

# organische Stoffe Abfrage1

Name **Montansäure**

70

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

424,76

Summenformel

**C<sub>28</sub>H<sub>56</sub>O<sub>2</sub>**

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel

**06-48-9**

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.<sup>[4]</sup> Seit dem 1. Oktober 2014 sind Montansäureester nicht mehr als Zusatzstoff zugelassen.<sup>[5]</sup> 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

Trivialname

Strukturformel

112-80-1

16

(9Z)-Octadec-9-ensäure

(IUPAC)

cis-9-Octadecensäure

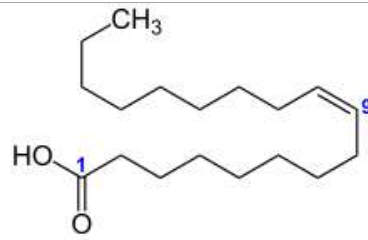
Oleinsäure

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<sup>-1</sup>, 25 °C)[2], löslich in Methanol

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

25000 mg·kg<sup>-1</sup> (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  $282,46 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  und die Dichte  $0,89 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ <sup>[3]</sup>. Sie hat einen Schmelzpunkt von  $17 \text{ }^{\circ}\text{C}$ <sup>[2]</sup> und einen Siedepunkt von  $360 \text{ }^{\circ}\text{C}$ <sup>[2]</sup>. Die Fettsäure ist unlöslich in Wasser, jedoch löslich in [Methanol](#). Der [Flammpunkt](#) liegt bei  $189 \text{ }^{\circ}\text{C}$ , die [Zündtemperatur](#) bei  $250 \text{ }^{\circ}\text{C}$ <sup>[2]</sup>.

**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 Metall*ionen* 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 %)<sup>[3]</sup>, [Rapsöl](#) (HEAR-Sorten 12–24 %, LEAR-Sorten 50–65 %<sup>[2]</sup>), [Avocadoöl](#) (44–76 %)<sup>[3]</sup>, [Gänsefett](#) (41–72 %)<sup>[3]</sup>, [Palmöl](#) (37–42 %)<sup>[3]</sup>, [Schweineschmalz](#) (36–52 %)<sup>[3]</sup>, [Sesamöl](#) (35–46 %)<sup>[3]</sup>, [Hammeltalg](#) (31–56 %)<sup>[3]</sup>, [Rindertalg](#) (26–45 %), [Sonnenblumenöl](#) (14–65 %)<sup>[8]</sup> 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.<sup>[9]</sup> Neben Ölsäure können in diesem Gemisch [Palmitoleinsäure](#), [Linolensäure](#) und weitere ungesättigte und gesättigte Fettsäuren enthalten sein.<sup>[10]</sup> 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.<sup>[9]</sup> 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

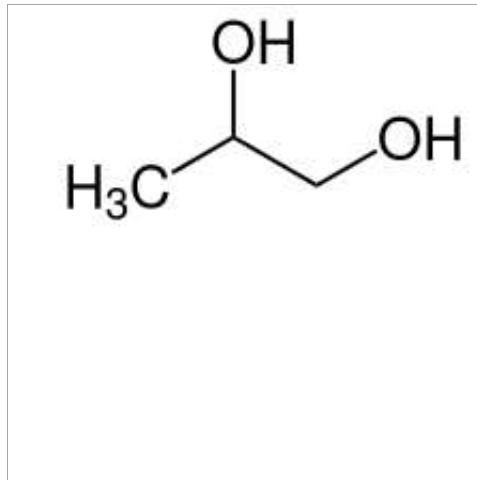
Trivialname

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<sup>-1</sup> (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	100.110.596
PubChem	250994	438866
	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.<sup>[14]</sup>

Aufgrund seiner **hygroskopischen** Eigenschaften wirken Aerosole von Propylenglykol 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.<sup>[11]</sup> Die Verbindung bildet daher erst oberhalb dieser Temperatur entzündliche Dampf-Luft-Gemische. Der **Explosionsbereich** liegt zwischen 2,6 Vol.-% (80 g/m<sup>3</sup>) als **untere Explosionsgrenze** (UEG) und 12,6 Vol.-% (400 g/m<sup>3</sup>) als **obere Explosionsgrenze** (OEG).<sup>[11]</sup> Die **Zündtemperatur** beträgt 420 °C.<sup>[6]</sup> Der Stoff fällt somit in die **Temperaturklasse T2**.

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

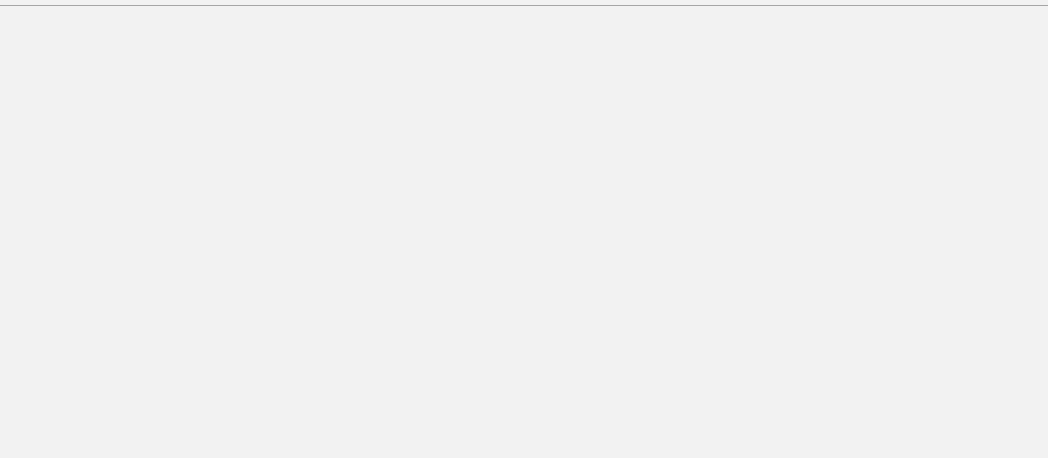
Es sind nach jahrzehntelanger Verwendung keine gravierenden Gesundheitsgefahren bekannt geworden. Seit 1942 ist 1,2-Propandiol in den USA ein zugelassener Bestandteil für Arzneimittel und ist durch die **Food and Drug Administration** (FDA) als grundsätzlich unbedenklich (*generally recognized as safe*)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

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

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

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

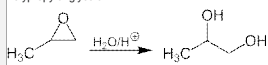


## Herstellung

### 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 **Katalyse** bei 200–220 °C oder ein katalytisches Verfahren bei 150–180 °C in Gegenwart eines **Ionen austauscherharzes** 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

1.400.000 **Tonnen**.<sup>[6]</sup>

Enantiomerenreines (S)-(+)-1,2-Propandiol ist durch Abbaureaktion von **D-Mannitol** zugänglich.<sup>[6]</sup>

## 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 *Kaugummi* 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<sup>-1</sup>·K<sup>-1</sup> für reines Wasser. Ein 50/50-Gemisch friert bei -35 °C, siedet bei 104 °C und erreicht eine Wärmekapazität von 3,5 kJ·kg<sup>-1</sup>·K<sup>-1</sup>.<sup>[21]</sup> 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,<sup>[22]</sup> da es zusammen mit Glycerin als Feuchthaltemittel sowohl dem Zigarettentabak 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

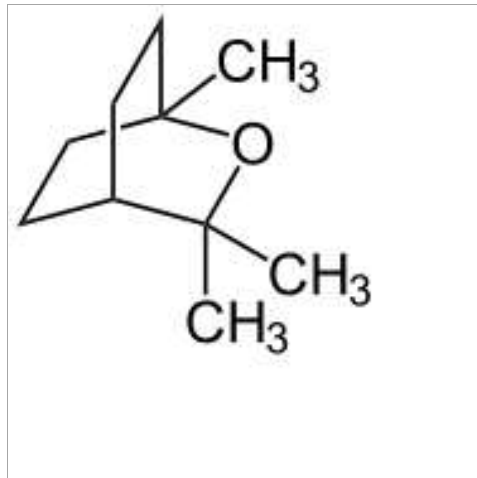
Limonen-1,8-oxid

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-cineol (10134)
<b>Analytik</b> <a href="#">Bearbeiten</a>   <a href="#">Quelltext bearbeiten</a>	
<small>Zur zuverlässigen qualitativen und quantitativen Bestimmung des 1,8-Cineols eignet sich die <a href="#">Gaschromatographie</a> oder die <a href="#">Gaschromatographie mit Massenspektrometrie</a> nach <a href="#">angemessener Probenvorbereitung</a>. Die <a href="#">Untersuchungsmethode</a> Diese analytische Verfahrensweise eignet sich auch, um Eucalyptolide unterschiedlicher Spezies zu unterscheiden.</small>	

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

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

Geschichte

Eigenschaften



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

1,8-Cineol wird einerseits bei Atemwegserkrankungen des Menschen,<sup>[12]</sup> 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 der Gabe von reinem Cineol die Lungenfunktion verbessert werden.<sup>[13][14]</sup> 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.<sup>[15]</sup>

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<sup>[16]</sup> 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), Rowatinex (D, A), Transpulmin (D)<sup>[13][17]</sup>

Name 2-Hydroxy-4- isopropyltoluol

102

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

150,22

Summenformel

C<sub>10</sub>H<sub>14</sub>O

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

499-75-2

Trivialname

Strukturformel

0

Carvacrol, 5-Isopropyl-

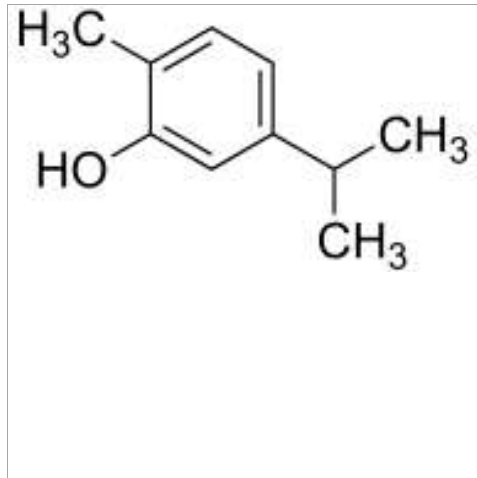
2-methylphenol

Isothymol

Karvakrol

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<sup>-1</sup> (LD50, Maus, i.p.) Ratte

810mg/kg

Geschichte

Eigenschaften

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

### 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*)<sup>[10]</sup> 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](#).<sup>[15][16]</sup> 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

C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>O

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel

67-63-0

-88

Propan-2-ol (IUPAC)

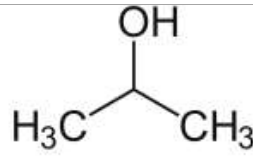
Propanol-2

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<sup>-3</sup> bzw. 500  
mg·m<sup>-3</sup>

5.050 mg·kg<sup>-1</sup> (LD50, Ratte, oral)

Geschichte

Eigenschaften



2-Propanol (**IPAC**-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 **Aethanol**, **Ethanol**, **2-Propanol**, **n-Butanol**, **iso-Butanol**, **sec-Butanol**, **Cyclohexanol**, **Ethandiol**, **Ethylbenzol**, **Aceton**, **Diethylether**, **1,4-Dioxan**, **Methylacetat** und **Dimethylformamid** werden keine **Azeotrope** gebildet.<sup>[1]</sup>

**Azeotrope mit verschiedenen Lösungsmitteln**<sup>[1]</sup>

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

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

Die **Dampfdruckkurve** ergibt sich nach **Antoine** entsprechend  $\log(p) = A - (B/(T-C))$  (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.<sup>[1]</sup>

**Zusammenstellung der wichtigsten thermodynamischen Eigenschaften**

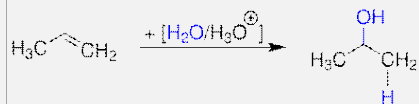
Eigenschaft	Typ	Wert [Einheit]	Bemerkungen

## Vorkommen

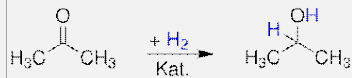
Natürlich kommt 2-Propanol in **Äpfeln** (*Malus domestica*) und **Pelargonien** (*Pelargonium graveolens*) vor

## Herstellung

Großtechnisch hergestellt wird 2-Propanol durch **Hydratisierung** von **Propen** an sauren **Ionenaustauscherharzen** 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 Autoscheibeneisern
- 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](#)<sup>[26]</sup>
- 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)<sup>[27]</sup>
- 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](#)<sup>[28]</sup>
- Konservierung von [Feuchtpräparaten](#)

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

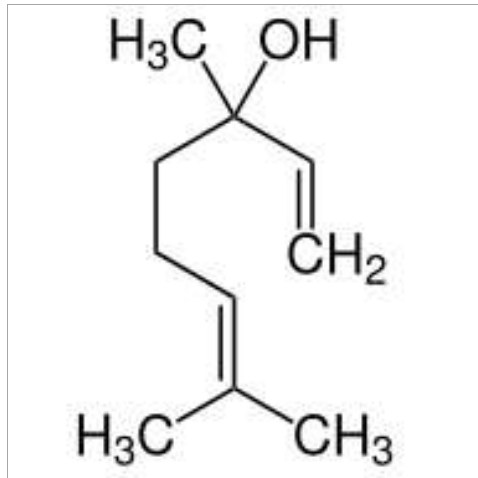
48

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

Summenformel C<sub>10</sub>H<sub>18</sub>O 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<sup>-1</sup> 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<sup>-1</sup> (LD50, Ratte, oral)

Geschichte

**Reaktionen**

Linalool kann mit Wasserstoff an Katalysatoren zu [Tetrahydrolinalool](#) [hydriert](#) werden.

Im sauren Milieu isomerisiert Linalool zum [Dilinalol](#). Analog erfolgt die Isomerisierung zum [Linalyl](#) bzw. [Linalylacetat](#).

Linalool reagiert wie alle Alkohole mit Säuren zu [Esteren](#). So kann Linalool z. B. mit [Essigsäure](#) zu [Linalylacetat](#) [verestert](#) werden.

**Gefahrenhinweise** [\(Biosphäre\)](#) | [Quelle:WIKI](#)

**Beim Erhitzen**

Linalool wirkt reizend auf Haut und Augen, es ruft Rötungen und Schwellen hervor. Linalool kann oral oder inhalativ aufgenommen werden. Es ist schwach wasserlöslich (0,02 g/l). Die LD<sub>50</sub> für Ratten bei oraler Aufnahme liegt bei 2-700 mg/kg. Bei demoralen Exposition bei 5-10 mg/kg Linalool hat sich in vielen Tieren ein nicht-erblickbares Verhalten gezeigt. Auch eine karcinogene Wirkung konnte bis heute nicht nachgewiesen werden. Chronische Aufnahme führt zur Schädigung der Leber.

Linalool gehört zu den [Terpenen](#). Substanzen, deren Duftstoffempfindlichkeit mit dem [Linalool](#) bzw. [Linalylacetat](#) in einer Reaktionsstudie auf der Haut allergisierend sind. In einer europäischen Studie erweisen sich 1-3 Prozent der Patienten als sensibel auf condenses 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).<sup>[1]</sup> 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.<sup>[2]</sup> Es kommt im [Sternanis](#),<sup>[3]</sup> [Anis](#), [Dufnessöl](#),<sup>[4]</sup> [Bav](#),<sup>[5]</sup> [Hopfen](#), [Muskat](#), [Inwerg](#), [Bohnenkraut](#), [Zimt](#), [Basilikum](#),<sup>[6]</sup> [Echtem Lorbeer](#),<sup>[7]</sup> [Pfefferminze](#),<sup>[8]</sup> [Acker-Minze](#),<sup>[9]</sup> [Majoran](#), [Thymian](#), [Oregano](#), [schwarzen Pfeffer](#), [Safran](#), [Hanf](#) und anderen Gewürzpflanzen vor.

Auch als [Ester](#) ([Linalylacetat](#)) 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](#).<sup>[10]</sup>

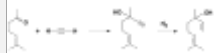
## Herstellung

### Gewinnung und Darstellung

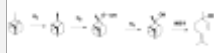
[\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

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 [Methylacetat](#) [ethyliert](#). Das entstehende Dehydrilinalool wird durch eine [partielle Hydrierung](#) zum Linalool [reduziert](#). Diese Synthese gelang erstmals [Leopold Ružička](#) und [Václav Fomšer](#) 1919.<sup>[11]</sup>



Eine zweite mögliche Syntheseroute geht vom  $\alpha$ -Pinen aus. Dieses wird zum  $\alpha$ -Biran [hydriert](#) und an der Luft zu  $\alpha$ - bzw.  $\beta$ -Pinenhydroperoxid oxidiert. Das Hydroperoxid wird reduktiv zum Gemisch aus  $\alpha$ - oder  $\beta$ -Pinen aufgearbeitet, das destillativ getrennt werden kann. Bei Temperaturen von über 500 °C wird  $\alpha$ -Pinenol dann zum  $\alpha$ -Linalool und  $\beta$ -Pinenol zum  $\beta$ -Linalool isomerisiert.



## Anwendungen

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

---

Als ein Bestandteil ätherischer Öle wie auch als Reinstoff findet Linalool als Geruchs- und Geschmackstoff Verwendung.<sup>[12]</sup> 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](#).

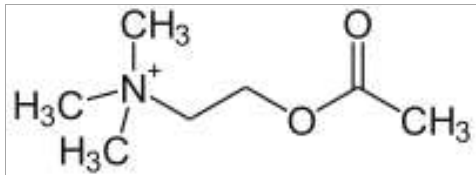
Name Acetylcholin

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

Summenformel C7H16NO2 CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 51-84-3 149

(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)

Der Anteil an Acetylcholin beträgt im [Gehirn](#) [Muskel](#) (Vespa) jedoch eine hohe Prozent des Flüssiggehalts und liegt damit in der höchsten Konzentration vor, die bisher bei einem Lebewesen gemessen wurde. Der Stoff der Histamin wird aufgrund dieser hohen Konzentration als besonders schmerzhaft empfunden. Dabei ist der Stoff nicht giftig als bei anderen [Insekten](#) oder bei [Bienen](#) ([Blattwespe](#)), deren Gift jedoch kein Acetylcholin enthält. Auch im Gift der [Blattwespe](#) sowie bei [Epididymus](#) und anderer [Blattwespen](#) ist Acetylcholin für die schmerzliche Wirkung verantwortlich.

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

2500 mg·kg<sup>-1</sup> (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

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

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

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

Acetylcholin wirkt an zwei Typen von cholinergen Rezeptoren, dem nikotinischen 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 Muskeltyp, 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<sub>i</sub>-gekoppelt, M2 und M4 G<sub>q</sub>-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 Muskari rezeptoren); 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 Gegengift 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 man 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 Parasympathikum (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<sup>[1]</sup>, Aufrechterhaltung von Aufmerksamkeit<sup>[2]</sup>, Lernen und dem Bilden von Erinnerungen<sup>[3]</sup>.

**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 Adenosintriphosphat

83

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

507,18

Summenformel

C<sub>10</sub>H<sub>16</sub>N<sub>5</sub>O<sub>13</sub>P<sub>3</sub>

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

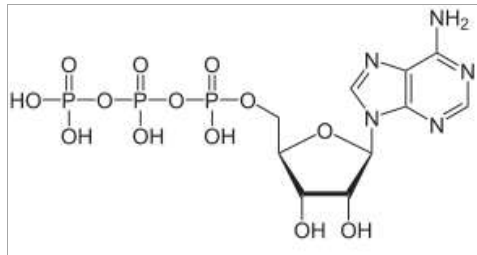
56-65-5

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.<sup>[5]</sup> 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<sup>[6]</sup>, 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.<sup>[7]</sup> Untereinheiten der dafür zuständigen [ATP-Synthase](#) wurden erstmals von [Efraim Racker](#) ab 1960 isoliert.<sup>[8]</sup>

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 **Molekül** des Adenosintriphosphats besteht aus einem **Adenosin**, dem Zucker **Ribose** und drei **Phosphaten** (α bis γ) in **Kette** (α bzw. **Antisubstratbindung** (β und γ)).<sup>[1]</sup>

**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 **Nucleosintriphosphats** 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 **Coenzym** der **Kinasen**, einer Gruppe von **phosphatübertragenden Enzymen**, die im **Metabolismus** und bei der **Stoffwechsellagerung** eine Schlüsselrolle 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 **Glukose** werden einige Grundprägnen 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** purinergere **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** entstandenen **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 Umlauf** 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** umschlossenen **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 Potenzial** **Δp** genutzt, das sich aus

## Vorkommen

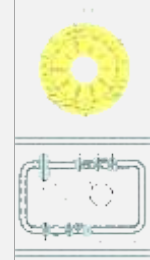
In Zellen.

# 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 10<sup>25</sup> Molekülen entspricht, die wieder neu gebildet werden. Bei intensiver körperlicher Arbeit kann der ATP-Umsatz auf 0,5 kg pro Minute ansteigen.

## Herstellung

Entscheidend beim Zitrusalkohol und dem richtig bei der Nahrungsgabe



Schematische Darstellung der Atmungskette mit den Komplexen I bis IV. In der Matrix (Matrix) werden die ATP-Komplexe (Komplexe I bis IV) in die Membran eingebettet. Die Elektronen fließen durch die Komplexe I bis IV, wobei Protonen in die Matrix gepumpt werden. Die Elektronen fließen durch die Komplexe I bis IV, wobei Protonen in die Matrix gepumpt werden. Die Elektronen fließen durch die Komplexe I bis IV, wobei Protonen in die Matrix gepumpt werden.

## Anwendungen



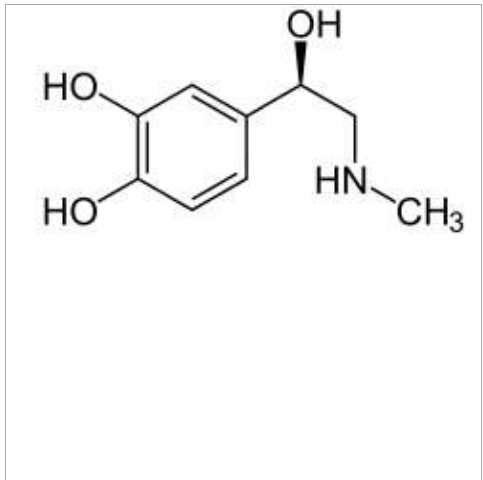
Name Adrenalin

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

Summenformel C9H13NO3 CAS-Numm 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<sup>-1</sup> bei 25 °C),[2] Chloroform, Ethanol, Diethylether, Aceton

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

Ratte: 62 mg·kg<sup>-1</sup> Hund: 0,10 mg·kg<sup>-1</sup>

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 Vulpé**. 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 **Napoleon Cybulski** mit seinem Assistenten **Mieczyslaw Szymonowicz**. 1896 publizierte der Augenarzt **William Bates** seine Beobachtungen.<sup>[1]</sup>

**John Jacob Abel** stellte 1897 bzw. 1900<sup>[2]</sup> 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.<sup>[3]</sup> Obgleich Abels Epinephrin sich später als ein **Antidot** der Isoliierung herausstellte, wird der Name Epinephrin bis heute synonym für Adrenalin gebraucht.<sup>[4][5]</sup>

Im Jahr 1904 folgte die Aufklärung der Formel und chemische Synthese durch **Stolz** in **Hirsch**.<sup>[6]</sup> 1908 gelang **Fritz Flaescher** (1876–1938) die Trennung des **Epinephrins** in die beiden **Enantiomere**, wobei die wirksamere (-)-Form unter dem Namen **Suprarenin** auf den Markt gebracht wurde. 1919 führte **Rainhard von den Veldin** (1880–1941) die erste **intrakardiale** Adrenalin-Injektion durch.<sup>[7][8]</sup>

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**.

<b>Adrenalin</b>	<b>1896</b>
<b>Kategorie</b>	Pharmazie
<b>Publikationsort</b>	Wien
<b>Verlag</b>	Verlag von Brauner
<b>Titel</b>	Über die Wirkung von Adrenalin auf die Blutgefäße
<b>Autoren</b>	George Oliver, Edward Albert Schäfer
<b>Abstract</b>	Das Adrenalin bewirkt eine Steigerung der Blutdruckkurve, welche durch eine Verengung der Blutgefäße bedingt ist. Diese Wirkung wird durch die Einwirkung von Nerven vermittelt. Die Wirkung von Adrenalin auf die Blutgefäße wird durch die Einwirkung von Nerven vermittelt. Die Wirkung von Adrenalin auf die Blutgefäße wird durch die Einwirkung von Nerven vermittelt.
<b>Keywords</b>	Adrenalin, Blutdruck, Blutgefäße, Nerven

Eigenschaften

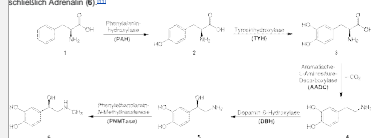
**Adrenalin** (gebildet 1901 aus [lateinisch](#) *ad* ‚an‘ und *ren* ‚Niere‘) oder **Epinephrin** (1900 gebildet aus [altgriechisch](#) *ἐπί* *epi* ‚auf‘ und *νεφρός* *nephros* ‚Niere‘) ist ein im [Nebennierenmark](#) gebildetes [Hormon](#), das zur Gruppe der [Katecholamine](#) gehört. Auch im [Zentralnervensystem](#) 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 [aromatisierten Phenylalanin](#) (1) aus. Diese wird durch das Enzym [Phenylalaninhydroxylase](#) (PAH) zunächst zu [L-Tyrosin](#) (2) hydroxyliert. Eine weitere Hydroxylierung durch die [Tyrosinhydroxylase](#) (THH) liefert [L-DOPA](#) (3), welches durch die [Aromatische L-Aminooxidase](#) (AAO) 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](#) (PNMTase) liefert schließlich Adrenalin (6).<sup>[1]</sup>



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 Tyrosin zu L-Dopa und von Dopamin zu Noradrenalin. [Cortisol](#), das Hormon der [Nebennierenrinde](#), fördert die nachfolgende Umwandlung von Noradrenalin zu Adrenalin.

Die Adrenalinproduktion kann auch durch einen negativen Feedback-Mechanismus reguliert werden. Ansteigende Adrenalin-Spiegel sind mit der Tyrosin-Bildung negativ [rückgekoppelt](#), bei erhöhten Adrenalin-Spiegeln wird also die  $\alpha$ -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 [Metanephrin](#)) besitzt bereits keine nennenswerte biologische Aktivität mehr. Durch weitere, insbesondere oxidative Stoffwechselprozesse unter Beteiligung der Monoaminooxidase ist eine [Benzotriazolium](#) zu [Vanillinmandelsäure](#) und 5-Methoxy-4-hydroxyphenylethylglykol (MOPEG) möglich. Diese Stoffwechselprodukte werden in [konjugierter](#) (z. B. als [Sulfat](#)) und unkonjugierter Form über den [Liquor](#) ausgeschieden. Der zuverlässigste qualitative und quantitative Nachweis aller Metabolite gelingt durch die Kopplung verschiedener chromatographischer Verfahren.<sup>[1]</sup>

## Herstellung

### Synthese [[Bearbeiten](#)] [[Quelltext bearbeiten](#)]

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



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

Alternativ kann man auch 3,4-Dimethoxybenzaldehyd mit [Blausäure](#) zum [Cyanhydrin](#) 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 [Phenylhydratfunktion](#), Reduktion und [Racematspaltung](#) gelangt man dann zum Adrenalin. Handelsübliche Formen des Adrenalins sind auch das [Hydrogenlartrat](#)<sup>[1]</sup> und das [Hydrochlorid](#)<sup>[1]</sup>.

## 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](#) (erstmal 1967 beschrieben<sup>[19]</sup> und 1974<sup>[20]</sup> etabliert) und [intrakardial](#), verabreicht. In den aktuellen Empfehlungen des [European Resuscitation Council](#) wird die Gabe von Adrenalin bei der Reanimation als Standard empfohlen.<sup>[21]</sup> 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.<sup>[22]</sup>

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.<sup>[23]</sup> 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  $\alpha$ -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

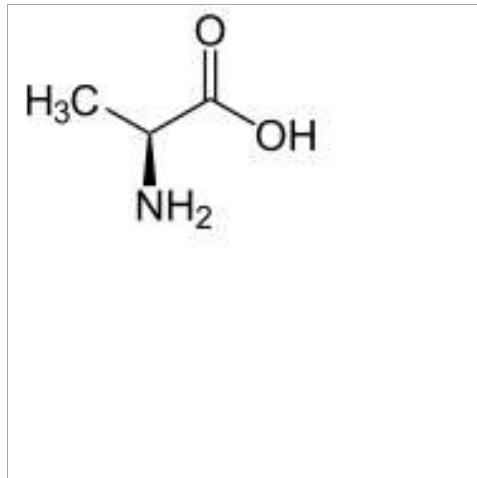
Trivialname

Strukturformel

56-41-7

297

$\alpha$ -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<sup>-1</sup> bei 25 °C;  
217,9 g·kg<sup>-1</sup> bei 50 °C;

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

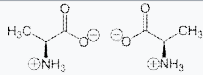
Dosis Lethal

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.<sup>[7][8]</sup> 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.<sup>[6][9]</sup> 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 Kohlenstoffgeründerüst 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 **z. Haisles** von **Proteinen** bevorzugt auf. Diese Aminosäuren begünstigen die Bildung dieses **Sekundärstrukturelements**, und werden deshalb auch als **Helixbildner** bezeichnet.<sup>[3]</sup>

Alanin ist **chiral**, tritt also in zwei spiegelbildlichen Formen auf, wobei das L-Alanin eine **protinoere** 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 **Murens**, der Grundsubstanz von Bakterienzellwänden. Daneben gibt es noch das **nichtproteinoene 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<sup>[1][2]</sup> 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**<sup>[3]</sup> unterworfen. Dabei wird unter Verwendung von L-

**Aminoacylase**<sup>[4]</sup> enantioselektiv die **Acetylgruppe** von L-N-Acetylalanin abgespalten

und es entsteht L-Alanin, während D-N-Acetylalanin nicht hydrolysiert wird. Die Trennung von L-Alanin und D-N-Acetylalanin ist einfach. Benötigt man D-

Alanin, so wird D-N-Acetylalanin 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-Acetylalanin durch Einwirkung von **Essigsäureanhydrid** **racemisiert** und recycelt.

D-Alanin kann auch aus **z. 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).<sup>[5]</sup>

## Anwendungen



L-Alanin ist Bestandteil von Infusionslösungen zur parenteralen Ernährung und von Diätetika.<sup>[16]</sup>

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

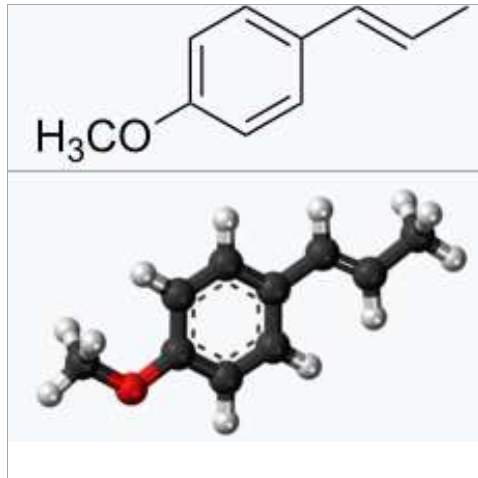
Name Anethol

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

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

Trivialname

Strukturformel



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

( E ) - 1 - Methoxy - 4 - ( prop-1-en-1-yl ) benzol

Kurzbeschreibung  
Es ist eine farblose, duftende, leicht flüchtige Flüssigkeit

Löslichkeit

ist in Wasser schwer löslich, aber in Ethanol gut löslich

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.<sup>[44]</sup> Anethol wurde erstmals vom Schweizer Chemiker chemisch untersucht [Nicolas-Théodore de Saussure](#) im Jahre 1820.<sup>[45]</sup> 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.<sup>[46]</sup> 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.<sup>[47]</sup> Obwohl der deutsche Chemiker [Emil Erlenmeyer](#) schlug 1866 die korrekte molekulare Struktur für Anethol vor,<sup>[48]</sup> Erst 1872 wurde die Struktur als korrekt akzeptiert.<sup>[49]</sup>

20

Siedepunkt in °C

234

Dampfdruck in hPa

1000

Dd-Temperatur in °C

25 Reaktionen

**Forschung**<sup>[bearbeiten]</sup>  
**Antimikrobielle und antimykotische Aktivität**<sup>[bearbeiten]</sup>  
 Anethol hat starke Wirkung antimikrobiell. Eigenschaften gegen Bakterien, Viren, und Pilze.<sup>[1]</sup> Gemischte antimikrobielle Eigenschaften umfassen beide bakteriostatisch und bakterizid. Aktion gegen *Salmonella typhimurium*<sup>[2]</sup> aber nicht bei verwendet gegen *Salmonellen* über in Belegung Methode.<sup>[3]</sup> Antimykotika umfassen die Belegung der Wirksamkeit einiger anderer Phytochemikalien in Verbindung gegen *Stachybotrys chartarum* und *Candida albicans*.<sup>[4]</sup>  
 In vitro, Anethol hat antihelminthische Wirkung auf Eier und Larven bei *Stiel Magen-Darm Nematode Haemonchus contortus*.<sup>[5]</sup>  
 Anethol hat auch eine nematocide Aktivität gegen die Pflanzenparasiten *Meloidogyne javanica* in vitro und in Teipfen von *Cucumis melo*.<sup>[6]</sup>  
**Insektizide Aktivität**<sup>[bearbeiten]</sup>  
 Anethol ist auch ein vielversprechendes Insektizid. Mehrere ätherische Öle, die hauptsächlich aus Anethol bestehen, haben insektizide Aktion gegen Larven der Mücke *Orthotomus depressus*<sup>[7]</sup> und *Aedes albopictus*.<sup>[8]</sup> In ähnlicher Weise ist Anethol selbst gegen das wirksame Fliegen *Leptocryptus (Cecidomyia)*<sup>[9]</sup> und die Formilbe *Tyrophagus putrescentiae*.<sup>[10]</sup> Gegen die Milbe ist Anethol etwas wirksamer. *Forficula auricularia* ist ein Insektizid. Eine verwandte natürliche Verbindung, die in vielen ätherischen Ölen mit Anethol auftritt, ist *Carvone*.<sup>[11]</sup> Die insektizide Wirkung von Anethol ist größer als Belegungsmitte als als Kontaktmittel. Anethol ist ein Belegungsmitte gegen die hochwirksame *Kakerlake Blattella germanica*<sup>[12]</sup> und gegen Erwachsene der Fliege *Calliphora vicina*, *Calliphoridae* (Häufigkeit und Küler *Lasioderma serricorne*).<sup>[13]</sup>  
 Anethol ist neben einem Insektizid auch wirksam Insektenschutzmittel gegen Mücken.<sup>[14]</sup>  
**Duozo-Effekt**<sup>[bearbeiten]</sup>

### Eigenschaften

**Anethol** ( auch bekannt als **Anis Kampfer**<sup>[1]</sup>) 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.<sup>[2]</sup> 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 [Lipide](#). Es existiert als beides [cis-Trans Isomere](#) (siehe auch [E-Z Isomere](#)) wobei die Doppelbindung außerhalb des Rings beteiligt ist. Das am häufigsten vorkommende und das für die Veresterung bevorzugte Isomer ist das [trans](#) oder *E*-Isomer.<sup>[1]</sup> Wie verwandte Verbindungen ist Anethol in Wasser schwer löslich. Historisch gesehen wurde diese Eigenschaft verwendet, um Verfälschungen in Proben nachzuweisen.<sup>[2]</sup> Das meiste Anethol wird erhalten von [Tropische ätherische Extrakte aus Bäumen](#).<sup>[3]</sup> Anethol ist nur von untergeordneter kommerzieller Bedeutung und kann auch aus ätherischen Ölen isoliert werden.<sup>[4]</sup>

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%

Darzell ist [Bharwan Chemicals Pvt Ltd](#) in [Biharwad](#), [Rajasthan](#), [Indien](#), der führende Hersteller von Anethole. Es wird kommerziell aus 4-Methoxypropenol([Propenol](#))<sup>[5]</sup> welches aus [Vorbereitet wird Anis](#).<sup>[6]</sup>

## 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**.<sup>[7]</sup>

### 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.<sup>[10]</sup> Bakterienstämme, die Transanethol als einzige Kohlenstoffquelle verwenden können, umfassen JYR-1 (*Pseudomonas putida*)<sup>[11]</sup> und TA13 (*Arthrobacter aurescens*).<sup>[10]</sup>

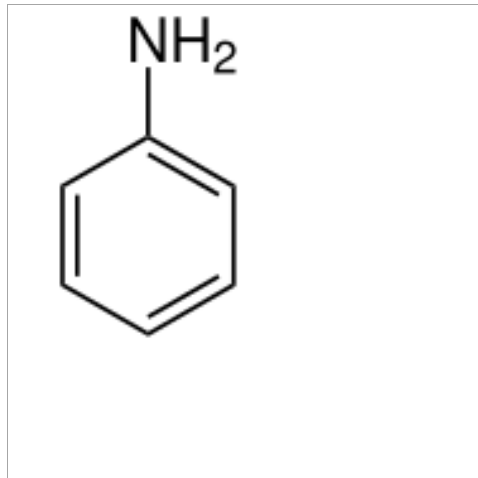
Name Anilin

21 ID-organisch Molare Masse in g/mol 93,13

Summenformel C6H7N CAS-Numm 62-53-3 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel -6

Aminobenzol



Kurzbeschreibung

ölige, farblose bis braune Flüssigkeit[

Löslichkeit

schlecht in Wasser (36 g·l<sup>-1</sup> bei 20 °C)[

Siedepunkt in °C

184

Dampfdruck in hPa

0,681

Dd-Temperatur in °C

20 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

2 ml·m<sup>-3</sup> bzw. 7,7 mg·m<sup>-3</sup> 250 mg·kg<sup>-1</sup> (LD50, Ratte, oral)

Geschichte

Leit ist eine stoffliche ... Anilin ist eine ...  
Ermittlung der maximalen Arbeitsplatzkonzentration des Anilins mit geschätztem Faktor ...  
Die stoffliche Bewertung von Anilin stellt sich auf eine Kombination aus mehreren Ebenen dar: ...  
Die Anilinderivate ...  
An der Anilinderivat ...  
Anilin ist ein ...  
Lohnt sich Anilin ...  
Bei der Reaktion von Anilin mit ...  
Die Darstellung von ...  
Die Reaktion von ...

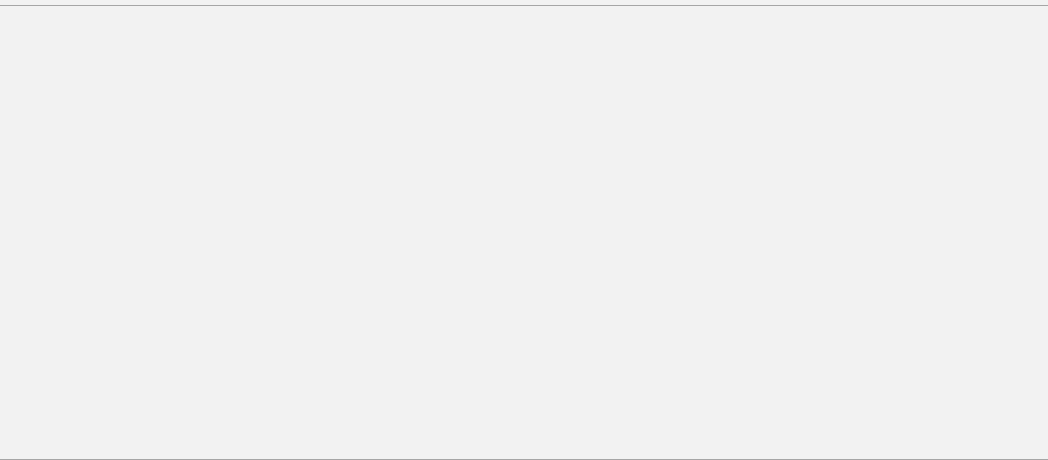
Anilin wurde 1826 von [Otto Unverdorben](#) erstmals durch [Kalkdestillation](#) aus [Indigo](#) hergestellt.<sup>[1]</sup> Er nannte das erhaltene Öl *Crystallin* (eine charakteristische Eigenschaft ist die Bildung kristallisierbarer Salze mit Säuren). 1834 isolierte [Friedrich Ferdinand Runge](#) erstmals Anilin aus der lange Zeit wichtigsten Quelle, dem [Steinkohlenteer](#)<sup>[2]</sup>, und nannte es *Kyanol* (Blaulöl, nach dem Verhalten der Substanz gegenüber Chlorkalklösung). [Carl Julius Fritzsche](#) hatte 1840 das Anilin aus der Destillation von [Anthranilsäure](#) erhalten, er konnte auch die Identität des von [Zinin](#) dargestellten Produktes nachweisen.<sup>[3]</sup> Zinin erhielt Anilin (von ihm *Benzidiam* genannt) aus [Nitrobenzol](#) durch Reduktion mit Schwefelwasserstoff.<sup>[1][4]</sup> [A. W. Hofmann](#) zeigte, dass diese Verbindungen identisch sind, er konnte ferner das Nitrobenzol mit einem deutlich verbesserten Verfahren (Zink + Säure) zu Anilin reduzieren.<sup>[5][6]</sup>

Seit 1897 wird Anilin von der *Badischen Anilin- und Soda-Fabrik (BASF)* zur Synthese des vorher nur aus pflanzlichen Rohstoffen gewonnenen Farbstoffs Indigo eingesetzt ([Heumann-Synthese](#)<sup>[7]</sup>). Schon vorher wurde Anilin in großem Maßstab hergestellt; etwa von der [Afa \(Actien-Gesellschaft für Anilin-Fabrication\)](#) ab 1873. Eine bekannte Anwendung des Farbstoffes war *Anilinder*. Auch in der [Drucktechnik](#) wurde Anilin verwendet, u. a. bekam der [Flexodruck](#) den auch heute noch verwendeten Beinamen Anilindruck, da erst durch das Anilin eine gute Druckqualität erzeugt werden konnte.

Eigenschaften

**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.<sup>[6]</sup> Es ist ein [Benzolring](#) mit einer [Aminogruppe](#) (–NH<sub>2</sub>) 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. Hierfür wird ein [Wasserstoffdruck](#) verwendet.

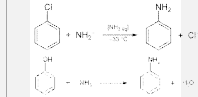


Daneben ist die [Hydrierung](#) an einem [Nickel](#)-Katalysator auf [Aluminiumoxid](#) im [Flüssigphase](#) möglich.

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

Nachfolgend wird mit [Calcium](#) (Ca) neutralisiert, und das Anilin zusammen mit dem Wasser [destilliert](#). Das als Nebenprodukt anfallende [Eisen\(II\)](#) wird [oxidiert](#).

Es gibt noch andere Verfahren, zum Beispiel die [Aminolyse](#) von [Nitrobenzol](#) oder [Ethanol](#).



## 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.

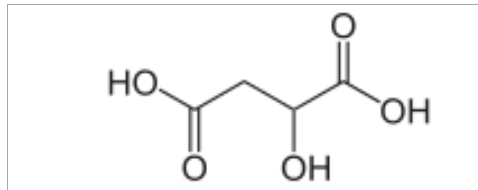
Name **Äpfelsäure**

55 ID-organisch Molare Masse in g/mol 134,09

Summenformel **C<sub>4</sub>H<sub>6</sub>O<sub>5</sub>** 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<sup>-1</sup> bei 20 °C)[4],  
in Ethanol: 455,3 g·l<sup>-1</sup>[4]

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal  
1600 mg·kg<sup>-1</sup> (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*).<sup>[7]</sup> [Paul Walden](#) konnte durch Synthese von L-Äpfelsäure und D-Äpfelsäure die [Chiralität](#) und die [Konfigurationsumkehr](#) am Kohlenstoffatom beweisen.



Eigenschaften



**Äpfelsäure** (2-Hydroxybernsteinsäure, seltener auch **Apfelsäure**) 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**, **Beeren** (**Stachelbeeren**, **Vogelbeeren** und **Stachelbeeren**) enthalten. Die Ester und Salze der Äpfelsäure heißen **Malate** (von **lateinisch** malum = Apfel, nicht zu verwechseln mit Maleiten, 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 **Racemut** oder DL-Äpfelsäure bezeichnet.

Isomere von Äpfelsäure		
Name	L-(−)-Äpfelsäure	D-(+)-Äpfelsäure
Andere Namen	(S)-2-Hydroxybernsteinsäure	(R)-2-Hydroxybernsteinsäure
Strukturformel	<span><span>  </span></span>	<span><span>  </span></span>
CAS-Nummer	97-67-6	636-61-3
	6915-15-7 (unspez.)	
EG-Nummer	202-601-5	211-262-2
	230-022-8 (unspez.)	
ECHA-Infocard	<span><span>100.002.365</span></span>	<span><span>100.010.230</span></span>
	<span><span>100.027.293</span></span> (unspez.)	
EurChem	222656	92824
	535 (unspez.)	
Wikidata	<span><span>Q223106150</span></span>	<span><span>Q223106149</span></span>
	<span><span>Q190643</span></span> (unspez.)	

Der **Schmelzpunkt** von DL-Äpfelsäure liegt bei 202 °C, die Zersetzungstemperatur bei 140 °C und die **Zugfestigkeit** bei 349 °C.<sup>[6]</sup> Bei schnellem Erhitzen von Äpfelsäure auf 250 °C spaltet sie 2 Moleküle Wasser ab und geht in **Maleinsäureanhydrid** über. Dieses ergibt mit Wasser **Maleinsäure**.<sup>[6]</sup>

## 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 CO<sub>2</sub> und sonstigen Nebenprodukten die deutlich saurer schmeckende Äpfelsäure in die weniger saur 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 unddamit die noch unreifen Samen verteilen.<sup>[11]</sup>

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 CO<sub>2</sub> 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.<sup>[10]</sup> Die enantiospezifische Anlagerung von Wasser an Maleinsäure wird durch die *Maleat-Hydratase* katalysiert und führt zu D-Äpfelsäure.<sup>[10]</sup> 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.<sup>[9]</sup> 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

C<sub>20</sub>H<sub>32</sub>O<sub>2</sub>

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

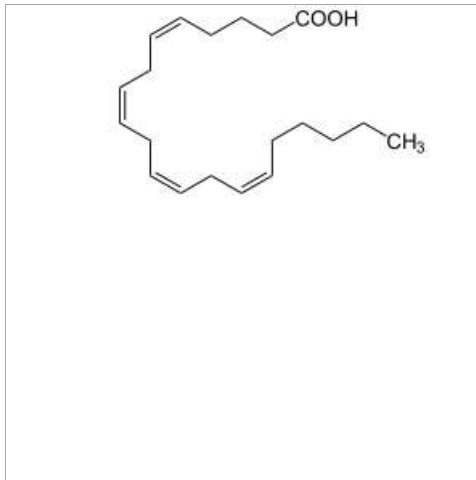
506-32-1

Trivialname

Strukturformel

-495

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



Siedepunkt in °C

170

(7 7 7) Eicosa- Kurzbeschreibung

Dampfdruck in hPa

0



farblose, klare Flüssigkeit[ farblose, klare Flüssigkeit[1

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

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

© 2023 ChemSpider Ltd. Alle Rechte vorbehalten. Dieses Dokument ist ein Dokumentationsprodukt und darf nicht für andere Zwecke verwendet werden. Die Nutzung dieses Dokuments ist ohne schriftliche Genehmigung von ChemSpider Ltd. Die Verantwortung für die Richtigkeit der Informationen liegt bei den Autoren. Die Informationen sind ausschließlich für die Zwecke der Dokumentation bestimmt und dürfen nicht für andere Zwecke verwendet werden.

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

Geschichte

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](#) (CH<sub>2</sub>) 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.<sup>[2]</sup> Dieser Zusammenhang mag sich künftig auch in Bezug auf [Colitis ulcerosa](#) bestätigen. Einer Auswertung im Rahmen der [EPIC](#)-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.

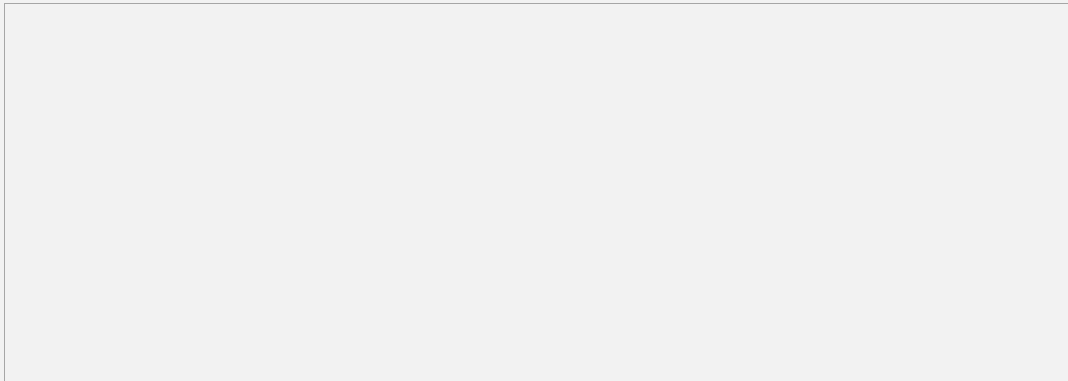
## Vorkommen

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

Arachidonsäure wird in den meisten tierischen Organismen – Ausnahme sind z. B. [Hauskatzen](#)<sup>[6]</sup> – 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 A<sub>2</sub>](#) (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



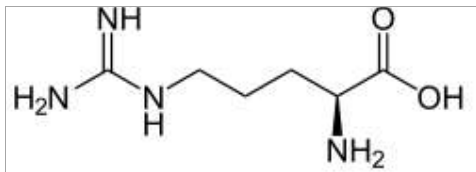
Name Arginin

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

Summenformel C6H14N4O2 CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 7200-25-1 238

$\alpha$ -Amino- $\delta$ -  
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<sup>-1</sup> bei 20 °C)

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

5110 mg·kg<sup>-1</sup> (LD50, Ratte, oral)

Geschichte

L-Arginin wurde 1886 erstmals durch den deutschen Chemiker [Ernst Schulze](#) und seinen Doktoranden Ernst Steiger aus Lupinenkeimlingen isoliert.<sup>[6]</sup> 1894 gelang dann dem schwedischen Chemiker Sven Gustaf Hedin die Isolierung von Arginin aus tierischem Material durch die [hydrolytische](#) Spaltung von Hornsubstanz.<sup>[7]</sup> 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.<sup>[8]</sup>

Eigenschaften

Arginin ist eine  $\alpha$ -**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  **$\alpha$ -Aminogruppe** und die **Guanidinogruppe** protoniert vorliegen, wogegen die **Carboxygruppe** deprotoniert vorliegt. In diesem Zustand trägt Arginin eine positive Netto-Ladung.<sup>[9]</sup> Die Guanidinogruppe ist eine sehr starke Base, da sie in ihrer protonierten Form als **Guanidinium-Ion** delokalisierte  $\pi$ -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.<sup>[10]</sup> Bei diesem pH-Wert besitzt Arginin auch seine geringste Löslichkeit in Wasser.

Freies L-Arginin hat einen bitteren Geschmack.<sup>[11]</sup>

## Vorkommen

### Vorkommen (Bearbeiten | Quelltext bearbeiten)

Arginin ist weit verbreitet. Die folgenden Beispiele geben einen Überblick über Arginidgehalte und beziehen sich jeweils auf 100 g des Lebensmittel. Zusätzlich ist der prozentuale Anteil von gebundenem Arginin am Gesamtprotein angegeben.<sup>[8]</sup>

Lebensmittel	Protein	Arginin	Anteil
Buchweizenklein	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 %
Udhochechweidat, roh	21,23 g	1436 mg	6,8 %
Widhopsi	12,57 g	820 mg	6,5 %
Kuhmilch, 3,7 % Fet	3,28 g	119 mg	3,6 %
Kirbiskerne	30,23 g	5363 mg	17,7 %
Lachs, roh	20,42 g	1221 mg	6,0 %
Mais-Vollkornmehl	6,93 g	345 mg	5,0 %
Pistazien	13,69 g	2413 mg	17,6 %
Rais, ungeschalt	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-Transcarbamoylase** unter Abspaltung von **Phosphat** die **Carbamoylgruppe** des **Carbamoylphosphats** auf die  **$\delta$ -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.<sup>[12]</sup> 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:<sup>[8]</sup>

- „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.<sup>[4]</sup>

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.<sup>[5][6]</sup>

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



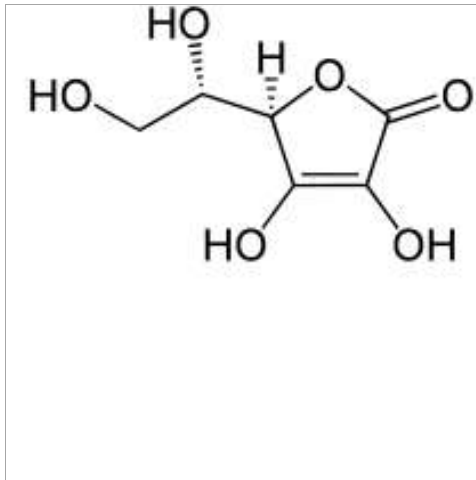
Name Ascorbinsäure

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

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

Trivialname Vitamin C, (5R)-5-[(1S)-1,2-Dihydroxyethyl]-3,4-dihydroxy-5-hydrofuran-2-on 190

Kurzbeschreibung weißes, geruchloses, kristallines Pulver



Siedepunkt in °C

192

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

gut wasserlöslich (333 g·l<sup>-1</sup> bei 20 °C)[

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

11,9 g·kg<sup>-1</sup> (LD50, Ratte, oral)

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 Schiffarzt James Lind diese Krankheit. Er nahm zwölf Seeleute, die unter Skorbut litten, und teilte sie in sechs Gruppen zu je zwei Personen. Jeder Gruppe gab er zusätzlich zu den üblichen Nahrungsrationen einen weiteren speziellen Nahrungsmittelzusatz. Darunter Obstzweige, Schwefelsäure, Essig, Gewürze und Kräutler, Seewasser, sowie Zwiebeln und Zitrusen. Er stellte fest, dass die Gruppe, welche die Zitrusfrüchte erhielt, eine rasche Besserung zeigte. Im Jahr 1757 veröffentlichte Lind dieses Resultat. Doch erst 1795 ließ die britische Marine die Nahrungsrationen auf See mit Zitronensaft ergänzen. Zusätzlich wurden Sauerkraut und Malz zur Skorbutprävention eingesetzt. Lange Zeit wurde behauptet, dass Skorbut die Folge einer speziellen bakteriellen Erkrankung, Verfallung, mangelnder Hygiene oder Überarbeitung sei.

Der Engländer James Bland vermutete bereits 1842, dass in der Nahrung spezielle essentielle Faktoren enthalten sein müssen. Fehlen diese, würden erkennbare Mangelerscheinungen auftreten. Diese Entwicklungen 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 Protamin-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

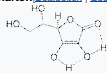
Unterkategorie	Chem.-, phys.-, toxikol. Daten
<b>Physikale Eigenschaften</b>	<b>Pubchem</b> Pubchem ID: 5081 Molformel: C6H8O6 Molare Masse: 176,13 g/mol Schmelzpunkt: 190 °C Siedepunkt: 192 °C Dampfdruck: 0 hPa Dd-Temperatur: 0 °C
<b>Chemische Eigenschaften</b>	<b>Pubchem</b> Pubchem ID: 5081 Molformel: C6H8O6 Molare Masse: 176,13 g/mol Schmelzpunkt: 190 °C Siedepunkt: 192 °C Dampfdruck: 0 hPa Dd-Temperatur: 0 °C

Eigenschaften

**Ascorbinsäure** ist ein farb- und geruchloses, kristalliner, gut wasserlöslicher **Estertit** mit **sauren Eigenschaften**. Sie ist eine **organische Säure**, genauer eine **unvollständige Carbonsäure**; ihre Salze heißen **Ascorbate**. Ascorbinsäure gibt es in vier verschiedenen **stereoisomeren Formen**. **Biologische Aktivität** weist jedoch nur die L(+)-Ascorbinsäure auf. Eine wichtige Eigenschaft ist beim Menschen und einigen anderen **Säugetiere** die **physiologische Wirkung** als **Vitamin**. Ein Mangel kann sich bei Menschen als **Scurvy** manifestieren. Der Name ist daher ableitend von der lateinischen Bezeichnung der Krankheit, scorbutus, mit der verengenden Vorsilbe a- (weg-, un-), also die antikorbutoische Säure. Da Ascorbinsäure leicht **oxidierbar** ist, wirkt sie als **Radikalfänger** und wird als **Antioxidans** eingesetzt.

Die L(+)-Ascorbinsäure und ihre Abteilungen (**Derivate**) mit gleicher Wirkung werden unter der Bezeichnung **Vitamin C** zusammengefasst. Der Sammelbegriff Vitamin C umfasst daher auch Stoffe, die im Körper zu L(+)-Ascorbinsäure umgesetzt werden können, wie zum Beispiel die **Dehydroascorbinsäure** (DHA).

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



Intramolekulare Wasserstoffbrückenbindungen bei der Ascorbinsäure

Ascorbinsäure bildet unter Normalbedingungen farblose Kristalle, die gegen Licht, Wärme und Luft beständig sind. Der Schmelzpunkt liegt bei 190–192 °C. Das Schmelzen erfolgt unter Zersetzung. In fester Phase bildet Ascorbinsäure zwei intramolekulare Wasserstoffbrückenbindungen, die maßgeblich zur Stabilität und damit zu den chemischen Eigenschaften der Endiol-Struktur beitragen.

Ascorbinsäure kristallisiert im **monoklinen Kristallsystem** mit den **Gitterkonstanten** a = 1730 pm, b = 635 pm, c = 841 pm, β = 102°11'. Die vier Moleküle der **Enthaltoisomere** sind paarweise durch Pseudoschraubenachsen verbunden. Die Moleküle bestehen aus einem Fünfring und der Seitenkette, wobei die Endiolgruppe planar ist. Infolge der guten Wasserlöslichkeit des Vitamins können die Verluste je nach Art und Dauer der Zubereitung in Lebensmitteln bis zu 100 % betragen.[\[a\]](#)

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

Ascorbinsäure enthält mehrere Strukturelemente, die zu ihrem chemischen Verhalten beitragen: eine **Lactonstruktur**, zwei **essentielle Hydroxygruppen**, sowie eine sekundäre und eine primäre **Alkoholvergruppe**. Der Lactonring ist nahezu planar.[\[a\]](#)



Strukturelemente der Ascorbinsäure

Ascorbinsäure hat zwei asymmetrische Kohlenstoffatome (C4 und C5) und existiert damit in vier verschiedenen **stereoisomeren** Formen, die **gepaaerte Achiralität** aufweisen. Die Moleküle L- und D-Ascorbinsäure verhalten sich wie Bild und Spiegelbild zueinander, sie sind **Enantiomere**, ebenso die L- und die D-**isoascorbinsäure**. L-Ascorbinsäure und D-isoascorbinsäure sowie D-Ascorbinsäure und L-isoascorbinsäure sind **Diastere**, sie unterscheiden sich in der Konfiguration nur eines

## Vorkommen

In der Nahrung kommt Vitamin C vor allem in **Obst** und **Gemüse** vor. **Zitrusfrüchte** wie Orangen, Zitronen und Grapefruits enthalten – in reifem Zustand unmittelbar nach der Ernte – viel Vitamin C. **Gujardkohl** hat den höchsten Vitamin-C-Gehalt aller Kohlsorten (105–120 mg/100 g verzehrbare Substanz). **Rotkraut**, **Wasserkraut** und **Sauerkraut** sind ebenfalls Vitamin-C-Lebensmitteln. Sauerkraut war lange Zeit in der Seefahrt von Bedeutung, wo ein halbtages Vitamin-C-reiches Nahrungsmittel benötigt wurde. Die höchsten natürlichen Vitamin-C-Konzentrationen wurden in der **Blaube** und im **Camu-Camu** gefunden. In **Sauerkraut** und **Kohlsauerkraut** ist Ascorbinsäure in Form von Ascorbigen A und B (C-2-Sulfol-L-ascorbinsäure) gebunden.[\[a\]](#) Wird das Gemüse gekocht, zerfallen die Moleküle in L-Ascorbinsäure und **Sulfinoylsulfoxid**, sodass es in gekochtem Zustand mehr Vitamin C enthalten kann als im rohen Zustand. Durch zu langes Kochen gelangt das Vitamin verflücht in das Kochwasser. Viele Gemüsearten enthalten Ascorbinsäure-Oxidase, die insbesondere durch Zerkleinern mit dem Vitamin in Berührung kommt und dieses oxidiert. Das führt zum Beispiel bei Rohkost, die nicht sofort verzehrt wird, zu erheblichen Vitamin-C-Verlusten.

Die folgenden Angaben dienen nur der Orientierung, die tatsächlichen Werte hängen stark von der Sorte der Pflanze, der Bodenbeschaffenheit, dem Klima während des Wachstums, der Lagerdauer nach der Ernte, den Lagerbedingungen und der Zubereitung ab. Das **Wasserkraut** enthält zum Beispiel fast Vitamin C, sondern dies entsteht erst bei der Keimung.[\[a\]](#)

**Vitamin-C-Gehalt in Obst- und Gemüsearten je 100 g (nach absteigendem Vitamin-C-Gehalt geordnet):**

- |                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                |                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                              |                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                                           |
|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| <ul style="list-style-type: none"> <li><b>Buschholzwurme</b> 2300–3150 mg<sup>[a]</sup></li> <li><b>Camu-Camu</b> 2000 mg</li> <li><b>Acerolakirsche</b> 1300–1700 mg</li> <li><b>Hagebutte</b> 1250 mg</li> <li><b>Brennnessel</b> 933 mg<sup>[a]</sup></li> <li><b>Guave</b> 300 mg</li> <li><b>Sanddornbeere</b> 200–800 mg</li> <li><b>Schwarze Johannisbeere</b> 177 mg<sup>[a]</sup></li> <li><b>Pektalin</b> 160 mg</li> <li><b>Gujardkohl</b> 105–150 mg</li> <li><b>Rosenkohl</b> 90–150 mg</li> <li><b>Brokkoli</b> 115 mg<sup>[a]</sup></li> <li><b>Pastinake</b> 100 mg</li> </ul> | <ul style="list-style-type: none"> <li><b>Vogelbeere</b> (Ebereschentruhe) 98 mg</li> <li><b>Spinat</b> 50–90 mg</li> <li><b>Kohl</b> 80 mg</li> <li><b>Endivie</b> 60–80 mg</li> <li><b>Zinnbe</b> 53 mg</li> <li><b>Orange</b> (Apfelsine) 50 mg<sup>[a]</sup></li> <li><b>Parsnipwurzel</b> 50–50 mg</li> <li><b>Rohkohl</b> 50 mg</li> <li><b>Apfelbeere</b> 10–50 mg<sup>[a]</sup></li> <li><b>Wasserkohl</b> 45 mg</li> <li><b>Mango</b> 39 mg</li> <li><b>Tomate</b> 38 mg</li> </ul> | <ul style="list-style-type: none"> <li><b>Heidelbeere</b> 22 mg</li> <li><b>Ananas</b> 20 mg</li> <li><b>Sauerkraut</b> 20 mg<sup>[a]</sup></li> <li><b>Kartoffel</b> 17 mg<sup>[a]</sup></li> <li><b>Ascorbil</b> 10 mg</li> <li><b>Cranberry</b> 13 mg</li> <li><b>Äpfel</b> 12 mg</li> <li><b>Banane</b> 10–12 mg</li> <li><b>Pflirsich</b> 10 mg</li> <li><b>Zweibel</b> 7 mg</li> <li><b>Cherimoya</b> 5–16 mg</li> <li><b>Birne</b> 5 mg</li> </ul> |
|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|

**Vitamin-C-Gehalt in tierischen Produkten je 100 g (nach absteigendem Vitamin-C-Gehalt geordnet):**

- Kalbshofer** 40 mg<sup>[a]</sup>
- Rindfleisch** 33 mg<sup>[a]</sup>
- Milch** 1 mg<sup>[a]</sup>

## Herstellung

Die Jahresproduktion an Ascorbinsäure lag 2006 weltweit bei etwa 80.000 Tonnen<sup>[a]</sup> und hat sich damit seit 1990 verdoppelt.<sup>[a]</sup> Bestäubt man Wasserertragspflanzen mit Ascorbinsäure, steigt die Produktion beträchtlich an. So ist im Kartoffel- und bei der Tomate Ertrag um 20–50 % und bei der Fenchel Ertrag um 200 % bei Vitamin-L-Anreicherung im Vergleich zu unbehandelten Pflanzen.<sup>[a]</sup>

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

Ascorbinsäure kann aus C2-Zuckern wie **D-Glucose**, **D-Lyxose** oder **D-Xylose** synthetisiert werden. In der industriellen Synthese beginnt man in der chemischen Industrie aus der Ausgangssubstanz **D-Glucose** – einer Hexose – über die Stufe des Glucose-6-Phosphats mit Ascorbinsäure.<sup>[a]</sup> Die Ascorbinsäure-Synthese ist ein 10-Schritt-Prozess, der 1934 entdeckt wurde. Die 1924 entdeckte chemische Synthese ist die Grundlage der industriellen, chemisch-mikrobiologischen Produktion.



**Biologisch-technisches Verfahren**[\[Bearbeiten\]](#) [|](#) [Quelltext bearbeiten](#)

Die Umwandlung von D-Glucose in Ascorbinsäure ist ein biologischer Prozess, der in Hefe, gistende Hefen, bestimmten Mikroorganismen (Ascorbinsäure-Produzenten) und in **GMO-Vitamin C (GMO)** gentechnisch modifizierten Organismen, z. B. **Aspergillus niger**, durchgeführt werden kann. **GMO-Produzenten** sind in der Lage, Ascorbinsäure zu synthetisieren, indem sie Ascorbinsäure-Synthase-Enzyme in den Organismen einbringen. In **Saccharomyces cerevisiae** wird Ascorbinsäure aus D-Glucose hergestellt.<sup>[a]</sup> Dabei wird dieses Verfahren

## Anwendungen

Ascorbinsäure findet hauptsächlich als [Antioxidans](#) Verwendung. Sie wird vielen [Lebensmittelpunkten](#) 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.<sup>[41]</sup> 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

C<sub>4</sub>H<sub>8</sub>N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

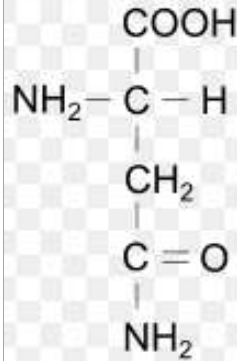
Trivialname

Strukturformel

70-47-3

0

2,4-Diamino-4-oxobutansäure



Siedepunkt in °C

0

Kurzbeschreibung

farbloser Feststoff

Dampfdruck in hPa

0

Löslichkeit

schlecht in Wasser (22 g·l<sup>-1</sup> bei 20 °C, Monohydrat, L-Asparagin

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

Wenn in einem Lebensmittel gleichzeitig Asparagin und reduzierende Zucker (z. B. Traubenzucker) vorliegen (vor allem bei Backwaren und Getreide), kann bei höheren Temperaturen und geringem Wassergehalt Acrylamid entstehen, das wegen seiner hochfremde Krebsverursachenden Wirkung in die Stoffgruppen gerät.



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

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

-Asparaginsäure reagiert mithilfe der Asparaginsynthase und Inosinyl-5'-Adenylsuccinyl-CoA (Glu) zu Asparagin. Adenosinphosphat wird in dieser Reaktion als Energielieferant benötigt und reagiert dabei zu Adenosinmonophosphat und Pyrophosphat (PPi). Durch Hydrolyse von -Asparagin entsteht wiederum -Asparaginsäure.

## Geschichte

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



Gemüsespargel enthält L-Asparagin.

L-Asparagin ist diejenige proteinogene [Aminosäure](#), die zuerst entdeckt wurde.<sup>[1]</sup> 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.<sup>[2]</sup>

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.<sup>[3]</sup>

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.<sup>[4]</sup>



## Eigenschaften

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

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

In [biogenetischen Proteinen](#) kommt ausschließlich L-Asparagin (Synonym: (S)-Asparagin) neben anderen Aminosäuren [paarweise](#) gebunden vor. [Enantiomere](#) dazu ist das [gegenbildliche](#) 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	<a href="#">70-47-3</a>	<a href="#">2058-58-4</a>
	<a href="#">3130-87-8</a> (DL)	
EG-Nummer	200-735-9	218-163-3
	221-521-1 (DL)	
ECHA-Infocard	<a href="#">100.000.666</a>	<a href="#">100.016.513</a>
	<a href="#">100.016.586</a> (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.<sup>[1]</sup>

## Herstellung

Irgendwie aus Spargel

## Anwendungen

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

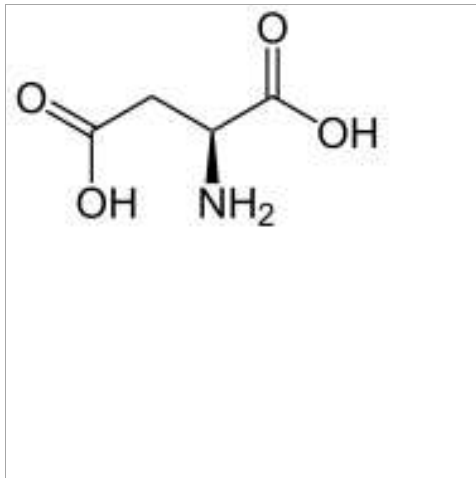
Name Asparaginsäure

26 ID-organisch Molare Masse in g/mol 133,1

Summenformel C<sub>4</sub>H<sub>7</sub>NO<sub>4</sub> CAS-Numm 617-45-8 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 269

2-Aminobutandisäure,  
Aminobernsteinssäure,  
Aspartinsäure, Asp, D



Kurzbeschreibung

farblose Blättchen oder  
Stäbchen

Siedepunkt in °C

271

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

schlecht in Wasser (4 g·l<sup>-1</sup> bei 20 °C)[

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“).<sup>[5]</sup> 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 **Physiologie** allen die **L-Asparaginsäure** (Synonym: (S)-Asparaginsäure). Wenn von „Asparaginsäure“ ohne weiteren Namenszusatz (**Dasaraginat**) gesprochen wird, ist gemeint **L-Asparaginsäure** gemeint. Die **racemische, DL-Asparaginsäure** (Synonym: (RS)-Asparaginsäure) und die **acardioisomere DL-Asparaginsäure** (Synonym: (R)-Asparaginsäure) sind synthetisch zugänglich und besitzen nur geringe praktische Bedeutung.

Die partielle **Racemisierung** von L-Aminosäuren kann zur **Aminosäuredestrierung** – einer Alterbestimmung fossilen Knochenmaterials – herangezogen werden.<sup>[1]</sup>

Enantiomere von Asparaginsäure		
Name	L-Asparaginsäure	D-Asparaginsäure
Andere Namen	(S)-Asparaginsäure	(R)-Asparaginsäure
Strukturformel		
	<b>56-84-8</b>	<b>1783-36-6</b>
CAS-Nummer	<b>617-45-8</b> (Racemat)	
	200-291-6	217-234-6
EG-Nummer	210-513-3 (Racemat)	
	<b>100.000.265</b>	<b>100.015.666</b>
ECHA-Infocard	<b>100.009.559</b> (Racemat)	
	<b>2960</b>	<b>6387</b>
EurChem	<b>524</b> (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 **Fruchtgewächern** 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.<sup>[2]</sup>

Lebensmittel	Protein	Asparaginsäure	Anteil
<b>Sojaeiprotein</b> , Isolat	80,69 g	10,20 g	12,6 %
<b>Eiklar</b> , getrocknet	81,10 g	8,25 g	10,2 %
<b>Kabeljau</b> , atlantisch, getrocknet und gesalzen	62,82 g	6,43 g	10,2 %
<b>Erdnussmehl</b> , entfettet	52,20 g	6,37 g	12,2 %
<b>Spirulina</b> , getrocknet	57,47 g	5,79 g	10,1 %
<b>Tofu</b> , gefriergetrocknet ( <b>Kōya-dōfu</b> )	47,94 g	5,30 g	11,1 %
<b>Sonnenblumenkernmehl</b> , 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.<sup>[6]</sup> 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](#).<sup>[9]</sup>

Außerdem wird L-Asparaginsäure im [Harnstoffzyklus](#) durch das [Enzym Argininosuccinat-Synthetase](#) mit [Citruillin](#) unter Spaltung von [ATP](#) zu [AMP](#) und [PP<sub>i</sub>](#) 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  $\alpha$ -Aminosäuren auf Harnstoff *via* Transaminierung von Oxalacetat).

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

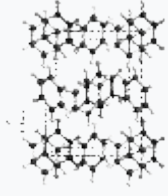
Erhebliche Mengen L-Asparaginsäure werden für die Herstellung des Süßstoffs [Aspartam](#) eingesetzt. Weiterhin wird L-Asparaginsäure als Edukt für die [stereoselektive](#) Synthese einer Vielzahl weiterer [chiraler](#) organisch-chemischer Verbindungen benutzt.<sup>[10]</sup> *N*-substituierte [Polyasparaginsäureester](#)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

Weiterhin findet L-Asparaginsäure Anwendung als Bestandteil von Infusionslösungen zur [parenteralen Ernährung](#) und als [Salzbildner](#).<sup>!</sup>



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

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



Kristallstruktur von Benzol

Benzol kristallisiert in einer **orthorhombischen Kristallstruktur** mit der **Raumgruppe** *Pbca* (Raumgruppen-Nr. 61) und den **Gitterparametern** *a* = 746, *b* = 967 und *c* = 703 pm.<sup>[44]</sup> Benzol ist eine farblose, klare, mit einem **Brechungsindex** von 1,5011 stark **lichtbrechende**,<sup>[42]</sup> leicht **flüchtige** und leicht brennbare Flüssigkeit und brennt mit leuchtender, stark rußender Flamme. Der Brechungsindex von Benzol stimmt recht gut mit dem von **Fensterglas** 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.<sup>[42]</sup> Bei Zimmertemperatur (20 °C) hat es eine Dichte von 0,88 Kilogramm pro Liter und einen **Dampfdruck** von 100 hPa.<sup>[44]</sup>

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

0,00114 K<sup>−1</sup>, 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,<sup>[44]</sup> dies ergibt die **Prandtl-Zahl** bei 20 °C von 7,8.

Die **Verdampfungsenthalpie** beträgt am Verdampfungspunkt (80 °C); 30,75 kJ/mol, dies entspricht einer **Verdampfungsentropie** von 87 J/(K·mol).<sup>[44]</sup> 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 Vulkaneruptionen und Waldbränden sowie bei unvollständiger Verbrennung von organischem Material, wie gehermten Schwelbränden<sup>[46]</sup> in der Natur sowie beim willentlich unvollständigen Schwelabbrand von Räucherstäbchen<sup>[45]</sup> 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.<sup>[46]</sup> In höheren Konzentrationen von über einem part per million wirkt Benzol tödlich auf viele Wasserorganismen.<sup>[47]</sup> Die Benzolexposition nach einer Freisetzung oder im Umgang mit Rohöl stellt auch ein gesundheitliches Risiko für die beteiligten Mitarbeiter dar.<sup>[48]</sup> Die Analyse von oelstem Benzol in Wasserproben von Explorationsbohrungen gilt als zuverlässige Methode zur Vorhersage von Erdölvorkommen.<sup>[49]</sup> Geringe Mengen Benzol können auch in Erfrischungsgetränken vorkommen, so fand die Stiftung Warentest 2013 kleine Mengen Benzol in Kirschsafte. Das Vorkommen konnte dadurch erklärt werden, dass bei Lichtexposition aus Benzaldehyd Benzol entsteht, dies gilt für alle benzaldehydhaltigen Aromen.<sup>[50]</sup>

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

Hauptsächlich wird Benzol durch Abgabe 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 *n* = 0,7 Volumenprozent. Der aktuelle Grenzwert lag 2010 in den USA bei fünf Volumenprozent.<sup>[51]</sup> Ab 2013 sollte der US-Durchschnitt des Benzolanteils im Benzin zwar auf 0,62 Prozent<sup>[52]</sup> reduziert werden, eine Begrenzung des Maximalanteils unter fünf Prozent war aber immer noch nicht vorgesehen.<sup>[54]</sup>

Die durchschnittliche Belastung der Bevölkerung beträgt im Mittel circa 2 µg/m<sup>3</sup> 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/m<sup>3</sup> weitgehend unterschritten wurden.<sup>[53]</sup>

## Herstellung

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

Die in den 1920er Jahren gestiegene Nachfrage nach Benzol vor allem durch die wachsende Polymerindustrie, erforderte die Herstellung von Benzol aus Erdöl, wobei dabei unter anderem 60 Prozent des Benzols aus Erdöl gewonnen, 20 Prozent aus Pyrolyseabfall, 14 Prozent aus Polymerisationsabfällen, 4 Prozent aus Transalkylierung und 10 Prozent aus Kohle und Cellulose und etwa ein Prozent aus Benzol aus *n*-C<sub>10</sub>-Alkanen, danach wurde weitere 20 bis 30 Millionen Tonnen Benzol hergestellt.<sup>[55]</sup>

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

Für den konventionellen Einsatz bis zum Zweiten Weltkrieg wurde das meiste Benzol als Nebenprodukt der Produktion von Koks für die Stahlindustrie herstellt, meist aus der Qualität von bei der Herstellung von aus Koks gewonnenem Schmelz.<sup>[56]</sup> Für die Suche nach dem Benzol wurde 1825 von Michael Faraday entdeckt. Es wurde sich als flüchtiges Nebenprodukt, das beim Rochen von Steinkohlenteer, aus dem es durch fraktionelles Destillieren und anschließendes Waschen mit Wasser gewonnen wurde.<sup>[57]</sup> Am 1. April 1885 wurde die erste Benzolmoleküle zur Herstellung von Benzol wurde durch eine Raffinerie hergestellt.<sup>[58]</sup>

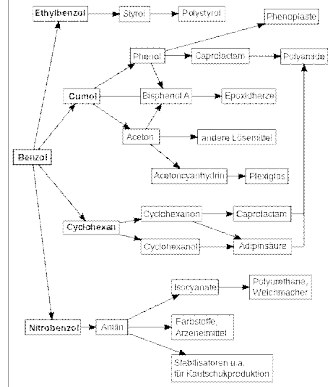
### Steamcracker [\[Bearbeiten\]](#) [|](#) [Quelltext bearbeiten](#)

Benzol wird in Europa vorwiegend aus dem Pyrolyseabfall des Steamcrackings gewonnen, einem Verfahren zur Herstellung von Ethylen und anderen Kohlenwasserstoffen aus Kohlenwasserstoffen. Die zur Herstellung der Ethylen verwendete Energie wird ein chemisches Energie Nebenprodukt, das Pyrolyseabfall genannt wird, enthält. Dem Energie Nebenprodukt enthält eine Menge von etwa 10 bis 20 Prozent Benzol, das durch eine Extraktionsverfahren oder durch fraktionelles Destillieren und Gewinnung von Benzol durch fraktionelles Destillieren gewonnen werden.<sup>[59]</sup>

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

Benzol wird durch katalytisches Reforming von Naphthen gewonnen. Dabei wird *n*-

## Anwendungen



In der Vergangenheit fand Benzol als gutes Lösungsmittel 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.<sup>[62]</sup> Im 19. und frühen 20. Jahrhundert wurde Benzol wegen seines angenehmen Geruchs als ein [After-Shave](#) benutzt.<sup>[63]</sup>

Wegen der damit verbundenen Gefahren dürfen in Deutschland Benzol und benzolhaltige Zubereitungen mit über 0,1 Prozent nicht in Verkehr gebracht werden.<sup>[64]</sup> 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 %).<sup>[65]</sup> Diese

Name Benzoessäure

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

Summenformel  $C_7H_6O_2$  CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 65-85-0 122

Phenylameisensäure

Phenylmethansäure

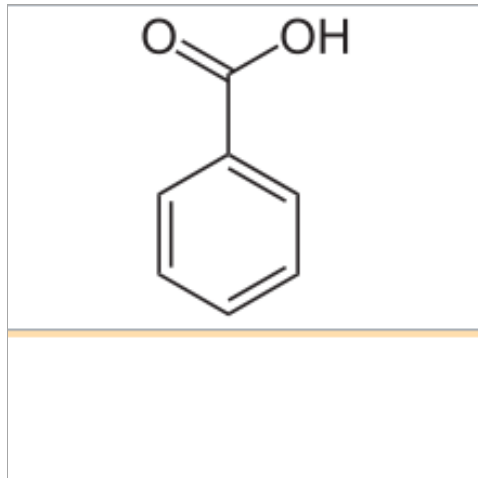
Benzolcarbonsäure

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 ( $3,4 \text{ g}\cdot\text{l}^{-1}$  bei  $20 \text{ °C}$ )[3]

sehr leicht löslich in Methanol und Aceton ( $>500 \text{ g}\cdot\text{l}^{-1}$ )[6]

leicht löslich in Ether, Chloroform, Toluol ( $>100 \text{ g}\cdot\text{l}^{-1}$ )[6] und Ethanol

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

$1700 \text{ mg}\cdot\text{kg}^{-1}$  (LD50, Ratte, oral)

Geschichte

Die Benzoessäure wurde nach ihrem Ausgangsmaterial, dem [Benzoeharz](#), benannt. Diese Bezeichnung wiederum ist [malaysischen](#) Ursprungs und hieß ursprünglich "*lubân djawi*" = *Weihrauch 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*.<sup>[9]</sup>

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](#) (CO<sub>2</sub>). Benzoessäure hat einen intensiven Geruch und ist gut brennbar. Der [Flammpunkt](#) liegt bei 140 °C, die [Zündtemperatur](#) bei 570 °C<sup>1</sup>

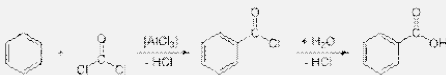
## Vorkommen

Als ein Hauptbestandteil des Harzes [Benzoe](#) ist Benzoessäure in [Weihrauch](#) – vorwiegend im [russisch-orthodoxen](#) Raum<sup>[10]</sup> – 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.<sup>[11]</sup> 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 C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>COOMgBr und schließlich durch Zugabe einer Salzsäurelösung zu Benzoessäure reagiert.

Ferner kann Benzoessäure durch [Carboxylierung](#) von [Benzol](#) mittels [Phosgen](#) und [Aluminiumtrichlorid](#) (AlCl<sub>3</sub>) 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).<sup>[12]</sup> Außerdem ist Benzoessäure in der europäischen Union als [Futtermittelzusatzstoff](#) für [Mastschweine](#) zugelassen.<sup>[13]</sup>

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](#).

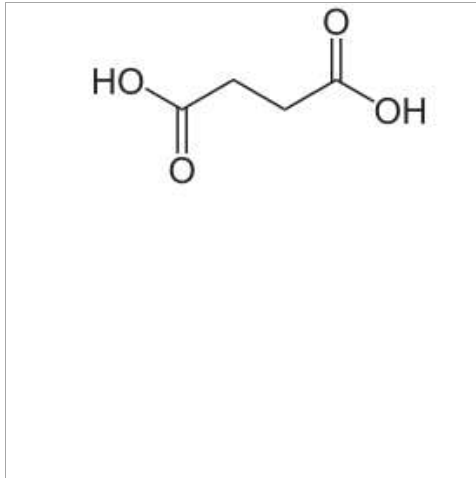
Name **Bernsteinsäure**

54 ID-organisch Molare Masse in g/mol 118,09

Summenformel **C4H6O4** CAS-Numm **110-15-6** Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 185

Butandisäure (IUPAC)  
Succinylsäure



Siedepunkt in °C

235

Kurzbeschreibung

farb- und geruchloser  
kristalliner Feststoff

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

löslich in Wasser (58 g·l<sup>-1</sup> bei 20 °C)

• $pK_a = 4,16$ • $pK_a = 5,61$
------------------------------------

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

## Geschichte

Die Bernsteinsäure wurde 1546 von [Georgius Agricola](#) bei der trockenen Destillation durch Erhitzen von [Bernstein](#) entdeckt. [Johann Lemery](#) erkannte als Erster im Jahre 1675 die Säurenatur des Stoffes und [Jens Jakob Berzelius](#) fand die Zusammensetzung (C<sub>4</sub>H<sub>6</sub>O<sub>4</sub>) der Säure heraus. Bis weit in das 20. Jahrhundert waren Arzneimittel auf der Basis von Bernsteinsäure und ihrer Salze zur Anwendung bei [Katarhitis](#) und [Suppilis](#) in Gebrauch.<sup>[4]</sup>



Baltischer Bernstein  
Ende des 15. Jahrhunderts versuchte der in Danzig lebende Apotheker [Johann Hillig](#) 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 [sizilianischen Bernstein](#) und archaische Funde unter anderem aus [Mikene](#). Während er in Proben sizilianischen 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.<sup>[2]</sup> 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





## 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](#)).<sup>[19]</sup> 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.<sup>[21]</sup> Sie wird z. B. zur Herstellung von [Polyester-](#) und [Alkydharzen](#) verwendet.<sup>[19]</sup> Einige mit Polyalkoholen veresterte Succinate verwendet man als [Lösemittel](#) und [Weichmacher](#) für [Kunststoffe](#) und [Wachse](#), weitere Ester finden Verwendung in der [Parfumerstellung](#). 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 Carboxymethylcellulose

47

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

0

Summenformel

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

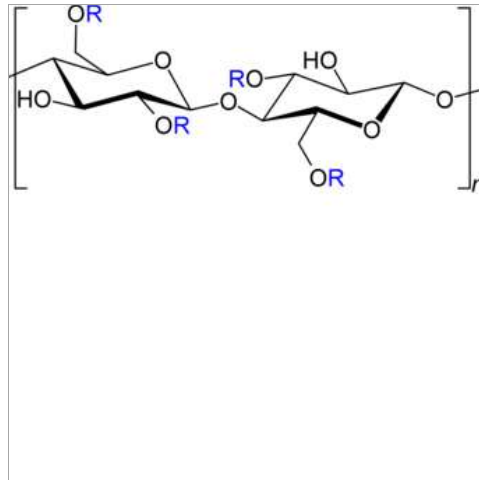
9004-32-4 (

Trivialname

Strukturformel

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** ( $-\text{CH}_2-\text{COOH}$ ) 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 **Crocemallose-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 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 könnten 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-Cyren**.<sup>[1]</sup> 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 (**Celluloseacetate** und **Celluloseester**) wird in Deutschland auf über 100.000 t geschätzt. Carboxymethylcellulosen sind davon der mengenmäßig bedeutendste Markt.<sup>[1]</sup> 1999 wurden in Deutschland allein 2200 t CMC in Waschmitteln verbraucht.<sup>[2]</sup> 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.<sup>[7]</sup>

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.<sup>[8]</sup> 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.<sup>[9]</sup>

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

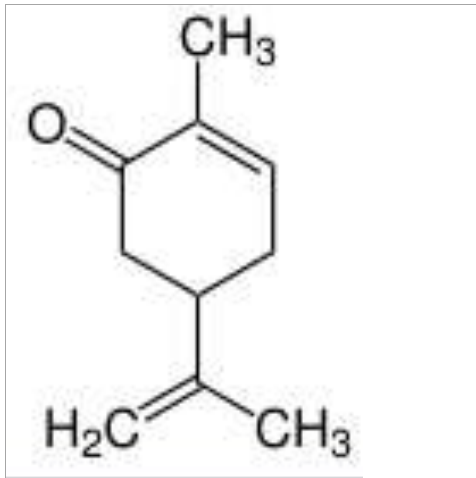
Name Carvon

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

Eigenschaften

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

## Vorkommen

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



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.



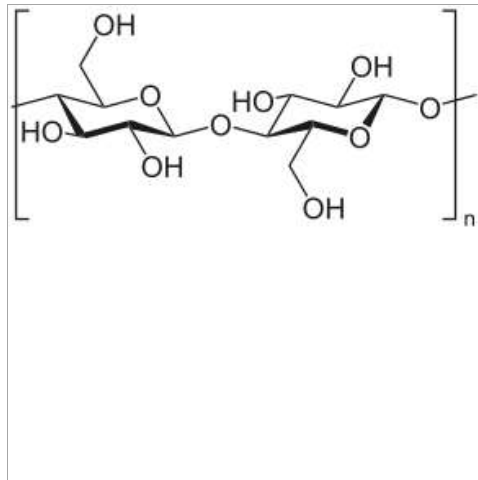
Name Cellulose

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

Summenformel C<sub>12</sub>H<sub>20</sub>O<sub>10</sub> CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 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

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.<sup>[1]</sup> 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](#)).<sup>[2]</sup>

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).<sup>[3]</sup> Der Ausdruck wurde erstmals in den späten 1970er Jahren geprägt.<sup>[1][3]</sup>

## Eigenschaften

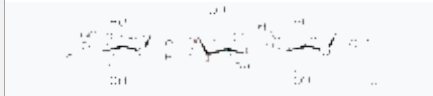
Die Pflanzen selbst produzierte Cellulose in ihre Zellwände einbauen, benötigt sie [endogene Cellulase](#) zum Umbau von Zellwänden, z. B. bei [Wundheilungsprozessen](#). Bei dem pflanzlichen Cellulosegen handelt es sich um ein sehr altes Gen.<sup>[4]</sup>

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**.<sup>[1]</sup> Sie ist unverzweigt und besteht aus mehreren hunderten bis zehntausenden ( $\beta$ -1,4-**glycosidisch verknüpften**)  $\beta$ -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  $\beta$ , Tunicin) ist eines der Kohlenhydrate im gallertartigen Mantel der **Manteltiere**.<sup>[2]</sup>

**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  $\beta$ -1,4-glycosidische Bindungen miteinander verknüpft. Hier liegt ebenfalls eine  $\beta$ -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.<sup>[3]</sup> 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 **Zinnchlorid/Cu<sup>2+</sup>** (**Schweizers Reagens**) sowie einige **organische Flüssigkeiten**<sup>[4]</sup> 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.<sup>[1]</sup>



Nahaufnahme von Gewebe aus Viskose („Kunstseide“).

Name Chloroform

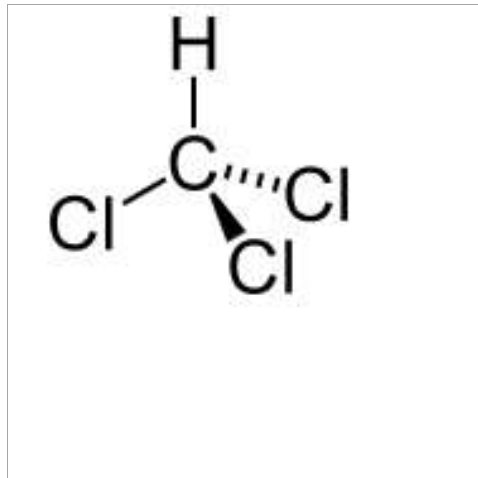
22 ID-organisch Molare Masse in g/mol 119,38

Summenformel  $\text{CHCl}_3$  CAS-Numm 67-66-3 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Trichlormethan Strukturformel -63

Trichlormethan

Kurzbeschreibung farblose Flüssigkeit mit süßlichem Geruch



Löslichkeit schlecht in Wasser (8 g·l<sup>-1</sup> bei 20 °C)

Siedepunkt in °C

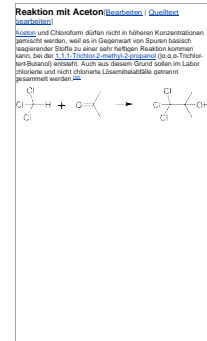
61

Dampfdruck in hPa

209

Dd-Temperatur in °C

20 Reaktionen



Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

0,5 ml·m<sup>-3</sup> bzw. 2,5 mg·m<sup>-3</sup>

### 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](#) (dem Deutschen [Justus Liebig](#)) und dem Franzosen [Eugène Sobrier](#) hergestellt. Seine physikalischen und chemischen Eigenschaften sowie eine Summenformel (C<sub>1</sub>HCl<sub>3</sub> bzw. CHCl<sub>3</sub>) beschrieb erstmals [Jean-Baptiste Dumas](#) 1834. Dumas gab der von Liebig noch als Chlorkohlenstoff bezeichneten Substanz auch den Namen „Chloroform“.  
Nachdem seine betäubende Wirkung im Tierversuch schon 1842 von dem britischen Arzt [Robert Mortimer Graves](#) und 1847 von dem französischen Physiologen [Marie-Jean Pierre Flourens](#) sowie dem schottischen Arzt und Geburtshelfer [James Young Simpson](#) erkannt worden war, war es das Verdienst des Letzteren, Chloroform ein Jahr darauf neben dem schon seit Ende 1846 gebührenden [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 Simpsons Freund, der Chirurg und Chemiker [David Wallace](#) († 1813 in Linlithgow) gemacht.  
Der erste dokumentierte Anästhesiedefall war eine 1848 durchgeführte Chloroformnarkose bei der Patientin [Hanna Steiner](#).  
Die geburtshilfliche Schmerzlinderung mit Chloroform geschah gegen den Widerstand der anglikanischen Kirche. Viele Klöster hatten Qualen der Geburt für die gerechte Strafe für Evas Sündenfall, also für gottgewollt. Dem setzte [James Young Simpson](#), 1847 der Begründer der geburtshilflichen Anästhesie mit Äther bzw. Chloroform in einer 1849 von ihm veröffentlichten Schrift entgegen, dass bei der Erschaffung Evas ebenfalls eine Anästhesie durchgeführt worden sei. Nachdem John Snow 1853 das Chloroform auch erfolgreich

### Eigenschaften

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

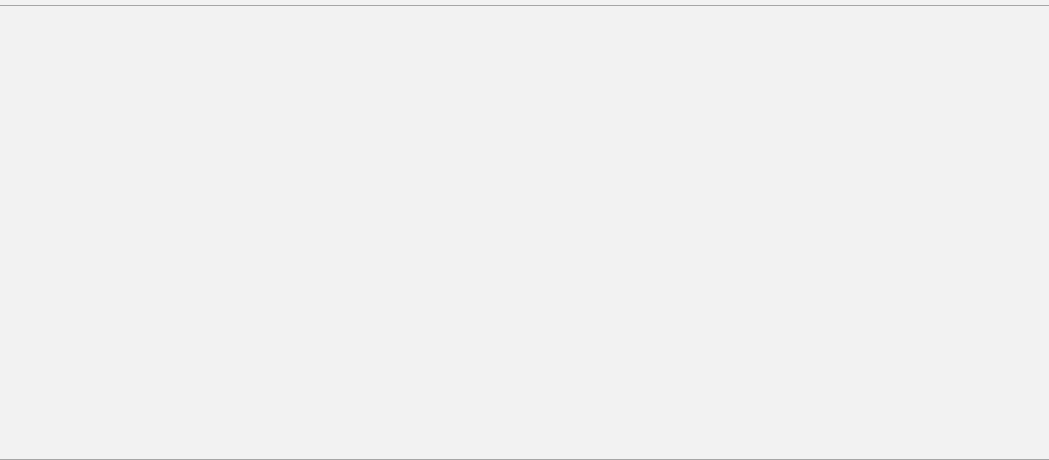
Trichlormethan ist eine farblose, nicht entflammbare, flüchtige Flüssigkeit von süßlichem Geruch. Der Schmelzpunkt liegt bei +93 °C, der Siedepunkt unter Normdruck bei 61 °C. Die Dampfdruckfunktion ergibt sich nach Antoine entsprechend  $\log_{10}(P) = A - (B/(T+C))$  (P in bar, T in K) mit A = 4,20772; B = 1233,129 und C = -40,953 im Temperaturbereich von 215 bis 334 K und mit A = 4,56992; B = 1486,455 und C = -8,612 im Temperaturbereich von 334,4 bis 527 K. Es hat eine größere Dichte als Wasser, und ist nur wenig darin löslich. Die Mischbarkeit mit Wasser ist beschränkt. Mit steigender Temperatur sinkt die Löslichkeit von Chloroform in Wasser bzw. steigt die Löslichkeit von Wasser in Chloroform.

Löslichkeiten zwischen Chloroform und Wasser							
Temperatur (in °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	0,0527	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, Diäthyläther, 1,4-Dioxan, Diäthylacetat, Essigsäure, Acetonitril, Nitrobenzol, Schwefelkohlenstoff und Pyridin gebildet.

Azeotrope mit verschiedenen Lösungsmitteln							
Lösungsmittel		Wasser	Methanol	Ethanol	2-Propanol	Aceton	2-Butanol
Gehalt Chloroform	in w %	97	87	93	96	78	17
Siedepunkt	in °C	56	53	59	61	64	80
Lösungsmittel		Diisopropyläther	Tetrahydrofuran	Methylacetat	Ethylacetat	n-Hexan	

## Vorkommen



## Herstellung

Industriell wird Chloroform durch Erhitzen von Chlor mit Methan oder Chloromethan auf 400–500 °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 Ethanderivate (z. B. [Bromdichlormethan](#), [Bromdichlormethan](#), [1,2-Dichloräthan](#)) als Verunreinigung sowie Ethanol (< 1 %) oder [Formale](#) (< 0,1 %), die als Stabilisator künstlich zugefügt werden, um das beim Lagern an Luft und Licht entstehende [Phosgen](#) abzufangen. Alternativ kann Chloroform durch [Photochlorierung](#) von Methan erhalten werden. Im Labor kann Chloroform durch die Reaktion von [Natriumhydroxid](#) mit [Brenztraubensäure](#) dargestellt werden.

## 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](#).<sup>[31]</sup> 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.<sup>[32]</sup>

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](#)

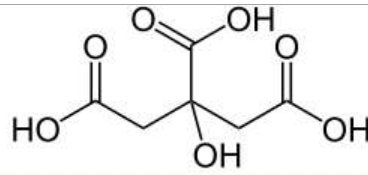
Name Citronensäure

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

Summenformel  $C_6H_8O_7$  CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 77-92-9 (wa) 153

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



Kurzbeschreibung

farbloser, geruchloser  
Feststoff[3]

Siedepunkt in °C

175

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

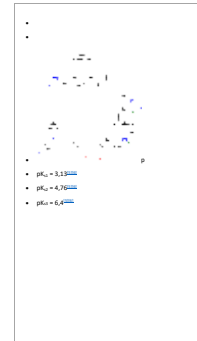
0 Reaktionen

Löslichkeit

sehr leicht in Wasser (1450 g·l<sup>-1</sup> bei 20 °C, Monohydrat)[4]  
sehr leicht in Wasser (25 °C, wasserfrei)[6]

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

3000 mg·kg<sup>-1</sup> (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.<sup>[13]</sup> 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.<sup>[14]</sup>

Citronensäure und ihre Salze werden zur [Konservierung](#) und auch zur [Homogenisierung](#) als [Schmelzsalz](#) 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.<sup>[15]</sup> 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](#).<sup>[16]</sup>

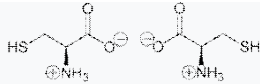
Citronensäure und Citrate verhindern die Blutgerinnung. Deshalb konserviert man Blutspenden in Beuteln, die



**Cystein** (ausgesprochen: Cyste-in), abgekürzt **Cys** oder **C**, ist eine **α-Aminosäure** mit der Seitenkette –CH<sub>2</sub>–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 **Sulphydrylgruppen** können zwei Cysteinreste miteinander eine **Disulfidbrücke** bilden, womit **Cystin** entsteht. Solche Disulfidbrücken stabilisieren in zahlreichen **Proteinen** deren **Tertiär- 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. Genäugennommen 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.<sup>[1]</sup>

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**.<sup>[2]</sup> Bei der Einwirkung stärkerer Oxidationsmittel wird die **Cysteinsäure** gebildet.<sup>[2]</sup>

## Vorkommen

**Vorkommen** bearbeiten | Quelltext bearbeiten

L-Cystein findet sich in Proteinen, aber nicht alle Proteine enthalten Cystein. Rechnerische Analyse von 207 nicht-mischaar verwendeter Proteinen ergab einen durchschnittlichen Molekulanteil von 2,6 % Cystein; in der gleichen Analyse wurde für Molkenprotein 1,7 % Cystein bestimmt.<sup>[1]</sup>



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

Hoher L-Cystein-Gehalt (und damit hohe Stabilität) findet sich z. B. in **Keratin**; Feder-Keratin enthält etwa 7 %, Woll-Keratin 11 bis 17 % Cystein.<sup>[1]</sup> Aber auch sehr kleine streng stabilisierte Proteine wie Schlangengifte (Mothrin, Neurotoxin 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 Cystein Gehalte und beziehen sich jeweils auf 100 g des Lebensmittel, zusätzlich ist der prozentuale Anteil von Cystein am Gesamtprotein angegeben.<sup>[1]</sup>

Lebensmittel	Gesamtprotein	Cystein	Anteil
Schweinefleisch, roh	20,95 g	242 mg	1,2 <span> </span> %
Hähnchenbrustfilet, roh	21,23 g	222 mg	1,0 <span> </span> %
Lachs, roh	20,42 g	219 mg	1,1 <span> </span> %
Hähnerei	12,57 g	272 mg	2,2 <span> </span> %
Kuhmilch, 3,7 <span> </span> % Fett	3,29 g	30 mg	0,9 <span> </span> %
Sonnenblumenkerne	20,78 g	451 mg	2,2 <span> </span> %
Walnüsse	15,23 g	208 mg	1,4 <span> </span> %
Weizen-Vollkornmehl	13,70 g	317 mg	2,3 <span> </span> %

## Herstellung

**Technische Gewinnung** bearbeiten | Quelltext bearbeiten

Cystein wird wie bei den anderen **Aminosäuren**, nach Erzeugung von **Glucose** auf Proteine wie **Keratin** (aus der **Wollschur**) oder **Federn** durch **Säurehydrolyse** gewonnen. Das so gewonnene Cystein kann dann durch **chemische Reduktion** in L-Cystein überführt werden.

Da heute bei **Verfahrenen** eindeutig ein Trend weg von **technischer Produktion** zu **industriellen Alternativen** zu beobachten ist, können mittlerweile auch **Cystein** aus **Erbsen**, **Bohnen** oder **Federn** durch **Säurehydrolyse** gewonnen werden. Das mit dieser **Formulation** des Rohmaterials auf **regeneriertem** **Baum** und **anorganischen Spurenelementen** hergestellte Cystein wird in der **Industrie** als **Lebensmittelzusatz** eingesetzt.

Bei einiger Zeit ist die **Produktion** nach **Stoff** **Formulation** mit **Zink**, **B**, **Eisen** **und** **Magnesium** **als** **Lebensmittelzusatz** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

**Lebensmittel** **in** **Lebensmitteln** **eingetragen** **worden**.

## 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.<sup>[22]</sup> 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.<sup>[23]</sup>

Cystein ist Bestandteil von Aminosäure-Infusionslösungen zur parenteralen Ernährung.<sup>[24]</sup>

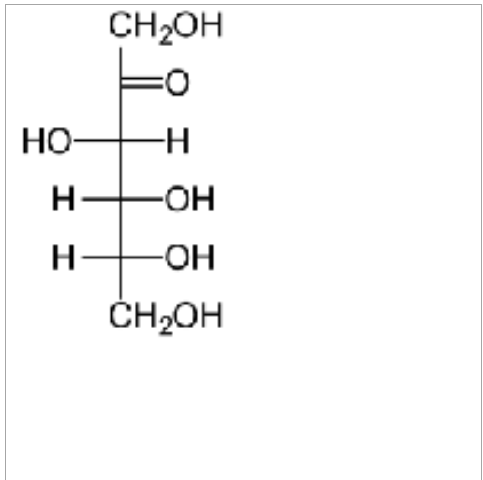
Name D- Fruktose

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

farb- und geruchlose, sehr süß schmeckende Prismen oder Nadeln

106

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,<sup>[4]</sup> als [Allusion](#) auf lat. *fructus* ‚Frucht‘ und -ose als [Suffix](#) für [Kohlenhydrate](#).

Eigenschaften

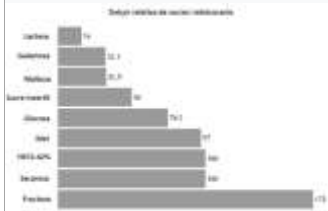


## Industrielle

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



Fructose in kristalliner Form



Süßkraft verschiedener Zucker<sup>[24]</sup>

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.<sup>[22]</sup> Bezogen auf [Haushaltszucker](#) hat eine 10-prozentige D-Fructoselösung eine [Süßkraft](#) von 114 Prozent.<sup>[23]</sup> Die Angaben variieren zwischen 1,14 (gelöste Form) und 1,8 (kristalline Form).<sup>[24][25][26][27]</sup> Die Süßkraft von Fructose wirkt synergistisch mit anderen Verbindungen, die zum Süßen verwendet werden.<sup>[28][29]</sup> Die Pyranoseform der Fructose wirkt süßer als Saccharose, während die Furanoseform etwa gleich süß wirkt.<sup>[28]</sup> Im kristallinen Zustand liegt nur die süßer wirkende Pyranoseform der Fructose vor.<sup>[28]</sup> Erwärmen von Fructoselösungen begünstigt die Furanoseform.<sup>[24][29]</sup> Durch Erhitzen wird die





**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-D-Glucopyranose, β-D-Glucopyranose und β-D-Glucopyranose-Hydrat. 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 Gittertemperatur bei verschiedenen Massensubstanzen eines Gemischts aus zwei Stoffen liegt bei 4,5 °C. Vermutlich ist Glucose das häufigste natürliche Monosaccharid, weil sie weniger mit Proteinen per Glykation reagiert als andere Monosaccharide. Eine andere Hypothese ist, dass bei Glucose in Form der β-D-Glucose als einzige D-Aldohexose alle fünf Hydroxyl-Substituenten in Basenstabilen Position stehen und damit für chemische Reaktionen leichter zugänglich sind, beispielsweise für eine Veresterung oder Acetalbildung. 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-D-Glucose im Vergleich

Keilstrichformel	Haworth-Schreibweise	
	α-D-Glucopyranose	β-D-Glucopyranose
	α-D-Glucopyranose	β-D-Glucopyranose

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.

Glucosegehalt in verschiedenen Pflanzen (in g/100 g<sup>FW</sup>)

Nahrungsmittel	Gesamtkohlenhydrate inkl. Ballaststoffe	Gesamtszucker	Fructose	Glucose	Saccharose	Fructose/Glucose Verhältnis	Saccharose in % der Gesamtszucker
<b>Früchte</b>							
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
Feigengut	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
Nabelorange	12,5	8,5	2,25	2,0	4,3	1,1	50,4
Pflaume	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	9,8	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
<b>Gemüse</b>							
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
Süßkartoffel	20,1	4,2	0,7	1,0	2,5	0,9	60,3
<b>Yamswurzel</b>	27,9	0,5	Spuren	Spuren	Spuren	–	Spuren
<b>Zuckerrohr</b>	13–18	0,2–1,0	0,2–1,0	0,2–1,0	11–16	1,0	hoch
<b>Zuckerrohr</b>	17–18	0,1–0,5	0,1–0,5	0,1–0,5	16–17	1,0	hoch
<b>Getreide</b>							
Mais	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 mithilfe der Photosynthese aus Kohlendioxid, Wasser und Kohlenstoffdioxid produziert und kann von allen Lebewesen als Energie- und Kohlenstoffbaustein verwendet werden. 21 Gramm der Glucose in Pflanzen und Tieren können aber nicht bei, sondern in glycolysierter Form von, beispielsweise in Form von Milchzucker oder Riboseverwandten Saccharose, oder in Form von Polysacchariden wie Stärke oder Cellulose, die in Pflanzen, tierischen oder menschlichen Zellen gespeichert sind. Diese Polysaccharide werden bei der Verdauung in Disaccharide wie Fructose und Glucose abgebaut. In der Natur wird Glucose durch Tiere, Pflanzen und Bakterien mithilfe von Enzymen aus Glucose synthetisiert. Menschen speichern das Kohlenhydrate in Form von Glykogen in der Leber und Muskeln. In der Natur wird Glucose durch Tiere, Pflanzen und Bakterien mithilfe von Enzymen aus Glucose synthetisiert. Menschen speichern das Kohlenhydrate in Form von Glykogen in der Leber und Muskeln. In der Natur wird Glucose durch Tiere, Pflanzen und Bakterien mithilfe von Enzymen aus Glucose synthetisiert. Menschen speichern das Kohlenhydrate in Form von Glykogen in der Leber und Muskeln.

**Vorbilder anderer Biomoleküle** [\[Bearbeiten\]](#) [|](#) [Quelltext bearbeiten](#)

Glucose wird in Lebewesen zu mehreren anderen zentralen Verbindungen umgewandelt, die wiederum andere Biomoleküle synthetisieren. Die zentrale Verbindung ist Pyruvat, das weiter zu Acetyl-CoA umgewandelt wird. Acetyl-CoA ist ein Baustein für die Synthese von Fettsäuren, Cholesterin und anderen Lipiden. Pyruvat wird auch zu Glucose umgewandelt, was die Glukoneogenese darstellt. Glucose wird auch zu Ethanol umgewandelt, was die Gärung darstellt. Glucose wird auch zu Ethanol umgewandelt, was die Gärung darstellt. Glucose wird auch zu Ethanol umgewandelt, was die Gärung darstellt.

## 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.<sup>[41]</sup> 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.<sup>[42]</sup> Im Nachbarland [Mexiko](#) wird dagegen im Softdrink [Coca-Cola](#) Rohrzucker als Süßungsmittel verwendet, welches eine höhere Süßkraft besitzt.<sup>[43]</sup> Daneben wird Glucosesirup unter anderem bei der Erzeugung von [Süßwaren](#) wie [Bonbons](#), [Toffee](#) und [Fondant](#) verwendet.<sup>[41]</sup> Typische chemische Reaktionen von Glucose bei trockenen [Gartechniken](#) sind die [Karamellisierung](#) und mit [Aminosäuren](#) die [Maillard-Reaktion](#).<sup>[52][53]</sup>

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](#).<sup>[54]</sup>

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

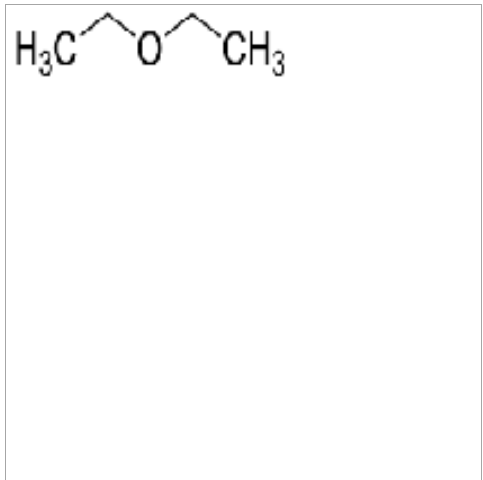
Name Diethylether

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

Summenformel C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>O CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 10-29-7 -116

Äther



Siedepunkt in °C

35

Kurzbeschreibung

farblose, leichtbewegliche, süßlich riechende Flüssigkeit, Narkotikum

Dampfdruck in hPa

586

Dd-Temperatur in °C

20 Reaktionen

Löslichkeit

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

[Unfall](#) [Bearbeiten](#) [Quelltext bearbeiten](#)  
Das hier Eintrag wurde durch [Chemikalien](#) erstellt.  
Einführung auf dem Gebiet der [EHS](#) in [Lehrplänen](#) am [10.05.2023](#) um [10:00](#) (insgesamt 201 Menschen und 4 bis 3818 Verletzte 3122 Gebäude wurden in Misereerschaft geübt).

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

400 ml·m<sup>-3</sup> bzw. 1200 mg·m<sup>-3</sup> 1250 mg·kg<sup>-1</sup> (LD50, Ratte, oral)

Geschichte

Eigenschaften

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

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

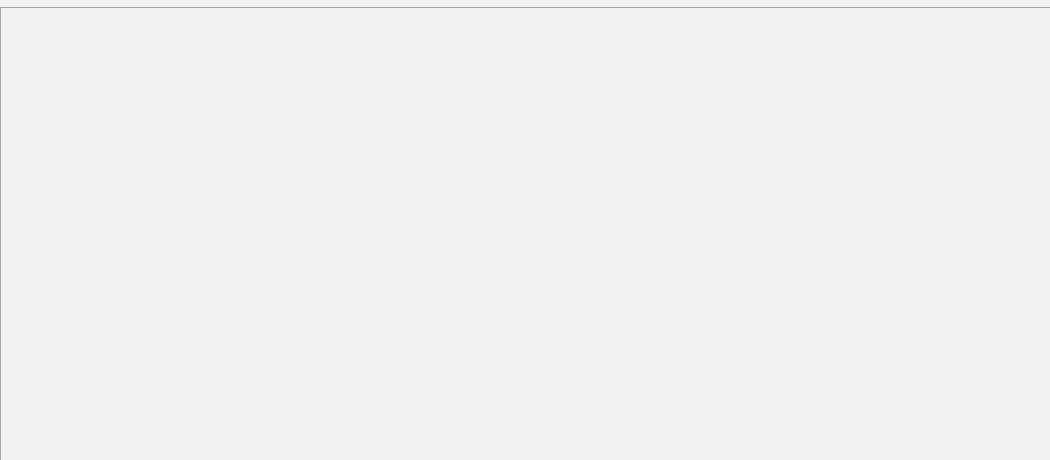
## Thermodynamische Eigenschaften [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

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.<sup>[8]</sup> 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**  $0,271\text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ .<sup>[1]</sup>

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

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

## Vorkommen



## Herstellung

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

Es kann zum Beispiel durch **Elektrolytische Wasserzersetzung** **Fällfällige Methanol** (unter Abkühlung von **Wasser**) gewonnen werden.

Dimethylether entsteht als Nebenprodukt der Methanolherstellung und wird üblicherweise direkt aus **Synthesegas** hergestellt. Als Quelle für das **Synthesegas** dienen **Stein- und Braunkohle**, wobei Synpase aus der **Biomasseerzeugung** von hohem Interesse.

Bei der Synthese handelt es sich um einen zweistufigen Prozess, bei dem ein flüssiges einstufiges Kohlenwasser-Synthesegas (in der Regel  $\text{CO}_2/\text{CH}_4/\text{H}_2$ ) bei Temperaturen von  $220\text{ °C}$  und einem Druck von 7 bis 10 MPa unter Methanol hergestellt wird, das in einem zweiten Schritt in Anwesenheit eines Silberkatalysators in die Regel (Aluminium) innerhalb desselben Prozesses abgetrennt wird. Abgeschalteter Dimethylether enthält noch geringe Mengen Methanol und Wasser.<sup>[10]</sup>

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

Es kann zum Beispiel durch **Elektrolytische Wasserzersetzung** **Fällfällige Methanol** (unter Abkühlung von **Wasser**) gewonnen werden.

Dimethylether entsteht als Nebenprodukt der Methanolherstellung und wird üblicherweise direkt aus **Synthesegas** hergestellt. Als Quelle für das **Synthesegas** sind **Steinkohle**, **Erz- und Braunkohle**, wobei Synpase aus der **Biomasseerzeugung** von hohem Interesse.

Bei der Synthese handelt es sich um einen zweistufigen Prozess, bei dem ein flüssiges einstufiges Kohlenwasser-Synthesegas (in der Regel  $\text{CO}_2/\text{CH}_4/\text{H}_2$ ) bei Temperaturen von  $220\text{ °C}$  und einem Druck von 5 bis 10 MPa unter Methanol hergestellt wird, das in einem zweiten Schritt in Anwesenheit eines Silberkatalysators in die Regel (Aluminium) innerhalb desselben Prozesses abgetrennt wird. Abgeschalteter

## Anwendungen

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

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

Ein großer Anteil des produzierten Dimethylethers wird mit **Schwefeltrioxid** (SO<sub>2</sub>) zu **Dimethylsulfat** (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O<sub>4</sub>S) 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.<sup>[10]</sup>

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.<sup>[12]</sup>

### **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 **Flusssiggas** ablösen.<sup>[13]</sup> Als Rohstoffbasis zur Herstellung des **Synthesegases** soll **Schwarzaug** aus der **Papier- und Zellstoffindustrie** dienen.<sup>[14]</sup> Eine erste Fabrik für die Herstellung von biologisch hergestelltem Dimethylether wurde 2012 in **Piteå** in **Schweden** errichtet.<sup>[15]</sup>

Name Docosadiensäure

78

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

336,56

Summenformel

C<sub>22</sub>H<sub>40</sub>O<sub>2</sub>

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

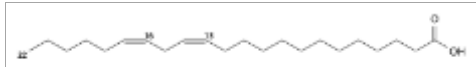
Trivialname

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](#).

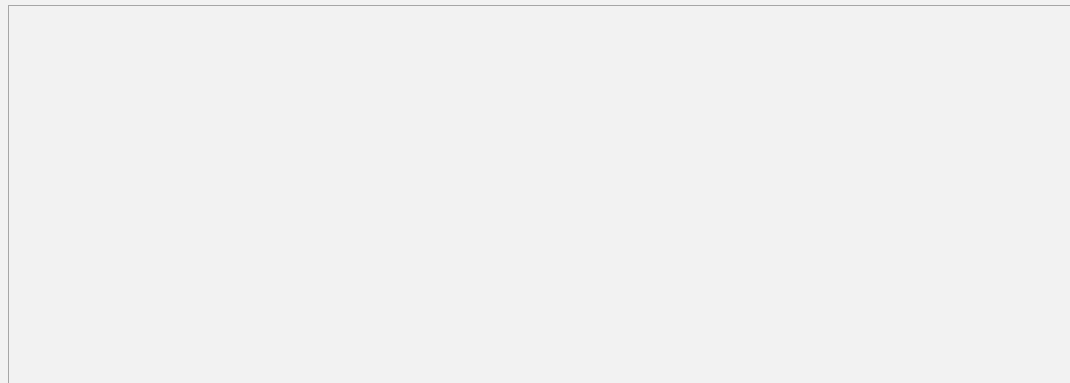
## Vorkommen

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.<sup>[2]</sup>
- (5Z,13Z)-5,13-Docosadiensäure<sup>[3]</sup> kommt häufig in Sumpflumen-Arten (*Limnanthes*; z. B. im [Wiesenschaukraut](#)) vor.
- (7Z,13Z)-7,13-Docosadiensäure und (7Z,15Z)-7,15-Docosadiensäure konnte in Muscheln und Schwämmen sowie in Pilzen nachgewiesen.<sup>[4][5]</sup>

Isomere mit trans-konfigurierter Doppelbindung spielen keine Rolle.

## Herstellung



## Anwendungen





Name Dodecansäure (IUPAC)

68

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

200,32

Summenformel

$C_{12}H_{24}O_2$

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

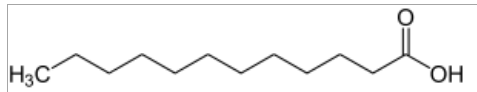
Trivialname

Strukturformel

143-07-7

44

Laursäure



Siedepunkt in °C

Kurzbeschreibung

298

farblose Nadeln  
farblose Nadeln

Dampfdruck in hPa

0,0023

Löslichkeit

nahezu unlöslich in Wasser[1]  
löslich in Ethanol und Diethylether

Dd-Temperatur in °C

25 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

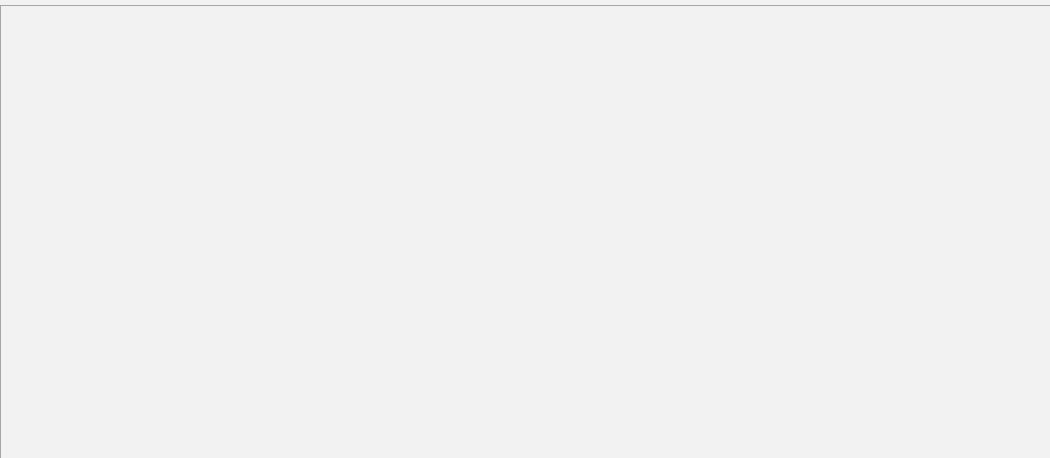
Geschichte

Eigenschaften

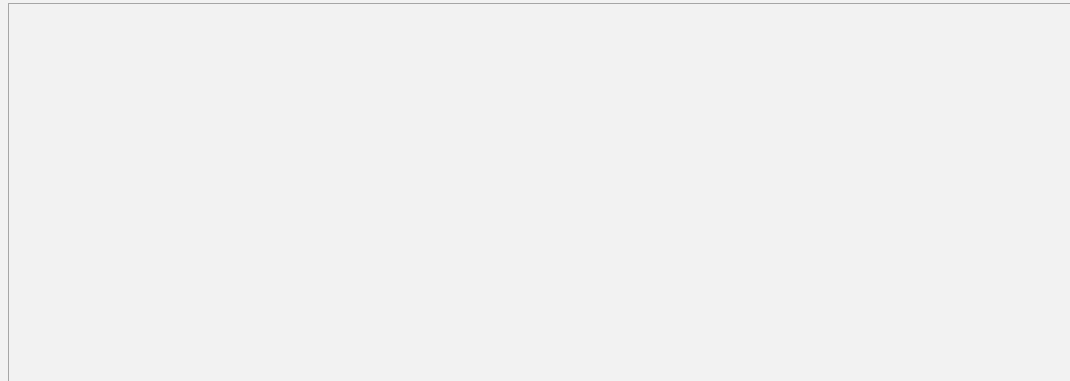
**Laurinsäure** (systematischer Name: **Dodecansäure**) ist eine gesättigte [Fett-](#) und [Carbonsäure](#). Sie leitet sich von dem [Alkan](#) *n-Dodecan* ab. Der Name stammt vom [Lorbeer](#) (*Laurus nobilis*), dessen Früchte ein [fettes Öl](#) liefern, das hauptsächlich Laurinsäure enthält. Ihre [Salze](#)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

Kurzbeschreibung

farblose Prismen, mit charakteristischem Geruch

Löslichkeit

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

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal  
2859 mg·kg<sup>-1</sup> (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.<sup>[4]</sup>

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

Eigenschaften

<a href="#">Siedepunkt</a>	0
<a href="#">Dampfdruck</a>	0
<a href="#">Dd-Temperatur</a>	0
<a href="#">Reaktionen</a>	0



## Medizinische

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

Dopamin senkt den [peripheren Widerstand](#) durch [Gefäßenweiterung](#) und vergrößert so das [Herzzeitvolumen](#)<sup>[6]</sup> 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<sup>[2]</sup> 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

$C_{10}H_{16}N_2O_8$

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

60-00-4

Trivialname

Strukturformel

245

Titriplex® II

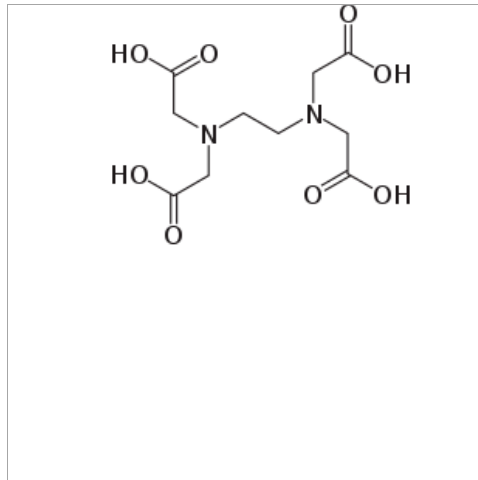
Trilon® B

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<sup>-1</sup> bei 20 °C)[3]  
leicht in Ethanol und Diethylether

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

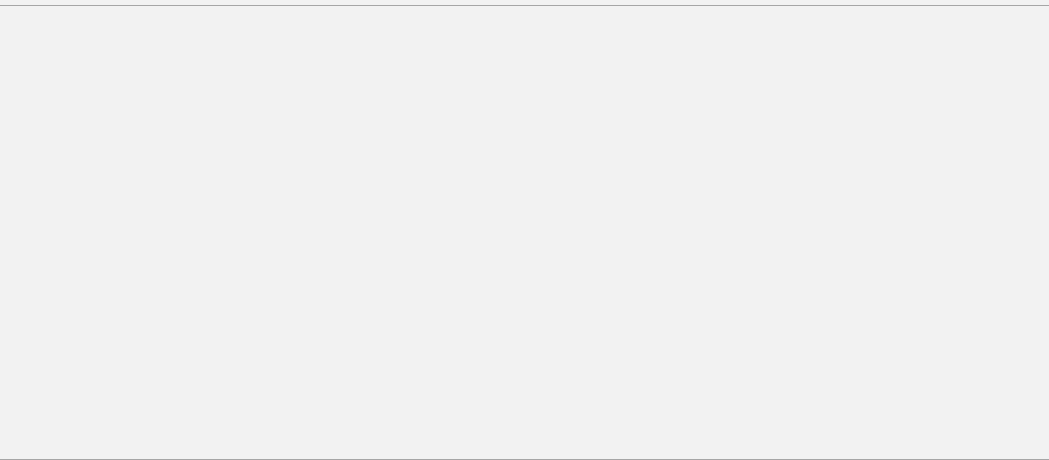
4500 mg·kg<sup>-1</sup> (LD50, Ratte, oral)

Geschichte

Eigenschaften

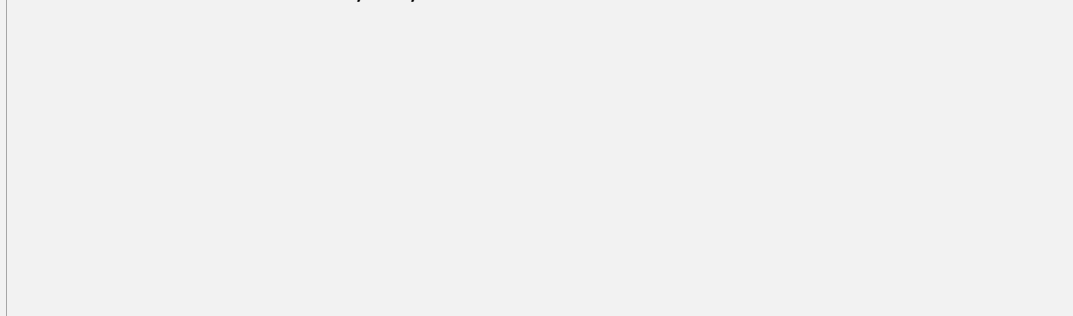
**Ethylendiamintetraessigsäure** bzw. **Ethylendiamintetraacetat**, das [Tetraanion](#) der Ethylendiamintetraessigsäure, ist ein [sechszähliger Komplexbildner](#) und bildet besonders stabile 1:1-[Chelatkomplexe](#) mit [Kationen](#) mit einer Ladungszahl von mindestens +2. Die Abkürzung **EDTA** steht 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<sup>[6]</sup>, 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  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$  und  $\text{Co}^{2+}$ . 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<sub>s</sub>-Werte](#) sind je nach Quelle 0,26, 0,96, 2,60, 2,76 (für die [Deprotonierung](#) der vier Carboxygruppen)<sup>[7]</sup> 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 ( $\text{Na}_4\text{EDTA}$ )
- Calcium-dinatrium-ethylendiamin-tetraacetat ( $\text{CaNa}_2\text{EDTA}$ , [E 385](#))

Die wichtigsten Anwendungen von EDTA und deren Salzen sind

- **Detergenzien:** EDTA ist in vielen Wasch- und Reinigungsmitteln zur Bindung von  $\text{Ca}^{2+}$ - und  $\text{Mg}^{2+}$ -Ionen (Enthärtung) enthalten (es sollte aber nicht mit dem auch dort eingesetzten [TAED](#) verwechselt werden).
- Industrielle Reinigung: Komplexierung zweiwertiger Kationen wie  $\text{Ca}^{2+}$  und  $\text{Mg}^{2+}$  sowie einiger [Schwermetallionen](#)
- Photoindustrie:  $\text{Fe}^{III}$ -EDTA ist ein wichtiger Bestandteil (Oxidationsmittel für das metallische Silber) in der Farbentwicklung.
- Papierindustrie: Zur Komplexierung von  $\text{Fe}^{3+}$ - und  $\text{Mn}^{2+}$ -Ionen, die bei der chlorfreien Bleiche das Wasserstoffperoxid zersetzen
- Agrochemikalien:  $\text{Fe}^{III}$ -,  $\text{Cu}^{II}$ - und  $\text{Zn}^{II}$ -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.

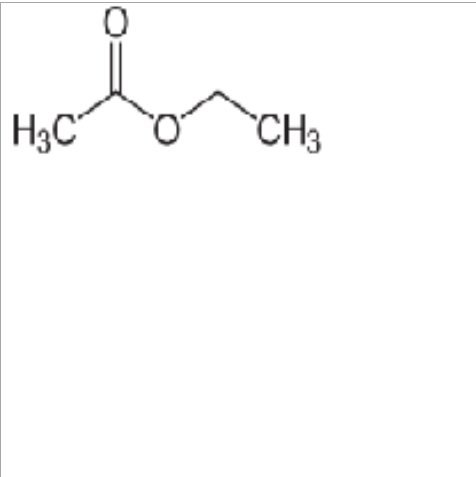
Weitere Verwendungen von EDTA sind:

- 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 <sup>-1</sup> bei 20 °C)			20 Reaktionen
Maximale Arbeitsplatzkonzentration	Dosis Lethal		
200 ml·m <sup>-3</sup> bzw. 750 mg·m <sup>-3</sup>	5620 mg·kg <sup>-1</sup> (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<sup>[1]</sup> [Lösungsmittel](#), das in der chemischen Industrie und in Laboratorien oft verwendet wird.

Eigenschaften

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

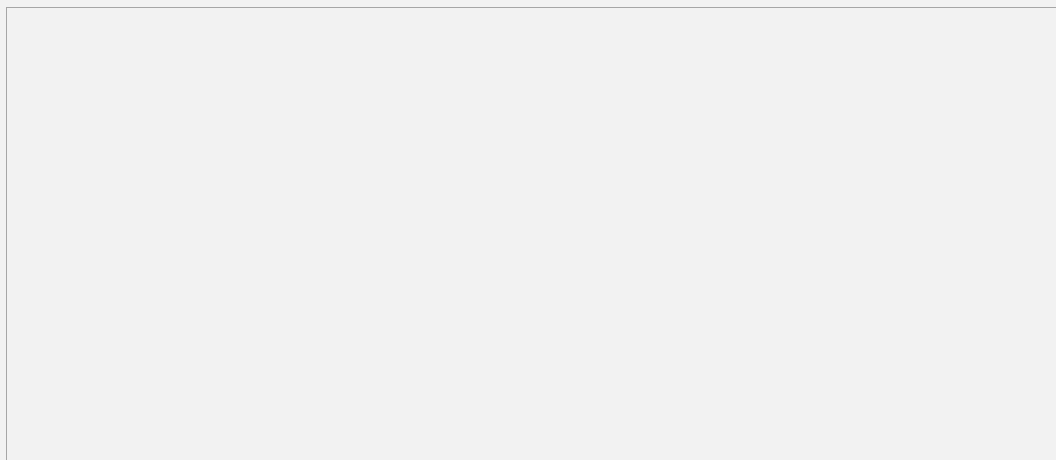
### Physikalische Eigenschaften [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Ethylacetat liegt unter **Normalbedingungen** als farblose, niedrigviskose und brennbare Flüssigkeit vor. Der Schmelzpunkt liegt bei  $-83\text{ °C}$ , wobei eine **Schmelzenthalpie** von  $10,48\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  realisiert wird. Bei **Normaldruck** siedet die Verbindung bei  $77\text{ °C}$ . Die **Verdampfungswärme** beträgt am Siedepunkt  $31,94\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ . 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  $289\text{ K}$  bis  $349\text{ K}$ . Die Temperaturabhängigkeit der **Verdampfungsenthalpie** lässt sich entsprechend der Gleichung  $\Delta_{\text{V}}H^{\circ} = A_{\text{exp}} - B_{\text{1}}/T - C_{\text{1}}$  ( $\Delta_{\text{V}}H^{\circ}$  in  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ,  $T$  in  $\text{K}$ ) mit  $A = 54,26$ ,  $B_{\text{1}} = 0,2982$  und  $C_{\text{1}} = 523,2\text{ K}$  im Temperaturbereich zwischen  $289\text{ K}$  und  $363\text{ K}$  beschreiben.

#### Zusammenstellung der wichtigsten thermodynamischen Eigenschaften

Eigenschaft	Typ	Wert	Bemerkungen
<b>Standardbildungsenthalpie</b>	$\Delta_{\text{f}}H^{\circ}_{\text{flüssig}}$	$-480,57\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	als Flüssigkeit
	$\Delta_{\text{f}}H^{\circ}_{\text{gas}}$	$-445,43\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	als Gas
<b>Standardentropie</b>	$S^{\circ}_{\text{flüssig}}$	$259,4\text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$	als Flüssigkeit
	$S^{\circ}_{\text{gas}}$	$362,75\text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$	als Gas
<b>Verbrennungsenthalpie</b>	$\Delta_{\text{c}}H^{\circ}_{\text{flüssig}}$	$-2235,4\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$	
<b>Wärmekapazität</b>	$c_p$	$188,84\text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ ( $25\text{ °C}$ )	als Flüssigkeit
		$1,92\text{ J}\cdot\text{g}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ ( $25\text{ °C}$ )	als Gas
		$113,64\text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ ( $25\text{ °C}$ )	
<b>Kritische Temperatur</b>	$T_c$	$523,2\text{ K}$	
<b>Kritisches Druck</b>	$p_c$	$38,82\text{ bar}$	
<b>Kritische Dichte</b>	$\rho_c$	$3,497\text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$	
<b>Azentrischer Faktor</b>	$\omega_1$	$0,36641$	

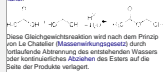
## Vorkommen



## Herstellung

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

**Veresterung** [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)  
Eines der großtechnischen Herstellungsverfahren für chemischen Industrie beruht auf der säurekatalysierten Veresterung von Essigsäure mit Ethanol:



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

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

Eine weitere Möglichkeit zur Herstellung von Ethylacetat bietet die Tischschénko-Reaktion. Dadurch wird Acetaldehyd bei Temperaturen von  $0\text{ °C}$  bis  $5\text{ °C}$  in Gegenwart von Aluminiumethanolat in Lösung in einer Flüssigphasenkatalyse umgewandelt:



Bei 95 %igem Umsatz erreicht die Selektivität von Ethylacetat etwa 66 % (bezogen auf Acetaldehyd). Das wesentliche Nebenprodukt ist Acetaldehyd, welches durch Koprodukte von Acetaldehyd entsteht. Das Produktgemisch wird in einer kontinuierlichen Destillationskolonne aufgetrennt und das Ethylacetat abdestilliert.<sup>[1]</sup>

Dieses Verfahren wird besonders in Regionen mit preisgünstiger Verfügbarkeit von Acetaldehyd (vor allem Europa und Japan) und in Ländern mit wirtschaftlichen Ethandropreisen durchgeführt.<sup>[2]</sup>

## 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

C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

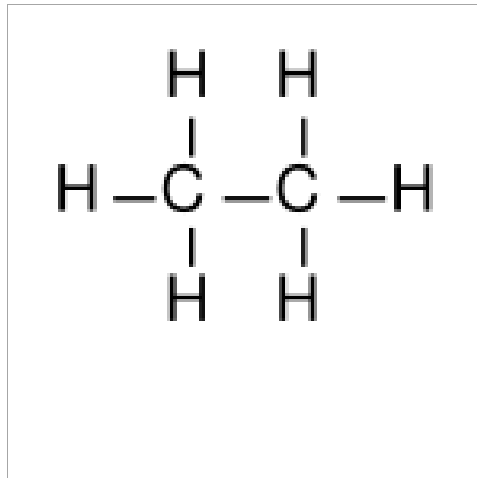
74-84-0

Trivialname

Strukturformel

-183

Äthan



Kurzbeschreibung

farbloses Gas

Siedepunkt in °C

-89

Dampfdruck in hPa

3,8

Dd-Temperatur in °C

20 Reaktionen

Löslichkeit

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

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

**Reaktionen** [\[auswerten\]](#)

$2 \text{ C}_2\text{H}_6 \rightarrow 2 \text{ C}_2\text{H}_4 + 2 \text{ H}_2$   
Es verläuft unter Lichtbestrahlung mit  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  als Katalysator und  $\text{H}_2\text{SO}_4$  als Reaktionsmedium.  
Ethen wird zu [Ethen](#) und Wasserstoff gasförmig.

**Gefahren** [\[auswerten\]](#)

Ethan führt beim Einatmen zu erhöhtem Atem- und Herzfrequenzen. Bei Weibchen führt es beim Einatmen in größeren Mengen im Tiermodell in den Gliedmaßen zu Schlaflosigkeit, mangelnder Verwirrung, Koordinations- und Gleichgewichtverlust sowie Hyperventilation. Bei Aufnahme führt es zu Übelkeit und Erbrechen. Weil Ethan meist bei tiefen Temperaturen flüchtig gelagert wird, kann es bei anstrengenden Ethan zu Erfrierungen kommen. Ethan ist hochentzündlich.

Zwischen einem Luftvolumenanteil von 2,7 bis 11,5 Prozent bildet es explosive Gemische, wobei das stöchiometrische Gemisch einen Anteil von 6,5 Vol.-% Ethan enthält. Der Flammpunkt liegt bei 11,35 °C, die [Zündtemperatur](#) bei 515 °C.

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 (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>–). 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  $20\text{ °C}$ . 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<sup>[1]</sup>
- 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<sup>[4]</sup>. 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  $64 \text{ MJ/m}^3$  ( $47 \text{ MJ/kg}$ ). 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.





## Eigenschaften

### Physikalische Eigenschaften

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

Herausragendes Merkmal des Ethanols ist seine Hydroxygruppe. Da ein Sauerstoffatom Elektronen stärker anzieht als Wasserstoff und Kohlenstoff, res uliert 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 ( $\Delta_{\text{vap}} = +38,6$  °C), 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. Pflanzenzusätze oder andere Wirkstoffe 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  $P_2$  (Raumgruppen-Nr. 7) und weist bei 87 K die Gitterparameter  $a = 537,7$  pm,  $b = 688,2$  pm,  $c = 825,5$  pm und  $\beta = 102,2^\circ$  auf sowie 4 Formelheiten pro Elementarzelle.<sup>[10]</sup> 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.<sup>[10]</sup>

## 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



#### Wasserstoff-alkoholische Gärung

Ethanol wird durch Gärung aus Biomasse, meist aus Zucker- oder Stärkehaltigen Rohstoffen oder industriell aus Propanol durch Glycerinol gewonnen. Dieser Prozess wird mit einer Reihe von Verfahrensmitteln kontrolliert durchgeführt, wodurch zum Beispiel Wein aus Weintrauben oder Bier aus Malz und Hopfen entstehen. Hitzestoker kann als Hydroxyethanol- oder Hydroxypropyl-Verbindungen jedoch nur energetisch genutzt werden. In der alkoholischen Gärung wird meist zuerst Stärke in Dextrin zerlegt, dieses wird dann durch enzymatische Bindung durch Hydrolyse gelöst und anschließend in Ethanol umgewandelt. Die Ethanolmoleküle werden durch mehrfache Destillation von einem Ethanolkonzentrat von nahezu 10 % in 95-prozentigen Hydrolyse- und Ethanol gewonnen, wobei durch Gärung keine höhere Konzentration erreicht werden kann. Die Bereinigung der alkoholischen Gärung ist:

#### 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.<sup>[2]</sup> 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 *Aufspritzung*, um zum gewünschten Zeitpunkt den *Fermentationsprozess* zu beenden.<sup>[6]</sup> Durch die vorzeitig beendete Gärung haben diese *Liköre* und *Weine* – bis auf

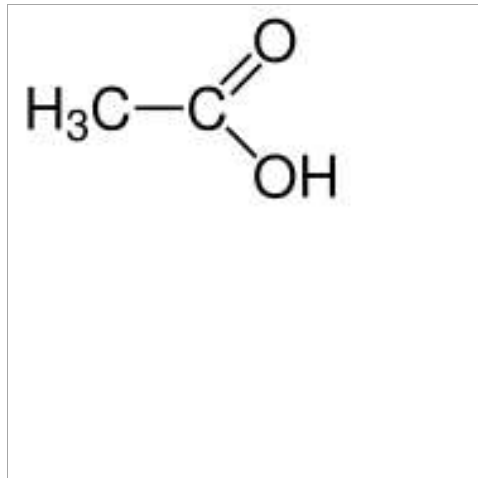
Name Ethansäure

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

Summenformel  $C_2H_4O_2$  CAS-Numm 64-19-7 Schmelzpunkt in °C

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

Strukturformel



Löslichkeit

vollständig mischbar mit Wasser (20 °C)

Siedepunkt in °C

118

Dampfdruck in hPa

15,8

Dd-Temperatur in °C

20 Reaktionen

Flammpunkt	14,2 (20 °C)
Flammpunkt	17,2 (20 °C)
Flammpunkt	19,2 (20 °C)
Flammpunkt	20,2 (20 °C)
Flammpunkt	21,2 (20 °C)
Flammpunkt	22,2 (20 °C)
Flammpunkt	23,2 (20 °C)
Flammpunkt	24,2 (20 °C)
Flammpunkt	25,2 (20 °C)
Flammpunkt	26,2 (20 °C)
Flammpunkt	27,2 (20 °C)
Flammpunkt	28,2 (20 °C)
Flammpunkt	29,2 (20 °C)
Flammpunkt	30,2 (20 °C)
Flammpunkt	31,2 (20 °C)
Flammpunkt	32,2 (20 °C)
Flammpunkt	33,2 (20 °C)
Flammpunkt	34,2 (20 °C)
Flammpunkt	35,2 (20 °C)
Flammpunkt	36,2 (20 °C)
Flammpunkt	37,2 (20 °C)
Flammpunkt	38,2 (20 °C)
Flammpunkt	39,2 (20 °C)
Flammpunkt	40,2 (20 °C)
Flammpunkt	41,2 (20 °C)
Flammpunkt	42,2 (20 °C)
Flammpunkt	43,2 (20 °C)
Flammpunkt	44,2 (20 °C)
Flammpunkt	45,2 (20 °C)
Flammpunkt	46,2 (20 °C)
Flammpunkt	47,2 (20 °C)
Flammpunkt	48,2 (20 °C)
Flammpunkt	49,2 (20 °C)
Flammpunkt	50,2 (20 °C)
Flammpunkt	51,2 (20 °C)
Flammpunkt	52,2 (20 °C)
Flammpunkt	53,2 (20 °C)
Flammpunkt	54,2 (20 °C)
Flammpunkt	55,2 (20 °C)
Flammpunkt	56,2 (20 °C)
Flammpunkt	57,2 (20 °C)
Flammpunkt	58,2 (20 °C)
Flammpunkt	59,2 (20 °C)
Flammpunkt	60,2 (20 °C)
Flammpunkt	61,2 (20 °C)
Flammpunkt	62,2 (20 °C)
Flammpunkt	63,2 (20 °C)
Flammpunkt	64,2 (20 °C)
Flammpunkt	65,2 (20 °C)
Flammpunkt	66,2 (20 °C)
Flammpunkt	67,2 (20 °C)
Flammpunkt	68,2 (20 °C)
Flammpunkt	69,2 (20 °C)
Flammpunkt	70,2 (20 °C)
Flammpunkt	71,2 (20 °C)
Flammpunkt	72,2 (20 °C)
Flammpunkt	73,2 (20 °C)
Flammpunkt	74,2 (20 °C)
Flammpunkt	75,2 (20 °C)
Flammpunkt	76,2 (20 °C)
Flammpunkt	77,2 (20 °C)
Flammpunkt	78,2 (20 °C)
Flammpunkt	79,2 (20 °C)
Flammpunkt	80,2 (20 °C)
Flammpunkt	81,2 (20 °C)
Flammpunkt	82,2 (20 °C)
Flammpunkt	83,2 (20 °C)
Flammpunkt	84,2 (20 °C)
Flammpunkt	85,2 (20 °C)
Flammpunkt	86,2 (20 °C)
Flammpunkt	87,2 (20 °C)
Flammpunkt	88,2 (20 °C)
Flammpunkt	89,2 (20 °C)
Flammpunkt	90,2 (20 °C)
Flammpunkt	91,2 (20 °C)
Flammpunkt	92,2 (20 °C)
Flammpunkt	93,2 (20 °C)
Flammpunkt	94,2 (20 °C)
Flammpunkt	95,2 (20 °C)
Flammpunkt	96,2 (20 °C)
Flammpunkt	97,2 (20 °C)
Flammpunkt	98,2 (20 °C)
Flammpunkt	99,2 (20 °C)
Flammpunkt	100,2 (20 °C)

Gefahrenhinweise (Beurteilung) | Quelle: BfE

Die Erzeugung und Kennzeichnung von... Die Gefahrerwartung hängt von der Konzentration... Die Erzeugung und Kennzeichnung von... Die Gefahrerwartung hängt von der Konzentration...

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

10 ml·m-3 bzw. 25 mg·m-3 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.

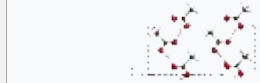
Eigenschaften

## Molekulare Eigenschaften [Bearbeiten] [Quelltext bearbeiten]

Die Bindungslänge der Kohlenstoff-Kohlenstoff-Bindung beträgt 154 pm, die der Kohlenstoff-Sauerstoff-Einbindung 125 pm und die der intermolekularen Wasserstoffbrücke 261 pm.<sup>[1]</sup>

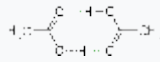
Die Bindungswinkel der Carboxylgruppe betragen 120°, wobei die Kohlenstoff-Sauerstoff-Einbindung einen partiellen *π*-Charakter aufweist. Die Bindung des Sauerstoffatoms der Hydroxylgruppe zum Carboxylkohlenstoffatom erfolgt über *sp*<sup>2</sup>-Orbitale. Die Struktur kann durch zwei *trans*-Grenzstrukturen mit einer negativen *Partialladung* an einem Sauerstoffatom und einer positiven am partiell doppelgebundenen Sauerstoff der Hydroxygruppe dargestellt werden.<sup>[1]</sup>

## Physikalische Eigenschaften [Bearbeiten] [Quelltext bearbeiten]

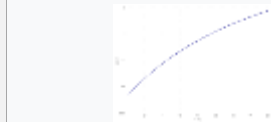


Essigsäure-Kristallstruktur

■ Sauerstoff  
■ Kohlenstoff  
⋯ Wasserstoff



Dimerbildung durch gestrichelt gezeichnete Wasserstoffbrückenbindungen



Dampfdruckfunktion von Essigsäure

Essigsäure kristallisiert in der *orthorhombischen Raumgruppe* *Pna*2<sub>1</sub> (Raumgruppen-Nr. 33) mit den Gitterparametern *a* = (1332 ± 2) pm, *b* = (408 ± 3) pm und *c* = (577 ± 1) pm. Die Moleküle sind über *Wasserstoffbrückenbindungen* zu endlosen Ketten verbunden.<sup>[1]</sup>

Essigsäure besitzt mit 118 °C eine relativ hohe *Siedetemperatur* gegenüber polaren Stoffen mit etwa doppelt so hoher 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 [Bearbeiten] [Quelltext bearbeiten]

#### Freie Essigsäure [Bearbeiten] [Quelltext bearbeiten]

Essigsäure ist ein Bestandteil von Pilzensekten und tierischen Ölen. Alkoholische Getränke, die länger als die Luft ausgeatmet sind, bilden durch Oxidation die Ethanol-Essigsäure. Die in der Umwelt weit verbreiteten Essigsäurebakterien treten fast überall dort auf, wo Halbglucose oder Ethanol zur Verfügung stehen. Die Bakterien oxidieren das entsprechend Ethanol weiter zu Essigsäure. Im Darmtrakt von Insekten, die sich von Kohlenhydraten ernähren, bilden Essigsäurebakterien einen Teil der Darmflora. Die Acetabakterien der Biogasäure erheben (eventuellfalls die Biogasenergie)<sup>[1]</sup> Die Herstellung von Essigsäure durch Bakterien tritt bei der Erzeugung von Steigen wie Metastoffe die unersäuliche Nebenreakten auf, ein zu hoher Essigsäureanteil in der Blage macht diese für das Vah nicht mehr zutüglig.

Acetobacter azotii, ein Gram-negatives Bakterium, sowie das Bakterium Clostridium botulinum-schweren Essigsäure als Teil ihres Stoffwechsels aus. Diese Mikroorganismen treten überall dort auf, wo Ethanol als Teil der Zuckerfermentation vorkommt. Acetobacter azotii wächst am besten bei Temperaturen von 25 bis 30 °C und einem pH-Wertbereich von 5,4 bis 6,3. Essigsäure ist auch Bestandteil der *Vaginiflora* von Menschen und anderen Primaten, wo es als ein mildes antiseptisches Mittel dient.<sup>[1]</sup>

Bei der Propioninsäuregärung zur Herstellung von Hartkäse fermentieren Streptokokken und Milchsäurebakterien Laktose zu Milchsäure. Im weiteren Verlauf setzen Propioninsäurebakterien die Milchsäure zu Essigsäure und Propionsäure um, die Komponenten des Käsearomas sind.<sup>[1]</sup>

Ein Teil der globalen Methanproduktion stammt aus dem Acetatstoffwechsel von Archaeen wie Methanosarcina thermophila<sup>[1]</sup> Im Fermentationsweg unterliegt Essigsäure einer Decarboxylierung zu Methan und Kohlendioxid.

Organische Säuren wie Ameisensäure und Essigsäure sind Bestandteile der globalen Troposphäre und tragen zum Anbau von Nebenprodukten bei. Essigsäure gelangt etwa bei Waldbränden in die Atmosphäre.<sup>[1]</sup> Ameisensäure und Essigsäure repräsentieren etwa ein Viertel der atmosphärischen Nichtmethan-Kohlenwasserstoffe. Neben Emissionen aus Biomasse tragen photochemische Reaktionen zur Bildung von Essigsäure in der Atmosphäre bei.<sup>[1]</sup>

Interstellares Vorkommen von Essigsäure wurde zuerst 1996 in der molekularen Wolke von Sagittarius B2 Nord, genannt der große Magell, angeführt. 390 Lichtjahre vom Milchstraßenzentrum und etwa 25.000 Lichtjahre von der Erde entfernt, entdeckt<sup>[1]</sup> In einer Laborbedingung wurde nachgewiesen, dass Kohlenstoffdioxid und Methan bereits bei 12 K unter dem Einfluss energiereicher Strahlung über einen Radikalmechanismus zu Essigsäure reagieren.

Dieser Mechanismus könnte die Bildung der interstellaren Vorkommen erklären.<sup>[1]</sup>

#### Salze der Essigsäure [Bearbeiten] [Quelltext bearbeiten]

Die natürlich vorkommenden, aber sehr seltenen Mineralien wie Triacetyl-Diethylcarbonat (H<sub>3</sub>C) oder Pivalat (C(CH<sub>3</sub>)<sub>3</sub>CO<sub>2</sub>H) sind Beispiele für Acetatvorkommen in der unbesiedelten Natur. Die Mineralien entstanden vermutlich durch die Reaktion von Eisen mit Essigsäure (flüchtigen Lösungsmittel). Ein weiterer Vertreter der Acetamineralien ist das Calcit (Ca(CH<sub>3</sub>COO)<sub>2</sub> · 5 H<sub>2</sub>O). Dieses entsteht durch die Reaktion von calciumhaltigen Mineralien mit Essigsäure, die aus glaucoischen Material wie Holz freigesetzt wurde.

## Herstellung

### Herstellung [Bearbeiten] [Quelltext bearbeiten]

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

#### Herstellung

## 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.<sup>[67]</sup> 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.<sup>[68]</sup> Der Geruch von Wein nach Essig, der sogenannte Essigstich, gilt als **Weinfehler**.<sup>[69]</sup>

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**.<sup>[70]</sup> Haushaltessig besteht aus biogenem Essig und enthält 5 % Essigsäure.

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

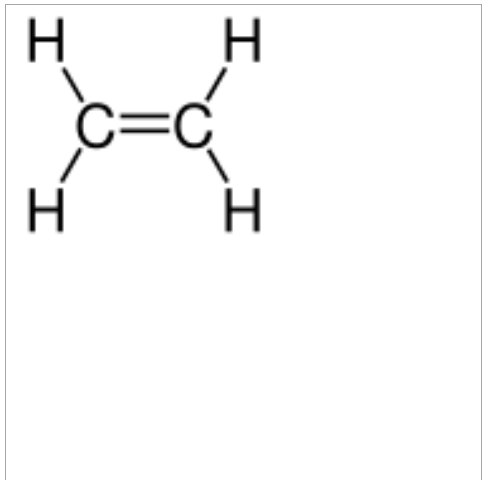
Name Ethen

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

Summenformel C2H4 CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 74-85-1 -169,18

Äthylen



Kurzbeschreibung

hochentzündliches, farbloses Gas mit schwach süßlichem Geruch

Löslichkeit

sehr schlecht in Wasser (130 mg·l<sup>-1</sup>)

Siedepunkt in °C

-104

Dampfdruck in hPa

4,1

Dd-Temperatur in °C

20 Reaktionen

**Chemische Eigenschaften** Bearbeiten | Quelltext bearbeiten

**Reaktionen unter Bildung einer Kohlenstoff-Kohlenstoff-Doppelbindung** (Quelle: [1])

Die meisten Ethene, wie Propen, werden Ethene zu Ethylen-Propen-Copolymeren, oder Ethen mit Ethen zu Ethylen-Polyethylen, mit weiteren organischen Verbindungen zu Copolymeren.

Unter Hochdruckbedingungen wird Ethene zu Ethylenpolymeren, wobei Ethene in Ethylen überführt werden. Diese Reaktionen werden unter Hochdruck durchgeführt.

Die Polymerisation von Ethen zu Hochdruckpolyethylen (HDPE) ist ein wichtiger Weg zur Darstellung von Polymeren.

Die Polymerisation von Ethylen zu Ethylen-Polyethylen (PE) ist ein wichtiger Weg zur Darstellung von Polymeren.

**Reaktionen unter Bildung einer Sauerstoff-Kohlenstoff-Doppelbindung** (Quelle: [2])

Bei der Sauerstoff-Oxidation von Ethylen wird Ethylen zu Ethylenoxid (C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O) oxidiert, welches ein wichtiger Vorläufer für die Herstellung von Ethylen-Dioxyd (C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>O<sub>2</sub>) ist.

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

10000 ml·m<sup>-3</sup> bzw. 11500

mg·m<sup>-3</sup>

Geschichte

**Geschichte** Bearbeiten | Quelltext bearbeiten



Johann Joachim Becher

Im alten Ägypten wurde Ethen unbewusst zum Reifen von **Maibier-Früchten** genutzt. Dazu wurden die unreifen Früchte angetrocknet. Diese produzierten daraufhin Ethen und beschleunigten den Reifeprozess. Die erste Erhebung von Ethen als Gas findet sich im Jahr 1669 in dem Werk *Actum Laboratorii Chymici Marstonensis* aus Physica subterranea des deutschen Alchemisten **Johann Joachim Becher**. Becher erhielt das Gas durch Erhitzen von **Ethanol** mit **Schwefelsäure**.

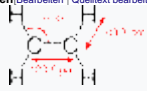
Bereits 1777 soll der niederländische Mediziner **Jan Ingenhousz** über die in Amsterdam erfolgte Synthese von Ethen durch **Hendrick Aaire** (Ethe) und dessen Mitarbeiter John Cullbertson erfahren haben. Im Jahr 1795 wurde von den vier niederländischen Chemikern **Johan Rudolph Deiman**, **Adriaan Paets van Trooswijk**, **Antonie Lauerburg** und **Wolfgang Bondt** die Synthese von **1,2-Dichlorethan** aus Ethen und **Chlor** entdeckt. Da das Produkt als Öl der niederländischen Chemiker bezeichnet wurde, wurde Ethen im Französischen ganz allgemein (abbläsendes Gas) im Englischen olefiant gas, genannt. 1807 versuchte **John Dalton** eine Strukturformel aufzustellen. In der zweiten Hälfte des 19. Jahrhunderts gelang die synthetische Darstellung olefiantischer Säuren wie zum Beispiel der **Brenztraubensäure** aus Ethen.

Technisch wurde Ethen zunächst durch **Dehydrochlorierung** von **Ethanol** oder durch **biogenes** aus **Kokereis** gewonnen. Eine erste großtechnische Herstellung von Ethen aus Ethanol erfolgte 1913 in den Elektrochemischen Werken in **Bitterfeld**. Das so gewonnene Ethen wurde

Eigenschaften

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

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



Bindungsverhältnisse im Ethen



Molekülorbital der  $\pi$ -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  $117^\circ$  und weichen damit nur leicht vom theoretisch idealen Wert der trigonal planaren Form mit  $120^\circ$  ab. Die C-C-Doppelbindung ist mit einer Bindungslänge von  $134\text{ pm}$  deutlich kürzer als die C-C-Einfachbindung in Ethen ( $154\text{ pm}$ ). Die beiden Bindungen zwischen den Kohlenstoffatomen in Ethen sind jedoch nicht gleich stark: Die Bindungsenergie der  $\pi$ -Bindung beträgt circa  $450\text{ kJ/mol}$ , die der  $\sigma$ -Bindung circa  $270\text{ kJ/mol}$  (siehe auch  $\sigma$ - $\pi$ -Modell). Entsprechend lässt sich die  $\pi$ -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  $130\text{ mg/l}$  Ethen löslich, in organischen (ungelösten) Lösungsmitteln ist Ethen jedoch gut löslich. Ethen hat einen leicht süßlichen, unangenehmen Geruch. Die Geruchschwelle liegt bei  $260\text{ ml/m}^3$ . Der Heizwert von Ethen beträgt  $59,955\text{ MJ/m}^3$  oder  $50,9\text{ MJ/kg}$ .

Weitere Eigenschaften:

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

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

Der Flammpunkt liegt bei  $-136^\circ\text{C}$ , der Zündpunkt bei  $425^\circ\text{C}$ .

## 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  $370\text{ km}$  langen [Ethylen-Pipeline Süd](#) von [Münchsmünster](#) nach [Ludwigshafen am Rhein](#) im Juli 2013 wurde das nordwest-deutsche Netz mit den bayerischen Chemiestandorten verbunden.<sup>[13]</sup>

Die nördlich und südlich der [Elbe](#) gelegenen Industriestandorte [Brunsbüttele](#) und [Stade](#) sollen mit einer  $54\text{ Kilometer}$  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 Dehydrierung 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](#).<sup>[12]</sup>

## Anwendungen



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 [Ethylenchlorid](#), einem Vorprodukt von [Vinylchlorid](#).

Die wichtigsten Folgeprodukte des Ethens sind [Polyethylen](#) (56 %), d. h. die Kunststoffsorten HDPE, LDPE und LLDPE, [Ethylenchlorid](#) 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.<sup>[18]</sup>

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







## 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.<sup>[2]</sup>

Produkt	Konkurrierender Rohstoff	Verfahren
<a href="#">Acrylnitril</a>	<a href="#">Propen</a>	<a href="#">Ammonoxidation</a>
<a href="#">Acetaldehyd</a>	<a href="#">Ethen</a>	<a href="#">Oxidation</a> mit O <sub>2</sub> oder Luft
<a href="#">Vinylchlorid</a>	Ethen	<a href="#">Oxychlorierung</a>
<a href="#">Vinylacetat</a>	Ethen	Oxidation mit O <sub>2</sub>
<a href="#">Tetrahydrofuran</a>	<a href="#">Maleinsäureanhydrid</a>	<a href="#">Hydrierung</a>

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-Butandiol](#), [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

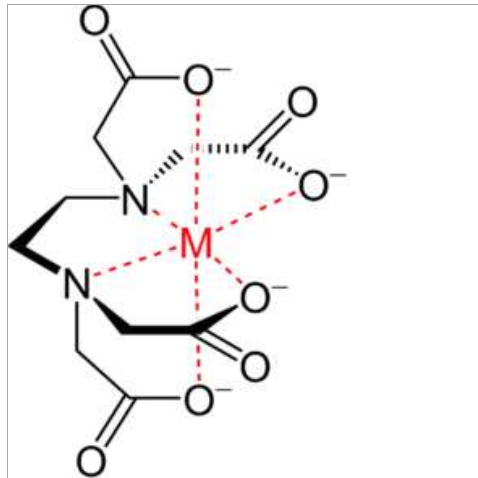
46 ID-organisch Molare Masse in g/mol 292,24

Summenformel C10H16N2O8 CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 00-00-4 245

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<sup>-1</sup> bei 20 °C)[3]  
leicht in Ethanol und Diethylether

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

4500 mg·kg<sup>-1</sup> (LD50, Ratte, oral)

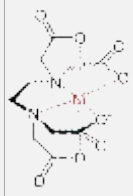
Geschichte

**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 [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<sup>[6]</sup>, der ein Verfahren hierzu auch patentieren ließ.

**Biologische Abbaubarkeit, Toxikologie und Allergien**[\[Bearbeiten\]](#) [\[Quelltext bearbeiten\]](#)  
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 [\[Quelltext\]](#), [\[Quelltext\]](#), [\[Quelltext\]](#) und [\[Quelltext\]](#) 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 gelang jedoch auch erfolgreich in [\[Quelltext\]](#) und [\[Quelltext\]](#) an den Boden zu über. Wenn sich EDTA darin zersetzt, werden Ionen an der Oberfläche wieder frei.  
Auch die [\[Quelltext\]](#) von EDTA für den Menschen ist sehr gering, wobei EDTA im Lebensmittelzusatzstoff zugelassen ist. In sehr hohen Konzentrationen kann vor allem freies EDTA durch Bindung lebenswichtiger Metalle zu Störungen führen. Da in der Umwelt gemessenen Konzentrationen von EDTA sind für den Menschen unbedenklich. Gleichwohl kann es zu [\[Quelltext\]](#) oder [\[Quelltext\]](#) Reaktionen kommen.[\[Quelltext\]](#)

Eigenschaften

Eigenschaften[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]



EDTA-Metallion-Chelatkomplex

Das Ethylendiamintetraessigsäure-[Anion](#) kann neben den beiden [freien Elektroemparen](#) 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 [Chelatkomplex](#), von lateinisch [Chela](#) bzw. griechisch [Chela](#), Krebsschere. EDTA bildet besonders stabile Komplexe mit  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$  und  $\text{Co}^{2+}$ . 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 [Tropfen](#) löst EDTA nicht löslich. Die [pK-Werte](#) sind je nach Quelle 0,26, 0,96, 2,60, 2,76 (für die [Deprotonierung](#) der vier Carboxylgruppen)<sup>[1]</sup> beziehungsweise 0, 1,5, 2, 2,66 (für die Deprotonierung der vier Carboxylgruppen) und 6,16, 10,24 (für die Deprotonierung der zwei [Aminogruppen](#)).<sup>[2]</sup>

Dichte	1,46 g cm <sup>-3</sup> (20 °C) <sup>[3]</sup>
Schmelzpunkt	245 °C (Zersetzung)

Bitte die Befehlung von der [Kernschutzverordnung](#) für Arzneimittel, Medizinprodukte, Kosmetika, Lebensmittel und Futtermittel beachten

GHS-  
Gefahrstoffkennzeichnung nur Verordnung (EG)  
Nr. 1272/2008 (CLP) zu ggf. erweitern



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,<sup>[14]</sup> kann es in praktisch allen Wasserproben in niedrigen Konzentrationen nachgewiesen werden.<sup>[15]</sup> 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<sup>III</sup>-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 [Diethyltriaminopentaessigsäure](#) (DTPA) oder [Propylendiamintetraessigsäure](#) (PDTA) durch Stoffe ersetzt werden, die möglichst leicht abbaubar sind und somit in Kläranlagen entfernt werden können.“ Mögliche Ersatzstoffe sind [Nitrilotriessigsäure](#) (NTA) und ihre Natriumsalze, [Citrate](#), [Gluconate](#), [β-Alanindiessigsäure](#)-Natriumsalz (ADA), [Methylglycindiessigsäure](#) (MGDA), u. a. m.<sup>[16]</sup> 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.<sup>[17]</sup>

## Herstellung

Durch die [Strecker-Synthese](#) von [Formaldehyd](#) und [Blausäure](#) mit [Ethylen diamin](#) über das Tetranitril und anschließender alkalischer Hydrolyse.<sup>[9]</sup>

### Ersatzstoffe[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

- [Nitrilotriessigsäure](#) (NTA)
- [Ethylen glycol-bis\(aminoethylether\)-N,N,N',N'-tetraessigsäure](#) (EGTA)
- [Ethylendiamindibernsteinsäure](#) (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-ethyldiamin-tetraacetat ( $\text{Na}_2\text{H}_2\text{EDTA}$ , Natriumedetat, INS 386)
- Tetranatrium-ethyldiamin-tetraacetat ( $\text{Na}_4\text{EDTA}$ )
- Calcium-dinatrium-ethyldiamin-tetraacetat ( $\text{CaNa}_2\text{EDTA}$ , [E 385](#))

Die wichtigsten Anwendungen von EDTA und deren Salzen sind

- **Detergenzien:** EDTA ist in vielen Wasch- und Reinigungsmitteln zur Bindung von  $\text{Ca}^{2+}$ - und  $\text{Mg}^{2+}$ -Ionen (Enthärtung) enthalten (es sollte aber nicht mit dem auch dort eingesetzten **TAED** verwechselt werden).
- Industrielle Reinigung: Komplexierung zweiwertiger Kationen wie  $\text{Ca}^{2+}$  und  $\text{Mg}^{2+}$  sowie einiger **Schwermetallionen**
- Photoindustrie:  $\text{Fe}^{3+}$ -EDTA ist ein wichtiger Bestandteil (Oxidationsmittel für das metallische Silber) in der Farbentwicklung.
- Papierindustrie: Zur Komplexierung von  $\text{Fe}^{3+}$ - und  $\text{Mn}^{2+}$ -Ionen, die bei der chlorfreien Bleiche das Wasserstoffperoxid zersetzen
- Agrochemikalien:  $\text{Fe}^{3+}$ -,  $\text{Cu}^{2+}$ - und  $\text{Zn}^{2+}$ -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

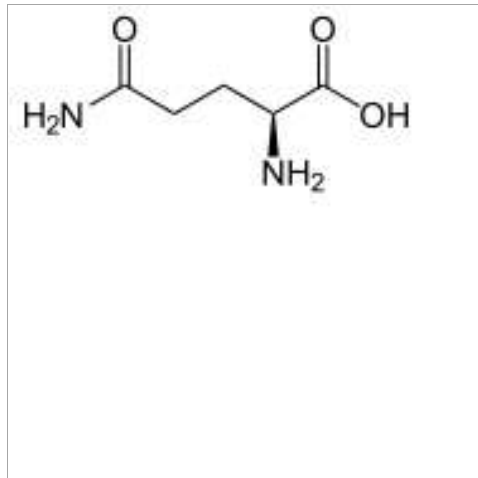
Name **Glutamin**

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

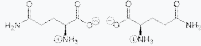
L-Glutamin wurde 1877 erstmals beschrieben. Gemeinsam mit einem seiner Doktoranden kam [Ernst Schulze](#) zu der Schlussfolgerung, dass in den Runkelrüben die [Glutaminsäure](#) als Amid vorliegt, welches sie Glutamin nannten (analog zu [Asparagin](#) und [Asparaginsäure](#)). Kurz darauf untersuchte 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.<sup>[6]</sup>

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 Mengenanteil von 20 % als Hauptbestandteil des Pools an freien Aminosäuren vor. Bei hype **katabolen** und **hyperkatabolen** Krankheitszuständen wie z. B. nach Operationen, schweren Verletzungen, Verbrennungen und Infektionen ist stets eine ausgeprägte Glutaminverarmung zu beobachten. Glutamin wird durch ein **Basen triplet** 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
- **Lipidlöslichkeit**: LogP = -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 5,65.<sup>[4]</sup>

**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. **Sozialbiologisch** aufgebaut dazu ist das D-Glutamin (Synonym: (R)-Glutamin), das in Proteinen nicht vorkommt. Racemisches α-Glutamin (Synonyme: (R,S)-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
<b>Strukturformel</b>		

## 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.<sup>[4]</sup>

Nahrungsmittel mit hohem Glutamingehalt sind

Lebensmittel	Glutamin [mg/100g] <sup>[5]</sup>
<a href="#">Weizen</a>	4080
<a href="#">Dinkelmehl</a>	5170
<a href="#">Linsen</a>	4490
<a href="#">Mungbohne</a>	4810
<a href="#">Sojabohnen</a>	6490
<a href="#">Erdnüsse</a>	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).<sup>[9]</sup> 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.<sup>[9]</sup> 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.<sup>[11]</sup>

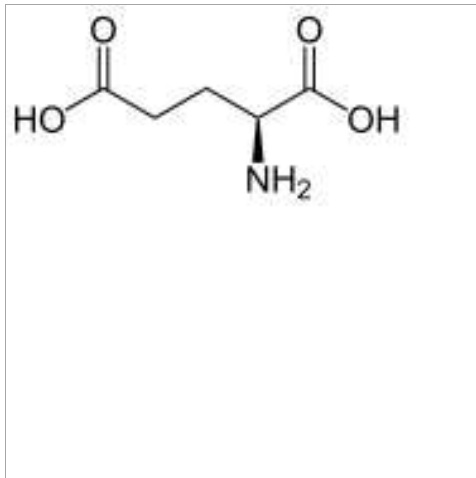
Name **Glutaminsäure**

29 ID-organisch Molare Masse in g/mol 147,13

Summenformel **C5H9NO4** CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 617-65-2 160

2-Aminopentandisäure  
 $\alpha$ -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<sup>-1</sup> bei 25 °C)[3]  
schlecht in Ethanol, unlöslich in Diethylether, Aceton und Essigsäure

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal  
12961 mg·kg<sup>-1</sup> (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.<sup>[9]</sup> An den ihm von Ritthausen übergebenen Kristallen konnte [Gustav Werther](#), zu der Zeit Professor für Chemie in Königsberg, die Zusammensetzung der Glutaminsäure richtig bestimmen.<sup>[10]</sup> 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.<sup>[11]</sup> Die Ergebnisse wurden 1890 durch [Ludwig Wolff](#) bestätigt.<sup>[12]</sup>

Eigenschaften

Zusammensetzung bei 25 °C	
pK <sub>1</sub>	2,194
pK <sub>2</sub>	4,296
pK <sub>3</sub>	9,694

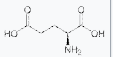
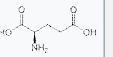
**Glutaminsäure** (auch **D-Aminoglutarsäure**, **2-Aminoglutarsäure**) ist eine **D-Aminosäure**, die in zwei Spiegelbildisomeren (**Enantiomere**) vorkommt, deren eine **proteinogene** Form der menschliche Organismus selber herstellen kann (nicht **essenzielle** Aminosäure). Im **Dreibuchstabencode** wird sie als **Glu** und im **Erzbuchstabencode** als **E** bezeichnet. Ihre **Salze** und **Ester** werden **Glutamate** genannt. In Biologie und Medizin wird die Glutaminsäure meist **Glutamat** genannt, da die Verbindung im Körper **glutamiert** 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 **Glutamate**) als **Geschmacksverstärker** eingesetzt, besonders in der asiatischen Küche und bei **Convenience-Produkten**.

Der **isoelektrische Punkt** der Glutaminsäure liegt bei pH 3,24.<sup>[14]</sup> Die **Dicarbonatäure** löst sich nur wenig in Wasser ( $\approx 11 \text{ g l}^{-1}$  bei 25 °C) und **Ethanol**.<sup>[2]</sup> Die Lösung reagiert stark sauer ( $\text{p}K_{\text{COOH}} 2,16$ ,  $\text{p}K_{\text{COO}^-} 4,32$ ).

### 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 (**Präfix**) 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	(S)-Glutaminsäure (+)-Glutaminsäure	(R)-Glutaminsäure (−)-Glutaminsäure
Strukturformel		
CAS-Nummer	66-86-0	6893-26-1
	617-65-2 (DL)	
EG-Nummer	200-293-7	230-000-8

## Vorkommen

### Vorkommen[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

L-Glutaminsäure kommt in den meisten Proteinen in unterschiedlichen Anteilen vor und ist in jedem eiweißhaltigen **Nahrungsmittel** vorhanden. Die folgenden Beispiele beziehen sich jeweils auf 100 g des Lebensmittel, zusätzlich ist der prozentuale Anteil von Glutaminsäure am Gesamtprotein angegeben.<sup>[2]</sup> Besonders reich an freiem L-Glutamat sind Käse und Fleischprodukte.

Lebensmittel	Protein	Glutaminsäure	Anteil
<b>Rindfleisch</b> , roh	21,26 g	3191 mg	15,0 %
<b>Hähnchenbrustfilet</b> , roh	23,09 g	3458 mg	15,0 %
<b>Lachs</b> , roh	20,42 g	2630 mg	13,9 %
<b>Hühnerrei</b>	12,58 g	1676 mg	13,3 %
<b>Kuhmilch</b> , 3,7 % Fett	3,28 g	667 mg	20,9 %
<b>Walnüsse</b>	15,23 g	2816 mg	18,5 %
<b>Weizen-Vollkornmehl</b>	13,21 g	4328 mg	32,8 %
<b>Mais-Vollkornmehl</b>	6,93 g	1300 mg	18,8 %
<b>Bais</b> , ungeschält	7,94 g	1618 mg	20,4 %
<b>Erbsen</b> , getrocknet	24,55 g	4196 mg	17,1 %
<b>Tomatensauce</b>	1,65 g	658 mg	39,9 %

## Herstellung

L-Glutaminsäure wird kommerziell ausschließlich nach der **Fermentationsmethode** (**Sojasauce**, **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.<sup>[14][15]</sup>

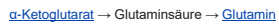
### Derivate[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]

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  $\alpha$ -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](#) freierdende 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  $\gamma$ -[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).

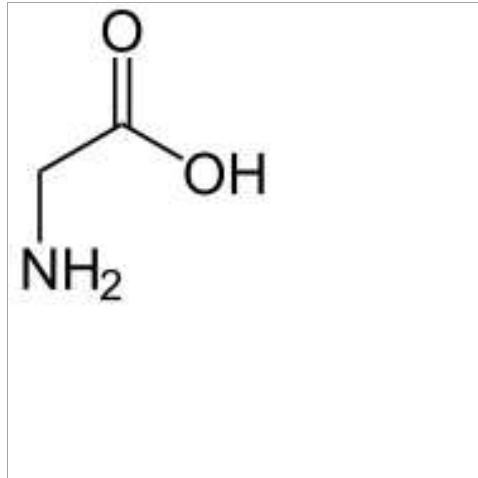
Name Glycin

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<sup>-1</sup> bei 25 °C[6]

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

7930 mg·kg<sup>-1</sup> (LD50, Ratte, oral)

Aggregatzustand	fest
Dichte	1,161 g·cm <sup>-3</sup> [6]
Schmelzwärme	Zersetzung 232-236 °C [6]
Wärmeleitfähigkeit	• 0,163 W·m <sup>-1</sup> ·K <sup>-1</sup> [6] • 0,163 W·m <sup>-1</sup> ·K <sup>-1</sup> [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“.<sup>[8]</sup> *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.<sup>[9]</sup>

## Eigenschaften

**Glycin**, abgekürzt **Gly** oder **G**, (auch **Glyzin** oder **Glykokoll**, von altgr. γλῦκός kóllo: 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](#) γλυκός *glykós*, deutsch ‚süß‘)

Glycin liegt überwiegend als „inneres Salz“ bzw. [Zwitterion](#) vor, dessen Bildung dadurch zu erklären ist, dass das [Proton](#) der sauren [Carboxylgruppe](#) 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<sup>[10]</sup>) 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.<sup>[1]</sup>

## Vorkommen

Die folgenden Beispiele geben einen Überblick über Glycinanteile und beziehen sich jeweils auf 100 g des Lebensmittel, zusätzlich ist der prozentuale Anteil von Glycin, bezogen auf das Gesamtprotein, angegeben.<sup>[4]</sup>

Lebensmittel	Gesamtprotein	Glycin	Anteil
<a href="#">Schweinefleisch</a> , roh	21 g	0,95 g	4,5 %
<a href="#">Hühnerbrustfilet</a> , roh	21 g	0,95 g	4,4 %
<a href="#">Lachs</a> , roh	20,5 g	0,95 g	4,7 %
<a href="#">Gelatinepulver</a> , ungesüßt	86 g	19 g	22,3 %
<a href="#">Hühnerz</a>	12,5 g	0,43 g	3,4 %
<a href="#">Kuhmilch</a> , 3,7 % Fett	3,3 g	0,07 g	2,1 %
<a href="#">Walnüsse</a>	15 g	0,82 g	5,4 %
<a href="#">Kürbiskerne</a>	30 g	1,85 g	6,1 %
<a href="#">Weizen-Vollkornmehl</a>	14 g	0,55 g	4,0 %
<a href="#">Mais-Vollkornmehl</a>	7,0 g	0,28 g	4,1 %
<a href="#">Bais</a> , ungeschält	8,0 g	0,39 g	4,9 %
<a href="#">Sojabohnen</a> , getrocknet	36,5 g	1,9 g	5,2 %
<a href="#">Erbsen</a> , getrocknet	24,5 g	1,1 g	4,4 %

## Herstellung

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

Das bei der Reaktion von [Formaldehyd](#), [Cyanwasserstoff](#) und [Ammoniak](#) ([Strecker-Synthese](#)) entstehende Aminoethitri (genauer: α-Aminoacetotri) liefert bei der [Hydrolyse](#) Glycin:

Diese Reaktion spielte als Teilreaktion eine besondere Rolle in der Hypothese, dass organische Moleküle als „Bausteine“ für die ersten [primitiven 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](#) (H<sub>2</sub>O), [Methan](#) (CH<sub>4</sub>), [Ammoniak](#) (NH<sub>3</sub>), [Wasserstoff](#) (H<sub>2</sub>) und [Kohlenstoffmonoxid](#) (CO) sowie [Helium](#) (He) und anderen Edelgasen angenommen (vgl. → [Miller-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 N<sup>5</sup>-N<sup>10</sup>-Methylen-Tetrahydrofolsäure (TH4), die unter anderem für die Synthese von **Thymin**-Nucleotiden (**DNA**-Bestandteil) benötigt wird.

Umgekehrt kann Glycin unter Aufnahme von CH<sub>3</sub> 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 + Guanodringruppe** (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.

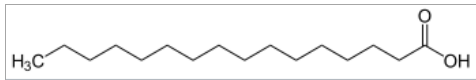
Name Hexadecansäure (IUPAC)

66 ID-organisch Molare Masse in g/mol 256,43

Summenformel  $C_{16}H_{32}O_2$  CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 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<sup>-1</sup>)[4]  
schlecht in kaltem Ethanol oder Petrolether[2]  
gut in heißem Ethanol, Diethylether, Propanol und Chloroform

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

>10000 mg·kg<sup>-1</sup> (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.-%.<sup>1</sup>

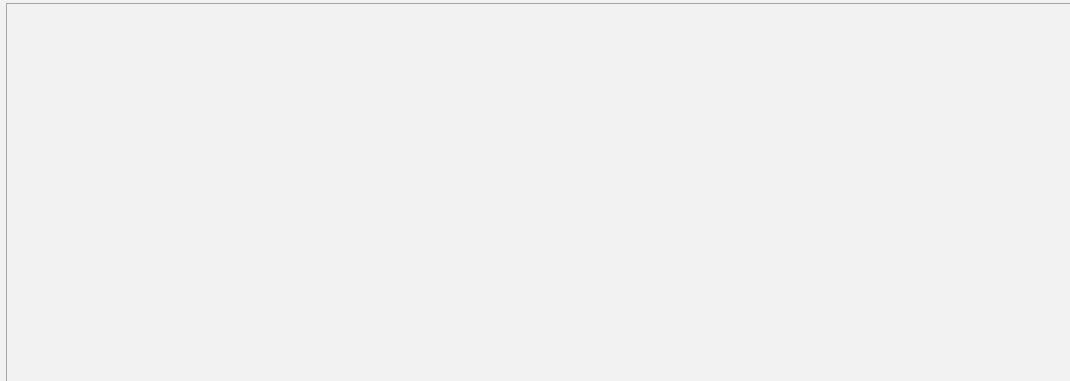
## Vorkommen

Der [Palmitinsäurerest](#) ist der in vielen [pflanzlichen](#) und [tierischen Fetten und fetten Ölen](#) als [Glycerinester](#) am häufigsten vorkommende [gesättigte Fettsäurerest](#):

Produkt	Gehalt an <a href="#">Palmitinsäure</a> <sup>21</sup>
<a href="#">Stillingiaöl</a>	60–70 %
<a href="#">Palmöl</a>	41–46 %
<a href="#">Butterfett</a>	24–32 %
<a href="#">Schweineschmalz</a>	24–30 %
<a href="#">Kakaobutter</a>	23–30 %
<a href="#">Rindertalg</a>	23–29 %
<a href="#">Baumwollsaatöl</a>	21–27 %
<a href="#">Avocadoöl</a>	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](#).<sup>22</sup>

## 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 Histidin

31 ID-organisch Molare Masse in g/mol 155,16

Summenformel C6H9N3O2 CAS-Numm 4998-57-6 Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel

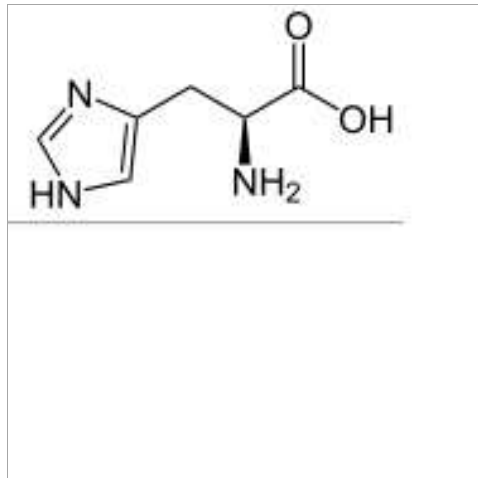
287

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<sup>-1</sup> (LD50, Ratte, oral)

[Abbau](#) [Reaktionen](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Umwandlung von L-Histidin zu Histamin durch die [Histidin-Decarboxylase](#)

Für den Abbau inaktive Strukturformeln siehe Abschnitt Weblinks

L-Histidin kann zum [L-Histidin](#) umgewandelt werden.

Das [Histamin](#) (durch das Enzym [Histidin-Decarboxylase](#)) führt zu [Histamin](#) der weitere Abbau führt zu [Histaminol](#) durch [Histaminolase](#) zu [Imidazol-4-on-5-carboxylsäure](#) ([Histaminolase](#)), welches dessen Umwandlung zu [Formylhistaminol](#) (FHU), aus dem unter Einwirkung des Enzyms [Formylhistaminolase](#) ([Formylhistaminolase](#)) dann [Histamin](#) entsteht, eine andere Histaminform.

Abbauprodukt	Wert
<a href="#">Histaminol</a>	287 °C (Siedepunkt)
<a href="#">Histamin</a>	<ul style="list-style-type: none"><li>pK<sub>a</sub> (NH<sub>3</sub><sup>+</sup>) = 9,17</li><li>pK<sub>a</sub> (COO<sup>-</sup>) = 6,04</li><li>pK<sub>a</sub> (NH) = 7,0</li></ul>

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.<sup>[4]</sup>

Eigenschaften

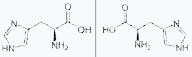
Histidin zählt gemeinsam mit den **Aminosäuren Arginin und Lysin** zu den **basischen** Aminosäuren, die man wegen ihrer sechs C-Atome auch als **Hexocbasen** bezeichnet. Basische Aminosäuren besitzen zusätzlich zur obligatorischen  $\alpha$ -Aminogruppe eine weitere basische Gruppe. Im Histidin ist der Ring des heterocyclischen **Imidazol** 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**.<sup>[1]</sup>

**Isomere**<sup>[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]</sup>

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**  $\alpha$ -Histidin (Synonym: (RS)-Histidin) und **enantiomerenreines**  $\alpha$ -Histidin (Synonym: (R)-Histidin) sind synthetisch zugänglich und besitzen nur geringe praktische Bedeutung.

Die **Racemisierung** von L-Aminosäuren kann zur **Aminosäuredeklaration** – einer Altersbestimmung für fossiles Knochenmaterial – herangezogen werden.<sup>[2]</sup>

Isomere von Histidin	
Name	L-Histidin <span style="float:right">D-Histidin</span>
Andere Namen	(S)-Histidin <span style="float:right">(R)-Histidin</span>
Strukturformel	
CAS-Nummer	71-00-1 <span style="float:right">351-50-8</span> 4998-57-6 (Racemat)
EC-Nummer	200-745-3 <span style="float:right">206-513-8</span> 225-660-9 (Racemat)
ECHA-Informator	100.000.678 <span style="float:right">100.006.922</span> 100.023.306 (Racemat)

## Vorkommen

**Vorkommen**<sup>[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]</sup>

Histidin kommt in jungem Pflanzengewebe (z. B. in:; Gewebe) vor, daher leitet sich auch der Name ab. L-Histidin erfüllt eine wichtige Aufgabe als **Coenzym** im **Hämoglobin** (siehe auch **Erythropoese**).

Histidin ist in proteinreichen Nahrungsmitteln enthalten. Die folgenden Beispiele geben einen Überblick über Histidinquantitäten und beziehen sich jeweils auf 100 g des Lebensmittel, zusätzlich ist der prozentuale Anteil von Histidin am Gesamtprotein angegeben.

Lebensmittel	Protein	Histidin	Anteil
Rindfleisch, roh	21,26 g	678 mg	3,2 <span> </span> %
Hähnchenbrustfilet, roh	21,23 g	791 mg	3,7 <span> </span> %
Lachs, roh	20,42 g	549 mg	2,7 <span> </span> %
Hühnerrei	12,67 g	309 mg	2,4 <span> </span> %
Kuhmilch, 3,7 <span> </span> % Fett	3,28 g	89 mg	2,7 <span> </span> %
Wahlgäse	15,23 g	391 mg	2,6 <span> </span> %
Weizenkeime, getrocknet	23,15 g	643 mg	2,8 <span> </span> %
Weizen-Vollkornmehl	13,70 g	317 mg	2,3 <span> </span> %
Mais-Vollkornmehl	6,93 g	211 mg	3,0 <span> </span> %
Reis, ungeschält	7,94 g	202 mg	2,5 <span> </span> %
Sojabohnen, getrocknet	36,49 g	1067 mg	3,0 <span> </span> %
Erbsen, getrocknet	24,55 g	597 mg	2,4 <span> </span> %

Alle diese Nahrungsmittel enthalten praktisch ausschließlich chemisch gebundenes Histidin als Proteinbestandteil, jedoch kein freies L-Histidin.

Es ist auch Bestandteil mancher Medikamente und Vitamipräparate.

## Herstellung

## Synthese<sup>[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten]</sup>

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.

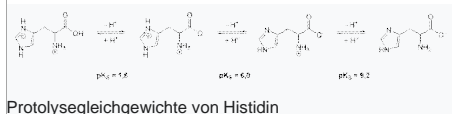
L-Histidin ist ein **Vorläufer** in der Biosynthese von **Histamin** und **Carnosin**.

## 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).



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

Bestandteil von Infusionslösungen zur [parenteralen](#) Ernährung, [peroral](#) bei Gelenkrheumatismus und gegen [renale Anämie](#).<sup>[10]</sup>

Name Huperzin A

93

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

242,32

Summenformel

C<sub>15</sub>H<sub>18</sub>N<sub>2</sub>O

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

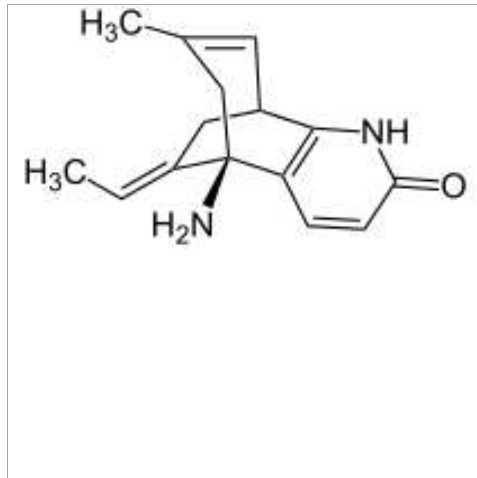
Trivialname

Strukturformel

102518-79-

230

9-Amino-13-ethyliden-11-methyl-4-azatricyclo[7.3.1.0<sup>3,8</sup>]tride-2(8),6,11-trien-5-on



Kurzbeschreibung

Wirkstoffklasse

Antidementiva

Wirkmechanismus

reversibler

Löslichkeit

Siedepunkt in °C

0

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

1,8 mg·kg<sup>-1</sup> (LD50, Maus, i.p., (-)-HupA)

Geschichte

Eigenschaften

**Toxikologie** [Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

Huperzin A ist ein starker Wirkstoff, der im Mikrogrammbereich (50-100 µg) auf seine pharmakologische Wirkung entfaltet und bereits bei vernünftigen Dosen (1 mg/kg Körpergewicht) bei größeren Mengen sehr giftig, sowohl beim Einatmen und Verschlucken, als auch bei Berührung mit der Haut.

HUP-Gründungsunternehmen	
<b>Gefahr</b>	
HUP-Gründungsunternehmen	
<b>H- und P-Sätze</b>	
<b>Funktionale Daten</b>	<ul style="list-style-type: none"><li>1,8 mg/kg (LD<sub>50</sub>, Maus, i.p., (-)-HupA)</li><li>2,5 mg/kg (LD<sub>50</sub>, Ratte, i.p., (-)-HupA)</li></ul>

**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*)<sup>[1]</sup> vorkommt.

## Herstellung

## Anwendungen

## Wirkungsmechanismus (Pharmakodynamik)

Huperzin A hemmt reversibel die [Acetylcholinesterase](#), wodurch ein bestimmter Acetylcholinspiegel 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 Wollweberei wurde es früher zum gelb färben eingesetzt.



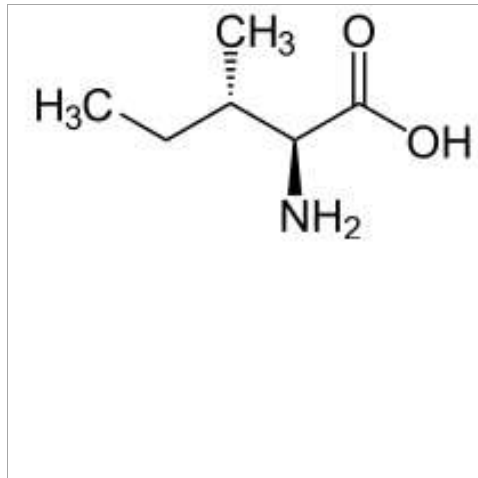
Name Isoleucin

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<sup>-1</sup> bei 20 °C, L-Isoleucin)[1]

<a href="#">PubChem</a>	<ul style="list-style-type: none"><li>pK<sub>s,carbox</sub> = 2,32 [25 °C, L-Isoleucin]<sup>[2]</sup></li><li>pK<sub>s,amino</sub> = 9,76 [25 °C, L-Isoleucin]<sup>[2]</sup></li></ul>
-------------------------	----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

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“.<sup>[3]</sup> Tatsächlich konnte der deutsche Chemiker [Felix Ehrlich](#) 1903 aus der [Melasse](#) von [Rübenzucker](#) eine zu Leucin [isomere](#) Verbindung isolieren, als Isoleucin.<sup>[4]</sup> Die Konstitution erkannte Felix Ehrlich 1907 durch weitergehende Untersuchung.<sup>[5]</sup>

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](#) (–NH<sub>2</sub>) protoniert.

- [Seitenkette](#): *lipophil*
- [Isoelektrischer Punkt](#): 5,94<sup>[2]</sup>
- [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](#).<sup>[3]</sup>

Die Einschätzungen des Tagesbedarfs für gesunde Erwachsene reichen, je nach verwendeter Methode, von 7,5 bis 28 mg Isoleucin pro Kilogramm Körpergewicht.<sup>[2]</sup> 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.<sup>[2]</sup>

## 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.<sup>[2]</sup>

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.<sup>[11][12]</sup> 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.<sup>[13]</sup>

## 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. [\[11\]](#)

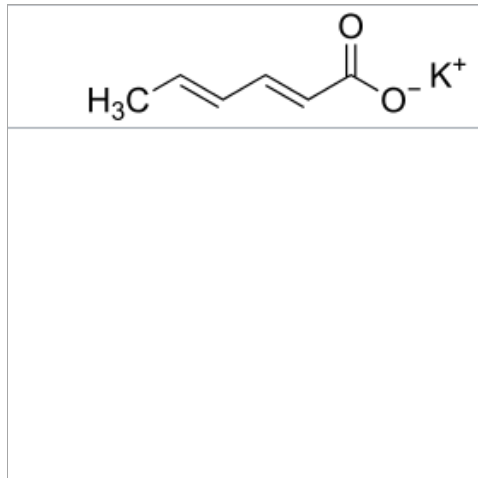
Name Kaliumsorbat

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

Summenformel C<sub>6</sub>H<sub>7</sub>KO<sub>2</sub> CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 24634-61- 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<sup>-1</sup> 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

0

Kurzbeschreibung

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

Löslichkeit

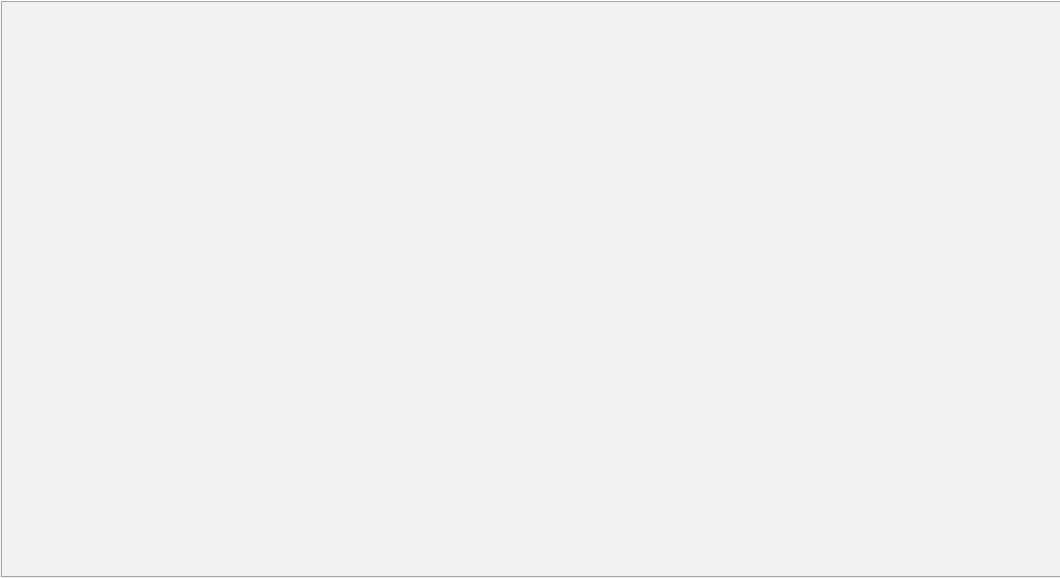
0 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

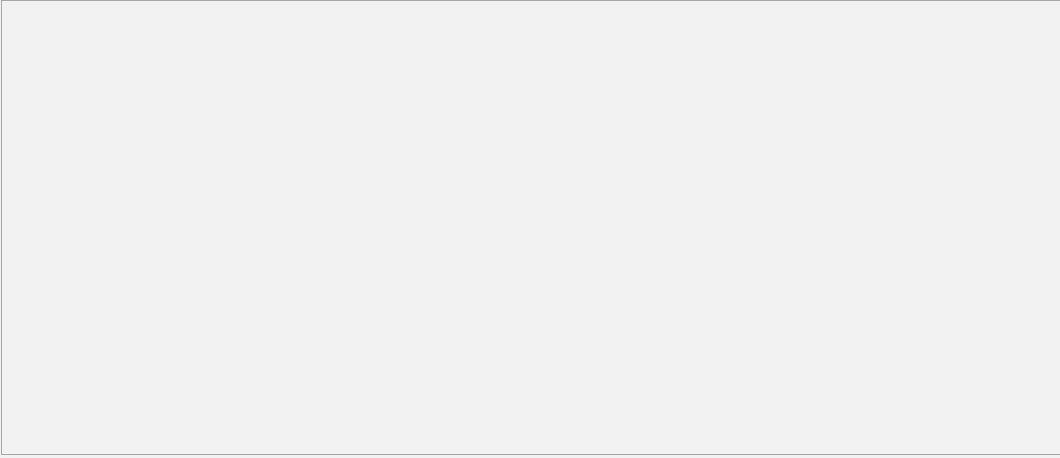
Dosis Lethal

Geschichte

Eigenschaften



Vorkommen

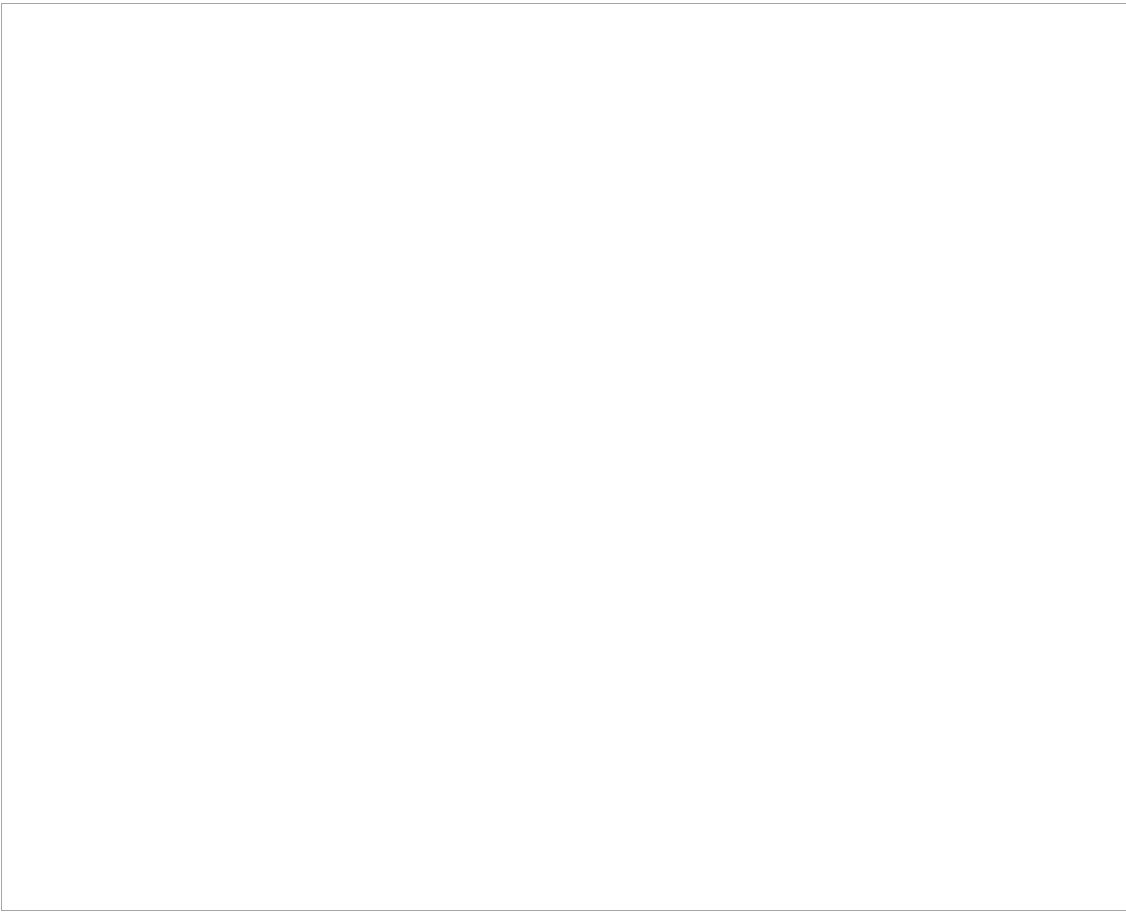


Herstellung



Anwendungen





Name Leucin

33

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

131,18

Summenformel

$C_6H_{13}NO_2$

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

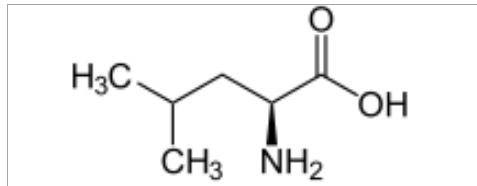
Trivialname

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<sup>-1</sup> bei 20 °C)[3]  
unlöslich in Ethanol und Diethylether[3]

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

Geschichte

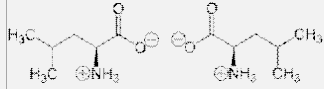
1819 konnte der französische Pharmazeut und Chemiker [Joseph Louis Proust](#) zwei Substanzen aus Weizenmehl isolieren, die er als „acide caséique“ und „oxide caséoux“ bezeichnete.<sup>[7]</sup> Ein Jahr darauf isolierte [Henri Braconnot](#) eine scheinbar neue Substanz durch saure Hydrolyse aus Muskelfaser und Wolle und nannte diese aufgrund der weißen Färbung der Kristalle Leucin.<sup>[8]</sup> [Eduard Mulder](#) erkannte 1839 die Identität der beiden Stoffe und diskutierte die mögliche Zusammensetzung.<sup>[9]</sup> 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

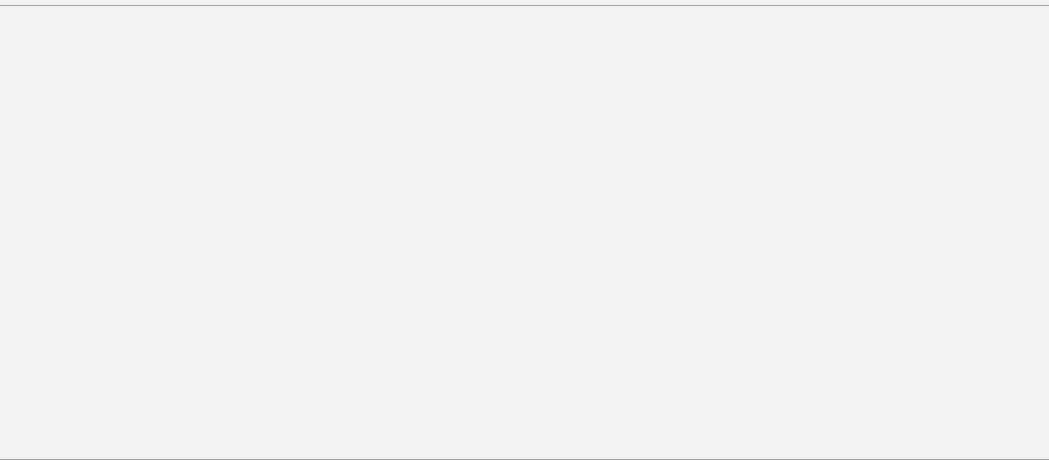
Leucin liegt überwiegend als „in neres Salz“ bzw. [Zwitterion](#) vor, dessen Bildung dadurch zu erklären ist, dass das [Proton](#) der [Carboxygruppe](#) an das einsame Elektronenpaar des Stickstoffatoms der [Aminogruppe](#) wandert.



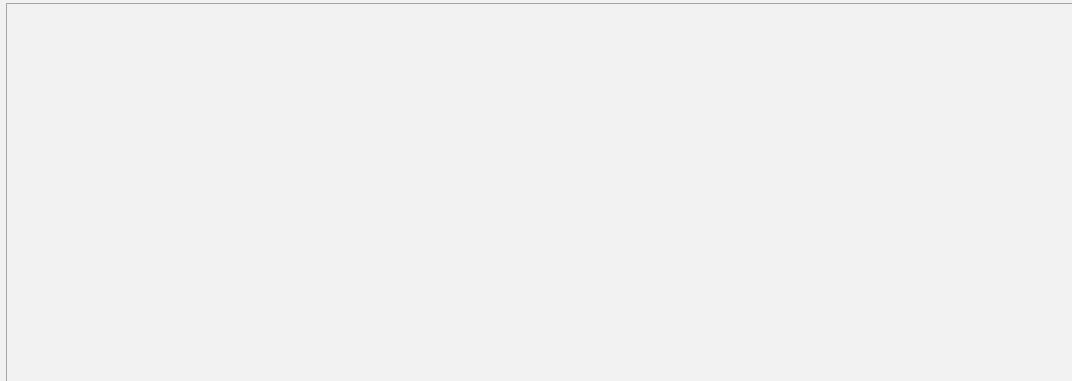
Zwitterionen von L-Leucin (links) bzw. D-Leucin (rechts)

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.<sup>[12]</sup> [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.<sup>[14]</sup> 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.



**Limonen** [lɪmoˈneːn] 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	<ul style="list-style-type: none"><li>1,4720 [D-(+)-Limonen]<sup>[4]</sup></li><li>1,4717 [L-(-)-Limonen]<sup>[4]</sup></li></ul>
----------------	-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

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

Der **spezifische Drehwinkel** beträgt  $[\alpha]^{20}_D$  +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 Polylimonencarbonat, 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.<sup>[30][31]</sup> Der **Explosionsbereich** liegt zwischen 0,7 Vol.-% (39 g/m<sup>3</sup>) als **untere Explosionsgrenze** (UEG) und 6,1 Vol.-% (345 g/m<sup>3</sup>) als **obere Explosionsgrenze** (OEG).<sup>[30][31]</sup> Die **Grenzsplätweite** wurde mit 1,14 mm bestimmt.<sup>[30][31]</sup> Es resultiert damit eine Zuordnung in die **Explosionsgruppe** IIA.<sup>[30][31]</sup> Die **Zündtemperatur** beträgt 255 °C.<sup>[30][31]</sup> Der Stoff fällt somit in die **Temperaturklasse** T3.

## Vorkommen

Limonen ist das in Pflanzen am häufigsten vorkommende Monoterpen. (R)-(+)-Limonen ist vor allem in **Pomeranzenschalenöl**, in **Kümmelöl**, in **Dill**,<sup>[4]</sup> in Grünem Kardamom,<sup>[4]</sup> in Sellerie,<sup>[4]</sup> in **Korianderöl**, in **Krauseminzöl**,<sup>[13]</sup> in **Lorbeer**,<sup>[4]</sup> in **Muskatnuss**,<sup>[4]</sup> in **Petersilie**,<sup>[4]</sup> in **Tebaumöl**,<sup>[4]</sup> in **Zitronenöl** (ca. 65 %<sup>[4]</sup>) und in **Orangenöl** (meist >90 %<sup>[4]</sup>) enthalten. Es weist einen orangenartigen Geruch auf. Dagegen ist (S)-(-)-Limonen in **Mintzöl**<sup>[4]</sup> (wie **Pfefferminze**, **Acker-Minze**,<sup>[12]</sup> **Speer-Minze**,<sup>[12]</sup> **Polei-Minze**,<sup>[4]</sup> und **Wassermintze**,<sup>[4]</sup>) sowie **Baldrian** (*Valeriana officinalis*),<sup>[12]</sup> **Edellannen**, und **Koniferenöl**<sup>[12]</sup> enthalten und riecht nach **Terpentin**. Das racemische Limonen kommt unter anderem im **Kienöl**, im sibirischen **Bayöl**,<sup>[12]</sup> **Fichtenrindenöl**, **Naradöl**, **Muskatnussöl**<sup>[16]</sup> und **Campheröl**, im **Basilikum**,<sup>[12]</sup> **Wacholder**<sup>[16]</sup> und in **Walddieferrn**<sup>[16]</sup> 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.<sup>[19]</sup> (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.<sup>[21]</sup> 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](#).<sup>[22]</sup> 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.<sup>[23]</sup>

Das D-(+)-Limonen wird als pflanzliches [Insektizid](#) verwendet.

Auch dient es als Ausgangsstoff für die Synthese von synthetischem THC ([Dronabinol](#)).<sup>[24]</sup> In neueren Prozessen dient Limonen auch als Ausgangsprodukt für [Biokunststoffe](#).<sup>[25][26]</sup>

Name Linolsäure

74

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

280,45

Summenformel

$C_{18}H_{32}O_2$

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

60-33-3

Trivialname

Strukturformel

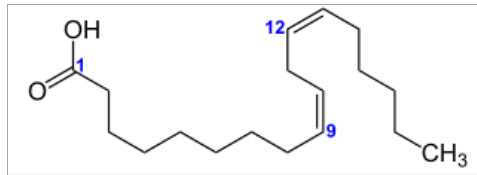
-7

(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.<sup>[15]</sup> Die [molare Masse](#) beträgt  $280,45 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  und die Dichte  $0,9 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ .<sup>[2]</sup> Sie hat einen Schmelzpunkt von  $-7 \text{ °C}$  und einen Siedepunkt von  $230 \text{ °C}$ .<sup>[3]</sup> 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).<sup>1</sup>

## Vorkommen

Linolsäure kommt als [Ester](#) chemisch gebunden in vielen [Triglyceriden](#) vor, die Hauptanteile der natürlichen [fetten Öle](#) sind.<sup>[2]</sup> [Traubenkernöl](#) mit 58–78 % und [Distelöl](#) (*Safloröl*) mit 55–81 %<sup>[10]</sup> haben den höchsten Linolsäuregehalt aller Pflanzenöle. Auch in [Hanföl](#) (etwa 50 %),<sup>[11]</sup> [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.<sup>[7]</sup>

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.<sup>[12]</sup>

## 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,<sup>[16]</sup>
- chronischer Lichtschädigung der Haut entgegenzuwirken,<sup>[16]</sup>
- im Rahmen der lichtgeschädigten Altershaut auftretende Flecken zurückzubilden.<sup>[16]</sup>

Allerdings ist die Wirkung aufgrund der Molekülgröße nur bei bereits geschädigter Haut nachgewiesen.<sup>[16]</sup>

Linolsäure wird ohne vorgegebene Höchstkonzentration in [Kosmetika](#) eingesetzt.

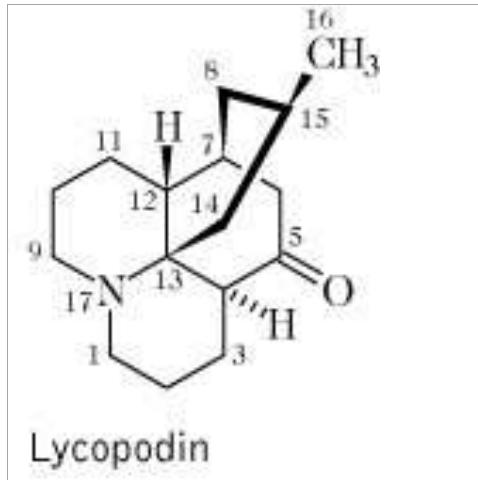
Name Lycopodin

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

Empty box for history or description.

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, Lycoclavatol 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

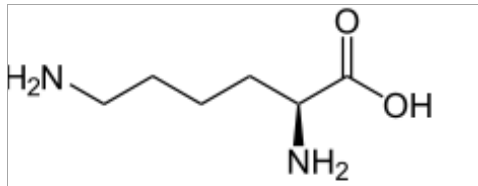
Name Lysin

34 ID-organisch Molare Masse in g/mol 146,19

Summenformel  $C_6H_{14}N_2O_2$  CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 70-54-2 (DL- 224

2,6-Diaminohexansäure, Lys, K



Kurzbeschreibung

farblose Nadeln oder hexagonale Plättchen

Siedepunkt in °C

225

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

- $\Delta H_{f, \text{Lys}} = +2,20 \text{ kJ/mol}$
- $\Delta H_{f, \text{Lys}} = +8,90 \text{ kJ/mol}$
- $\Delta H_{f, \text{Lys}} = +10,28 \text{ kJ/mol}$

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.<sup>[5]</sup> Nach der Behandlung mit [Phosphorwolframsäure](#) gelang es Drechsel 1889 die Platinsalze von Lysin zu isolieren.<sup>[6]</sup> Die richtige Zusammensetzung dieser Aminosäure wurde 1891 durch seinen Schüler Max Siegfried veröffentlicht<sup>[7]</sup> 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:<sup>[9]</sup>

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<sup>[10]</sup>) der Fall, bei dem das Lysin auch seine geringste Löslichkeit in Wasser besitzt.

Weitere physikochemische Daten für Lysin sind:<sup>[11]</sup>

- [isoelektrischer Punkt](#): 9,74
- [Van-der-Waals-Volumen](#): 135 Å<sup>3</sup>
- [Hydrophobizitätsgrad](#): -3,9

## Vorkommen

Lysin ist eine für den Menschen und andere Säugetiere, wie beispielsweise Schweine,[essentielle](#) [Aminosäure](#) und muss mit der [Nahrung](#) zugeführt werden. Die folgenden Beispiele für den Gehalt an Lysin beziehen sich jeweils auf 100g des [Lebensmittels](#), zusätzlich ist der prozentuale Anteil am Gesamtprotein angegeben.<sup>[12]</sup>



L-Lysin wurde 1889 zuerst aus Kasein – einem Milchprotein – isoliert.<sup>[13]</sup>

Lebensmittel	Gesamtprotein	Lysin	Anteil
Rindfleisch, roh	21,26 g	1797 mg	8,5 %
Hähnchenbrustfilet, roh	23,09 g	1962 mg	8,5 %
Kartoffeln	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	12,56 g	914 mg	7,3 %
Kuhmilch, 3,7 % Fett	3,28 g	260 mg	7,9 %
Waldohse	15,23 g	424 mg	2,8 %
Weizen-Vollkornmehl	13,70 g	378 mg	2,8 %
Maiz-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.<sup>[12][18]</sup>

[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](#).<sup>[19]</sup>

Lysin wird auch zur Wirkbeschleunigung bei schmerzhemmenden Mitteln verwendet, insbesondere in Verbindung mit [Ibuprofen](#).





**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** tagessynchron 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.<sup>[5][6]</sup> 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.<sup>[7]</sup>

## 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**), **Senfsamen**, getrocknete **Tomaten** und **Paoprika** 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.<sup>[8]</sup>

#### Melatonin Gehalt in Lebensmitteln<sup>[8]</sup> 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.<sup>[9]</sup> Im Vergleich zu einigen pflanzlichen Lebensmitteln ist der Melatingehalt dennoch extrem niedrig.<sup>[9]</sup> Der schlaffördernde Nutzen von aus solcher Milch gewonnenem Molkepulver (sogenannte „Nachtmilchkristalle“) ist wissenschaftlich **unplausibel**<sup>[7]</sup> 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** N-acetyliert, die **Katalase** wird das Enzym **Serotonin-N-Acetyltransferase (AA-NAT)**. Dann wird das Produkt **N-Acetylserotonin** mit **S-N-Methyltransferase** mittels der **Acetylserotonin-O-Methyltransferase** methyliert. Der erste Schritt ist geschwindigkeitsbestimmend, 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 (50–70 %) oder glucuronidierten (20–30 %) Derivaten über den Urin ausgeschieden.

**Mitochondrien** [Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)  
Melatonin wird aus dem Zytoplasma durch PEPT1/2-Dipeptid- und GluSGLCA-Transporter ins Innere von Mitochondrien transportiert.<sup>[1]</sup> 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).<sup>[1][4]</sup>

## 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.<sup>[1]</sup>

## 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

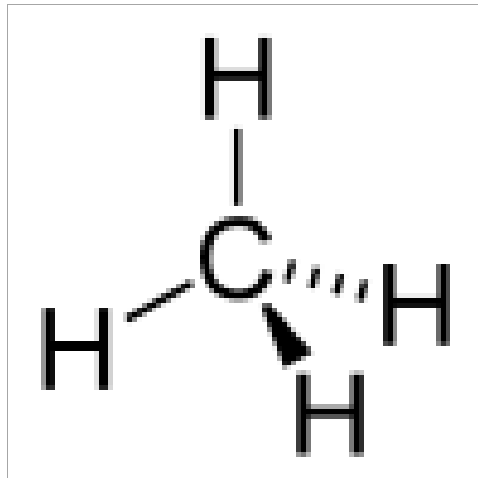
-162

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 verbrennt mit Sauerstoff zu Kohlendioxid und Wasser. Die Reaktion verläuft exotherm. Bei unvollständiger Verbrennung entstehen Kohlenmonoxid und Kohlenwasserstoffe. Bei unvollständiger Verbrennung entstehen Kohlenmonoxid und Kohlenwasserstoffe. Bei unvollständiger Verbrennung entstehen Kohlenmonoxid und Kohlenwasserstoffe.

**Weitere Reaktionen**  
 Methan geht außer mit Sauerstoff auch mit vielen anderen Oxidationsmitteln ein. So kann es mit Stickstoffdioxid zu Kohlendioxid und Stickstoffmonoxid oxidiert werden. Methan reagiert mit Halogenen zu Halomethanen und Halogenwasserstoffen. Methan reagiert mit Halogenen zu Halomethanen und Halogenwasserstoffen. Methan reagiert mit Halogenen zu Halomethanen und Halogenwasserstoffen.

**Umgang, Gefahren und Sicherheit**  
 Methan ist ein farbloses, geruchloses Gas. Es ist leicht entzündlich und bildet explosive Gemische mit Luft. Methan ist ein Treibhausgas. Methan ist ein Treibhausgas. Methan ist ein Treibhausgas.

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

Methanvorkommen in Planeten-Atmosphären

Planet	Anteil
<a href="#">Erdk.</a>	1,75 ppm
<a href="#">Mars</a>	18,5 ppb
<a href="#">Merkur</a>	$3000 \pm 1000\text{ ppm}$
<a href="#">Saturn</a>	$4500 \pm 2000\text{ ppm}$

[Titan](#):  $1,5\% \pm 0,5\%$

Methan kommt vielfältig vor und wird auf der Erde ständig neu gebildet, auch auf vielen anderen Planeten gibt es Methanvorkommen. Auf Meeresböden gibt es festes [Methanhydrat](#), auch als „Methaneis“ bezeichnet. Die weltweiten Methanhydratvorkommen werden auf  $500\text{ }000\text{ Gt C}$  geschätzt. Zum Vergleich: Die nachgewiesenen Kohlenreserven betragen ca.  $900\text{ Gt C}$ . 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](#) entweichen würde und dort als starkes [Treibhausgas](#) zu einer weiteren Erwärmung und damit weiterer Freisetzung von Methan beitragen würde. Außerdem ist die Förderung von [Methanhydrat](#) (unterirdisches Methan am Meeresgrund wird durch den hohen Druck und die tiefe Temperatur zu Methanhydrat umgewandelt) nicht ungefährlich. Erste Förderungsversuche sind bereits im Gange. Die Folgen eines Raubbaus sind weitgehend unklar – Forscher befürchten das Abbrechen der Kontinentalabstände, welche zu großen Treiben aus Methaneis (welches durch die Förderung instabil werden könnte) bestehen.

Methan ist Hauptbestandteil des [Erdgases](#) (95–99%). Auch das in [Stinkbakterien](#) erzeugte [Biogas](#) enthält hauptsächlich Methan.



Mikrobielle Methanbildung in mehreren Stufen.

Wahrscheinlich werden schätzungsweise jährlich  $500\text{ Milliarden}$  Tonnen Methan emittiert, etwa 70% davon sind auf Aktivitäten der Menschen zurückzuführen. Durch [Naturwissenschaften](#) des Anbau und Trennung wird Methan emittiert, 39% dieser Emissionen gehen auf die [Erzeugung](#) zurück, 17% auf den [Transport](#). In Deutschland wurden 1994 etwa  $833\text{ }000\text{ Tonnen}$  Methan emittiert. Die Konzentration in der Atmosphäre hat sich von  $1720\text{ ppb}$  im  $2000$  auf  $1,75\text{ ppm}$  erhöht.

Beim Fäulen [organischer Stoffe](#) unter Luftabschluss in Sumpfen oder am Grund stark verschmutzter Gewässer bildet sich [Biogas](#), ein Gemisch aus Methan und [Kohlendioxid](#). [Biogas](#) besteht überwiegend aus Methan (ca. 60%) und Kohlendioxid (ca. 35%), daneben enthält es auch Wasserstoff, Stickstoff und Schwefelwasserstoff. Diese Umsetzungen organischen Materials sind mikrobiell durch [Mikroorganismen](#) bewirkt und laufen in mehreren Stufen ab, an denen verschiedene Gruppen von Mikroorganismen mit ihren [Katalysatoren](#)

## 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.

- $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{C}_2\text{H}_2$   
Aluminiumcarbid reagiert mit [Wasser](#) zu [Aluminiumhydroxid](#) und Methan, wenn es erhitzt wird.
- $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{HCl} \rightarrow 4\text{AlCl}_3 + 3\text{C}_2\text{H}_2$   
Aluminiumcarbid reagiert mit [Salzsäure](#) zu [Aluminiumchlorid](#) und Methan.
- $\text{C}_2\text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2$   
[Natriumcarbid](#) wird zusammen mit [Natriumhydroxid](#) erhitzt, es entsteht [Natriumcarbid](#) und Methan.
- $\text{CO} + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_2 + \text{H}_2\text{O} \quad \Delta H = -200\text{ kJ/mol}$   
[Kohlenstoffmonoxid](#) reagiert mit Wasserstoff zu Methan und Wasser.
- $\text{C}_2\text{H}_2 + 4\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6 + 2\text{H}_2\text{O}$   
[Kohlenstoffmonoxid](#) 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 [Biosynthesen](#) hergestellt. Auch durch [Hydrothermale](#) 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](#).

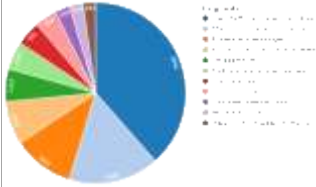
Methan ist ein wichtiges Ausgangsprodukt für technische Synthesen von [Wasserstoff](#), [Methanol](#), [Ethin](#), [Blausäure](#), [Schwefelkohlenstoff](#) und [Methylhalogeniden](#).







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



Folgeprodukte von Formaldehyd 2019 (Schätzung in 10<sup>3</sup> t)<sup>[8]</sup>

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 Keimbildung 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.

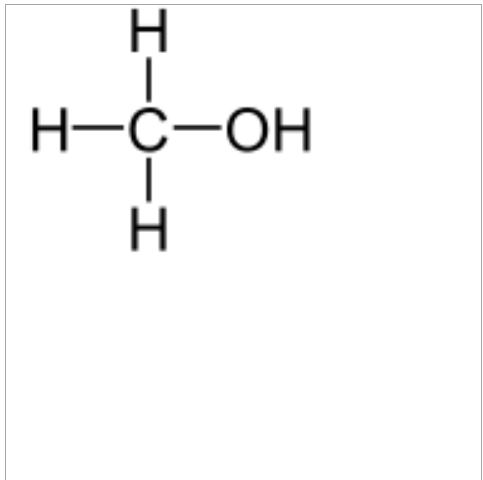
Name Methanol

8 ID-organisch Molare Masse in g/mol 32,04

Summenformel CH4O CAS-Numm 67-56-1 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel -98

Holzgeist, Methylalkohol



Kurzbeschreibung

farblose Flüssigkeit mit angenehmem bis stechendem Geruch[

Siedepunkt in °C

65

Dampfdruck in hPa

129

Dd-Temperatur in °C

20 Reaktionen

Löslichkeit

mischbar mit Wasser, Ethanol und Diethylether

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

200 ml·m<sup>-3</sup> bzw. 270 mg·m<sup>-3</sup>

**Biologische Bedeutung**  
**Methanol als Substrat im anaeroben Stoffwechsel**  
**Methanol als Zwischenprodukt des aeroben Methanabbaus**

Die Oxidation von Methanol zu Methanal wird durch den Enzym Methanol-Dehydrogenase (MDH) katalysiert. Die weitere Oxidation des resultierenden Methanals zu Formaldehyd erfolgt nach Bildung von Methoxy-Formaldehyd. Die Oxidation von Methanol zu Methanal über eine Enzyme-Methanol-Dehydrogenase (MDH) ist ein wichtiger Schritt im Stickstoffzyklus von Methanogenen. Die Oxidation von Methanol zu Methanal über die Enzyme-Methanol-Dehydrogenase (MDH) ist ein wichtiger Schritt im Stickstoffzyklus von Methanogenen.

### Geschichte

Geschichte [Bearbeiten] | Quelltext bearbeiten



Die antiken Ägypter erhielten Methanol durch Pyrolyse von Holz (Holzgeist) und **Salzsaure** wie Tolen mit einem Substanzgemisch auf dessen Basis. Mit dem Verfahren der trockenen Destillation erhielt der irische Chemiker **Robert Boyle** 1661 erstmals reines Methanol aus **Buchensbaumholz**. 1834 klärten die französischen Chemiker **Jean-Baptiste Dumas** und **Eugène-Michel Péligre** die Zusammensetzung dieser wasserklaren Flüssigkeit und gaben ihr auch ihren Namen „methylène“, der sich aus altgriechisch μέθυ (**alteschisch**) (pH) für berauschesendes Getränk oder Wein und ηϋέ (**alteschisch**) (A) für Holz zusammensetzt.




Marcellin Berthelot

### Eigenschaften

# Methanol

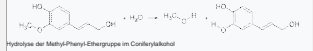
Zur Navigation springen Zur Suche springen

<b>Strukturformel</b>	
	
<b>Allgemeines</b>	
<b>Name</b>	Methanol
<b>Andere Namen</b>	<ul style="list-style-type: none"><li>Methylalkohol</li><li>Carbinol</li><li>Hilfgeist</li><li>MeOH</li><li>S-117 (AUX-Code)</li><li>Hydroxymethan</li></ul>
<b>Summenformel</b>	CH <sub>3</sub> O
<b>Kurzbeschreibung</b>	farblose Flüssigkeit mit angenehmem bis stechendem Geruch
<b>Externe Identifikatoren/Datenbanken</b>	
<b>CAS-Nummer</b>	67-56-1
<b>Eigenschaften</b>	
<b>Molare Masse</b>	32,04 g mol <sup>-1</sup>
<b>Aggregatzustand</b>	flüssig
<b>Dichte</b>	0,79 g cm <sup>-3</sup>
<b>Schmelzpunkt</b>	-98 °C
<b>Siedepunkt</b>	65 °C
<b>Dampfdruck</b>	<ul style="list-style-type: none"><li>129 hPa (20 °C)</li><li>219 hPa (30 °C)</li><li>352 hPa (40 °C)</li><li>552 hPa (50 °C)</li></ul>
<b>pK<sub>s</sub>-Wert</b>	16
<b>Löslichkeit</b>	mischbar mit Wasser, <b>Ammoniak</b> und <b>Ethanol</b>
<b>Rechenindex</b>	1,3288 (30 °C)

## Vorkommen

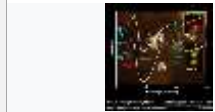
**Vorkommen** (Bearbeiten | Quelltext bearbeiten)

Methanol ist nach **Wasser** das zweithäufigste organische Gas in der Erdatmosphäre und kommt in Konzentrationen von 1 bis 10 ppm vor. Es ist eine bedeutsame atmosphärische Quelle für Formaldehyd und **Zusatzstoffe**. Ein Großteil des in der Atmosphäre vorhandenen Methanols wird von Pflanzen **emittiert**. In Feuchtwäldern werden Methanol-Emissionen von 258 **Mikrogramm** pro Quadratmeter und Stunde gemeldet, auf Gras und Weidenflächen wurden zwischen 100 und 200 Mikrogramm pro Quadratmeter und Stunde beobachtet. Die Methanolproduktion erfolgt durch **Pektinmethylesterase** (PME) aus Pektin (teilweise mit Methanol **versetzt**). **Die** Gesamtmenge des von Pflanzen freigesetzten Methanols wird auf über 100 Millionen Tonnen pro Jahr geschätzt.



**Methylester** und **ether**, in denen Methanol chemisch gebunden ist, kommen in vielen Früchten (**Methylierer**) und in **Umwelt** einem Bestandteil der pflanzlichen **Phenylmethylether** vor. Das im Lignin vorhandene Methyl-Phenyl-Ethergruppen der **Coniferyl** und **Sinapylphenylpropan** spalten sich unter Aufnahme von Wasser in Methanol und einer **Carbonsäure** frei.

Methanol wird regelmäßig durch **gaschemische Veresterung** der **Dibromacetylen** (Methylester bei der **Mischung** freigesetzt. Um den wegen der **Erzeugung** 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 **gaschemische Veresterung** durch **Säuregehalt** minimiert werden. **Wässern** haben der Gehalt an **Gas** und die **Temperatur** bei **Mischung** einen Einfluss auf die **erzeugte** Alkohol. Durch **kurzzeitige Erhitzen** der Mischung auf bis zu 90 °C und **schnelles Abkühlen** kann erreicht werden, dass der Methanolgehalt um 40% bis 50 % **verringert** wird. Auch durch **gaschemische Veresterung** Schritte bei der **Destillation** kann der Methanolgehalt in der **Spitzen** gering gehalten werden, etwa durch **Kondensation** **hochwertiger** **Restströme**. Bei **Alkoholen** gering gehalten zum Teil **besteht** Mengen an Methanol. Bei einer **Untersuchung** verschiedener **Fruchtsäfte** und **Alkohole** wies die **Untersuchung** am **Baden** **Wolfgang** in **Schwaben** **Schwaben** bis zu 4,7 g l<sup>-1</sup> Methanol nach, in **Wärdern** und **Fruchtsäften** bis zu 0,2 g l<sup>-1</sup>.



Nachweis von Methanol (rot) in pflanzlichen Säften (Quelle: [145])

Tabak enthält zum Teil **ignifuge** Anteile, deren **Phenylmethylether** **pyrolytisch** gespalten werden und für die **Aufnahme** von Methanol im **Tabakrauch** verantwortlich sind. Nach dem **gleichen** Prinzip **setzt** **Räucher** Methanol frei. Bei der **Verdauung** von **Aspartam**, einem **Methylester**.

## Herstellung

**Herstellung** (Bearbeiten | Quelltext bearbeiten)

Herstellung von Methanol

Methanol ist eine **erzeugte** **Grundchemikalie** und ein **erzeugnis** **bestehendes** **erzeugnis**. **Die** **Produktion** **von** **Methanol** **erfolgt** **in** **einigen** **Landern**. **Die** **größten** **Exporteure** **von** **Methanol** **sind** **in** **den** **Jahren** **2017** **die** **USA**, **China**, **Indonesien**, **Brasilien** und **Japan** mit 2,54 Mrd. Tonnen, **China** und **Kanada** mit 2,56 Mrd. Tonnen, **Indonesien** mit 2,57 Mrd. Tonnen, **USA** mit 2,58 Mrd. Tonnen, **Japan** mit 2,59 Mrd. Tonnen, **Indonesien** mit 2,60 Mrd. Tonnen, **USA** mit 2,61 Mrd. Tonnen, **China** mit 2,62 Mrd. Tonnen, **Indonesien** mit 2,63 Mrd. Tonnen, **USA** mit 2,64 Mrd. Tonnen, **China** mit 2,65 Mrd. Tonnen.



Schematische Darstellung der industriellen Methanolsynthese aus Synthesen

Die **technische** **Herstellung** **von** **Methanol** **erfolgt** **in** **einigen** **Landern**. **Die** **Produktion** **von** **Methanol** **erfolgt** **in** **einigen** **Landern**. **Die** **größten** **Exporteure** **von** **Methanol** **sind** **in** **den** **Jahren** **2017** **die** **USA**, **China**, **Indonesien**, **Brasilien** und **Japan** mit 2,54 Mrd. Tonnen, **China** und **Kanada** mit 2,56 Mrd. Tonnen, **Indonesien** mit 2,57 Mrd. Tonnen, **USA** mit 2,58 Mrd. Tonnen, **Japan** mit 2,59 Mrd. Tonnen, **Indonesien** mit 2,60 Mrd. Tonnen, **USA** mit 2,61 Mrd. Tonnen, **China** mit 2,62 Mrd. Tonnen, **Indonesien** mit 2,63 Mrd. Tonnen, **USA** mit 2,64 Mrd. Tonnen, **China** mit 2,65 Mrd. Tonnen.

## Anwendungen

Physikalische Eigenschaften	
<a href="#">Schallgeschwindigkeit</a>	1123 m·s <sup>-1</sup> (25 °C) <sup>[32]</sup>
<a href="#">Oberflächenspannung</a>	0,0226 N·m <sup>-1</sup> (20 °C gegen Luft) <sup>[31]</sup>
<a href="#">Dynamische Viskosität</a>	0,544 · 10 <sup>-3</sup> Pa·s (25 °C) <sup>[32]</sup>
<a href="#">Dielektrizitätskonstante</a>	33,8 = (25 °C) <sup>[33]</sup>
<a href="#">Brechungsindex</a>	1,326 (25 °C, Na-D-Linie) <sup>[34]</sup>
<a href="#">Isotherme Kompressibilität</a>	12·10 <sup>-5</sup> bar <sup>-1</sup> (20 °C) <sup>[35]</sup>
<a href="#">Wärmekapazität</a>	81,08 J·mol <sup>-1</sup> ·K <sup>-1</sup> (25 °C) <sup>[32]</sup>
<a href="#">Selbstentzündungstemperatur</a>	470 °C <sup>[32]</sup>
<a href="#">Kritische Temperatur</a>	512,5 K <sup>[32]</sup>
<a href="#">Kritischer Druck</a>	8,084 MPa <sup>[32]</sup>
<a href="#">Tripelpunkt</a>	175,5 K <sup>[32]</sup>
<a href="#">Magnetische Suszeptibilität</a> <sup>[36]</sup>	5,3·10 <sup>-7</sup> cm <sup>3</sup> ·g <sup>-1</sup>
<a href="#">Viskosität</a> <sup>[37]</sup>	0,808 mPa·s (0 °C) 0,690 mPa·s (10 °C) 0,593 mPa·s (20 °C)





## 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.<sup>[17][18]</sup> 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.<sup>[19]</sup> 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<sup>[20]</sup> %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 Rohedelsteinen 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.<sup>[21]</sup> Diese Möglichkeit soll zur kleinräumigen Speicherung von Energie genutzt werden.<sup>[22][23][24]</sup> Die direkte Bildungsreaktion von Ameisensäure aus

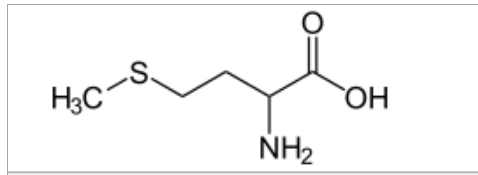
Name Methionin

35 ID-organisch Molare Masse in g/mol 149,12

Summenformel  $C_5H_{11}NO_2S$  CAS-Numm 63-68-3 Schmelzpunkt in °C 280

Trivialname

Strukturformel



2-Amino-4-(methylsulfanyl)butansäure (IUPAC), Met

Kurzbeschreibung farblose Kristalle

Siedepunkt in °C 281

Dampfdruck in hPa 0

Dd-Temperatur in °C 0

0 Reaktionen

Löslichkeit

mäßig in Wasser: 48 g·l<sup>-1</sup> (20 °C)

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal 36 g·kg<sup>-1</sup> (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.<sup>[1]</sup> 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.<sup>[2]</sup> Mueller gab auch die korrekte Summenformel an.<sup>[3]</sup> Die Aufklärung der Strukturformel und die Synthese gelangten 1926 [George Barger](#) und seinem Assistenten Frederick Philip Coine.<sup>[4]</sup> 1931 veröffentlichte Barger in Zusammenarbeit mit Weichselbaum eine verbesserte Synthese.<sup>[5]</sup> Der Name Methionin, als Abkürzung für "γ-Methylthio-α-amino-butyrac acid", stammt von S. Odake (1925).<sup>[6]</sup>

Ein Syntheseverfahren im industriellen Maßstab für racemisches Methionin aus [Acrolein](#), [Methylmercaptan](#) und [Blausäure](#) wurde ab 1946 von [Werner Schwarz](#), 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 Kriegsheimkehrern vorhandenen [Ionenmangel](#) leisten ([Hungerödem](#)). 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 Plionedor auf den Markt,<sup>[7]</sup> und ab 1953 folgte die Anwendung als Futtermittel in der Landwirtschaft (Legehennen).

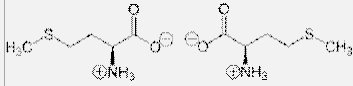
- $\rho_{400\text{nm}} = 2,28 (25\text{ }^\circ\text{C})$
- $\rho_{600\text{nm}} = 9,21 (25\text{ }^\circ\text{C})$
- $\rho_l = 5,74$

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** (–CH<sub>3</sub>) 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 100g des **Lebensmittels**, zusätzlich ist der prozentuale Anteil am Gesamtprotein angegeben.<sup>[1]</sup>

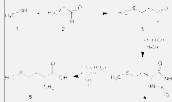
Lebensmittel	Protein	Methionin	Anteil
Rindfleisch, roh	21,26 g	554 mg	2,6 %
Hähnchenbrustfilet, roh	21,23 g	552 mg	2,6 %
Lachs, roh	20,42 g	626 mg	3,1 %
Hühnerei	12,57 g	380 mg	3,0 %
Kuhmilch, 3,7 % Fett	3,28 g	82 mg	2,5 %
<b>Sesamkörner</b>	17,73 g	586 mg	3,3 %
<b>Paranüsse</b>	14,32 g	1008 mg	7,0 %
<b>Walnüsse</b>	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 [Beschreiben](#) | [Quelle\(n\) beschreiben](#)

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 **Acrylnitril** 1, **Acrolein** 2 und **Acrylnitril** 3 hergestellt. Die **Michael-Addition** von Methioninacrylat 1 an die Kohlenstoff-Kohlenstoff-Doppelbindung des Acroleins 2 liefert dann das Zwischenprodukt **2-Methyl-3-oxopropionitril** 3. Anschließend wird dieser **Acrylnitril** 3 mit Ammoniak, Kohlendioxid und Blausäure oder **Triethylenamin** und **Triäthylamin** in ein **Acrylnitril** 4 umgewandelt, dessen **Acrylnitril** 4 zu einem **Acrylnitril** des Methionins führt. Durch **Hydrolyse** mit einer Säure (Kohlendioxid oder Schwefelsäure) erhält man racemisches Methionin **5**.



Für **racemische** Methionin wird racemisches Methionin am Stickstoffatom analysiert. Das racemische N-Acetyl-methionin (1:1-Gemisch aus (S)-6 und (R)-6) wird mit dem **racemischen** **Enig**-L-Körper behandelt, dabei wird das natürliche L-Methionin (S)-6) unter Abspaltung von Essigsäure/Acetat gebildet, während die D-Form des **N-Acetyl-methionins** (R)-6) unverändert bleibt.<sup>[1]</sup>

## 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](#).<sup>[25]</sup>

In der Diagnostik wird es in Form von <sup>11</sup>C-5-Methyl-L-Methionin als [Radiopharmakon](#) zur Darstellung von Hirntumoren bei der [Positronen-Emissions-Tomographie](#) benutzt.

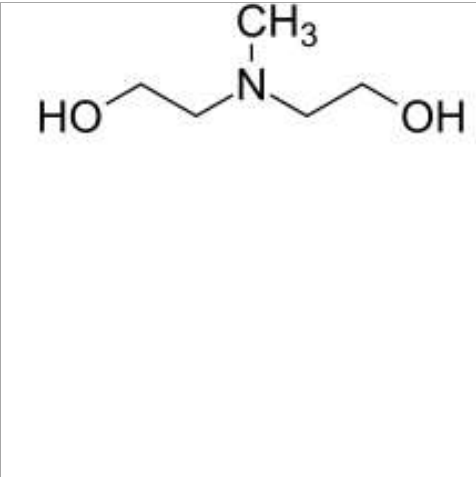
Anwendung in der Tierernährung [\[Bearbeiten | Quelltext bearbeiten\]](#)

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.<sup>[26]</sup> 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
Kurzbeschreibung			243
farblose Flüssigkeit mit aminartigem Geruch			Dampfdruck in hPa
			0,026
Löslichkeit			Dd-Temperatur in °C
mischbar mit Wasser[			40 Reaktionen
Maximale Arbeitsplatzkonzentration	Dosis Lethal		
	1950 mg·kg <sup>-1</sup> (LD50, Ratte, oral)		

Methyldiethanolamin bildet bei höheren Temperaturen geruchlose Dampf-Luft-Gemische. Die Verdampfung hat einen **Explosionsbereich** von 197 °C. Die **Explosionsgrenze** liegt zwischen 13,9 Vol.-% bis zum **Explosionsuntergrenze** (WEG) und 8,4 Vol.-% als **UBEG**.  
**Explosionsgrenze** (EG) in der **Explosionsgrenze** beträgt 105 °C. Der Stoff fällt somit in die **temperaturklasse T1**.  
Methyldiethanolamin wurde 2013 von der EU gemäß der **Verordnung (EG) Nr. 1907/2006 (REACH)** im Rahmen der **REACH-Verordnung** in den betroffenen Anlagensystemen der **Chemischen Industrie** ausgenommen. Hierbei werden die Auswirkungen des **Stoffs** auf die menschliche Gesundheit bzw. die Umwelt mit bewertet und ggf. Folgemaßnahmen eingeleitet. Unschädlich für die Aufnahme von Methyldiethanolamin weisen die **Bestandteile** hinsichtlich hoher **logP-Werte** (Tonnage, hoher **Reaktivitätsindex (RZ)** **Chemische Reaktivität (CR)** und weit verbreiteter **Nutzung** sowie der **Entstehung** ausgehend von einer möglichen **Zuordnung** zur Gruppe der **CMR-Substanzen**. Die **Neubewertung** fand im 2013 statt und wurde dem **REACH-Verfahren** durchgeführt. Anschließend wurde ein **Risikobewertung** veröffentlicht.

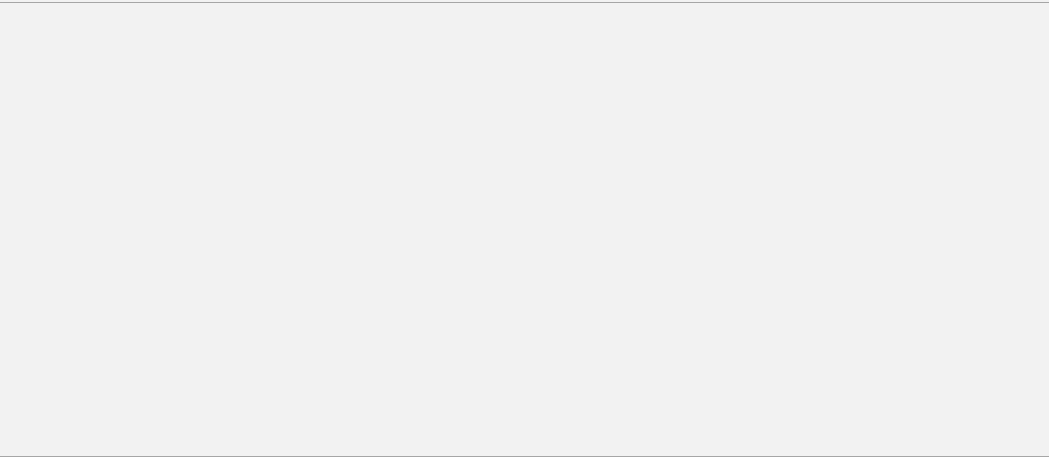
## Geschichte

**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 \(Aminwäsche\)](#).<sup>[1]</sup> Als geeigneter Absorber für die nachträgliche [CO<sub>2</sub>](#)-Abtrennung<sup>[6]</sup> hat es neben anderen Aminen den Vorzug, besonders im [Direct air capture](#)-Verfahren,<sup>[7]</sup> CO<sub>2</sub> gesondert aufzunehmen.<sup>[8]</sup>

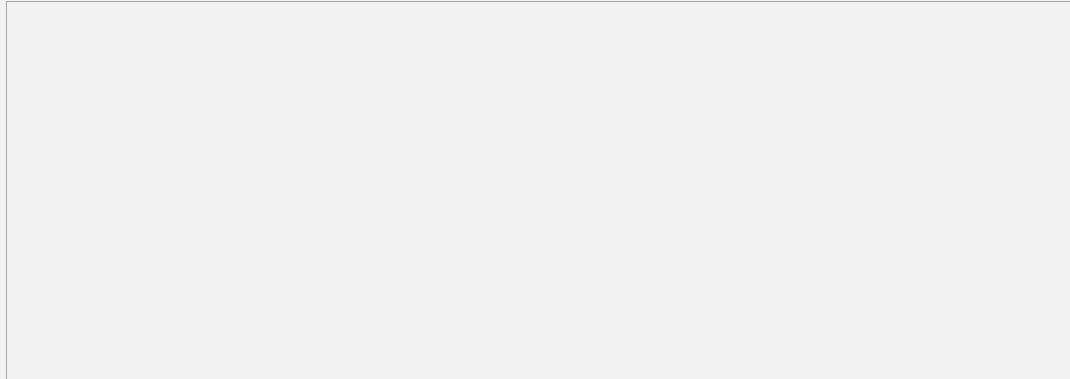
## Eigenschaften

Die Flüssigkeit besitzt bei 20 °C eine [Viskosität](#) von 101 mPa·s.<sup>[4]</sup> 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.<sup>[9]</sup> 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,<sup>[4][5]</sup> in der [Wasserbehandlung](#), in [Schmiermitteln](#), [Dispersionsfarben](#),<sup>[6]</sup> Lacken, Klebstoffen, als ein Additiv zu [Kerosin](#) und in der [Papierherstellung](#) eingesetzt. Oft werden Mischungen mit [Chlormethylisothiazolinon](#) (CMIT) oder [Benzisothiazolinon](#) verwendet.<sup>[7]</sup> 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 %.<sup>[8]</sup>



Name Milchsäure

38 ID-organisch Molare Masse in g/mol 90,08

Summenformel C3H6O3 CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

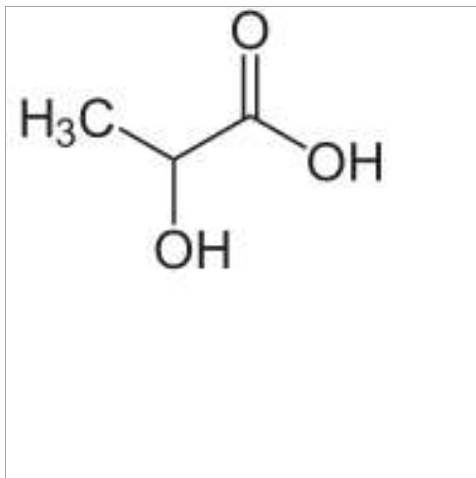
Trivialname

Strukturformel

50-21-5

17

2-Hydroxypropionsäure, E270



Siedepunkt in °C

122

Kurzbeschreibung

farblose, fast geruchlose, ölige Flüssigkeit (Racemat)

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<sup>-1</sup> (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.<sup>[1]</sup> 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.<sup>[2]</sup> 1856 entdeckte Louis Pasteur die Milchsäurebakterien und entwickelte das Grundverständnis für die Milchsäuregärung. Die großtechnische Produktion von Milchsäure begann 1881 in den USA,<sup>[3]</sup> und 1895 machte auch Boehringer Ingelheim die Entdeckung, wie Milchsäure mit Hilfe von Bakterien in großen Mengen hergestellt werden konnte.

### 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.<sup>[1]</sup>

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.<sup>[2]</sup>

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.<sup>[3]</sup> Die Einhaltung des deutschen Reinheitsgebotes erfordert deshalb zusätzlichen Herstellungsaufwand zur Fermentation.<sup>[4]</sup>

In Form der [Salze Calciumlactat](#) oder [Calciumlactatgluconat](#) ka

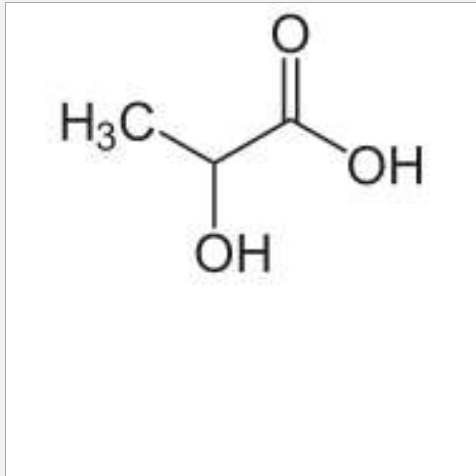
Name Milchsäure

50 ID-organisch Molare Masse in g/mol 90,08

Summenformel  $C_3H_6O_3$  CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 50-21-5 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<sup>-1</sup> (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.<sup>[1]</sup> 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.<sup>[2]</sup> 1856 entdeckte [Louis Pasteur](#) die [Milchsäurebakterien](#) und entwickelte das Grundverständnis für die [Milchsäuregärung](#). Die großtechnische Produktion von Milchsäure begann 1881 in den USA.<sup>[3]</sup> und 1895 machte auch [Boehringer Ingelheim](#) die Entdeckung, wie Milchsäure mit Hilfe von Bakterien in großen Mengen hergestellt werden konnte.

## Eigenschaften

Milchsäure ist in Form von Lactat ein wichtiges **Zwischengeduld** im **Stoffwechsel**, zum Beispiel als **Produkt** beim **Abbau** von **Zuckern** durch die **Milchsäuregärung**. Weltweit werden jährlich etwa 250.000 Tonnen (Stand 2010) Milchsäure industriell produziert,<sup>[1]</sup> die vor allem in der **Lebensmittelmilchsäure**, sowie zur Herstellung von **Polylactiden** (PLA; auch: Polymilchsäuren) genutzt werden.

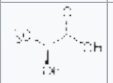
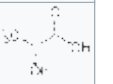
Der **spezifische Drehwinkel** beträgt für D-Milchsäure bei 20 °C  $[\alpha]_D^{20} = -2,6$  (H<sub>2</sub>O) und für L-Milchsäure  $[\alpha]_D^{20} = +2,6$  (H<sub>2</sub>O). Bei 15 °C wird für L-Milchsäure ein Drehwinkel  $[\alpha]_D^{15} = +3,82$  (H<sub>2</sub>O)<sup>[2]</sup> gemessen.

Milchsäure bildet **intermolekulare Ester**. Unter Abspaltung von Wasser entsteht als **Dimer** Lactoylmilchsäure, die beim längeren Stehen oder beim Erhitzen zu Polymilchsäure weiterverestert. Diese Makromoleküle erreichen jedoch keine relevanten Kettenlängen, um das Produkt technisch verwerten zu können.

In wässriger Milchsäurelösung liegt ein chemisches Gleichgewicht zwischen Milchsäure und ihren durch intermolekulare Wasserabspaltung entstehenden Polymeren (**Lactiden**) vor. In 30%iger Milchsäurelösung findet man etwa 70 % als freie Säure und 20 % als ihre Esteride vor. Aus zwei Milchsäuremolekülen entstehen unter Ringschluss und Abspaltung von zwei Wassermolekülen **Lactide** mit einem sechsgliedrigen Ring (**Dilactide**). Diese Verbindung wird in wässriger Milchsäurelösung jedoch nicht beobachtet. Aus Dilactiden lassen sich mittels **Ringöffnungspolymerisation** hochwertige **Polyester** erzeugen. Der entstehende Kunststoff ist biologisch abbaubar und zudem immunologisch neutral.

**Isomerie** [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelle/Text bearbeiten](#)

Aufgrund ihrer unterschiedlichen **optischen Aktivität** wird die D-(+)-Milchsäure (**Syn.**: (R)-Milchsäure) auch als **linksdrehende Milchsäure** und die L-(-)-Milchsäure (**Syn.**: (S)-Milchsäure) auch als **rechtsdrehende Milchsäure** bezeichnet.<sup>[3]</sup> **Racemische** Milchsäure ist ein 1:1-Gemisch aus (R)- und (S)-Milchsäure. „L“ steht für **lateinisch** „laevus“, „links legend“, „D“ für lateinisch „dexter“, „rechts“.

Isomere von Milchsäure		
Name	L-Milchsäure	D-Milchsäure
Andere Namen	(S)-Milchsäure (+)-Milchsäure Fleischmilchsäure	(R)-Milchsäure (-)-Milchsäure
Strukturformel		
CAS-Nummer	79-33-4	10326-41-7
EG-Nummer	201-196-2	233-713-2

## Vorkommen

L-(+)-Milchsäure kommt in **Schweiß**, **Blut**, **Speichel** sowie im Muskelserum, in der **Niere** und **Galle** vor.

Das **Racemat**, eine 1:1-Mischung aus D- und L-Milchsäure, findet sich z. B. in **Sauermilch**- und **Molke**produkten, Tomatensaft und Bier. Bei allen Produkten, die per **Milchsäuregärung** haltbar gemacht werden, ist der Anteil der beiden **Enantiomeren** abhängig vom verwendeten Bakterienstamm und den Reaktionsbedingungen.

Auch **Pilze** erzeugen Milchsäure, z. B. Vertreter der Gattungen Rhizopus, Allomyces und Blastocladiella.

## Herstellung

Die Herstellung von Milchsäure kann **chemisch** [\[Bearbeiten\]](#) oder **biologisch** [\[Bearbeiten\]](#) sein.

Der **chemische** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellungsprozess** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **vor** [\[Bearbeiten\]](#) **dem** [\[Bearbeiten\]](#) **biologischen** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellungsprozess** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[Bearbeiten\]](#) **und** [\[Bearbeiten\]](#) **ist** [\[Bearbeiten\]](#) **in** [\[Bearbeiten\]](#) **der** [\[Bearbeiten\]](#) **Herstellung** [\[Bearbeiten\]](#) **von** [\[Bearbeiten\]](#) **Milchsäure** [\[Bearbeiten\]](#) **zu** [\[Bearbeiten\]](#) **empfehlen** [\[](#)



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.<sup>[16]</sup>

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.<sup>[16]</sup>

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.<sup>[17]</sup> Die Einhaltung des

Name Myristinsäure

71 ID-organisch Molare Masse in g/mol 228,38

Summenformel  $C_{14}H_{28}O_2$  CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 54

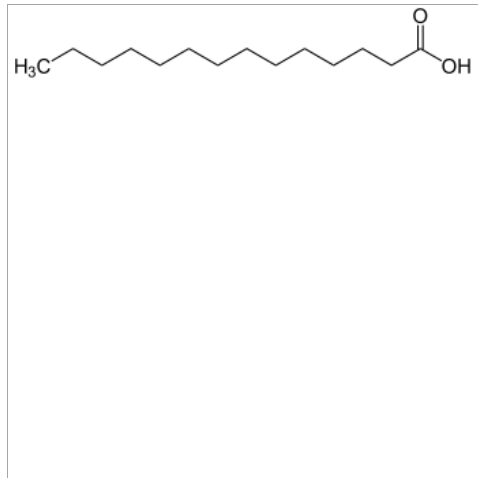
Tetradecansäure

(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<sup>-1</sup>, 25 °C)[2]  
löslich in Diethylether, Benzol, Chloroform und Ethanol

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

>10000 mg·kg<sup>-1</sup> (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*.

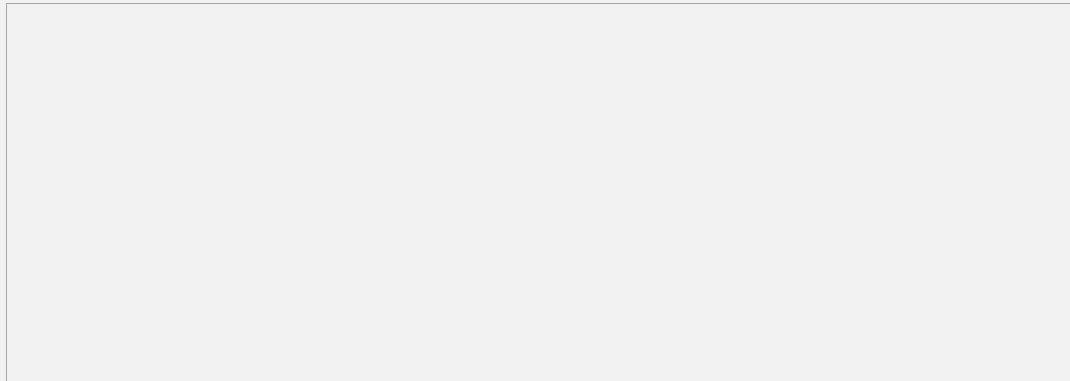
Sie ist in [Wasser](#) unlöslich, wohl aber in [Alkoholen](#), [Ether](#) und [Aceton](#). Der [Flammpunkt](#) liegt bei >160 °C

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 %).<sup>[4]</sup> 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.

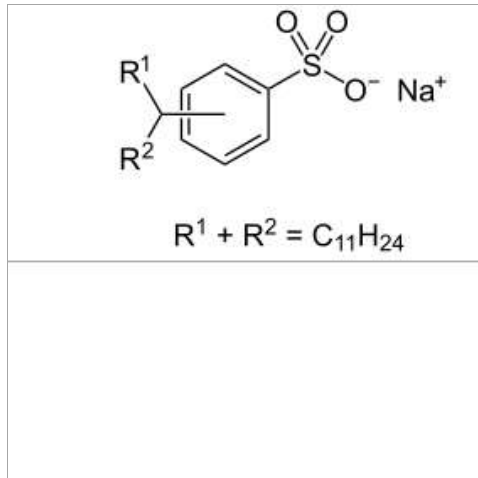
Name Natriumdodecylbenzolsulfonat

61 ID-organisch Molare Masse in g/mol 348,48

Summenformel  $C_{18}H_{29}NaO_3S$  CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel  $\text{[5155-30-]}$  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<sup>-1</sup> bei 20 °C)

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

438 mg·kg<sup>-1</sup> (LD50, Ratte, oral)

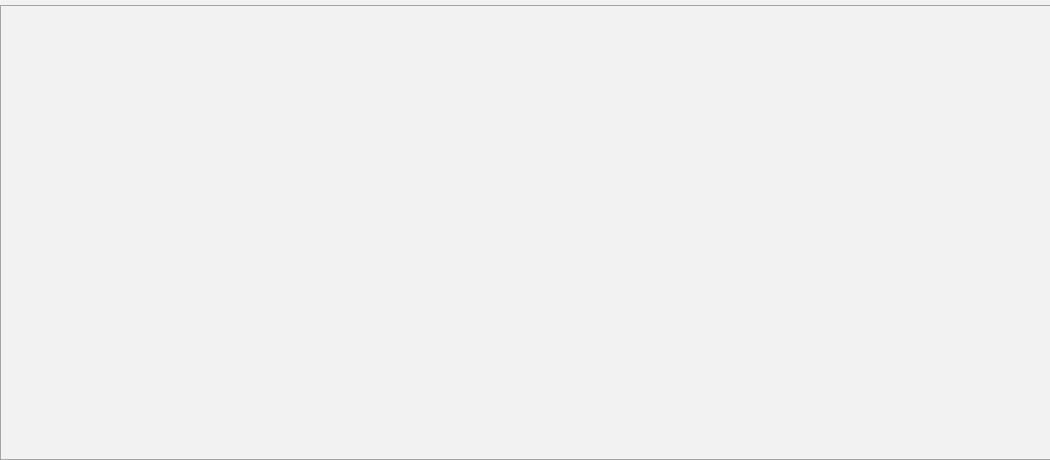
Geschichte

Eigenschaften

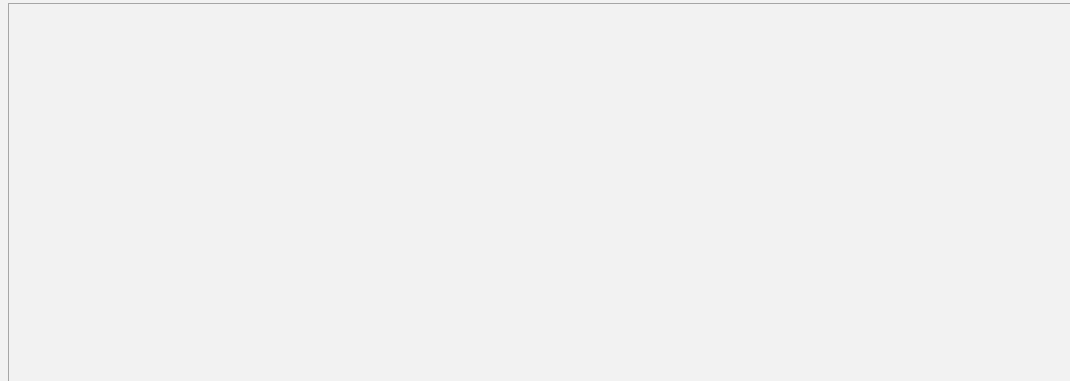
**Natriumdodecylbenzolsulfonat** ist in der Regel ein [Isomere](#)ngemisch und gehört zu den [Sulfonaten](#). Diese Chemikalie ist eine der wichtigsten und leistungstärksten Komponenten in vielen [Reinigungsmitteln](#).

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

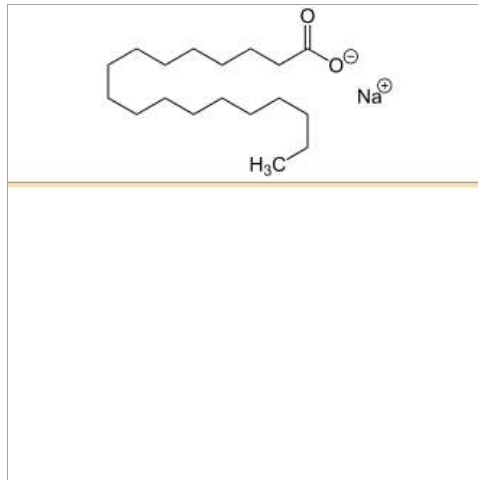
Summenformel C18H35NaO2 CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 205

SODIUM STEARATE (INCI)[1]

E 470a (Allgemeine Bezeichnung von Kurzbeschreibung

weißer Feststoff[2]



Siedepunkt in °C

0

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

löslich in Wasser

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

Geschichte

Eigenschaften

**Natriumstearat** ist das [Natriumsalz](#) der [Stearinsäure](#) und ein Grundbestandteil vieler [Seifen](#)<sup>[5]</sup> (z. B. [Kernseife](#)). Damit ist ihr Herstellungsprozess (Reaktion von Pflanzenölen mit Natronlauge) und indirekt die Verbindung selbst, schon seit langer Zeit bekannt.<sup>[6]</sup> Außer zur Herstellung von Reinigungsmitteln dient es auch als [Verdickungsmittel](#)/[Emulgator](#) in Cremes, Shampoos<sup>[7]</sup> und Lebensmitteln.<sup>[8]</sup>

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

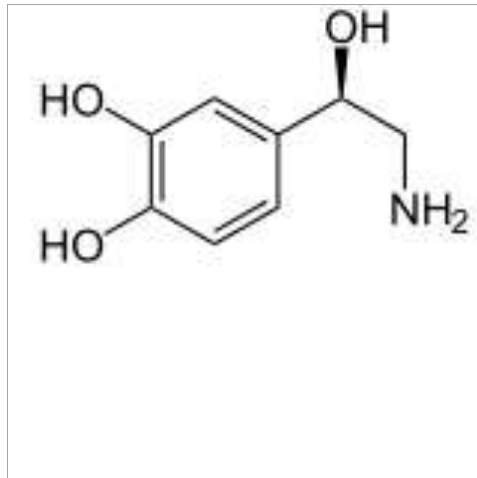
(L)-Arterenol

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<sup>-1</sup> (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**

H302 H332 H373

P201 P202 P273

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 übermäßig adrenerge Rezeptoren, also solche, die auf die Transmitter Adrenalin und Noradrenalin ansprechen. Eine vermehrte Ausschüttung von Noradrenalin erfolgt insbesondere bei physischen Situationen. Der Noradrenalinanteil erhöht vollständig den Blutdruck, die Herzschlagfrequenz, den Blutfluss im Muskelgewebe und die allgemeine Aufmerksamkeit. Zudem regt Noradrenalin noch die körpereigene Bereitstellung von Energie (Glucose) an. Damit stellt Noradrenalin in üblichem Umfang eine Adrenalin im Zusammenhang mit der Vorbereitung auf sogenannte Fight-or-Fight Situationen (Kämpfen oder Fliehen).

**Zusammenfassung**

- Eine übermäßige Noradrenalin-Wirkung im menschlichen Körper bewirkt 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-Fight Situation.

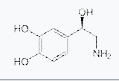
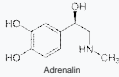
Eigenschaften



**Noradrenalin** oder **Norepinephrin** (**NE**) ist ein körpereigener **Katechol**, 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 **Nor-** anzeigt, trägt Noradrenalin im Vergleich zum Adrenalin keine **Methylgruppe** (-CH<sub>3</sub>) 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 (Fluchthormon). 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.<sup>[8]</sup>

Noradrenalin (aber kein Adrenalin) wird im peripheren Nervensystem von sympathischen Nervenfasern ausgeschüttet. Es ist eine Überleitersubstanz (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 inaktiv** 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 (C<sub>8</sub>H<sub>11</sub>NO<sub>3</sub>) im menschlichen Organismus erfolgt mehrschrittig: (1) Als Ausgangsstoff dient die Aminosäure Tyrosin (C<sub>9</sub>H<sub>11</sub>NO<sub>3</sub>), die von der Tyrosinhydroxylase zu Levodopa (C<sub>9</sub>H<sub>11</sub>NO<sub>4</sub>) hydroxyliert wird. (2) Darauf folgend wird mittels der DOPA-Decarboxylase aus dem Levodopa ein CO<sub>2</sub>-Molekül (Kohlenstoffdioxid) abgespalten, wodurch als Zwischenprodukt der Neurotransmitter Dopamin (C<sub>8</sub>H<sub>11</sub>NO<sub>2</sub>) 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)<sup>[8]</sup> 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)

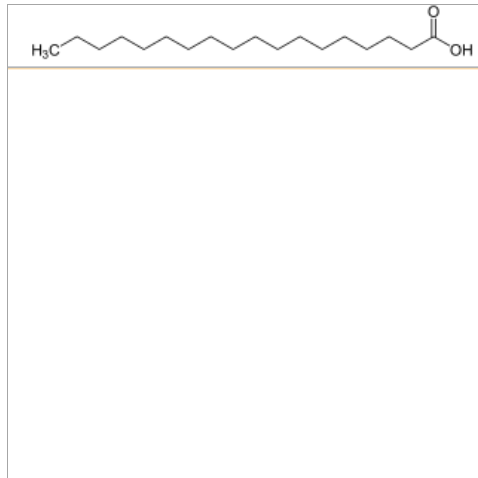
Name Octadecansäure (IUPAC)

67 ID-organisch Molare Masse in g/mol 284,48

Summenformel  $C_{18}H_{36}O_2$  CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 7-11-4 69,2

Stearinsäure



Kurzbeschreibung

weißer, geschmackloser Feststoff[

Löslichkeit

nahezu unlöslich in Wasser[3]  
löslich in Laugen, heißem Ethanol, Diethylether, Chloroform, Tetrachlormethan und Schwefelkohlenstoff[

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal  
>2.000 mg·kg<sup>-1</sup> (LD50, Ratte, oral)

Geschichte

Eigenschaften

Siedepunkt in °C

370

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

**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.<sup>[2][13]</sup>

Freie Stearinsäure kann aus den [Glycerinestern](#) (Glycerinstearat) durch [Fettspaltung](#) im Verlauf langer Lagerzeit in mehr oder weniger große Menge entstehen.<sup>[14]</sup> 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.<sup>1</sup>

### 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.<sup>[2][12]</sup> 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

$C_2H_2O_4$

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

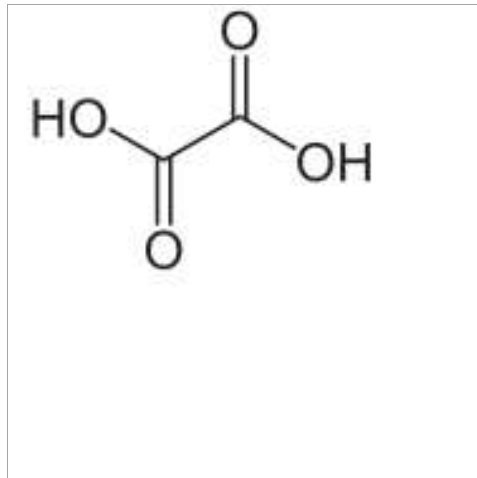
Trivialname

Strukturformel

144-62-7

101,5

Ethandisäure, Kleesäure



Siedepunkt in °C

157

Kurzbeschreibung

farb- und geruchsneutraler, kristalliner Feststoff

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

mäßig in Wasser (90–100 g·l<sup>-1</sup> bei 20 °C)

<b>Aggregatzustand</b>	fest
<b>Dichte</b>	<ul style="list-style-type: none"><li>1,900 g cm<sup>-3</sup> (α-Form)</li><li>1,895 g cm<sup>-3</sup> (β-Form)</li><li>1,893 g cm<sup>-3</sup> (Gittergitter)</li></ul>
<b>Schmelzpunkt</b>	<ul style="list-style-type: none"><li>101,5 °C (Schmelzpunkt)</li><li>&gt; 157 °C Zersetzung</li><li>189,5 °C Zersetzung (wasserfrei)</li></ul>
<b>Sublimationspunkt</b>	157 °C
<b>Wärmeleitfähigkeit</b>	<ul style="list-style-type: none"><li>0,6 W m<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup></li><li>0,6 W m<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup></li></ul>
<b>Löslichkeit</b>	mäßig in Wasser (90–100 g l <sup>-1</sup> bei 20 °C)
<b>Sicherheitskennzeichen</b>	
GHS-Gefahrstoffkennzeichnung: Oxidationsmittel (O2), Reizend (Xi), Umwelt (N)	
H- und P-Sätze: H228: Leicht entzündlich H314: Verursacht schwere Verätzungen der Haut und schwere Augenschäden P231+P232: Von Feuchtigkeit fernhalten P280: Schutzhandschuhe, Schutzkleidung, Schutzbrille und Schutzbrille tragen P501: In den Abfall geben	
<b>LD50</b>	Schweiz: 1 mg m <sup>-2</sup> (gemessen an männlichen Ratten)

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

1 mg·m<sup>-3</sup>

7500 mg·kg<sup>-1</sup> (LD50, Ratte, oral)

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 [Glucursäure](#) bezeichnet wird, zurück.) Oxalsäure wurde dann 1824 erstmals von [Friedrich Wöhler](#) künstlich aus anorganischen Grundstoffen hergestellt (synthetisiert durch [Verseifung](#) von [Dicyan](#), (CN)<sub>2</sub>).<sup>[12]</sup>

Eigenschaften

**Oxalsäure** (systematischer Name: Ethandisäure, historisch: Kleesäure<sup>[11]</sup> und Acidum oxalicum) ist die einfachste **Dicarbonensäure**. 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 [(COOH)<sub>2</sub> · 2 H<sub>2</sub>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<sup>[15]</sup>), 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.<sup>[16][17]</sup>

## 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.<sup>[18]</sup> 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<sup>[19]</sup> oder dreiprozentig besprüht.<sup>[20]</sup> 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 [Urterersubstanz](#) für die [Manganometrie](#) verwendet. Weiterhin dient sie als Urterersubstanz 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.<sup>[21]</sup>

Im [Fichtelgebirge](#) wurde aus [Sauerkele](#) 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.<sup>[22][23]</sup>



Name Palmitoleinsäure

72

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

254,41

Summenformel

C16H30O2

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

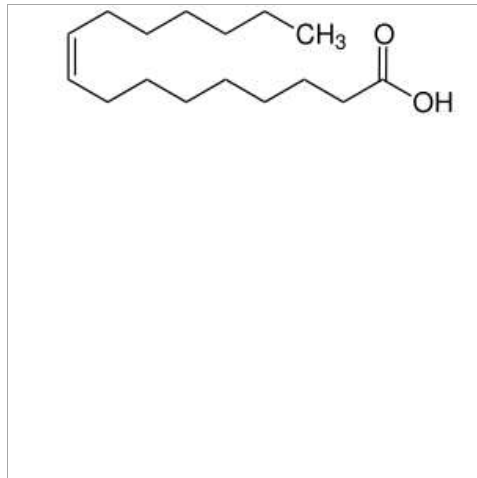
373-49-9

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.<sup>[4]</sup> 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 C<sub>9</sub> und C<sub>10</sub> 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.<sup>[19]</sup>

Sie kommt in natürlichen Quellen auch als *trans*-Stereoisomer, also der [Palmitelaidinsäure](#) (E)-9-Hexadecensäure, vor z. B. in Milchprodukten.<sup>[20][21][22][23]</sup>

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 %<sup>[24]</sup> in größeren Mengen kommt sie (chemisch gebunden an [Glycerin](#)) als [Glycerid](#) in tierischen Geweben wie [Liposomen](#) von Vögeln, Nagetieren und einigen Säugetieren sowie Reptilien und [Amphibien](#), in [Fische](#) und [Korallen](#) sowie Walrat und in Säugetieren [Lipid](#) vor [Auch](#) in [Laktation](#) wurde sie nachgewiesen.<sup>[25]</sup>



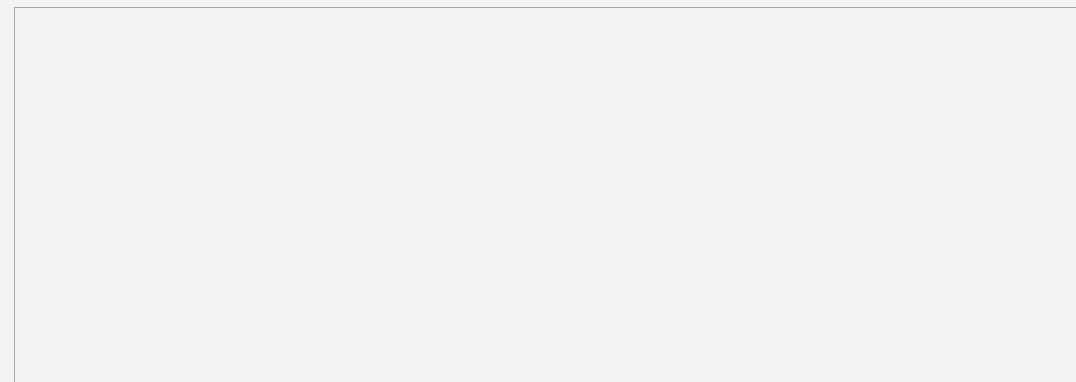
Sanddorn (Hippophae rhamnoides)

In [pflanzlichen Fetten](#) und [Ölen](#) kommen Palmitoleinsäure-haltige Triacylglyceride in hoher Konzentration im [Sanddorn](#) von bis über 32 % der Fettsäureester,<sup>[26]</sup> im [Mangoldöl](#) und im [Austernöl](#) der [Chlamydomonas](#) zu ca. 20 % der Fettsäureester vor.<sup>[27]</sup> Sie werden darum als Ersatz für [Lipid](#) verwendet, das etwa 17–20 % enthält. Sie kommt weiter in verschiedenen Algenen und im Samen der Schakalbeere [Diospyros mesquitol](#) im Fruchtfleisch der [Zuckerröhre](#) (Cucumis melo), der [Tango](#) (Carya prinos) und der [Kaki](#) (Diospyros kaki) in größeren Mengen vor.<sup>[28]</sup> Ebenfalls in erhöhter Konzentration kommt sie in den Fettsäuren von [Bakterien](#) vor.<sup>[29]</sup>

Die Palmitoleinsäure ist ebenfalls in der Fraktion der freien Fettsäuren des Stratum Corneum (die äußerste Schicht der [Haut](#)) zu knapp 4 % enthalten,<sup>[30]</sup> weshalb sie in kosmetischen Anwendungen und der Lederpflege begehrt ist.<sup>[31]</sup> Sie ist ein [Lipid](#) mit hormonartiger Wirkung. Bezeichnung für Palmitoleinsäure als ein von Fettgewebe freigesetztes Lipid mit hypothetischer Hormon-Wirkung.<sup>[32]</sup>

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).<sup>[33]</sup> Sie entsteht auch durch [β-Oxidation](#) aus der [Vaccensäure](#), der umgekehrte Fall, die [Enzyme](#) der Vaccensäure ergibt wieder die Palmitoleinsäure.

## Herstellung



## Anwendungen



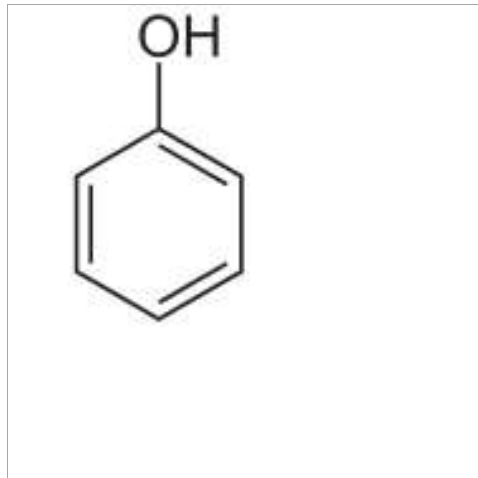
Name Phenol

9 ID-organisch Molare Masse in g/mol 94,11

Summenformel C6H6O CAS-Numm 108-95-2 Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel



Karbonsäure, Karbol, Benzenol, Hydroxybenzol

Kurzbeschreibung

farblose nadelförmige Kristalle mit durchdringendem Geruch

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

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“. [Auguste Laurent](#) entdeckte sie 1841 erneut und ermittelte die Summenformel als C6H6O. [Charles Gerhardt](#) nannte sie *Phenol*.<sup>[14]</sup> Der Name weist auf das Leuchtgas hin, welches neben Steinkohlenteer bei der Produktion von Koks entstand. Leuchtgas ([Stadtgas](#)) diente damals zur Beleuchtung der Städte (gr. *phainomai*: leuchten).

[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.<sup>[15]</sup> Wegen seiner hautirritierenden Nebenwirkung wurde es aber bald durch andere Antiseptika ersetzt. Wegen seiner bakteriziden Wirkung wurde es als [Desinfektionsmittel](#) eingesetzt und wird heute durch Derivate des Phenols ersetzt.<sup>[13]</sup>

Phenol wird zusammen mit Formaldehyd zur Herstellung der [Phenoplast-Kunstharze](#) verwendet. Unter dem Warenzeichen [Bakelit](#) wurde Phenolharz zu Beginn des 20. Jahrhunderts als erster vollsynthetischer, industriell produzierter [Kunststoff](#) hergestellt.

Während des [Holocausts](#) ermordeten [SS-Ärzte](#) KZ-Häftlinge u. a. durch [intrakardiale](#) Phenolinjektionen.<sup>[14][15][16]</sup>

Eigenschaften

41

Siedepunkt in °C

182

Dampfdruck in hPa

0,2

Dd-Temperatur in °C

20 Reaktionen

Sicherheitshinweise [GHS05](#) [GHS07](#) [GHS09](#)

Phenol wird verwendet, um die Haut vorwiegend durch Kontakt mit brennender Oxidation bei einer Konzentration von 10 bis 20% Lösung zu schädigen. Phenol wird auch zur Erzeugung von Phenolharzen verwendet. Phenol wird zur Erzeugung von Phenolharzen verwendet. Phenol wird zur Erzeugung von Phenolharzen verwendet.

Phenol wird verwendet, um die Haut vorwiegend durch Kontakt mit brennender Oxidation bei einer Konzentration von 10 bis 20% Lösung zu schädigen. Phenol wird auch zur Erzeugung von Phenolharzen verwendet. Phenol wird zur Erzeugung von Phenolharzen verwendet.

Phenol wird verwendet, um die Haut vorwiegend durch Kontakt mit brennender Oxidation bei einer Konzentration von 10 bis 20% Lösung zu schädigen. Phenol wird auch zur Erzeugung von Phenolharzen verwendet. Phenol wird zur Erzeugung von Phenolharzen verwendet.

Phenol wird verwendet, um die Haut vorwiegend durch Kontakt mit brennender Oxidation bei einer Konzentration von 10 bis 20% Lösung zu schädigen. Phenol wird auch zur Erzeugung von Phenolharzen verwendet. Phenol wird zur Erzeugung von Phenolharzen verwendet.

Phenol wird verwendet, um die Haut vorwiegend durch Kontakt mit brennender Oxidation bei einer Konzentration von 10 bis 20% Lösung zu schädigen. Phenol wird auch zur Erzeugung von Phenolharzen verwendet. Phenol wird zur Erzeugung von Phenolharzen verwendet.

## Eigenschaften [Bearbeiten] | Quelltext bearbeiten



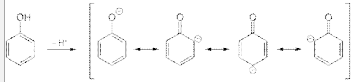
Phenol

### Physikalische Eigenschaften [Bearbeiten] | Quelltext bearbeiten

Reines Phenol bildet bei Zimmertemperatur farblose Kristallnadeln, jedoch ist das kommerziell erhältliche Produkt, d. R. durch geringe, aber intensiv gefärbte Verunreinigungen rosa bis rötlich-braun gefärbt.<sup>[1]</sup> 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 trüblich.<sup>[2]</sup> Phenol löst sich nur mäßig in Wasser. Zwischen den Lösungen mit hohem und niedrigem Phenolanteil besteht eine Mischungslücke.<sup>[3]</sup> Mit Wasser verflüchtigtes Phenol wurde im medizinischen Bereich als Phenolum Ispisectum bezeichnet.<sup>[4]</sup>

### 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 Phenolats. 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.<sup>[5]</sup> 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 anstreben, kommt es zu der beobachteten Regioselektivität. Andererseits ist der bei der Substitution als Zwischenstufe entstehende  $\sigma$ -Komplex (Carbeniumion) in ortho- und para-Position mesomeriestabilisierter als in meta-Position, da mehr energetische Grenzstrukturen möglich sind und die Delokalisierung der Elektronen somit ausgeprägter ist. Die Substitution in para-Position ist zusätzlich bevorzugt, da es dort nicht zu sterischen Wechselwirkungen des anzureichenden Elektrophils mit den freien Elektronenpaaren des Sauerstoffs kommt.

## Vorkommen

## Herstellung

### Gewinnung und

#### Darstellung [Bearbeiten] | Quelltext bearbeiten

Phenole sind nicht durch elektrophile aromatische Substitution darzustellen, da ein entsprechendes Sauerstoff-Elektrophil nicht zugänglich ist.

#### Industrielle

#### Herstellung [Bearbeiten] | Quelltext bearbeiten

In industriellen Maßstäben wird die Grundchemikalie Phenol durch das Cumolhydroperoxid-Verfahren, auch als Phenolpulver nach Hoesch-Verfahren bekannt, hergestellt.

Benzol und Propen werden zunächst durch eine Friedel-Crafts-Alkylierung im Schritt in Isocumylbenzol (Cumyl) überführt. Cumyl wird durch Abtrennen zum Hydroperoxid umförmigt, welches durch saure Aufarbeitung unter Umlebensum zu Phenol und Aceton zerfällt.<sup>[6]</sup> Das gasförmige Erzeugnis zweier leicht trennbare, wertvoller Produkte macht dieses Verfahren besonders vorteilhaft.

#### Herstellung aus nachwachsenden Rohstoffen [Bearbeiten] | Quelltext bearbeiten

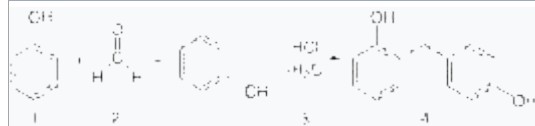
Actual wird in Möglichkeiten geforscht, Phenol aus nachwachsenden Rohstoffen und insbesondere aus Lignin herzustellen.<sup>[7]</sup> Dazu eignen sich aromatische Pyrocatecholamine mit anschließender Proxylaufbereitung.<sup>[8]</sup> Allerdings wird geschätzt, dass es noch 10 bis 20 Jahre dauert, bis eine solche Phenolproduktion kommerzialisiert wird.<sup>[9]</sup>

#### Herstellung im Labor [Bearbeiten] | Quelltext bearbeiten

In Labormaßstab werden Phenole auch durch Veresteren von Diacetonlactonen, welche durch die Dehydratung von aromatischen Anhydrobindungen – hier von Anilin – mit Salpetersäure 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

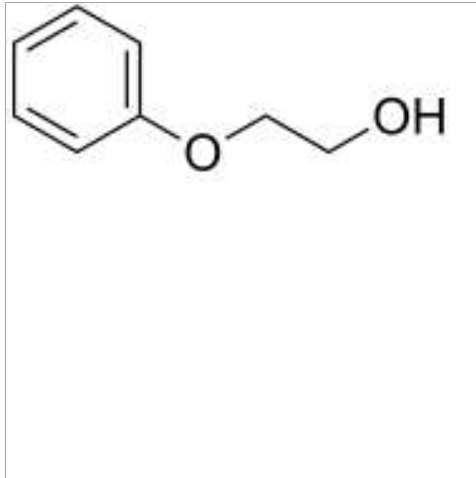
(IUPAC)

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<sup>-1</sup> bei 20 °C)

Bezeichnung: 1.534 (2013)  
Sicherheitshinweise [Bearbeiten](#) [Quelltext](#)  
[bearbeiten](#)

Phenoxyethanol kann als Mischung mit [Methyläthylphenol](#) [Benzol](#) vom Typ 4 ([GHS05](#)) [H302](#) [H332](#) [H410](#) [P201](#) [P202](#) [P273](#) [P501](#) [P502](#) [P503](#) [P504](#) [P505](#) [P506](#) [P507](#) [P508](#) [P509](#) [P510](#) [P511](#) [P512](#) [P513](#) [P514](#) [P515](#) [P516](#) [P517](#) [P518](#) [P519](#) [P520](#) [P521](#) [P522](#) [P523](#) [P524](#) [P525](#) [P526](#) [P527](#) [P528](#) [P529](#) [P530](#) [P531](#) [P532](#) [P533](#) [P534](#) [P535](#) [P536](#) [P537](#) [P538](#) [P539](#) [P540](#) [P541](#) [P542](#) [P543](#) [P544](#) [P545](#) [P546](#) [P547](#) [P548](#) [P549](#) [P550](#) [P551](#) [P552](#) [P553](#) [P554](#) [P555](#) [P556](#) [P557](#) [P558](#) [P559](#) [P560](#) [P561](#) [P562](#) [P563](#) [P564](#) [P565](#) [P566](#) [P567](#) [P568](#) [P569](#) [P570](#) [P571](#) [P572](#) [P573](#) [P574](#) [P575](#) [P576](#) [P577](#) [P578](#) [P579](#) [P580](#) [P581](#) [P582](#) [P583](#) [P584](#) [P585](#) [P586](#) [P587](#) [P588](#) [P589](#) [P590](#) [P591](#) [P592](#) [P593](#) [P594](#) [P595](#) [P596](#) [P597](#) [P598](#) [P599](#) [P600](#) [P601](#) [P602](#) [P603](#) [P604](#) [P605](#) [P606](#) [P607](#) [P608](#) [P609](#) [P610](#) [P611](#) [P612](#) [P613](#) [P614](#) [P615](#) [P616](#) [P617](#) [P618](#) [P619](#) [P620](#) [P621](#) [P622](#) [P623](#) [P624](#) [P625](#) [P626](#) [P627](#) [P628](#) [P629](#) [P630](#) [P631](#) [P632](#) [P633](#) [P634](#) [P635](#) [P636](#) [P637](#) [P638](#) [P639](#) [P640](#) [P641](#) [P642](#) [P643](#) [P644](#) [P645](#) [P646](#) [P647](#) [P648](#) [P649](#) [P650](#) [P651](#) [P652](#) [P653](#) [P654](#) [P655](#) [P656](#) [P657](#) [P658](#) [P659](#) [P660](#) [P661](#) [P662](#) [P663](#) [P664](#) [P665](#) [P666](#) [P667](#) [P668](#) [P669](#) [P670](#) [P671](#) [P672](#) [P673](#) [P674](#) [P675](#) [P676](#) [P677](#) [P678](#) [P679](#) [P680](#) [P681](#) [P682](#) [P683](#) [P684](#) [P685](#) [P686](#) [P687](#) [P688](#) [P689](#) [P690](#) [P691](#) [P692](#) [P693](#) [P694](#) [P695](#) [P696](#) [P697](#) [P698](#) [P699](#) [P700](#) [P701](#) [P702](#) [P703](#) [P704](#) [P705](#) [P706](#) [P707](#) [P708](#) [P709](#) [P710](#) [P711](#) [P712](#) [P713](#) [P714](#) [P715](#) [P716](#) [P717](#) [P718](#) [P719](#) [P720](#) [P721](#) [P722](#) [P723](#) [P724](#) [P725](#) [P726](#) [P727](#) [P728](#) [P729](#) [P730](#) [P731](#) [P732](#) [P733](#) [P734](#) [P735](#) [P736](#) [P737](#) [P738](#) [P739](#) [P740](#) [P741](#) [P742](#) [P743](#) [P744](#) [P745](#) [P746](#) [P747](#) [P748](#) [P749](#) [P750](#) [P751](#) [P752](#) [P753](#) [P754](#) [P755](#) [P756](#) [P757](#) [P758](#) [P759](#) [P760](#) [P761](#) [P762](#) [P763](#) [P764](#) [P765](#) [P766](#) [P767](#) [P768](#) [P769](#) [P770](#) [P771](#) [P772](#) [P773](#) [P774](#) [P775](#) [P776](#) [P777](#) [P778](#) [P779](#) [P780](#) [P781](#) [P782](#) [P783](#) [P784](#) [P785](#) [P786](#) [P787](#) [P788](#) [P789](#) [P790](#) [P791](#) [P792](#) [P793](#) [P794](#) [P795](#) [P796](#) [P797](#) [P798](#) [P799](#) [P800](#) [P801](#) [P802](#) [P803](#) [P804](#) [P805](#) [P806](#) [P807](#) [P808](#) [P809](#) [P810](#) [P811](#) [P812](#) [P813](#) [P814](#) [P815](#) [P816](#) [P817](#) [P818](#) [P819](#) [P820](#) [P821](#) [P822](#) [P823](#) [P824](#) [P825](#) [P826](#) [P827](#) [P828](#) [P829](#) [P830](#) [P831](#) [P832](#) [P833](#) [P834](#) [P835](#) [P836](#) [P837](#) [P838](#) [P839](#) [P840](#) [P841](#) [P842](#) [P843](#) [P844](#) [P845](#) [P846](#) [P847](#) [P848](#) [P849](#) [P850](#) [P851](#) [P852](#) [P853](#) [P854](#) [P855](#) [P856](#) [P857](#) [P858](#) [P859](#) [P860](#) [P861](#) [P862](#) [P863](#) [P864](#) [P865](#) [P866](#) [P867](#) [P868](#) [P869](#) [P870](#) [P871](#) [P872](#) [P873](#) [P874](#) [P875](#) [P876](#) [P877](#) [P878](#) [P879](#) [P880](#) [P881](#) [P882](#) [P883](#) [P884](#) [P885](#) [P886](#) [P887](#) [P888](#) [P889](#) [P890](#) [P891](#) [P892](#) [P893](#) [P894](#) [P895](#) [P896](#) [P897](#) [P898](#) [P899](#) [P900](#) [P901](#) [P902](#) [P903](#) [P904](#) [P905](#) [P906](#) [P907](#) [P908](#) [P909](#) [P910](#) [P911](#) [P912](#) [P913](#) [P914](#) [P915](#) [P916](#) [P917](#) [P918](#) [P919](#) [P920](#) [P921](#) [P922](#) [P923](#) [P924](#) [P925](#) [P926](#) [P927](#) [P928](#) [P929](#) [P930](#) [P931](#) [P932](#) [P933](#) [P934](#) [P935](#) [P936](#) [P937](#) [P938](#) [P939](#) [P940](#) [P941](#) [P942](#) [P943](#) [P944](#) [P945](#) [P946](#) [P947](#) [P948](#) [P949](#) [P950](#) [P951](#) [P952](#) [P953](#) [P954](#) [P955](#) [P956](#) [P957](#) [P958](#) [P959](#) [P960](#) [P961](#) [P962](#) [P963](#) [P964](#) [P965](#) [P966](#) [P967](#) [P968](#) [P969](#) [P970](#) [P971](#) [P972](#) [P973](#) [P974](#) [P975](#) [P976](#) [P977](#) [P978](#) [P979](#) [P980](#) [P981](#) [P982](#) [P983](#) [P984](#) [P985](#) [P986](#) [P987](#) [P988](#) [P989](#) [P990](#) [P991](#) [P992](#) [P993](#) [P994](#) [P995](#) [P996](#) [P997](#) [P998](#) [P999](#)

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

20 ml·m<sup>-3</sup> bzw. 110 mg·m<sup>-3</sup> 1260 mg·kg<sup>-1</sup> (LD50, Ratte, oral)

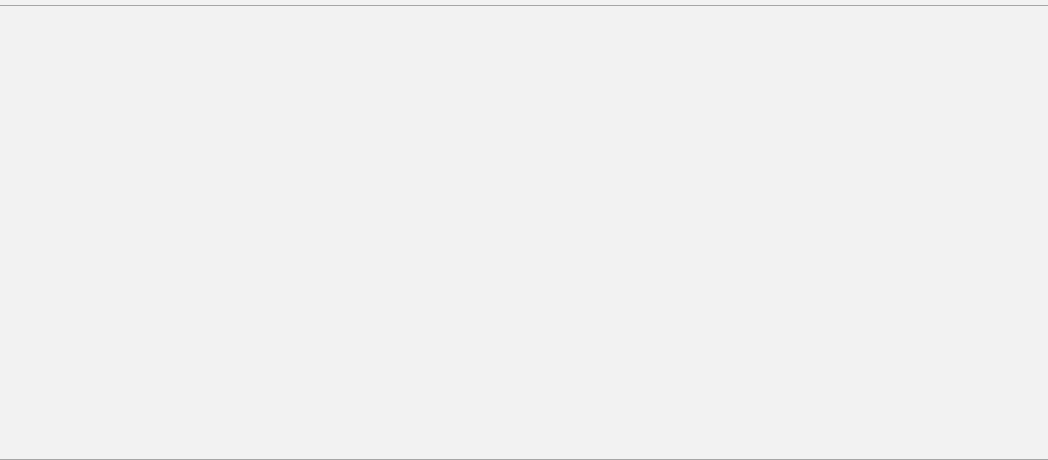
Geschichte

Eigenschaften

**2-Phenoxyethanol** (Phenylglycol) ist eine [organische Verbindung](#). Es ist ein [Ether](#) des [Phenols](#) mit [Ethylenglycol](#) mit der [Summenformel](#)  $C_8H_{10}O_2$ .

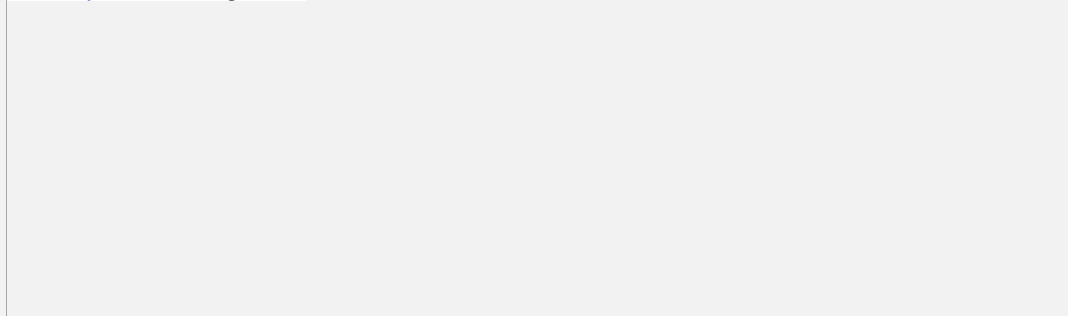
Phenoxyethanol ist bei Raumtemperatur eine farblose, viskose Flüssigkeit mit schwach aromatischem, rosenartigem<sup>[6]</sup> Geruch, welche wenig löslich in Wasser ist.<sup>[2]</sup> Die [Dampfdruckfunktion](#) ergibt sich nach [Antoine](#) entsprechend  $\log_{10}(P) = A - (B/(T+C))$  (P in bar, T 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.<sup>[6]</sup>

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<sup>[8]</sup> 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.<sup>[2]</sup>

## Verwendungsbeschränkungen

[arbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)

In dem Südseestaat [Palau](#) ist Phenoxyethanol in [Sonnenschutzmitteln](#) zum Schutz der [Korallenriffe](#) seit Januar 2020 verboten.<sup>[9]</sup> Das Verbot beruht auf den Ergebnissen einer 2017 veröffentlichten Studie<sup>[10]</sup> zur Verschmutzung der Unterwasserwelt am [Jellyfish Lake](#).

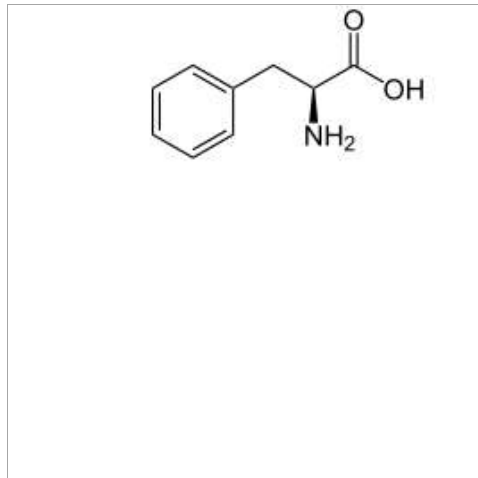
Name Phenylalanin

36 ID-organisch Molare Masse in g/mol 165,19

Summenformel  $C_9H_{11}NO_2$  CAS-Numm 63-91-2 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 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<sup>-1</sup> 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.<sup>[8]</sup>

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 100g des Lebensmittels, zusätzlich ist der prozentuale Anteil am Gesamtprotein angegeben.<sup>[9]</sup>

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<sup>[10]</sup>—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.<sup>[10][11]</sup> Zur Synthese des Arzneistoffes [Alacepril](#) wird L-Phenylalanin als Edukt eingesetzt.<sup>[12]</sup> In der stereoselektiven Synthese sind (S)- oder (R)-Phenylalanin und deren Derivate als Edukte und [enantioselektive](#) Katalysatoren von Bedeutung

Name Phthalsäure

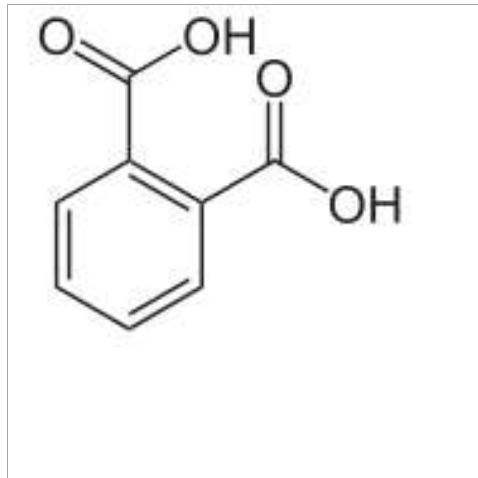
81 ID-organisch Molare Masse in g/mol 166,13

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<sup>-1</sup> bei 25 °C)[2]  
löslich in heißem Wasser und Ethanol

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

Schweiz: 5 mg·m<sup>-3</sup> 7900 mg·kg<sup>-1</sup> (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<sup>[6]</sup>, 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:

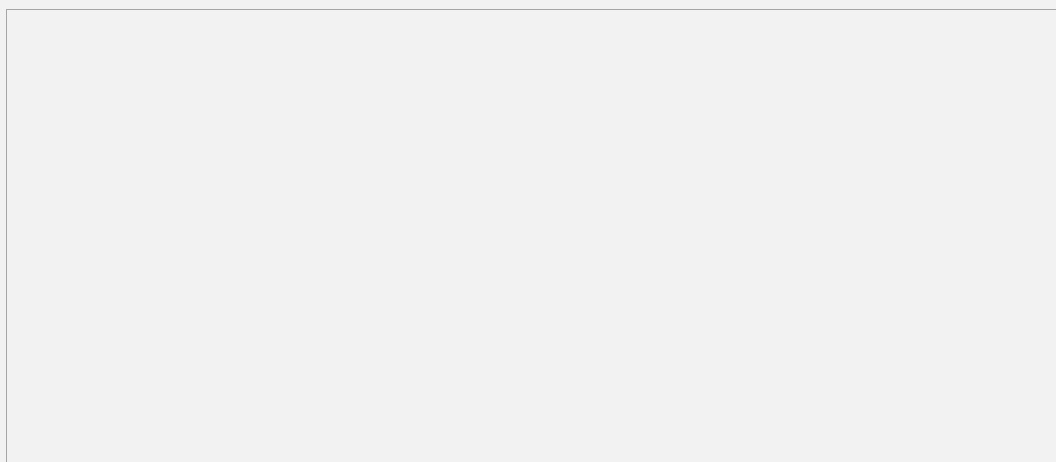
- 1,2-Benzoldicarbonsäure ([ortho](#)-Phthalsäure, *o*-Phthalsäure)
- 1,3-Benzoldicarbonsäure ([Isophthalsäure](#), *m*-Phthalsäure)
- 1,4-Benzoldicarbonsäure ([Terephthalsäure](#), *p*-Phthalsäure)

*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](#).<sup>[9]</sup>



## 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

009-36-9

220

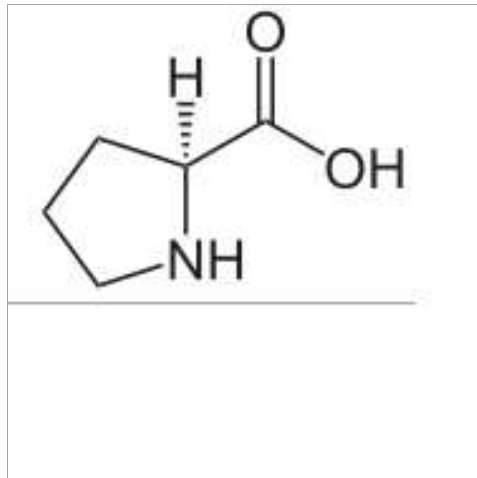
Azolidin-2-carbonsäure,  
Pro

(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<sup>-1</sup> bei 20 °C)

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

Geschichte

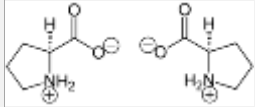
Der Name Prolin stammt von [Emil Fischer](#) und leitet sich vom [Pyrrolidin](#) ab.

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  $>185\text{ °C}$ .<sup>[1]</sup>



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

Im elektrischen Feld wandert das Zwitterion nicht, da es als Ganzes ungeladen ist. Genaugenommen 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.<sup>[1]</sup>

Weitere Eigenschaften:

- [Seitenkette](#): [hydrophob](#)
- [Isoelektrischer Punkt](#): pH = 6,30<sup>[2]</sup>
- [Van-der-Waals-Volumen](#):  $90\text{ Å}^3$ <sup>[3]</sup>
- [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 Tetrahydropyrrolringes 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.<sup>[6]</sup> Ein L-Prolin-Derivat dient als [chiraler](#) Selektor in der [enantioselektiven Dünnschichtchromatographie](#).<sup>[2]</sup> Der therapeutisch und wirtschaftlich bedeutende Arzneistoff [Captopril](#) wird aus L-Prolin synthetisiert.

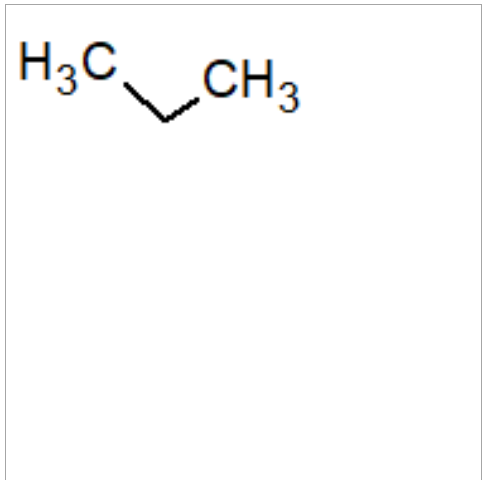
Name Propan

3 ID-organisch Molare Masse in g/mol 44,1

Summenformel C3H8 CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 74-98-6 -147,7

R-290



Siedepunkt in °C

-42

Kurzbeschreibung

farb- und geruchloses Gas

Dampfdruck in hPa

83

Löslichkeit

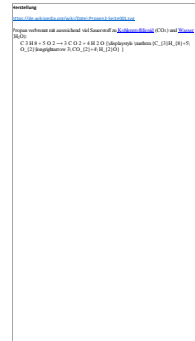
praktisch unlöslich in Wasser

Dd-Temperatur in °C

20 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

1000 ml/m<sup>3</sup>



Geschichte

<http://www.gk-knab-gase.de/geschichte-des-fluessiggases.html>

<https://www.rheingas.de/unternehmen/ueber-uns/historie/>

Eigenschaften

Propan ist ein farb- und geruchloses [Gas](#), hat einen [Schmelzpunkt](#) von  $-187,7\text{ °C}$  und einen [Siedepunkt](#) von  $-42\text{ °C}$ . 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  $20\text{ °C}$  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  $2,12\%$  bis  $9,35\%$  in Luft [explosionsfähige Gemische](#).[\[6\]](#) Seine [Zündtemperatur](#) liegt bei  $470\text{ °C}$  (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

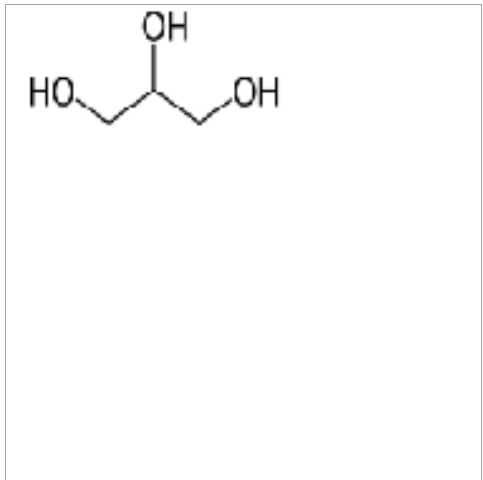
Name Propan-1,2,3-triol

17 ID-organisch Molare Masse in g/mol 92,09

Summenformel C3H8O3 CAS-Numm 56-81-5 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 18

Glycerin



Kurzbeschreibung

farblose, süß schmeckende, leicht viskose Flüssigkeit

Siedepunkt in °C

290

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[4]

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

200 mg/m<sup>3</sup>

4090 mg·kg<sup>-1</sup> (LD50, Maus, oral)

Chemische Eigenschaften, Sicherheitstechnische, Gesundheitsrisiken, Lebensmittel. Includes a small image of glycerol crystals.

Geschichte

Geschichte Bearbeiten Quelltext bearbeiten

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“ 1836 wurde der strukturelle Aufbau von Théophile-Jules Pelouze aufgeklärt. Der Engländer George Fergusson Wilsch entwickelte 1854 ein Verfahren, um reines Glycerin in industriellem Maßstab zu synthetisieren. In der Folgezeit stieg das Interesse an Glycerin als Vorläufer für das damals neu entdeckte Nitroglycerin. Damals wurde Glycerin größtenteils aus Ölen und Fetten gewonnen, allerdings reichte die Produktionsmenge in Kriegszeiten nicht aus, sodass erstmals auch Anlagen gebaut wurden, in denen Glycerin aus Zucker fermentativ hergestellt wurde. 1943 wurde in Deutschland eine neue, erdölbasierte Herstellungsmethode für Glycerin gefunden, die in der Folgezeit die fermentative Herstellung ablöste. Um die Jahrtausendwende wurden ca. 25 % des Glycerins erdölbasiert hergestellt. Da durch politische Maßnahmen seit Anfang der 2000er Jahre die Produktion von Biodiesel mehr und mehr gefördert wurde, stieg auch die Menge des Kuppelprodukts Glycerin aus natürlichen Quellen stark an. Mittlerweile wird Glycerin nahezu ausschließlich aus nachwachsenden Rohstoffen hergestellt. Durch die gestiegene Produktionsmenge ist der Glycerinpreis stark gefallen. Damit wird Glycerin auch für neue Anwendungen interessant, für die es früher zu teuer war. 2016 lag die weltweite Jahresproduktion an Glycerin bei ca. 4 Millionen Tonnen.

Eigenschaften



**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](#)









## 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 [Diäcetonalkohol](#) 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

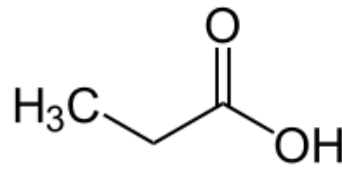
Trivialname

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<sup>-1</sup> bei 20 °C)[3]  
löslich in Ethanol, Diethylether und Chloroform

Dd-Temperatur in °C

23 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

DFG: 10 ml·m<sup>-3</sup> bzw. 31 mg·m<sup>-3</sup> 2600 mg·kg<sup>-1</sup> (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.<sup>[5]</sup> Dumas leitete ihn aus [griech. protos](#), ‚das Erste‘, und [pion](#), ‚Fett‘ ab,<sup>[9]</sup> 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.<sup>[3][16]</sup> Der **Explosionsbereich** liegt zwischen 2,85 Vol.-% (87 g/m<sup>3</sup>) als untere Explosionsgrenze (UEG) und 12 Vol.-% (370 g/m<sup>3</sup>) als obere Explosionsgrenze (OEG).<sup>[3][16]</sup> Hier ergibt sich ein oberer Explosionspunkt von 48 °C.<sup>[3]</sup> Die **Grenzspaltweite** wurde mit 1,1 mm bestimmt.<sup>[3][16]</sup> Es resultiert damit eine Zuordnung in die **Explosionsgruppe** IIA.<sup>[16]</sup> Die **Zündtemperatur** beträgt 485 °C.<sup>[3][16]</sup> 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**<sup>[Quellen]</sup> <sup>[Zusammenfassung]</sup>  
Die großtechnische Herstellung von Propionsäure ist ein **Chemisches Verfahren**, welches aktuell zwei Verfahren umfasst:  
Die **Veresterung** von **Ethen** (C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>) in Gegenwart von Wasser sowie Sauerstoff in den 1930er Jahren von **IG Farben** bei der **IG-Farben** (IG Farben) entwickelt. Aufgrund der geringen Verfügbarkeit von **Ethen** auf Basis von **Gas** (C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>) durch die Erfindung der **Diels-Alder-Reaktion** wird Propionsäure heute ebenfalls durch die Oxidation von **Propionitril** hergestellt.  
**Hydroformylierung von Ethen (OAF-Process)**  
In beiden diesen Verfahren wird **Ethen** (C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>) bei Temperaturen von 20–25 °C und Drücken von 100–300 bar in Gegenwart von Nickeltriacetylaceton (Ni(C<sub>5</sub>H<sub>7</sub>O<sub>2</sub>)<sub>3</sub>) als homogenem Katalysator in der flüssigen Phase umgesetzt zu:  
$$C_2H_4 + CO + H_2 \rightarrow C_3H_7COOH$$
  
Dieses Verfahren wird heute vor allem in Anlagen der **IG Farben** durchgeführt. Das Intermediat ist der weltweit größte Hersteller von Propionsäure und produziert diese an:  
**IG Farben** (IG Farben) und **IG Farben** (IG Farben) in den angrenzenden Ländern (eingeträchtigt wurden). Die Produktionskapazität der OAF-Anlagen beträgt etwa 1.800.000 t/a.  
**Oxidation von Propionitril**  
Ein weiteres wichtiges Verfahren zur großtechnischen Herstellung von Propionsäure ist die **Oxidation** von **Propionitril**. Letzteres wird durch die **peroxydatischen** Ausgangsstoffen produziert und wird durch Oxidation mit **H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>** in die flüssige Phase überführt. Die Flüssigphaseoxidation von Propionitril wird mit **H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>** bei Temperaturen von 50–55 °C und geringen Drücken von 1–2 bar in Gegenwart von heterogenem 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.<sup>[17]</sup> Auch von der amerikanischen [Food and Drug Administration](#) wird Propionsäure als sicher eingestuft.<sup>[18]</sup> 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

$C_{20}H_{30}$

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

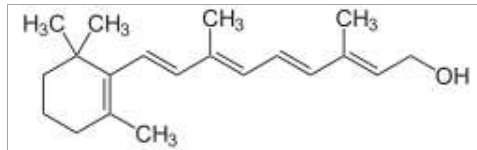
68-26-8

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

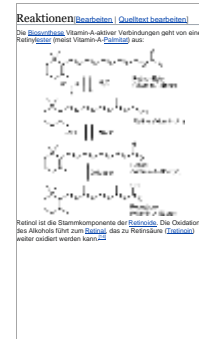
Löslichkeit

praktisch unlöslich in Wasser  
gut in unpolaren Lösungsmitteln

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

2.000 mg·kg<sup>-1</sup> (LD50, Ratte, oral)



Geschichte

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

Retinol wurde 1913 von [Elmer McCollum](#) und [Marquerite Davis](#) (1887–1967) entdeckt.<sup>[5]</sup> 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 [Tretinoïn](#). Nach ihnen wurde diese Synthese [Arens-van Dorp-Synthese](#) genannt.<sup>[6]</sup>

Eigenschaften

**Retinol**, auch **Vitamin A<sub>1</sub>** 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  $\beta$ -[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  $\beta$ -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 Retinylestern 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.<sup>[1]</sup>

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.<sup>[2]</sup> 0,1 mg Retinolaktivitätsäquivalent (*retinol activity equivalent*, RAE) entspricht 0,1 mg Retinol, 1,2 mg  $\beta$ -Carotin oder 2,4 mg andere Provitamin-A-Carotinoide. Schwangeren wird 0,8 mg und Stillenden 1,3 mg empfohlen.<sup>[2]</sup>

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.<sup>[3]</sup> Das [Bundesinstitut für Risikobewertung](#) (BfR) hat die [tolerierbare obere Einnahmемenge](#) (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.<sup>[4]</sup>

Butterersatzzeugnisse wie z. B. [Margarine](#) oder [Mischfetterzeugnisse](#) müssen in Deutschland verpflichtend mit Vitamin A angereichert werden (1 mg pro 100 Gramm Lebensmittel).<sup>[5]</sup> 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  $\beta$ -Carotin nicht in Retinol umwandeln und sich daher natürlicherweise nur durch den Verzehr von Leber ausreichend mit Vitamin A versorgen kann.<sup>[6]</sup> Trockenfuttermittel werden daher häufig mit [Lutein](#) aus [Tapestbi-Utenextrakt](#) 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 C<sub>15</sub>-Salz hergestellt. Dieses reagiert durch die Wittig-Reaktion mit einem C<sub>5</sub>-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
<a href="#">Täglicher Bedarf</a>	0,8–1,0 mg
Folgen bei Mangel	u. a. Haarausfall, Sehstörungen (z. B. Nachtblindheit), <a href="#">Atrophie</a> von Schleimhäuten und Speicheldrüsen
<a href="#">Überdosis</a>	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](#) [lumen](#) zu Retinol [hydrolysiert](#) werden. Nach der Aufnahme des Retinols in die [Enterozyten](#) erfolgt dessen Wiederveresterung mit langkettigen [Fettsäuren](#).<sup>[1]</sup>

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.<sup>[2]</sup> Eine Hydrolyse ist somit auch Voraussetzung für die Freisetzung von Vitamin A aus der Leber. Diese erfolgt unter Wirkung eines Enzyms (Retinylester-Hydrolase).<sup>[3]</sup>

## 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

C<sub>17</sub>H<sub>20</sub>N<sub>4</sub>O<sub>6</sub>

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

83-88-5

Trivialname

Strukturformel

278

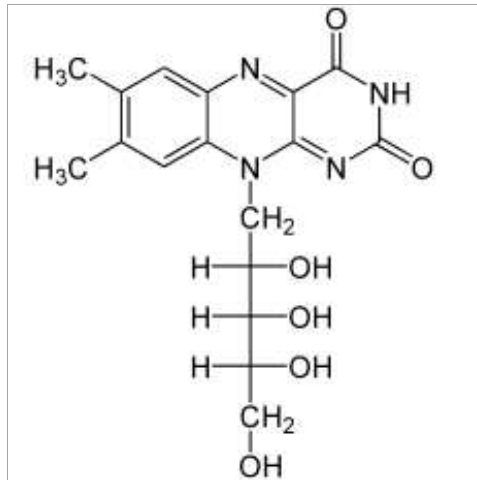
Vitamin B<sub>2</sub>, Riboflavin

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<sup>-1</sup> bei 20 °C)[5]

schlecht in siedendem Ethanol und höheren Alkoholen[4]

unlöslich in Diethylether und Aceton

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

Geschichte

Vitamin B<sub>2</sub> 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 B<sub>2</sub> ist sehr gering. Für gewöhnlich wird, wie bei anderen [wasserlöslichen Vitaminen](#), auch, vom Körper nicht benötigtes B<sub>2</sub> (wasserlösliches Riboflavin mit dem [B<sub>2</sub>](#) bzw. B<sub>12</sub>) wieder ausgeschieden.

Eigenschaften

**Riboflavin**, auch **Lactoflavin** oder **Vitamin B<sub>2</sub>**, 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**<sup>[4]</sup>, dass es beim Kochen nicht zerstört wird.

## Vorkommen

Vitamin B<sub>2</sub> 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 **Vollkornprodukten**.

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 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*-*O*-Ribityl-3,4-xylidin.

Dieses Zwischenprodukt wird im Folgenden mit einem Kulleridiet, zum Beispiel Phenylazocumylchlorid, in Essigsäure gegeben, wobei sich 1-*O*-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*-*O*-Ribityl-3,4-xylidins angegriffen, wobei unter Abspaltung von Chlorwasserstoffsäure 1-*O*-Ribitylamino-3,4-dimethyl-6-phenylazobenzol entsteht.

Zuletzt wird das 1-*O*-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 Ringssystem öffnen. Das Intermediat bindet dann an das 1-*O*-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

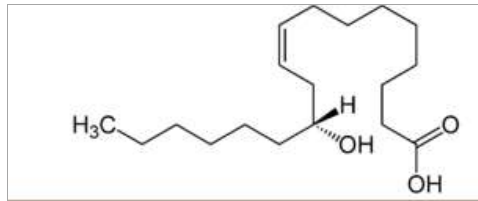
Trivialname

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

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

nahezu unlöslich in Wasser, leicht löslich in Ethanol, Eisessig, Diethylether  
und Chloroform[

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.<sup>[5]</sup> 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](#).<sup>[10][11]</sup>

Durch Hydrierung der Doppelbindung erhält man die [12-Hydroxystearinsäure](#) (12-Hydroxyoctadecansäure), die in großem Umfang zur Herstellung von Seifenverdickern für Schmierfette verwendet wird.

Name Serin

39

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

105,09

Summenformel

$C_3H_7NO_3$

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

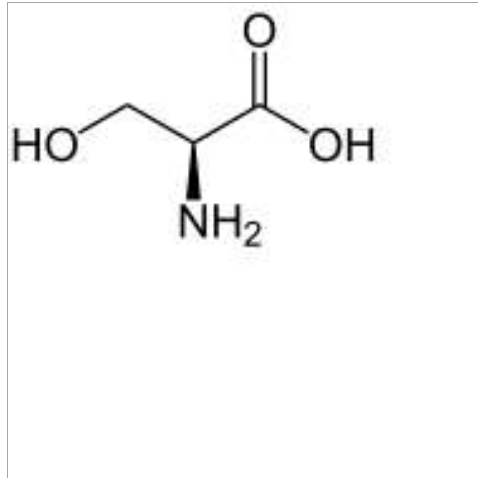
Trivialname

Strukturformel

302-84-1 (D)

215

2-Amino-3-hydroxy-  
propansäure,  
Hydroxylamin, Ser, S



Siedepunkt in °C

225

Kurzbeschreibung

weiße, nadelförmige,  
süßlich schmeckende  
Kristalle

Dampfdruck in hPa

0

Löslichkeit

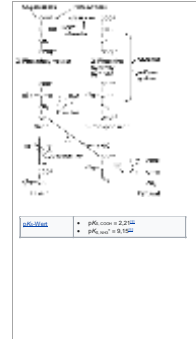
gut in Wasser (360 g·l<sup>-1</sup> bei 20 °C)[2]  
unlöslich in Diethylether und Ethanol

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

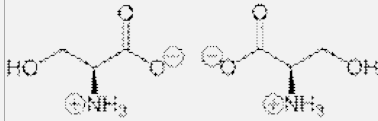


Geschichte

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. Genau genommen 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. <sup>[5]</sup>

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** [Quelle](#) [Quelle](#)  
Industriell wird L-Serin durch Fermentation hergestellt, in einer geschätzten Menge von 100-1000 Tonnen pro Jahr. [Alkohole](#) können [Lactatische](#) Proteine mit [Lactobacillus](#) herstellen.  
Im [Experiment](#) [Herstellung](#) werden. Das so erhaltene Serin wird in 20-prozentigen Ammoniumsalz (Serin) in das L-Serin) wird aufgrund unterschiedlicher Löslichkeiten und mittels [Ionenaustauschchromatographie](#) getrennt. Die einzelnen Fraktionen werden durch Umesterung gereinigt.  
D-Serin [Quelle](#) [Quelle](#)  
In [Lactose](#) und [Glucose](#) wird D-Serin durch ein [Streptococcus](#) [Streptococcus](#) gebildet. An [Streptococcus](#) fungiert D-Serin als endogener [Co-Faktor](#). In [Bakterien](#) der [Mikroorganismen](#) und [eukaryoten](#) die [Mikrobiot](#) von [Glucose](#) in diesem Receptor  $\rightarrow$  Es gibt Hinweise darauf, dass ein physiologischer Mangel an D-Serin eine Rolle im [Neurotransmission](#) spielen könnte.  
In einigen Pflanzen ist die Serin-Racemase in Stammgipfeln und Samenknospen nachgewiesen und spielt dort eine Rolle in der Regulation des erwachsenden Polysaccharids. L-Serin wird dabei zu D-Serin umgewandelt und von Polysaccharid-Enzymen, die Serin ([Serin](#)) [Serin](#) (die [Serin](#)) bilden im Polysaccharid  $\text{Ca}^{2+}$ -Kanäle, die durch D-Serin aktiviert werden, dadurch enthält ein oxidiertes  $\text{Ca}^{2+}$ -Signal in der Polysaccharid-Struktur, die das Wachstum fördert und nicht. Polysaccharide in dieser dieser Signalweg gebildet wurde, zeigen dimodulares Wachstum, [erzwingen](#) sich und sind [weniger](#) [fortsch](#).  
Dieser pflanzliche Signalmechanismus ist insofern interessant, als die Ammonium-vermittelte Kommunikation häufig eher mit dem arabischen Nervensystem der höheren Tiere in Zusammenhang gebracht wurde.

## 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

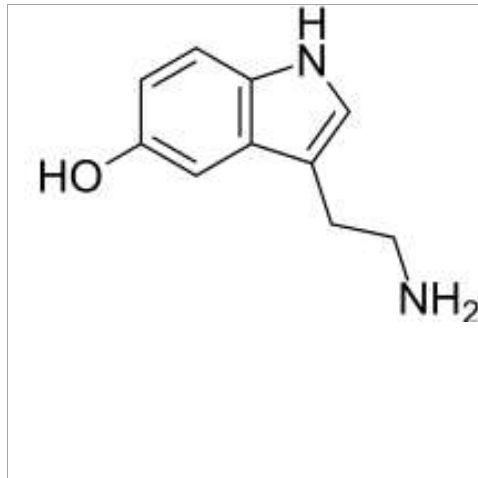
3-(2-Aminoethyl)-1H-indol-5-ol

Kurzbeschreibung

hygroskopische, lichtempfindliche Kristalle (Serotonin-Hydrochlorid)

Löslichkeit

löslich in Wasser (20 g·l<sup>-1</sup> bei 27 °C)[3] und Ethanol (3 g·l<sup>-1</sup>) (Serotonin-Hydrochlorid)[4]



Siedepunkt in °C

0

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

30 mg·kg<sup>-1</sup> (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. 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“. 1948 isolierten Maurice Rapport, Arda Green und Irvine Page eine Blutgefäße kontrahierende Substanz und gaben ihr den Namen „Serotonin“. Die Struktur dieser Substanz, die Maurice Rapport vorschlug konnte 1951 durch chemische Synthese bestätigt werden. Kurz darauf konnte Vittorio Erspamer zeigen, dass das von ihm gefundene Enteramin und Rappports Serotonin identisch sind. Irvine Page und Betty Twarog gelang 1953 mit dem Nachweis von Serotonin im Gehirn eine weitere wichtige Entdeckung. 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. 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.

### 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.<sup>[2]</sup>

## Vorkommen

Serotonin ist in der Natur weit verbreitet. Bereits einzellige Organismen wie **Algen** können Serotonin produzieren.<sup>[3]</sup> Als Produzenten gelten ebenso **Plattwürmer** und höhere **Tiere**.<sup>[4]</sup> In der **Reinherstellung** der **Pharmazie** ist Serotonin für deren katalytische Wirkung unverzichtbar. Zu den serotoninhaltigen pflanzlichen Lebensmitteln zählen **Walnüsse**, die über 300 µg/g Serotonin enthalten können, aber auch **Korngewächse**, **Leguminosen**, **Sorghum**, **Gräser**, **Phanerogamen**, **Farne** und daraus hergestellte Produkte wie beispielsweise **Chocolade**, enthält mehr als 1 µg/g Serotonin.<sup>[5]</sup> Der ungewöhnlich hohe Serotoningehalt, speziell bei Walnüssen, wird mit einem spezifischen Rückwandmechanismus von entzündlichen **Antikörpern** zu weiteren verschärfen Serotonin-De novo-trennend, bekanntlich auch als Nebenbestandteil **Phenylethylamin** pflanzlicher **Phytoce** auf, wie z. B. **DMT**, **5-MeO-DALT** und **Balaacine** in **Yopo**, einem psychedelischen Rauschmittel aus der **Pflanzengattung** **Passiflora**.<sup>[6]</sup> Für weitere Abklärungen des Serotonins, wie **Pharmakodynamik** und **Pharmakokinetik**, wird eine Funktion als Proteindomäne zum Schutz vor Mikroorganismen angenommen.<sup>[7]</sup>

Im Menschen ist Serotonin in nahezu allen **Geweben** enthalten. Es ist hier einer der **physiologisch** ältesten **Neurotransmitter** und kommt, wie auch seine Rezeptoren, im Nervengewebe bereits im embryonalen Stadium wie dem **Gehirn** vor.<sup>[8]</sup> Es wird vermutet, dass das Serotoninsystem, bestehend aus Serotonin und seinen Rezeptoren, bereits im **Paläozoikum** vor über 700 Millionen Jahren entstanden.<sup>[9]</sup>

Körperflüssigkeit	Konzentration (pmol/l)
<b>Gehirn-Rückenmark-Flüssigkeit</b>	<400
<b>Thrombozytarien Plasma</b>	4–15 <sup>µM</sup>
<b>Thrombozytarielles Plasma</b>	1000–2500 <sup>µM</sup>
<b>Blutserum</b>	300–900 <sup>µM</sup>
<b>Urbilirubin</b>	1200 <sup>µM</sup>
<b>Urin</b>	900–1300 <sup>µM</sup>

Im menschlichen Organismus kommt die größte Menge an Serotonin im **Magen-Darm-Trakt** vor. Hier werden etwa 95 % der gesamten Serotoninkonzentration des Körpers, die auf **10 mg täglich** wird, gespeichert. Etwa 50 % des Serotonins des Magen-Darm-Trakts werden in den **enterochromaffinen Zellen** gespeichert, die etwa 10 % der **enterochromaffinen Zellen** im **Magen-Darm-Trakt** ausmachen. Die übrigen 45 % des Serotonins des Magen-Darm-Trakts werden in den **enterochromaffinen Zellen** des **Magen-Darm-Trakts** gespeichert und nach **Abgabe** in die **Blutbahn** von den **Thrombozyten** aufgenommen. Auch **basophile Granulozyten** und **Mastzellen** können, zumindest bei **Nagetieren**, Serotonin speichern und freisetzen.<sup>[10]</sup> In **Marineinvertebraten** sind Serotonin-Rezeptoren insbesondere in den **Muskelgewebe** der **Blaukeule**. Eine **pathologische** 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 L-Aminosäure-Decarboxylase** aufgebaut. Im ersten Schritt entsteht als Zwischenprodukt die nicht-proteinoogene 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 **Gene Duplikation** aus der ersten **Isodorm** hervorging.<sup>[11]</sup>

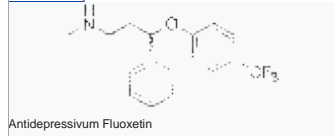
Die Biosynthese von Serotonin in Pflanzen weicht in der Reihenfolge ihrer Schritte von der in Tieren ab. Unter Beteiligung der **Tryptophan-Decarboxylase** wird im ersten Schritt **L-Tryptophan** zum Zwischenprodukt **Tryptamin** decarboxyliert. Im zweiten Schritt erfolgt eine **Hydroxylierung** mit Hilfe der **Tryptamin-5-Hydroxylase** zum Endprodukt Serotonin.<sup>[12]</sup>

## 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 arzneiliche Wirkung entfalten, wirken auf Serotoninrezeptoren. Ebenso entfalten manche Nahrungsmittel und Nahrungsergänzungsmittel Wirkungen im Serotoninsystem des Gehirns.

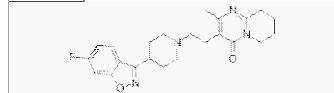
### Antidepressiva [\[Bearbeiten\]](#) | [Quelltext bearbeiten](#)



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  $C_{18}H_{28}O_2$  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  $\alpha$ - und  $\beta$ -[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.<sup>[5]</sup> Auch gibt es eine gentechnisch veränderte [Sojabohne](#) (MON87769), die zum landwirtschaftlichen Anbau zugelassen ist und einen erhöhten Gehalt an Stearidonsäure aufweist.

#### Herstellung

#### Anwendungen





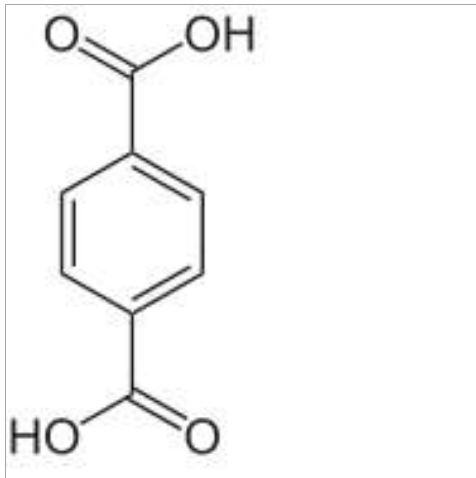
Name Terephthalsäure

82 ID-organisch Molare Masse in g/mol 166,13

Summenformel C8H6O4 CAS-Numm 100-21-0 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 402

para-Phthalsäure



Kurzbeschreibung

farbloser, 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<sup>-1</sup> (20 °C)[1], Alkoholen und Ether, besser löslich in heißer Schwefelsäure, Pyridin, Dimethylsulfoxid und Dimethylformamid

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

5 mg/m<sup>3</sup> >6400 mg·kg<sup>-1</sup> (LD50, Ratte, oral)

<a href="#">InfoSheet</a>	• $pK_a = 3,54$
	• $pK_a = 4,47$
<small>Terephthalsäure ist nicht sehr toxisch. Bei Kontakt kann es zu leichten, reversiblen Reizungen der Haut, der Augen und der Atemwege kommen. Die <math>LD_{50}</math>-Wert für Ratten bei 14,8 g/kg Körpergewicht, für Mäuse bei 6,4 g/kg. Bei der Aufnahme von hohen Dosen (bis zu 3 Prozent), die dem Fetus Schaden wurden, kam es bei Ratten zur Bildung von Blasenkreisläufen und Carcinomenephrosen. Diese Stoffe verkleben die Harnblase und führen zu Krebs. Terephthalansäure können mit der Luft explosionsfähige Gemische bilden. Die für eine Explosion nötige Mindestkonzentration von Terephthalansäure in Luft 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 2400 g/m<sup>3</sup> Terephthalansäure keine Explosion mehr erfolgt. Der <b>Blasenpunkt</b> von Terephthalsäure beträgt 260 °C und die <b>Autokombustion</b> liegt bei 678 °C. Bei der Reaktion mit starken Oxidationsmitteln kann es zu Hitzeentwicklung kommen.</small>	

Geschichte

**Terephthalsäure** 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.<sup>[6]</sup> 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.<sup>[6]</sup> Damit zählt Terephthalsäure zu den volumenmäßig größten organischen Chemieprodukten weltweit.

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,<sup>[34]</sup> bis 2014 soll die PTA-Kapazität um mehr als 15 Millionen Tonnen zunehmen, davon ca. 68 % in China.<sup>[35]</sup> 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*<sup>TM</sup>) 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

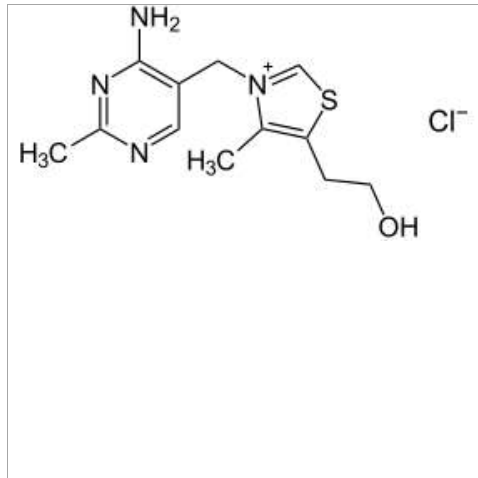
91 ID-organisch Molare Masse in g/mol 337,27

Summenformel C12H17ClN4OS (Chlorid) CAS-Numm 59-43-8 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 120

Vitamin B1, Thiaminchlorid Aneurin

antiquaritisches 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<sup>-1</sup>)

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

214 mg·kg<sup>-1</sup>·30 W<sup>-1</sup> (TDLo, Mensch)

Geschichte

Folgen einer Überdosierung (Hypervitaminose) (Siehe auch: [Zusammenfassung](#)) Thiamin besitzt eine große therapeutische Breite. So zeigen In-vitro-Studien 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 beschrieben. Wegen dieser allergischen Reaktionen sollte Thiamin B<sub>1</sub> daher nur in Ausnahmefällen parenteral angewendet werden, orale Therapie bei Wahl zur Vitamin-B<sub>1</sub>-Substitution ist die historische und deutlich bevorzugte Anwendungsform. Da bei Verzehr auch in hohen Mengen keine nachteiligen gesundheitlichen Folgen beobachtet wurden, sind überhöhtes Thiamin weit über den Ullin hinausgehenden, wobei das BfR auf eine Festlegung von Höchstmengen verzichtet.

- 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-Bereich) gehilt werden kann.
- 1897 wies der [Nobelpreisträger](#) für Medizin/Physiologie (Nobelpreis 1929) [Christiaan Eijkman](#) Vitamin-B-Mangelerscheinungen durch das Füttern von poliertem [Rass](#) nach und zeigte, dass durch die Verfeinerung der Silberhäuten ([Kass](#)) des Reises der Mangel behoben werden kann. Wegen seiner Wirkung auf die Nerven wurde es zunächst [anti-polyneuritis factor](#) genannt.
- 1910 entdeckte [Limstam Stadel](#) das Thiamin, als er untersuchte, warum Reiskasse [Beriberi](#)-Kranke heilte. Er nannte es erst [beriberi acid](#) und später [Oryzamin](#).
- 1912 isolierte [Giacinto Fieschi](#) aus Reiskasse [Nährstoffe](#), hielt es aber fälschlicherweise für Thiamin und prägte aufgrund der inoptisch entdeckten [Benzothiazol](#) den Begriff [Vitamin B1](#).
- 1926 wurde das Vitamin erstmals von [Barend C.P. Jansen](#) und [Wim F. Donath](#) in kristalliner Form aus Reiskasse isoliert und als [antineuritisches Vitamin](#) (Aneurin) bezeichnet.
- 1932 erhielt es dann aber von [Wladimir](#) wegen seines Schweregrads die Bezeichnung Thiamin, die heute der einzig zulässige Name ist.
- 1936 wurde die Struktur von Vitamin B<sub>1</sub> etwa gleichzeitig von [Robert R. Williams](#) und [Rudolf Grise](#) aufgeklärt. Die Synthese erfolgte durch [Robert R. Williams](#) und von [Hans Andriess](#) und [Kurt Westphal](#) 1937.
- 1952 entdeckte die japanische Forschungsgruppe um [Fujiwara](#) das fettlösliche Thiamin-[Prodrug](#) [Benfotiamin](#), mit dem sich hohe Thiaminspiegel in den Zielorganen erreichen lassen.

Eigenschaften

**Thiamin**, **Vitamin B<sub>1</sub>**, 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 B<sub>1</sub> für ca. 14 Tage dem Körper nicht mehr zugeführt, sind die Reserven zu 50 % aufgebraucht.

Thiamin besteht aus zwei Ringsystemen, die durch eine Methylbrücke 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 **Thiaminresponriblen megaloblastären Anämie (TRMA)** kommt es durch Mutationen im **SLC19A2**-Gen zur Funktionsstörung des aktiven Thiamintransporters. Hierdurch kann das in der Nahrung in niedrigen Konzentrationen vorliegende Thiamin nicht mehr ausreichend aufgenommen werden. Dies führt zum charakteristischen Krankeitsbild 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.<sup>[a]</sup>

Thiamin selbst wird im Körper nicht verwendet. Mithilfe des **Enzyms Thiaminpyruvyltransferase** wird es zunächst zu **Thiaminpyruvylcarboxylat** (TPP, auch Thiamindiphosphat, TDP) umgewandelt. In dieser biologisch aktiven Form ist es **Coenzym** der **Pyruvatdehydrogenase E1**, der **α-Ketoglutarat-Dehydrogenase**, der **α-Ketolactat-Dehydrogenase** und der **Transketolase**.

## Glucosstoffwechsel und Mitochondrien

Mittele Pyruvatdehydrogenase-Komplex (PDC) wird in den **Mitochondrien** **Pyruvat** zu **Acetyl-CoA** umgebaut. TPP dient diesem Enzymkomplex als **Coenzym** bei der Abspaltung von **CO<sub>2</sub>** und macht damit die **aerobe** Verwertung von **Glucose** (und damit auch anderer Kohlenhydrate) erst möglich.<sup>[a]</sup>

Ist dieser Stoffwechselweg blockiert, wird im **Cytopol** aus Pyruvat durch **Milchsäuredehydrogenase** **Lactat** erzeugt, was eine vergleichsweise ineffiziente Form der Energiegewinnung darstellt.<sup>[a]</sup>

## Verluste in Nahrungsmitteln

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 Fämen ist das Enzym **Thiaminase** enthalten, das Thiamin abbaut und somit vermindert. Konservierungsstoffe aus der Gruppe der **Sulfite** (E 220 – E 229)<sup>[a]</sup> 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.<sup>[a]</sup> Der Keim enthält jedoch das gesamte Vitamin B<sub>1</sub> des Samens, welches zur Verbrennung der enthaltenen Kohlenhydrate benötigt wird. Im Gegensatz dazu bleibt in Vollkornmehl, braunem Reis oder **parboiled Reis** das Vitamin B<sub>1</sub> weitestgehend erhalten.

## Anreicherung in Lebensmitteln

Um den Verlust bei der Verarbeitung auszugleichen, wird in vielen Ländern dem Mehl und Reis das Vitamin B<sub>1</sub> wieder künstlich zugesetzt. Inzwischen verfahren 71 Länder bei Mehl so, darunter Großbritannien, USA und Kanada, jedoch nicht Deutschland.<sup>[a]</sup> Thiaminhydrochlorid ist in der EU durch die **Verordnung (EG) Nr. 1334/2008** unter der **EL-Nummer** 16.027 als **Aromastoff** zugelassen.

## Vorkommen

### Vorkommen

Pro 100 g der folgenden Lebensmittel sind laut **Bundeslebensmitteluntersuchungsamt (BLM)** bzw. **Bundeslebensmitteluntersuchungsamt** die angegebenen Mengen Thiamin enthalten:

Nahrungsmittel	Thiamin mg/100 g
Bierhefe, biologisch	13,0
<b>Weizenbrot</b>	2,01
<b>Brötchen</b>	0,6 bis 2,2 <sup>[a]</sup>
<b>Sonnenblumenkern</b> , frisch	1,9
<b>Back-Weizen</b> , gepresst	1,0
<b>Salzhering</b> , frisch	0,44
<b>Sojabohnen</b> , geröstet	0,4
<b>Kern</b> (Khorasan-Weizen)	0,40
<b>Vollkornmehl</b> ( <b>Weizen</b> , <b>Gerste</b> , <b>Mais</b> , <b>Reis</b> – nicht erhitzt)	0,35–0,46
<b>Tell</b> (ethiopisch-eritreisches Süßbrot)	0,3
<b>Erbsen</b> , grün, frisch	0,3
<b>Macadamianüsse</b> , frisch	0,28
<b>Schweinefleisch</b> (mitBeife), frisch	0,23
<b>Linsenbohne</b> , frisch	0,19

## Herstellung

## Anwendungen

## Bedarf

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

- Säuglinge (bis 12 Monate): 0,2–0,4 mg/Tag<sup>[15]</sup>
- Kinder (1–15 J.):
  - weiblich: 0,6–1,1 mg/Tag<sup>[15]</sup>
  - männlich: 0,6–1,4 mg/Tag<sup>[15]</sup>
- Frauen: 1,0 mg/Tag<sup>[15]</sup>
  - Schwangere (ab 4. Monat): 1,2–1,3 mg/Tag<sup>[5]</sup>
  - Stillende: 1,3 mg/Tag<sup>[15]</sup>
- Männer 1,1–1,3 mg/Tag<sup>[15]</sup>

Der Bedarf korreliert mit dem täglichen Energieverbrauch. Daher benötigen Männer und junge Erwachsene etwas mehr Vitamin B,<sup>[11]</sup>

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.<sup>[11]</sup>

## Versorgungssituation in

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

Laut der Nationalen Verzehrstudie II von Mitte der 2000 Jahre liegt in allen Altersgruppen der Median der Vitamin-B<sub>1</sub>-Zufuhr deutlich über der empfohlenen Zufuhr, jedoch erreichen 21 % der Männer und 32 % der Frauen die empfohlene tägliche Zufuhr von Vitamin B<sub>1</sub> nicht.<sup>[16]</sup> Daraus resultiert aber nicht notwendigerweise ein Mangel.<sup>[11]</sup>

## Manglerscheinungen

(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.<sup>[17]</sup> Manglerscheinungen treten insbesondere in Ländern auf, in denen weißer Reis das

Name Threonin

40

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

119,12

Summenformel

$C_4H_9NO_3$

CAS-Numm

80-68-2

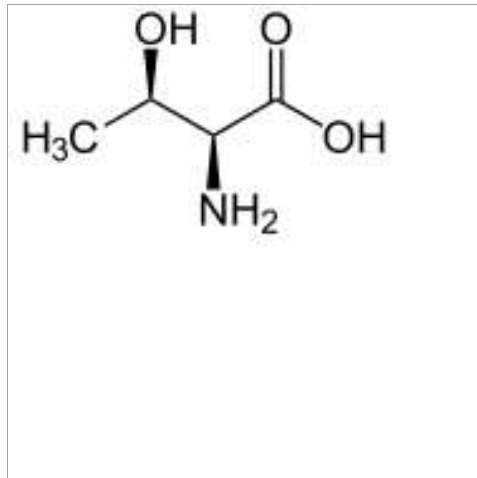
Schmelzpunkt in °C

Trivialname

Strukturformel

255

T,THR, 2-Amino-3-hydroxybutansäure  
 $\alpha$ -Amino- $\beta$ -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<sup>-1</sup> bei 20 °C)  
unlöslich in organischen Lösungsmitteln  
praktisch unlöslich in Ethanol, Diethylether und Chloroform

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

3098 mg·kg<sup>-1</sup> (LD50, Ratte, i.p.)

Schmelzpunkt	255 °C (Übersetzung, L-Threonin)
pH-Wert	<ul style="list-style-type: none"><li>pK<sub>s,1</sub> = 2,17 (L-Threonin)</li><li>pK<sub>s,2</sub> = 9,00 (D-Threonin)</li><li>pI = 5,58 (D-Threonin)</li></ul>
Abbau	<a href="#">bearbeiten</a>   <a href="#">Quelltext bearbeiten</a>
<small>Für Abbau inklusive Strukturformeln siehe Absatzrot-Werkzeug. L-Threonin wird entweder zu <a href="#">Glycerinaldehyd</a> sowie <a href="#">Pyruvat</a> abgebaut, was von der Threonin-Dehydratase (<a href="#">EC 2.3.1.20</a>) katalysiert wird. Die Aminosäure kann aber auch zu <a href="#">L-Alanin</a> umgewandelt werden.</small>	

Geschichte

Der amerikanische Biochemiker [William Cumming Rose](#) beschäftigte sich während seiner wissenschaftlichen Laufbahn intensiv mit der Bedeutung von Aminosäuren für die Ernährung.<sup>[10]</sup> 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.<sup>[11]</sup> Daraufhin suchte er systematisch nach einer weiteren essentiellen Aminosäure; schließlich konnte er sie aus Fibrin isolieren und ihrer Struktur nach identifizieren.<sup>[12]</sup> 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  $\beta$ -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<sup>[13]</sup>
- [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.<sup>[2]</sup> Die folgenden Beispiele für den Gehalt an Threonin beziehen sich jeweils auf 100 g des Lebensmittels, zusätzlich ist der prozentuale Anteil am Gesamtprotein angegeben.<sup>[3]</sup>

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.<sup>[4]</sup>

## 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 [Citratzyklus](#) 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

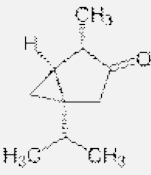
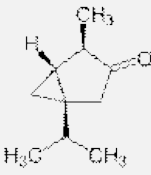
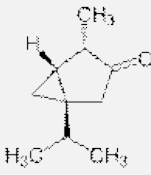
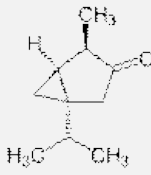


Als Bestandteil von Aminosäure-Infusionslösungen [Aminoplasma<sup>®</sup> (D), Aminosteril<sup>®</sup>-N-Hepa (D), Primene<sup>®</sup> (A)] zur parenteralen Ernährung findet L-Threonin, neben anderen Aminosäuren, breite Anwendung in der Humanmedizin. Für Patienten mit gestörter Verdauung wurde eine oral 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.<sup>[14]</sup>

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“)<sup>[14]</sup> 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.



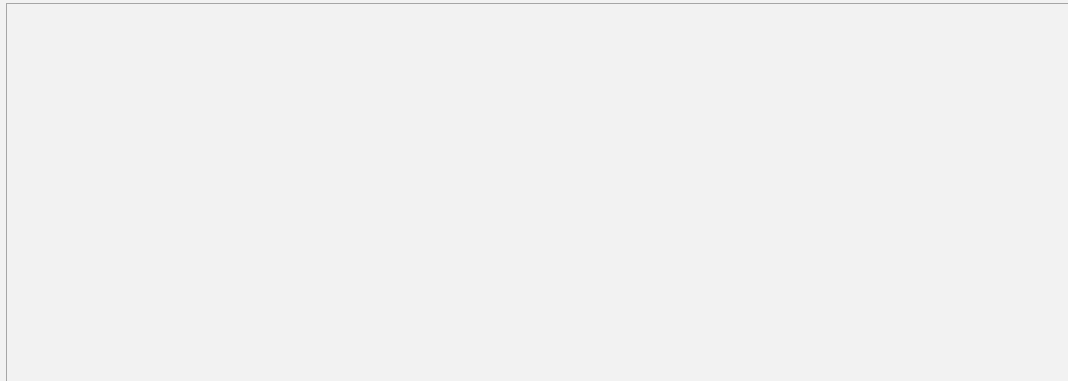
**Thujone (Absinthol, Tanacetone)** sind farblose Flüssigkeiten und bilden eine Gruppe bicyclischer [Monoterpen-Ketone](#) mit [mentholartigem](#) Geruch. Als Bestandteil ihrer [ätherischen Öle](#) sind Thujone unter anderem in [Thuja](#), [Thymian](#), [Wermut](#),<sup>[1]</sup> [Rainfarn](#), [Rosmarin](#), [Beifuß](#) und im [Echten Salbei](#) enthalten.

Name	(+)- $\alpha$ -Thujon	(-)- $\alpha$ -Thujon	(+)- $\beta$ -Thujon	(-)- $\beta$ -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  $\alpha$ - und  $\beta$ -Thujone vor.<sup>[5]</sup> 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 % (-)- $\alpha$ -Thujon, Rainfarnöl 58 % (+)- $\beta$ -Thujon.<sup>[6]</sup>

### 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.<sup>[1]</sup> Die Symptome des chronischen Absinthkonsums ([Absinthismus](#)) sind identisch mit denen eines [Alkoholismus](#).<sup>[8]</sup> Eine Studie<sup>[9]</sup> 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<sub>A</sub>-Rezeptoren](#) verantwortlich gemacht. Als [Antagonisten](#) und [Modulatoren](#) dieser [Rezeptoren](#) hemmen Thujone die antikonvulsive Wirkung der [γ-Aminobuttersäure](#) (GABA), wengleich mit schwacher Potenz.<sup>[10]</sup> Als GABA<sub>A</sub>-Rezeptor Antagonisten ähneln sie in ihrer Wirkung den [Pflanzengiften Bicucullin](#) der [Herzblumen](#) und dem [Picrotoxin](#) der [Scheinmyrte](#). Auch eine Desensibilisierung von [5-HT<sub>2</sub>-Rezeptoren](#) kann an den beobachteten Effekten beteiligt sein.<sup>[11]</sup> 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,<sup>[12]</sup> konnte hingegen nicht bestätigt werden.<sup>[13]</sup> Für den bitteren Geschmack der Thujone wird eine Aktivierung des [Geschmacksrezeptors](#) TAS2R14 verantwortlich gemacht.<sup>[14]</sup>

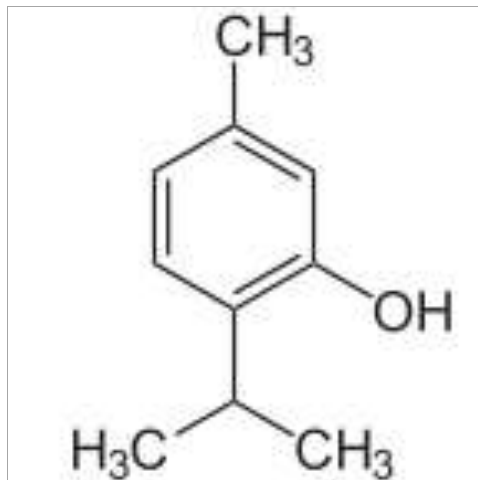
Name Thymol

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

Summenformel C<sub>10</sub>H<sub>14</sub>O CAS-Numm Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 50

2-(1-Methylethyl)-5-methylphenol



Kurzbeschreibung

farblose, würzig nach Thymian riechende, brennend schmeckende Platten

Löslichkeit

schlecht in Wasser (0,98 g·l<sup>-1</sup> bei 25 °C)[3] und Glycerin[2]  
gut in Natronlauge, Ethanol, Diethylether, Schwefelkohlenstoff und Chloroform

Maximale Arbeitsplatzkonzentration Dosis Lethal

980 mg·kg<sup>-1</sup> (LD<sub>50</sub>, Ratte, oral)

Siedepunkt in °C

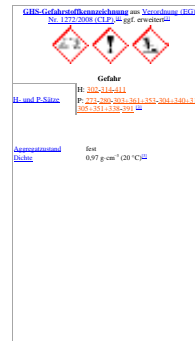
233

Dampfdruck in hPa

2,5

Dd-Temperatur in °C

50 Reaktionen



## Geschichte

Im alten [Ägypten](#) wurden Thymol und Carvacrol in Form von [Thymianzubereitungen](#) wegen der [bakteriziden](#) und [fungiziden](#) Eigenschaften zur Konservierung von [Mumien](#) benutzt.

Die kristalline Substanz Thymol wurde 1719 von [Kaspar Neumann](#) entdeckt und von M. Lallemand im Jahre 1842 rein dargestellt und durch eine [Elementaranalyse](#) charakterisiert. Damit konnte er das richtige Verhältnis der Elemente [Kohlenstoff](#), [Wasserstoff](#) und [Sauerstoff](#) bestimmen, die diese Substanz aufbauen. Auch [Friedlieb Ferdinand Runge](#) beschäftigte sich mit der Chemie dieser Substanz. Die [Kristallstrukturanalyse](#) mit der genauen Bestimmung der Atompositionen wurde erst 1980 von [Alain Thozet](#) und M. Perrin publiziert

## Eigenschaften

Das **Thymol** ist ein [terpenoider Naturstoff](#). Der systematische Name ([IUPAC](#)) von Thymol ist 2-(1-Methylethyl)-5-methylphenol. Die Verbindung stellt ein [Strukturisomer](#) ([Konstitutionsisome](#)) 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<sup>-3</sup>.<sup>[1]</sup> Der [Dampfdruck](#) beträgt 2,5 hPa bei 50 °C.<sup>[2]</sup> 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.<sup>[2]</sup> Thymol bildet oberhalb der Flammpunkttemperatur entzündliche Dampf-Luft-Gemische. Die Verbindung hat einen [Flammpunkt](#) bei 104 °C.<sup>[2]</sup> Die [Zündtemperatur](#) beträgt ca. 285 °C.<sup>[2]</sup> 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 [Ethanol](#) ist der Komplex jedoch durch eine grüne Farbe sichtbar.

Thymol kann zu [Menthol hydriert](#) werden.

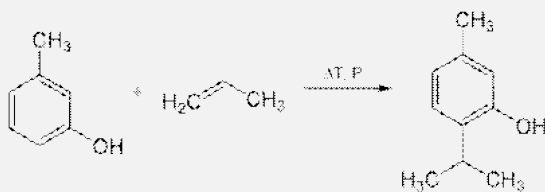
Die Bromierung von Thymol mit elementarem [Brom](#) in [Essigsäure](#) führt ausschließlich zum [4-Bromthymol](#).<sup>[2]</sup>

## 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.<sup>[1]</sup>

## Herstellung

Thymol kann über die Reaktion von *m*-[Kresol](#) und [Propen](#) in Gegenwart von sauren Katalysatoren wie z. B. [Zeolithen](#) hergestellt werden.<sup>[6]</sup>



## 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<sup>[9]</sup> 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.<sup>[10]</sup>

Aus Thymol leiten sich die [Triphenylmethanfarbstoffe](#) [Thymolphthalein](#), [Thymolblau](#) und [Bromthymolblau](#) ab, die als [pH-Indikatoren](#) Verwendung finden.

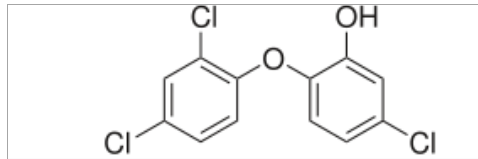
Name **Triclosan**

60 ID-organisch Molare Masse in g/mol 289,53

Summenformel **C<sub>12</sub>H<sub>7</sub>Cl<sub>3</sub>O<sub>2</sub>** CAS-Numm **380-34-5** Schmelzpunkt in °C

Trivialname Strukturformel 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<sup>-1</sup> (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

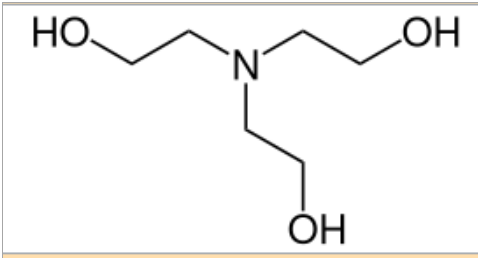
#### Anwendungen

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.<sup>[6]</sup>

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.<sup>[7]</sup>
- [Konservierungsmittel](#) in kosmetischen Präparaten. In Deutschland beträgt die zulässige Höchstkonzentration für diese Anwendung gemäß Kosmetikverordnung 0,3 %.<sup>[8]</sup>
- 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			360
viskose, hygroskopische, farblose bis gelbliche Flüssigkeit			Dampfdruck in hPa
			0,01
Löslichkeit			Dd-Temperatur in °C
mischbar mit Wasser[3], Ethanol, Glycerin und Ethylenglycol[2] löslich in Chloroform und Aceton[2] schlecht in Diethylether, Schwebbenzin und Benzol			20 Reaktionen
Maximale Arbeitsplatzkonzentration	Dosis Lethal		
1 mg/m <sup>3</sup>	5.530 mg·kg <sup>-1</sup> (LD50, Ratte, oral)		

Triethanolamin reagiert mit [Eisen\(III\)-chlorid](#), nicht zu Triethanolamin, welche nicht nur in Wasser, sondern auch in Mineralölen nicht löslich sind. In wässriger Lösung reagiert es stark [sauer](#).  
Die Dämpfe reizen die Augen und die Atemwege. Es weist eine geringe Giftigkeit auf [LD50 oral Ratte > 5000 mg/kg](#), [LD50 dermal Ratte > 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 [Gemeinschaftlichen Stoffdatenbank](#) aufgenommen. Hierbei wurden die Auswirkungen der [Stoffe](#) auf die menschliche Gesundheit bzw. die Umwelt mit bewertet und bei [Folgebewertungen](#) eingestuft. Insbesondere für die Aufnahme von Triethanolamin waren die Besorgnisse hinsichtlich [Umweltverschmutzung](#), Exposition von [Arbeitsnehmern](#) (hoher (aggressiver) Tonnage, anderer gefährlicherer Substanzen und weit verbreiteter Verwendung sowie der Gefahren ausgehend von einer möglichen Zurechnung zur Gruppe der [stark](#) Substanzen und der möglichen Gefahr durch anfallschleimige Eigenschaften. Die Neubewertung fand im Jahr 2014 statt und wurde von [Klausen, K. et al.](#) veröffentlicht. Derzeitige Reaktionszustand wurde ein [Abschlussbericht](#) veröffentlicht, in dem keine Änderungen gegenüber der bestehenden Einstufung empfohlen wurden. [REACH](#)

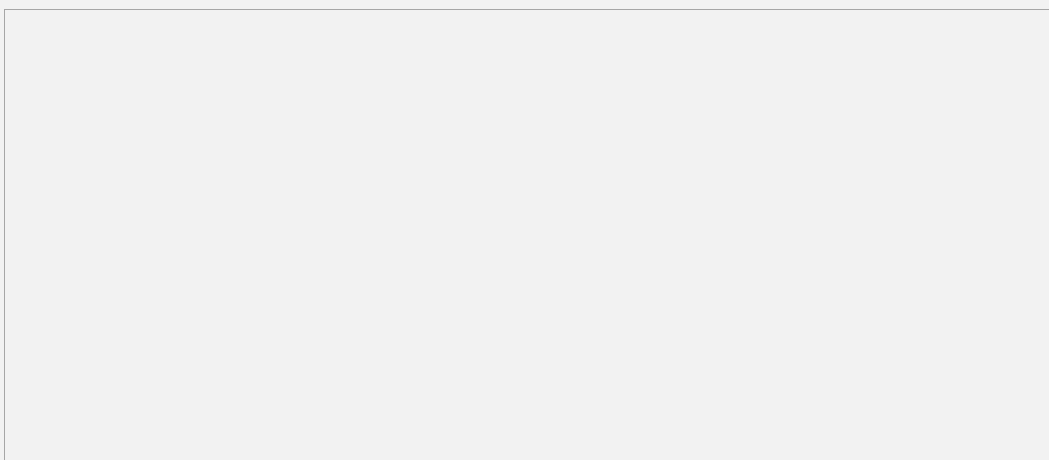
### Geschichte

**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

<b>Molare Masse</b>	149,19 g·mol <sup>-1</sup>
<b>Aggregatzustand</b>	flüssig
<b>Dichte</b>	1,13 g·cm <sup>-3</sup> <sup>[2]</sup>
<b>Schmelzpunkt</b>	21 °C <sup>[2]</sup>
<b>Siedepunkt</b>	360 °C <sup>[2]</sup>
<b>Dampfdruck</b>	<0,01 hPa (20 °C) <sup>[2]</sup>
<b>pK<sub>s</sub>-Wert</b>	7,74 <sup>[2]</sup>
<b>Löslichkeit</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• mischbar mit Wasser<sup>[2]</sup>, Ethanol, Glycerin und Ethylenglycol<sup>[2]</sup></li> <li>• löslich in Chloroform und Aceton<sup>[2]</sup></li> <li>• schlecht in Diethylether, Schwerbenzin und Benzol<sup>[2]</sup></li> </ul>
<b>Sicherheitshinweise</b>	
<b>GHS-Gefahrstoffkennzeichnung</b> <sup>[2]</sup>	
keine GHS-Piktogramme	
H: keine H-Sätze	
P: keine P-Sätze	
<b>MAK</b>	DEG/Schweiz: 1 mg·m <sup>-3</sup> (gemessen als einatembare Staub) <sup>[2]</sup> <sup>[2]</sup>
<b>Toxikologische Daten</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• 5.530 mg·kg<sup>-1</sup> (LD<sub>50</sub>, Ratte, oral)<sup>[2]</sup></li> <li>• &gt; 22.500 mg·kg<sup>-1</sup> (LD<sub>50</sub>, Kaninchen, transdermal)<sup>[2]</sup></li> </ul>

## Vorkommen



## Herstellung

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

Triethanolamin wird großtechnisch durch Umsetzung von Ethylenoxid mit wässriger Ammoniak bei Temperaturen von 60-150 °C und Drücken von 30-150 bar in sauren Kationenaustauschern hergestellt<sup>[2]</sup>

C1CO1 + NH3 + H2O >> OCCOCCO[NH3+] + H2O

Die Reaktion wird in der flüssigen Phase und in Gegenwart von Wasser in einem Rohr- oder **Reaktor** durchgeführt. Die **Katalyse** ist dabei als Festbett im Reaktor angeordnet. Bei dieser Reaktion fällt praktisch immer ein Gemisch aus Mono-, Di- und Triethanolamin an. Durch einen geeigneten Überschuss an Ethylenoxid (bzw. einen Unterschuss an Ammoniaklösung) kann der prozentuale Anteil an Triethanolamin im Produktgemisch erhöht werden<sup>[2]</sup>

Die Trennung und Aufreinigung des Produktgemisches, welches neben den drei Ethanolaminen hauptsächlich aus Ammoniak und Wasser besteht, erfolgt für gewöhnlich **distillativ** in **Rekulationskolonnen**. Nicht-umgesetzte **Reaktanten** werden bevorzugt wieder in den Reaktor zurückgeführt.

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<sup>[2]</sup>

## 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 CO<sub>2</sub> 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.<sup>[9]</sup>

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.<sup>[9]</sup>

Name Tryptophan

41

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

204,23

Summenformel

C<sub>11</sub>H<sub>12</sub>N<sub>2</sub>O<sub>2</sub>

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

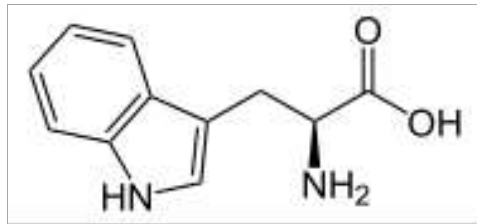
54-12-6

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

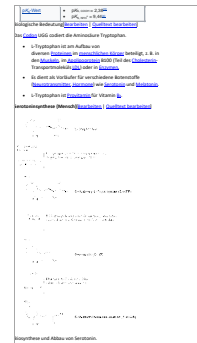
Löslichkeit

schlecht in kaltem Wasser (10 g·l<sup>-1</sup> bei 20 °C,  
13,4 g·l<sup>-1</sup> bei 25 °C), besser in heißem Wasser  
schlecht in kaltem Ethanol, besser in warmem Ethanol,

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

> 16000 mg·kg<sup>-1</sup> (LD<sub>50</sub>, 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

**Tryptophan**, abgekürzt **Trp** oder **W**, ist in der L-Form (siehe [Fischer-Projektion](#)) eine [proteinogene](#)  $\alpha$ -[Aminosäure](#) mit einem [aromatischen Indol](#)-Ringsystem. Gemeinsam mit [Phenylalanin](#), [Tyrosin](#) und [Histidin](#) zählt Tryptophan daher zu den aromatischen Aminosäuren. Es gehört zu den [essentiellen Aminosäuren](#), kann also vom menschlichen Körper nicht gebildet und muss mit der Nahrung zugeführt werden.

Die Aminosäuren-[Seitenkette](#) von Tryptophan ist [lipophil](#) und [aromatisch](#). Daher ist es schlecht wasserlöslich. Sein [isoelektrischer Punkt](#) liegt bei 5,89, der  $pK_{COOH}$  ist 2,4, der  $pK_{NH_2}$  9,3 (beide bei 25 °C).

Tryptophan ist [oxidationsempfindlich](#). Es lässt sich unter vergleichsweise milden Bedingungen, beispielsweise durch [Dimethylsulfoxid](#) (DMSO) in Salzsäure, zu [2-Hydroxytryptophan](#) oxidieren.<sup>[9]</sup>

Das [Van-der-Waals-Volumen](#) von Tryptophan ist 163 und der [Hydrophobizitätsgrad](#) −0,9. Freies Tryptophan als auch proteingebundene Tryptophan-Einheiten [fluoreszieren](#) unter [Ultraviolettstrahlung](#). Bei Anregung mit UV-Licht mit einer Wellenlänge von 280 nm erfolgt die Fluoreszenzemission zwischen 308 und 350 nm abhängig von der Polarität der direkten Umgebung von Tryptophan. Falls in Proteinen Tryptophan-Einheiten vorhanden sind, überdeckt die Fluoreszenz von Tryptophan die Fluoreszenz der übrigen aromatischen Aminosäuren ([Tyrosin](#), [Phenylalanin](#)).

## Vorkommen

Tryptophan ist Bestandteil von [Proteinen](#) und [Peptiden](#). Da der menschliche Organismus nicht in der Lage ist, diese Aminosäure herzustellen, ist er auf die Zufuhr mit der Nahrung angewiesen. Die folgenden Beispiele beziehen sich jeweils auf 100g des Lebensmittels, zusätzlich ist der prozentuale Anteil von Tryptophan am Gesamtprotein angegeben:<sup>[1]</sup>

Lebensmittel	Protein	Tryptophan	Anteil
Sojabohnen	36,49 g	590 mg	1,6 %
Cashew-Kerne	18,22 g	287 mg	1,6 %
Kakaopulver, ungesüßt	19,60 g	293 mg	1,5 %
Haferflocken	13,15 g	182 mg	1,4 %
Kuhmilch, 3,7 % Fett	3,28 g	46 mg	1,4 %
Reis, ungeschält	7,94 g	101 mg	1,3 %
Hühnerrei	12,57 g	167 mg	1,3 %
Hähnchenbrustfilet, roh	21,23 g	267 mg	1,3 %
Erbsen, getrocknet	24,55 g	275 mg	1,1 %
Walnüsse	15,23 g	170 mg	1,1 %
Schweinefleisch, roh	20,95 g	220 mg	1,1 %
Lachs, roh	20,42 g	209 mg	1,0 %
Mais-Vollkornmehl	6,93 g	49 mg	0,7 %

Alle diese Nahrungsmittel enthalten ausschließlich chemisch gebundenes L-Tryptophan als Proteinbestandteil, jedoch kein freies L-Tryptophan.

Die Einschätzungen des Tagesbedarfs für gesunde Erwachsene reichen, je nach verwendeter Methode, von 3,5 bis 6 mg Tryptophan pro Kilogramm Körpergewicht.<sup>[2]</sup> Es gibt Hinweise darauf, dass der Tryptophan-Bedarf individuell sehr verschieden ausfallen kann.<sup>[3]</sup>

## Herstellung

[Gewinnung und Darstellung](#)[Synthesen](#) | [Quellen](#)[Literatur](#)

[Biochemie](#)[Quellen](#) | [Quellen](#)[Biochemie](#)

Plasma- und Milchsäuregehalt können L-Tryptophan

bestimmen, unter anderem aus der [Lactatase](#)-Über-

prüfung. [Lactatase](#) katalysiert die Umwandlung

von [Lactat](#) zu [Pyruvat](#), welches ein [Lactat](#)-

substrat ist. [Pyruvat](#) wird zu [Acetyl-CoA](#) um-

gewandelt und [Acetyl-CoA](#) zu [Citrat](#) um-

gewandelt. [Citrat](#) wird zu [Isocitrat](#) um-

gewandelt. [Isocitrat](#) wird zu  [\$\alpha\$ -Ketoglutarat](#) um-

gewandelt.  [\$\alpha\$ -Ketoglutarat](#) wird zu [Succinyl-CoA](#) um-

gewandelt. [Succinyl-CoA](#) wird zu [Succinat](#) um-

gewandelt. [Succinat](#) wird zu [Malat](#) um-

gewandelt. [Malat](#) wird zu [Oxalacetat](#) um-

gewandelt. [Oxalacetat](#) wird zu [Phosphoenolpyruvat](#) um-

gewandelt. [Phosphoenolpyruvat](#) wird zu [Pyruvat](#) um-

gewandelt. [Pyruvat](#) wird zu [Lactat](#) um-

gewandelt. [Lactat](#) wird zu [Acetyl-CoA](#) um-

gewandelt. [Acetyl-CoA](#) wird zu [Citrat](#) um-

gewandelt. [Citrat](#) wird zu [Isocitrat](#) um-

gewandelt. [Isocitrat](#) wird zu  [\$\alpha\$ -Ketoglutarat](#) um-

gewandelt.  [\$\alpha\$ -Ketoglutarat](#) wird zu [Succinyl-CoA](#) um-

gewandelt. [Succinyl-CoA](#) wird zu [Succinat](#) um-

gewandelt. [Succinat](#) wird zu [Malat](#) um-

gewandelt. [Malat](#) wird zu [Oxalacetat](#) um-

gewandelt. [Oxalacetat](#) wird zu [Phosphoenolpyruvat](#) um-

gewandelt. [Phosphoenolpyruvat](#) wird zu [Pyruvat](#) um-

gewandelt. [Pyruvat](#) wird zu [Lactat](#) um-

gewandelt. [Lactat](#) wird zu [Acetyl-CoA](#) um-

gewandelt. [Acetyl-CoA](#) wird zu [Citrat](#) um-

gewandelt. [Citrat](#) wird zu [Isocitrat](#) um-

gewandelt. [Isocitrat](#) wird zu  [\$\alpha\$ -Ketoglutarat](#) um-

gewandelt.  [\$\alpha\$ -Ketoglutarat](#) wird zu [Succinyl-CoA](#) um-

gewandelt. [Succinyl-CoA](#) wird zu [Succinat](#) um-

gewandelt. [Succinat](#) wird zu [Malat](#) um-

gewandelt. [Malat](#) wird zu [Oxalacetat](#) um-

gewandelt. [Oxalacetat](#) wird zu [Phosphoenolpyruvat](#) um-

gewandelt. [Phosphoenolpyruvat](#) wird zu [Pyruvat](#) um-

gewandelt. [Pyruvat](#) wird zu [Lactat](#) um-

gewandelt. [Lactat](#) wird zu [Acetyl-CoA](#) um-

gewandelt. [Acetyl-CoA](#) wird zu [Citrat](#) um-

gewandelt. [Citrat](#) wird zu [Isocitrat](#) um-

gewandelt. [Isocitrat](#) wird zu  [\$\alpha\$ -Ketoglutarat](#) um-

gewandelt.  [\$\alpha\$ -Ketoglutarat](#) wird zu [Succinyl-CoA](#) um-

gewandelt. [Succinyl-CoA](#) wird zu [Succinat](#) um-

gewandelt. [Succinat](#) wird zu [Malat](#) um-

gewandelt. [Malat](#) wird zu [Oxalacetat](#) um-

gewandelt. [Oxalacetat](#) wird zu [Phosphoenolpyruvat](#) um-

gewandelt. [Phosphoenolpyruvat](#) wird zu [Pyruvat](#) um-

gewandelt. [Pyruvat](#) wird zu [Lactat](#) um-

gewandelt. [Lactat](#) wird zu [Acetyl-CoA](#) um-

gewandelt. [Acetyl-CoA](#) wird zu [Citrat](#) um-

gewandelt. [Citrat](#) wird zu [Isocitrat](#) um-

gewandelt. [Isocitrat](#) wird zu  [\$\alpha\$ -Ketoglutarat](#) um-

gewandelt.  [\$\alpha\$ -Ketoglutarat](#) wird zu [Succinyl-CoA](#) um-

gewandelt. [Succinyl-CoA](#) wird zu [Succinat](#) um-

gewandelt. [Succinat](#) wird zu [Malat](#) um-

gewandelt. [Malat](#) wird zu [Oxalacetat](#) um-

gewandelt. [Oxalacetat](#) wird zu [Phosphoenolpyruvat](#) um-

gewandelt. [Phosphoenolpyruvat](#) wird zu [Pyruvat](#) um-

gewandelt. [Pyruvat](#) wird zu [Lactat](#) um-

gewandelt. [Lactat](#) wird zu [Acetyl-CoA](#) um-

gewandelt. [Acetyl-CoA](#) wird zu [Citrat](#) um-

## Anwendungen

[Arzneimittel/Nahrungsergänzung/Ernährung](#)[Bearbeiten](#)  
[n](#) | [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.<sup>[12]</sup>

Die [Plasmahalbwertszeit](#) beträgt  $2 \pm 0,1$  Stunden; bei Lebererkrankungen wie [Leberzirrhose](#) kann diese auf  $4,7 \pm 0,4$  h ansteigen.<sup>[13]</sup>

**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.<sup>[14]</sup>

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.<sup>[15]</sup> Der Spiegel dieser essentiellen L-Aminosäure in der Nährflüssigkeit des Gehirns ist nicht beliebig durch Verzehr entsprechend eiweißhaltiger 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.<sup>[16]</sup> Dennoch lässt sich durch Nahrungsaufnahme der L-Tryptophanspiegel heben, indem man Kohlenhydrate zu einer eiweißreichen Mahlzeit verzehrt. Durch einen



Name Tyrosin

43

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

181,19

Summenformel

C9H11NO3

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

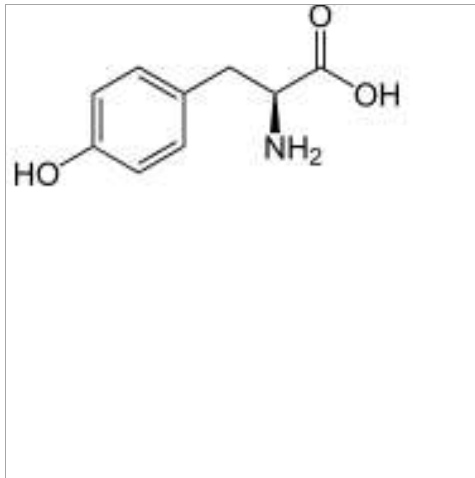
Trivialname

Strukturformel

60-18-4 (L-T)

342

p-Hydroxyphenylalanin  
2-Amino-3-(4-hydroxyphenyl)-  
propionsäure



Siedepunkt in °C

344

Kurzbeschreibung

farblose, seidig glänzende  
Nadeln

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

leicht löslich in Säuren und Laugen[1]  
schwer löslich in Wasser (0,38 g·l<sup>-1</sup> bei 20 °C)[2]  
unlöslich in Ethanol, Ether und Aceton

Maximale Arbeitsplatzkonzentration

Dosis Lethal

5110 mg·kg<sup>-1</sup> (LD50, Maus, oral)

Geschichte

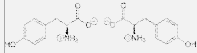
[Abbau](#) [Quellen](#) [Quelltext bearbeiten](#)  
Der Abbau von L-Tyrosin (para-Hydroxyphenylalanin) beginnt mit einer [p-Ketolactam-abhängigen Transaminierung](#) durch die L-Tyrosin-[Transaminase](#) (EC 2.3.1.5) zu p-Hydroxyphenylpyruvat.  
Der Abbau des L-Tyrosins in [Acetazol](#) und [Amalaxil](#). Für den Abbau werden zwei [Cofaktoren](#) benötigt. Die Endprodukte können in dem [Citratzyklus](#) einfließen.  
Der nächsten Schritt katalysiert die [2-Oxoglutarat-Transaminase](#) (EC 2.3.1.2) unter Einbau von Sauerstoff und Abspaltung von CO<sub>2</sub> zum [2,5-Dihydroxyphenyl-1-pyruvat](#). Um die [Aminogruppe](#) des Homogentisins zu spalten, sind eine weitere [Coenzym](#), die [Cinnamoyl-CoA](#) (EC 4.1.1.3) benötigt. Dabei entsteht durch Freisetzung eines weiteren O-Methyls die [Maltolacton](#).  
Mit der Maltolacton-Co-Fruktose-[isomerase](#) (EC 5.3.1.2) entsteht in diesem Fall [Fruktose-1,6-bisphosphat](#) durch Reaktion der durch Oxidation bzw. der Hydroxygruppe entstehenden [Ketoacylgruppe](#). Diese cis-Fruktose-[isomerase](#) enthält [Zink](#) als [Cofaktor](#). Fruktolacton-Coat kann schließlich durch die Fruktolacton-Co-Hydrolase durch Wasseranlagerung gespalten werden.  
Dabei werden [Formaldehyd](#) (auch von Methyls des [Citratzyklus](#)) und [Acetyl-CoA](#) (Biotin-Enzym-Kofaktor) frei. Acetyl-CoA ist im [Citratzyklus](#), welcher mit [Liponsäure](#) aktiviert wird, und danach in zwei Moleküle [Acetyl-CoA](#) (für [Citratzyklus](#) und [Gammabutyrolactam](#)) umgesetzt werden kann.

Eigenschaften

**Tyrosin** (abgekürzt **Tyr** oder **Y**) ist in seiner natürlichen L-Form eine nichtessentielle **proteinogene  $\alpha$ -Aminosäure**, die in den meisten **Proteinen** vorkommt. Tyrosin ist **Ausgangssubstranz** für die **Biosynthese** von **DOPA**, **Dopamin**, **Katecholaminen**, **Melанин**, **Thyrosin** und **Tyramin**. Die Biosynthese erfolgt in vielen Tieren aus der essentiellen Aminosäure **Phenylalanin**, eine Beeinträchtigung dieses Weges kann vielfältige Defekte auslösen.

Als **Monomer**<sup>[[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]</sup>

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
- **Hydrophobizitätsgrad**: −1,3

Tyrosin bildet mit einer geeigneten **Diazo-Komponente** einen roten **Azofarbstoff** und lässt sich auf diese Weise mit der **Pauly-Reaktion** qualitativ nachweisen.<sup>[[\]](#)</sup>

In **Proteinen**<sup>[[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]</sup>

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-Tyrosinkinase**).

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 **Kation**, und wird dann vom im Photosystem II befindlichen vierkernigen **Mangancluster** wieder reduziert.

Metabolismus<sup>[[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]</sup>

**Biogenese**<sup>[[Bearbeiten](#) | [Quelltext bearbeiten](#)]</sup>

## Vorkommen

L-Tyrosin wurde von **Justus von Liebig** 1845 erstmals als Proteinbestandteil von Käse ([Liebermann](#), [Hofmann](#), [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.<sup>[[\]](#)</sup>

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 %
Lachs, roh	20,42 g	759 mg	3,7 %
Hühnerrei	12,56 g	499 mg	4,0 %
Kuhmilch, 3,7 % Fett	3,28 g	158 mg	4,8 %
Kürbiskerne	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 %
Rais, ungeschält	7,94 g	296 mg	3,8 %
Sojabohnen, getrocknet	36,49 g	1539 mg	4,2 %
Erbisen, 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  $\alpha$ -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.<sup>[12]</sup> Auf die Stimmungslage hat dies aber nur geringen Einfluss.<sup>[13][14][15][16][17][18]</sup> 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.<sup>[19][20]</sup>

Einige Studien fanden einen Nutzen unter [Stressbelastung](#), Kälte oder Übermüdung.<sup>[21][22][23][24][25][26]</sup> Eine Steigerung des Leistungsvermögens im Ausdauersport (anderthalbstündiges Radfahren) durch Tyrosinaufnahme konnte nicht festgestellt werden, hingegen durch Kohlenhydrataufnahme.<sup>[16]</sup>

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.<sup>[27]</sup>

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)

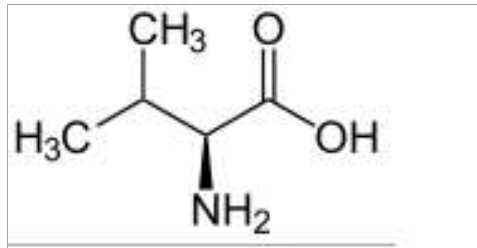
295

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

**Zusätzliche Informationen** (Quelle: Wikipedia)

Valin besteht aus D-Valin und L-Valin, wobei L-Valin die optisch aktive Form ist, die in der Natur vorkommt. L-Valin ist ein essentielles Aminosäure, das in der menschlichen Ernährung eine wichtige Rolle spielt. Es ist ein Bestandteil der Neurotransmitter GABA und Glutathion. L-Valin ist ein Bestandteil der Neurotransmitter GABA und Glutathion. Es ist ein Bestandteil der Neurotransmitter GABA und Glutathion.

Isomere von Valin	
Name	L-Valin
Andere Namen	(2S)-Valin
Strukturformel	
Pubchem	22724
Pubchem	22725
Pubchem	22726
Pubchem	22727
Pubchem	22728
Pubchem	22729
Pubchem	22730
Pubchem	22731
Pubchem	22732
Pubchem	22733
Pubchem	22734
Pubchem	22735
Pubchem	22736
Pubchem	22737
Pubchem	22738
Pubchem	22739
Pubchem	22740
Pubchem	22741
Pubchem	22742
Pubchem	22743
Pubchem	22744
Pubchem	22745
Pubchem	22746
Pubchem	22747
Pubchem	22748
Pubchem	22749
Pubchem	22750
Pubchem	22751
Pubchem	22752
Pubchem	22753
Pubchem	22754
Pubchem	22755
Pubchem	22756
Pubchem	22757
Pubchem	22758
Pubchem	22759
Pubchem	22760
Pubchem	22761
Pubchem	22762
Pubchem	22763
Pubchem	22764
Pubchem	22765
Pubchem	22766
Pubchem	22767
Pubchem	22768
Pubchem	22769
Pubchem	22770
Pubchem	22771
Pubchem	22772
Pubchem	22773
Pubchem	22774
Pubchem	22775
Pubchem	22776
Pubchem	22777
Pubchem	22778
Pubchem	22779
Pubchem	22780
Pubchem	22781
Pubchem	22782
Pubchem	22783
Pubchem	22784
Pubchem	22785
Pubchem	22786
Pubchem	22787
Pubchem	22788
Pubchem	22789
Pubchem	22790
Pubchem	22791
Pubchem	22792
Pubchem	22793
Pubchem	22794
Pubchem	22795
Pubchem	22796
Pubchem	22797
Pubchem	22798
Pubchem	22799
Pubchem	22800
Pubchem	22801
Pubchem	22802
Pubchem	22803
Pubchem	22804
Pubchem	22805
Pubchem	22806
Pubchem	22807
Pubchem	22808
Pubchem	22809
Pubchem	22810
Pubchem	22811
Pubchem	22812
Pubchem	22813
Pubchem	22814
Pubchem	22815
Pubchem	22816
Pubchem	22817
Pubchem	22818
Pubchem	22819
Pubchem	22820
Pubchem	22821
Pubchem	22822
Pubchem	22823
Pubchem	22824
Pubchem	22825
Pubchem	22826
Pubchem	22827
Pubchem	22828
Pubchem	22829
Pubchem	22830
Pubchem	22831
Pubchem	22832
Pubchem	22833
Pubchem	22834
Pubchem	22835
Pubchem	22836
Pubchem	22837
Pubchem	22838
Pubchem	22839
Pubchem	22840
Pubchem	22841
Pubchem	22842
Pubchem	22843
Pubchem	22844
Pubchem	22845
Pubchem	22846
Pubchem	22847
Pubchem	22848
Pubchem	22849
Pubchem	22850
Pubchem	22851
Pubchem	22852
Pubchem	22853
Pubchem	22854
Pubchem	22855
Pubchem	22856
Pubchem	22857
Pubchem	22858
Pubchem	22859
Pubchem	22860
Pubchem	22861
Pubchem	22862
Pubchem	22863
Pubchem	22864
Pubchem	22865
Pubchem	22866
Pubchem	22867
Pubchem	22868
Pubchem	22869
Pubchem	22870
Pubchem	22871
Pubchem	22872
Pubchem	22873
Pubchem	22874
Pubchem	22875
Pubchem	22876
Pubchem	22877
Pubchem	22878
Pubchem	22879
Pubchem	22880
Pubchem	22881
Pubchem	22882
Pubchem	22883
Pubchem	22884
Pubchem	22885
Pubchem	22886
Pubchem	22887
Pubchem	22888
Pubchem	22889
Pubchem	22890
Pubchem	22891
Pubchem	22892
Pubchem	22893
Pubchem	22894
Pubchem	22895
Pubchem	22896
Pubchem	22897
Pubchem	22898
Pubchem	22899
Pubchem	22900
Pubchem	22901
Pubchem	22902
Pubchem	22903
Pubchem	22904
Pubchem	22905
Pubchem	22906
Pubchem	22907
Pubchem	22908
Pubchem	22909
Pubchem	22910
Pubchem	22911
Pubchem	22912
Pubchem	22913
Pubchem	22914
Pubchem	22915
Pubchem	22916
Pubchem	22917
Pubchem	22918
Pubchem	22919
Pubchem	22920
Pubchem	22921
Pubchem	22922
Pubchem	22923
Pubchem	22924
Pubchem	22925
Pubchem	22926
Pubchem	22927
Pubchem	22928
Pubchem	22929
Pubchem	22930
Pubchem	22931
Pubchem	22932
Pubchem	22933
Pubchem	22934
Pubchem	22935
Pubchem	22936
Pubchem	22937
Pubchem	22938
Pubchem	22939
Pubchem	22940
Pubchem	22941
Pubchem	22942
Pubchem	22943
Pubchem	22944
Pubchem	22945
Pubchem	22946
Pubchem	22947
Pubchem	22948
Pubchem	22949
Pubchem	22950
Pubchem	22951
Pubchem	22952
Pubchem	22953
Pubchem	22954
Pubchem	22955
Pubchem	22956
Pubchem	22957
Pubchem	22958
Pubchem	22959
Pubchem	22960
Pubchem	22961
Pubchem	22962
Pubchem	22963
Pubchem	22964
Pubchem	22965
Pubchem	22966
Pubchem	22967
Pubchem	22968
Pubchem	22969
Pubchem	22970
Pubchem	22971
Pubchem	22972
Pubchem	22973
Pubchem	22974
Pubchem	22975
Pubchem	22976
Pubchem	22977
Pubchem	22978
Pubchem	22979
Pubchem	22980
Pubchem	22981
Pubchem	22982
Pubchem	22983
Pubchem	22984
Pubchem	22985
Pubchem	22986
Pubchem	22987
Pubchem	22988
Pubchem	22989
Pubchem	22990
Pubchem	22991
Pubchem	22992
Pubchem	22993
Pubchem	22994
Pubchem	22995
Pubchem	22996
Pubchem	22997
Pubchem	22998
Pubchem	22999
Pubchem	23000

Eigenschaften

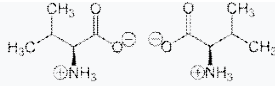
**Valin**, abgekürzt **Val** oder **V**, ist in seiner natürlichen L-Form eine **essentielle proteinogene  $\alpha$ -Aminosäure**, die in geringen Mengen in allen wichtigen **Proteinen** vorkommt. Die Stoffbezeichnung leitet sich ab von lat. *validus* für kräftig und gesund. Isoliert wurde Valin erstmals 1901 durch **Emil Fischer** aus dem **Casein**, einem Milchweiß. Strukturell leitet sich Valin durch Substitution des  $\alpha$ -Wasserstoffatoms durch eine Aminogruppe ( $-NH_2$ ) 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.<sup>[6]</sup>

<b>Dichte</b>	1,23 g·cm <sup>-3</sup> [1]
---------------	-----------------------------

Valin verfügt über eine **lipophile Seitenkette**. Der **Oktanol-Wasser-Verteilungskoeffizient** beträgt −2,26 (log  $K_{OW}$ ).<sup>[2]</sup> Der **isoelektrische Punkt** liegt bei 5,96,<sup>[10]</sup> 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. Genuggenommen ist dies am isoelektrischen Punkt (bei einem bestimmten pH-Wert) der Fall, bei dem das Valin auch seine geringste Löslichkeit in Wasser hat.

## Vorkommen

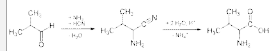
Da der menschliche Organismus Valin nicht herstellen kann, ist er auf die Zufuhr mit der Nahrung angewiesen. Die folgenden Beispiele für den Gehalt an **aromatischem** gebundenem Valin beziehen sich jeweils auf 100 g des Lebensmittel, zusätzlich ist der prozentuale Anteil am Gesamtprotein angegeben.<sup>[2]</sup>

Lebensmittel	Gesamtprotein	Valin	Anteil
Rindfleisch, roh	21,26 g	1055 mg	5,0 %
Hähnchenbrustfilet, roh	23,09 g	1145 mg	5,0 %
Lachs, roh	20,42 g	1107 mg	5,4 %
Hühnerrei	12,58 g	859 mg	6,8 %
Kuhmilch, 3,7 % Fett	3,28 g	220 mg	6,7 %
Weizenkeime	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 %
Spirulina, getrocknet	60 g	2387 mg	4 %
Chlorella, getrocknet	59 g	3800 mg	6,4 %

Alle diese Nahrungsmittel enthalten praktisch ausschließlich chemisch gebundenes Valin als Proteinbestandteil, jedoch kein freies Valin. Die Erbsenrangen des Tagesbedarfs für gesunde Erwachsene reichen, je nach verwendeter Methode, von 10 bis 29 mg Valin pro Kilogramm Körpergewicht.<sup>[2]</sup>

## Herstellung

Die Darstellung von Valin kann durch die **Strecker-Synthese** erfolgen. Ausgangsprodukt ist **Isobutyraldehyd**:



Bei der Strecker-Synthese entsteht  $\alpha$ -Valin. Zur **Racematspaltung** wird  $\alpha$ -Valin am Stickstoffatom acetyliert. Das so gebildete  $\alpha$ -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 D-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 pasteurianus* **Glucose**, *B. flavum* **Essigsäure** und *Corynebacterium acetosaccharum* **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.<sup>[5]</sup>

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.<sup>[11]</sup>

Als Edukt für die gezielte Herstellung von [enantiomerenreinen](#) Stoffen besitzt (S)-Valin eine praktische Bedeutung in der Chemie

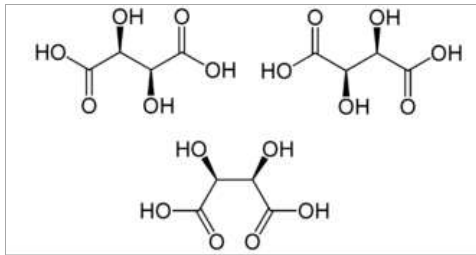
Name Weinsäure

57 ID-organisch Molare Masse in g/mol 150,09

Summenformel C4H6O6 CAS-Numm 526-83-0 Schmelzpunkt in °C

Trivialname Traubensäure Strukturformel 206

Traubensäure



Siedepunkt in °C

Kurzbeschreibung

farb- und geruchloser Feststoff[5] mit säuerlichem Geschmack

0

Dampfdruck in hPa

0

Dd-Temperatur in °C

0 Reaktionen

Löslichkeit

gut löslich in Wasser (1394 g·l<sup>-1</sup> 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<sup>-1</sup> (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 vorkommlich verwendete Begriff Weingeist für den reinen Ethanol üblich. 1712 wurde Weinstein von Boerhaave als feste Säure angeführt. 1764 wurde von Marggraf ein Alkalimetal 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 abgetrennte 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. Die Herstellung der Weinsäure wurde 1826 von Gaspard-Louis Lassac festgestellt und von Justus Liebig 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 Natriumammoniumsulfat dieser Säuren 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 Polarimeter. Dabei stellte er fest, dass beide Lösungen die aus der optisch inaktiven Traubensäure gewonnenen Salze optisch aktiv waren und dieselbe spezifische Drehung wie aus L-Weinsäure gewonnenes Natriumammoniumsulfat aufwiesen, jedoch mit entgegengesetztem Vorzeichen. Daraus folgte Pasteur, dass Traubensäure kein Racemat, sondern ein gleichteiliges 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 Louis Pasteur und James Watson, 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, stellten sie die Hypothese auf, dass die vier an Kohlenstoffatome 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.“




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 **Dicarbononsäure**, in der Gruppe der **α-Hydroxycarbononsäure**. Sie gehört zu den Zuckerdicarbononsäuren (**Diesterzucker**) 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 **Gesamtsäuregehalt** 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 Maltotraubensäure**, 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 **chiral**, das andere **achiral**. In der Natur kommt meist die rechtsdrehende L-(+)-Form vor. Die beiden Enantiomeren 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°<sup>[8]</sup> 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			
			Gestrichelte Linie: Spiegelebene
<b>CAS-Nummer</b>	147-73-7	87-69-4	147-73-0
	133-37-0 (DL-(+)-Gemisch)		
	526-83-0 (unspez.)		
<b>EG-Nummer</b>	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***.<sup>[8]</sup> 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 [LD<sub>50</sub>](#) lag für Ratten bei oraler Gabe bei 7500 mg/kg Körpergewicht.<sup>[10]</sup>

Die als [Lacton](#) polymere Metaweinsäure (E 353) wird hauptsächlich zur Weinsteinstabilisierung verwendet; als Schutzkolloid verhindert sie die Kristallisation von [Weinstein](#) im Wein.<sup>[14]</sup>

#### **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 [Fehlingscher 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 LiAlH<sub>4</sub>-Weinsäurederivate wie [TADDOL](#) wichtige chirale Reagenzien oder Katalysatoren zur [enantioselektiven](#) Reduktion von [Ketonen](#) sowie anderen stereoselektiven Syntheseverfahren

Name  $\alpha$ -Linolensäure

75

ID-organisch

Molare Masse in g/mol

278,44

Summenformel

C18H30O2

CAS-Numm

Schmelzpunkt in °C

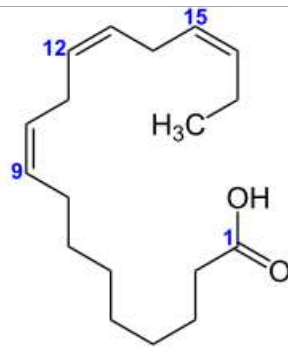
Trivialname

Strukturformel

63-40-1

-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

**$\alpha$ -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 ( $\omega$ -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,<sup>[2]</sup> 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 ( $\omega$ -6)] und die **Dihomo-gamma-Linolensäure** [DGLA, (all-*cis*)-Eicosa-8,11,14-triensäure] Kurzb.: [20:3 ( $\omega$ -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<sup>-1</sup> und die Dichte 0,91 g·cm<sup>-3</sup>.<sup>[2]</sup> Sie hat einen Schmelzpunkt von −11 °C<sup>[2]</sup> und einen Siedepunkt von 232 °C (bei 23 mbar).<sup>[2]</sup> 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 %),<sup>[5]</sup> **Chiaöl** (ca. 60 %),<sup>[6]</sup> **Perillaöl** (31–42 %),<sup>[7]</sup> das Öl aus dem **Iberischen Drachenkopf** (bis zu 70 % der Fettsäure-Reste),<sup>[8]</sup> **Hanföl** (28 %),<sup>[2]</sup> **Walnussöl** (ca. 15 %), **Rapsöl** (5–16 %)<sup>[2]</sup> und **Sojaöl** (4–11 %).<sup>[2]</sup> Manche pflanzlichen Öle enthalten nur geringe Mengen (bis 1,5 %); dazu zählen **Sonnenblumenöl**, **Olivenöl**<sup>[2]</sup> und **Traubenkernöl** (weniger als 1 % Linolensäure, 72 % **Linolsäure**).<sup>[9]</sup> Tierische Quellen sind Pferde**fett** (ca. 30 %) und Schweines**schmalz** (< 1,5 %).<sup>[2]</sup>

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

$\alpha$ -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  $\alpha$ -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.<sup>[12][13][14]</sup> Eine Studie des Royal Adelaide Hospital in Australien zeigt, dass  $\alpha$ -Linolensäurereiches Pflanzenöl, zusammen mit einer [linolsäurearmen](#) Ernährung, den EPA-Spiegel im Gewebe ähnlich steigen lässt wie eine Supplementierung mit Fischöl.<sup>[15]</sup> 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.<sup>[12]</sup> Barcel-Coblijn & Murphy hingegen kommen zu dem Schluss, dass der Körper ausreichend DHA bilden kann, wenn genug  $\alpha$ -Linolensäure (>1200 mg) pro Tag aufgenommen wird.<sup>[16]</sup> 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 [Firn](#)is und anderen *trocknenden Ölen* für [Beschichtungen](#) (Lacke u. a.) verwendet.