

Hinweis

Bei dieser Datei handelt es sich um ein Protokoll, das einen Vortrag im Rahmen des Chemielehramtsstudiums an der Uni Marburg referiert. Zur besseren Durchsuchbarkeit wurde zudem eine Texterkennung durchgeführt und hinter das eingescannte Bild gelegt, so dass Copy & Paste möglich ist – aber Vorsicht, die Texterkennung wurde nicht korrigiert und ist gerade bei schlecht leserlichen Dateien mit Fehlern behaftet.

Alle mehr als 700 Protokolle (Anfang 2007) können auf der Seite http://www.chids.de/veranstaltungen/uebungen_experimentalvortrag.html eingesehen und heruntergeladen werden.

Zudem stehen auf der Seite www.chids.de weitere Versuche, Lernzirkel und Staatsexamensarbeiten bereit.

Dr. Ph. Reiß, im Juli 2007

Protokoll vom 25.05.1983

zum

Experimentalvortrag

" C A R B O N S Ä U R E N "

von

Gerhard Lenz

Gliederung:

1. Aufbau und physikalische Eigenschaften
2. Säurenatur
3. Darstellung der Carbonsäuren
4. Chemische Eigenschaften
 - 4.1. Reaktionen des Alkylrestes
 - 4.2. Veresterung
 - 4.3. Hydrolyse
 - 4.4. Einige Reaktionen der Dicarbonsäuren

1. Aufbau und physikalische Eigenschaften

Die Carbonsäuren sind die wichtigsten organischen Verbindungen, die eine deutliche Acidität besitzen. Sie enthalten eine Carboxylgruppe, die entweder mit einer Alkylgruppe oder einer Arylgruppe verbunden ist (s. Abb. 1: Beispiele für Carbonsäuren).

Man faßt alle organischen Verbindungen mit einer Carboxylgruppe unter der Bezeichnung Monocarbonsäuren, die mit zwei Carboxylgruppen unter Dicarbonsäuren usw. zusammen.

Ich möchte in diesem Vortrag anhand einiger charakteristischer Reaktionen die chemische Natur der Carboxylgruppe herausarbeiten. Dabei möchte ich mich auf die aliphatischen Mono- und Dicarbonsäuren beschränken.

Die Carboxylgruppe ist eine Kombination einer Carbonylgruppe ($>C=O$) mit einer Hydroxylgruppe ($-O-H$). Wegen des Zusammentreffens dieser beiden Gruppen, sind die aliphatischen Carbonsäuren stärker hydrophil als die entsprechenden Alkohole oder Ketone.

Mit zunehmender Länge der Kohlenstoffkette nimmt die Wasserlöslichkeit ab, weil die hydrophobe Wirkung des Alkylrestes die hydrophile Wirkung der Carboxylgruppe überwiegt.

Versuch 1 (Polarität der Carbonsäuremoleküle):

Geräte: Reagenzgläser

Chemikalien: Petrolether, Sudan III, Ölsäure, Eisessig, Methyleneblau

Zwei Reagenzgläser werden mit Petrolether/Wasser im Gemisch 1:1 gefüllt. In das erste Reagenzglas werden 5ml mit Sudan III kräftig rot gefärbte Ölsäure gefüllt, in das zweite 5ml mit Methyleneblau angefarbter Eisessig. Danach werden die beiden Reagenzgläser geschüttelt.

Nach ca. 30s ist die gefärbte Ölsäure in die Petroletherphase, die Essigsäure in die wäßrige Phase übergegangen (s. dazu Abb. 2: Polarität der Carbonsäuremoleküle).

In reiner Form sind die ersten vier Monocarbonsäuren flüssige, stechend riechende Substanzen, die sich in jedem Verhältnis mit Wasser mischen lassen. Die höheren Carbonsäuren haben paraffinähnliche Konsistenz bzw. stellen farblose Kristalle dar. Aufgrund der

Fähigkeit, zwei H-Brückenbindungen auszubilden, liegen die undissoziierten Säuren als Dimere vor (s. Abb. 3: Carbonsäure-Dimere). Daher haben sie einen relativ höheren Schmelz- und Siedepunkt im Gegensatz zu Alkoholen mit vergleichbaren Molmassen.

2. Säurenatur

Wie bereits erwähnt, sind Carbonsäuren acide Verbindungen.

Nach Brönstedt sind Säuren Stoffe, die Protonen abgeben, und Basen solche, die Protonen aufnehmen können.

Die Acidität, d.h. der Dissoziationsgrad, einer organischen Säure hängt im wesentlichen von folgenden Faktoren ab:

- die Stärke der Bindung A-H wird durch die Elektronegativitätsunterschiede zwischen A und H bestimmt,
- die Stabilität des Säureanions bestimmt wesentlich den Dissoziationsgrad,
- das Lösungsmittel nimmt über den Ionisierungsvorgang der entstehenden Anionen Einfluß.

Dabei setze ich voraus, daß die beiden ersten Faktoren die bestimmenden sind.

Aus den Elektronegativitätszahlen der Elemente (nach Pauling) kann man abschätzen, daß die Elektronegativitätsdifferenzen an der O-H-Bindung am Stärksten sind. Man erhält innerhalb der Carboxylgruppe einen Elektronenzug, der die Abspaltung des Protons begünstigt (s. Abb. 4 oben: Acidität der Carboxylgruppe).

Die Dissoziation wird zusätzlich dadurch begünstigt, daß das entstehende Carboxylation mesomeriestabilisiert ist. Das Carboxylation ist ein Hybrid zweier Strukturen, die gleich stabil sind und somit den gleichen Beitrag zum Resonanzhybrid leisten (s. Abb. 4 mitte) Auch die Carbonsäure ist ein Resonanzhybrid; die beiden Grenzstrukturen sind aber nicht äquivalent zueinander, deshalb ist die Stabilisierung beim Anion wesentlich wirkungsvoller als bei der Säure. Wie hat man sich die Resonanz des Carboxylations im Orbitalbild vorzustellen? Das Kohlenstoffatom ist mit den drei Nachbaratomen über σ -Bindungen verbunden. Die für diese Bindungen verwendeten sp^2 -Orbitale liegen in einer Ebene mit einem Bindungswinkel von 120° . Das verbleibende p-Orbital des Kohlenstoffs überlappt gleichstark

mit den p-Orbitalen der Sauerstoffatome unter Bildung von Hybridbindungen. Dadurch sind die Elektronen an zwei Bindungen beteiligt, und die Delokalisierung der Elektronenwolke entspricht der Darstellung des Anions als Resonanzhybrid aus zwei Strukturen (s. Abb. 4 unten).

Versuch 2 (Säurenatur der Carbonsäuren):

Geräte: Erlenmeyer oder Bechergläser, Leitfähigkeitsprüfer mit Meßgerät und Spannungsquelle

Chemikalien: eine je 0,1M Lösung von Ameisensäure, Essigsäure, Propionsäure, Monochloressigsäure, Trichloressigsäure

Man mißt jeweils die Gesamtleitfähigkeit der Carbonsäuren bei 10V Wechselstrom. Die Meßwerte werden tabellarisch aufgetragen (s. Tab. 1: Leitfähigkeit verschiedener 0,1M Monocarbonsäuren).

Um auf den Dissoziationsgrad schließen zu können, muß von gleichnormalen Lösungen ausgegangen werden.

Die Gesamtleitfähigkeit eines Elektrolyten hängt ab von

- der Zahl der Ladungsträger,
- der Wertigkeit der Ionen,
- der durchschnittlichen Wanderungsgeschwindigkeit der Ionen in Feldrichtung.

Es wird Wechselstrom verwendet, um eine elektrolytische Zersetzung der Säuren zu verhindern.

Die unterschiedliche Dissoziation kann auf induktive ($\pm I$) und mesomere ($\pm M$) Effekte zurückgeführt werden. Jeder Faktor, der die Säure mehr stabilisiert als das Anion, setzt die Säurestärke herab und umgekehrt.

Eine zusätzliche Methylgruppe wirkt als Elektronendonator. Die Elektronendichte am Sauerstoff wird erhöht, so daß sich die Stabilität des Säuremoleküls erhöht (\rightarrow abnehmende Säurestärke in der Folge Ameisensäure, Essigsäure, Propionsäure).

Die erhöhte Säurestärke der Monochloressigsäure gegenüber Essigsäure weist darauf hin, daß die Halogenatome die Stabilität der Säure verringern. Ihr induktiver Effekt ist dem der Methylgruppen entgegengesetzt (\rightarrow zunehmende Säurestärke in der Folge Essigsäure, Monochloressigsäure, Trichloressigsäure; s. auch Abb. 5: Induktiver Effekt).

Bis jetzt wurde gezeigt, daß die Monochloressigsäure eine höhere Säurestärke besitzt als Essigsäure. Im nächsten Versuch möchte ich die pK_a -Werte dieser beiden Säuren bestimmen.

Versuch 3 (Bestimmung der pK_a -Werte von Essigsäure und Monochloressigsäure)

Geräte: Bürette, 4 Erlenmeyer, Magnetrührer mit Rührfisch, pH-Meßgerät mit MeBelektrode, Stativmaterial

Chemikalien: 0,1M Essigsäure, 0,1M Monochloressigsäure, 0,1M NaOH-Lösung, Phenolphthaleinlösung

10ml Essigsäure mit 100ml Wasser, dem zwei Tropfen Phenolphthaleinlösung zugesetzt sind, werden gegen eine 0,1M Natronlauge bis zur bleibenden Rotfärbung titriert.

Danach versetzt man 10ml derselben Essigsäure mit 100ml Wasser und der Hälfte des eben bestimmten NaOH-Volumens und mißt mit dem pH-Meßgerät den pH-Wert.

Der Versuch wird mit der 0,1M Monochloressigsäure wiederholt.

Bei der Neutralisation der Säuren, z.B. der Essigsäure, entstehen Acetationen. Wird die Essigsäure nur bis zur Hälfte neutralisiert, so ist die Konzentration der Essigsäure auf die Hälfte zurückgegangen, die andere Hälfte existiert jetzt in Form der Acetationen. Es gilt also nach Kürzung im Massenwirkungsgesetz

$$K_a = [H_3O^+], \text{ d.h. } pK_a = pH$$

(s. Abb. 6: pK_a -Werte von Essigsäure und Monochloressigsäure).

3. Darstellung der Carbonsäuren

Die organischen Säuren sind in der Natur weit verbreitet, sei es in freier Form wie bei der Ameisensäure in Ameisen und den Brennhaaren der Brennesseln, der Malonsäure in Äpfeln, der Zitronensäure in Citrusfrüchten oder in Form von Salzen, z.B. als Calciumoxalat in Sauerklee oder Rhabarber.

Carbonsäuren und ihre Anionen nehmen auch am Stoffwechselgeschehen teil, z.B. im Citratzyklus.

In Fetten liegen aliphatische Monocarbonsäuren mit Glycerin verestert vor; daher nennt man die aliphatischen einbasigen Säuren auch Fettsäuren.

Man kann Carbonsäuren auf verschiedenen Synthesewegen, abhängig von

den Ausgangsstoffen erhalten.

Durch Kaliumdichromat oder Kaliumpermanganat in schwefelsaurer Lösung kann man primäre Alkohole in Carbonsäuren überführen. Hierbei wird der primäre Alkohol zunächst zum entsprechenden Aldehyd oxidiert, der dann zur Carbonsäure weiteroxydiert wird (s. Abb. 7: Darstellung der Carbonsäuren, Teil 1).

Versuch 4 (Oxydation primärer Alkohole zu Carbonsäuren):

Geräte: Reagenzglas, Tropfflasche

Chemikalien: Kaliumdichromat, konz. Schwefelsäure, Ethanol

In einem Reagenzglas werden etwa 1g Kaliumdichromat in 2ml H₂O und 1ml konz. Schwefelsäure gemischt. Vorsichtig wird Ethanol zugegossen, bis das Reaktionsgemisch rein grün gefärbt ist.

Nach kurzem Sieden ist der Geruch von Essigsäure festzustellen.

Die wichtigste Carbonsäure, die Essigsäure, entsteht auch bei der Oxidation von Acetaldehyd mit Luftsauerstoff, wobei Acetaldehyd wiederum leicht aus Acetylen oder Ethanol hergestellt werden kann. Bei der Schnelleisigfabrikation läßt man eine 5-10%ige alkoholische Lösung über Buchenspäne rieseln, auf denen Acetobacter-Arten leben, die Ethanol in Gegenwart von Luftsauerstoff zu Essigsäure vergären (s. Abb. 7, Teil 2+3).

Durch Einleiten von trockenem CO₂-Gas in eine etherische Lösung von Grignard-Verbindungen von Kohlenstoffketten können diese verlängert werden, wobei sich die Grignard-Verbindung an die C=O-Bindung des CO₂ anlagert und sich das Magnesiumsalz der Carbonsäure bildet. Die Carbonsäure wird dann durch Zugabe von Mineralsäure freigesetzt. (s. Abb. 7, Teil 4).

4. Chemische Eigenschaften

4.1. Reaktionen des Alkylrestes

Innerhalb der Reihe der aliphatischen Carbonsäuren nimmt die Ameisensäure eine Sonderstellung ein: sie ist Carbonsäure und hat als Aldehyd auch zugleich reduzierende Eigenschaften.

Versuch 5 (Reaktionen des Alkylrestes, Sonderstellung Ameisensäure):

Geräte: Reagenzgläser

Chemikalien: Ameisensäure, Eisessig, 4M H₂SO₄, KMnO₄-Lsg (6%)

In zwei Reagenzgläser werden 10ml konz. Ameisensäure bzw. Eisessig gegeben. Danach werden in jedes Reagenzglas gleichzeitig 20ml 4M Schwefelsäure und etwa 1ml 6%ige Kaliumpermanganatlösung gegeben.

Im Reagenzglas mit der Ameisensäure entfärbt sich die Lösung, in dem anderen nicht. Die Ameisensäure wird zu CO₂ und H₂O oxydiert, alle anderen Carbonsäuren können nur in Gegenwart stärkster Oxydationsmittel oxydiert werden (s. Abb. 8: Die Ameisensäure als Aldehyd).

4.2. Veresterung

Das charakteristische chemische Verhalten der Carbonsäuren wird durch ihre funktionelle Gruppe (-COOH) bestimmt. Diese gliedert sich auf in eine Carbonylgruppe und eine Hydroxylgruppe. An den Reaktionen selbst ist fast nur die Hydroxylgruppe beteiligt, die Carboxylgruppe ist jedoch für die spezielle Reaktivität der Carboxylgruppe verantwortlich.

Durch Erhitzen von Carbonsäuren mit Alkohol in Gegenwart von konz. Schwefelsäure kann man die Säuren direkt in einen Ester umwandeln (s. Abb. 9: Veresterung).

Versuch 6 (Darstellung des Essigsäureethylesters):

Geräte: Reagenzgläser, Wasserbad

Chemikalien: Eisessig, Ethanol, konz. Schwefelsäure

In einem großen Reagenzglas werden 5ml Eisessig, 5ml Ethanol und 1ml konz. Schwefelsäure erwärmt.

Das Reaktionsgemisch wird in ein zweites Reagenzglas gegossen, das etwa $\frac{1}{3}$ mit Wasser gefüllt ist.

Es bildet sich eine organische Phase, die am Geruch als Essigsäureethylester zu erkennen ist.

Bei der Reaktion kommt es durch Protonierung der Carbonylgruppe zur Bildung eines Carbeniumions, das durch den Alkohol nukleophil angegriffen werden kann. Nach Wasserabspaltung und Deprotonierung

(Rückbildung einer Carbonylgruppe) erhält man den Ester (s. Abb. 9). Bei der Reaktion tritt ein Gleichgewicht ein; das Proton katalysiert nämlich sowohl die Hinreaktion - die Veresterung - als auch die Rückreaktion - die Hydrolyse. Carbonsäuren werden deshalb meist über Säurechloride in die Ester übergeführt (s. Abb. 10: Veresterung mittels Säurechloriden). Der Vorteil dabei ist, daß die Reaktion irreversibel ist.

Interessant wird die Veresterungsreaktion, wenn man Bernsteinsäure und Ethylenglykol (Ethandiol) als Edukte nimmt:

Versuch 7 (Polyesterbildung mit bifunktionären Edukten):

Geräte: Reagenzglas, Brenner, Tropfpipette, Eisbad
Chemikalien: Bernsteinsäure, Ethylenglykol, CoCl_2 , konz. H_2SO_4
8g Bernsteinsäure werden zusammen mit 3,6g Ethylenglykol und einer Spur CoCl_2 so lange erhitzt, bis anhand der Blaufärbung des Kobaltsalzes zu erkennen ist, daß das Reaktionsgemisch frei von Wasser ist. Nun wird der blauen Lösung ein Tropfen konz. Schwefelsäure zugesetzt, sie färbt sich sofort rosa (+ Anzeichen für entstandenes Wasser). Das Reagenzglas wird in einem Eisbad abgekühlt.

Bei diesem Versuch bildet sich eine zähe Masse. Die bifunktionelle Bernsteinsäure hat unter Wasserabgabe mit dem bifunktionellen Alkohol Ethylenglykol zu langen Polyesterketten reagiert (s. Abb. 11: Polyester).

4.3. Hydrolyse

Im nächsten Versuch sollen Ester wieder hydrolytisch gespalten werden:

Versuch 8 (Verseifung von Kokosfett):

Geräte: Reagenzgläser, Brenner
Chemikalien: Kokosfett, Natronlauge (20%), Ethanol
Man erhitzt vorsichtig etwas Kokosfett in einem Reagenzglas mit einigen ml 20%iger Natronlauge und etwa der gleichen Menge Ethanol. Danach gibt man Wasser zu und schüttelt kräftig. Zusätzlich wird ein Kontrollversuch mit Wasser statt Natronlauge durchgeführt.

Beim Schütteln entsteht ein weißer, dichter Schaum, der beim Kon-

trollversuch ausbleibt.

Chemisch gesehen hat eine alkalische Esterhydrolyse stattgefunden. Fette sind eine Mischung verschiedener Glycerinester gesättigter und ungesättigter Fettsäuren. Das Fett reagiert mit wässriger Base zu Carbonsäuren und Glycerin. Hat man alkalische Reaktionsbedingungen, so entstehen fettsaure Salze und Glycerin. Die Alkalisalze der höheren Fettsäuren nennt man Seifen, sie sind in Wasser löslich und in unpolaren Lösungsmitteln unlöslich; sie verhalten sich in bezug auf ihre Löslichkeit also umgekehrt wie die entsprechenden Carbonsäuren.

Der Reaktionsmechanismus verläuft wie folgt (s. Abb. 12: Hydrolyse): Zunächst wird das OH^- -Ion nukleophil an die COOH -Verbindung angehängt. Es bildet sich ein tetraedrisches Zwischenprodukt, wobei im weiteren Verlauf der Reaktion das Alkoholat vom OH^- -Ion verdrängt wird. Da das Carboxylat stabiler ist, entsteht zuletzt der Alkohol und das Anion der Carbonsäure.

4.4. Einige Reaktionen der Dicarbonsäuren

Ich möchte mich am Ende des Vortrages mit einigen Eigenschaften beschäftigen, die aus dem Vorhandensein einer zweiten Carboxylgruppe resultieren.

Eine dieser Eigenschaften haben wir schon bei der Polyesterbildung kennengelernt.

Betrachten wir die Oxalsäure. Beide C-Atome tragen wegen ihrer Zugehörigkeit zu einer Carboxylgruppe eine positive Teilladung (s. Abb. 13: Zersetzbarkeit von Oxalsäure). Daher zersetzt sich bei knapp über 101°C Oxalsäure in Ameisensäure und CO_2 und dann weiter in H_2O und CO .

Versuch 9 (Zersetzung der Oxalsäure):

Geräte: Stickstoffkolben (50ml), Tropftrichter mit Druckausgleichsrohr, 3 Waschflaschen, Stativmaterial

Chemikalien: Oxalsäure, konz. H_2SO_4 , Barytwasser, KOH-Lsg (50%)
In den Stickstoffkolben werden 5g Oxalsäure gegeben und über den aufgesetzten Tropftrichter mit 10ml konz. Schwefelsäure versetzt. Das entstehende Gas wird durch Erhitzen ausgetrieben und durch

3 Waschflaschen geleitet: die erste Waschflasche ist leer (Sicherheitswaschflasche), in der zweiten befindet sich Barytwasser und in der dritten die Kalilauge. (Das Barytwasser kann nicht durch Kalkwasser ersetzt werden, da es bei CO_2 -Überschuß zur Bildung von löslichem Calciumhydrogencarbonat kommen kann, so daß die Bildung von CO_2 nur vorübergehend nachgewiesen werden kann.)

Beim Durchleiten des entstandenen Gases trübt sich der Inhalt der zweiten Waschflasche (CO_2 -Nachweis) und Gas läßt sich nach Passieren der dritten Waschflasche entzünden. Es brennt mit blauer, fahler Flamme (CO -Nachweis).

Die Oxalsäure kann aufgrund ihrer Konfiguration auch sehr gut als Ligand wirken (s. Abb. 14: Oxalat als Komplexlignand):

Versuch 10 (Oxalat als zweizähniger Ligand):

Geräte: Reagenzglas, Brenner

Chemikalien: Oxalsäure, rostiger Nagel

Man löst ca. 4g Oxalsäure in 20ml Wasser und erhitzt in dieser Lösung ein rostiges Metallstück (Nagel) etwa 2min lang bis zum Sieden. Die farblose Lösung färbt sich blaßgelb, und der Rostbelag auf der Metalloberfläche verschwindet.

Oxalat hat als zweizähniger Ligand einen oktaedrischen löslichen Komplex mit dem Fe^{3+} -Ion gebildet. Dadurch wurde das Fe-Oxid in Lösung gebracht. (Dieser Versuch ist nicht ganz unproblematisch, da Rost auch durch andere Säuren aufgelöst werden kann und der Eisen-Oxalat-Komplex nirgends nachgewiesen wird.)

Ich komme nun zum letzten Versuch des Vortrags:

Dieser Versuch zeigt zum einen die Reaktion eines Säureanhydrids, zum anderen wird eine wichtige Analyse methode gezeigt, wie man Bernstein von ähnlich aussehenden Harzen, wie z.B. Kolophonium, unterscheiden kann.

Versuch 11 (Reaktion von Bernsteinsäureanhydrid):

Geräte: Reagenzglas, Tropfpipette, Brenner, Eisbad, Becherglas

Chemikalien: Bernsteinsäure, Resorcin, konz. H_2SO_4 , leicht alkalisches Wasser

Ein Teil Bernsteinsäure und ein Teil Resorcin werden zusammen mit 1-2 Tropfen Schwefelsäure bis zur dunkelroten Umfärbung sanft (!) erwärmt. Nach dem Abkühlen in einem Eisbad wird etwas Wasser zum

Reaktionsprodukt hinzugefügt und der Inhalt des Reagenzglases in leicht alkalisches Wasser gegossen.

Die entstandene Substanz fluoresziert grün.

Die Bernsteinsäure wurde durch die Hitze und die Einwirkung der Schwefelsäure in ihr Anhydrid überführt (s. Abb. 15: Darstellung von Succinfluorescein).

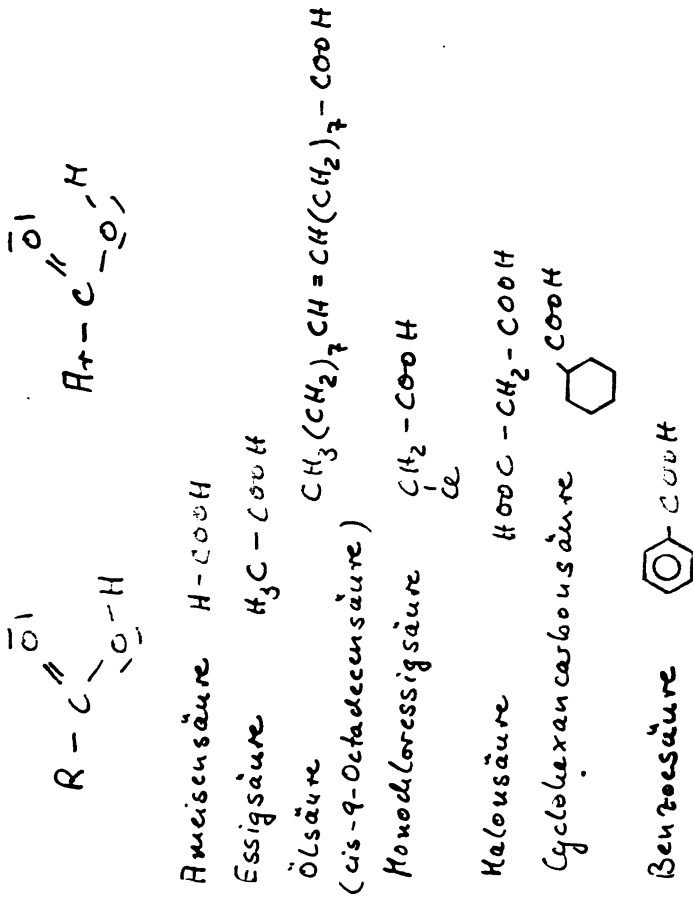
Weiterhin schlage ich folgenden Reaktionsmechanismus vor:

Eine Carbonylgruppe wird durch Protonierung aktiviert, und das entstehende Carbeniumion greift elektrophil Resorcin an. Nach weiterer Protonierung und Wasserabspaltung entsteht wiederum ein Carbeniumion, das durch den Phenylring und das angrenzende O-Atom resonanzstabilisiert ist. Dieses Carbeniumion greift ein zweites Molekül Resorcin elektrophil an. Im letzten Schritt werden die beiden Resorcintteile verethert.

Insgesamt entsteht das Succinanalogen des Fluoresceins.

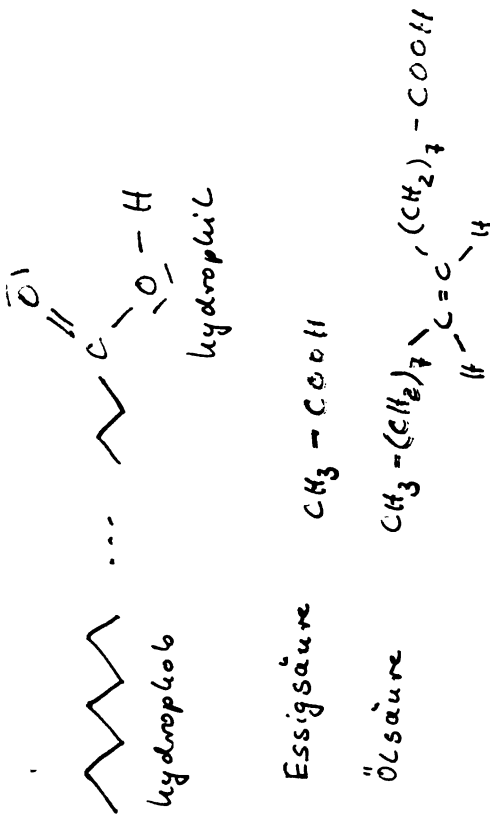
Beispiele für Carbonsäuren

Abb. 1



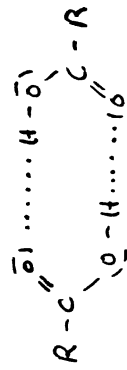
Polarität der Carbonsäuremoleküle

Abb. 2



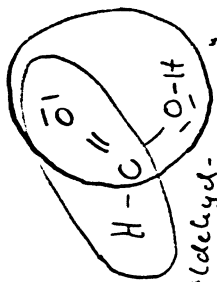
Carbonsäure - Dimere

Abb. 3

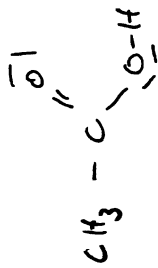
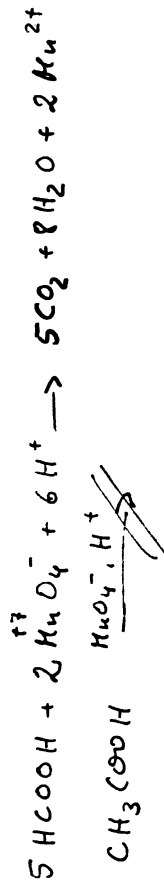


Die Ameisensäure als Aldehyd

Abb. 8

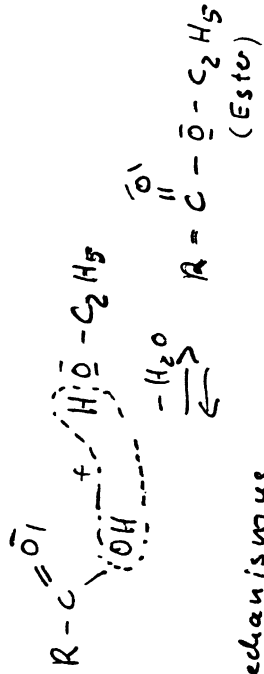


Säure-Funktion

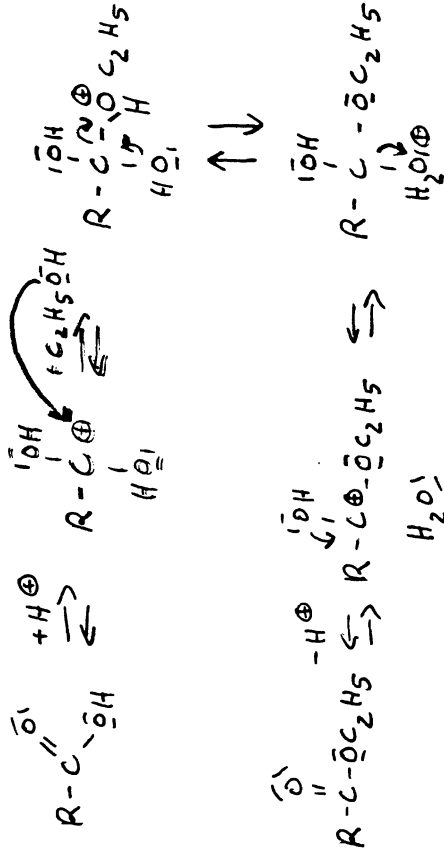


Veresterung-

Abb. 9

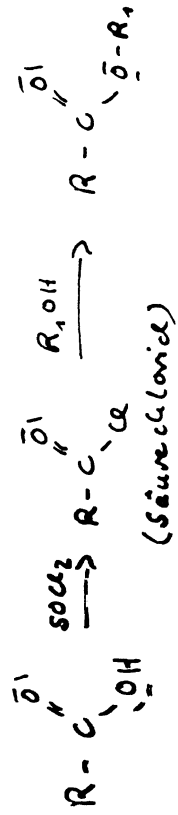


Mechanismus



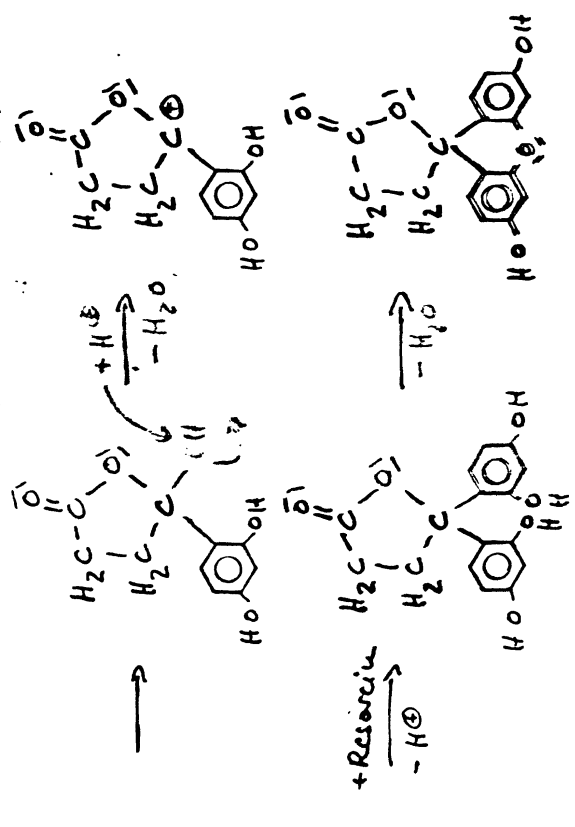
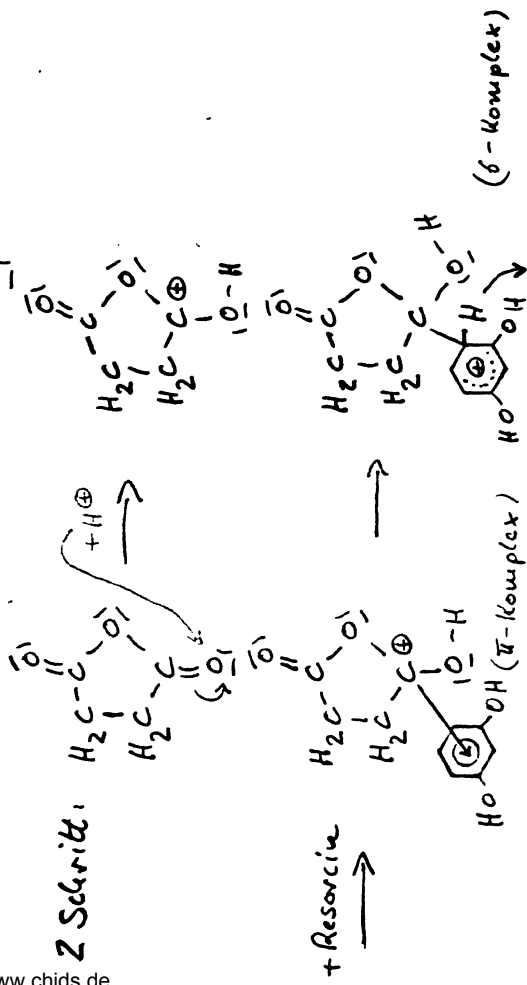
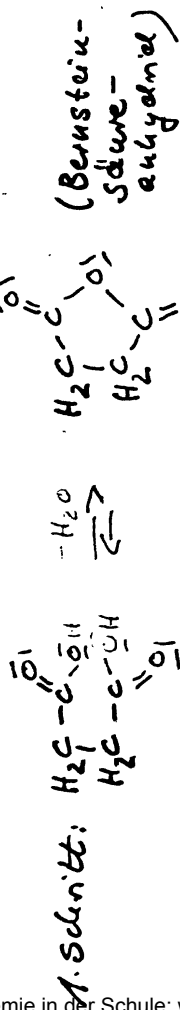
Veresterung mittels Säurechloriden

Abb. 10



Darstellung von Succinylfluorescein

Abb. 15



Literatur:

Bukatsch/Glöckner:

Experimentelle Schulchemie, Bd. 5,
Aulis Verlag Deubner & Co KG, Köln. 1974

Hans Rudolf Christen:

Grundlagen der organischen Chemie,
Sauerländer Salle, Frankfurt. 1977

Jenette - Franik:

Chemie, Bd. 2,
Bayerischer Schulbuchverlag, München. 1973

Alfred Kemper, Rüdiger Fladt:

Chemie,
Ernst Klett Verlag, Stuttgart. 1976

Morrison/Boyd:

Lehrbuch der Organischen Chemie,
Verlag Chemie GmbH, Weinheim/Bergstr. 1974

Organikum

VEB Deutscher Verlag der Wissenschaften, Berlin. 1977

Ernst Otto:

Organische Chemie in Kurzversuchen,
(PRAXIS-Schriftenreihe. Abt. Chemie - Bd. 17),
Aulis Verlag Deubner & Co KG, Köln. 1975

Werner Pilhofer:

Biochemische Grundversuche,
(PRAXIS-Schriftenreihe. Abt. Chemie - Bd. 25),
Aulis Verlag Deubner & Co KG, Köln. 1978

Helmut Stapf:

Chemische Schulversuche,
Volk und Wissen Volkseigener Verlag, Berlin. 1971

Peter Sykes:

Reaktionsmechanismen der organischen Chemie,
Verlag Chemie GmbH, Weinheim/Bergstr. 1976