaften [Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Die Dampfdruckfunktion ergibt sich nach Antoine entsprechend log₁₀(P) = A – (B/(T–C)) (P in bar, T in K) mit A = 4,42448, B = 1512,233 und C = –32,445 im Temperaturbereich von 259,2 bis 507,6 K^[16]

Zusammenstellung der wichtigsten thermodynamischen Eigenschaften

Eigenschaft	Typ	Wert [Einheit]	Bemerkungen
Standardbildungsenthalpie	ΔH _{0,000} ^o ΔH _{0,000} ^g	–249,4 kJ mol ^{–1} ^[17] –218,9 kJ mol ^{–1} ^[17]	als Flüssigkeit als Gas
Verbrennungsenthalpie	Δ _c H _{0,000} ^o	–1821,4 kJ mol ^{–1} ^[18]	

Vorkommen

Vorkommen: Das Aceton ist in den Destillationsprodukten des Holzes enthalten; es findet sich in geringer Menge im Destillate des normalen, in größerer Menge in dem Harn von Fieberkranken und Diabetikern. ... **Eigenschaften:** Das Aceton ist eine bewegliche, eigentümlich riechende Flüssigkeit vom spez. Gew. 0,7920.

Herstellung

Gewinnung und Darstellung [Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Aceton wurde 1839 zum ersten Mal von Adolph Liebig durch Erhitzen von Bleizucker hergestellt. 1871 wurde Robert Bunsen in Paris die Keton-Destillation von Holz gelehrt.^[19] Deswegen wurde es erstmals 1872 in Preussen Chemisch-Industriell hergestellt. Bis in die Mitte des 20. Jahrhunderts war die Welt-Produktion fast ausschließlich aus Holz gewonnen. In den 1930er Jahren wurde ein Verfahren zur Gewinnung aus Aceton für die industrielle Produktion von Aceton entwickelt. Das wichtigste Herstellungsverfahren von Aceton ist heute die Cumoloxidationsverfahren, die auch als Phenolroute nach ICI bekannt ist.



Man wendet Dampf und Fröhen zunächst durch eine Dampf-Wärmeaustauscher in einem Reaktor (Phenol-Cumol) überführt. Dieses reagiert dann mit Sauerstoff in einer stark exothermen Hydroperoxid, das sich während der warmen Aufarbeitung zu Ethyl- und Aceton umwandelt.

Als weiteres Herstellungsverfahren dient die Oxidation von Cumol.

Von Isopropanol:

Es ist möglich, die Acetonherstellung in Aceton (2) und Ethanol (1) zu trennen, wobei es (1) als Nebenprodukt fällt.



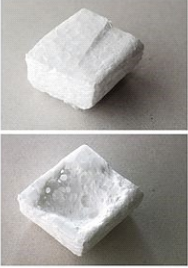
Dieses Verfahren geht auf die alte, bereits bekannte Synthese von Liebig 1839 zurück.

Anwendungen

Verwendung [Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Aceton ist in der chemischen Industrie Ausgangsstoff für zahlreiche Synthesen. Hauptsächlich dient es zur Herstellung von [Polymethylmethacrylat](#) (PMMA), umgangssprachlich als Acrylglas oder Plexiglas bezeichnet. Dazu wird das Aceton zunächst durch Addition von [Blausäure](#) in das Acetoncyanhydrin überführt, das im sauren Milieu leicht Wasser abspaltet ([Mesomeriestabilisierung](#) der Doppelbindung aufgrund der Konjugation zur Dreifachbindung der Nitrilgruppe). Das dabei entstehende 2-Methylpropennitril wird durch Zugabe eines Gemisches aus konzentrierter [Schwefelsäure](#) und [Methanol](#) zu [Methylmethacrylat](#) umgesetzt, das in einem weiteren Schritt zum Acrylglas polymerisiert wird.

Aceton dient industriell als Vorstufe zur Herstellung von [Diacetonalkohol](#) durch [Aldoladdition](#) und damit indirekt als Vorstufe für [Mesityloxid](#) und [Methylisobutylketon](#).



[Styropor](#), angelöst durch einen Tropfen Aceton

Ferner wird Aceton in Kleinmengen als nützliches Lösungsmittel für [Harze](#), Fette und Öle, [Kolophonium](#), [Celluloseacetat](#) sowie als [Nagellackentferner](#) und Plastikkleber eingesetzt. Des Weiteren wird es zum Entfernen von durch [Bauschaum](#) entstandenen Verunreinigungen zum Beispiel der Reinigung von PU-Schaum-Pistolen eingesetzt. Es löst ein Vielfaches seines Volumens an [Ethin](#) (Acetylen).

In einigen Ländern wird Aceton in kleinen Anteilen (1:2000 – 1:5000) [Benzin](#) oder [Diesel](#) zugesetzt, um eine vollständigere Verbrennung des Treibstoffs zu erreichen.

Name Propionsäure

53

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

74,08

Summenformel

C3H6O2

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

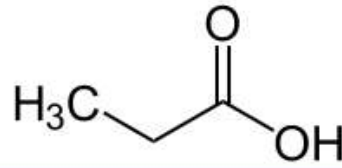
Trivialname

Strukturformel

79-09-4

-21

Propansäure (IUPAC)
Ethancarbonsäure



Siedepunkt in °C

141

Kurzbeschreibung

farblose Flüssigkeit mit
unangenehmem Geruch

Dampfdruck in hPa

3,99

Löslichkeit

leicht in Wasser (370 g·l⁻¹ bei 20 °C)[3]
löslich in Ethanol, Diethylether und Chloroform

Dd-Temperatur in °C

23 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

DFG: 10 ml·m⁻³ bzw. 31 mg·m⁻³ 2600 mg·kg⁻¹ (LD50, Maus, oral)

Geschichte

[Johann Gottlieb](#) entdeckte 1844 bei der Reaktion von [Kohlenhydraten](#) mit geschmolzenen [Alkalimetallhydroxiden](#) die Propionsäure und ihre Salze. Der Name *Propionsäure* wurde ihr 1847 vom französischen Chemiker [Jean-Baptiste Dumas](#) gegeben.^[5] Dumas leitete ihn aus [griech. protos](#), ‚das Erste‘, und *pion*, ‚Fett‘ ab,^[9] da sie die kleinste (erste) Carbonsäure ist, die ein ähnliches Verhalten wie Fettsäuren zeigt, indem sie beim [Aussalzen](#) einen Ölfilm auf Wasser und ein seifenartiges Kaliumsalz bildet.

Eigenschaften

Sicherheitstechnische Kenngrößen [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Propionsäure bildet bei erhöhter Temperatur entzündliche Dampf-Luft-Gemische. Die Verbindung hat einen **Flammpunkt** bei 52 °C.^{[3][16]} Der **Explosionsbereich** liegt zwischen 2,85 Vol.-% (87 g/m³) als untere Explosionsgrenze (UEG) und 12 Vol.-% (370 g/m³) als obere Explosionsgrenze (OEG).^{[3][16]} Hier ergibt sich ein oberer Explosionspunkt von 48 °C.^[3] Die **Grenzsplattweite** wurde mit 1,1 mm bestimmt.^{[3][16]} Es resultiert damit eine Zuordnung in die **Explosionsgruppe** IIA.^[16] Die **Zündtemperatur** beträgt 485 °C.^{[3][16]} Der Stoff fällt somit in die **Temperaturklasse** T1.

Vorkommen

Propionsäure kommt in der Natur in einigen **ätherischen Ölen** vor. Es gibt auch **Bakterien**, die Propionsäure bilden, wie beispielsweise **Clostridien**, die den **Dickdarm** des Menschen besiedeln. Sie bilden dort die Säure aus unverdauten **Kohlenhydraten**. Auch bei der Herstellung bestimmter **Käse** ist die Bildung von Propionsäure durch bestimmte Bakterien von Bedeutung: **Propionsäurebakterien** im **Käsebruch** bilden beim **Emmentaler** und anderen **Hartkäsesorten** die charakteristischen Löcher und das Aroma durch Freisetzung von **Kohlenstoffdioxid** und Propionsäure. Sie bildet sich auch bei Gärungs- und Fermentationsprozessen beziehungsweise beim biologischen Abbau von pflanzlichen bzw. tierischen Materialien.

Ein Verursacher des unangenehmen **Mundgeruchs** beim Menschen ist – neben **Buttersäure**, **Schwefelwasserstoff** und anderen flüchtigen schwefelhaltigen organischen Verbindungen (**Methanthiol**, **Dimethylsulfid**) – Propionsäure.

Herstellung

Industrielle Herstellung [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Die großtechnische Herstellung von Propionsäure ist die **Acrylnitriloxidation**, werden aber auch zwei Verfahren eingesetzt.

Die **Hydroxymerkung** von Ethyl- (C₂-) oder Propylacrylat in Gegenwart von Wasser wurde bereits in den 1850er Jahren von **Wöhler** bei der **EDC**-**Luftgasfabrik** in **Essen** entwickelt. Aufgrund der geringfügigen Verfügbarkeit von **EDC** auf Basis von **Acrylnitril** wurde die Herstellung der **Chem-Synthese** für **Propionsäure** durch die Schwelung von **Propionitril** über **EDC** durch die Oxidation von **Propionitril** hergestellt.

Hydroxymerkung von Ethyl (EDC-Process)

In diesem älteren Verfahren wird Ethyl mit **Acrylnitril** und **Wasser** bei Temperaturen von 200–250 °C und Drücken von 100–300 bar in Gegenwart von Nickeltriacetat (**NiCl₂**) als homogenem Katalysator in der flüssigen Phase umgesetzt:

$$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2 + \text{CO} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{NiCl}_2} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{COOH}$$

Dieses Verfahren wird heute vor allem in Anlagen der **EDC** durchgeführt. Das Intermediat ist der **alkohol** große Hersteller von Propionsäure und produziert diese an ihrer **Chemieanlagen in Luftgasfabrik** in **Essen** und **Luftgasfabrik** in **Essen**. Die Anlagen haben stetig erweitert wurden. Die Produktionskapazität der EDC-Anlagen beträgt etwa 100.000 **tonnen** pro Jahr.

Oxidation von Propionitril

Ein weiteres wichtiges Verfahren zur großtechnischen Herstellung von Propionsäure ist die **Oxidation** von **Propionitril**. Letzteres wird durch die **petrochemischen Ausgangsstoffe** produziert und wird daher weitgehend unabhängig von der Herkunft der **Flüssigwasserstoff** von **Propionitril** und **Wasser** bei niedrigen Temperaturen von 50–55 °C und geringen Drücken von 2–3 bar in Gegenwart von **Wagnerly** als Katalysator durchgeführt.

Anwendungen

Propionsäure ist ein wichtiger Synthesebaustein zur Herstellung von [Kunststoffen](#), [Herbiziden](#) und [Arzneimitteln](#). Propionsäure (E 280) sowie ihre Salze [Natriumpropionat](#) (E 281), [Calciumpropionat](#) (E 282) und [Kaliumpropionat](#) (E 283) werden als [Konservierungsmittel](#) verwendet. Die Säure selbst hat einen für den Menschen unangenehmen Geschmack, deshalb werden in der Lebensmittelindustrie, vor allem für abgepacktes Schnittbrot oder Feingebäck, die Salze der Säure verwendet. Die Säure selbst wird häufig der [Silage](#) zugesetzt, dort darf der Anteil bis zu 2 % der Trockenmasse betragen. Der Zusatzstoff hat den positiven Nebeneffekt, dass er [Ketoazidosen](#) bei Milchvieh vorbeugt. In der Bundesrepublik Deutschland waren Propionsäure und deren Salze in Schnittbrot ab 1988 verboten, da berichtet wurde, dass sie bei Ratten krebsähnliche Veränderungen des Vormagens hervorrufen. Nach neuestem EU-Recht ist sie wieder erlaubt.^[17] Auch von der amerikanischen [Food and Drug Administration](#) wird Propionsäure als sicher eingestuft.^[18] Der Mensch benötigt zum Abbau von Propionsäure [Vitamin B12](#). Daneben sind Propionsäure und ihre Salze als Konservierungsmittel für Kosmetika gemäß deutscher [Kosmetik-Verordnung](#) zugelassen.

Viele Pilze sind in der Lage, auf reiner Propionsäure zu wachsen. Besonders in Verbindung mit anderen [Kohlenstoff-Quellen](#) wie [Glucose](#) wird aber die [Polyketid-Synthase](#) der Pilze und damit das Wachstum gehemmt.

Die [Ester](#) der Propionsäure dienen als [Riechstoffe](#), [Aromastoffe](#) sowie als [Lösungsmittel](#).

Name Retinol

89

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

286,46

Summenformel

C₂₀H₃₀O

CAS-Numm

68-26-8

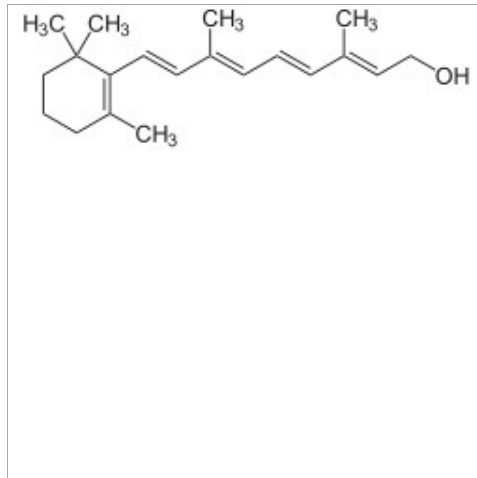
Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel

61

Vitamin A,
Axerophthol
(2E,4E,6E,8E)-3,7-
Dimethyl-9-(2,6,6-
Kurzbildung
gelber Feststoff



Siedepunkt in °C

120

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

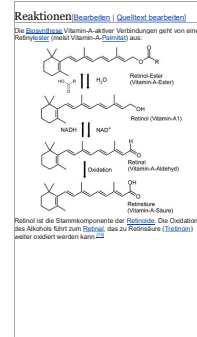
Löslichkeit

praktisch unlöslich in Wasser
gut in unpolaren Lösungsmitteln

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

2.000 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)



Geschichte

Geschichte [Bearbeiten] | Quelltext bearbeiten]

Retinol wurde 1913 von [Elmer McCollum](#) und [Marquerite Davis](#) (1887–1967) entdeckt.^[5] Sie beschrieben es als ein fettlösliches Vitamin und dessen Bedeutung als antixerophthalmischen Faktor. Erst 20 Jahre später erfolgte die Reindarstellung des Retinols aus [Lebertran](#) durch [Paul Karrer](#).

Die erste [Totalsynthese](#) von Retinol gelang 1947 den holländischen Chemikern [Jozef Ferdinand Arens](#) (1914–2001) und [David Adriaan van Dorp](#) (1915–1995) durch schrittweise Reduktion von [Tretinoin](#). Nach ihnen wurde diese Synthese [Arens-van Dorp-Synthese](#) genannt.^[6]

Eigenschaften

Retinol, auch **Vitamin A₁** oder **Axerophthol**, ist ein fettlösliches, essenzielles [Vitamin](#). Chemisch gesehen gehört Retinol zu den [Diterpenoiden](#) und ist ein einwertiger primärer [Alkohol](#). Der enthaltene Ring aus sechs [Kohlenstoffatomen](#) wird β -[Jononring](#) genannt, und das Molekül weist zudem eine Reihe [konjugierter Doppelbindungen](#) auf, die für seine Beteiligung am Sehvorgang entscheidend sind.

Oftmals wird, auch in vielen Lehrbüchern, Retinol vereinfachend mit [Vitamin A](#) gleichgesetzt. Man versteht jedoch unter Vitamin A vielmehr eine Stoffgruppe von β -Jononderivaten, die dasselbe biologische Wirkungsspektrum wie all-trans-Retinol aufweisen, ausschließlich der [Provitamine A](#).

Vorkommen

Tiere und Menschen sind zur [De-novo-Synthese](#) von Vitamin A unfähig. Die Bedarfsdeckung erfolgt über die Nahrung. Während [Fleischfresser](#) Vitamin A überwiegend in Form von Retinylestem oder Retinol aufnehmen, verwenden [Pflanzenfresser](#) [Carotinoide](#) als Quelle. Natürliche Hauptnahrungsquellen für Retinylester und Retinol sind [Leber](#), [Fischleberöle](#) ([Lebertran](#)), [Eigelb](#) sowie [Milch](#) und [Milchprodukte](#), wobei Leber die mit Abstand größten Mengen enthält.^[1]

Der Mensch kann zur Vitamin-A-Bedarfsdeckung sowohl Retinol und Retinylester als auch [Provitamin A](#) nutzen. Da das Provitamin nicht gleichermaßen verwertbar ist (Resorption, Umwandlung), ist sein Bedarf höher.

Von der [Deutschen Gesellschaft für Ernährung](#) (DGE) der tägliche Bedarf für Erwachsene (18 bis 65 Jahre) mit 0,85 mg (Männer) bzw. 0,70 mg (Frauen) Retinolaktivitätsäquivalent angegeben.^[2] 0,1 mg Retinolaktivitätsäquivalent (*retinol activity equivalent*, RAE) entspricht 0,1 mg Retinol, 1,2 mg β -Carotin oder 2,4 mg andere Provitamin-A-Carotinoide. Schwangeren wird 0,8 mg und Stillenden 1,3 mg empfohlen.^[2]

Der Verzehr größerer Mengen von Vitamin A in Form von [Retinsäure](#), wie es bereits nach einer Lebermahlzeit oder einer überdosierten Supplementierung der Fall sein kann, birgt das Risiko für [lebertoxische](#) und [teratogene](#) Wirkungen.^[3] Das [Bundesinstitut für Risikobewertung](#) (BfR) hat die [tolerierbare obere Einnahmemenge](#) (UL) für Retinol und Retinylester (ohne Vitamin A-aktive Carotinoide) für Erwachsene, Stillende und Schwangere auf 3 mg pro Tag beschränkt, bei Kindern oder postmenopausalen Frauen ist diese noch geringer.^[4]

Butterersatzzeugnisse wie z. B. [Margarine](#) oder [Mischfetterzeugnisse](#) müssen in Deutschland verpflichtend mit Vitamin A angereichert werden (1 mg pro 100 Gramm Lebensmittel).^[5] Bei allen anderen Lebensmitteln soll eine Anreicherung von präformiertem Vitamin A aufgrund der geringen Sicherheitsbreite nicht erfolgen. Gemäß BfR soll der Zusatz von präformiertem Vitamin A zu [Nahrungsergänzungsmitteln](#) (NEM) entweder ganz entfallen. Alternativ wird eine Höchstmenge von 0,2 mg pro Tagesverzehrempfehlung eines NEM angegeben.

Die [Katze](#) benötigt ebenfalls Retinol oder Vitamin A, nimmt jedoch eine Sonderstellung ein, da sie im Gegensatz zu fast allen anderen Tieren β -Carotin nicht in Retinol umwandeln und sich daher natürlicherweise nur durch den Verzehr von Leber ausreichend mit Vitamin A versorgen kann.^[6] Trockenfuttermittel werden daher häufig mit [Lutein](#) aus [Tapeetesblütenextrakt](#) angereichert, welches von der Katze in Retinol umgewandelt werden kann.

Herstellung

Synthese [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Ein Schlüsselschritt bei der *großtechnischen Herstellung* von Vitamin A ist die [Wittig-Reaktion](#). Für diese weithin anwendbare Reaktion erhielt [Georg Wittig](#) im Jahre 1979 den Nobelpreis für Chemie.

Im ersten Teil der Synthese wird von [Dehydrolinalool](#) aus ein C₁₅-Salz hergestellt. Dieses reagiert durch die Wittig-Reaktion mit einem C₅-Acetat, das aus [Dimethoxyaceton](#) hergestellt wird, zum [Retinylacetat](#). Dieses kann über mehrere weitere Schritte in das Retinol umgewandelt werden.

Anwendungen

Physiologie	
Funktion	Bestandteil des Sehpigments, Wachstumsfaktor, beteiligt bei Testosteronbildung
Täglicher Bedarf	0,8–1,0 mg
Folgen bei Mangel	u. a. Haarausfall, Sehstörungen (z. B. Nachtblindheit), Atrophie von Schleimhäuten und Speicheldrüsen
Überdosis	7,5 mg

Aufnahme, Speicherung und Mobilisierung

[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Retinylester stellen die Hauptform des in der Nahrung vorkommenden Vitamin A dar, können jedoch nicht direkt aus der Nahrung aufgenommen werden. Zunächst müssen sie im **Darm** zu Retinol **hydrolysiert** werden. Nach der Aufnahme des Retinols in die **Enterozyten** erfolgt dessen Wiederveresterung mit langkettigen **Fettsäuren**.^[1]

In Säugetieren befinden sich circa 50 bis 80 Prozent des gesamten Vitamin A, bestehend aus Retinylestern und Retinol, in der Leber. Die **Ito-Zellen** der Leber speichern davon circa 90 bis 95 Prozent. Fast das gesamte Vitamin A (98 %) in den Ito-Zellen liegt in der Esterform vor und ist in Fetttropfchen verpackt.^[2] Eine Hydrolyse ist somit auch Voraussetzung für die Freisetzung von Vitamin A aus der Leber. Diese erfolgt unter Wirkung eines Enzyms (Retinylester-Hydrolase).^[3]

Stoffwechsel

[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Der Vitamin-A-Stoffwechsel wird im Wesentlichen durch sogenannte RBPs (**Retinol-Bindeproteine**) gesteuert. Nur mit deren Hilfe wird Vitamin A für den Körper nutzbar, wodurch ein Mangel an diesen Proteinen zu ähnlichen Symptomen führen kann wie ein Vitamin-A-Mangel (**Hypovitaminose**) selbst.

Kann überschüssiges Retinol nicht durch RBPs gebunden werden, so treten Vergiftungserscheinungen auf. Sie spielen daher auch bei einer **Hypervitaminose A** eine entscheidende Rolle.

Name Riboflavin

92

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

376,37

Summenformel

C₁₇H₂₀N₄O₆

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

83-88-5

Trivialname

Strukturformel

278

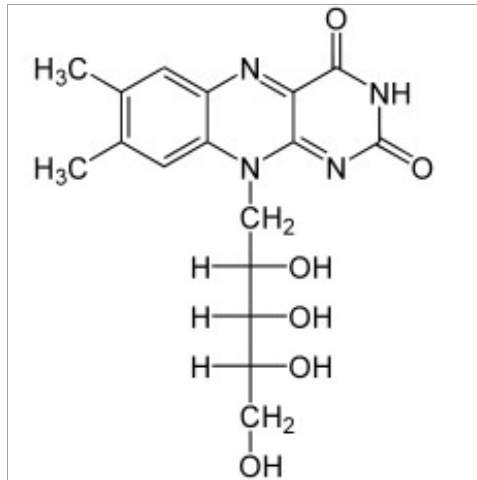
Vitamin B₂, Riboflavin

7,8-Dimethyl-10-(D-ribo-2,3,4,5-

tetrahydroxyentyl)-

Kurzbeschreibung

bitter schmeckender, gelb bis orangefarbener Feststoff



Siedepunkt in °C

0

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

nahezu unlöslich in Wasser (70 mg·l⁻¹ bei 20 °C)[5]

schlecht in siedendem Ethanol und höheren Alkoholen[4]

unlöslich in Diethylether und Aceton

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

Geschichte

Vitamin B₂ wurde 1920 erstmals aus Milch (lacto) isoliert, enthält ein gelbes Chromophor (flavin) und einen Ribityl-Rest (ribo).

Überdosierung

Überdosierungen sind beim Menschen nicht bekannt. Die Dosis von 10 mg ist sehr gering. Für gewöhnlich wird, wie bei anderen [wasserlöslichen Vitaminen](#), auch vom Körper nicht benötigtes [wasserlösliches Vitamin](#) mit dem [Harn](#) wieder ausgeschieden.

Eigenschaften

Riboflavin, auch **Lactoflavin** oder **Vitamin B₂**, frühere Bezeichnung **Vitamin G**, ist ein **Vitamin** aus dem **B-Komplex**. Es wird umgangssprachlich auch Wachstumsvitamin genannt.

Riboflavin ist ein **Derivat** des **Heterozyklus Pteridin**, genauer des **Isoalloxazins** und des Zuckeralkohols **Ribitol**. Riboflavin zählt – obwohl wenig in Wasser löslich – zu den **wasserlöslichen Vitaminen**; es ist lichtempfindlich, aber so stabil gegen Hitze und **Sauerstoff**^[4], dass es beim Kochen nicht zerstört wird.

Vorkommen

Vitamin B₂ kann in der Nahrung als ungebundenes Riboflavin vorliegen oder an Eiweiße gebunden. Es kommt unter anderem in Milch und **Milchprodukten**, aber auch in Gemüse wie **Broccoli**, **Spargel** oder **Spinat** vor, außerdem in Fisch, Muskelfleisch, Eiern und **Vollkomprodukten**.

Es wird seit 1990 biotechnologisch mit Hilfe des filamentösen Pilzes **Ashbya gossypii** hergestellt. Der Wildtyp produziert bis zu 100 mg Riboflavin pro g Biomasse, die Produktionsstämme liefern mehr als 20 g/L. Alternativ wird Riboflavin auch durch gentechnisch veränderte Stämme von **Bacillus subtilis** produziert

Herstellung

Die enzymatische Synthese wird ausgehend von D-Ribose gestartet. Alternativ kann auch D-Glucose verwendet werden. Dabei wird die D-Glucose über Oxidation, Epimerisierung der Hydroxygruppen und anschließender Reduzierungen zu D-Ribose umgewandelt.

Die D-Ribose wird mit 3,4-Xylidin bei 50–80 °C in Methanol gelöst. Dabei wird Wasserstoff unter einem Druck von 3 bar an einen Palladium-Kohle-Katalysator zugeströmt, wodurch der doppelt gebundene Sauerstoffzwei-Wasserstoffatome aufheben kann und sich somit Wasser aus der Verbindung abspalten kann. Diese Abspaltung ist die Triebkraft für die Bildung des Zwischenprodukts N-(D-Ribityl)-3,4-xylidin.

Dieses Zwischenprodukt wird im Folgenden mit einem Nucleinrest, zum Beispiel Phenylisocyanat, in Essigsäure gegeben, wobei sich 1-(D-Ribitylamino)-3,4-dimethyl-6-phenylazobenzol bildet. Diese elektrophile aromatische Substitutionsreaktion, bei der das Diazoniumsalz mit dem aktivierten Aromaten reagiert, wird Azoalkylierung genannt. Dabei wird das positiv geladene Stickstoffatom des Diazoniumsalzes von der ortho-Position des N-(D-Ribityl)-3,4-xylidins angegriffen, wobei unter Abspaltung von Chlorwasserstoff 1-(D-Ribitylamino)-3,4-dimethyl-6-phenylazobenzol entsteht.

Zuletzt wird das 1-(D-Ribitylamino)-3,4-dimethyl-6-phenylazobenzol in Essigsäure und Dioxan gelöst und Barbitursäure zugegeben. Ein doppelt gebundener Sauerstoff der Barbitursäure wird dabei Protonen aufnehmen und unter der Abspaltung von Wasser (Kondensationsreaktion) das Ringsystem öffnen. Das Intermediat bindet dann an das 1-(D-Ribitylamino)-3,4-dimethyl-6-phenylazobenzol, wobei es unter Abspaltung von Anilin einen intramolekularen Ringchluss vollzieht.

Das entstandene Produkt wird Riboflavin genannt und kann anschließend aufgereinigt werden.

Anwendungen

Die organische Synthese wird ausgehend von D-Ribose gestartet. Alternativ kann auch D-Glucose verwendet werden. Dabei wird die D-Glucose über Oxidation, Epimerisierung der Hydroxygruppen und anschließender Reduzierungen zu D-Ribose umgewandelt.

Die D-Ribose wird mit 3,4-Xylidin bei 50–80 °C in Methanol gelöst. Dabei wird Wasserstoff unter einem Druck von 3 bar an einen Palladium-Kohle-Katalysator zugeströmt, wodurch der doppelt gebundene Sauerstoff zwei Wasserstoffatome aufnehmen kann und sich somit Wasser aus der Verbindung abspalten kann. Diese Abspaltung ist die Triebkraft für die Bildung des Zwischenprodukts *N*-D-Ribityl-3,4-xylidin.

Dieses Zwischenprodukt wird im Folgenden mit einem Anilinderivat, zum Beispiel Phenylazoniumchlorid, in Essigsäure gegeben, wobei sich 1-D-Ribitylamino-3,4-dimethyl-6-phenylazobenzol bildet. Diese elektrophile aromatische Substitutionsreaktion, bei der das Diazoniumsalz mit dem aktivierten Aromaten reagiert, wird Azokupplung genannt. Dabei wird das positiv geladene Stickstoffatom des Diazoniumsalzes von der *ortho*-Position des *N*-D-Ribityl-3,4-xylidins angegriffen, wobei unter Abspaltung von Chlorwasserstoffsäure 1-D-Ribitylamino-3,4-dimethyl-6-phenylazobenzol entsteht.

Zuletzt wird das 1-D-Ribitylamino-3,4-dimethyl-6-phenylazobenzol in Eisessigsäure und Dioxan gelöst und Barbitursäure zugegeben. Ein doppelt gebundener Sauerstoff der Barbitursäure wird dabei Protonen aufnehmen und unter der Abspaltung von Wasser (Kondensationsreaktion) das Ringsystem öffnen. Das Intermediat bindet dann an das 1-D-Ribitylamino-3,4-dimethyl-6-phenylazobenzol, wobei es unter Abspaltung von Anilin einen intramolekularen Ringschluss vollzieht.

Das entstandene Produkt wird Riboflavin genannt und kann anschließend aufgereinigt werden

Sonstige

Nutzung[\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Das wasserlösliche, hitzestabile und lichtempfindliche Riboflavin wurde 1962 als einer der ersten **Lebensmittelzusatzstoffe** durch die *Richtlinie des Rats zur Angleichung der Rechtsvorschriften der Mitgliedstaaten für färbende Stoffe, die in Lebensmitteln verwendet werden dürfen* in der EWG zugelassen und erhielt die **E-Nummer** E 101. Auch in der aktuellen *Verordnung (EG) Nr. 1333/2008* wird es aufgeführt und ist dadurch in der EU und den anderen Ländern des EWR als **Lebensmittelfarbstoff** zugelassen. In der Verordnung wird auch geregelt, dass eine Verwendung nur in bestimmten Lebensmitteln zulässig

Name Ricinolsäure

79 ID-organisch Molare Masse in g/mol 298,47

Summenformel C18H34O3 CAS-Numm 141-22-0 Schmelzpunkt in °C

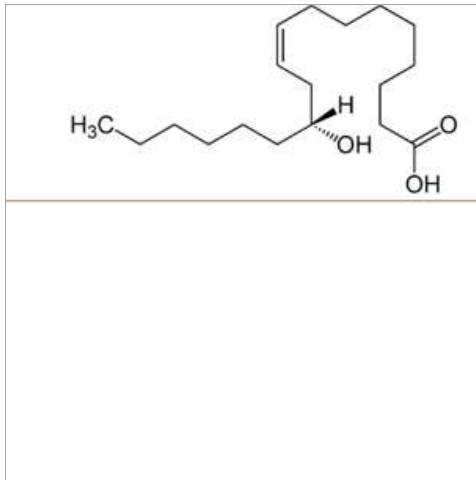
Trivialname

Strukturformel

141-22-0

5,5

Rizinusölsäure
(9Z,12R)-12-Hydroxy-9-
octadecensäure
(12R)-Ric-12-



Siedepunkt in °C

245

Kurzbeschreibung

Gelbliche, viskose
Flüssigkeit[2]

Dampfdruck in hPa

0

Löslichkeit

nahezu unlöslich in Wasser, leicht löslich in Ethanol, Eisessig, Diethylether
und Chloroform[

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

Geschichte

Eigenschaften

Ricinolsäure (nach [IUPAC](#): (9Z,12R)-12-Hydroxyoctadec-9-ensäure) ist eine ungesättigte, linear gebaute [Omega-9-Fettsäure](#) mit der [Summenformel](#) $C_{18}H_{34}O_3$. Bei Raumtemperatur ist die [Verbindung](#) eine ölige, gelbe, in [Wasser](#) unlösliche [Flüssigkeit](#). Sie trägt am 12. C-Atom eine [Hydroxygruppe](#). Die [Doppelbindung](#) zwischen dem 9. und 10. C-Atom besitzt [cis](#)-Konfiguration.

Vorkommen

Sie kommt im Samenöl mehrerer Pflanzenarten vor, die größte Quelle ist der [Wunderbaum](#) (*Ricinus communis*), ihr [Trivialname](#) leitet sich auch von der Pflanze ab. Sie kommt aber auch in mehreren anderen Pflanzenarten in geringeren Mengen vor, z. B. in [Lesquerella](#)-Arten und auch in [Lein](#)-Arten.^[5] Ricinolsäure ist die einzige in größeren Mengen kommerziell verfügbare natürliche Fettsäure, die eine Hydroxygruppe trägt.

Herstellung

Die Gewinnung erfolgt durch [Hydrolyse](#) von [Rizinusöl](#), in dem die Substanz zu 85 bis 92 % in Form von [Triglyceriden](#) vorkommt. Zur [Biosynthese](#) liegen einschlägige Untersuchungen vor.

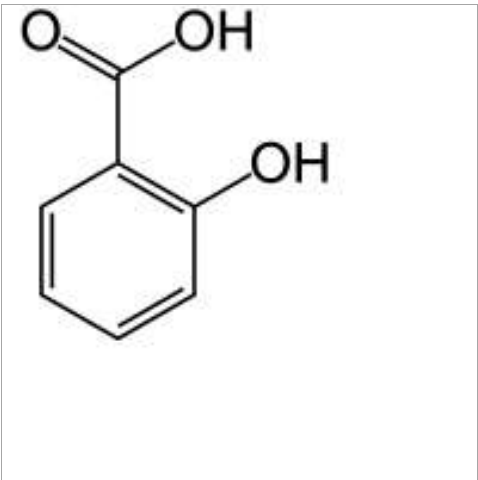
Anwendungen

Das Zinksalz der Ricinolsäure (engl.: Zinc Ricinoleate) dient als desodorierender Zusatz in Deostoffen und als Geruchsbinder in Cremes, Lotionen und Fußpflegeprodukten. In Deostoffen hemmt es die natürliche Transpiration nicht, doch werden die bei der bakteriellen Zersetzung des Schweißes entstehenden übel riechenden Geruchsstoffe ummantelt, gebunden und daher nicht mehr als unangenehm wahrgenommen.

Ricinolsäure ist verantwortlich für die Wirkungen von [Rizinusöl](#), die als [Laxans](#) (abführend) und in der Geburtshilfe als so genannter [Wehencocktail](#) gegeben wird, um [Geburtswehen](#) auszulösen. In beiden Fällen wirkt die Säure dabei auf [Prostaglandinrezeptoren](#).^{[10][11]}

Durch Hydrierung der Doppelbindung erhält man die [12-Hydroxystearinsäure](#) (12-Hydroxyoctadecansäure), die in großem Umfang zur Herstellung von Seifenverdickern für Schmierfette verwendet wird.

Name Salicylsäure

117	ID-organisch	Molare Masse in g/mol	138,12
Summenformel	C7H6O3	CAS-Numm	Schmelzpunkt in °C
Trivialname	Strukturformel	69-72-7	159
2-Hydroxybenzencarbonsäure (IUPAC)			Siedepunkt in °C
Kurzbeschreibung			211
farb- und geruchlose, kratzend süß-säuerlich schmeckende Kristalle mit unangenehmem Nachgeschmack			Dampfdruck in hPa
Löslichkeit			0
in Ethanol und warmen Wasser			Dd-Temperatur in °C
			0 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal
891 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)[10]

Geschichte

Der italienische Chemiker [Raffaele Piria](#) isolierte die Salicylsäure erstmals 1838 aus dem von [Johann Andreas Buchner](#) 1819 aus der Weidenrinde^[16] isolierten Glucosid Salicin nach der Oxidation des primären Produkts [Salicylalkohol](#).^[17] Der deutsche Chemiker [Hermann Kolbe](#) erkannte 1853 anhand des Zerfalls der Verbindung in [Phenol](#) und [Kohlendioxid](#) ihre Zusammensetzung und entwickelte hieraus im Jahre 1859 die nach ihm benannte Synthese der Salizylsäure.^{[18][19]} Salizylsäureverbindungen in Form neuer oder neuentdeckter Antipyretika brachten in der zweiten Hälfte des 19. Jahrhunderts Fortschritte in der Fieberbehandlung

Eigenschaften

Chemisch-physikalische Eigenschaften



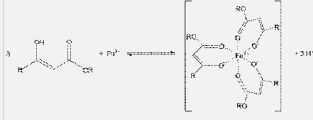
Kristalle der Salicylsäure

Die Salicylsäure zählt aufgrund des enthaltenen [Benzolrings](#) zu den [Aromaten](#). Da sie eine [Carboxy-](#) und [Hydroxygruppe](#) enthält, gehört sie zu den [Hydroxycarbonsäuren](#). Wegen der [β-Ständigkeit](#) der Carboxy- zur Hydroxygruppe kann sie auch als [β-Hydroxycarbonsäure](#) bezeichnet werden. Da die Hydroxygruppe direkt an den aromatischen Benzolring gebunden ist, gehört sie ebenfalls zu den [Phenolen](#) und damit auch zu den [Phenolsäuren](#).

Bei schnellem, starkem Erhitzen [decarboxyliert](#) Salicylsäure unter Bildung von [Phenol](#). Ab 76 °C [sublimiert](#) der Stoff teilweise,^[2] aus den abkühlenden Dämpfen entstehen nadelartige [Kristalle](#).

Die – im Vergleich zu anderen [Hydroxybenzoesäuren](#) – hohe [Acidität](#) liegt an der Stabilisierung des Salicylat-Anions durch eine [Wasserstoffbrücke](#) mit der benachbarten Hydroxygruppe.

Analytischer Nachweis: Da Salicylsäure formal das [Enol](#) (in diesem Fall ein [Phenol](#)) einer [β-Ketocarbonsäure](#) darstellt, bildet sie mit [Eisen\(III\)-chlorid](#)-Lösung einen violett gefärbten Komplex, den [Tris-Salicylat-Eisen\(III\)-Komplex](#):



Dieser Nachweis ist nicht spezifisch, da ähnliche Verbindungen wie [Acetessigeste](#) die gleiche Reaktion aufweisen. Der [Flammpunkt](#) liegt bei 157 °C und die [Zündtemperatur](#) bei 570 °C.^[2]

Biologische Funktion

Als Phytohormon spielt die Salicylsäure eine wichtige Rolle als regulatorisches Signal bei abiotischem Stress wie Trockenheit und Hitze, Kälte oder osmotischem Druck. Zusätzlich ist sie für die Pflanze wichtig bei der Verteidigung gegen Pathogene, wird bei einem Befall sowohl lokal als auch systemisch exprimiert und ist in der Lage die Genexpression zu modulieren. Des Weiteren gibt es Hinweise, dass die Salicylsäure eine Rolle beim Wachstum und der Entwicklung der Pflanze spielt.^[1]

Vorkommen

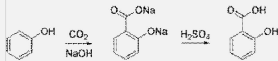
Biosynthese

Salicylsäure kommt in einer Vielzahl von Pflanzen vor und wirkt dort als [Phytohormon](#). Es existieren zwei kompartimentierte Wege der Biosynthese: Der Phenylpropanoidweg im Cytoplasma ausgehend von Phenylalanin und der Isochorismatweg in den Chloroplasten. Meist liegt die Salicylsäure methyliert als flüssiges [Methylsalicylat](#) vor, um als flüchtiges Derivat für den Langstreckentransport wirksam zu sein. In [Tabakpflanzen](#) und [Arabidopsis thaliana](#) zeigte sich, dass diese Form wichtig bei der systemisch erworbenen Resistenz ist. Zudem kann die Salicylsäure glykosyliert als inaktive Form in den Vakuolen gespeichert werden.^[21]

Herstellung

Technische Herstellung

Technisch wird sie durch die [Kolbe-Schmitt-Reaktion](#) (vereinfacht auch als Salicylsäure-Synthese bezeichnet) aus Kohlenstoffdioxid und [Natriumphenolat](#) hergestellt. Diese künstliche Herstellung hat die Gewinnung aus Weidenrinde weitestgehend verdrängt.



Bereits 1874 wurde die Synthese der Salicylsäure nach einer Idee von Hermann Kolbe vom Labor in die fabrikmäßige Produktion übertragen, wobei der [Schmitt-Schüler Friedrich von Heyden](#) die [Salicylsäurefabrik Dr. F. von Heyden](#) in Dresden gründete, die ein Jahr später nach [Radebeul](#) übersiedelte. Von dort wurde die Salicylsäure als erstes industriell hergestelltes und „abgepacktes“ Medikament der Welt vertrieben. [Friedrich von Heyden](#) gilt als Gründer der industriellen Salicylsäureherstellung in der pharmazeutischen Industrie.

Anwendungen

Verwendung



„Salizylsalbe“ des Deutschen Roten Kreuzes aus den 1930er Jahren

Salicylsäure dient zur Herstellung von Farb- und Riechstoffen und der [Acetylsalicylsäure](#) (ASS, auch bekannt unter dem Markennamen *Aspirin*), die als schmerzstillender, entzündungshemmender und [gerinnungshemmender Arzneistoff](#) Verwendung findet. In Form des unlöslichen Salzes [Bismutsubsalicylat](#) wird sie gegen Durchfall und Störungen des Gastrointestinaltraktes eingesetzt.

Weiterhin wird Salicylsäure als Flussmittel beim [Weichlöten](#) verwendet.^[22]

Die Salicylsäure besitzt eine [antimikrobielle](#) Wirkung,^{[23][24]} jedoch ist ihr Einsatz als [Konservierungsstoff in Lebensmitteln](#) verboten. In Kosmetika ist die Salicylsäure gemäß der [Verordnung \(EG\) Nr. 1223/2009 über kosmetische Mittel](#) als Antischuppenmittel in Haarspülmitteln bis maximal 3 %, für sonstige Mittel bis zu einer Konzentration von 2 % und bei Verwendung als [Konservierungsstoff](#) bis maximal 0,5 % zugelassen. In [Arzneimitteln](#) zeigt Salicylsäure ab 5%iger Lösung einen für die [Aknetherapie](#) ausreichenden [kerato-](#) und somit auch [komedolytischen](#) Effekt.^[25] Die Wirkung beruht auf dem Abbau von [Talgpfropfen](#) in den [Follikeln](#) der [Epidermis](#). Zudem wirkt Salicylsäure entzündungshemmend auf die Haut und beeinflusst die [Arachidonsäurekaskade](#) positiv.^[26] In 10%iger Lösung wird sie zur Behandlung von [Hühneraugen](#), [Warzen](#) und [Hautpilzen](#) eingesetzt.

Beim Pferd wird die [Mauke](#) mit Salben behandelt die u. a. Salicylsäure enthalten

Name Serin

39

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

105,09

Summenformel

C3H7NO3

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

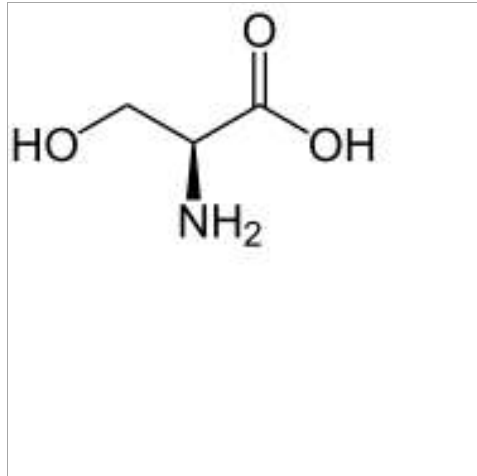
Trivialname

Strukturformel

302-84-1 (D

215

2-Amino-3-hydroxypropansäure,
Hydroxylamin, Ser, S



Siedepunkt in °C

225

Kurzbeschreibung

weiße, nadelförmige,
süßlich schmeckende
Kristalle

Dampfdruck in hPa

0

Löslichkeit

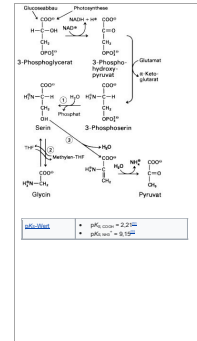
gut in Wasser (360 g·l⁻¹ bei 20 °C)[2]
unlöslich in Diethylether und Ethanol

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal



Geschichte

Eigenschaften

Serin liegt bei neutralem [pH-Wert](#) überwiegend als [Zwitterion](#) vor, dessen Bildung dadurch zu erklären ist, dass das [Proton](#) der [Carboxygruppe](#) an das Elektronenpaar des Stickstoffatoms der [Aminogruppe](#) wandert:



Zwitterionen von L-Serin (links) bzw. D-Serin (rechts)

Im elektrischen Feld wandert das Zwitterion nicht, da es als Ganzes ungeladen ist. Genaugenommen ist dies am [isoelektrischen Punkt](#) (bei einem bestimmten pH-Wert) der Fall, bei dem das Serin auch seine geringste Löslichkeit in Wasser hat. Der isoelektrische Punkt von Serin liegt bei 5,68.^[5]

Genauso wie alle Aminosäuren mit einer ([hydrophilen](#)) OH-Gruppe ([Hydroxygruppe](#)) kann Serin [phosphoryliert](#) werden und spielt somit bei der Aktivierung bzw. Inaktivierung von [Enzymen](#) eine wichtige Rolle. Außerdem befindet sie sich häufig im [aktiven Zentrum](#) von Enzymen und spielt daher für die Biokatalyse eine wichtige Rolle: Beispiele dafür sind die [Serinproteinasen](#) und ihre Inhibitoren, die Serpine (Serinproteinasen-Inhibitoren).

Vorkommen

Erstmals isoliert wurde L-Serin aus [Seide](#), genauer aus dem [Seidenbast](#), auch *Sericin* genannt, der leimartig in der Rohseide die [Fibroinfäden](#) verklebt und beim Entbasten entfernt wird.

Der umhüllende Bast des seidenen Fadens, den die Larve des Seidenspinners (*Bombyx mori*) zum Kokon spinnt, besteht zu einem Drittel aus Serin. Dessen Name geht auf das [lateinische](#) Wort *sericus* ‚seiden‘ zurück.

Serin ist ein wesentlicher Baustein von [Phosphatidylserinen](#), einer Gruppe der [Phosphoglyzeride](#) in der [Lipiddoppelschicht](#) der [Zellmembran](#).

Für Biosynthese und Abbau inklusive Strukturformeln siehe Abschnitt [Weblinks](#).

Durch Oxidation und folgende Transaminierung ausgehend von [3-Phosphoglycerat](#) wird Serin synthetisiert. Im Körper wird Serin zu [Glycin](#) abgebaut, es kann jedoch auch in einer [PALP](#)-abhängigen, eliminierenden [Desaminierung](#) durch die Serin-Dehydratase zu [Pyruvat](#) umgewandelt werden.

Herstellung

Technische Herstellung [Serin](#) | [Qualität](#) [Serin](#)
Industriell wird L-Serin durch Fermentation hergestellt. In einer geschlossenen Menge von 100–1000 Tonnen pro Jahr (1 Abbruchknoten) (zyklische Prozesse mit variablen Produktionszeiten) mit *Kompost* *inoculiert* werden. Das so verfertigte Gemisch von ca. 20 prozentigen Aminosäuren (Serin davon ist das L-Serin) wird aufgrund unterschiedlicher Löslichkeiten mittels *Ionenaustauschchromatografie* getrennt. Die einzelnen Fraktionen werden durch Umkristallisation gereinigt.
D-Serin [Serin](#) | [Qualität](#) [Serin](#)
In *Glutathion* und *Serotonin* wird D-Serin durch das Serine-Serin-Isomerase gebildet. An *Enzyme* *Enzymen* fungiert D-Serin als endogener *Co-faktor*. Es besteht an der N10-Position und verleiht die Affinität von *Glutathion* an dessen *Verhalten*. Es gibt Hinweise darauf, dass ein physiologischer Übergang von D-Serin eine Rolle im *Glutathion* spielen könnte.
In einigen Pflanzen ist die Serin-Isomerase in Stempel und Stempelblättern nachgewiesen und gibt dort eine Rolle in der Regulation des *Glutathion*.
Folioschilddrüsen L-Serin wird dabei zu D-Serin umkristallisiert und zum Folioschilddrüsen-Enzym *Co-faktor*.
Gene *Glutathion* *Glutathion* Alle Gene bilden im Folioschilddrüsen C1-Nuclei, die durch D-Serin aktiviert werden. Dadurch verleiht sie stabilisiertes Ca²⁺-Signal in der Folioschilddrüsen, das die Schilddrüsen bildet und regiert. Folioschilddrüsen in denen dieser Signalweg gestört wurde, tragen Schilddrüsen-Schilddrüsen, vorrangig sich und sind weniger *Co-faktor*.
Dieser pflanzliche Signalweg könnte in anderen Tieren, so die Schilddrüsen-vermittelte Kommunikation bildet eher mit dem vorderen Nervensystem der höheren Tiere in Zusammenhang gebracht werden.

Anwendungen

L-Serin findet in der Herstellung von Infusionslösungen und Kosmetika Verwendung. D-Serin ist Ausgangsstoff für die Synthese des Antibiotikums D-Cycloserin.

(Quelle:

<https://www.spektrum.de/lexikon/biologie/serin/6115>

6)

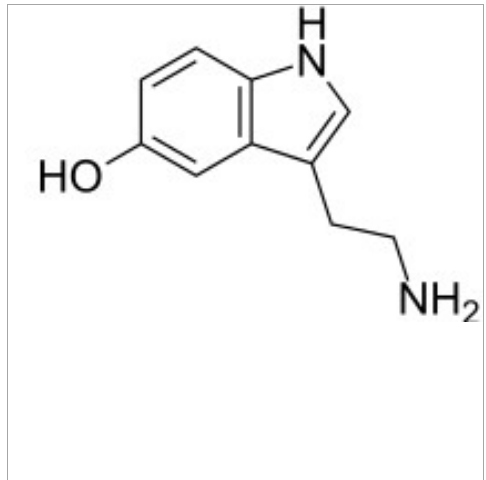
Name Serotonin

87 ID-organisch Molare Masse in g/mol 176,22

Summenformel C10H12N2O CAS-Numm 50-67-9 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 167

5-Hydroxytryptamin
Enteramin
3-(2-Aminoethyl)-1H-
indol-5-ol



Kurzbeschreibung

hygroskopische,
lichtempfindliche Kristalle
(Serotonin-Hydrochlorid)

Löslichkeit

löslich in Wasser (20 g·l⁻¹ bei 27 °C)[3] und Ethanol (3 g·l⁻¹)
(Serotonin-Hydrochlorid)[4]

Siedepunkt in °C

0

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

30 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, i.v., Serotonin)

Geschichte

Das Vorkommen eines Stoffes im Blut, der die Blutgefäße kontrahiert, wurde bereits Mitte des 19. Jahrhunderts von [Carl Ludwig](#) angenommen.^[1] [Vittorio Erspamer](#) isolierte in den 1930er Jahren einen Stoff aus der [Schleimhaut des Magen-Darm-Trakts](#), der die [glatte Muskulatur](#) kontrahieren lässt. Er nannte ihn „Enteramin“.^[2] 1948 isolierten [Maurice Rapport](#), [Arda Green](#) und [Irvine Page](#) eine Blutgefäße kontrahierende Substanz und gaben ihr den Namen „Serotonin“.^[3] Die Struktur dieser Substanz, die Maurice Rapport vorschlug,^[4] konnte 1951 durch [chemische Synthese](#) bestätigt werden.^[5] Kurz darauf konnte Vittorio Erspamer zeigen, dass das von ihm gefundene Enteramin und Rapports Serotonin identisch sind.^[6] Irvine Page und [Betty Twarog](#) gelang 1953 mit dem Nachweis von Serotonin im Gehirn eine weitere wichtige Entdeckung.^[7]

Nach der Entdeckung des Serotonins wurden die für seine Wirkung verantwortlichen [Rezeptoren](#) intensiv untersucht. [John Gaddum](#) führte eine erste Unterscheidung in „D“- und „M“-Rezeptoren ein.^[8] Doch erst mit der Etablierung [molekularbiologischer](#) Methoden in den 1990er Jahren wurde offensichtlich, dass beim Menschen mindestens 14 verschiedene [Serotonin-Rezeptoren](#) existieren, die für die vielfältigen Wirkungen des Serotonins verantwortlich sind.^[9]

Eigenschaften

Serotonin, auch **5-Hydroxytryptamin (5-HT)** oder **Enteramin**, ist ein **Gewebshormon** und **Neurotransmitter**. Es kommt unter anderem im **Zentralnervensystem**, **Darmnervensystem**, **Herz-Kreislauf-System** und im **Blut** vor. Der Name dieses **biogenen Amins** leitet sich von seiner Wirkung auf den **Blutdruck** ab: Serotonin ist eine Komponente des **Serums**, die den **Tonus** (Spannung) der **Blutgefäße** reguliert und zur **Blutgerinnung** beiträgt. Es wirkt außerdem auf die Magen-Darm-Tätigkeit und die **Signalübertragung** im Zentralnervensystem.

Chemische Eigenschaften [Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Serotonin gehört – wie auch das **Tryptamin** – zur Gruppe der **Indolamine** bzw. **Tryptamine**. Serotonin ist wegen seiner primären **aliphatischen Aminogruppe** eine schwache **Base**. Seine **Säurekonstante** pK_s von 10,4 ist mit der des Tryptamins vergleichbar. Daher liegt Serotonin unter physiologischen Bedingungen in überwiegend **protonierter** Form vor. In seiner protonierten Form ist Serotonin zur **Fluoreszenz** befähigt. Diese Eigenschaft wird auch zu seinem Nachweis genutzt. Das Absorptionsmaximum liegt bei 309 nm und das Emissionsmaximum bei 336 nm.^[2]

Vorkommen

Serotonin ist in der Natur weit verbreitet. Bereits einjährige Organismen wie **Zugvögel** können Serotonin produzieren.^[3] Als Produzenten gelten ebenso **Pflanzen** und höhere **Pilze**.^{[3][4]} In den Rindenschichten der Hirnrinde ist Serotonin für dessen **koloniale** Wirkung unverzichtbar. Zu den serotonenreichsten pflanzlichen Lebensmitteln zählen **Walnüsse**, die über 300 µg/g Serotonin enthalten können, aber auch **Kochbananen**, **Ananas**, **Bananen**, **Kais**, **Pflaumen**, **Trauben**, **Kakao** und daraus hergestellte Produkte wie **herzgeschnittene Schokolade** enthalten mehr als 1 µg/g Serotonin.^{[5][6]} Der ungewöhnlich hohe Serotingehalt, speziell bei Walnüssen, wird mit einem spezifischen **Abwehrmechanismus** von entzündenden **Keimorganen** zu erklären versucht. Serotonin-Chelate treten bekanntlich auch als **Heilbestandteil** in **spezialisierten pflanzlichen Drogen** auf, wie z. B. **DMT**, **5-MeO-DALT** und **Balañosin** in **Yopo**, einem psychoaktiven **Rauschmittel** aus der **Pflanze Anadenanthera peruviana**.^[7] Für weitere Abkömmlinge des Serotonins, wie **Feruloserotonin** und **4-Carboxyserotonin**, wird eine Funktion als **Phytoalexin** zum Schutz vor **Microorganismen** angenommen.^[8]

In Tarnschilf (*Sagittaria*) in sauren Quellen **Salz** enthalten. Es ist hier einer der **physiologisch ältesten Neurotransmitter** und kommt, wie auch seine Rezeptoren, im Nervensystem bereits zu einfacher Vorstufe wie dem **Palaosin** (**5-Hydroxytryptophan**) vor.^[9] Es wird vermutet, dass das Serotoninsystem, bestehend aus Serotonin und seinen Rezeptoren, bereits im **Paläozoikum** vor über 700 Millionen Jahren entstand.^[10]

Serotoninkonzentration in ausgewählten Körperflüssigkeiten

Körperflüssigkeit	Konzentration (pmol/l)
Gehirn-Rückenmarks-Flüssigkeit	<40 ^[11]
Thrombocytenarmes Plasma	4–15 ^[12]
Thrombocytenreiches Plasma	1000–2500 ^[12]
Blutserum	300–500 ^[12]
Urina	1200 ^[13]
Uter	500–1000 ^[14]

Im menschlichen Organismus kommt die größte Menge an Serotonin im **Magen-Darm-Trakt** vor. Hier werden etwa 10 % der gesamten Serotoninmenge des Körpers, die auf 10 mg geschätzt wird, gespeichert. Eine 80 % des Serotonins des Magen-Darm-Trakts werden in den **enterochromaffinen Zellen** gespeichert, die bürgerlich 10 % sind in den **Neurone** (Neuronen) des **Darmnervensystems** zu finden.^[15] Das Serotonin des Blutes ist fast ausschließlich auf die **Thrombozyten** (Blutplättchen) verteilt.^[16] Dieses Serotonin wird von den **enterochromaffinen Zellen** des Magen-Darm-Trakts produziert und nach Abgabe in das Blut von den **Thrombozyten** aufgenommen. Auch **basophile Granulozyten** und **Mastzellen** können, zumindest bei **Nagetieren**, Serotonin speichern und **freisetzen**. In **Zentralnervensystem** befindet sich Serotonin insbesondere in den **Neuronen der Raphe-Kerne**. Eine **pathologisch vermehrte Produktion**

Herstellung

Biosynthese [Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

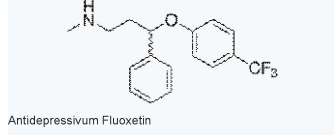
Beim Menschen und bei Tieren wird Serotonin aus der **Aminosäure L-Tryptophan** in einer **Zwei-Schritt-Reaktion** unter Beteiligung der **Enzyme Tryptophanhydroxylase** und **Aromatische-Acetyltransferase/Decarboxylase** **weggebaut**. Im ersten Schritt entsteht als **Zwischenprodukt** die **nicht-proteinoide Aminosäure 5-Hydroxytryptophan** (**5-HTP**). Im zweiten Schritt erfolgt eine **Decarboxylierung** zum Endprodukt Serotonin. Der wichtigste Produktionsort sind die **enterochromaffinen Zellen der Darmschleimhaut**. Von hier aus wird das produzierte Serotonin über die **Blutgefäße** transportiert. Eine **Passage der Blut-Hirn-Schranke** ist jedoch nicht möglich, sodass Serotonin auch im **Zentralnervensystem** produziert werden muss. Den Stellenwert der neuronalen Serotoninproduktion zeigt die **Anwesenheit** einer zweiten **paralogen Tryptophanhydroxylase** im Gehirn, die bereits vor der **Entwicklung der Wirbeltiere** durch **Geneverdopplung** aus der ersten **Isocform** hervorging.^[17] Die Biosynthese von Serotonin in Pflanzen weicht in der Reihenfolge ihrer Schritte von der in Tieren ab. Unter Beteiligung der **Tryptophan-decarboxylase** wird im ersten Schritt **L-Tryptophan** zum **Zwischenprodukt Tryptamin** decarboxyliert. Im zweiten Schritt erfolgt eine **Hydroxylierung** mit Hilfe der **Tryptamin-5-Hydroxylase** zum Endprodukt Serotonin.^[18]

Anwendungen

Pharmakologie [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Serotonin selbst findet keine therapeutische Anwendung. Demgegenüber werden [Arzneistoffe](#), welche die Freisetzung, die Wirkung, die Wiederaufnahme und den Abbau von Serotonin beeinflussen, in vielfältiger Weise zur Behandlung und Vorbeugung von Krankheiten eingesetzt. Das mengenmäßig größte Einsatzgebiet von Arzneistoffen mit einer Wirkung auf das Serotonin-System sind psychische Erkrankungen. Auch andere [psychotrope Substanzen](#), die keine ärztliche Wirkung entfalten, wirken auf Serotoninrezeptoren. Ebenso entfalten manche Nahrungsmittel und Nahrungsergänzungsmittel Wirkungen im Serotoninsystem des Gehirns.

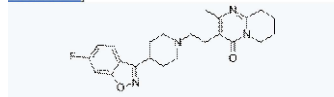
Antidepressiva [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)



Antidepressivum Fluoxetin

In der Behandlung von [Depressionen](#) besitzen [selektive Serotonin-Wiederaufnahmehemmer](#) (SSRI) wie beispielsweise [Fluoxetin](#), [Fluvoxamin](#), [Paroxetin](#), [Sertalin](#) und [Citalopram](#) einen hohen Stellenwert. Sie sind Hemmstoffe des [Serotonintransporters](#) und führen zu einer erhöhten Konzentration und einem verlängerten Verbleib von Serotonin im [synaptischen Spalt](#). Auch die Wirkung der älteren [trizyklischen Antidepressiva](#) beruht – zumindest zum Teil – auf einer Hemmung des Serotonintransporters. Die ebenfalls als [Antidepressiva](#) genutzten [MAO-Hemmer](#) wie [Tranylcypromin](#) und [Moclobemid](#) verdanken ihre Wirksamkeit einer Hemmung des serotoninabbauenden Enzyms Monoaminoxidase.

Neuroleptika [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)



Neuroleptikum Risperidon

Die von den klassischen [Neuroleptika](#) abweichenden klinischen Eigenschaften zahlreicher [atypischer](#)

Name Stearidonsäure

76 ID-organisch Molare Masse in g/mol 276,14

Summenformel C18H28O2 CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 20290-75- -57

Moroctsäure[1]
Moroctinsäure[



Siedepunkt in °C

0

Kurzbeschreibung

Flüssigkeit

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

Geschichte

Eigenschaften

Stearidonsäure (SDA) ist eine [Alkensäure](#) aus der Gruppe der mehrfach ungesättigten [Omega-3-Fettsäuren](#). Sie ist eine vierfach [ungesättigte](#) Fettsäure die zu den *Isolensäuren* zählt, weil die vier [Doppelbindungen](#) jeweils durch eine [Methylengruppe](#) getrennt sind. Die vier Doppelbindungen befinden sich an den Positionen 6, 9, 12, 15 und sind alle *cis*-konfiguriert. Sie ist Isomer zur [Ixorinsäure](#) (von *Ixora chinensis*) 18:4-delta-8c,10c,12c,14t und α - und β -[Parinarsäure](#) 18:4-delta-9,11,13,15, sowie mit der [Coniferonsäure](#) 18:4-delta-5c,9c,12c,15c.

Vorkommen

Sie kommt verestert als [Triacylglycerid](#) in [Fischölen](#), [Algen](#) und Pilzen vor und auch in verschiedenen Pflanzenölen, wie im [Hanföl](#) sowie im Öl von [Nachtkerzen](#) (*Oenothera*), oder auch in der Schwarzen Johannisbeere (*Ribes nigrum*). In größeren Mengen von ca. 10 bis 25 Prozent ist sie in verschiedenen Arten von [Raubblattgewächsen](#) (Boraginaceae) [Lappula](#), [Echium](#), [Lithospermum](#) und in [Primeln](#)-Arten (*Primula* spp.) enthalten.^[5] Auch gibt es eine gentechnisch veränderte [Sojabohne](#) (MON87769), die zum landwirtschaftlichen Anbau zugelassen ist und einen erhöhten Gehalt an Stearidonsäure aufweist.

Herstellung

Anwendungen



Name Terephthalsäure

82 ID-organisch Molare Masse in g/mol 166,13

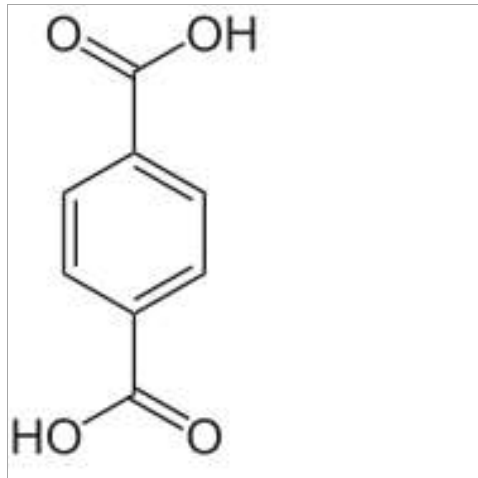
Summenformel C8H6O4 CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 100-21-0 402

para-Phthalsäure

Kurzbeschreibung

farblos, kristalliner Feststoff mit säuerlichem Geruch



Siedepunkt in °C

402

Dampfdruck in hPa

1,33

Dd-Temperatur in °C

78 Reaktionen

Löslichkeit

praktisch unlöslich in Wasser: 15 mg·l⁻¹ (20 °C)[1], Alkoholen und Ether, besser löslich in heißer Schwefelsäure, Pyridin, Dimethylsulfoxid und Dimethylformamid

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

5 mg/m³ >6400 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)

Geschichte

erephthalsäure oder **para-Phthalsäure** ist eine [organisch-chemische Verbindung](#) und gehört zu den [aromatischen Dicarbonsäuren \(Benzoldicarbonsäuren\)](#). Der Name der Säure leitet sich von [Terpentinöl](#), durch dessen Oxidation sie erstmals dargestellt wurde, sowie von [Phthalsäure](#), zu der sie [isomer](#) ist, ab.^[6] Üblicherweise wird sie in Form eines farblosen, rieselfähigen Pulvers zur Herstellung von gesättigten [Polyestern](#) verwendet. [Konstitution isomere](#) sind die Phthalsäure und die [Isophthalsäure](#). Wegen der rasant wachsenden Produktionsmengen des Polyesters [Polyethylenterephthalat](#) (PET) wird der Verbrauch des Hauptmonomeren Terephthalsäure im Jahr 2012 auf ca. 50 Millionen Tonnen geschätzt.^[6] Damit zählt Terephthalsäure zu den volumenmäßig größten organischen Chemieprodukten weltweit.

InfoSheet	<ul style="list-style-type: none">• pK_{s1} = 3,54• pK_{s2} = 4,47
<small>Terphthalat ist nicht sehr toxisch. Bei Kontakt kann es zu leichten, reversiblen Reizungen der Haut, der Augen und Atemwege kommen. Die LD₅₀ liegt für Ratten bei 15,8 g/kg Körpergewicht, für Mäuse bei 6,4 g/kg. Bei der Aufnahme von hohen Dosen (bis zu 3 Prozent) der Futterrationen wurden, kann es bei Ratten zur Bildung von Blasensteinen und Calciumoxalathydrat. Diese Steine verkleben die Harnblase und führen zu Krebs. Terphthalatesterale können mit der Luft angereicherter Gase Gemische bilden. Die für eine Explosion nötige Mindestkonzentration von Terphthalat ist bei 40 g/m³ bei 20 °C, der erforderliche Sauerstoffanteil liegt bei 12,4 Prozent. Bei 250 °C ist nur noch ein Sauerstoffanteil von 11,1 Prozent nötig. Es wurde berichtet, dass über einer Konzentration von 400 g/m³ Terphthalat keine Explosion mehr erfolgt. Der Siedepunkt von Terephthalsäure beträgt 260 °C und die Schmelztemperatur liegt bei 278 °C. Bei der Reaktion mit starken Oxidationsmitteln kann es zu Hitzeentwicklung kommen.</small>	

Eigenschaften

Sie wird hauptsächlich zur Herstellung von gesättigten [Polyestern](#) mit aliphatischen [Diolen](#) als [Comonomer](#) verwendet. Etwa 90 Prozent der Jahresproduktion von Terephthalsäure gehen in die Produktion des [Kunststoffs Polyethylterephthalat](#) (PET) (ca. 2/3 der Gesamtmenge) und Lebensmittelverpackungen (ca. 1/3), insbesondere Getränkeflaschen. Als Comonomere werden dabei [Ethylenglycol](#) und bis zu 5 mol% [Isophthalsäure](#) und [Diethylenglycol](#) verwendet. Die jährliche Produktionsmenge von Terephthalsäure im Jahr 2006 betrug 37,3 Millionen Tonnen,^[34] bis 2014 soll die PTA-Kapazität um mehr als 15 Millionen Tonnen zunehmen, davon ca. 68 % in China.^[35] Einige Hunderttausend Tonnen Terephthalsäure fließen in die Produktion technischer Polyester wie [Polybutylterephthalat](#) (PBT) für thermisch anspruchsvollere Automobilanwendungen im Motorraum und relativ geringe Mengen in aromatische [Polyamide](#) vom Typ [Aramid](#) (z. B. *Kevlar*TM) für hochreißfeste Fasern. Terephthalsäure wird außerdem als Linkermolekül für die [Synthese](#) von [Metall-organischen Gerüstverbindungen](#) eingesetzt. Dazu gehören beispielsweise die Strukturfamilien [MOF-5](#), [MIL-53](#), [MIL-68](#), [MIL-88](#) oder [MIL-101](#).

Name Thiamin

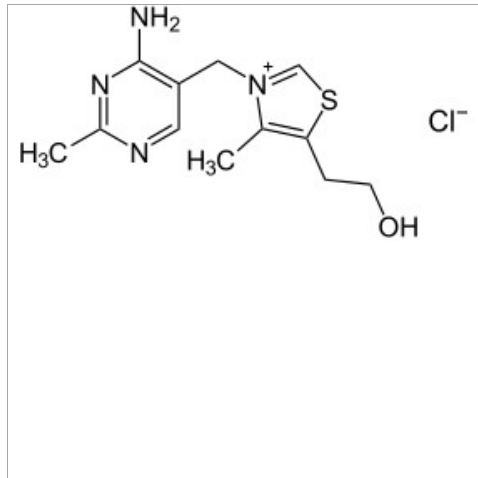
91 ID-organisch Molare Masse in g/mol 337,27

Summenformel C12H17ClN4OS (Chlorid) CAS-Numm 59-43-8 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 120

Vitamin B1, Thiaminchlorid Aneurin

antirauisches Vitamin Kurzbeschreibung farbloses Pulver, charakteristischer Geruch



Siedepunkt in °C

248

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

sehr gut löslich in Wasser (500 g·l⁻¹)

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

214 mg·kg⁻¹·30 W⁻¹ (TDLo, Mensch)

Folgen einer Überdosierung (Hypervitaminose) (siehe auch: [Zusatzstoffe](#)) Thiamin besitzt eine große therapeutische Breite. So zeigen bei experimenteller Zufuhr bei Ratten, dass selbst eine 100-fach über dem täglichen Bedarf liegende Dosis über drei Generationen keine Nebenwirkungen verursachen konnte. Nach Verabreichung in den Muskel bzw. in die Vene wurden allerdings in Einzelfällen mit schweren Überempfindlichkeitsreaktionen bis hin zu Atemnot und Schockzuständen beobachtet. Wegen dieser allergischen Reaktionen sollte Vitamin B₁ daher nur in Ausnahmefällen [parental](#) angewendet werden, orale Therapie bei Weite zur Vitamin-B₁-Substitution ist die habituelle und dadurch hervorragend gewebefähige Thiamin-Führung. Da bei Verzehr auch in hohen Mengen keine nachteiligen gesundheitlichen Folgen beobachtet wurden, oral aufgenommenes Thiamin wird über den Urin ausgeschieden, wobei das BMR auf eine Forderung von Höchstmengen verzichtet.

Geschichte

- 1882 erkannte der Japaner [Kasahiro Takaki](#), dass die schon um 2600 v. Chr. in China bekannte [Beriberi](#)-Krankheit durch zweckmäßige Ernährung (aus dem Vitamin-B-Eereich) geheilt werden kann.
- 1897 wies der [Nobelpreis](#)-Gewinner für Medizin/Physiologie (Nobelpreis 1929) [Christiaan Eijkman](#) Vitamin-B₁-Mangelerkrankungen durch das Fehlen von poliertem [Reis](#) nach und zeigte, dass durch die Verfeinerung der Silberhülchen ([Kasag](#)) des Reises der Mangel behoben werden kann. Wegen seiner Wirkung auf die Nerven wurde es zunächst anti-polierendes Faktor genannt.
- 1910 entdeckte [Limstap](#) [Suzuki](#) das Thiamin, als er untersuchte, warum Reiskekse Beriberi-Kranke heilte. Er nannte es erst [aberric acid](#) und später Oryzamin.
- 1912 isolierte [Casimir Funk](#) aus Reiskekse [B₁](#), hielt es aber fälschlicherweise für Thiamin und prägte aufgrund der insozial entdeckten [Antipolierose](#) den Begriff [Vitamin B₁](#).
- 1926 wurde das Vitamin erstmals von [Barend C.P. Jansen](#) und [Wim F. Donath](#) in kristalliner Form aus Reiskekse isoliert und als antineuritisches Vitamin (Aneurin) bezeichnet.
- 1932 erhielt es dann aber von [Wladimir](#) wegen seines Schwefelgehaltes die Bezeichnung Thiamin, die heute der einzig zulässige Name ist.
- 1936 wurde die Struktur von Vitamin B₁ etwa gleichzeitig von [Robert R. Williams](#) und [Rudolf Crewe aufgekärt](#). Die Synthese erfolgte durch [Robert R. Williams](#) und von [Hans Andersag](#) und [Kurt Westphal](#) 1937.
- 1952 entdeckte die japanische Forschergruppe um [Fujiwara](#) das fettlösliche Thiamin-[Prodrug](#) [Benfotiamin](#), mit dem sich hohe Thiaminspiegel in den Zielorganen erreichen lassen.

Eigenschaften

Thiamin, **Vitamin B₁**, oder **Aneurin** ist ein wasserlösliches **Vitamin** aus dem **B-Komplex** von schwachem, aber charakteristischem Geruch und ist insbesondere für die Funktion des Nervensystems unentbehrlich. Wird das Vitamin B₁ für ca. 14 Tage dem Körper nicht mehr zugeführt, sind die Reserven zu 50 % aufgebraucht.

Thiamin besteht aus zwei Ringsystemen, die durch eine Methylenbrücke miteinander verbunden sind: einem **Pyrimidin**- und einem **Thiazolring**.

Funktion

Thiamin wird im Darm über den aktiven **Thiamintransporter** und in hohen Konzentrationen vorliegend auch durch Diffusion aufgenommen. Es existieren seltene erbliche Mangelkrankheiten dieser Proteine. Bei der **Thiamin-responsiblen, megaloblastären Anämie** (TRMA) kommt es durch Mutationen im **SLC19A2**-Gen zu Funktionsverlust des aktiven Thiamintransporters. Hierdurch kann das in der Nahrung in niedrigen Konzentrationen vorliegende Thiamin nicht mehr ausreichend aufgenommen werden. Dies führt zum charakteristischen Krankheitsbild der TRMA mit einem Diabetes mellitus, Schwerhörigkeit und einer megaloblastären Anämie. Unbehandelt führt die TRMA zum Tode. Durch Verabreichung einer hohen Dosis von Thiamin kann ausreichend Thiamin über den Darm durch Diffusion aufgenommen werden.^[a]

Thiamin selbst wird im Körper nicht verwendet. Mithilfe des Enzyms **Thiaminpyrophosphokinase** wird es zunächst zu **Thiaminpyrophosphat** (TPP, auch Thiamindiphosphat, TDP) umgewandelt. In dieser biologisch aktiven Form ist es **Coenzym** der **Pyruvatdehydrogenase E1**, der **α-Ketoglutarat-Dehydrogenase**, der **α-Ketolsäure-Dehydrogenase** und der **Transketolase**.

Glucosstoffwechsel und MitochondrienBearbeiten | Quelltext bearbeiten

Mittels Pyruvatdehydrogenase-Komplex (PDC) wird in den **Mitochondrien** **Pyruvat** zu **Acetyl-CoA** umgebaut. TPP dient diesem Enzymkomplex als **Coenzym** bei der Abspaltung von **CO₂** und macht damit die **aerobe** Verwertung von **Glucose** (und damit auch anderer Kohlenhydrate) erst möglich.^[a]

Ist dieser Stoffwechselweg blockiert, wird im **Cytsol** aus Pyruvat durch **Milchsäuregärung** **Lactat** erzeugt, was eine vergleichsweise ineffiziente Form der Energiegewinnung darstellt.^[a]

Verluste in NahrungsmittelnBearbeiten | Quelltext bearbeiten

Thiamin ist hitzeempfindlich, es wird durch Kochen zerstört. Es ist wasserlöslich, dadurch geht beim Kochen in Wasser ein Teil ins Kochwasser verloren. In rohem Fisch und Farnen ist das Enzym **Thiaminase** enthalten, das Thiamin abbaut und somit verschiedene Konservierungsstoffe aus der Gruppe der **Sulfite** (E 220 – E 228)^[a] zersetzen ebenfalls Thiamin.

Bei der Herstellung von weißem **Mais** (z. B. Typ 405) oder weißem Reis wird der braune Keim der Pflanze vom Rest des Samens (Endosperm) entfernt; der Keim enthält jedoch das gesamte Vitamin B₁ des Samens, welches zur Verbrennung der enthaltenen Kohlenhydrate benötigt wird.

Im Gegensatz dazu bleibt in Vollkornmehl, braunem Reis oder **parboiled Reis** das Vitamin B₁ weitestgehend erhalten.

Anreicherung in LebensmittelnBearbeiten | Quelltext bearbeiten

Um den Verlust bei der Verarbeitung auszugleichen, wird in vielen Ländern dem Mehl und Reis das Vitamin B₁ wieder künstlich zugesetzt. Inzwischen verfahren 71 Länder bei Mehl so, darunter Großbritannien, USA und Kanada, jedoch nicht Deutschland^[a]. Thiaminhydrochlorid ist in der EU durch die **Verordnung (EG) Nr. 1334/2008** unter der **E1-Nummer** 16.027 als **Aromastoff** zugelassen.

Vorkommen

VorkommenBearbeiten | Quelltext bearbeiten

Pro 100 g der folgenden Lebensmittel sind laut **Bundeslebensmitteluntersuchungsamt** (BfL) bzw. **Roepke Ernährungswissen** die angegebenen Mengen Thiamin enthalten:

Nahrungsmittel	Thiamin mg/100 g
Bierhefe, biologisch	13,0
Weizenbrot	2,01
Brotweizen	0,6 bis 2,2 ^[a]
Sonnenblumenkeim , frisch	1,9
Brot, Weizen , gepresst	1,0
Salzbrötchen , frisch	0,44
Senf , geröstet	0,4
Kamut (Khorasan-Weizen)	0,40
Vollkorngeteide (Weizen, Gerste, Mais, Reis – nicht erhitzt)	0,35–0,46
Teff (ethiopisch-ertrisches Stützgetreide)	0,3
Erbsen , grün, frisch	0,3
Macadamianüsse , frisch	0,28
Schweinefleisch (mitlerleib), frisch	0,23
Linsengetreide , frisch	0,10

Herstellung

Anwendungen

Bedarf

(Zufuhrempfehlung)[\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)

- Säuglinge (bis 12 Monate): 0,2–0,4 mg/Tag^[15]
- Kinder (1–15 J.):
 - weiblich: 0,6–1,1 mg/Tag^[15]
 - männlich: 0,6–1,4 mg/Tag^[15]
- Frauen: 1,0 mg/Tag^[15]
 - Schwangere (ab 4. Monat): 1,2–1,3 mg/Tag^[15]
 - Stillende: 1,3 mg/Tag^[15]
- Männer 1,1–1,3 mg/Tag^[15]

Der Bedarf korreliert mit dem täglichen Energieverbrauch. Daher benötigen Männer und junge Erwachsene etwas mehr Vitamin B₁.^[11]

In Südamerika wird häufig Thiamingabe vor Reisen in das Amazonasgebiet als Abwehr gegen Moskitos eingesetzt, da die Mücken den Geruch ablehnen würden. Die Schutzwirkung ist individuell verschieden und wird von zahlreichen Autoren angezweifelt.

Thiamin wird im Blut, in der Leber, der Niere, im Gehirn und in den Muskeln gespeichert, wenngleich die Speicherfähigkeit mit 25–30 mg eher niedrig ist.^[11]

Versorgungssituation in

Deutschland[\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)

Laut der Nationalen Verzehrstudie II von Mitte der 2000 Jahre liegt in allen Altersgruppen der Median der Vitamin-B₁-Zufuhr deutlich über der empfohlenen Zufuhr, jedoch erreichen 21 % der Männer und 32 % der Frauen die empfohlene tägliche Zufuhr von Vitamin B₁ nicht.^[16] Daraus resultiert aber nicht notwendigerweise ein Mangel.^[14]

Mangelscheinungen

(Hypovitaminose)[\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)

Siehe auch: *Hypovitaminose*

Bereits 1896 stellte Christiaan Eijkman nach seiner Rückkehr von seiner Asienreise nach Europa fest: „Weißer Reis kann giftig sein!“ Zuvor hatte er in Java gehäuft Fälle von Beriberi beobachtet, die durch eine gründlichere Politur des weißen Reises verursacht wurde.^[17] Mangelscheinungen treten insbesondere in Ländern auf, in denen weißer Reis das

Name Threonin

40

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

119,12

Summenformel

C4H9NO3

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

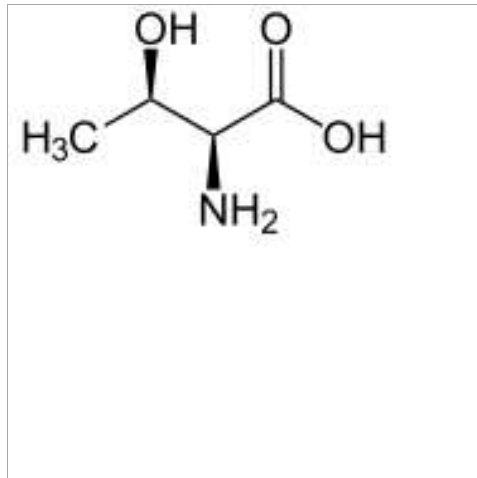
Trivialname

Strukturformel

80-68-2

255

T,THR, 2-Amino-3-hydroxybutansäure
 α -Amino- β -hydroxybuttersäure
Kurzbeschreibung



Siedepunkt in °C

255

farbloser Feststoff mit
charakteristischem Geruch

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

schlecht in Wasser (90 g·l⁻¹ bei 20 °C)
unlöslich in organischen Lösungsmitteln
praktisch unlöslich in Ethanol, Diethylether und Chloroform

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

3098 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, i.p.)

Schmelzpunkt	255 °C (Übersetzung, L-Threonin) ^[1]
pH-Wert	<ul style="list-style-type: none">pK_{s,1} = 2,17 (L-Threonin)^[4]pK_{s,2} = 9,00 (L-Threonin)^[4]pI = 5,59 (L-Threonin)^[4]

[Abbau](#)^[bearbeiten] | [Quelltext](#) ^[bearbeiten]

Für Abbau inklusive Strukturformeln siehe Abschnitt Weblink.
L-Threonin wird entweder zu [2-Aminobutanol](#) sowie [Diacetyl](#) abgebaut, was von der Threonin-Dehydrogenase (EC 1.1.1.13) katalysiert wird. Die Aminosäure kann aber auch zu [Diacetyl-CoA](#) umgesetzt werden.

Geschichte

Der amerikanische Biochemiker [William Cumming Rose](#) beschäftigte sich während seiner wissenschaftlichen Laufbahn intensiv mit der Bedeutung von Aminosäuren für die Ernährung.^[10] Bei Versuchen an Ratten in den 1930er Jahren musste er feststellen, dass die Fütterung mit den bis dahin bekannten 19 Aminosäuren nicht für ein Wachstum der Ratten ausreichte.^[11] Daraufhin suchte er systematisch nach einer weiteren essentiellen Aminosäure; schließlich konnte er sie aus Fibrin isolieren und ihrer Struktur nach identifizieren.^[12] Mit dieser als Threonin bezeichneten Aminosäure war damit die letzte der [kanonischen](#) proteinogenen Aminosäuren entdeckt. Der Name Threonin wurde aufgrund der [Threose](#)-Grundstruktur dieser Aminosäure gewählt.

Eigenschaften

Threonin, abgekürzt **Thr** oder **T**, ist in seiner natürlichen L-Form eine [essentielle proteinogene \$\alpha\$ -Aminosäure](#).

Im Threonin findet sich am β -Kohlenstoffatom (= 3-Position) eine [Hydroxygruppe](#); es kann auch als 3-Methyl-[Serin](#) oder 3-hydroxyliertes Desmethyl-[Valin](#) betrachtet werden. Aufgrund der Hydroxygruppe ist Threonin wesentlich polarer und reaktiver als Valin.

Threonin wird zu den polaren Aminosäuren gezählt. Es kann an seiner Hydroxygruppe phosphoryliert werden, was bei der Regulation von Enzymen eine Rolle spielen kann.

Die hier angegebenen Daten beziehen sich nur auf L-Threonin und D-Threonin.

- Restname: Threonyl
- [Seitenkette](#): [hydrophil](#)
- [isoelektrischer Punkt](#): 5,64^[13]
- [Van-der-Waals-Volumen](#): 93
- [Lipidlöslichkeit](#): $\log K_{OW} = -0,7$

Vorkommen

Threonin ist Bestandteil von tierischen und pflanzlichen [Proteinen](#). Der Tagesbedarf für Erwachsene wird mit etwa 16 mg pro kg Körpergewicht angenommen.^[2] Die folgenden Beispiele für den Gehalt an Threonin beziehen sich jeweils auf 100 g des Lebensmittels, zusätzlich ist der prozentuale Anteil am Gesamtprotein angegeben.^[3]

Lebensmittel	Protein	Threonin	Anteil
Rindfleisch, roh	21,26 g	849 mg	4,0 %
Hähnchenbrustfilet, roh	23,09 g	975 mg	4,2 %
Lachs, roh	20,42 g	860 mg	4,2 %
Hühnerei	12,58 g	556 mg	4,4 %
Kuhmilch, 3,7 % Fett	3,28 g	148 mg	4,5 %
Walnüsse	15,23 g	596 mg	3,9 %
Weizen-Vollkornmehl	13,70 g	395 mg	2,9 %
Mais-Vollkornmehl	6,93 g	261 mg	3,8 %
Reis, ungeschält	7,94 g	291 mg	3,7 %
Erbsen, getrocknet	24,55 g	872 mg	3,6 %

Alle diese Nahrungsmittel enthalten L-Threonin chemisch gebunden als Proteinbestandteil, nur ausnahmsweise freies L-Threonin. In Fischen sind die [Anti-Frost-Proteine](#) fast ausschließlich aus L-Threonin und [L-Alanin](#) aufgebaut.^[3]

Herstellung

Biosynthese[\[Bearbeiten\]](#) [Quelltext bearbeiten](#)

Da L-Threonin zu den essentiellen Aminosäuren gehört, muss L-Threonin mit der Nahrung durch L-Threonin-haltige Proteine aufgenommen werden. In Pflanzen und Mikroorganismen beginnt die Biosynthese des L-Threonins ausgehend vom L-[Aspartat](#), dessen Ursprünge ([Oxalacetat](#)) dem [Citratcyclus](#) entstammen. Das L-Aspartat wird über zwei Zwischenstufen, mittels entsprechender [Enzyme](#) (Aspartatkinase, Aspartatsemialdehyd-Dehydrogenase, Homoserindehydrogenase) zum L-[Homoserin](#) umgesetzt. In einem weiteren Schritt wird der primäre Alkohol vom L-Homoserin von einer Homoserinkinase phosphoryliert. Dieses Phosphohomoserin wird im letzten Schritt von der Homoserinphosphat-Mutaphosphatase (PLP) zum L-Threonin umgesetzt.

Herstellung[\[Bearbeiten\]](#) [Quelltext bearbeiten](#)

L-Threonin kann nach der Extraktionsmethode mit Hilfe von [Ionenaustauschern](#) aus [Protein-Hydrolysaten](#) gewonnen werden. Vorwiegend wird L-Threonin heute jedoch durch [Fermentation](#) hergestellt.

Anwendungen

Als Bestandteil von Aminosäure-Infusionslösungen [Aminoplasma[®] (D), Aminosteril[®]-N-Hepa (D), Primene[®] (A)] zur parenteralen Ernährung findet L-Threonin, neben anderen Aminosäuren, breite Anwendung in der Humanmedizin. Für Patienten mit gestörter Verdauung wurde eine oral anzuwendende „chemisch definierte Diät“ entwickelt, die L-Threonin enthält. In dieser Diät bilden die Aminosäuren die Stickstoffquelle; alle lebensnotwendigen Nährstoffe liegen in chemisch genau definierter Form vor.^[14]

Viele Getreidesorten weisen einen zu geringen Gehalt einer essentiellen Aminosäure auf. Durch diesen Mangel an nur einer Aminosäure sinkt die Verwertbarkeit aller aufgenommenen Aminosäuren auf den durch die in zu geringer Menge enthaltene essentielle Aminosäure („limitierende Aminosäure“)^[14] bestimmten Wert. Man steigert den Nährwert des Getreides dann durch den gezielten Zusatz geringer Mengen jener essentieller Aminosäuren, die darin defizitär sind. Mit Ausnahme von Mais enthalten die meisten Getreidearten weniger L-Threonin als von den Nutztieren benötigt wird. Der Zusatz von L-Threonin zu Mischfutter ist in der [Futtermittel](#)-Industrie verbreitet und schont so natürliche Ressourcen.

Name Thujon

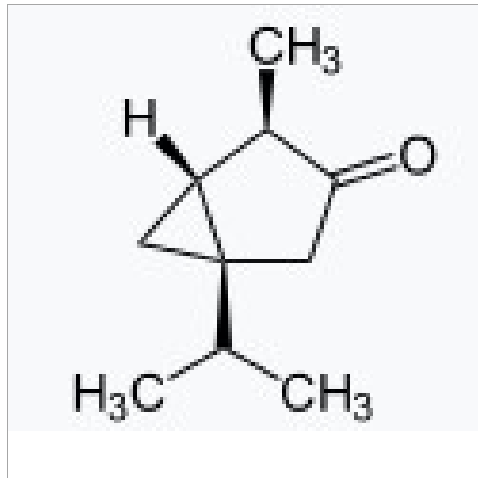
101 ID-organisch Molare Masse in g/mol 152,24

Summenformel C10H16O CAS-Numm 1125-12-8 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 201

Tanaceton, 1-Isopropyl-4-methylbicyclo[3.1.0]hexan-2-on

Kurzbeschreibung hellgelbe Flüssigkeit



Siedepunkt in °C

0

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

sehr schlecht in Wasser löslich in Ethanol,[3] Diethylether und Chloroform

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

500 mg·kg⁻¹ (Ratte, oral)[2]

Geschichte

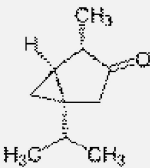
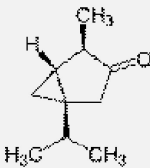
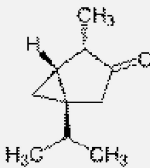
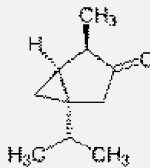
Thujone (Absinthol, Tanaceton) sind farblose Flüssigkeiten und bilden eine Gruppe bicyclischer **Monoterpen-Ketone** mit **mentholartigem** Geruch. Als Bestandteil ihrer **ätherischen Öle** sind Thujone unter anderem in **Thuja**, **Thymian**, **Wermut**,^[1] **Rainfarn**, **Rosmarin**, **Beifuß** und im **Echten Salbei** enthalten.

Die Struktur wurde im Jahr 1900 von **Friedrich Wilhelm Semmler** aufgeklärt.

Eigenschaften

Gesetzliche Vorschriften
Durch die Anwesenheit von Thujon in **absintholhaltigen Getränken** sind **absintholhaltige Getränke** in Deutschland seit dem 1. Januar 2005 verboten.
In Deutschland sind **absintholhaltige Getränke** seit dem 1. Januar 2005 verboten.
In der Schweiz sind **absintholhaltige Getränke** seit dem 1. Januar 2005 verboten.
In der USA sind **absintholhaltige Getränke** seit dem 1. Januar 2005 verboten.

Thujone (Absinthol, Tanaceton) sind farblose Flüssigkeiten und bilden eine Gruppe bicyclischer **Monoterpen-Ketone** mit **mentholartigem** Geruch. Als Bestandteil ihrer **ätherischen Öle** sind Thujone unter anderem in **Thuja**, **Thymian**, **Wermut**,^[1] **Rainfarn**, **Rosmarin**, **Beifuß** und im **Echten Salbei** enthalten.

Name	(+)- α -Thujon	(-)- α -Thujon	(+)- β -Thujon	(-)- β -Thujon
Strukturformel				
IUPAC-Name	(1 <i>R</i> ,4 <i>S</i> ,5 <i>S</i>)-4-Methyl-1-(propan-2-yl)-bicyclo[3.1.0]hexan-3-on	(1 <i>S</i> ,4 <i>R</i> ,5 <i>R</i>)-4-Methyl-1-(propan-2-yl)-bicyclo[3.1.0]hexan-3-on	(1 <i>S</i> ,4 <i>S</i> ,5 <i>R</i>)-4-Methyl-1-(propan-2-yl)-bicyclo[3.1.0]hexan-3-on	(1 <i>R</i> ,4 <i>R</i> ,5 <i>S</i>)-4-Methyl-1-(propan-2-yl)-bicyclo[3.1.0]hexan-3-on

Vorkommen

In der **Wermutpflanze** (*Artemisia absinthium*) kommen α - und β -Thujone vor.^[5] Bei der Herstellung von **Absinth** werden Thujone aus den Blättern des Wermutkrauts (*Folia absinthii*) oder der ganzen Pflanze (*Herba absinthii*) extrahiert. Thujone finden sich daneben auch in vielen anderen **Artemisien** und z. B. auch mit einem Anteil von bis zu 60 % in den ätherischen Ölen des Echten Salbeis (*Salvia officinalis*) und ebenfalls in der getrockneten Form des weißen Salbeis (*Salvia apiana*), welcher u. a. zum Räuchern verwendet wird. Thujaöl enthält 40 % (-)- α -Thujon, Rainfarnöl 58 % (+)- β -Thujon.^[6]

Herstellung

Anwendungen

Thujone sind [Nervengifte](#), die in höherer Dosierung Verwirrtheit und [epileptische Krämpfe](#) (Konvulsionen) hervorrufen können. Auch andere [Symptome](#), wie z. B. [Schwindel](#), [Halluzinationen](#) und [Wahnvorstellungen](#), die nach Einnahme thujonhaltiger [alkoholischer Getränke](#) beobachtet werden konnten, wurden diesen Wirkstoffen zugeschrieben. Ebenso werden diese Getränke, insbesondere der [Absinth](#), wegen einer angeblichen euphorisierenden und aphrodisierenden Wirkung beworben. Da der zulässige Thujongehalt in alkoholischen Getränken auf maximal 35 mg je kg begrenzt wurde und auch bei historischen Absinth keine höheren Werte nachgewiesen werden konnten, wird die Wirkung des Absinthkonsums heutzutage eher dem Alkohol zugeschrieben.^[1] Die Symptome des chronischen Absinthkonsums ([Absinthismus](#)) sind identisch mit denen eines [Alkoholismus](#).^[8] Eine Studie^[9] im Jahr 2008 wies in Proben aus der Zeit vor dem Verbot nur Konzentrationen von durchschnittlich 25 mg/l nach. Eine psychotrope Wirkung ist bei diesen Werten äußerst unwahrscheinlich.

Für die beschriebenen konvulsiven Wirkungen der Thujone werden insbesondere [GABA_A-Rezeptoren](#) verantwortlich gemacht. Als [Antagonisten](#) und [Modulatoren](#) dieser [Rezeptoren](#) hemmen Thujone die antikonvulsive Wirkung der [γ-Aminobuttersäure](#) (GABA), wengleich mit schwacher Potenz.^[10] Als GABA_A-Rezeptor Antagonisten ähneln sie in ihrer Wirkung den [Pflanzengiften Bicucullin](#) der [Herzblumen](#) und dem [Picrotoxin](#) der [Scheinmyrte](#). Auch eine Desensibilisierung von [5-HT₃-Rezeptoren](#) kann an den beobachteten Effekten beteiligt sein.^[11] Ein möglicher gemeinsamer Wirkmechanismus mit dem [Cannabis-Wirkstoff Tetrahydrocannabinol](#) über eine Aktivierung von [Cannabinoid-Rezeptoren](#), der auf Grund entfernter Analogien der Molekülstruktur und klinischen Wirkungen vermutet wurde,^[12] konnte hingegen nicht bestätigt werden.^[13] Für den bitteren Geschmack der Thujone wird eine Aktivierung des [Geschmacksrezeptors](#) TAS2R14 verantwortlich gemacht.^[14]

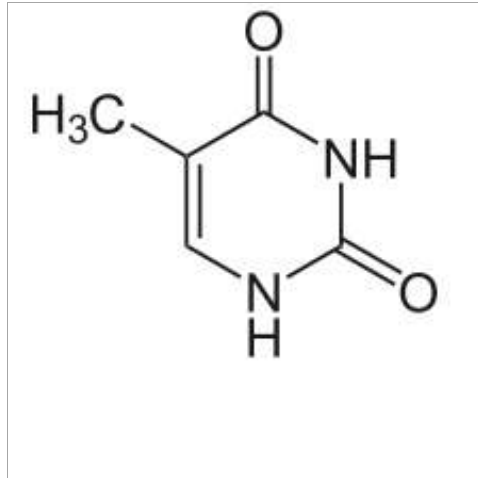
Name Thymin

124 ID-organisch Molare Masse in g/mol 126,04
Summenformel C5H6N2O2 CAS-Numm 65-71-4 Schmelzpunkt in °C 316
Trivialname Strukturformel

5-Methyluracil
2,4-Dioxo-5-methylpyrimidin
(Uridac)

Kurzbeschreibung

weißer, kristalliner Feststoff



Siedepunkt in °C

0

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

schwer löslich in kaltem Wasser, löslich in heißem Wasser und verdünnten Alkalihydroxid-Lösungen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

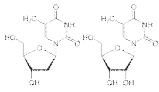
Geschichte

1893 berichtete der spätere Nobelpreisträger [Albrecht Kossel](#) von einer Entdeckung. Aus den Thymusdrüsen des Kalbes hatte er mit dem Assistenten Albert Neumann Nukleinsäure gewonnen und mit Schwefelsäure behandelt. Es bildete sich ein gut kristallisiertes Spaltprodukt, für das – abgeleitet von der Thymusdrüse – der Name Thymin vorgeschlagen wurde.

Thymin kann Bestandteil der DNA oder verschiedener [Nukleoside](#) und [Nukleotide](#) sein.

Nukleoside

Über das N¹-Atom des Ringes kann Thymin an das C⁵-Atom der [Desoxyribose](#) [thymosidisch](#) gebunden werden; man spricht dann von einem [Nukleosid](#), dem [Desoxythymidin](#). Bei der Bindung an [Ribose](#) entsteht das Nukleosid [Ribothymidin](#).



[Desoxythymidin](#), [Ribothymidin](#), T
dT

Nukleotide

Über die [Phosphorylierung](#) des Thymidins am C⁵-Atom der Ribose gelangt man zu den wichtigen [Nukleotiden](#) [Desoxythymidinmonophosphat](#) (dTMP), [Desoxythymidindiphosphat](#) (dTDP) und [Desoxythymidtriphosphat](#) (dTTP).

Eigenschaften

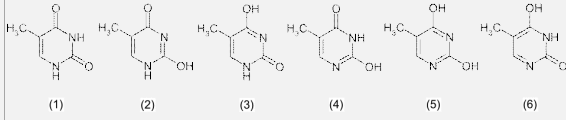
Thymin (T, Thy, 5-Methyluracil) ist eine der vier [Nukleinbasen](#) in der [DNA](#), zusammen mit [Adenin](#), [Cytosin](#) und [Guanin](#). In der [RNA](#) steht an seiner Stelle [Uracil](#), das keine Methylgruppe aufweist. Es ist eine [heterocyclische organische Verbindung](#) mit einem [Pyrimidin](#)grundgerüst und drei [Substituenten](#) ([Sauerstoffatome](#) an den Positionen 2 und 4, [Methylgruppe](#) an Position 5). Die [Nukleoside](#) von Thymin sind das [Desoxythymidin](#) in der DNA und das seltene [Ribothymidin](#) in der RNA (z. B. in der [tRNA](#)). In der Watson-Crick-[Basenpaarung](#) bildet es zwei [Wasserstoffbrücken](#) mit Adenin.

Physikalische Eigenschaften

Thymin bildet glänzende, bitter schmeckende, nadelförmige oder prismenförmige Kristalle^[9], die bei 335–337 °C unter Zersetzung schmelzen.^[10] Die Verbindung löst sich gut in heißem Wasser, in Alkohol und Ether ist die Löslichkeit gering.^[11] In alkalischen Medien löst es sich unter Salzbildung infolge einer Enolatbildung abgeleitet von der Enolform 5-Methyl-2,4-pyrimidindiol.^[10]

Chemische Eigenschaften

Prinzipiell kann Thymin in sechs [tautomeren](#) Strukturen vorliegen. Die Lactamform (1) wird aber gegenüber den Enolformen bevorzugt.^[11]



Es ist isomer zu [3-Methyluracil](#).

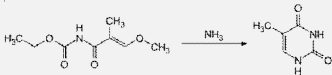
Vorkommen

Eine Isolierung kann aus Rinderhirnen oder Kabeljau-Rogen erfolgen.

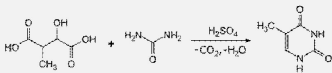
d.h. in Rinderhirnen und Kabeljau-Rogen

Herstellung

Eine synthetische Darstellung gelingt durch Cyclisierung von N-Ethoxycarbonyl-3-methoxy-2-methylacrylamid in wässriger Ammoniaklösung.^[7]



Eine weitere Synthese geht von [3-Methyläpfelsäure](#) aus, welche in rauchender [Schwefelsäure](#) [decarboxyliert](#) und mit [Harnstoff](#) kondensiert wird.^[8]



Anwendungen

Thymin dient als Ausgangsstoff für einige [Arzneistoffe](#) wie z. B. [Zidovudin](#), [Telbivudin](#) und [Clevudin](#).

Das Thymol ist ein [terpenoider Naturstoff](#). Der systematische Name ([IUPAC](#)) von Thymol ist 2-(1-Methylethyl)-5-methylphenol. Die Verbindung stellt ein Strukturisomer ([Konstitutionsisomer](#)) zum [Carvacrol](#) dar.



Thymol, kristallin, z. T. gepulvert, auf einer Uhrglasschale

Der Feststoff schmilzt bei 49–51 °C und siedet bei 233 °C. Die Dichte beträgt 0,97 g·cm⁻³.^[1] Der [Dampfdruck](#) beträgt 2,5 hPa bei 50 °C.^[2] Die Dampfdruckfunktion ergibt sich nach [Antoine](#) entsprechend $\log_{10}(P) = A - (B/(T+C))$ (P in bar, T in K) mit A = 5,29395, B = 2522,332 und C = -28,5756 im Temperaturbereich von 337,5 bis 505,0 K.^[2] Thymol bildet oberhalb der Flammpunkttemperatur entzündliche Dampf-Luft-Gemische. Die Verbindung hat einen [Flammpunkt](#) bei 104 °C.^[3] Die [Zündtemperatur](#) beträgt ca. 285 °C.^[3] Der Stoff fällt somit in die [Temperaturklasse](#) T3.

Da Thymol ein [Phenolderivat](#) ist, zeigt es das typische Verhalten von Phenol. Das heißt, es löst sich in Natronlauge oder Kalilauge und wird daraus durch Ansäuern wieder freigesetzt. Auch in [Ethanol](#), [Ether](#) und [Chloroform](#) ist es gut löslich, in einem Liter Ethanol lösen sich bei 25 °C 1000 g Thymol, in einem Liter Chloroform etwa 1428 g Thymol. In Wasser ist es nur schwer löslich, in einem Liter Wasser löst sich etwa ein Gramm Thymol.

Thymol ergibt zwar in Wasser mit [Eisen\(III\)-chlorid](#) durch Ausbildung eines Komplexes eine Farbreaktion, diese ist jedoch aufgrund der geringen Löslichkeit des Thymols mit dem Auge nicht erkennbar. Nach Zugabe von [Fthano](#) ist der Komplex jedoch durch eine grüne Farbe sichtbar.

Thymol kann zu [Menthol hydriert](#) werden.

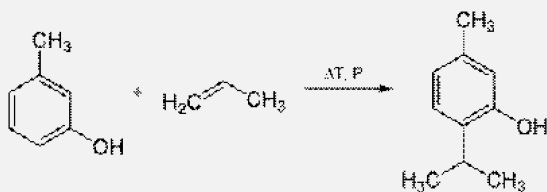
Die Bromierung von Thymol mit elementarem [Brom](#) in [Essigsäure](#) führt ausschließlich zum [4-Bromthymol](#).^[4]

Vorkommen

Thymol kommt in sehr hoher Konzentration in [Echtem Thymian](#) (*Thymus vulgaris*, *Thymus zygis*), [Elsholtzia](#) (*Elsholtzia polystachya*) und [Oregano](#) (*Origanum vulgare*), daneben unter anderem auch in [Majoran](#) (*Origanum majorana*), [Zitronen](#) (*Citrus limon*), [Echtem Koriander](#) (*Coriandrum sativum*), [Pferdeminze](#) (*Monarda punctata*), [Steinminze](#) (*Cunila organoides*), [Bohnenkraut](#) (*Satureja obovata*, *Satureja thymbra*), [Wilde Bergamotte](#) (*Monarda fistulosa*), [Ajowan](#) (*Trachyspermum ammi*), [Schwarznuss](#) (*Juglans nigra*), [Rosmarin](#) (*Rosmarinus officinalis*), [Zitronen-Monarde](#) (*Monarda citriodora*) und [Tagetes](#) (*Tagetes minuta*) vor.^[1]

Herstellung

Thymol kann über die Reaktion von *m*-[Kresol](#) und [Propen](#) in Gegenwart von sauren Katalysatoren wie z. B. [Zeolithen](#) hergestellt werden.^[6]



Anwendungen

Thymol zeichnet sich durch eine starke desinfizierende, fungizide und bakterizide Wirkung aus und wird wegen seines angenehmen Geschmacks in Mundwässern, [Zahnpasta](#) und in alkoholischer Lösung zur Hautdesinfektion^[9] beziehungsweise lokal gegen Hautpilze eingesetzt, wie zum Beispiel als Bestandteil von Vaginalkapseln oder zur Behandlung von Mundhöhlenpilz bei [AIDS](#)-Patienten. In der Veterinärmedizin wird Thymol ebenfalls seit vielen Jahren zur Behandlung von Hautpilzinfektionen, aber auch als Verdauungsförderer verwendet. In der Bienenpflege findet Thymol eine Anwendung als Wirkstoff gegen [Milbenbefall](#) (Varroose).

Zur Aufbewahrung und Konservierung extrahierter Zähne vor der Weiterbearbeitung zu wissenschaftlichen Studienzwecken kann ebenfalls Thymol verwendet werden.^[10]

Aus Thymol leiten sich die [Triphenylmethanfarbstoffe](#) [Thymolphthalein](#), [Thymolblau](#) und [Bromthymolblau](#) ab, die als [pH-Indikatoren](#) Verwendung finden.

Name Thyroxin

121

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

0

Summenformel

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel

0

Kurzbeschreibung

Siedepunkt in °C

0

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

Löslichkeit

0 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

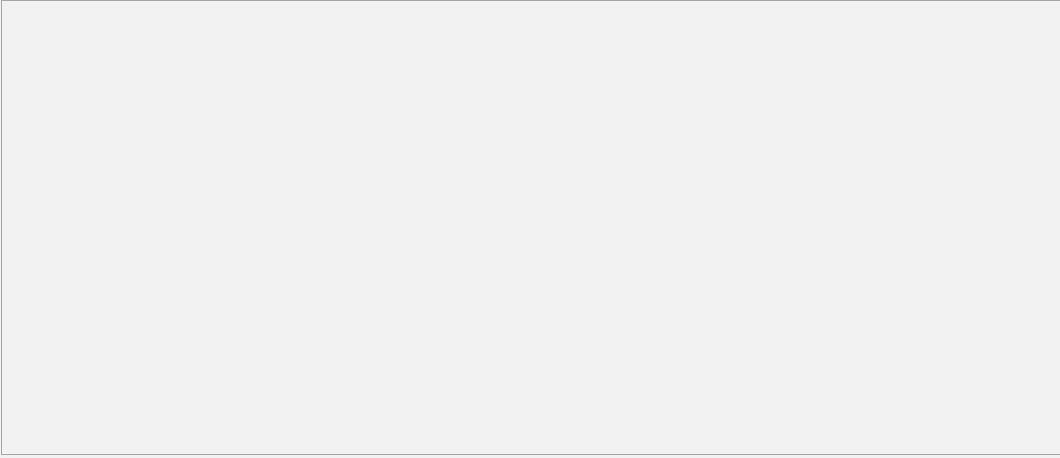
Dosis Lethal

Geschichte

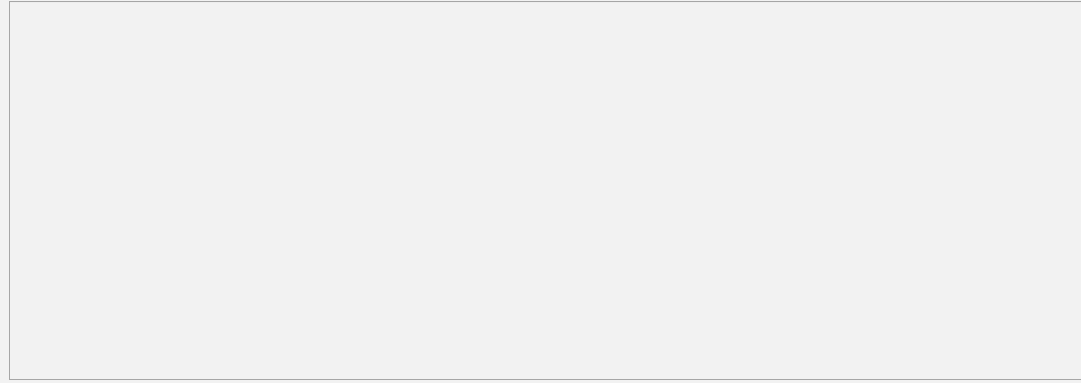
Eigenschaften



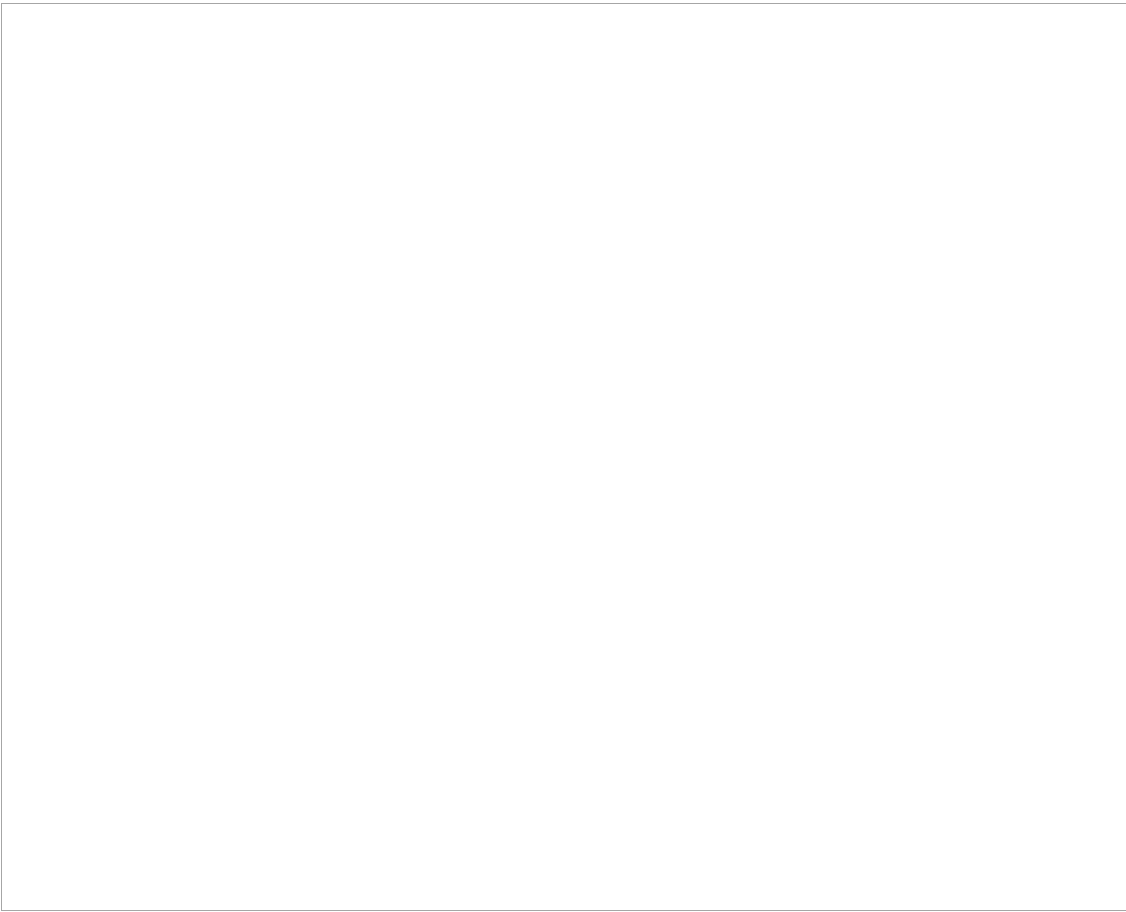
Vorkommen



Herstellung



Anwendungen



Name Triclosan

60 ID-organisch Molare Masse in g/mol 289,53

Summenformel C12H7Cl3O2 CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel

3380-34-5

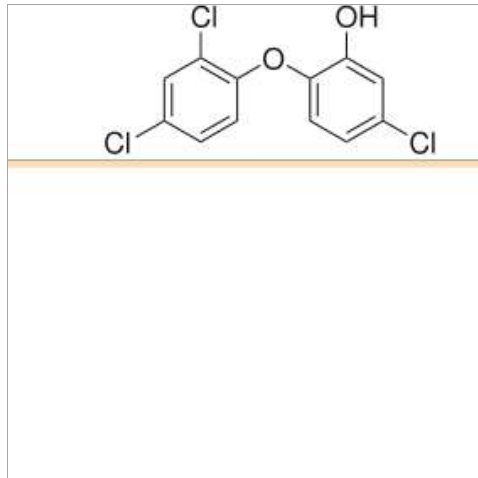
55

5-Chlor-(2,4-dichlorphenoxy)phenol
CH-3565

Level 300

Kurzbeschreibung

weißer, kristalliner Feststoff



Siedepunkt in °C

280

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

praktisch unlöslich in Wasser[3]
mäßig in Natronlauge[2]
löslich in vielen organischen Lösungsmitteln

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

3700 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)

Geschichte

Eigenschaften

Triclosan, das zur chemischen Stoffgruppe der [polychlorierten Phenoxyphenole](#) gehört, ist ein [antimikrobieller Wirkstoff](#), der in einer breiten Palette von Bedarfsgegenständen, kosmetischen Präparaten und Desinfektionsmitteln als [Biozid](#) und [Konservierungsstoff](#) eingesetzt wird.

Vorkommen

Herstellung

Anwendungen

Triclosan wird vor allem in Arzt- und Zahnarztpraxen sowie in Krankenhäusern eingesetzt, um die Übertragung von Krankheitskeimen zu verhindern. Desinfektionsmittel gehören zur Hauptgruppe 1 der Biozid-Produkte (Anhang V der ehemaligen Richtlinie 98/8/EG bzw. aktuell der [Verordnung \(EU\) Nr. 528/2012 \(Biozid-Verordnung\)](#)). Triclosan ist gegen Bakterien, Pilze und/oder [behüllte Viren](#) wirksam. Triclosan wird deswegen in Kosmetikartikeln, wie zum Beispiel Zahnpasta, Deodorants und Seifen eingesetzt, ebenso in Haushaltsreinigern und Waschmitteln. Das [Bundesinstitut für Risikobewertung](#) (BfR) rät jedoch vom Einsatz zur Desinfektion im Haushalt, z. B. in Reinigungsmitteln, ab, da durch die geringe Konzentration von Triclosan in den Reinigern eine [Resistenzbildung](#) von Bakterien zu befürchten sei, die durch [Kreuzresistenz](#) (ähnliche Wirkungsmechanismen) auch auf [Doxycyclin](#) oder [Ciprofloxacin](#) übergreifen könne.^[6]

Überblick über die Verwendung von Triclosan:

- Bestandteil von Desinfektionsmitteln für den professionellen Einsatz in Arztpraxen und Krankenhäusern.
- In Konzentrationen von 1 % bis 3 % als Arzneistoff zur Behandlung von infektiösen Hautkrankheiten in rezepturmäßig in der Apotheke hergestellten Cremes (z. B. 1 % in anionischer hydrophiler Creme, einer Standardrezeptur im [DAC](#)). Cremegrundlagen mit nichtionischen Emulgatoren, wie etwa die [Basiscreme DAC](#), sind ungeeignet, da die Stabilität der Zubereitung beeinträchtigt sein kann.
- Wirkstoff in kosmetischen Präparaten und Zahncremes. Triclosan besitzt [antiseptische](#) und [remanent](#) desodorierende Eigenschaften, daher Einsatz als desodorierender Zusatz in festen Seifen und Flüssigseifen (Einsatzkonzentration: 0,2–0,5 %), Deo-Sprays (0,2 %) und Deodorants (bis zu 0,3 %). In antiseptischen Seifen und chirurgischen Handdesinfektionsmitteln auf [Alkoholbasis](#) kann die verwendete Konzentration 0,2–2 % betragen.^[7]
- [Konservierungsmittel](#) in kosmetischen Präparaten. In Deutschland beträgt die zulässige Höchstkonzentration für diese Anwendung gemäß Kosmetikverordnung 0,3 %.^[8]
- Matratzenbezüge, Sport- und Funktionstextilien, Schuhe, Teppiche, [Kunststoff-Schneidebretter](#) u. ä. werden teilweise mit Triclosan behandelt und als besonders „allergikergerecht“ oder „frisch duftend“ beworben. Oft ist das an Namen wie Ultra-Fresh, Amicor, Microban, Monolith, oder Bactonix erkennbar. Der Einsatz von Triclosan in Textilien ist umstritten, da die natürliche [Hautflora](#) angegriffen wird.

Name Triethanolamin

19 ID-organisch Molare Masse in g/mol 149,19

Summenformel C6H15NO3 CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel

102-71-6

21

Trolamin, Sterolamid, TEOA, TELA

Siedepunkt in °C

Kurzbeschreibung

viskose, hygroskopische, farblose bis gelbliche Flüssigkeit

360

Dampfdruck in hPa

0,01

Dd-Temperatur in °C

20 Reaktionen

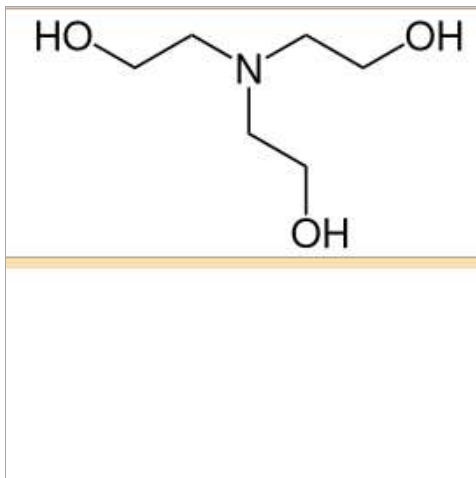
Löslichkeit

mischbar mit Wasser[3], Ethanol, Glycerin und Ethylenglycol[2]
löslich in Chloroform und Aceton[2]
schlecht in Diethylether, Schwebbenzin und Benzol

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

1 mg/m³

5.530 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)



Triethanolamin reagiert mit [Eisessigsäure](#), leicht zu Triethanolammoniumsalzen, welche löslich in Wasser, sondern auch in Mineralölen leicht löslich sind. In wässriger Lösung reagiert es stark [basisch](#).
Die Dämpfe reizen die Augen und die Atemwege. Es weist eine geringe Giftigkeit auf [LD₅₀ oral Ratte > 5000 mg/kg](#), LD₅₀ dermal Farnschwein > 2000 mg/kg).
Triethanolamin wurde 2012 von der EU gemäß der [Verordnung \(EG\) Nr. 1907/2006 \(REACH\)](#) im Rahmen der [Stoffbewertung](#) in den fortlaufenden Abschnitten der Gemeinschaft [ECHA](#) aufgenommen. Hierbei werden die Auswirkungen der [Stoffe](#) auf die menschliche Gesundheit bzw. die Umwelt mit bewertet und die Folgemassnahmen eingeleitet. Hinsichtlich der Aufnahme von Triethanolamin waren die Besorgnisse hinsichtlich [Umweltverfügbarkeit](#), Exposition von [Wasserorganismen](#) (hoher spezifizierter Toxizität, andere peripherische Bedenken und weit verbreiteter Verwendung sowie der Gefahren ausgehend von einer möglichen Zuordnung zur Gruppe der [akute](#)-Stoffen und der möglichen Gefahr durch sensibilisierende Eigenschaften. Die Neubewertung fand am 2014 statt und wurde von [Jenssenius](#) zusammengefasst. Derzeitiger Resultatstand wurde ein Abschlussbericht veröffentlicht, in dem keine Änderungen gegenüber der bestehenden Einstufung empfohlen wurden. [...](#)

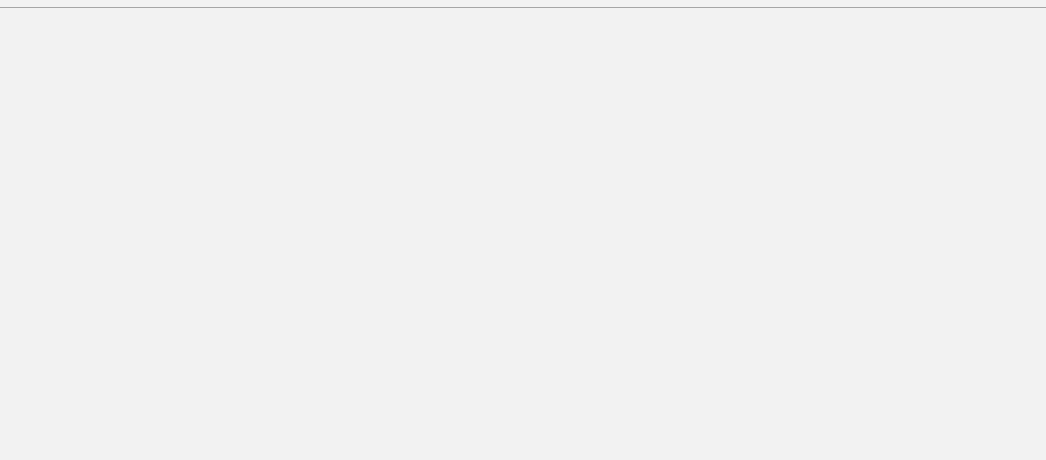
Geschichte

Triethanolamin (nach [IUPAC-Nomenklatur](#): **2,2',2''-Nitrilotriethanol**, abgekürzt auch als **TEOA** bezeichnet) ist eine [organisch-chemische Verbindung](#) aus der [Stoffgruppe](#) der [Aminoalkohole](#). Die farblose bis hellgelbe Flüssigkeit mit [aminartigem](#) Geruch wird vor allem als Vorprodukt für [Seifen](#), [Tenside](#) und [Waschmitteln](#) sowie in der [Gaswäsche](#) eingesetzt.

Eigenschaften

Molare Masse	149,19 g·mol ⁻¹
Aggregatzustand	flüssig
Dichte	1,13 g·cm ⁻³ ^[2]
Schmelzpunkt	21 °C ^[3]
Siedepunkt	360 °C ^[2]
Dampfdruck	<0,01 hPa (20 °C) ^[3]
pK_s-Wert	7,74 ^[2]
Löslichkeit	<ul style="list-style-type: none"> • mischbar mit Wasser^[2], Ethanol, Glycerin und Ethylenglycol^[2] • löslich in Chloroform und Aceton^[2] • schlecht in Diethylether, Schwerbenzin und Benzol^[2]
Sicherheitshinweise	
GHS-Gefahrstoffkennzeichnung ^[1]	
keine GHS-Piktogramme	
H- und P-Sätze	
H: keine H-Sätze	
P: keine P-Sätze	
MAK	DEG/Schweiz: 1 mg·m ⁻³ (gemessen als einatembare Staub) ^[2]
Toxikologische Daten	<ul style="list-style-type: none"> • 5.530 mg·kg⁻¹ (LD₅₀, Ratte, oral)^[2] • > 22.500 mg·kg⁻¹ (LD₅₀, Kaninchen, transdermal)^[2]

Vorkommen



Herstellung

Gewinnung und Darstellung[\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Triethanolamin wird großtechnisch durch Umsetzung von **Ethylenoxid** mit **wasserigem Ammoniak** bei Temperaturen von 60–150 °C und Drücken von 30–150 bar an **sauren Kationenaustauschern** hergestellt.^[1]

OCCO + NH3 >> OCC(O)CNCC(O)O

Die Reaktion wird in der flüssigen Phase und in Gegenwart von **Wasser** in einem **Rotationsreaktor** statt. Die **Katalysator** ist dabei als **Festbett** im Reaktor angeordnet. Bei dieser Reaktion fällt praktisch immer ein Gemisch aus **Mono-**, **Di-** und **Triethanolamin** an. Durch einen geringeren Überschuss an Ethylenoxid (bzw. einen Unterschuss an Ammoniaklösung) kann der prozentuale Anteil an Triethanolamin im Produktgemisch erhöht werden.^[1]

Die Trennung und Aufreinigung des Produktgemisches, welches neben den drei Ethanolaminen hauptsächlich aus **Ammoniak** und Wasser besteht, erfolgt für gewöhnlich **destillativ** in **Rektifikationskolonnen**. Nicht-umgesetzte **Zeolithen** werden bevorzugt wieder in den Reaktor zurückgeführt.^[1]

Die weltweiten Herstellkapazitäten für Ethanolamine betrug im Jahr 2004 etwa 1,38 Millionen Tonnen. Die Kapazität in der Bundesrepublik Deutschland wurde auf etwa 130.000 Tonnen geschätzt.^[1]

Anwendungen

Man verwendet Triethanolamin als basische Komponente in [Seifen](#) und [Kosmetik](#), als [Netzmittel](#) für Textilien, als [Weichmacher](#) in der Lederindustrie, als [Korrosionsinhibitor](#) oder als Zwischenprodukt zur Herstellung von Seifen, [Dispergiemitteln](#) und wasserlöslichen [Herbiziden](#) sowie bei der Herstellung von [Zement](#) als [Mahlhilfsmittel](#). In der [Holographie](#) wird es zum Verschieben der Rekonstruktionsfarbe verwendet. Außerdem verwendet man Triethanolamin auch bei der [Ammoniak](#)-Synthese als Katalysatorentgifter, da Triethanolamin stark CO₂ anziehend ist. Weiterhin ist es ein pharmazeutischer Hilfsstoff, beispielsweise in Arzneimittelgelen.

Triethanolamin kann auch als Ausgangsstoff bei der Synthese von HN-3, einem [Stickstofflost](#) verwendet werden. Dabei handelt es sich um eine im [Ersten Weltkrieg](#) eingesetzte [Chemische Waffe](#). Aus diesem Grund findet sich der Stoff in Liste 3 der [Chemiewaffenkonvention](#) und Produktionen ab einer Jahresmenge von 30 t sind meldepflichtig, sowie die Ausfuhr in Staaten die die Konvention nicht unterzeichnet haben, verboten.^[9]

Zur Bestimmung der Belastung der Außenluft mit [Stickstoffdioxid](#) wird dieses in einem [Passivsammler](#) mit Triethanolamin zur Reaktion gebracht. Das bei der Reaktion entstehende Nitrit wird extrahiert und anschließend mittels [Kolorimetrie](#) und [Ionenchromatographie](#) analysiert.^[9]

Name Tryptophan

41

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

204,23

Summenformel

C₁₁H₁₂N₂O₂

CAS-Numm

54-12-6

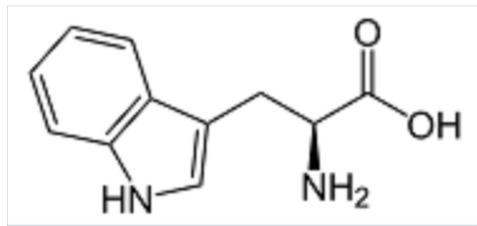
Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel

257

Trp, W,
2-Amino-3-(1H-indol-3-yl)propansäure



Siedepunkt in °C

281

Kurzbeschreibung

weißer bis beigefarbener
Feststoff

Dampfdruck in hPa

2,8E-07

Dd-Temperatur in °C

25 Reaktionen

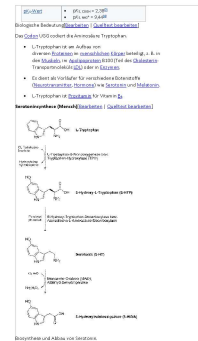
Löslichkeit

schlecht in kaltem Wasser (10 g·l⁻¹ bei 20 °C,
13,4 g·l⁻¹ bei 25 °C), besser in heißem Wasser
schlecht in kaltem Ethanol, besser in warmem Ethanol,

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

> 16000 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)



Geschichte

Handelsnamen [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten\]](#)

Monopräparate

Ardeydorm (D), Ardeytropin (D), Kalma (A, D),
sowie ein Generikum (D)

Kombinationspräparate

AKE (D), Alvesin (D), Aminofusin (D), Aminomel
(D, A), Aminomix (D, A), Aminopäd (D, A),
Aminoplasmal (D, A), Aminosteril (D), Aminoven
(D), Clinimix (D, A), Custodiol (D, A), Deltamin
(D), Glamin (D), Glavcamin (A), Infesol (D),
Intrafusin (D), Kabiven (D), Nephroprotect (D),
Nutriflex (D, A), OliClinomed (D, A), Pädamin (A),
Parentamin (D), Perioplasmal (D, A), Salviamin
(D), SmofKabiven (A), StructoKabiven (D, A),
Synthamin (D), Vamin (A), Vitromix (A)

Eigenschaften

Arzneimittel/Nahrungsergänzung/Ernährung[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

Als Bestandteil von Nährlösungen zur [parenteralen Ernährung](#) findet L-Tryptophan, neben anderen Aminosäuren, breite Anwendung.

Wirkung[[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]

Die Wirkung von L-Tryptophan wird oft als stimmungsaufhellend, beruhigend und gewichtsreduzierend beschrieben. Die stimmungsaufhellende Wirkung von L-Tryptophan beruht dabei vermutlich darauf, dass es im menschlichen Körper zu [Serotonin](#) umgewandelt wird. Es wird angenommen, dass durch einen erhöhten Serotoninspiegel die Stimmung aufgehellt und [Depressionen](#) gelindert werden können. Als Nebenwirkungen bei hohen Dosierungen können dabei vor allem Tagesmüdigkeit, Schwindel, Benommenheit, Übelkeit, [Durchfall](#) und [Kopfschmerzen](#) auftreten.^[12]

Die [Plasmahalbwertszeit](#) beträgt $2 \pm 0,1$ Stunden; bei Lebererkrankungen wie [Leberzirrhose](#) kann diese auf $4,7 \pm 0,4$ h ansteigen.^[13]

Pharmakologie[[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]

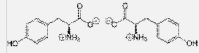
L-Tryptophan gilt als „natürliches [Antidepressivum](#)“, ihm wird eine gewisse Wirksamkeit bei [depressiven](#) Erkrankungen bei gleichzeitig geringen Nebenwirkungen nachgesagt. Wissenschaftliche Belege einer Wirkung durch zusätzliches Tryptophangaben (z. B. als Nahrungsergänzungsmittel) fehlen jedoch.^[14]

Als schlichte Nahrungsergänzung ist L-Tryptophan nur bei gesichertem Mangel sinnvoll, der in Industrieländern praktisch unbekannt ist. Bei einer [Fruktosemalabsorption](#) ist jedoch ein signifikant erniedrigter Serumtryptophanspiegel beobachtet worden.^[15] Der Spiegel dieser essentiellen L-Aminosäure in der Nährflüssigkeit des Gehirns ist nicht beliebig durch Verzehr entsprechend eiweihaltiger Nahrung einstellbar, denn L-Tryptophan konkurriert mit fünf anderen [Aminosäuren](#) an der [Blut-Hirn-Schranke](#) um das Eindringen in die Nährflüssigkeit des Gehirns; nämlich mit den verzweigt-kettigen (das sind L-Valin, L-[Leucin](#) und L-[Isoleucin](#)) und zwei [aromatischen](#) (L-[Phenylalanin](#) und L-[Tyrosin](#)) Aminosäuren.^[16] Dennoch lässt sich durch Nahrungsaufnahme der L-Tryptophanspiegel heben, indem man Kohlenhydrate zu einer eiweißreichen Mahlzeit verzehrt. Durch einen

Tyrosin (abgekürzt Tyr oder Y) ist in seiner natürlichen L-Form eine nichtessenzielle **proteinogene α-Aminosäure**, die in den meisten **Proteinen** vorkommt. Tyrosin ist **Ausgangssubstanz** für die **Biosynthese** von **DOPA**, **Dopamin**, **Katecholaminen**, **Melanin**, **Thyroxin** und **Tyramin**. Die Biosynthese erfolgt in vielen Tieren aus der essentiellen Aminosäure **Phenylalanin**, eine Beeinträchtigung dieses Weges kann vielfältige Defekte auslösen.

Als **Monomer**^{[[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]}

Abhängig vom **pH-Wert** kann Tyrosin als „inneres Salz“ bzw. **Zwitterion** vorliegen. Das **Proton** der **Carboxylgruppe** lagert sich hierbei an das freie Elektronenpaar des Stickstoffatoms der **Aminogruppe** an:



L-Tyrosin (links) und D-Tyrosin als Zwitterionen

Die Zwitterionen wandern nicht im elektrischen Feld, da sie nach außen hin ungeladen sind. Der **isoelektrische Punkt** liegt bei pH = 5,66 für Tyrosin; es hat bei diesem pH-Wert seine geringste Löslichkeit in Wasser.

Isoliertes L-Tyrosin **fluoresziert** – wie viele andere **aromatische Verbindungen** – bei Anregung mit **UV-Licht**.

- **Van-der-Waals-Volumen**: 141
- **Hydrophobizitätsindex**: −1,3

Tyrosin bildet mit einer geeigneten **Diazo-Komponente** einen roten **Azofarbstoff** und lässt sich auf diese Weise mit der **Pauly-Reaktion** qualitativ nachweisen.^[1]

In **Proteinen**^{[[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]}

Das L-Tyrosin ist eine **proteinogene** Aminosäure. Es wird als Baustein für den Aufbau zahlreicher **Proteine** bei der **Translation** benötigt.

Eine besondere Bedeutung hat das L-Tyrosin in Proteinen, die an **Signaltransduktionsprozessen** beteiligt sind. Es fungiert hier als Empfänger von **Phosphat**-Gruppen, die durch **Proteinkinasen** übertragen werden und das Zielprotein, eines **Rezeptors** in seiner Aktivität verändern (siehe **Rezeptor-Tyrosinkinasen**).

Eine wichtige Rolle spielt L-Tyrosin auch bei der **Photosynthese**, indem es im **Photosystem II** als **Elektronendonator** das oxidierte **Chlorophyll** reduziert. Es verliert hierbei zunächst das Proton seiner phenolischen **OH**-Gruppe, wird zu einem neutralen **Radikal**, und wird dann vom im Photosystem II befindlichen vierkernigen **Mangancluster** wieder reduziert.

Metabolismus^{[[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]}

Biogenese^{[[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]}

Vorkommen

L-Tyrosin wurde von **Judith von Liebig** 1845^[1] erstmals als Proteinbestandteil von Käse (**griechisch**: τυροσίνη, **Käse**) charakterisiert, daher leitet sich auch der Name ab. Es kommt in großen Mengen im **Sauage** vor.

Die folgenden Beispiele geben einen Überblick über Tyrosingehalte und beziehen sich jeweils auf 100 g des Lebensmittel, zusätzlich ist der prozentuale Anteil von Tyrosin am Gesamtprotein angegeben.^[1]

Lebensmittel je 100 g	Protein	Tyrosin	Anteil
Schweinefleisch, roh	20,95 g	797 mg	3,8 %
Hähnchenbrustfilet, roh	21,23 g	765 mg	3,6 %
Lecht, roh	20,42 g	759 mg	3,7 %
Hühneri	12,56 g	499 mg	4,0 %
Kuhmilch, 3,7 % Fett	3,28 g	158 mg	4,8 %
Korbkern	30,23 g	1093 mg	3,6 %
Walnüsse	15,23 g	406 mg	2,7 %
Weizenmehl	10,33 g	312 mg	3,0 %
Mais-Vollkornmehl	6,93 g	262 mg	4,1 %
Reis, ungeschält	7,94 g	296 mg	3,6 %
Sojabohnen, getrocknet	36,49 g	1539 mg	4,2 %
Erbsen, getrocknet	24,55 g	711 mg	2,9 %

Alle diese Nahrungsmittel enthalten praktisch ausschließlich chemisch gebundenes – Tyrosin als Proteinbestandteil, jedoch kein freies – Tyrosin.

Herstellung

Die **saure Hydrolyse keratinhaltiger** Proteine ergibt nach der Neutralisation ein Proteinhydrolysat, das aus den etwa 20 proteinogenen α-Aminosäuren besteht. Daraus lässt sich eine L-**Cystin**- und L-Tyrosin-reiche **Fraktion** einfach durch Abtrennung der gut wasserlöslichen Aminosäuren gewinnen, da L-Cystin- und L-Tyrosin sich nur wenig in Wasser lösen. L-Tyrosin wird nach dieser einfachen Trennmethode kommerziell gewonnen.

Anwendungen

Tyrosin ist ein Vorläufer von [Neurotransmittern](#), insbesondere [Dopamin](#) und [Noradrenalin](#). Durch vermehrte Zufuhr von Tyrosin kann deren Synthese vorübergehend deutlich gesteigert werden, für etwa eine halbe Stunde.^[12] Auf die Stimmungslage hat dies aber nur geringen Einfluss.^{[13][14][15][16][17][18]} Der für die Umwandlung im Stoffwechsel geschwindigkeitsbestimmende Schritt wird durch die [Tyrosinhydroxylase](#) katalysiert und limitiert, weshalb die Effekte geringer als bei Zufuhr von [L-DOPA](#) ausfallen. Aus Tierversuchen ist bekannt, dass deren Enzymaktivität bei hohen Dosen von Tyrosin durch [Substratüberschusshemmung](#) stark abnimmt, sodass der Dopaminspiegel absinkt.^{[19][20]}

Einige Studien fanden einen Nutzen unter [Stressbelastung](#), Kälte oder Übermüdung.^{[21][22][23][24][25][26]} Eine Steigerung des Leistungsvermögens im Ausdauersport (anderthalbstündiges Radfahren) durch Tyrosinaufnahme konnte nicht festgestellt werden, hingegen durch Kohlenhydrataufnahme.^[16]

Die [diätetische](#) Zuführung von L-Tyrosin dient als [Substitutionstherapie](#) oder [Supplementation](#) bei Mangel, so z. B. bei [Phenylketonurie](#), da ansonsten eine Unterproduktion von [Melanin \(Albinismus\)](#) und L-[Thyroxin \(Kretinismus\)](#) resultiert. Zudem können Probleme bei der Herstellung von [Katecholaminen](#) bestehen.

Daneben wird L-Tyrosin aufgrund seiner Protein-adsorbierenden Eigenschaften seit Jahren als adjuvanter [Depotträger](#) bei der [spezifischen Subkutanen Immuntherapie \(SCIT\)](#) eingesetzt. L-Tyrosin zeichnet sich gegenüber anderen Depotträgern wie [Aluminiumhydroxid](#) oder [Calciumphosphat](#) dabei unter anderem durch den Vorteil der vollständigen Metabolisierbarkeit und eine geringere Halbwertszeit von 48 Stunden an der Injektionsstelle aus.^[27]

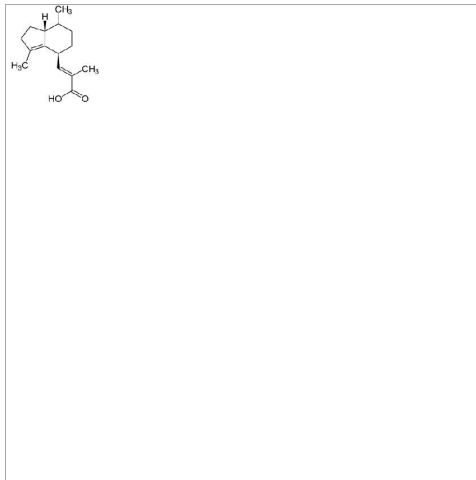
Name Valerensäure

114 ID-organisch Molare Masse in g/mol 234,34

Summenformel C15H22O2 CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 141

(2E)-3-[(4S,7R,7aR)-3,7-Dimethyl-2,4,5,6,7,7a-hexahydro-1H-inden-4-yl]-2-methylacrylsäure



Kurzbeschreibung farb- und geruchloser Feststoff

Siedepunkt in °C

0

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

schlecht in Wasser, gut in Ethanol

Sicherheitsblende
[GHS-GefahrenPiktogramm](#)
Keine GHS-Piktogramme
[H- und P-Sätze](#)
H: keine H-Sätze
P: keine P-Sätze

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

Geschichte

Eigenschaften

Valerensäure ist ein bicyclisches Sesquiterpen, das im [Echten Baldrian](#) (*Valeriana officinalis*) vorkommt. Dort dient sie als Indikator, da sie in den meisten anderen Arten der Gattung *Valeriana* nicht enthalten ist. Valerensäure ist nicht zu verwechseln mit [Valeriansäure](#), welches ein [Trivialname](#) für Pentansäure ist, welche ebenfalls im Echten Baldrian vorkommt.

Valerensäure wirkt [muskelrelaxierend](#), [spasmolytisch](#) und [ZNS-dämpfend](#).

Valerensäure ist ein [allosterischer Modulator](#) des [GABA_A-Rezeptors](#) und wirkt *Chloridstrom*-verstärkend (Chloridstimulation). Dieser Effekt beschränkt sich allein auf Kanäle, die β_2 - oder β_3 -Untereinheiten enthalten.^[4] Die Säure dockt wahrscheinlich über die [Loreclezol-Bindungsstelle](#) an^[4] und ist als [Anxiolytikum](#) erheblich wirksamer als ihr [Ethylester](#).^[5] Die Rezeptor-modulierende Aktivität wird von der [isosteren Tetrazol](#)-Verbindung, in der die [Carboxygruppe](#) durch einen ebenso sauren Tetrazolring ersetzt ist, um eine Größenordnung übertroffen.^[6]

Zusätzlich hemmen Valerensäure und verwandte Sesquiterpene den Abbau des Neurotransmitters [\$\gamma\$ -Aminobuttersäure](#) (GABA).

Am [5-HT_{5A}-Rezeptor](#) wirkt Valerensäure als [Partialagonist](#).^[7]

Vorkommen

Ausschließlich valeriana officinalis

Herstellung

Anwendungen

05.06.07 Valerensäure

Baldrian enthält ein Anästhetikum

Neue Forschungsergebnisse an der Universität Wien

Einem Wissenschaftler-Team der Universität Wien ist ein bedeutender Schritt zur Aufklärung des Wirkungsmechanismus von Baldrian gelungen. Ausgangspunkt dieses wissenschaftlichen Erfolges war die Erforschung von so genannten GABA_A-Rezeptoren, die für die Hemmung neuronaler Aktivitäten verantwortlich sind und deren Aktivierung Schlaf fördernd wirkt.

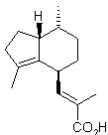
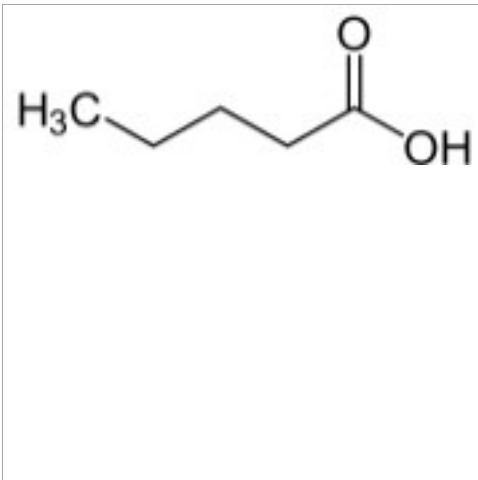


Abb.: Valerensäure

Baldrianextrakte werden als so genannte "pflanzliche Hypnotika" eingesetzt. Einem jungen Forscherteam um Steffen Hering, Leiter des Departments für Pharmakologie und Toxikologie, fiel auf, dass Baldrianextrakte eine hohe Aktivität an GABA_A-Rezeptoren haben. Ein gemeinsames Forschungsprojekt mit Brigitte Kopp, stellvertretende Leiterin des Departments für Pharmakognosie, wurde initiiert. Kopp stellte eine Reihe von Reinsubstanzen aus der Baldrianpflanze zur Verfügung. Die Dissertantin Sophia Khom wurde schließlich bei der Valerensäure, einem aus Baldrianextrakten isolierten Wirkstoff, fündig. Khom untersuchte im Folgenden den molekularen

Name Valeriansäure

115	ID-organisch	Molare Masse in g/mol	102,13
Summenformel	C5H10O2	CAS-Numm	Schmelzpunkt in °C
Trivialname	Strukturformel	109-52-4	-34
Pentansäure (IUPAC)		Siedepunkt in °C	185
Butancarbonsäure		Dampfdruck in hPa	0,261
Baldriansäure		Dd-Temperatur in °C	25
Viburninsäure		Reaktionen	25
Kurzbeschreibung			

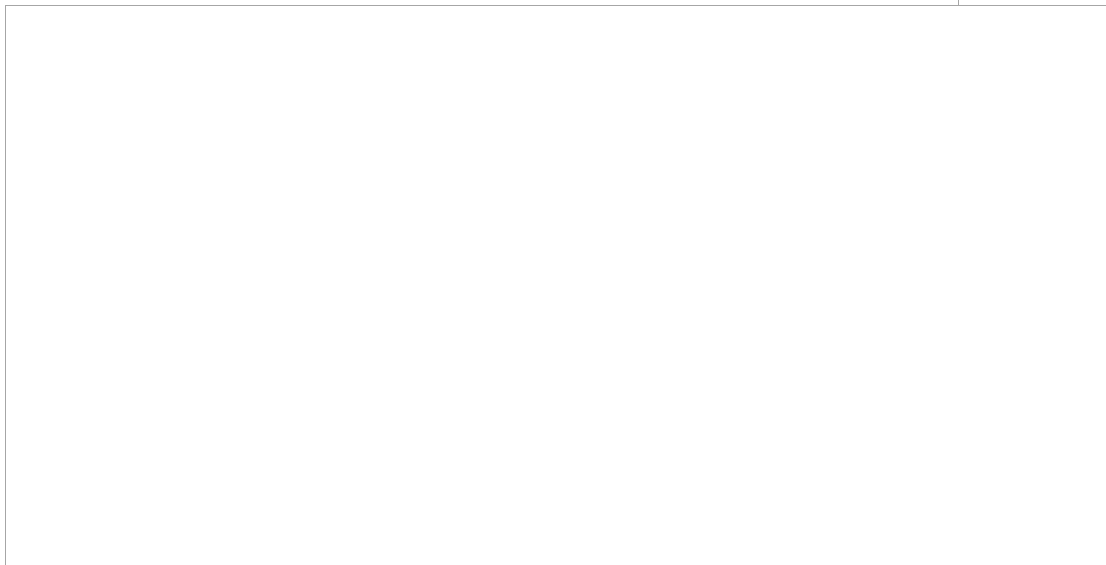
farblose, übelriechende Flüssigkeit

Löslichkeit

wenig in Wasser (25 g·l⁻¹ bei 25 °C)
löslich in Ethanol und Diethylether

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal
600 mg·kg⁻¹ (LD50, Maus, oral)

Geschichte



Eigenschaften

Sicherheitstechnische Kenngrößen

Valeriansäure bildet bei erhöhter Temperatur entzündliche Dampf-Luft-Gemische. Mit einem Flammpunkt von 87 °C gilt die Substanz als schwer entflammbar. Der Explosionsbereich liegt zwischen 1,6 Vol.-% als untere Explosionsgrenze (UEG) und 7,3 Vol.-% als obere Explosionsgrenze (OEG). Die Flash-Temperatur beträgt 35 °C. Der Stoff fällt somit in die Temperaturklasse T2.

Werte

- 4,84 (25 °C)
- wenig in Wasser (25 g/l bei 25 °C)
- löslich in Ethanol und Diethylether

Sicherheitskennzeichen

GHS-Gefahrstoffkennzeichnung

aus Verordnung (EG) Nr. 1272/2008 (CLP), ggf. erweitert

Gefahr

H: 112-112

P: 211-203-203+361+353-304+340+310-305+351+338-305+351

Valeriansäure, auch **Pentansäure** genannt, ist eine [Carbonsäure](#) aus der gleichnamigen Gruppe der vier [isomeren Pentansäuren](#). Die kurzkettige [Fettsäure](#) kann aus der Wurzel des europäischen [Baldrians](#) (*Valeriana officinalis*) gewonnen werden, der jedoch überwiegend die isomere [Isovaleriansäure](#) enthält.

Valeriansäure ist nicht zu verwechseln mit [Valerensäure](#), einem bicyclischen Sesquiterpen, das ebenfalls im Echten Baldrian vorkommt.

Die [Salze](#) und [Ester](#) der Valeriansäure heißen *Valerate* (*Valerianate*). Die [Methyl-](#), [Ethyl-](#), [Allyl-](#) und [Isoamyl-](#)Valeriansäureester des entsprechenden [Methyl-](#), [Ethyl-](#), [Allyl-](#) und [Isoamylalkohols](#) schmecken und riechen fruchtig und werden als künstliche [Aromen](#) verwendet. Valeriansäure selbst besitzt wie die homologe [Buttersäure](#) einen unangenehmen Geruch.

Vorkommen

Die Verbindung kommt in Wurzeln und Samen der [Arznei-Engelwurz](#) (*Angelica archangelica*) vor, in den Fettsäuren von [Kolbenhirse](#)-Körnern (*Setaria italica*) ist sie in beachtlicher Menge von 37 % enthalten, sie ist auch in [Algen](#)-Arten zu finden.^{[10][11]} Weiter wurde sie gefunden in Wurzel des [Kleinen Knöterichs](#) (*Persicaria minor*) sowie im [ätherischen Öl](#) des Chinesischen [Hasenohrs](#) (*Bupleurum chinesis*).

Herstellung

Wird aus der Wurzel von valeriana officinalis gewonnen

Anwendungen



Name Valin

44

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

117,15

Summenformel

C₅H₁₁NO₂

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel

72-18-4 (L-E)

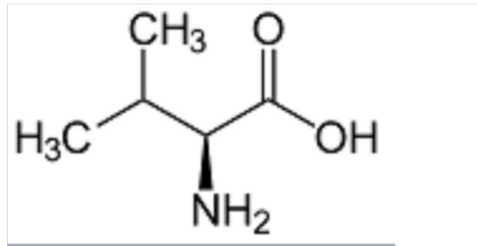
295

2-Amino-3-methylbutansäure

2-Aminoisovaleriansäure

Kurzbeschreibung

weißer Feststoff mit schwachem Geruch



Siedepunkt in °C

300

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

mäßig in Wasser (85 g/l-1 bei 20 °C)[4]

unlöslich in Diethylether, Aceton und Benzol

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

Geschichte

Empty box for history or additional information.

Eigenschaften

Isomere/Enantiomere (Quelle: Wikipedia)

Valin besitzt ein Stereocentrum, somit existieren zwei Enantiomere. Neben in diesem Dokument dargestellten Enantiomeren (L-Valin und D-Valin) existiert auch ein weiteres Enantiomer, das als K-Valin bezeichnet wird. Dieses Enantiomer ist jedoch nicht natürlich vorkommend und wird in der Regel durch chemische Synthese hergestellt.

Isomere von Valin	
Name	L-Valin
Summenformel	C ₅ H ₁₁ NO ₂
Strukturformel	
CAS-Nummer	72-18-4
Molare Masse	117,15 g/mol
Schmelzpunkt	295 °C
Siedepunkt	300 °C
Dampfdruck	0 hPa
Dd-Temperatur	0 °C

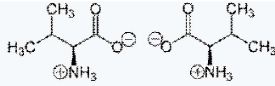
Valin, abgekürzt **Val** oder **V**, ist in seiner natürlichen L-Form eine **essentielle proteinogene α -Aminosäure**, die in geringen Mengen in allen wichtigen **Proteinen** vorkommt. Die Stoffbezeichnung leitet sich ab von lat. *validus* für **kräftig** und **gesund**. Isoliert wurde Valin erstmals 1901 durch **Emil Fischer** aus dem **Casein**, einem Milchweiß. Strukturell leitet sich Valin durch Substitution des α -Wasserstoffatoms durch eine Aminogruppe ($-\text{NH}_2$) von der **Isovaleriansäure** ab.

In der **alkoholischen Gärung** wird Valin durch **Hefeenzyme** zu **Isobutanol**, einem Bestandteil des **Fuselöls**, vergoren (**Aminosäuregärung**). Spät geerntete Weintrauben haben einen signifikant höheren Aminosäuregehalt, auch Valingehalt.

Valin wird als Baustein zur **Proteinbiosynthese** benötigt, ist aber bei proteinreicher Kost oder im Falle der Mobilisierung körpereigener Proteinreserven auch zur Energiegewinnung nutzbar. Beispielsweise dient Valin, wie die beiden anderen Aminosäuren mit verzweigter Kohlenstoffkette **Leucin** und **Isoleucin**, der Ernährung des **Muskels**. Das spielt eine Rolle bei längerer Anstrengung oder in **Hungerphasen**, wenn der Körper auf eigene Reserven zurückgreifen muss. Der Abbau von Valin liefert **Propionyl-CoA**, das nach Umsetzung zu **Succinyl-CoA** zur **Auffüllung des Citratzyklus** beiträgt.^[8]

Dichte	1,23 g cm ⁻³ [1]
---------------	-----------------------------

Valin verfügt über eine **lipophile Seitenkette**. Der **Oktanol-Wasser-Verteilungskoeffizient** beträgt $-2,26$ (log K_{ow}).^[9] Der **isoelektrische Punkt** liegt bei 5,96,^[10] das **Van-der-Waals-Volumen** bei 105. Valin liegt überwiegend als „inneres Salz“ bzw. **Zwitterion** vor, dessen Bildung dadurch zu erklären ist, dass das **Proton der Carboxygruppe** an das einsame Elektronenpaar des Stickstoffatoms der **Aminogruppe** wandert.



Zwitterionen von L-Valin (links) bzw. D-Valin (rechts)

Im elektrischen Feld wandert das Zwitterion nicht, da es als Ganzes ungeladen ist. Genaugenommen ist dies am isoelektrischen Punkt (bei einem bestimmten pH-Wert) der Fall, bei dem das Valin auch seine geringste Löslichkeit in Wasser hat.

Vorkommen

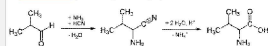
Da der menschliche Organismus Valin nicht herstellen kann, ist er auf die Zufuhr mit der Nahrung angewiesen. Die folgenden Beispiele für den Gehalt an **crystallin** gebundenem Valin beziehen sich jeweils auf 100 g des Lebensmittel. Zusätzlich ist der prozentuale Anteil am Gesamtprotein angegeben.^[11]

Lebensmittel	Gesamtprotein	Valin	Anteil
Kindersch, roh	21,26 g	1020 mg	5,0 %
Hähnchenbrustfilet, roh	23,09 g	1145 mg	5,0 %
Lebts, roh	20,42 g	1107 mg	5,4 %
Hühnerel	12,58 g	659 mg	6,8 %
Kühnchl, 3,7 % Fett	3,28 g	220 mg	6,7 %
Walnüsse	15,23 g	753 mg	4,9 %
Weizen-Vollkornmehl	13,70 g	618 mg	4,5 %
Mais-Vollkornmehl	6,93 g	351 mg	5,1 %
Reis, ungeschält	7,54 g	466 mg	5,9 %
Erbsen, getrocknet	24,55 g	1159 mg	4,7 %
Splinka, getrocknet	60 g	2387 mg	4 %
Chirella, getrocknet	59 g	3800 mg	6,4 %

Alle diese Nahrungsmittel enthalten praktisch ausschließlich chemisch gebundenes L-Valin als Proteinbestandteil, jedoch kein freies L-Valin. Die Einrichtungen des Tagesbedarfs für gesunde Erwachsene reichen, je nach verwendeter Methode, von 10 bis 29 mg Valin pro Kilogramm Körpergewicht.^[12]

Herstellung

Die Darstellung von Valin kann durch die **Strecker-Synthese** erfolgen. Ausgangsprodukt ist **Isobutanal** (Iso-Butyraldehyd):



Bei der Strecker-Synthese entsteht α -Valin. Zur **Racematspaltung** wird α -Valin am Stickstoffatom **acetyliert**. Das so gebildete α -N-Acetylvalin wird einer enzymatischen **Racematspaltung** unterworfen. Das Enzym **L-Acetylase** hydrolysiert dabei enantioselektiv die Amidbindung im L-N-Acetylvalin zu Essigsäure und L-Valin, während α -N-Acetylvalin unverändert bleibt.

L-Valin kann auch durch **Fermentation**, einem Verfahren der **Biotechnologie**, direkt erhalten werden. Die Ausgangsstoffe sind abhängig von den verwendeten **Bakterienkulturen**. So benötigt *Bacillus lactofermentum* **Glucose**, *Brevium* **Essigsäure** und *Corynebacterium acetocephalum* **Ethanol** als Quelle für den Gerüstkohlenstoff. Um die Ausbeute zu erhöhen und die Bildung unerwünschter Produkte zu unterbinden, handelt es sich meist um speziell gezüchtete (genetisch modifizierte oder selektierte) Kulturen.

Anwendungen

Die [Racemisierung](#) von L-Aminosäuren kann zur [Aminosäuredatierung](#) – einer Altersbestimmung für fossiles Knochenmaterial – herangezogen werden.^[5]

Valin kann als Precursor (fertiger Baustein eines Produktmoleküles) die Ausbeute von [Penicillin](#)-bildenden Kulturen steigern.

Es ist Bestandteil von Energiedrinks und [Infusionslösungen](#) zur parenteralen Ernährung.^[11]

Als Edukt für die gezielte Herstellung von [enantiomerenreinen](#) Stoffen besitzt (S)-Valin eine praktische Bedeutung in der Chemie

Name Vanillin

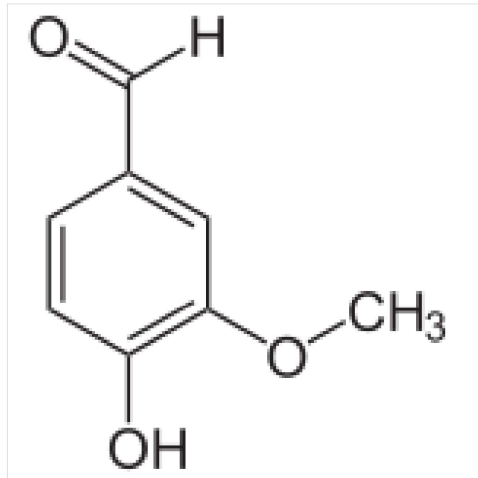
108

ID-organisch Molare Masse in g/mol 152,14

Summenformel C₈H₈O₃ CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 121-33-5 80

4-Hydroxy-3-methoxybenzaldehyd
FEMA 3107[1]
Vanillaldehyd
Kurzbeschreibung



farblose, nach Vanille riechende Nadeln

Siedepunkt in °C

154

Dampfdruck in hPa

0,0029

Dd-Temperatur in °C

25 Reaktionen

Löslichkeit

schlecht in Wasser (10 g·l⁻¹ bei 25 °C)[4]
gut in Ethanol und Diethylether[3]
sehr gut in Methanol (632.94 g·l⁻¹ bei 20 °C)

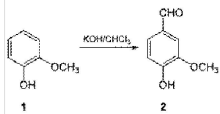
Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

1580 mg·kg⁻¹ (LD50, Ratte, oral)[4]

Geschichte

Vanille als Aroma wurde von präkolumbischen Völkern Mittelamerikas geschätzt. Die Azteken nutzten sie für die Bereitung des Getränks *cacahuatl*, als Hernán Cortés Mexiko eroberte. Damit wurden um das Jahr 1520 Europäern sowohl der Kakao als auch die Vanille bekannt.^[2]

Vanillin wurde erstmals im Jahre 1858 als relativ reine Substanz von Nicolas-Thodore Gobley isoliert; dies geschah durch vollständiges Eindampfen eines Vanilleextrakts und anschließendes Umkristallisieren aus heißem Wasser.^[10] Im Jahr 1874 gelang erstmals dem Chemiker Wilhelm Haarmann zusammen mit Ferdinand Tiemann in Holzminden die Herstellung von Vanillin aus Coniferen, das im Rindensaft von Nadelhölzern (Coniferen) vorkommt.^[11]



1876 synthetisierte Karl Reimer erstmals aus Guajacol (1) das Vanillin (2).^[12] In der später als Reimer-Tiemann-Reaktion benannten Synthese wird Guajacol im Alkalischen mit Chloroform umgesetzt.^[13] Dabei reagiert zuerst Chloroform mit der Base zu Dichlorcarben. Dieses lagert sich am Phenolat-Anion des Guajacols an.

- [Vanillin-Dehydrogenase](#) – Enzym, katalysiert Vanillin zur Vanillinsäure
- [Vanillin-Synthase](#) – Katalyse
- [Vanillylalkohol-Oxidase](#) – Enzym, katalysiert verschiedene phenolische Verbindungen durch Oxidation
- [Vanillin-Monooxygenase](#) – Katalyse von Vanillin zu Protocatechuarsäure

Eigenschaften

Vanillin ist mengenmäßig der wichtigste [Aromastoff](#) weltweit, nicht zuletzt, da er technisch preisgünstig hergestellt werden kann. Man geht von einem Verbrauch von etwa 15.000 Tonnen im Jahr aus (2004).^[1] Die rund 2.000 Tonnen Kapsel Früchte echter [Vanille](#), die jährlich weltweit geerntet werden, enthalten aber nur etwa 40 Tonnen Vanillin (der Vanillingehalt einer handelsüblichen Vanille-Schote beträgt zwischen 1,6 und 2,4 % laut [ISO-Norm](#) 5565-1:1999). Über 99,7 % des in Verkehr gebrachten Vanillins sind also nicht natürlichen Ursprungs.

Vanillezucker ist eine Zubereitung mit dem natürlichen Vanillearoma von mindestens 1 g gemahlener Vanilleschoten oder deren Extrakten auf 16 g Zucker ([Saccharose](#)). **Vanillinzucker** enthält die aromatisierende Beimengung von mindestens 0,17 g Vanillin auf 16 g Zucker.^[5] Vanillin wird als Aromastoff in verschiedenen [Lebensmitteln](#) verwendet, unter anderem in [Speiseeis](#), Backwaren und [Schokolade](#). Daneben ist Vanillin einer von vielen [Duftstoffen](#) bei der [Parfümherstellung](#) und zur Geschmacksverbesserung von [Pharmazeutika](#) und [Vitaminpräparaten](#), wo er in kleinen Mengen zur Abrundung und Fixierung von süßen, [balsamischen](#) Düften verwendet wird.

Auch in der chemischen Industrie wird Vanillin verwendet, beispielsweise als [Ausgangsstoff](#) oder [Zwischenprodukt](#) bei der Synthese von verschiedenen [Arzneistoffen](#), wie beispielsweise [Levodopa](#), [Methyldopa](#) und [Papaverin](#). Es ist außerdem Bestandteil von [Günzburgs Reagenz](#) – einer alkoholischen Lösung von [Phloroglucin](#) und Vanillin zum qualitativen Nachweis der freien [Salzsäure](#) im [Magensaft](#).^[3]

Vanillin wird in der [Histologie](#) bei der [Vanillin-HCl-Färbung](#) zum Färben von [Tanninen](#) verwendet. Vanillin kann als [Nachweisreagenz](#) zur [Derivatisierung](#) von Verbindungen bei der [Dünnschichtchromatographie](#) verwendet werden. Dabei wird die entwickelte Platte durch Aufsprühen oder Tauchen mit einer Vanillin-Schwefelsäure-Lösung benetzt und erhitzt. Einige Verbindungen zeigen dabei charakteristische Farbreaktionen, anhand derer sie identifiziert werden können.

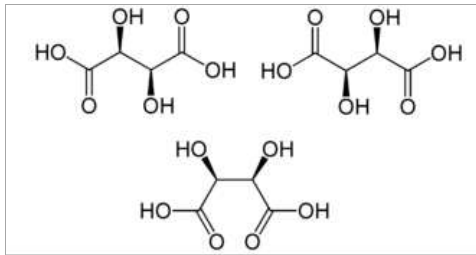
Name Weinsäure

57 ID-organisch Molare Masse in g/mol 150,09

Summenformel C4H6O6 CAS-Numm 526-83-0 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 206

Traubensäure



Siedepunkt in °C

Kurzbeschreibung

0

farb- und geruchloser Feststoff[5] mit säuerlichem Geschmack

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

gut löslich in Wasser (1394 g·l⁻¹ bei 20 °C)[5], Methanol, Ethanol, 1-Propanol und Glycerol[8] schlecht in Diethylether und unlöslich in Chloroform

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

7500 mg·kg⁻¹ (LDLo, Ratte, oral, L-(+)-Weinsäure)

Geschichte

Vor der Entdeckung der Weinsäure wurde ihr Salz Kaliumhydrogentartrat, der Weinstein, für eine Säure gehalten, da es durch seine schlechte Wasserlöslichkeit im Wein leicht ausfällt und daher für die Chemiker einfacher erkennbar war als es die gut lösliche Weinsäure. Damals war der auch heute noch volkstümlich verwendete Begriff Weingeist für den reinen Ethanol (dicht: 1712 wurde Weinstein von Boerhaave als feste Säure angeführt, 1764 wurde von Margraf ein Alkalimetall im Weinstein nachgewiesen, woraufhin er diesen mit Calcium zu Calciumtartrat ersetzte, das er jedoch nicht genauer untersuchte. Erst 1769 ersetzte Scheele, der gemeinhin als Entdecker der Weinsäure gilt, Calciumtartrat mit Schwefelsäure und bezeichnete die abgechiedene kristalline Säure als „Weinsteinsäure“. Der Weinstein wurde kurz darauf als saures Kalisalz dieser Säure erkannt.



Weinstein (Kaliumsalz der Weinsäure) in Weißwein

1819 wurde die Traubensäure (Vogelensäure) vom Fabrikanten Karl Kestner als Nebenprodukt der Weinsäureherstellung entdeckt.^[1] Die Isomerie der Weinsäure wurde 1826 von Gasp. Lussac festgestellt und von Pasteur detaillierter untersucht, wobei damals nur die optisch aktive „rechtsdrehende Weinsäure“, also die L-Weinsäure und die Traubensäure, als „racemische Säure“ bezeichnet, bekannt waren. Pasteur stellte das Natriumammoniumsalz dieser Säure her und entdeckte dabei die Chiralität. Mit Lupe und Pinzette trennte Pasteur die Kristalle in linksdrehende und rechtsdrehende Exemplare.

Die so aus dem Racemat getrennten Enantiomeren Natriumammoniumtartrate brachte Pasteur wieder in Lösung und untersuchte ihren Drehwert im Polarisimeter. Dabei stellte er fest, dass beide Lösungen der aus der optisch inaktiven Traubensäure gewonnenen Salze optisch aktiv waren und dieselbe spezifische Drehung wie aus L-Weinsäure gewonnenes Natriumammoniumsalz aufwiesen, jedoch mit entgegengesetztem Vorzeichen. Daraus folgte Pasteur, dass Traubensäure kein Racemat, sondern ein gleichzeitiges Gemisch aus rechts- und linksdrehender Weinsäure, also ein Racemat ist. Der Begriff Racemat für eine Mischung zweier Enantiomere zu gleichen Teilen leitet sich aus der lateinischen Bezeichnung für Traubensäure (Acidum racemicum) ab.

Die Deutungen von Pasteurs Experiment erschöpfen sich allerdings nicht darin, dass Traubensäure ein Racemat aus L- und D-Weinsäure ist. Zwar erkannte Pasteur, dass die optische Aktivität eine Folge einer Eigenschaft des Weinsäuremoleküls selbst sein musste. Doch erst 1874 konnten Le Bel und J. H. Van't Hoff, der in der Folge zum ersten Chemie-Nobelpreisträger wurde, dies unabhängig voneinander anhand der Molekülstruktur erklären. Im Wissen, „dass vier unterschiedliche Objekte auf zwei verschiedene Weisen in den Ecken eines Tetraeders angeordnet werden können und dass sich diese Anordnungen zueinander wie Bild und Spiegelbild verhalten, die nicht zur Deckung zu bringen sind“^[2] stellten sie die Hypothese auf, dass die vier an ein Kohlenstoffatom gebundenen Reste tetraedrisch angeordnet sind. Davon ausgehend vermuteten sie, dass optisch aktive Moleküle mindestens ein Kohlenstoffatom mit vier verschiedenen Resten, also ein asymmetrisches Kohlenstoffatom, enthalten. „Optisch inaktive organische Substanzen enthalten demnach entweder kein asymmetrisches Kohlenstoffatom oder sie sind Gemische aus gleichen Teilen zweier Enantiomere.“^[2]

Eigenschaften

Weinsäure, auch als **2,3-Dihydroxybernsteinsäure** oder **2,3-Dihydroxybutandisäure** oder **Weinsteinsäure**, im Lateinischen als *Acidum tartaricum* und im Englischen mit *tartaric acid* bezeichnet, vom griechischen *τάρταρος* Hölle, aufgrund der ätzenden, brennenden Wirkung.

Es ist eine **Dicarbonsäure** in der Gruppe der **α-Hydroxycarbonsäure**. Sie gehört zu den Zuckerkarbonensäuren (**Säureisern**). Ihre Salze und Ester heißen **Tartrate**. L-(+)-Weinsäure tritt beispielsweise in **Weintrauben** auf und ist in der EU als **Lebensmittelzusatzstoff E 334** zugelassen. In Deutschland wird auch der **Gesamtzucker** von **Weinen** – berechnet als Weinsäure – angegeben, obgleich im Wein noch eine Anzahl anderer Säuren, vor allem **Äpfelsäure**, vorkommt.

Traubensäure bezeichnet das **Racemat** der Weinsäure. Durch intermolekulare Wasserabspaltung entsteht die **polymere Mesoweinsäure**, die unter der Bezeichnung **E 353** ebenfalls als **Lebensmittelzusatzstoff** verwendet wird.

Die zwei Kohlenstoffatome, die die beiden **Hydroxygruppen** im Molekül der Weinsäure tragen, sind **Stereozentren**. Je nach der Konfiguration dieser Zentren liegt D-(−)-Weinsäure (Synonym: (2S,3S)-Weinsäure), L-(+)-Weinsäure (Synonym: (2R,3R)-Weinsäure) oder die optisch inaktive meso-Weinsäure vor. In der meso-Form ist eines der Stereozentren **li**; das andere **konfiguriert**. In der Natur kommt meist die rechtsdrehende L-(+)-Form vor. Die beiden Enantiomere der Weinsäure [L-(+)-Weinsäure und D-(−)-Weinsäure] unterscheiden sich nicht in ihren physikalischen und chemischen Eigenschaften nur im **Drehwert** gegen **linear polarisiertes Licht**. Der Drehwert α beträgt bei L-(+)-Weinsäure +12,7°, bei D-(−)-Weinsäure −12,7° bei gleichen Messbedingungen. Der Drehwert der meso-Weinsäure beträgt, wie bei allen meso-Verbindungen, ± 0°. Die physiologischen Eigenschaften aller drei **Stereoisomere** der Weinsäure sind verschieden.

Isomere der Weinsäure			
Name	D-(−)-Weinsäure	L-(+)-Weinsäure	meso-Weinsäure
Andere Namen	(2S,3S)-Weinsäure	(2R,3R)-Weinsäure	
Strukturformel			
	147-73-7	87-69-4	147-73-0
CAS-Nummer	133-37-9 [DL-(+)-Gemisch]		
	526-83-0 (unspez.)		
EG-Nummer	205-695-6	201-766-0	205-696-1
	205-105-7 [DL-(+)-Gemisch]		

Vorkommen

Besonders die L-(+)-Weinsäure sowie deren Calcium-, Kalium- und Magnesiumsalze finden sich reichlich in den Reben, Trauben und Blättern des Weinstocks sowie im Löwenzahn, in Zuckerrüben, in **Tamarinden**, in unreifen **Vogelbeeren**, in den Samen des **Spindelbaums**, in den Blättern der **Agaven**, in schwarzem **Pfeffer**, in der **Ananas** und in vielen weiteren Früchten. Bei der Weinherstellung scheiden sich schwerlösliche **Salze** der Weinsäure als **Weinstein** am Boden von Weinfässern oder Weinflaschen ab. Die D-(−)-Weinsäure, nicht ganz korrekt unnatürliche Weinsäure genannt, findet sich nur in den Blättern des westafrikanischen **Orchideenbaums** *Bauhinia reticulata*.^[8] Die **meso**-Form existiert in der Natur nicht.

Herstellung

Die Herstellung von Weinsäure aus Weinstein gelingt nach der Umwandlung in Calciumtartrat. Aus diesem kann mit **Schwefelsäure** die Weinsäure freigesetzt werden, als Nebenprodukt entsteht **Gips**. Die **meso**-Form lässt sich durch Oxidation von **Fumarsäure** oder **Maleinsäureanhydrid** mit **Wasserstoffperoxid**, **Kaliumpermanganat** oder anderen **Persäuren** herstellen.

Reine D-(−)-Weinsäure kann durch den Abbau mit **Pinselschimmel** *Penicillium glaucum* aus dem Racemat erhalten werden, da *Penicillium glaucum* nur die L-(+)-Weinsäure abbaut.

Anwendungen

In größerem Maßstab findet nur die L-Weinsäure Verwendung, da sie das Produkt der meisten Syntheseverfahren von Weinsäure darstellt. 50 % der produzierten L(+)-Weinsäure gehen in die Lebensmittelindustrie und Pharmazie, die andere Hälfte in technische Anwendungsgebiete.

Weinsäure wird als Ingredienz von Desinfektionsmitteln verwendet. Dabei wird in der Regel nicht ausgewiesen, ob es sich um L- oder D- Weinsäure, die racemisch gemischte Weinsäure oder ein anderes Mischungsverhältnis handelt.

Verwendung als Lebensmittelzusatzstoff[\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]

Der offensichtlichste Anwendungsbereich der Weinsäure liegt in ihrer Verwendung als Lebensmittelzusatzstoff. Die in diesem Bereich als E 334 bezeichnete L-Weinsäure findet sich nicht nur natürlich in vielen Lebensmitteln, sondern wird aufgrund ihrer geschmacklichen und konservierenden Eigenschaften auch vielen Lebensmittel-Mischprodukten zugesetzt. Weinsäure wird bei der Bereitung von Speiseeis, [Kunsthonig](#), Obst, Limonaden und Erfrischungsgetränken, [Gelee](#), [Weingummis](#) und Konditorwaren, z. B. zur Stabilisierung von Cremes und Schäumen, und bei der Säuerung säurearmer Weine verwendet. In Backbüchern wird auch fälschlicherweise die Bezeichnung Weinsteinsäure verwendet. Die orale Toxizität der L-Weinsäure war im Tierversuch mit Ratten äußerst gering; die [LD₅₀](#) lag für Ratten bei oraler Gabe bei 7500 mg/kg Körpergewicht.^[10]

Die als [Lacton](#) polymere Metaweinsäure (E 353) wird hauptsächlich zur Weinsteinstabilisierung verwendet; als Schutz[kolloid](#) verhindert sie die Kristallisation von [Weinstein](#) im Wein.^[14]

Technische Verwendungsmöglichkeiten[\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]

Weiterhin findet Weinsäure auch in vielen technischen Bereichen Verwendung, unter anderem beim Griffigmachen und Glätten von [Seide](#). Bedeutsam ist die Fähigkeit der Weinsäure, mit Metallen [Komplexe zu bilden](#): Bei diesen Komplexen wird das Metall-Kation durch die Weinsäure fester gebunden, als bei den meisten anderen [organischen Säuren](#). Dadurch ergeben sich zahlreiche Anwendungsmöglichkeiten. *Kaliumnatriumtartrat* wird beispielsweise als Komplexbildner in [Fehlinscher Lösung](#) eingesetzt, Weinsäure zur Oberflächenbehandlung von Kupfer- und Messingartikeln. Letztere kann ebenfalls zur Reinigung schwermetallkontaminierter Böden verwendet werden, da sie hier giftige [Schwermetalle](#) bindet, aber selbst biologisch abbaubar ist. Setzt man sie [Zement](#) und [Gips](#) zu, verzögert sie deren Abbinden durch Komplexieren der Calciumionen und verlängert damit die Bearbeitungs- und Verformbarkeitszeit. Weiterhin dient sie als Reduktionsmittel und zur [Racematspaltung](#) organischer Basen. In der modernen organischen Synthese sind LiAlH₄-Weinsäurederivate wie [TADDOL](#) wichtige chirale Reagenzien oder Katalysatoren zur [enantioselektiven](#) Reduktion von [Ketonen](#) sowie anderen stereoselektiven Syntheseverfahren

Name α -Linolensäure

75

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

278,44

Summenformel

C18H30O2

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

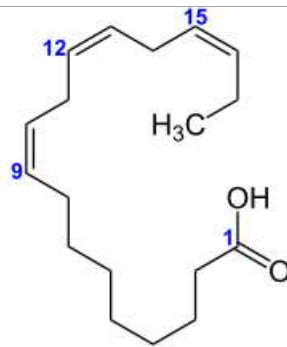
463-40-1

Trivialname

Strukturformel

-11

Linolensäure
ALA (alpha-Linolenic acid)



Kurzbeschreibung

farblose Flüssigkeit[

Siedepunkt in °C

232

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

nahezu unlöslich in Wasser[3]
gut löslich in vielen organischen Lösungsmitteln

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

Geschichte

Der Name *Linolensäure* leitet sich vom griechischen Wort *linos* für [Lein](#) (Flachs) ab.

Eigenschaften

α-Linolensäure (**alpha-Linolensäure** oder kurz **ALA** nach der englischen Bezeichnung **alpha-Linolenic acid** genannt) ist eine dreifach **ungesättigte Fettsäure** mit 18 Kohlenstoffatomen und gehört zur Gruppe der **Omega-3-Fettsäuren**. Daraus ergibt sich ihr **Lipidname 18:3 (ω-3)**. Sie wird auch mit (all-*cis*)-Octadeca-9,12,15-triensäure bezeichnet – ist also eine **Alkensäuren**, genauer **Triensäure** und eine **Isolensäure**, weil die drei Doppelbindungen jeweils durch eine **Methylengruppe** getrennt sind.

Alpha-Linolensäure wird manchmal auch nur kurz **Linolensäure** genannt,^[2] obwohl noch mehrere andere Fettsäuren das Wort *Linolensäure* in ihrem Namen tragen: Die **gamma-Linolensäure** [GLA, (all-*cis*)-Octadeca-6,9,12-triensäure] Kurzb.: [18:3 (ω-6)] und die **Dihomo-gamma-Linolensäure** [DGLA, (all-*cis*)-Eicosa-8,11,14-triensäure] Kurzb.: [20:3 (ω-6)] gehören beide zur Gruppe der **Omega-6-Fettsäuren**, wobei letztere außerdem aus 20 statt nur aus 18 Kohlenstoffatomen besteht. Auch die der Linolensäure namentlich ähnliche **Linolsäure** (Octadeca-9,12-*diensäure*) gehört zu den Omega-6-Fettsäuren. Sie besitzt eine Doppelbindung weniger als die Linolensäure.

Physikalische Eigenschaften[\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Sorgfältig gereinigte und unter Luftausschluss aufbewahrte Linolensäure ist eine farblose, ölige und fast geruchlose Flüssigkeit. Die **molare Masse** beträgt 278,43 g·mol⁻¹ und die Dichte 0,91 g·cm⁻³.^[2] Sie hat einen Schmelzpunkt von −11 °C^[2] und einen Siedepunkt von 232 °C (bei 23 mbar).^[2] Die Fettsäure ist unlöslich in Wasser, jedoch gut in vielen organischen Lösungsmitteln.

Chemische Eigenschaften[\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Linolensäure ist sehr oxidationsempfindlich und altert an der Luft rasch unter Gelbfärbung, die auf die Bildung von Hydroperoxiden zurückzuführen ist. Im weiteren Verlauf der Oxidation kommt es zur Verharzung unter Bildung von **Firnis**, dieser Vorgang wird auch als **Trocknung** bezeichnet.

Vorkommen

Linolensäure findet sich als Ester chemisch gebunden in vielen **Triglyceriden**, welche den Hauptanteil der natürlichen **Fette** und Öle ausmachen. Die Triglyceride einer ganzen Reihe natürlich gewonnener pflanzlicher Öle sind reich an Linolensäure-Resten. Hierzu gehören unter anderem **Leinöl** (56–71 %),^[5] **Chiaöl** (ca. 60 %),^[6] **Perillaöl** (31–42 %),^[7] das Öl aus dem **Iberischen Drachenkopf** (bis zu 70 % der Fettsäure-Reste),^[8] **Hanföl** (28 %),^[2] **Walnussöl** (ca. 15 %), **Rapsöl** (5–16 %)^[2] und **Sojaöl** (4–11 %).^[2] Manche pflanzlichen Öle enthalten nur geringe Mengen (bis 1,5 %); dazu zählen **Sonnenblumenöl**, **Olivenöl**^[2] und **Traubenkernöl** (weniger als 1 % Linolensäure, 72 % **Linolsäure**).^[9] Tierische Quellen sind Pferde**fett** (ca. 30 %) und Schweines**schmalz** (< 1,5 %).^[2]

Entgegen weitverbreiteter Anschauung enthalten diese natürlichen Fette und Öle keine freie Linolensäure, sondern deren **Glycerinester**.

Herstellung

Die Fettsäure lässt sich durch alkalische **Verseifung** aus den entsprechenden Triglyceriden gewinnen, indem die entsprechenden Fette oder Öle mit **Alkalien** gekocht werden. Da die natürlichen Fette und Öle stets viele unterschiedliche Fettsäuren enthalten, schließt sich in der Regel eine Trennung des entstandenen Gemisches an. Kommerziell wird sie vor allem aus **Leinöl** gewonnen

Anwendungen

α -Linolensäure (ALA) ist ein [essentieller Nährstoff](#), der zur Bildung der Omega-3-Fettsäuren [Docosahexaensäure](#) (DHA) und [Eicosapentaensäure](#) (EPA) benötigt wird. Auch spielt ALA eine wichtige Rolle bei Entzündungsprozessen. Sie wird von den gleichen Enzymen zu EPA verarbeitet, die auch aus [Linolsäure Dihomogammalinolensäure](#) (DGLA) und [Arachidonsäure](#) (AA) produzieren. Aus DGLA und EPA werden wiederum entzündungshemmende [Eicosanoide](#) gebildet (Serie 1 und Serie 3), während aus der Arachidonsäure entzündungsfördernde Serie-2-Eicosanoide gebildet werden. ALA wirkt also entzündungshemmend, da sie

1. Enzymaktivität auf sich zieht, die sonst [Arachidonsäure](#) produzieren würde und
2. aus ihr die entzündungshemmenden Serie-3-Eicosanoide gebildet werden.

Studien zeigen, dass etwa 5–10 % der aufgenommenen α -Linolensäure in EPA und 2–5 % in DHA umgewandelt werden. Andere Studien sprechen von Umwandlungsraten in EPA und DHA geringer als 5 %. Eine Studie kommt zu dem Schluss, dass die Umwandlungsrate ALA zu DHA unter 1 % liegt.^{[12][13][14]} Eine Studie des Royal Adelaide Hospital in Australien zeigt, dass α -Linolensäurereiches Pflanzenöl, zusammen mit einer [linolsäurearmen](#) Ernährung, den EPA-Spiegel im Gewebe ähnlich steigen lässt wie eine Supplementierung mit Fischöl.^[15] Eine Steigerung des DHA-Spiegels im Blut durch Supplementierung von zusätzlicher ALA wird – außer bei Säuglingen – durch die *International Society for the Study of Fatty Acids and Lipids (ISSFAL)* verneint.^[12] Barcel-Coblijn & Murphy hingegen kommen zu dem Schluss, dass der Körper ausreichend DHA bilden kann, wenn genug α -Linolensäure (>1200 mg) pro Tag aufgenommen wird.^[16] Ein [Review](#) von 2016, welches die Umwandlungsraten von ALA in DHA untersuchte, kommt zu dem Schluss, dass ALA ein ungeeignetes [Substitut](#) für DHA ist. [Acylglycerine](#) der Linolensäure und der Linolsäure werden als Zusatz zu [Firniss](#) und anderen *trocknenden Ölen* für [Beschichtungen](#) (Lacke u. a.) verwendet.