

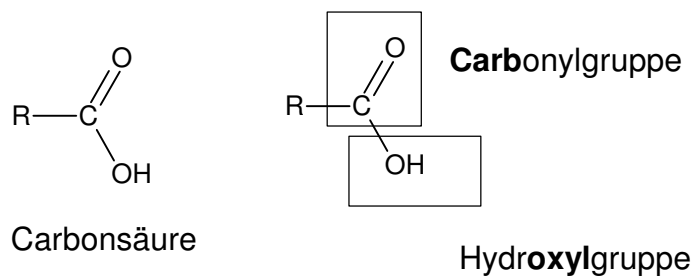
## “Essigsäure und Co“ – Stationenlernen Carbonsäuren

### Carbonsäuren

Der erste Vertreter der Carbonsäuren, den wir im Unterricht hergestellt haben ist die Benzoesäure. Strukturell einfachere Vertreter der Carbonsäuren sind die Ameisensäure, die Essigsäure, die Propionsäure und die Buttersäure.

Carbonsäure		Strukturformel	Halbstrukturformel
Trivialname	wissenschaftlicher Name		
Ameisensäure	Methansäure		HCOOH
Essigsäure	Ethansäure		CH <sub>3</sub> COOH
Propionsäure	Propansäure		C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> COOH
Buttersäure	Butansäure		C <sub>3</sub> H <sub>7</sub> COOH

Allen Carbonsäuren gemeinsam ist die –COOH-Gruppe, die Carboxylgruppe.



Der Name „Carboxylgruppe“ setzt sich zusammen aus den beiden funktionellen Gruppen „Carbonylgruppe“ und Hydroxylgruppe, die sich beide in der Carboxylgruppe finden.

Carbonsäuren, die sich von den Alkanen herleiten lassen heißen auch **Alkansäure**.

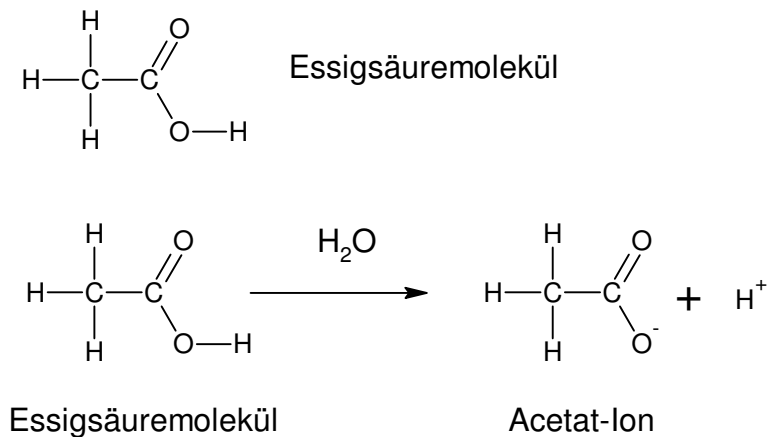
Essigsäure ist die bekannteste Carbonsäure. Sie soll auch als Beispiel herangezogen werden, um die typischen Eigenschaften der Carbonsäuren zu erläutern.

### Konzentrierte Essigsäure besteht aus Molekülen (Station 4, 10):

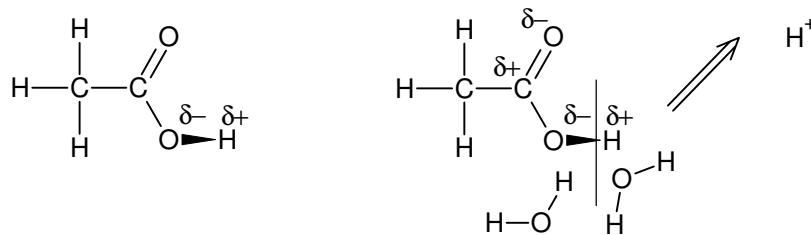
Konz. Essigsäure besteht weitestgehend aus Essigsäuremolekülen. Es liegen kaum freie H<sup>+</sup>-Ionen vor. Dies wird experimentell in Station 4 bestätigt. Die Leitfähigkeit konzentrierte Essigsäure (w = 100%) wird gemessen; konzentrierte Essigsäure leitet den elektrischen Strom nicht, d.h. es sind auch keine frei beweglichen Ladungsträger – d.h. Ionen – vorhanden.

**Beim Verdünnen mit Wasser bilden sich Ionen (Station 4, 10):**

Ebenso verhält sich reines Wasser. Gibt man allerdings beide Flüssigkeiten zusammen, so steigt die Leitfähigkeit stark an. Es bilden sich Ionen (Station 4):



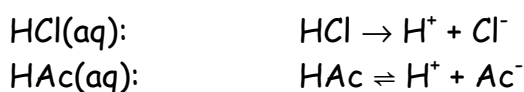
Somit kann Magnesium mit der konz. Essigsäure auch nicht unter Bildung von Wasserstoff reagieren. Gibt man jedoch Wasser hinzu, so kann das Wasserstoffatom aus der Carboxylgruppe als  $\text{H}^+$ -Ion abgespalten werden und mit dem Magnesium zu Wasserstoff weiter reagieren (Station 10).

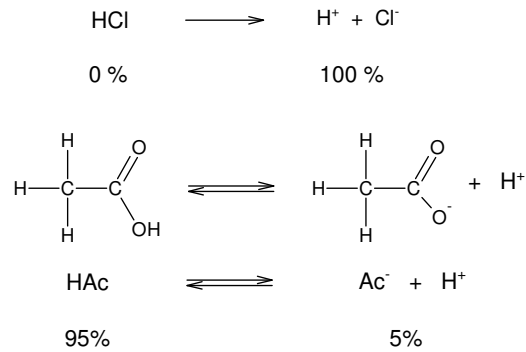
**Wie und warum spaltet sich das  $\text{H}^+$ -Ion ab (Station 4, 10) ?**

Auf Grund der Unterschiede in den Elektronegativitäten [EN O = 3,5, EN H = 2,1] ist die OH-Bindung polarisiert. Dies reicht allerdings noch nicht aus, um das H-Atom in Form eines  $\text{H}^+$ -Ions abzuspalten. Zusätzlich macht sich die in der Carboxylgruppe enthaltene Carbonylgruppe bemerkbar. Das Sauerstoffatom ist stark negativ geladen, das Kohlenstoffatom entsprechend positiv. Somit kann das positivierte Kohlenstoffatom zusätzlich Elektronen der OH-Bindung zu sich ziehen und die Abspaltung eines  $\text{H}^+$ -Ions erleichtern. Unter dem Einfluss der Wassermoleküle, die sich auf Grund ihres Dipolcharakters zwischen die OH-Bindung einlagern und diese so spalten.

**Essigsäure ist eine schwache Säure (Station 1)**

Die Ethansäure ist eine relativ schwache bis mittelstarke Säure. Das bedeutet, dass sie mit Wasser nicht vollständig zu den Acetat-Ionen und Wasserstoff-Ionen (bzw. Hydronium-Ionen) reagiert. Trotzdem zeigt die Lösung natürlich aufgrund der enthaltenen Wasserstoff-Ionen (bzw. eine saure Reaktion). Durch die entstandenen, frei beweglichen Ionen ist die Ethansäurelösung elektrisch leitfähig. Im Gegensatz zur Salzsäure, die vollständig in Ionen zerfallen ist und somit zu den starken Säuren zählt, ist die Essigsäure nur zu ca. 5% zerfallen:



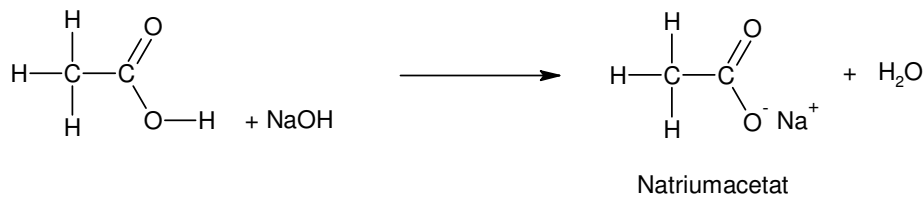


Es stellt sich zwischen der nicht zerfallenen Form und der ionisierten Form ein Gleichgewicht ein, das durch die besondere Pfeilart gekennzeichnet wird.

Gibt man zu Salzsäure und zu Essigsäure gleicher Konzentration (z.B. 1 mol/L) ein Stückchen Mg-Band, so können die Elektronen des Magnesiums auf die  $\text{H}^+$ -Ionen übergehen und sie zu elementarem Wasserstoff entladen, der dann aufsteigt. Diese Reaktion ist um so heftiger, je höher die  $\text{H}^+$ -Ionenkonzentration in der Lösung ist. Salzsäure reagiert deshalb mit Magnesium heftiger als Essigsäure.

### Essigsäure wird neutralisiert (Station 2)

Essigsäure lässt sich mit Laugen neutralisieren. Dabei entsteht als Salz das Natriumacetat und Wasser:

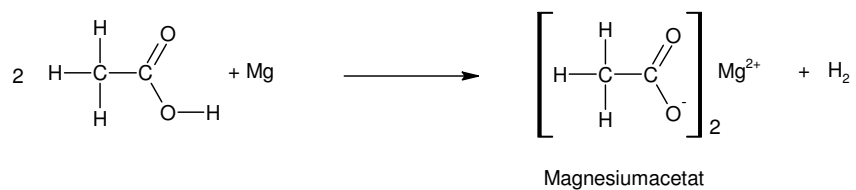


Diese Neutralisationsreaktion bildet die Grundlage zur Bestimmung des Essigsäuregehaltes von Speiseessig (Station 2: Ist unser Essig vorschriftsmäßig?)

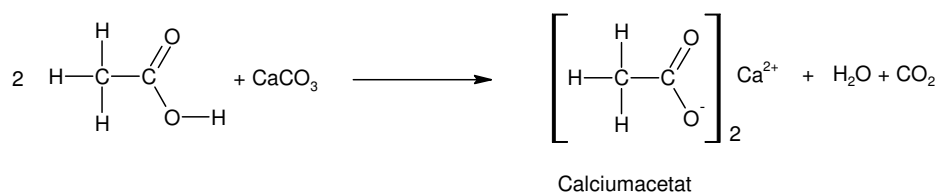
### Essigsäure bildet Salze (Station 3, 4):

Die Salze der Essigsäure heißen Acetate und enthalten den Acetat-Rest.

Mit Magnesium reagiert die Essigsäure zu Magnesiumacetat und Wasserstoff:



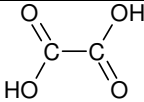
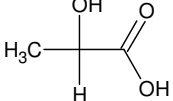
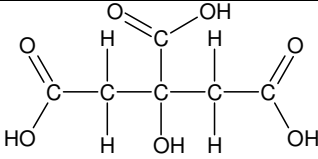
Mit Calciumcarbonat (Eierschalen, Marmor oder Kesselstein) bildet sich Calciumacetat und Kohlendioxid:



Durch Elmex® wird dieser Angriff verhindert (Station 3).

**Weitere wichtige Carbonsäuren (Station 9, 6, 7):**

Wichtige Carbonsäuren, die auch im Biologieunterricht immer wieder auftauchen sind die *Oxalsäure*, die *Milchsäure* und die *Citronensäure*:

Oxalsäure		<ul style="list-style-type: none"> <li>• Oxalsäure ist eine Carbonsäure mit 2 Carboxylgruppen.</li> <li>• Sie bildet mit Calcium-Ionen schwer lösliches Calciumoxalat (Nierensteine, Station 9)</li> </ul>
Milchsäure		<ul style="list-style-type: none"> <li>• Milchsäure enthält neben der Carboxylgruppe noch eine Hydroxylgruppe</li> <li>• Milchsäure enthält ein asymmetrisches C-Atom (Station 7)</li> </ul>
Citronensäure		<ul style="list-style-type: none"> <li>• Citronensäure ist fest</li> <li>• sie enthält 3 Carboxylgruppen, die mit Natriumhydrogencarbonat zu Natriumcitrat, Wasser und Kohlendioxid reagieren (Brausepulver, Station 6)</li> </ul>

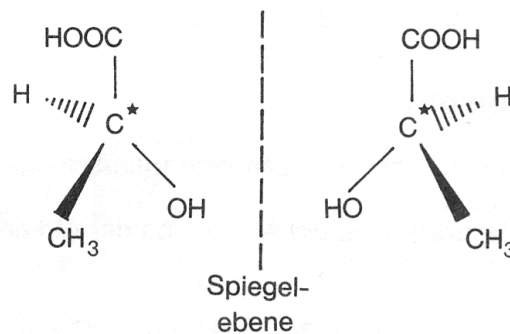
## Optische Isomerie

**Optische Isomere** verhalten sich wie Bild und Spiegelbild.  
Bild und Spiegelbild können hierbei nicht zur Deckung gebracht werden.

Die optische Isomerie wird daher auch als **Spiegelbildisomerie** bezeichnet. Für optische Isomere verwendet man häufig die Bezeichnung **Enantiomere**. Der Begriff stammt vom griechischen Wort enantios = entgegengesetzt.

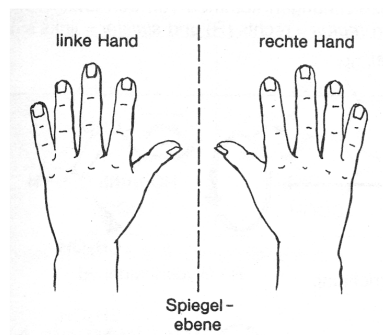
*Beispiel:*

Die Milchsäure bildet optische Isomere. Sie verhalten sich wie Bild und Spiegelbild.



Optische Isomere der Milchsäure

Die beiden Isomeren unterscheiden sich in ihrer **Konfiguration**, d.h. in der verschiedenartigen Anordnung der vier Gruppen im Molekül. Der Begriff stammt vom lateinischen Wort configuratio = Gestalt. Optische Isomere (Spiegelbildisomere) lassen sich nicht zur Deckung bringen. Moleküle, die sich wie Bild und Spiegelbild verhalten, sind chiral. Der Begriff **Chiralität** stammt vom griechischen Wort cheir = Hand. Die rechte und die linke Hand verhalten sich ebenfalls wie Bild und Spiegelbild.



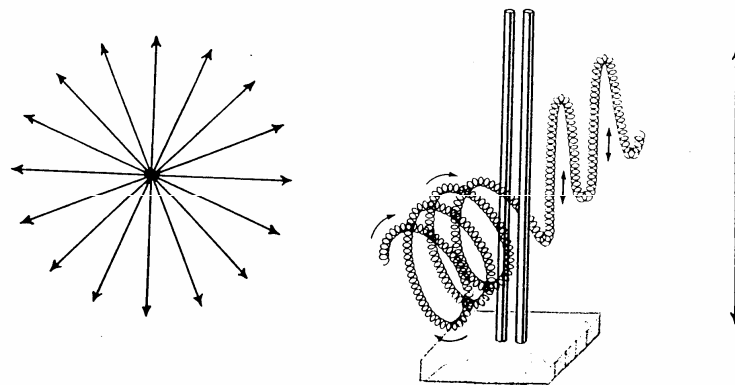
Die Spiegelbildisomerie kann beispielsweise dann auftreten, wenn ein Kohlenstoffatom mit vier verschiedenen Gruppen verbunden ist, die tetraedrisch angeordnet sind. Ein derartiges C-Atom wird als **asymmetrisches Kohlenstoffatom** bezeichnet.

Man kennzeichnet es in Formeln meist als C\*. Das asymmetrische C-Atom ist hier das **Chiralitätszentrum**.

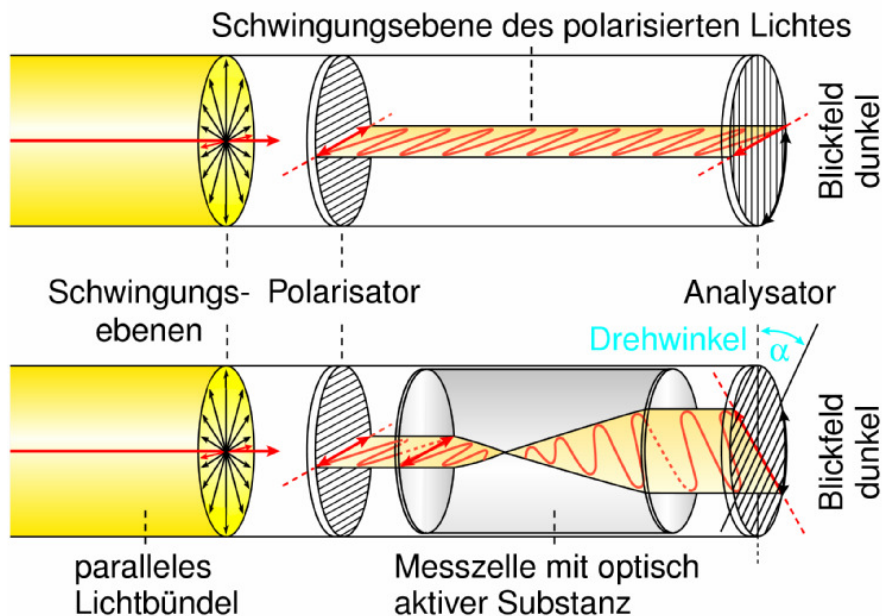
Spiegelbildisomere (Enantiomere) stimmen mit einer Ausnahme in den physikalischen Eigenschaften überein. Der entscheidende Unterschied besteht im optischen Verhalten.

Die beiden optischen Isomeren sind in der Lage, die Ebene des linear polarisierten Lichtes in unterschiedlicher Weise zu drehen. Diese Erscheinung wird als **optische Aktivität** bezeichnet.

In **linear polarisiertem** Licht tritt nur eine Schwingungsrichtung der Lichtwellen auf.



Man erhält es beispielsweise, indem man das monochromatische („einfarbige“) Licht einer Natriumdampflampe mit der Wellenlänge 589 nm (Natrium D-Linie) durch einen Polarisator schickt. Gelangt dieses linear polarisierte Licht durch die Lösung eines optisch aktiven Stoffes (z.B. Milchsäure), so wird die Schwingungsebene um einen bestimmten Winkel  $\alpha$  gedreht.



Optische Aktivität

Das eine Enantiomere dreht die Ebene des linear polarisierten Lichtes nach rechts, d.h. im Uhrzeigersinn (Blickrichtung zur Lichtquelle). Es wird mit (+) gekennzeichnet. Das andere Enantiomere dreht die Ebene des linear polarisierten Lichtes nach links, d.h. gegen den Uhrzeigersinn. Es wird mit (-) gekennzeichnet.

Liegen gleiche Anteile der beiden Enantiomeren vor (d.h. gleiche Teilchenzahlen der rechts- und der linksdrehenden Form), so zeigt das Gemisch nach außen keine optische Aktivität. Es wird als **Racemat** (racemisches Gemisch) bezeichnet. Racemate unterscheiden sich in den physikalischen Eigenschaften häufig deutlich von den reinen Enantiomeren.

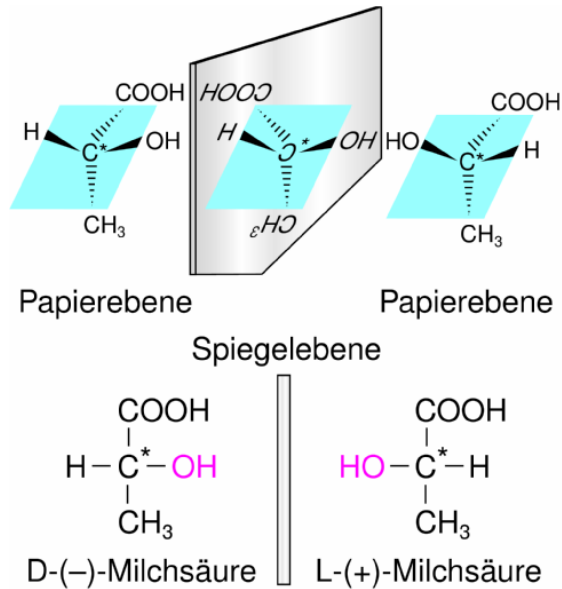
Zur Darstellung der Konfiguration eines optisch aktiven Moleküls verwendet man häufig die von dem deutschen Chemiker Emil Fischer (1852 -1919) im Jahre 1891 vorgeschlagenen Projektionsformeln (**Fischer-Projektion**).

Hierbei wird die Kohlenstoffkette des Moleküls senkrecht angeordnet. Das C-Atom mit der größten Oxidationszahl befindet sich dabei oben, das C-Atom mit der niedrigsten unten. Beide zeigen aus der

Zeichenebene nach hinten. Die übrigen Substituenten am Chiralitätszentrum ( $C^*$ ) ragen nach vorn. Anschließend wird das Molekül auf die Ebene des Papiers projiziert.

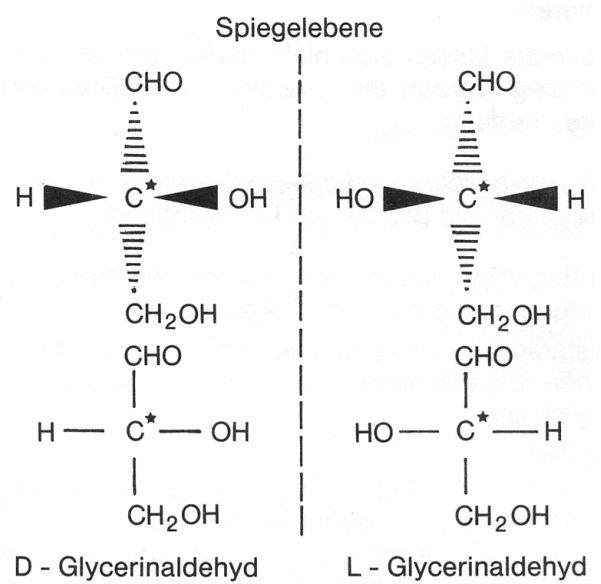
### Beispiele:

#### 1. Milchsäure:



Die Fischer-Projektion der Milchsäure

#### 2. Glycerinaldehyd:



Die Fischer-Projektion des Glycerinaldehyds

Befindet sich in der Fischer-Projektion die OH-Gruppe rechts, so wird die Konfiguration mit D bezeichnet (D vom lateinischen Wort dexter = rechts). Steht die OH-Gruppe links, so liegt die L-Konfiguration vor (L vom lateinischen Wort laevus = links). Die Bezeichnungen D und L geben hierbei aber nicht die Drehrichtung des linear polarisierten Lichtes an.