

Kohlenstoff – ein vielseitiges Element

Organische Chemie

Definition: Sie behandelt alle Stoffe, die von Tieren und Pflanzen hergestellt werden.

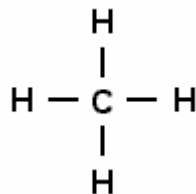
1828 gelang es Wöhler Harnstoff im Labor zu synthetisieren. (ohne eine „vis vitalis“ = Lebenskraft, von der man glaubte sie allein wäre in der Lage die organischen Stoffe herzustellen)

➔ Die Organische Chemie behandelt die Verbindungen des Kohlenstoffs (ohne Carbonate).

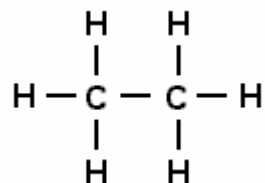
Vierbindigkeit und die Kettenbildung des Kohlenstoffs:

Eine besondere Eigenschaft des Kohlenstoffes ist die Vierbindigkeit und die Kettenbildung:

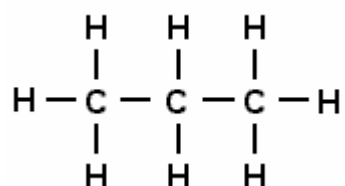
1.) Verbindungen von C und H am Beispiel von CH₄, Methan:



Verbindungen von C und C am Beispiel von C₂H₆, Ethan:

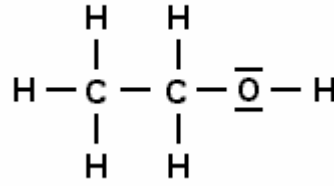


Verbindungen von C und C am Beispiel von C₃H₈, Propan:

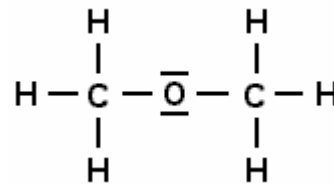


2.) Verbindungen von C, H und O:

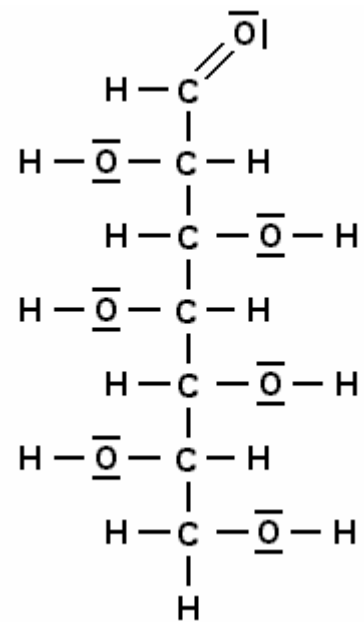
Ethanol (C_2H_6O):



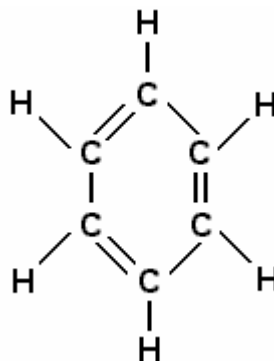
Dimethylether (C_2H_6O):



Glucose, auch: Traubenzucker ($C_6H_{12}O_6$):

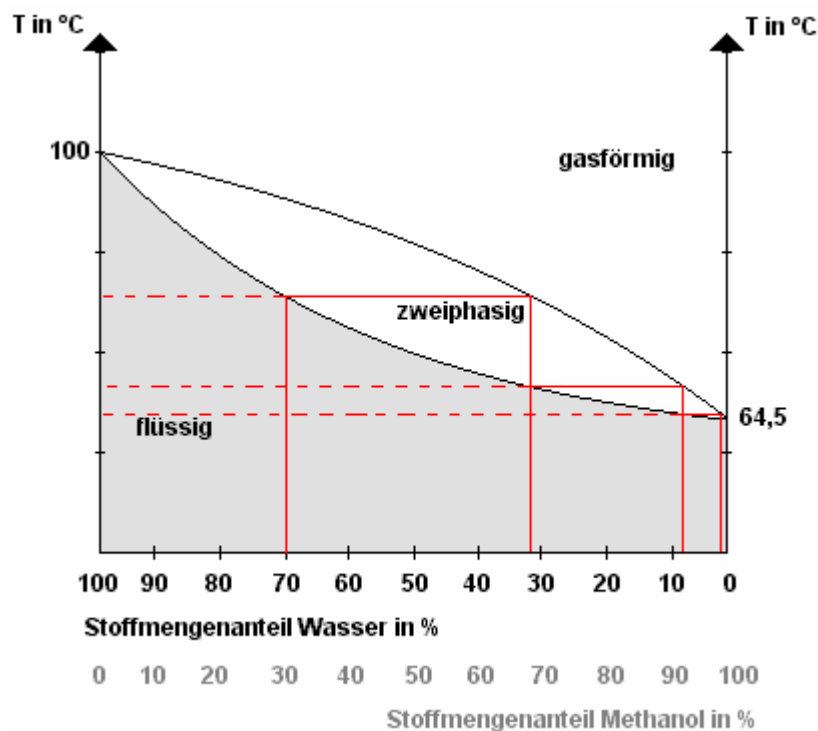


Benzol (C_6H_6):



Fraktionierte Destillation

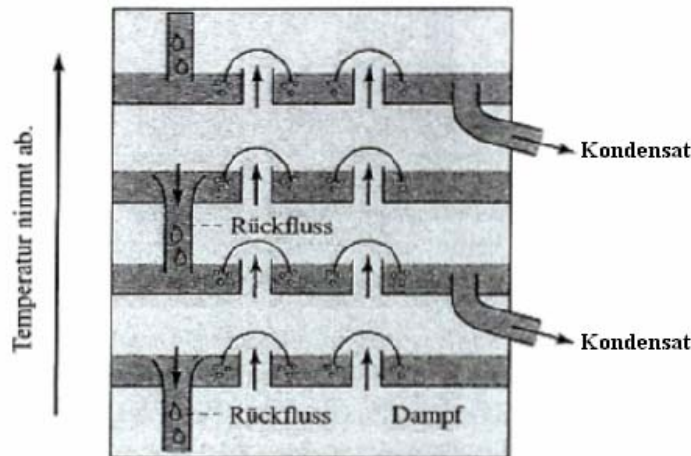
Ein homogenes Gemisch flüchtiger Stoffe wie z.B. Methanol und Wasser kann durch einfache Destillation nicht voneinander getrennt werden, da beide Komponenten in die Gasphase übergehen. Der Anteil des leichter flüchtigen Methanols im Dampf der siedenden Mischung ist stets größer als in der flüssigen Mischung. Daraus ergibt sich eine Möglichkeit zur Trennung des Gemisches. Unterbricht man die Destillation nach einiger Zeit und destilliert die erhaltene, an Methanol reichere Fraktion erneut, so führt dies zu einer zweiten Fraktion, deren Gehalt an Methanol noch größer ist als zuvor. Bei mehrmaliger Wiederholung der Vorgänge, die man als fraktionierte Destillation bezeichnet, erhält man so konstant siedendes, reines Methanol. Die Siedetemperatur einer Mischung und die Zusammensetzung des jeweils übergehenden Dampfes kann aus dem **Siedediagramm** entnommen werden.



Die Siede- und die Kondensationskurve werden experimentell ermittelt, indem man Gemische von $\text{H}_2\text{O} + \text{CH}_3\text{OH}$ verschiedener Anteil sieden lässt.

Rektifikation

Der gleiche Effekt wie bei der fraktionierten Destillation lässt sich in einem Arbeitsgang durch Destillation über eine Kolonne erreichen. Das Prinzip einer Rektifikation ist am Beispiel einer Glockenbodenkolonne leicht zu erkennen. Der aufsteigende Dampf des Methanol/Wasser-

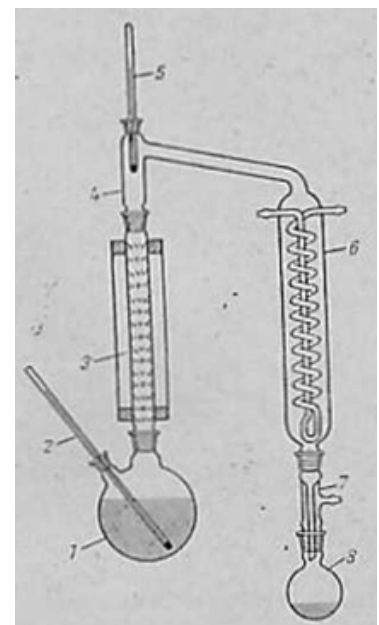


Gemisches kondensiert an der ersten Glocke und fließt in den dazugehörigen Boden. Der Anteil Methanol in diesem ersten Destillat ist höher als in der Ausgangsmischung. Durch aufsteigende Dämpfe kommt das erste Destillat wieder zum Sieden, kondensiert an

der nächsthöheren Glocke erneut und führt zu einem Destillat mit noch höherem Methanolgehalt als zuvor. Bei ausreichender Anzahl von Böden und Glocken, also **multiplikativer** Verdampfung und Kondensation, destilliert schließlich aus der Kolonne reines Methanol ab. Da von jedem Boden über einen über einen Auslauf Destillat zurückfließt, wird die Ausgangsmischung immer reicher an Wasser. Großtechnische Anwendung finden Glockenbodenkolonnen bei der Erdölverarbeitung. Bei der Rektifikation handelt es sich um eine Gegenstromdestillation.

Destillationsapparat:

- 1.) Destillierkolben
- 2.) Thermometer
- 3.) Vigreux-Kolonne
- 4.) Destillieraufsatz
- 5.) Thermometer
- 6.) (Dimroth)kühler
- 7.) Vorstoß
- 8.) Vorlage (Kolben, in dem das Destillat aufgefangen wird)

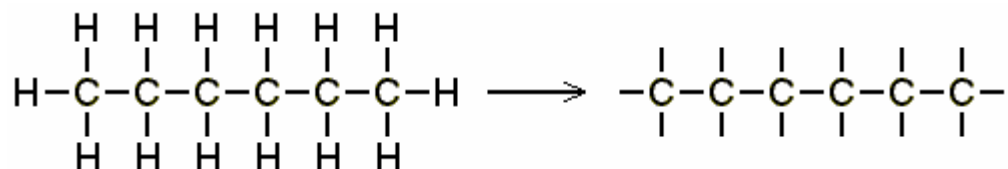


Die homologe Reihe der Alkane

Summenformel	Elektronenstrichformel	Name	Siedepunkt
CH₄	<pre> H H-C-H H </pre>	Methan	- 162°C
C₂H₆	<pre> H H H-C-C-H H H </pre>	Ethan	- 89°C
C₃H₈	<pre> H H H H-C-C-C-H H H H </pre>	Propan	- 42°C
C₄H₁₀	<pre> H H H H H-C-C-C-C-H H H H H </pre>	Butan	0°C
C₅H₁₂	<pre> H H H H H H-C-C-C-C-C-H H H H H H </pre>	Pentan	36°C
C₆H₁₄	<pre> H H H H H H H-C-C-C-C-C-C-H H H H H H H </pre>	Hexan	69°C
C₇H₁₆	(...)	Heptan	98°C
C₈H₁₈	(...)	Octan	126°C
C₉H₂₀	(...)	Nonan	151°C
C₁₀H₂₂	(...)	Decan	174°C

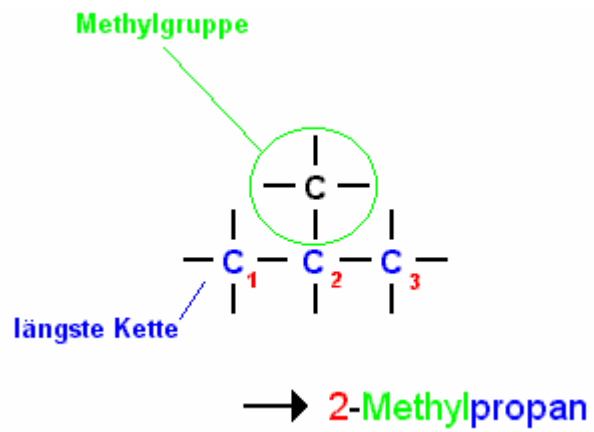
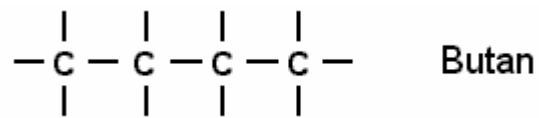
Verbindungen mit H [i.e. C – H] werden in der chemischen Schreibweise meist zu C – verkürzt.

Beispiel:

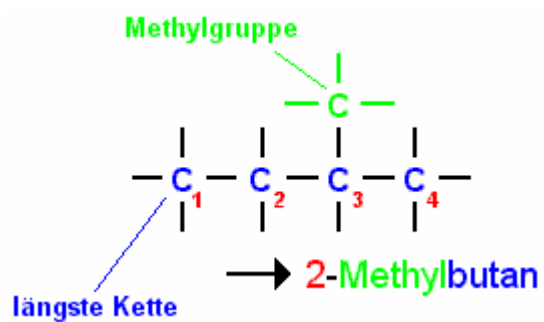
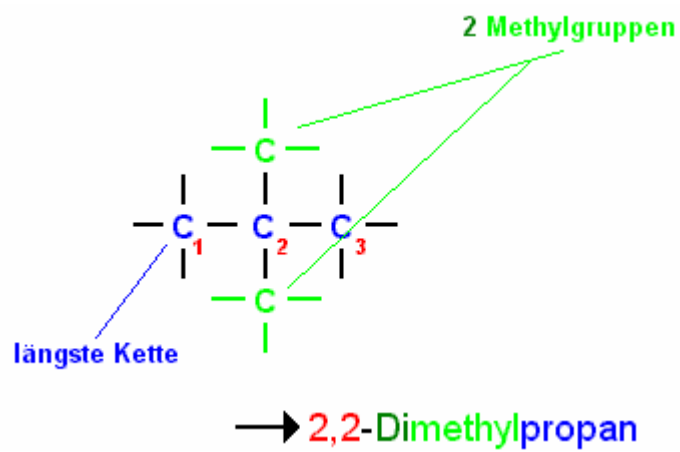
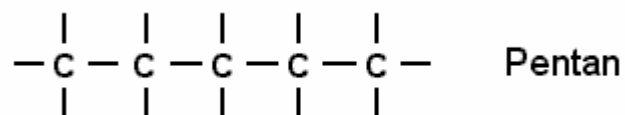


Isomerie

1. Beispiel:

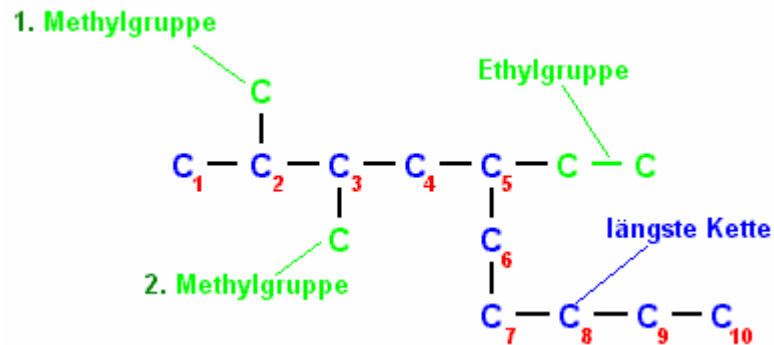


2. Beispiel:



Moleküle mit gleicher Summenformel, aber verschiedener Strukturformel nennt man **Isomere**.

Nomenklatur der Isomere (Verbindungen zu H-Atomen sind aufgrund der Übersichtlichkeit weggelassen worden):



Der Stoff ist: **5-Ethyl-2,3-dimethyldecan**

- 1.) Längste Kette der Kohlenstoffketten (hier C₁₀) ermitteln und benennen (hier: **Decan**)
- 2.) Seitenketten benennen (hier: zwei **Methyl**gruppen, eine **Ethyl**gruppe) und alphabetisch ordnen (hier: Ethyl- vor Methylgruppe)
- 3.) Anzahl der gleichen Seitenketten ermitteln (hier: zwei Methylgruppen → ~**Dimethyl**~)
- 4.) Verknüpfungsstellen zwischen Haupt- und Seitenketten ermitteln, dabei muss die Hauptkette so **durchnummeriert** werden, dass die Verknüpfungsstellen kleinstmögliche Zahlen erhalten. (Hier: **2,3** und **5** < 5 und 7,8)

Versuche zu den Eigenschaften der Alkane

Mischbarkeit:

Versuchsaufbau und -ablauf:

5 Reagenzgläser, Reagenzglasständer, zwei große Reagenzgläser
Heptan, H₂O, Speiseöl, Brennspritus, Salzsäure (HCl), Bromthymolblau, Hexan

2 ml Heptan wird in jedes der fünf Reagenzgläser gegeben. Nun wird diese Flüssigkeit jeweils einmal mit 2 ml Wasser, 2 ml Speiseöl, 2 ml Brennspritus, 2 ml Hexan und mit 2 ml Salzsäure, die mit Bromthymolblau versetzt ist, vermischt.

Beobachtungen:

Heptan/Wasser sowie Heptan/Brennspritus und Heptan/HCl mischen sich nicht wobei Heptan/Speiseöl und Heptan/Hexan sich mischen.

Im zweiten Teil des Versuchs sieht man, dass Paraffinöl zähflüssiger als Heptan ist und somit eine höhere Viskosität hat.

Deutung:

Heptan und Speiseöl sowie Heptan und Hexan haben ähnliche zwischenmolekulare Kräfte, deshalb mischen sie sich gut. Heptan und Wasser sowie die anderen beiden Paarungen haben verschieden starke zwischenmolekulare Kräfte.

Brennbarkeit:

Versuchsaufbau und -ablauf:

Bunsenbrenner

Erdgas, Butan, Benzin, Diesel

Nacheinander werden die oben genannten Stoffe entzündet.

Beobachtungen:

Der Anteil an Ruß in der Flamme nimmt vom Erdgas bis hin zum Dieselkraftstoff zu, wobei der Dieselkraftstoff nur entzündbar ist, wenn man das Streichholz als Docht nimmt; die Entflammbarkeit nimmt also vom Erdgas bis hin zum Diesel ab.

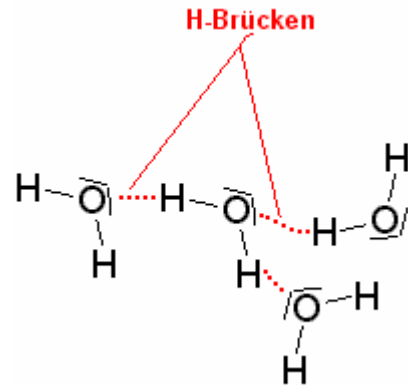
Deutung:

Der Kohlenstoffanteil der Masse nimmt zu. Die Rußbildung nimmt zu, weil nicht genügend Sauerstoff in die Schälchen gelangt, um den Kohlenstoff vollständig zu CO₂ zu verbrennen.

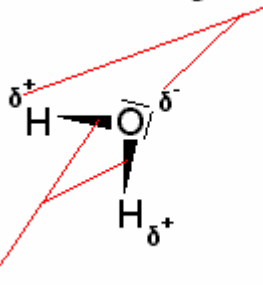
Zwischenmolekulare Kräfte

1.) H - Brückenbildung:

H-Brücken sind die stärksten zwischenmolekularen Wechselwirkungen, sie existieren nur dann, wenn Wasserstoff an Sauerstoff, Fluor und Stickstoff gebunden ist, da der Elektronegativitätswert von diesen Elementen weitaus höher ist als der von Wasserstoff und somit ein solches Molekül extrem polar ist, was eine wichtige Eigenschaft der Wasserstoffbrücken ist. Diese Elemente ziehen Bindungselektronen vom Wasserstoff an und werden negativ geladen werden. (So ist z.B. das Wassermolekül ein starker Dipol, da in diesem Wasserstoff an Sauerstoff gebunden ist.) Durch die nun vorliegenden positiven und negativen Teilladungen



positive bzw. negative Teilladung



"Anziehungskraft" des O-Atoms

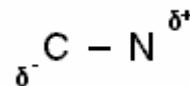
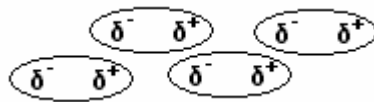
ziehen sich das positive O-Atom eines Wassermoleküls und das negative H-Atom eines anderen Wassermoleküls gegenseitig an.

Die Verbindung, die allein auf elektrischer Anziehung beruht, heißt **Wasserstoffbrücke**.

Durch vieler dieser zwischenmolekularen Verbindungen kann ein ganzes Netz an z.B. Wassermolekülen entstehen.

2.) Dipol-Dipol-Wechselwirkung:

Beispiel:



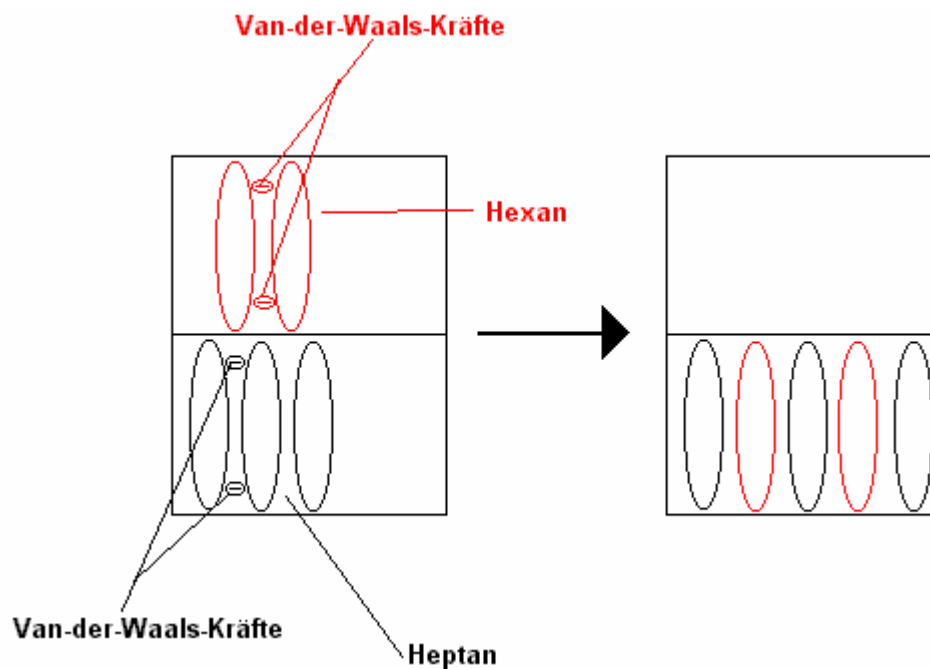
Dipol-Dipol-Wechselwirkungen finden bei polaren Molekülen ohne Wasserstoffbrücken statt.

3.) Van-der-Waals-Kräfte:

Van-der-Waals-Kräfte sind die schwächsten Wechselwirkungskräfte, sie beruhen auf schnell wechselnden Ladungsungleichgewichten. Sie nehmen mit der Kettenlänge zu.

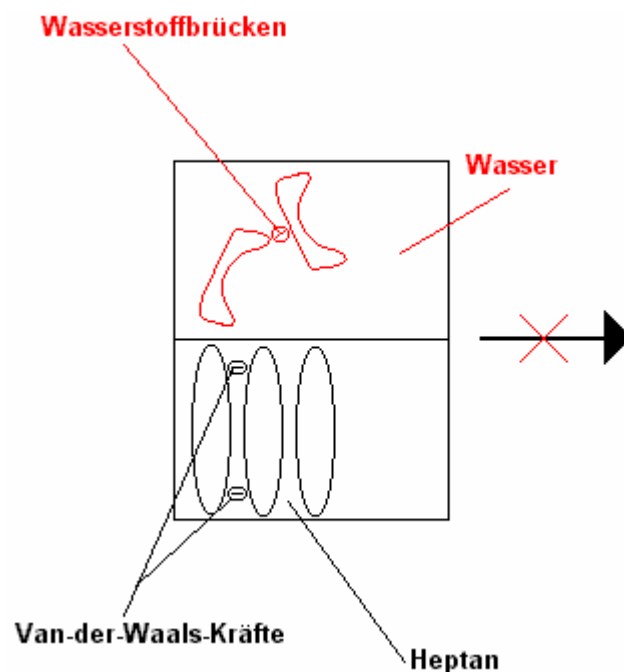
Mischbarkeit

1.) Mischbarkeit von Hexan und Heptan:



Hier sind die zwischenmolekularen Kräfte gleich groß, sodass sie sich gegenseitig ersetzen können.

2.) Mischbarkeit von Heptan und Wasser:



Hier sind die zwischenmolekularen Kräfte nicht gleich groß: Die H-Brücken sind wesentlich stärker. Die Flüssigkeiten mischen sich nicht, weil die schwächeren Van-der-Waals-Kräfte nicht die H-Brücken ersetzen können.

Einige chemische Begriffe

polares Molekül:

ein Molekül mit verschiedenen Teilladungen an den Enden

Dipol:

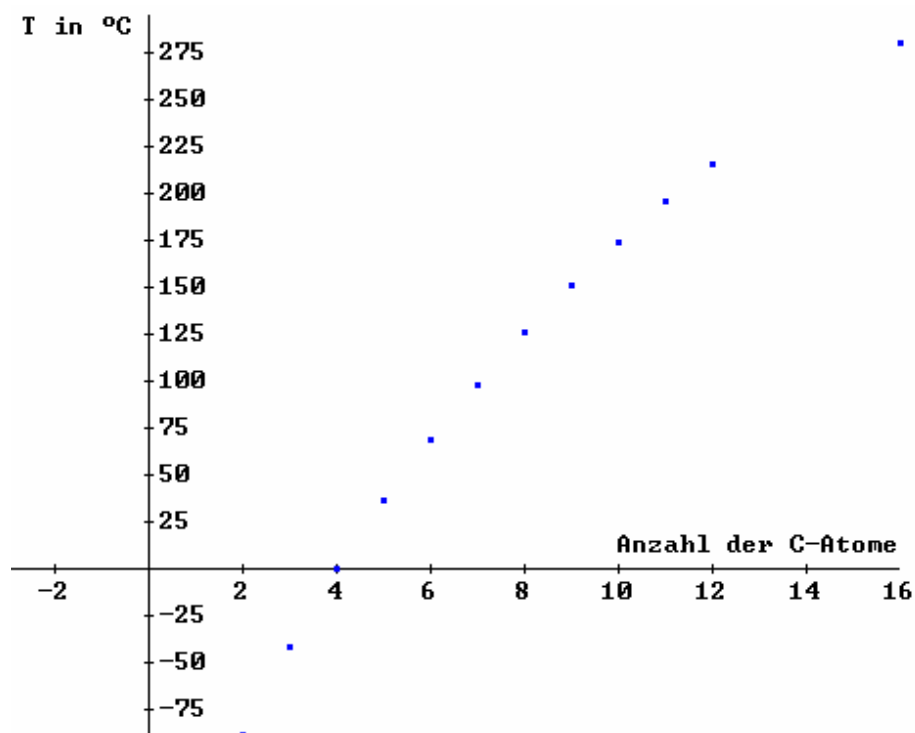
andere Bezeichnung für ein polares Molekül (Dipol = „Zweipole“)

Elektronegativität:

Die Elektronegativität ist eingeführt worden, um die Fähigkeit eines Atoms Bindungselektronen anzuziehen vergleichen zu können. Die Elektronegativität wird durch eine Zahl angegeben, die im Bereich von 4 (Fluor) bis 0 liegt.

Sind zwei Atome miteinander verbunden, so besitzt das elektronegativere die negative Teilladung. Die Bindung wird in der Regel um so polarer, je größer die Differenz der Elektronegativitätswerte ist.

Siedetemperaturen der Alkane



Die Siedetemperaturen steigen aufgrund der Van-der-Waals-Kräfte mit der Kettenlänge (der steigenden Anzahl an C-Atomen) zu, weil die Anziehungskräfte zwischen den Atomen größer werden und somit eine größere Energie hinzugefügt werden muss, um die einzelnen Moleküle zu trennen.

Viskosität

Versuchsaufbau und -durchführung:

zwei Büretten, Stopuhr

Paraffin, Oktan

Die beiden Büretten werden mit Paraffin bzw. Oktan gefüllt. Nun misst man die Auslaufzeit mit der Stopuhr.

Beobachtungen:

Das Paraffin braucht erheblich länger als das Oktan.

Auslaufzeiten: - Oktan: 20 ml/21 s
 - Paraffin: 20 ml/78 s

Erklärung:

Paraffin besteht aus langen Ketten ($C_{15} - C_{16}$), bei denen die Van-der-Waals-Kräfte einem stärkeren Zusammenhalt der Moleküle bewirken.

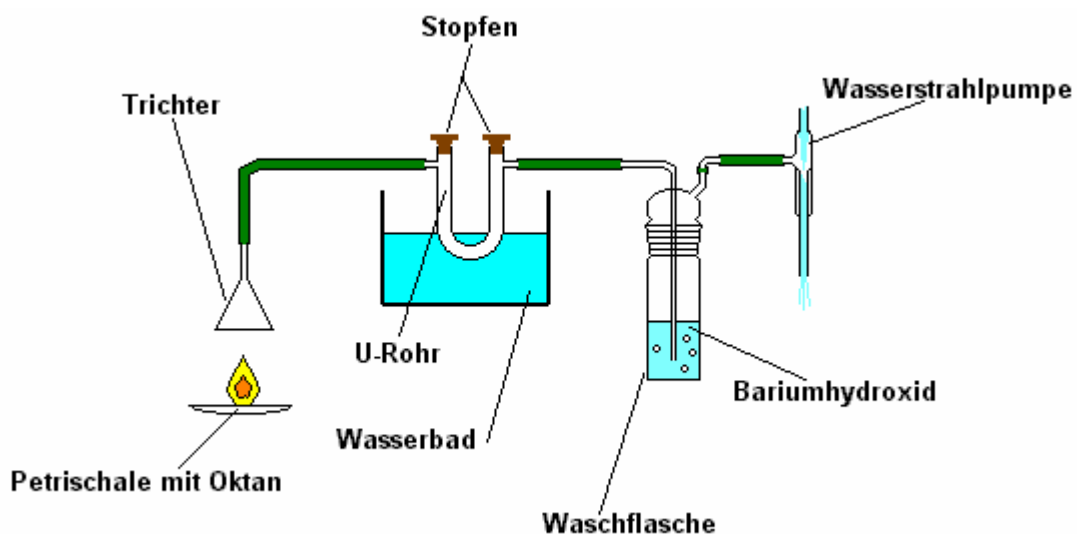
Verbrennungsprodukte eines Alkans:

Versuchsaufbau und -ablauf:

Glastrichter, Petrischale, gewinkelte Glasröhrchen, ein U-Rohr mit Seitenansätzen, Waschflasche, Bottich mit kaltem Wasser, Wasserstrahlpumpe, Stopfen, Trichter, Schläuche

Methan, weißes Kupferoxid, Bariumhydroxid

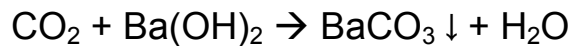
Das Methan wird erhitzt und der dabei entstehende Dampf durch die Kältefalle (das U-Rohr dessen unteres Ende im kalten Wasser ist) und durch die Waschflasche mit der $Ba(OH)_2$ -Lösung geleitet.



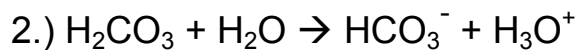
Beobachtungen:

In der Kühlfalle sammelt sich eine farblose Flüssigkeit, die als Wasser (weißes Kupfersulfat $\rightarrow$ blaues Kupfersulfat) identifiziert wird. In der Waschflasche bildet sich ein weißer Niederschlag, damit ist CO_2 nachgewiesen.

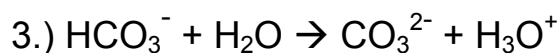
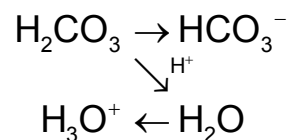
Reaktionsgleichung: $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$



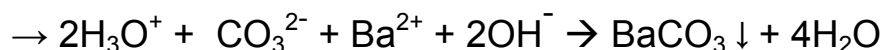
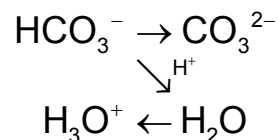
ausführlicher:



$\rightarrow$ Diagonalverfahren:



$\rightarrow$ Diagonalverfahren:



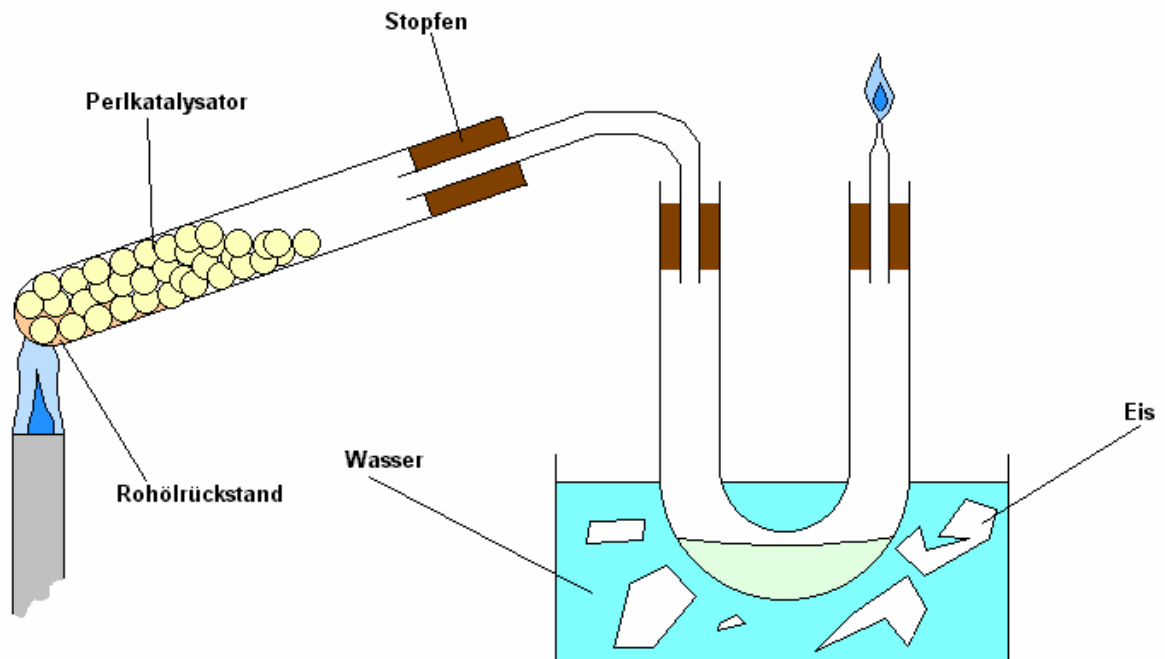
Anforderungen des Marktes:

- weniger Rückstandsprodukte (Bitumen, Schmieröl)
- mehr Mitteldestillate (leichtes Heizöl, Dieselkraftstoff)
- mehr Benzin

Lösung: Cracken (Zerbrechen der langkettigen Alkane)

Cracken von Diesel

Versuchsaufbau:

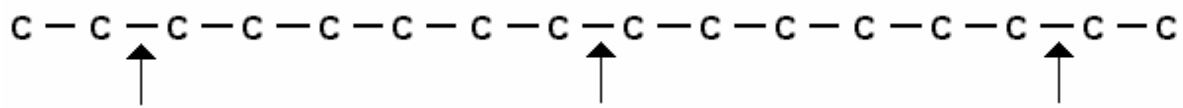


Beobachtungen:

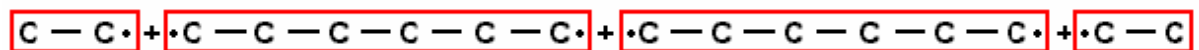
- Im U-Rohr sammelt sich eine (grünliche) Flüssigkeit.
- An der Spitze kann ein farbloses Gas entzündet werden.
- Es bildet sich schwarzer Belag auf den Katalysator-Kugeln.
- Die (grünliche) Flüssigkeit ist leicht entzündbar.

Der Ablauf des Crackens

Das langkettige Alkan wird in Bruchstücke gespalten:



Phase I:

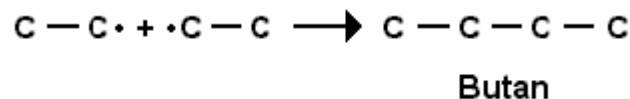


- homolytischer Bindungsbruch (die Atombindung wird genau in der Mitte gespalten → beide Atome erhalten je eines der beiden an der Bindung beteiligten Elektronen)
- Es bilden sich **Radikale**.
- Diese Phase wird auch „Kettenstart“ genannt.

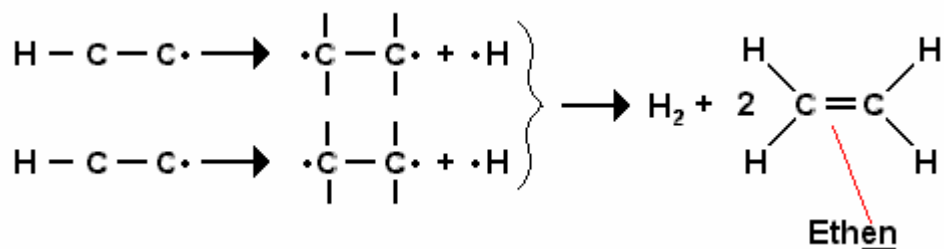
Phase II (Übertragungsreaktion):



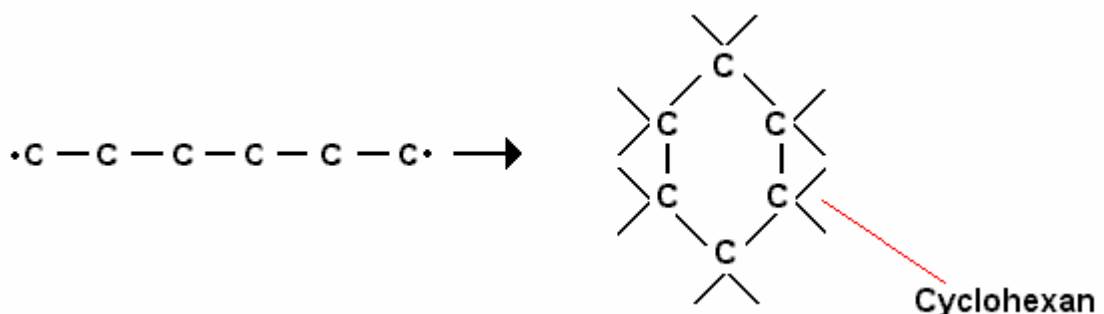
Phase IIIa (Rekombinationsreaktion):



Phase IIIb (Bildung von ungesättigten Kohlenwasserstoffen):

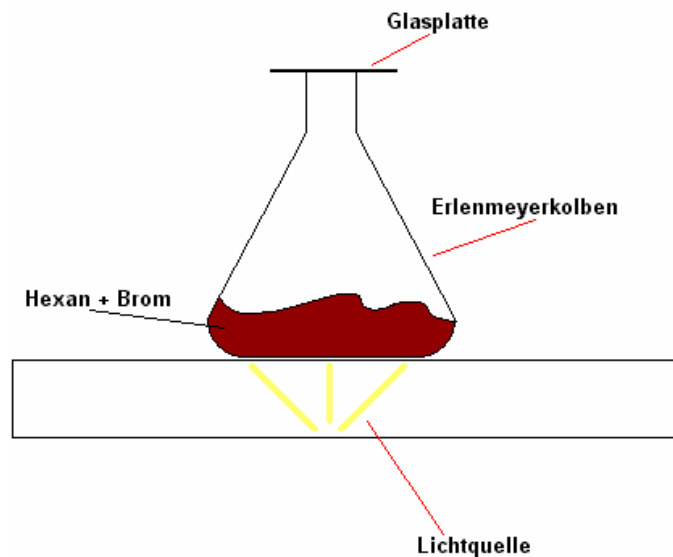


Phase IIIc (Zyklisierung):



Reaktionen der Alkane: Halogenalkane

Experiment:



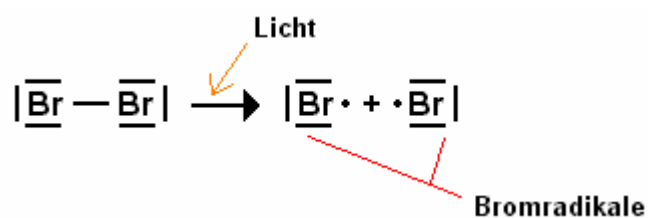
Beobachtungen:

- Die dunkelrote Lösung wird mit Licht bestrahlt.
- Die Lösung hellt sich auf: dunkelrot → gelb → farblos
- Es bildet sich ein weißer Nebel, in welchem sich das Indikatorpapier rot färbt. (= pH 1)

Erklärung:

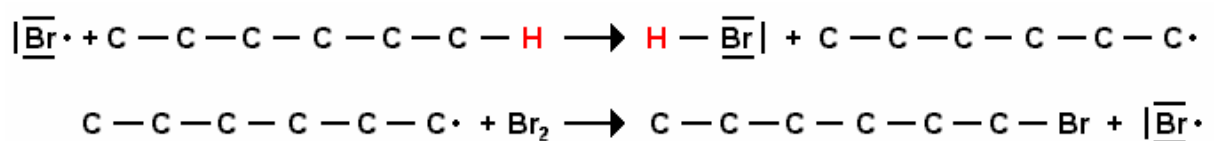


a) Startreaktion:

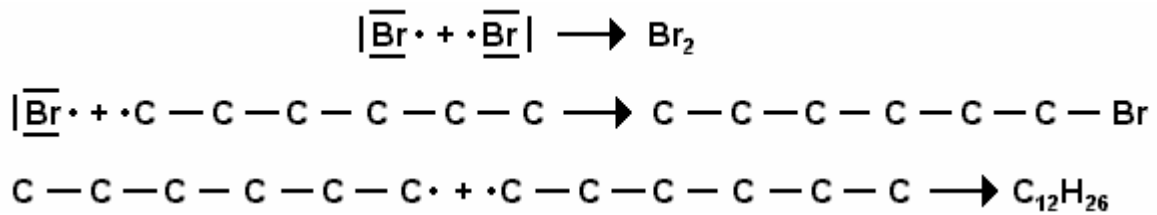


→ Das Brommolekül zerfällt mit homolythischen Bindungsbruch.

b) Kettenübertragung (Übertragungsreaktion):



c) Rekombination (Stoppreaktion):



Es ist ein Halogenalkan entstanden:

$\text{Cl}-\text{CH}_3$ **Chlormethan (Methylchlorid)**

$\text{C}-\text{C}-\text{Br}$ **Bromethan (Ethylbromid)**

$\begin{array}{c} \text{C}-\text{C}-\text{C} \\ | \\ \text{Cl} \end{array}$ **2-Chlorpropan**

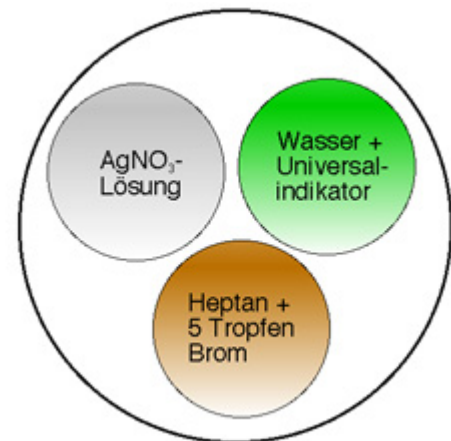
Einige Halogenalkane

Name	Eigenschaften	Verwendung
Trichlormethan CHCl_3 (Chloroform)	- flüssig - süßlicher Geruch - betäubend - unbrennbar - Dichte: $1,49 \text{ g/cm}^3$ - Siedetemperatur: 61°C	- Lösungsmittel für Fette und Öle - früher: Narkosemittel
Dichloridfluormethan CCl_2F_2 (Frigen)	- gasförmig - geruchlos - ungiftig - unbrennbar - Dichte: $1,31 \text{ g/cm}^3$ - Siedetemperatur: -30°C	- Kältemittel, Treibgas in Sprays
Bromtrifluormethan CBrF_3 (Halon)	- gasförmig - ungiftig - unbrennbar - Dichte: $1,54 \text{ g/cm}^3$ - Siedetemperatur: -58°C	- Feuerlöschmittel
Chlorethan $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$ (Ethylchlorid)	- flüssig - leicht flüchtig - süßlicher Geruch - Dichte: $0,92 \text{ g/cm}^3$ - Siedetemperatur: 12°C	- zur örtlichen Betäubung („Vereisung“)

Radikalische Substitution

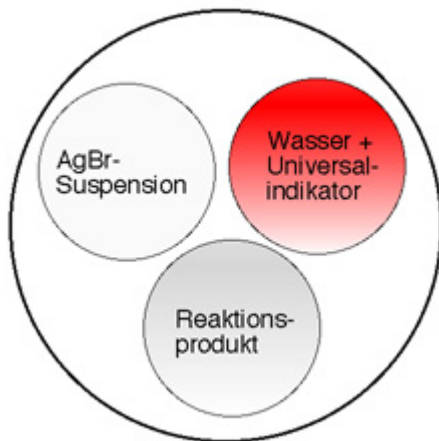
Versuch:

Silbernitratlösung (Silbernitrat in Wasser), Wasser, Heptan, 5 Tropfen Brom
eine große Petrischale, drei kleine Petrischalen



Beobachtungen:

In der Silbernitratlösung bildet sich ein dicker weißer Niederschlag, der Universalindikator wird rot und zeigt eine Säure an, und das Brom-Alkan-Gemisch entfärbt sich vollständig.

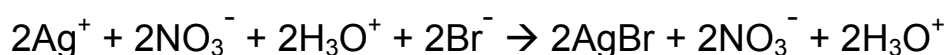
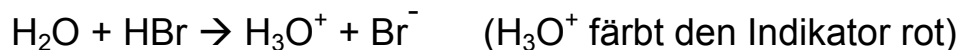
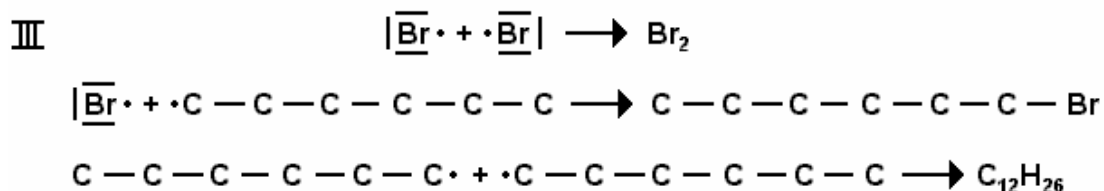
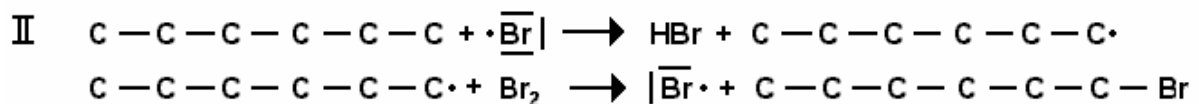
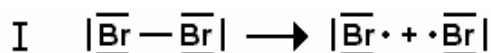


Erklärung:

- Es ist eine Säure entstanden.
- Diese Säure reagiert mit Silbernitrat.

Aus der Tatsache, dass nur Heptan und Brom als Ausgangsstoffe eingesetzt wurden, kann man nach einigem Überlegen schließen, dass es sich bei dieser Säure wohl nur um HBr handeln kann. Reagiert HBr mit Wasser, so entstehen Oxoniumionen, die den Indikator färben.

Mit Silbernitrat reagiert HBr unter Bildung von Silberbromid, was den weißen Niederschlag erklärt.



Einige chemische Begriffe

Substitution:

Substitution kommt von dem Lateinischen Wort „substituere“ und bedeutet „die Ersetzung“. So werden z.B. beliebig viele Atome eines Elementes durch die eines anderen ersetzt. ($AB + C \rightarrow AC + B$)

Radikalische Substitution:

Eine Substitution, an der Radikale beteiligt sind.

Beilsteinprobe:

Das ist die Bezeichnung für einen Halogennachweis. Bringt man einen Tropfen eines Halogenalkans auf einem Kupferstreifen in die nichtleuchtende Brennerflamme, so bilden sich flüchtige Kupferhalogenide, die der Brennerflamme eine grüne bis blaue Farbe verleihen. Die Grün- bis Blaufärbung ist ein Nachweis für **organische** Halogenverbindungen.

Die Energiebilanz

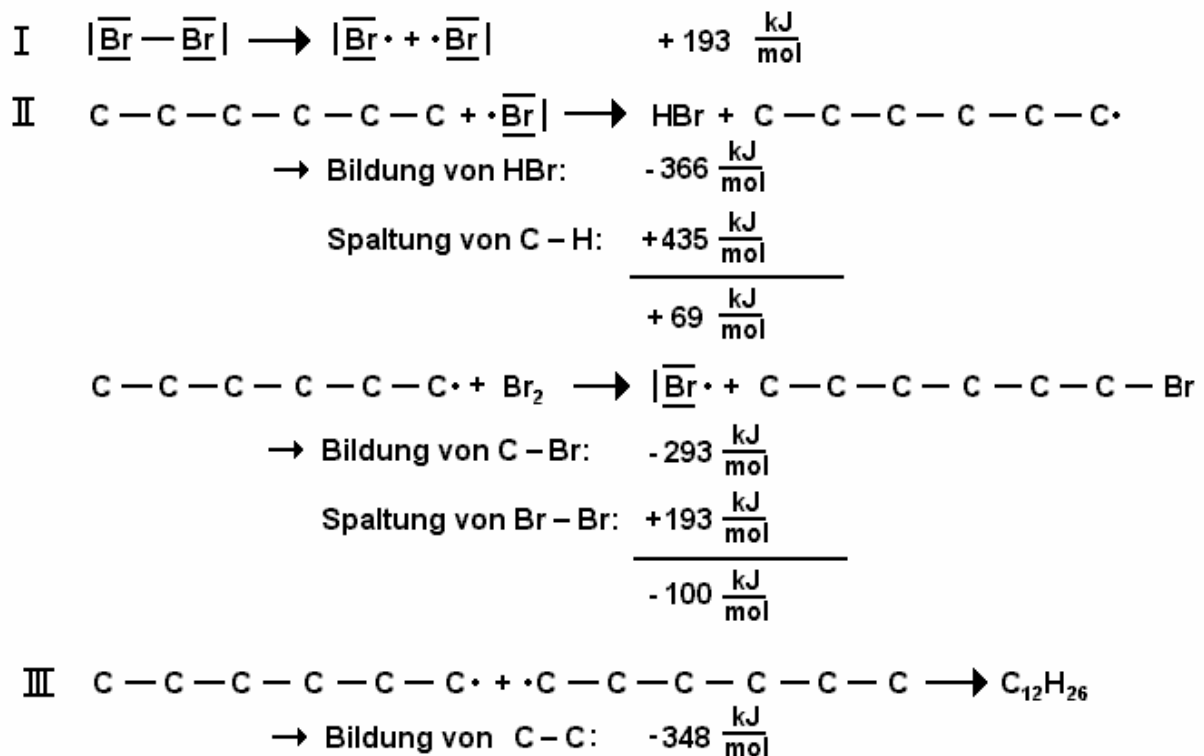
Die Energiebilanz gibt an, ob eine Reaktion exotherm (negativer Wert) oder endotherm (positiver Wert) ist.

einige Bindungsenergien (in $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)

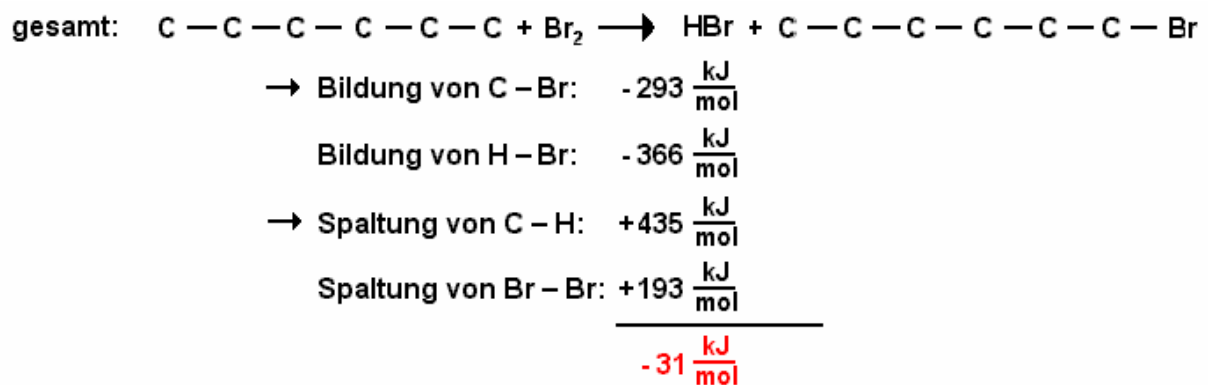
$\text{CH}_3 - \text{F}$	452	$\text{C} - \text{C}$	348	$\text{H} - \text{F}$	567
$\text{CH}_3 - \text{Cl}$	352	$\text{H} - \text{H}$	436	$\text{H} - \text{Cl}$	431
$\text{CH}_3 - \text{Br}$	293	$\text{F} - \text{F}$	159	$\text{H} - \text{Br}$	366
$\text{CH}_3 - \text{I}$	234	$\text{Cl} - \text{Cl}$	242	$\text{H} - \text{I}$	298
$\text{CH}_3 - \text{H}$	435	$\text{Br} - \text{Br}$	193	$\text{C} - \text{H}$	413
		$\text{I} - \text{I}$	151	$\text{C} - \text{Cl}$	339

Diese Energiebilanzen geben die Energiemenge an, die bei Trennung freigesetzt, bzw. bei Zusammenschluss verbraucht wird.

Beispiel (radikalische Substitution):



Nach dem man nun die einzelnen Energiebilanzen ausgerechnet hat, kann man nun jene für die gesamte Reaktion ausrechnen:



Das Ergebnis sagt uns, dass die Reaktion **exotherm** verlaufen ist.

Oktan- und Cetanzahl

Verbrennung im Dieselmotor:

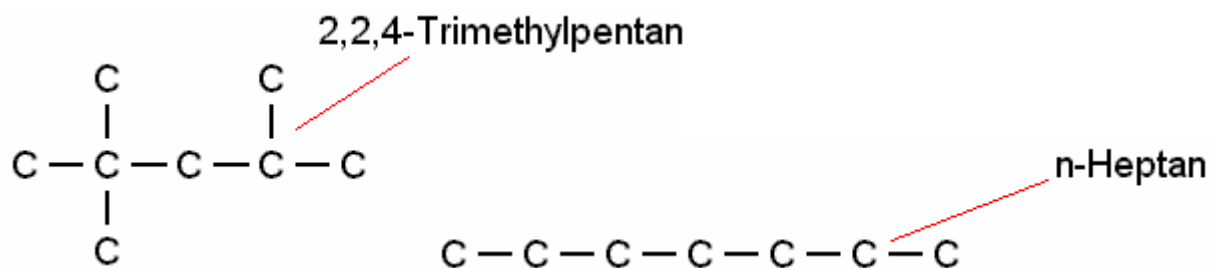
- Beim Komprimieren steigt die Temperatur im Kolben auf 500 – 900°C
- Crack-Vorgang:
 - vorzeitige Verbrennung
 - unregelmäßige Verbrennung
 - Klopfen (Klingeln) des Motors

Verhinderung des Klopfens durch:

- geeignete KW's, die sich nur schwer cracken lassen
- Zugabe von Stoffen, die Radiale abfangen könne: Scavenger (Straßenkehrer)

Oktanzahl:

Die Oktanzahl ist ein Maß für die Klopfestigkeit von Benzin und wird mit einem Prüfmotor für die einzelnen Stoffe gemessen. Ein Gemisch aus 100% n-Heptan hat die Oktanzahl 0 und eines aus 100% 2,2,4-Trimethylpentan hat die Oktanzahl 100. Somit ergeben sich aus gemischten beider Stoffe alle anderen Oktanzahlen von 0 – 100. Der vorliegende Treibstoff wird mit einem solchen Gemisch in Hinsicht auf sein Klopfen verglichen, um seine Oktanzahl festzulegen. Werden Benzen oder Toluol zu Benzin hinzugefügt (beide haben höhere Oktanzahlen als 100: 106 bzw. 109), so erhöht sich die Oktanzahl ebenfalls und kann 100 übersteigen. Dasselbe gilt für den Zusatz von Alkoholen.



Cetanzahl:

Die Cetanzahl ist ein Maß für die Zündwilligkeit von Dieselkraftstoff. Je höher die Cetanzahl ist, desto schneller zündet der Kraftstoff.

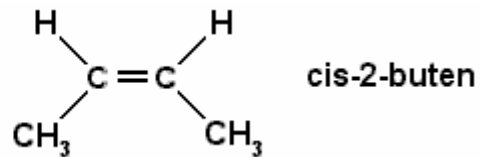
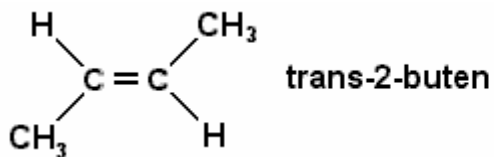
Methylnaphthalin hat die Cetanzahl 0, Hexadecan die Cetanzahl 100 und Dieselkraftstoff eine Cetanzahl von unter 50. Erhöht man die Cetanzahl, so wird weniger Ruß produziert, womit die Umweltbelastung erheblich sinkt. Das wirtschaftliche Problem ist nur, dass man den Kraftstoff öfter destillieren müsste, wodurch die Produktionskosten stiegen.

Die homologe Reihe der Alkene

Summenformel	Elektronenstrichformel	Name	Siedepunkt
C_2H_4	$C = C$	Ethen	$-104^{\circ}C$
C_3H_6	$C - C = C$	Propen	$-47^{\circ}C$
C_4H_8	$C - C - C = C$	1-Buten	$-6^{\circ}C$
C_5H_{10}	(...)	1-Penten	$30^{\circ}C$
C_6H_{12}	(...)	1-Hexen	$63^{\circ}C$
C_7H_{14}	(...)	1-Hepten	$94^{\circ}C$
C_8H_{16}	(...)	1-Octen	$121^{\circ}C$

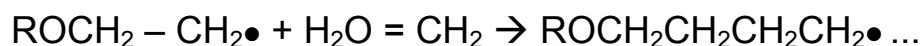
Isomerie bei Alkenen

Beispiel: 2-Buten



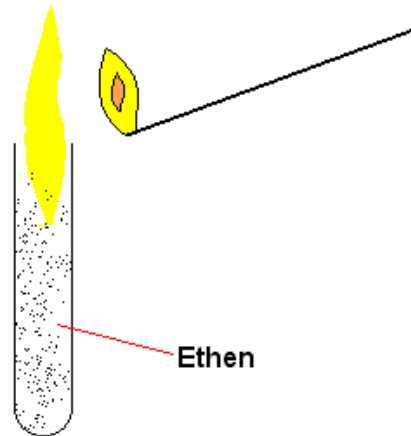
Da die Doppelbindung eine Drehung um das C-Atom nicht zulässt, haben die beiden Strukturformeln, im Gegensatz zur Einfachbindung, nicht denselben Namen. So wie bei diesen beiden „Butens“ verfährt man auch mit allen anderen Alkenen.

Polymerisation von Ethen



Die Kohlenstoffatome an den beiden Enden der Kette sind meistens mit Atomgruppen, die aus dem Katalysator stammen, oder mit H-Atomen verbunden.

Experiment:



Beobachtungen:

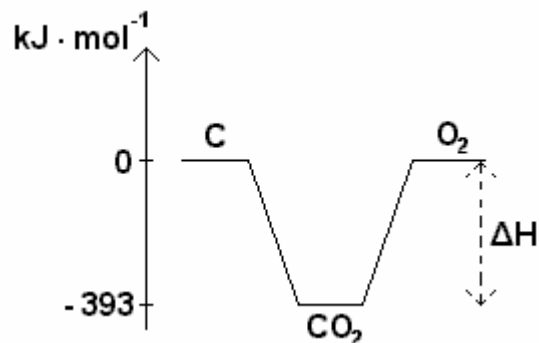
Ethen entzündet sich und verbrennt mit gelber Flamme, die langsam nach unten wandert.

Reaktionsgleichung: $\text{C}_2\text{H}_4 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Energiebilanz:

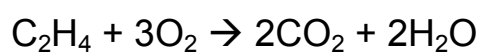
Standardbildungsenthalpien:

ΔH_f^0 — Standardbedingungen
"formation" bzw. "Bildung"
auch: ΔH_B^0



Die Werte für jeden einzelnen Stoff bzw. jeder einzelnen Verbindung sind Tabellen zu entnehmen. Elemente, die in ihrer Grundform vorkommen, haben die Enthalpie $0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. (Standardbildungsenthalpie = SBE)

ΔH_R = Reaktionsenthalpie = $\Sigma(\Delta H_f^0 \text{ Produktseite}) - \Sigma(\Delta H_f^0 \text{ Eduktseite})$



+52 0 -393 -242 (diese Werte sind SBE pro Molekül)

$\Delta H_R = 2 \cdot (-393 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - 242 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) - (52 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}) = -1322 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
(exotherme Reaktion)

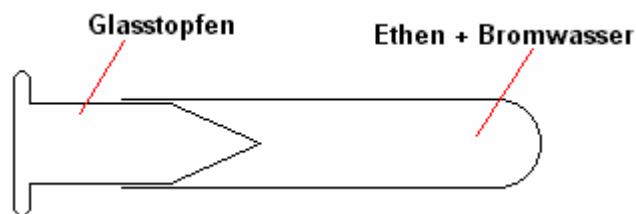
Experiment 2:

Versuch:

Reagenzglas, Glasstopfen

Bromwasser (Lösung von Brom in Wasser), Ethen

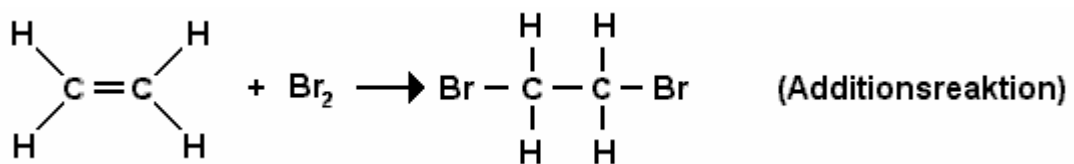
Nachdem Brom und Ethen zusammen in ein Reagenzglas gegeben wurden, wird es mit einem Glasstopfen verschlossen und geschüttelt.



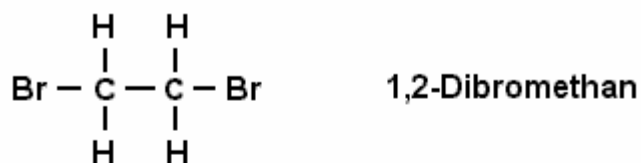
Beobachtungen:

Die rotbraune Lösung entfärbt sich nach der Einleitung von Ethen und dem Schütteln.

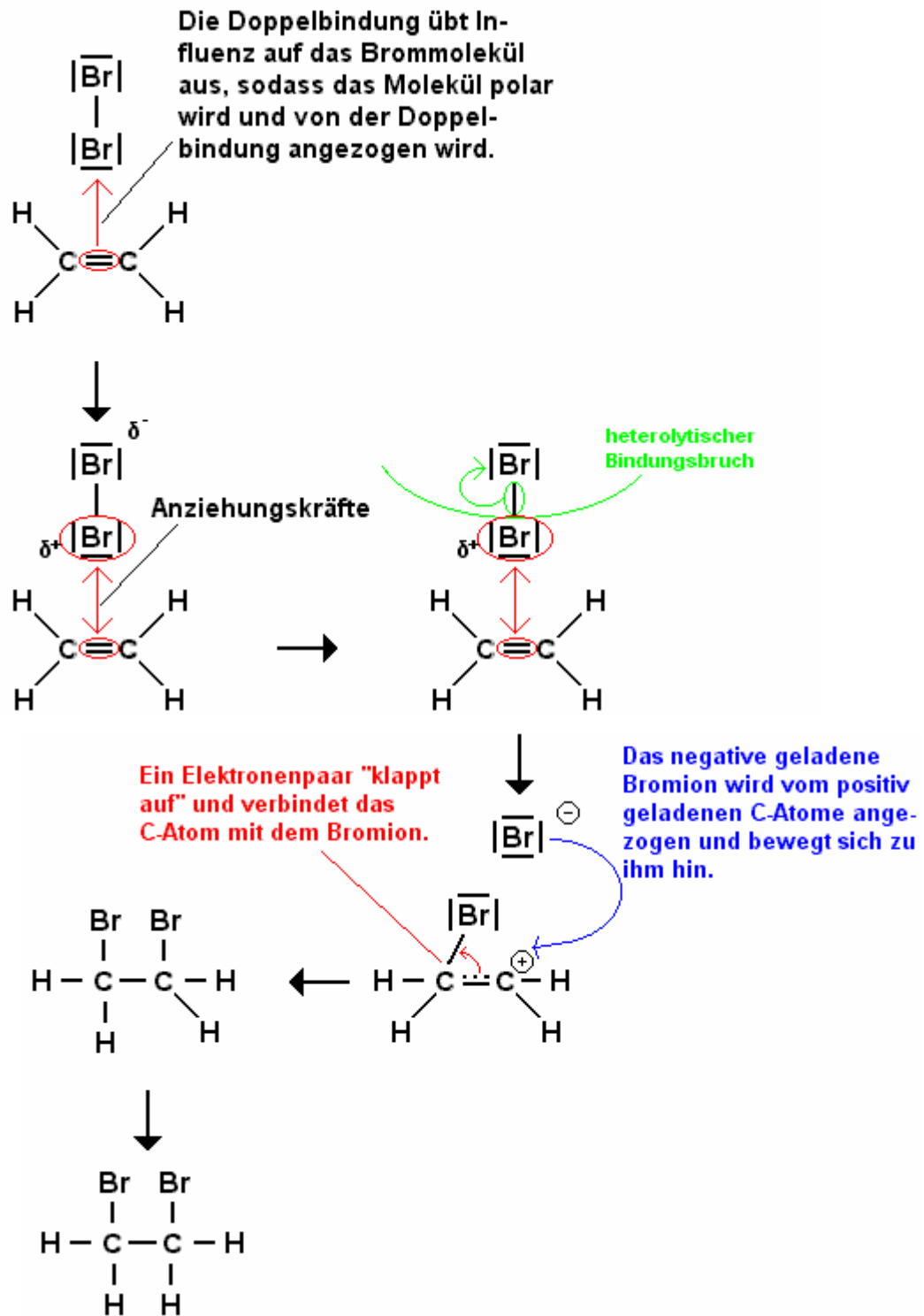
Erklärung: $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2$



mögliche Produkte:

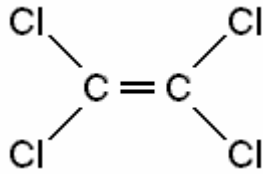


Die elektrophile Addition



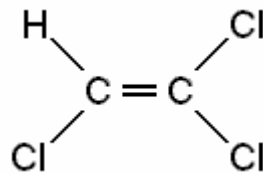
Chlorierte Kohlenwasserstoffe

Tetrachlorethen:

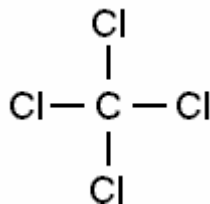


Verwendung: als Lösungsmittel, in der Textil- und Metallreinigung

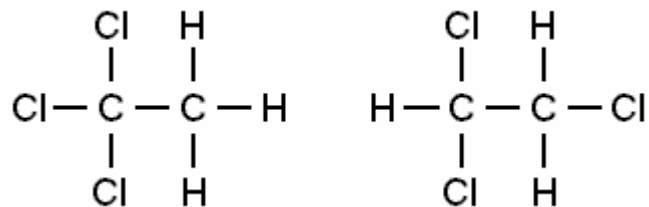
Trichlorethen:



Tetrachlormethan:

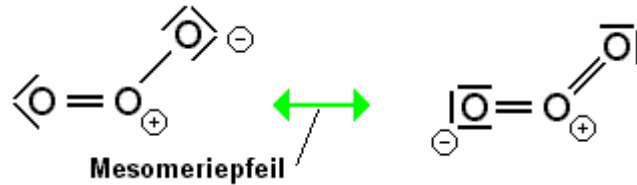


1,1,1,- und 1,1,2-Trichlorethan (TCE):



Verwendung: Lösungsmittel (z.B. in Tipp-Ex)

Ozon und Ozonloch



Bildung von Ozon:

Ein Sauerstoffmolekül (O_2) wird durch UV-Strahlung in zwei $\text{O}^\bullet$ - Radikale gespalten, die sich an noch vorhandene O_2 -Moleküle setzen und zu O_3 werden. Ebenso kann O_3 durch UV-Strahlung in O_2 und $\text{O}^\bullet$ gespalten werden. Das $\text{O}^\bullet$ - Radikal setzt sich dann ebenfalls an ein noch vorhandenen O_2 -Molekül.

zeitlicher Ablauf der Zerstörung von Ozon:

- 1.) Im Polarwinter bildet sich der Polarwirbel, der die Luft abschirmt.
- 2.) Im Wirbel herrscht eine Temperatur von -80°C , was dazu führt, dass sich Polare Stratosphärenwolken bilden (PSC's = polar stratospheric clouds) und infolge der Abschirmung, die durch den Wirbel hervorgerufen worden ist, erhalten bleiben.
- 3.) Durch die PSC's laufen heterogene Reaktionen ab, die inaktive Chlor- und Bromreservoir in aktive Formen überführen.

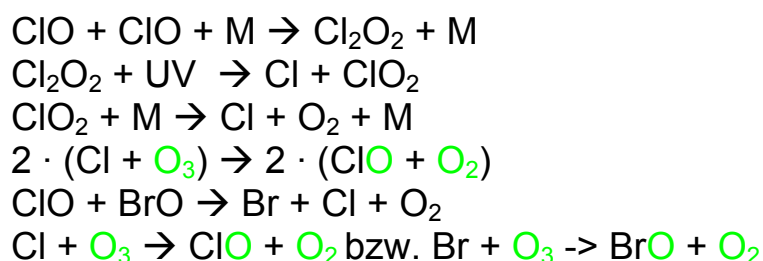
heterogene Reaktionen:

- 1.) $\text{HCl} + \text{ClONO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{Cl}_2$
- 2.) $\text{ClONO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{HOCl}$
- 3.) $\text{HCl} + \text{HOCl} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
- 4.) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{HCl} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{ClONO}_2$
- 5.) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HNO}_3$ (bleibt in PSC's)

4.) Der Ozonabbau beginnt, wenn die UV-Strahlung die Luft im Polarwirbel erreicht, d.h. im Frühjahr. Nun wird das molekulare Chlor in atomares gespalten:

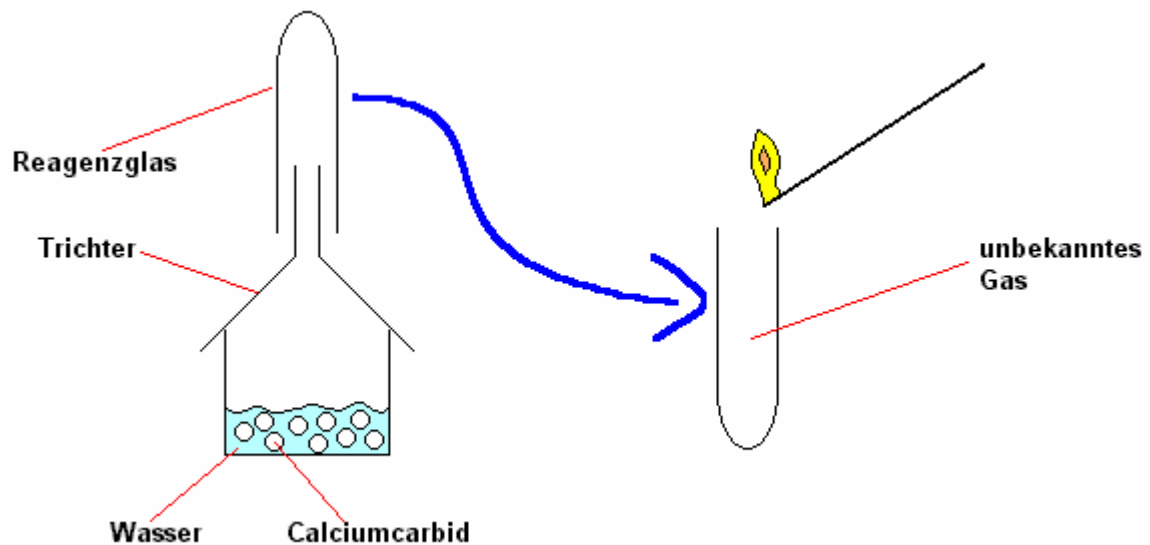


Nun kann das atomare Chlor bzw. Brom das Ozon angreifen:



Alkine

Herstellung von Ethin (Acetylen):

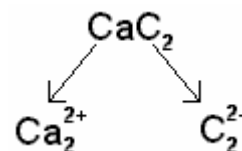


Beobachtungen:

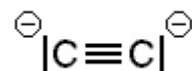
- Nach Zugabe von Wasser setzt eine heftige exotherme Reaktion ein. Die Suspension schäumt auf und es bildet sich ein farbloses Gas.
- Das Gas brennt mit gelber Flamme, die langsam nach unten sinkt. Es bildet sich viel Ruß.

Erklärung:

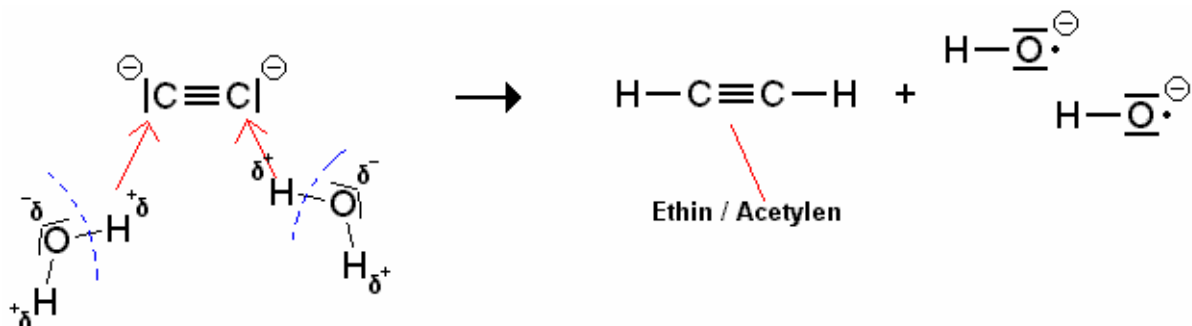
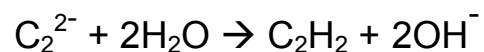
Calciumcarbid ist CaC₂ :



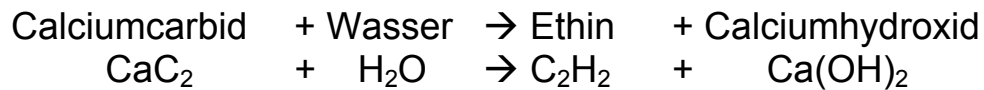
Elektronenstrichformel für C₂²⁻:



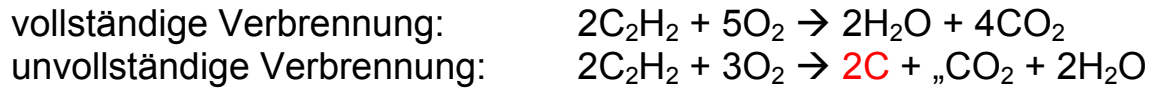
Reaktion des Carbidiions mit H₂O:



Ethin (Acetylen):

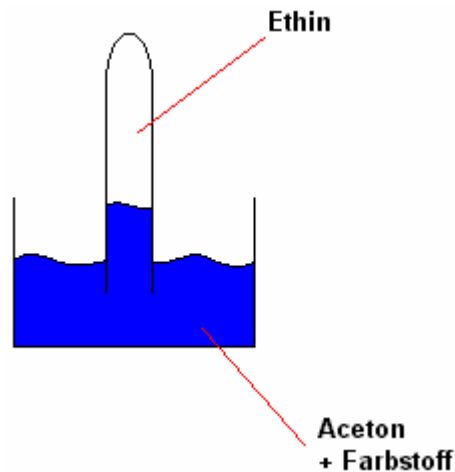


Erklärung zu b):



Ethin ist unvollständig verbrannt und dabei ist **Ruß** entstanden. Ethin konnte nicht vollständig verbrennen, da im Reagenzglas zu wenig Sauerstoff war, was vom eingeleiteten Ethin verursacht worden ist, da dieses einen großen Teil des Sauerstoffes verdrängt hat.

Folgeversuch:



Beobachtungen:

Aceton steigt im Reagenzglas nach oben auf.

Erklärung:

Ethin löst sich sehr gut in Aceton. Deshalb wird Ethin auch in Druckflaschen, die Aceton enthalten. In einem Liter Aceton bzw. Kieselgur lösen sich 300 Liter Ethin bei 10 bar.

Vom Alkohol zum Aromastoff

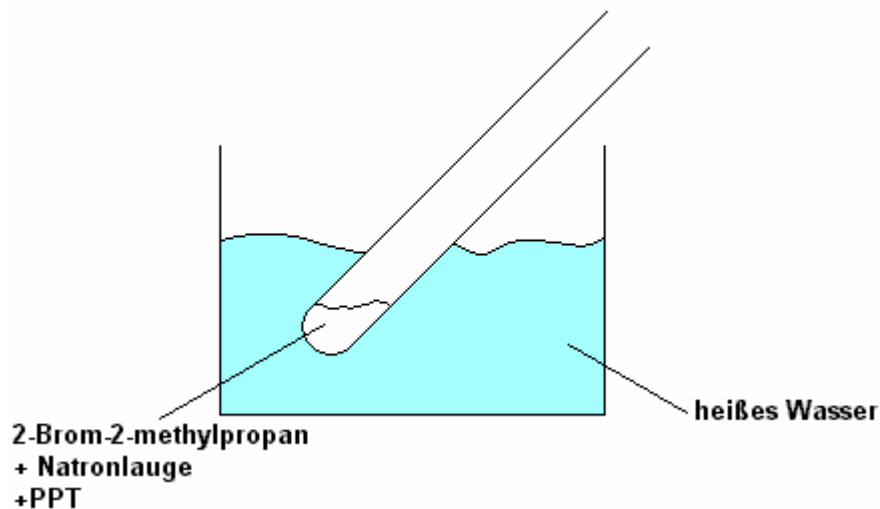
Herstellung

Versuchsaufbau und -ablauf:

Bottich, Reagenzglas

2-Brom-2-methylpropan, heißes Wasser, Natronlauge Phenolphthalein (PPT), Silbernitratlösung

In das Reagenzglas wird Natronlauge mit PPT gegeben. Danach wird das Halogenalkan hinzugegeben sowie zum Schluss die Silbernitratlösung.



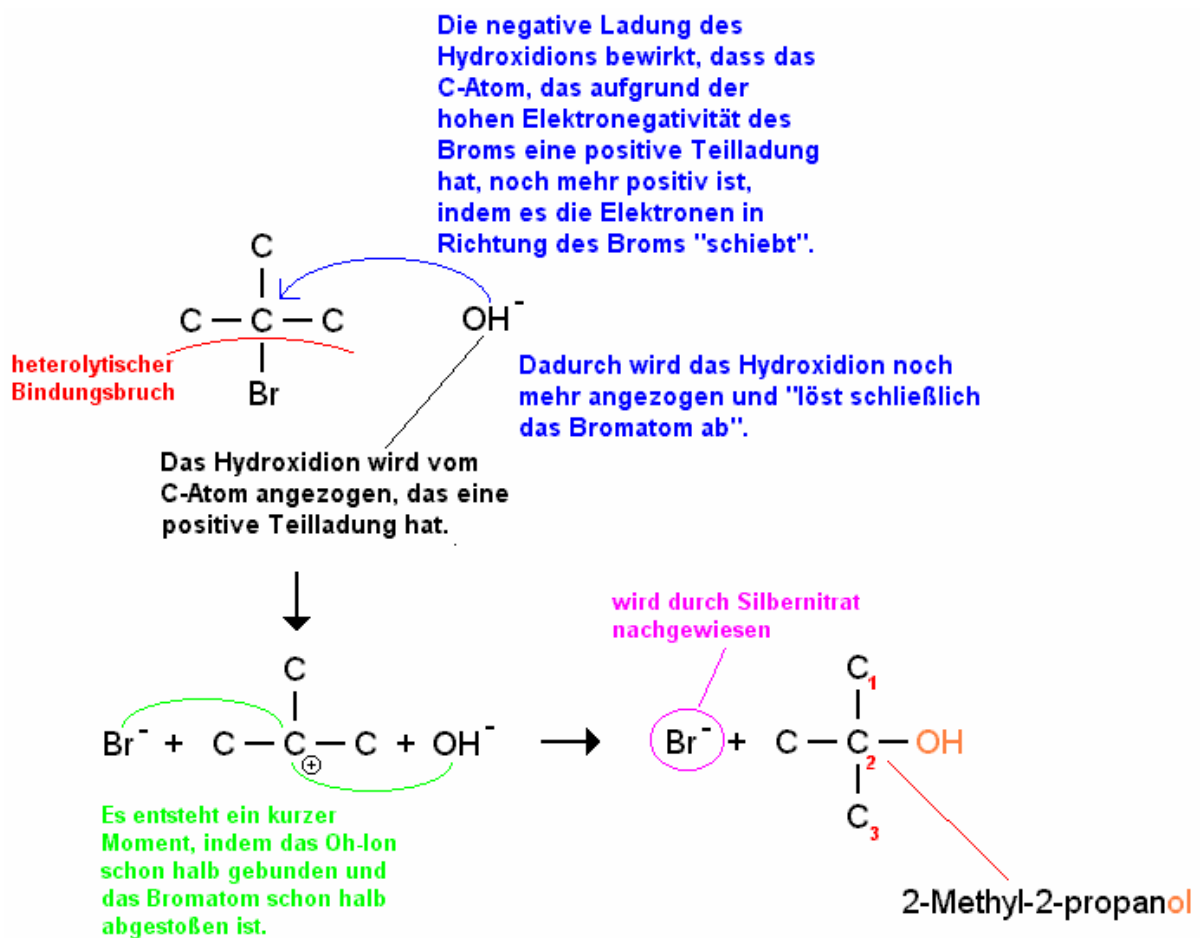
Beobachtungen:

- PPT zu Natronlauge: Farbumschlag (farblos → rosa)
- Zugabe Halogenalkan: Es bilden sich zwei Phasen. Das Halogenalkan ist unten.
- Aufschütteln: Farbumschlag (rosa → farblos)
- Zugabe Silbernitratlösung: schwach gelber Niederschlag bildet sich

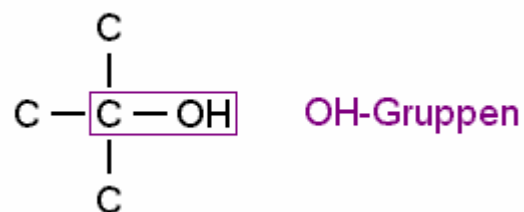
Erklärung:

- Natronlauge ist eine Lösung von Natriumhydroxid in Wasser:
 $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$, „aq“ heißt in Wasser gelöst
- Mit Silbernitratlösung können Halogenidionen nachgewiesen werden.
- Durch eine nucleophile Substitution ist aus einem Halogenalkan ein Alkohol entstanden.

Die nucleophile Substitution (am Beispiel des vorigen Versuchs)



Kennzeichen für Alkohole:



nucleophile Reaktion:

In einer nucleophilen Reaktion wird ein positives Teilchen (hier: das C-Atom) von einem anderen Teilchen angegriffen.

Eigenschaften von Methanol, Ethanol und 2-Propanol (Aceton)

Eigenschaft	Methanol	Ethanol	Aceton
Aggregatzustand	flüssig	flüssig	flüssig
Farbe	farblos	farblos	farblos
Geruch	k.A.	würzig	würzig
Giftig?	sehr giftig	stark giftig	nicht giftig
Brennbar?	ja	leichtentzündlich	ja
Dichte	0,787	0,794	0,789 – 0,791
Siedepunkt	64,5°C	78,32°C	55,5°C – 56,5°C
Schmelzpunkt	-98°C	-114,5°C	-95°C
Löslich in... ?	Wasser, Ethanol, Ether und vielen Mineralsalzen	Wasser, Methanol, Ether, Benzin, Benzol und Chloroform	Wasser und den meisten organischen Lösungen
Viskosität	gering	gering	gering
Flammenfarbe	bläulich	schwach leuchtend und bläulich	k.A.
Verwendung	- Herstellung von Formaldehyd, Ether und Methylanin - Lösungsmittel für Lacke - Treibstoff und Benzinersatz	- Genussmittel (in alkoholischen Getränken) - Lösungsmittel für Fette, Öle, Harze und Duftstoffe - Heizen und Reinigen (Brennspiritus) - Desinfektionsmittel in der Medizin	- Lösungsmittel für Harze, Farben, Lacke, Glucose, Fette, Öle - chemisches Zwischenprodukt

Herstellung von Wein:

Versuchsaufbau und -ablauf:

500g Weintrauben werden entweder in einem Geschirrtuch zerquetscht oder in einem Mixer zu feinem Brei verarbeitet (vorher entkernen). Dann wird in Wasser aufgelöste Hefe dazugegeben. Das Gemisch wird in eine Flasche gefüllt und mit einem Gärungsröhrchen bzw. einem Luftballon verschlossen.

Beobachtungen:

Nach Zugabe der Hefe setzt eine Gasentwicklung ein. Der Luftballon füllt sich / beim Gärungsröhrchen steigen Bläschen auf.

Erklärung:

Bei der Gärung setzen Bakterien oder Pilze organische Materialien (Zucker) ohne Einfluss von Sauerstoff um. Es bilden sich Ethanol und CO_2 .

Reaktionsgleichung: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 2\text{C}_2\text{H}_5\text{O} + 2\text{CO}_2$

Experiment mit Ethanol:

Versuchsaufbau und -ablauf:

Reagenzgläser, Wasser, Hexan, Ethanol, Sudanrot, Methylenblau
Zu 2 ml Wasser werden einmal 2ml Hexan und ein anderes Mal 2 ml Ethanol gegeben. Ebenso werden 2 ml Hexan und 2 ml Ethanol zusammen in ein Reagenzglas gegeben. Danach wird winzige Portion Sudanrot bzw. Methylenblau in das Reagenzglas von Wasser und Hexan gegeben. Außerdem wird zu 2 ml Ethanol einmal Sudanrot, ein anderes Mal Methylenblau hinzugegeben.

Beobachtungen:

- a) Hexan und Wasser mischen sich nicht.
- b) Ethanol und Wasser mischen sich; Ethanol und Hexan bilden eine Emulsion.
- c) Hexan färbt sich (durch das Sudanrot, das sich gut in unpolaren Lösungsmitteln löst) rot und Wasser (durch das Methylenblau, das sich gut in polaren Lösungsmitteln löst) blau.
- d) Methylenblau löst sich gut in Ethanol, wohingegen das Sudanrot sich schlecht in Ethanol löst und sich eine Suspension bildet

Erklärung:

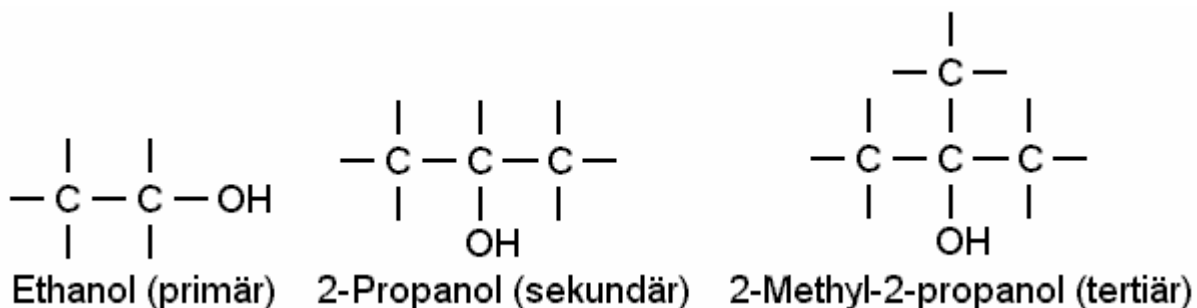
Bei Ethanol liegen sowohl Van-der-Waals-Kräfte, als auch H-Brücken vor, sodass es sich mit Wasser, aber nicht mit Hexan mischen kann.

Die homologe Reihe der Alkohole (Alkanole)

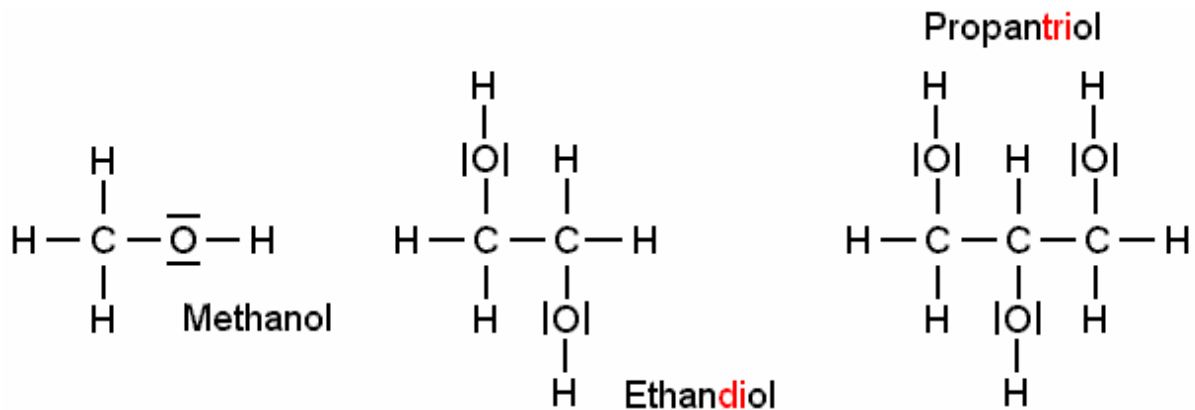
Summenformel	Elektronenstrichformel (→ Halbstrukturformel)	Name	Siedepunkt
CH₃OH	<pre> H H — C — OH H </pre>	Methanol	64,5°C
C₂H₅OH	<pre> H H H — C — C — OH H H </pre>	Ethanol	78,4°C
C₃H₇OH	CH₃CH₂CH₂OH	1-Propanol	97°C
C₄H₉OH	CH₃CH₂CH₂CH₂OH	1-Butanol	118°C
C₅H₁₁OH	CH₃CH₂CH₂CH₂CH₂OH	1-Pentanol	138°C
C₆H₁₂	(...)	1-Hexanol	156°C
C₇H₁₄	(...)	1-Heptanol	176°C
C₈H₁₆	(...)	1-Octanol	195°C

Primärer, sekundärer, tertiärer Alkohol?

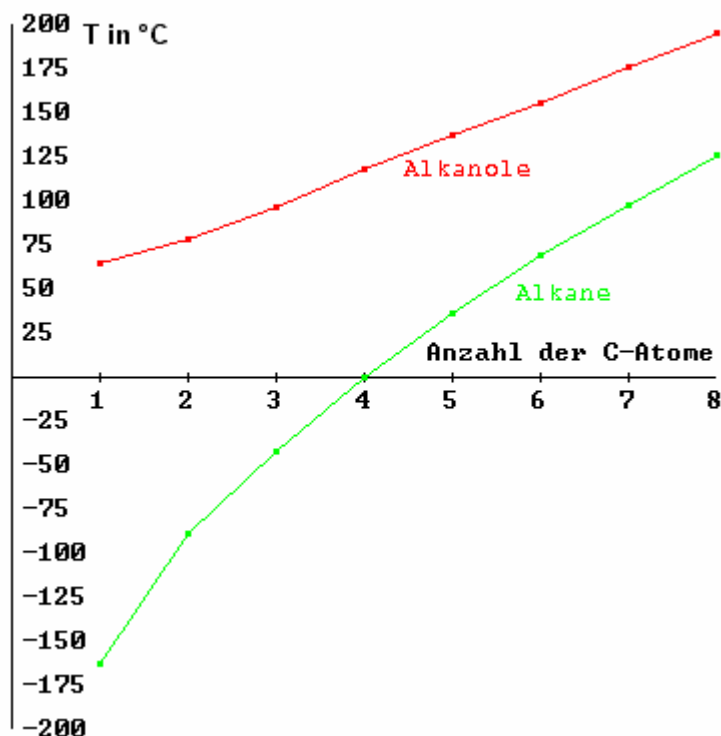
Ob ein Alkohol primär, sekundär oder tertiär ist, hängt von der Anzahl der Alkylgruppen ab, die an dem die Hydroxylgruppe bindenden Kohlenstoffatom sitzen. Trägt dieses Kohlenstoffatom nur eine Alkylgruppe, so liegt ein primärer Alkohol vor. Sind zwei oder drei Alkylgruppen gebunden, so ist der Alkohol sekundär bzw. tertiär. Nur einwertige Alkohole können primär, sekundär oder tertiär sein.



Ob ein Alkohol ein-, zwei- oder dreiwertig ist hängt von der Anzahl der Hydroxylgruppen ab, die an ihn gebunden sind. Es können nie mehr als eine Hydroxylgruppe an ein C-Atom gebunden sein, da sich ansonsten Wasser abspalten würde.



Siedepunkte der Alkane und Alkanole im Vergleich



Der Grund dafür, dass die Siedepunkte der Alkanole höher sind als die Siedepunkte der Alkane ist, dass die zwischenmolekularen Kräfte der Alkanole größer sind. Neben den schwachen Van-der-Waals-Kräften wirken durch die Hydroxylgruppe auch Wasserstoffbrücken, welche die einzelnen Moleküle stärker zusammenhalten, als die V.-d.-W.-Kräfte.

Die Boraxprobe

Versuchsaufbau und -ablauf:

2 Porzellantiegel, Bunsenbrenner

Methanol, Ethanol, Borax

Methanol und Ethanol werden mit je einer Spatelspitze Borax verbrannt.

Beobachtungen:

Das brennende Methanol hat eine grünliche, das brennende Ethanol eine bläuliche Flamme.

Erklärung:

Borax und Methanol bilden den Borsäuremethylester, der die Flamme grünlich färbt.

Die Boraxprobe weist nach, ob in Gemischen Methanol ist, oder nicht.

Mischbarkeit mit Wasser:

Versuchsaufbau und -ablauf:

Reagenzgläser

Wasser, Methanol, 1-Propanol, 1-Butanol, 1-Pentanol

Methanol, 1-Propanol, 1-Butanol und 1-Pentanol werden auf ihre Mischbarkeit mit Wasser untersucht.

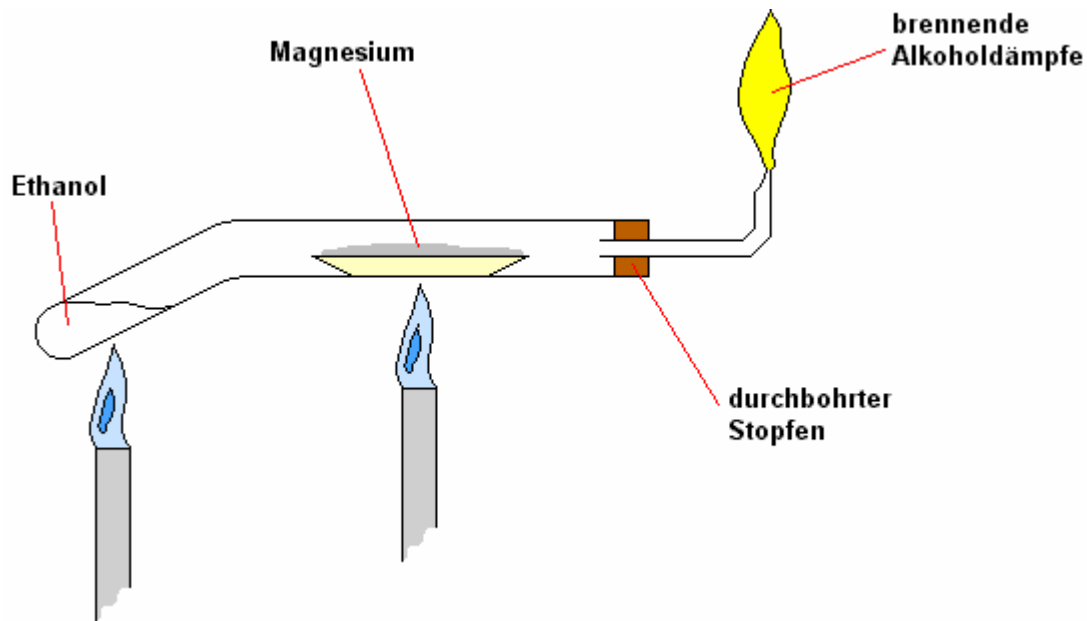
Beobachtungen:

- Methanol und Wasser mischen sich vollständig in jedem Verhältnis.
- 1-Propanol und Wasser mischen sich auch vollständig in jedem Verhältnis.
- 1-Butanol löst sich nur vollständig in Wasser bis zu einem Verhältnis von 7,4 g 1-Butanol in 100 g Wasser.
- 1-Pentanol löst sich kaum in Wasser.

Erklärung:

Mit zunehmender Zahl der CH_2 -Gruppen verringert sich der Einfluss der Hydroxylgruppe.

Der Nachweis von Sauerstoff in organischen Verbindungen



Versuchsaufbau und -ablauf:

Ein gebogenes Reagenzglas aus Quarzglas wird mit wenigen cm³ Ethanol gefüllt und nach der Zugabe von zwei Siedesteinchen waagrecht in ein Stativ gespannt. In den waagerechten Abschnitt gibt man zwei Spatel Magnesiumpulver und verschließt das Reagenzglas mit einem durchbohrten Stopfen und einer nach oben zeigenden Düse. Dann erhitzt man das Reagenzglas zunächst vorsichtig mit der nichtleuchtenden Brennerflamme rundherum, so dass es überall heiß wird, aber das Magnesium nicht zu glühen beginnt. Erst danach wird der Alkohol zum Sieden erhitzt und die austretenden Alkoholdämpfe an der Düse entzündet. Man stellt die Brennerflamme so ein, dass der Alkohol nicht auf das Magnesium übersiedet und die Flamme an der Düse etwa 10cm hoch ist. Nun erhitzt man das Magnesium mit einem zweiten Brenner, bis es hell aufglüht.

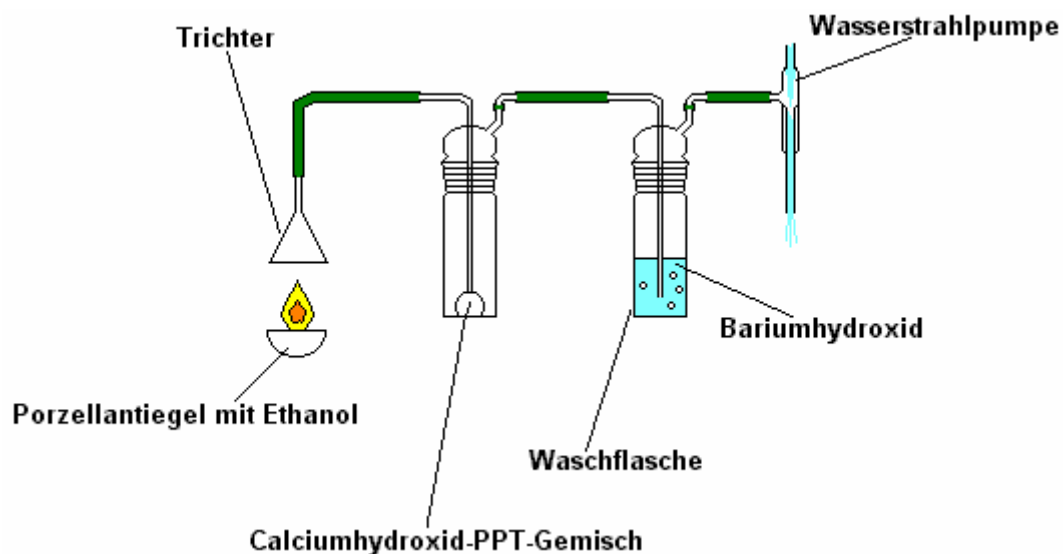
Beobachtung + Deutung:

Das Magnesium verbrennt im Alkoholdampf, dabei wird die Flamme an der Düse etwas kleiner. Gleichzeitig ist ein weißer Rauch (Magnesiumoxid) sichtbar. Nach dem Verbrennen des Magnesiums wächst die Flamme wieder auf die ursprüngliche Größe.

Erklärung:

Der siedende Alkohol verdrängt nach und nach die Luft aus dem Reagenzglas, so dass sich nur noch Alkoholdampf darin befindet. Dies ist erreicht, wenn sich die Dämpfe an der Düse entzünden lassen. Das Magnesium kann nur verbrennen, wenn es Sauerstoffatome zur Verfügung hat. Diese holt es sich aus dem Alkohol. Dabei wird es zu Magnesiumoxid oxidiert, was an dem weißen Rauch und an weißlichen Flecken im Reaktionsprodukt erkennbar ist.

Nachweis von Kohlen- und Wasserstoff in organischen Verbindungen



Versuchsablauf:

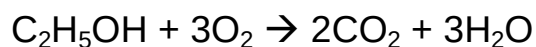
In einem Porzellantiegel wird etwas Ethanol angezündet. Die Verbrennungsgase werden mithilfe einer Wasserstoffpumpe durch ein PPT- $\text{Ca}(\text{OH})_2$ -Gemisch und durch eine Lösung von Bariumhydroxid gezogen.

Beobachtungen:

- a) Das $\text{Ca}(\text{OH})_2$ -Gemisch färbt sich rosa.
- b) In der $\text{Ba}(\text{OH})_2$ -Lösung bildet sich ein weißer Niederschlag.

Erklärung:

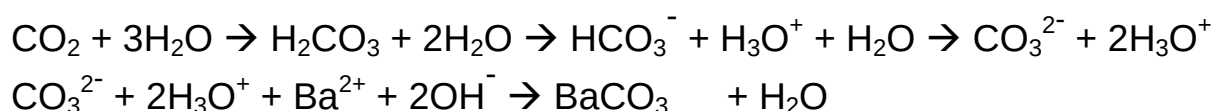
Durch die Verbrennung sind die Bestandteile von Ethanol oxidiert worden und liegen nun getrennt vor, wobei der schon vorhandene Sauerstoff in die Reaktion mit eingegangen ist. Es entstehen Wasserdampf und Kohlenstoffdioxid.



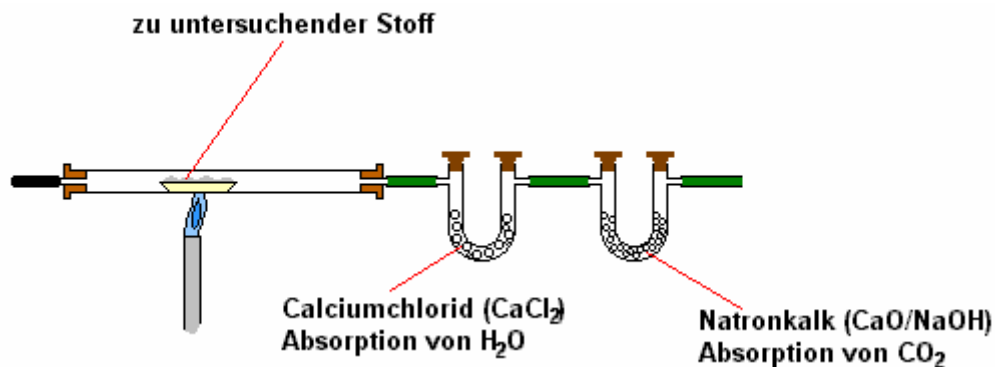
- a) Das $\text{Ca}(\text{OH})_2$ hat sich in dem Wasserdampf gelöst, der durch es hindurch geleitet wurde. Es bildet sich eine Lauge, deren Hydroxidion das PPT **rosa färbt**.



- b) Das $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (aq) reagiert mit dem CO_2 unter Bildung von BaCO_3 (Bariumcarbonat), das als **weißer Niederschlag** ausfällt.



Quantitative Analyse zur Bestimmung der Masse von H_2O und CO_2



Versuchsablauf:

Der zu untersuchende Stoff wird mit dem Bunsenbrenner erhitzt. Die U-Rohre werden vor dem Experiment (mit Inhalt) und nach dem Experiment (ebenfalls mit Inhalt) gewogen.

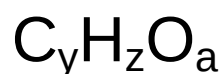
Erklärung:

Das CaCl_2 absorbiert den Wasserdampf und ermöglicht somit dessen Massenbestimmung, die für die Ermittlung der Verhältnisformel wichtig ist. Dasselbe gilt für Natronkalk und CO_2 .

Dieser Versuch wird zur Massenbestimmung (ist ja eine quantitative Analyse) des oxidierten Wasserstoffes bzw. Kohlenstoffes angewendet.

Ermittlung der Verhältnisformel

Nach der qualitativen Analyse haben wir die Elemente, die in der Verbindung vorkommen erhalten. Unsere Stoffformel sieht bis jetzt so aus:



In diesem Schritt wollen wir die Verhältnisformel aufstellen, die in einigen Fällen auch die Summenformel ist.

Durch Verbrennung des Stoffes x, dessen Masse wir kennen, erhalten wir H_2O und CO_2 , deren Massen durch den vorherigen Versuch bestimmt worden sind. Dann setzt man den Kohlenstoff vom CO_2 ins Verhältnis zum Kohlenstoffdioxid und den Wasserstoff in Verhältnis zum Wasser. Das wird gemacht, indem man das Verhältnis der Atommasse des Atoms (bzw. der Atome, wenn mehrere Atome des Elements im durch Oxidation entstandenen Molekül gebunden sind) zu dem Molekül, in dem das Element gebunden ist, bestimmt.

Das ist möglich, da das Verhältnis der Atommassen dem der Massen entspricht. So kann man die Masse des sich im zu bestimmenden Stoff befindlichen Kohlenstoffes bzw. Wasserstoffes berechnen.

$$m(\text{C}) = \frac{12}{44} \cdot m(\text{CO}_2)$$

$$m(\text{H}) = \frac{2}{18} \cdot m(\text{H}_2\text{O})$$

$$m(\text{O}) = m(x) - m(\text{C}) - m(\text{H}) = m(x) - \frac{12}{44} \cdot m(\text{CO}_2) - \frac{2}{18} \cdot m(\text{H}_2\text{O})$$

Mit den berechneten Massen bestimmen wir nun die einzelnen Stoffmengen der jeweiligen Stoffe:

$$n(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})} = \frac{m(\text{C})}{12\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} \quad n(\text{H}) = \frac{m(\text{H})}{M(\text{H})} = \frac{m(\text{H})}{1\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$n(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{M(\text{O})} = \frac{m(\text{O})}{16\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

Das Stoffmengenverhältnis der einzelnen Atome in der Masse von x entspricht dem Zahlenverhältnis im Molekül. Also kann man die Indices y, z und a durch Quotientenbildung berechnen. Man dividiert jede der ermittelten Stoffmengen n durch die kleinste vorhandene Stoffmenge (auch die kleinste vorhandene Stoffmenge selbst). Durch Runden der Ergebnisse erhält man im günstigsten Fall direkt y, z und a, in ungünstigeren Fällen nur die Verhältnisformel.

Bestimmung der Molmasse

Nachdem wir die Verhältnisformel bestimmt haben sieht unser Ergebnis so aus:



Y, z und a haben Zahlenwerte, die nicht eingesetzt werden können, weil diese Erläuterung allgemein sein soll.

B steht für den Faktor, mit dem die Verhältnisformel multipliziert werden muss, um die Summenformel zu erhalten. Um diesen Faktor zu bestimmen, müssen wir jetzt die Molmasse der unbekannten Verbindung bestimmen.

Um diese zu errechnen bedienen wir uns der allgemeinen Gasgleichung:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Ersetzt man n durch den Quotienten aus $m(X)$ und $M(X)$ und formt nach $M(x)$, der Molmasse, um, so erhält man folgende Gleichung:

$$M(x) = \frac{m(x) \cdot R \cdot T}{P \cdot V}$$

Nun verdampft man den Stoff ($\rightarrow$ Gasgleichung) und bestimmt die gesuchten Werte (m , R , T , P und V), um die Molmasse zu errechnen. Wobei die Masse natürlich gleich bleibt, sich aber das Volumen im Vergleich zum Ausgangsstoff, insofern er nicht schon gasförmig war, vergrößert.

Achtung:

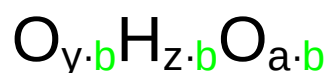
- Die Einheit von T ist Kelvin, d.h. die gemessene Temperatur muss umgewandelt werden. Formel: $T = (|t| + 273,15) \cdot K$
- Der Wert für R , die universelle Gaskonstante, ist $83,144 \text{ hPa} \cdot \ell \cdot \text{mol}^{-1} \cdot K^{-1}$

Nach Berechnung der Molmasse von x wird die Molmasse der Verhältnisformel berechnet, indem man die Molmassen der einzelnen Bestandteile addiert:

Beispiel: $M(\text{H}_2\text{O}) = M(\text{H}_2) + M(\text{O}) = 2 \cdot M(\text{H}) + M(\text{O})$

Die Molmasse eines Atoms hat denselben Zahlenwert wie die Atommasse, sie besitzt aber die Einheit: $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Jetzt vergleicht man beide Molmassen und wählt den **Faktor b** so, dass $M(x)$ mit $M(b \cdot (\text{C}_y\text{H}_z\text{O}_a))$ ungefähr übereinstimmt. (ungefähr, weil mit gerundeten Werten gearbeitet wird)

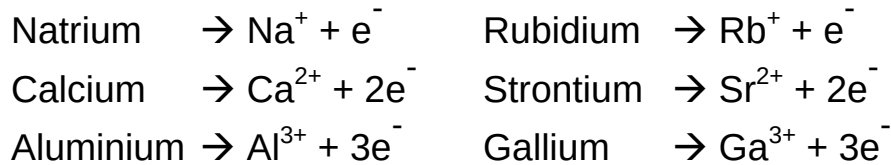
Die Summenformel lautet:



Redoxreaktionen

Oxidation

Metalle bilden in einer chemischen Reaktion positive geladenen Ionen:



Elektronenabgabe = Oxidation

Reduktion

Reagieren Nichtmetalle mit Metallen, bilden sich negativ geladenen Ionen:

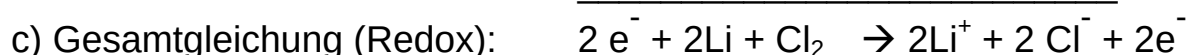


Elektronenaufnahme = Reduktion

Gesamtgleichungen

Für die Aufstellung von **Redox-Reaktionen** geht man in zwei Schritten vor.

Beispiel: Lithium + Chlor $\rightarrow$ Lithiumchlorid



$\rightarrow$ Überprüfe, ob links wie rechts die gleiche Anzahl von Teilchen, die gleiche Anzahl von Elektronen und die gleiche Gesamtladung auftritt.



Experiment:

Versuchsaufbau und -ablauf:

U-Rohr, Kohleelektroden, Stromwürfel, Kabel

Zinkbromid

Die Kohleelektroden werden an den Stromwürfel angeschlossen, der auf 5 V Gleichstrom eingestellt wird. Nun werden die beiden Elektroden, an Stativen befestigt, soweit in das Zinkbromid getaucht, bis sie ein gutes Stück unter der Oberfläche sind.

Beobachtungen:

Am Pluspol bildet sich eine gelbe Lösung.

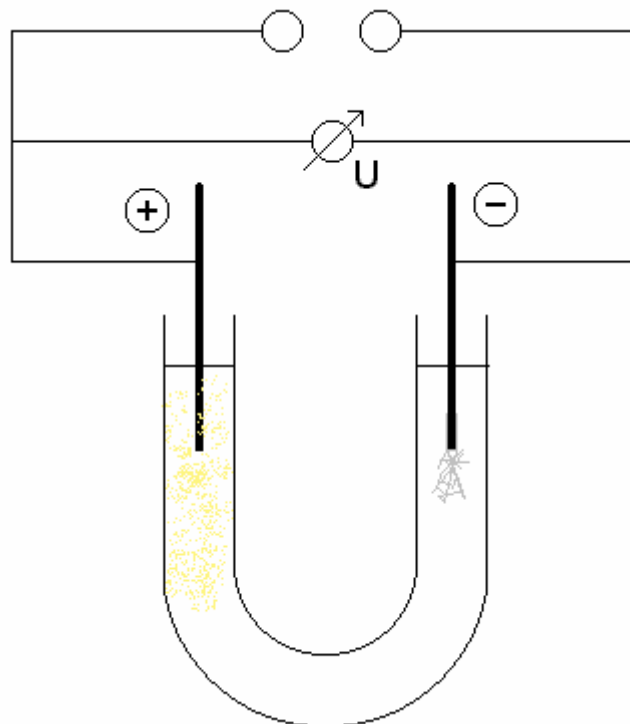
Am Minuspol setzt sich ein grauer Belag auf der Elektrode ab.

Erklärung:

Die Gelbfärbung wird durch **elementares Brom** verursacht, der graue Belag ist **elementares Zink**.

Pluspol: $2\text{Br}^- \rightarrow \text{Br}_2 + 2\text{e}^-$ (Oxidation)

Minuspol: $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$ (Reduktion)



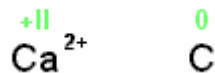
Oxidationszahlen

Die Atombindungen vieler Moleküle sind polar. Zur Darstellung von Redoxreaktionen ist es zweckmäßig, die Elektronen einer Bindung ganz dem elektronegativeren Atom zuzuordnen. Man behandelt Moleküle also so, als ob sie aus lauter Ionen aufgebaut wären. Die Ladungen, die diese Ionen hätten, gibt man durch Oxidationszahlen an. Elemente können mehr als eine Oxidationszahl haben, was von der Verbindung, in der sie sich befinden, abhängt.

Regeln:

- 1.) Elemente haben die Oxidationszahl 0.
- 2.) Oxidationszahlen bei Ionen sind gleich der Ionenladungszahl.

Beispiele zu 1.) + 2.):



- 3.) In Molekülen einer Verbindung gilt, dass Wasserstoff fast immer die Oxidationszahl I und Sauerstoff fast immer die Oxidationszahl -II hat.



Die Summe der Oxidationszahlen bei ungeladenen Teilchen muss 0 sein.



Experiment:

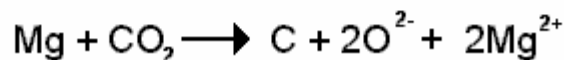
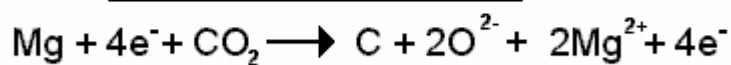
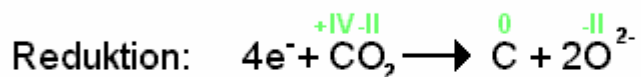
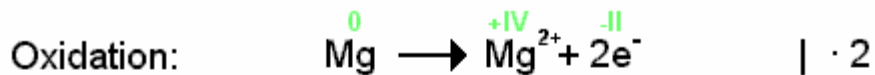
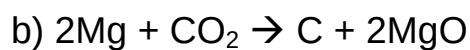
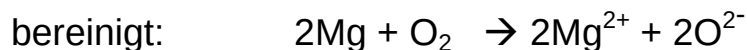
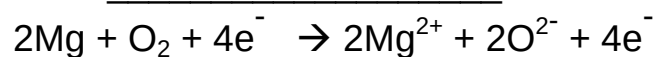
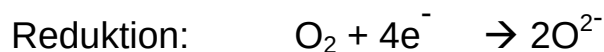
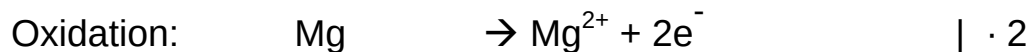
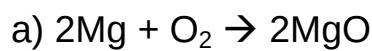
Versuchsaufbau und -ablauf:

Brennendes Magnesiumband wird in ein Becherglas, das mit CO_2 gefüllt ist, gehalten.

Beobachtung:

Magnesium verbrennt mit heller Flamme. Im CO_2 sind kleine Funken zu beobachten. An der Wand des Becherglases bildet sich oben schwarzer und unten weißer Belag.

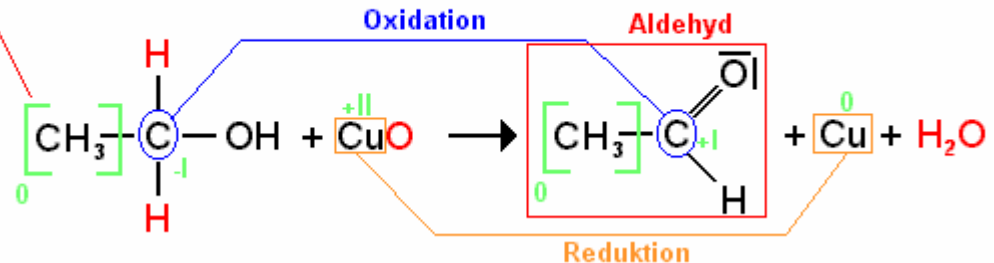
Erklärung:



Oxidation der Alkohole

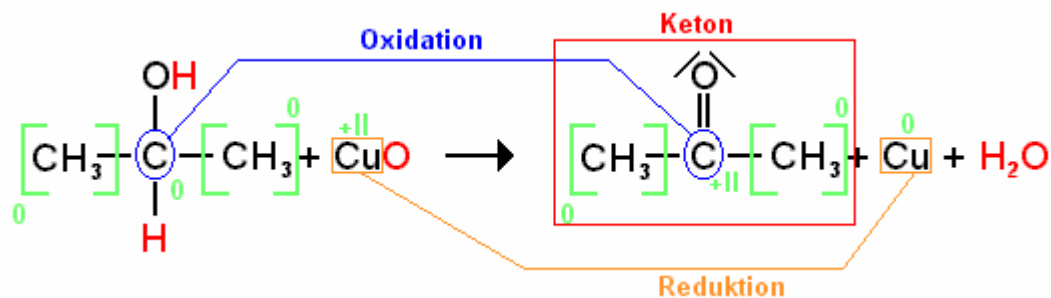
1.) Primäre Alkohole:

wird in der organischen Chemie gleich 0 gesetzt



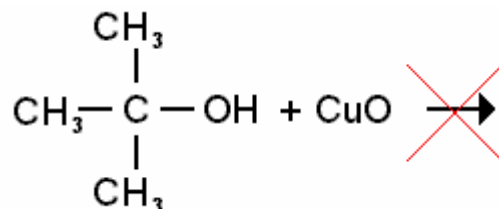
Es ist Ethanal (auch: Acetaldehyd) entstanden. Ethanal gehört zur homologen Reihe der Aldehyde.

2.) Sekundäre Alkohole:



Es ist Propanon (auch: Aceton) entstanden. Propanon gehört zur homologen Reihe der Ketone.

3.) Tertiäre Alkohole:



An der funktionellen Gruppe (dem C) ist keine Oxidation möglich, da diese eine Doppelbindung zum O benötigte und somit die Oktettregel bräckt, da Kohlenstoff auf einmal 10 Außenelektronen hätte, was nicht möglich ist.

Die homologe Reihe der Aldehyde (Alkanale)

Summenformel	Elektronenstrichformel (→ Halbstrukturformel)	Name	Siedepunkt
HCHO	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{C} = \text{O} \\ \\ \text{H} \end{array}$	Methanal (Formaldehyd)	-21°C
CH ₃ CHO	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{C} = \text{O} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \end{array}$	Ethanal (Acetaldehyd)	21°C
C ₂ H ₅ CHO	CH ₃ CH ₂ CHO	Propanal	49°C
C ₃ H ₇ CHO	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CHO	Butanal	73°C
C ₄ H ₉ CHO	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CHO	Pentanal	102°C
C ₅ H ₁₁ CHO	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CHO	Hexanal	128°C

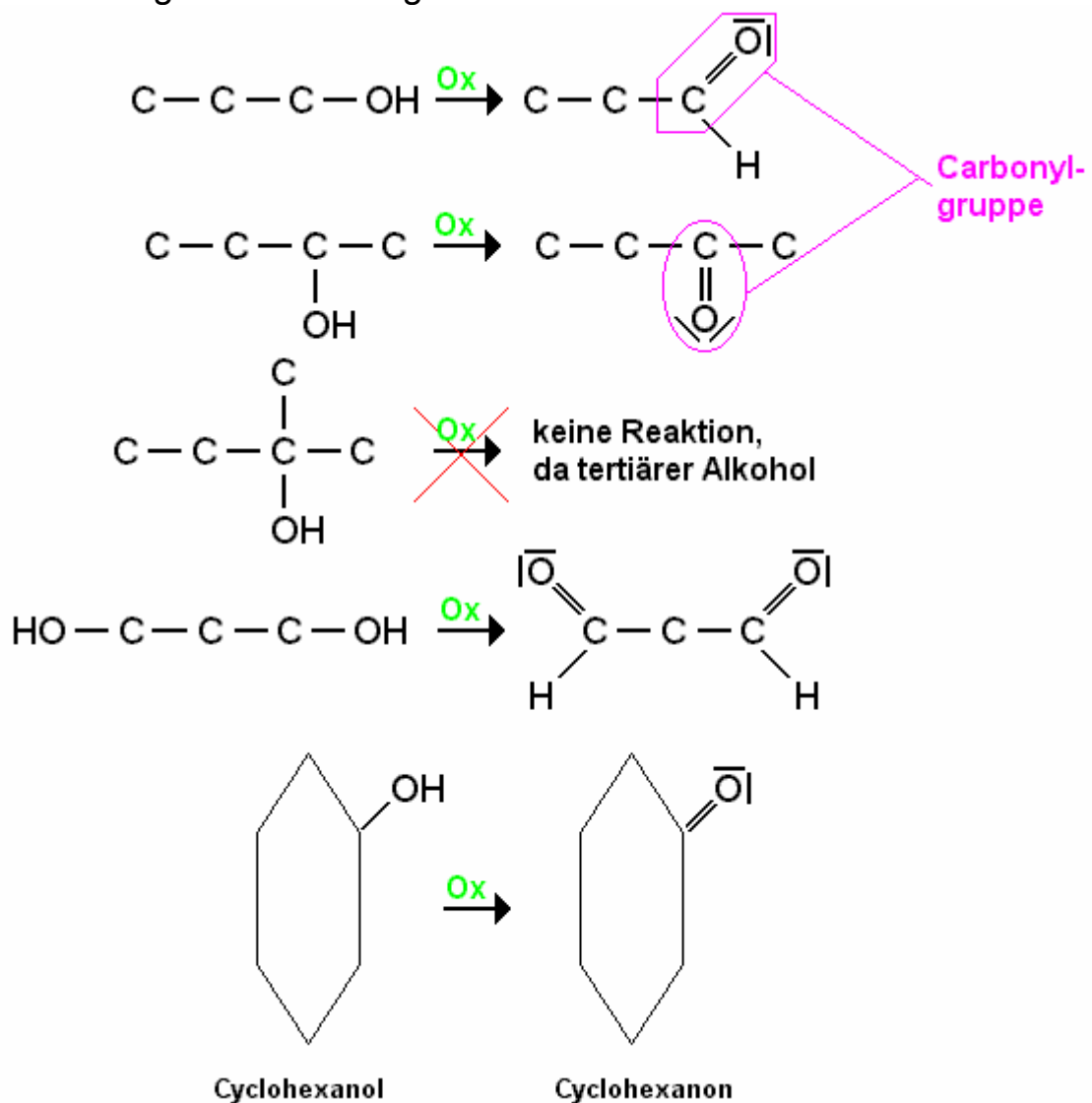
Die homologe Reihe der Ketone (Alkanone)

Summenformel	Elektronenstrichformel (→ Halbstrukturformel)	Name
C ₃ H ₆ O	$\begin{array}{c} \diagup \text{O} \diagdown \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \end{array}$	Propanon
C ₄ H ₈ O	$\begin{array}{c} \diagup \text{O} \diagdown \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \end{array}$	Butanon
C ₅ H ₁₀ O	$\begin{array}{c} \diagup \text{O} \diagdown \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \end{array}$	2-Pentanon
C ₆ H ₁₂ O	$\begin{array}{c} \diagup \text{O} \diagdown \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \end{array}$	3-Pentanon

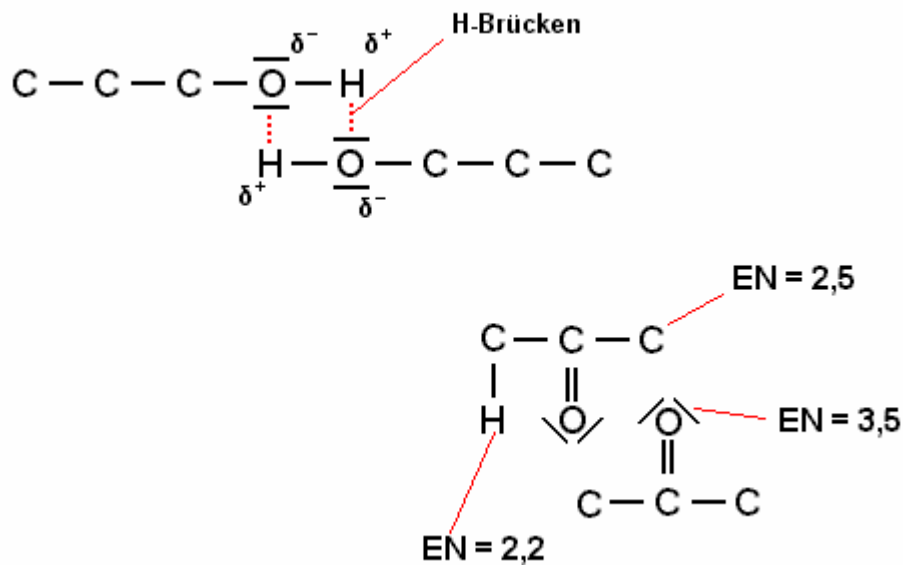
Eigenschaften und Verwendung von Methanal, Ethanal und Propanon

	Methanal (Formaldehyd)	Ethanal (Acetaldehyd)	Propanon (Aceton)
Eigenschaften	- gasförmig - stechender Geruch - gut wasserlöslich - 35 - 40%-ige Lösung ist Formalin - Siedepunkt: -21°C	- leicht verdunstende Flüssigkeit - stechender, beißender Geruch - Siedepunkt: 21°C	- löst sich in Wasser und hydrophoben Stoffen in allen Verhältnissen (= wasserlöslich, löst Fette) - Siedepunkt: 56°C
Verwendung	- Desinfektionsmittel - Herstellung von Kunststoffen - Konservierung biologischer Stoffe	- Zwischenprodukt: wird zu Essigsäure, Farbstoffen, Arzneimitteln, synthetischem Kunstlack	- Viel Verwendetes Lösungsmittel - Früher: Nagellackentferner

Wiederholung und Vertiefung:

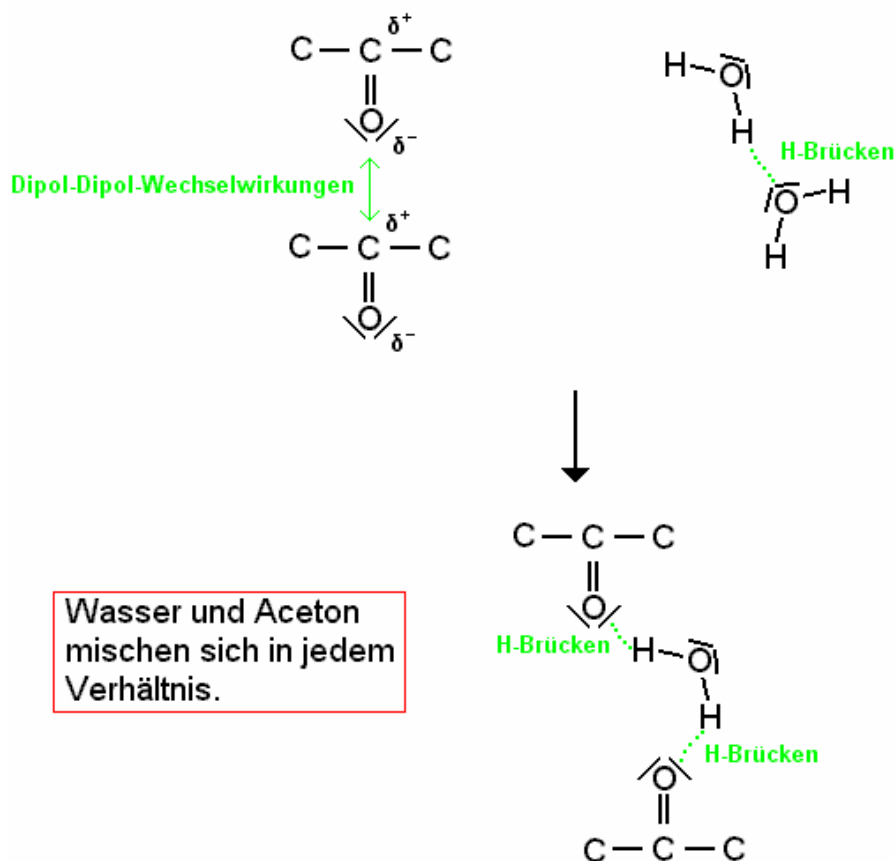


Warum ist der Siedepunkt von Aceton niedriger als der von Propanol?

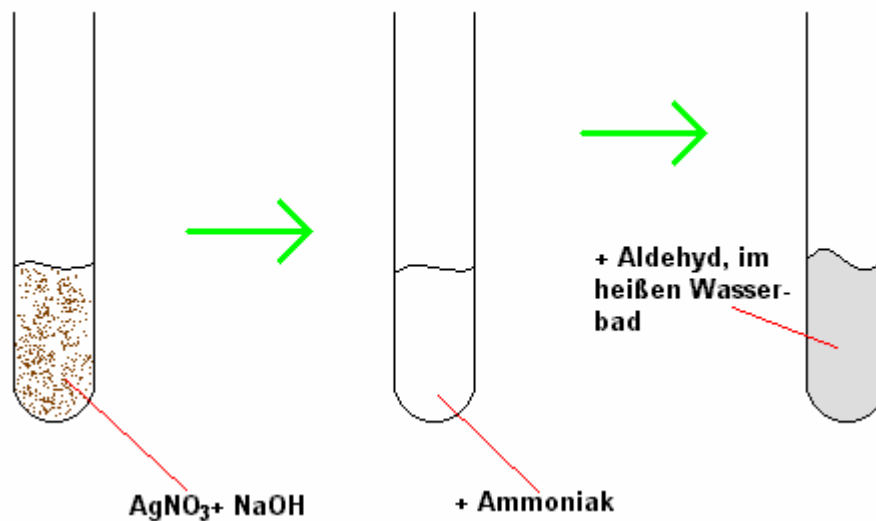


Die Elektronegativitätsdifferenz zwischen C und H ist zu gering, um ausreichend polar für Wasserstoffbrücken zu sein. Somit sind die zwischenmolekularen Kräfte bei Propanol stärker, als die bei Propanon, was erklärt, warum der Siedepunkt Propanols höher ist.

Mischbarkeit von Aceton und Wasser



Reaktionen der Aldehyde



Versuchsablauf:

In einem Reagenzglas gibt man zu 5 ml einer Silbernitratlösung einige Tropfen Natronlauge. Dann wird soviel Ammoniaklösung hinzugegeben, dass der Niederschlag sich gerade auflöst. Nun werden zu einem Milliliter Propanal zwei Milliliter dieser Reagenz gegeben (neues Reagenzglas) und das gesamte Reagenzglas wird in ein heißes Wasserbad gestellt.

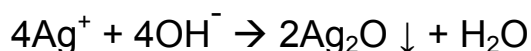
Beobachtungen:

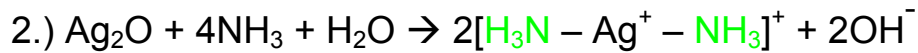
Als Natronlauge zu, Silbernitrat gegeben wurde, entstand ein dunkelbrauner Niederschlag, der sich nach Zugabe von Ammoniak wieder auflöste. Nachdem das Aldehyd hinzugegeben und das Reagenzglas ins Wasserbad gestellt worden war, färbte sich die Flüssigkeit schwarz und bildete einen Silberspiegel an der Reagenzglaswand.

Erklärung:



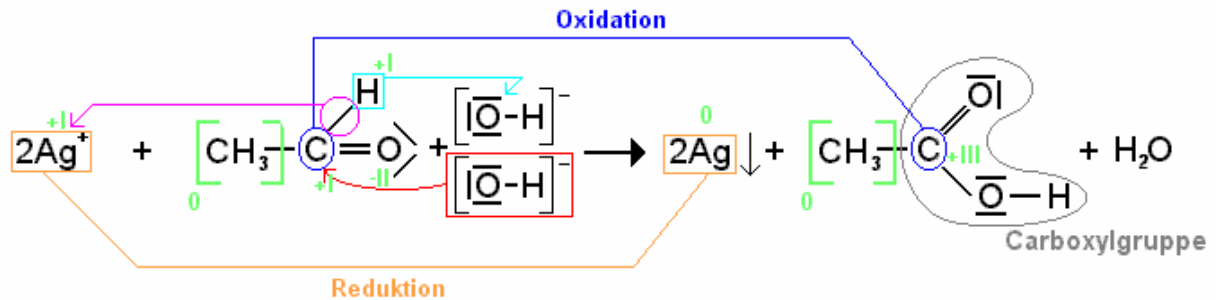
(NO_3^- und Na^+ werden unterschlagen, da sie für die Reaktion nicht mehr wichtig sind)





Nach Zugabe von Ammoniak, entsteht ein sog. Silberdiaminkomplex. Ammoniakmoleküle „schützen“ das Silberion vor den Hydroxidionen.

3.)



Ergebnis:

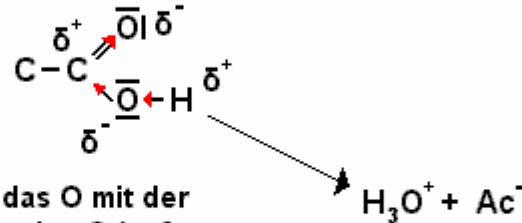
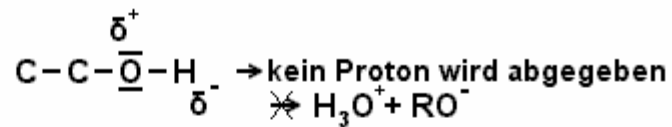
Der Aldehyd wird oxidiert, es bildet sich aus der Carbonylgruppe eine Carboxylgruppe.

Die homologe Reihe der Carbonsäuren

Summenformel	Elektronenstrichformel (→ Halbstrukturformel)	Name	Siedepunkt
CH_2O_2		Methansäure (Ameisensäure)	101°C
$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$		Ethansäure (Essigsäure)	118°C
$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$	Propansäure (Propionsäure)	141°C
$\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$	Butansäure (Buttersäure)	166°C
$\text{C}_{12}\text{H}_{24}\text{O}_2$	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$	Dodecansäure (Laurinsäure)	225°C
$\text{C}_{16}\text{H}_{32}\text{O}_2$	(...)	Hexadecansäure (Palmitinsäure)	269°C
$\text{C}_{18}\text{H}_{36}\text{O}_2$	(...)	Octadecansäure (Stearinsäure)	287°C

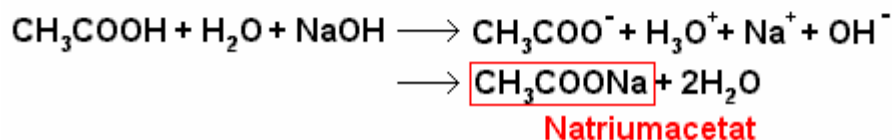
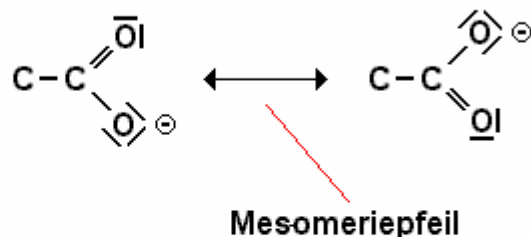
bei 133 mbar

Begründung für die Abgabe von Protonen



Ein "Zug" von Elektronen, da das O mit der Doppelbindung die Elektronen des C (aufgrund des höheren EN-Wertes) anzieht. Nun "holt" sich das C, das nun eine positive Teilladung hat, ein Elektron vom zweiten O, das daraufhin das einzelne Elektron vom H "auf seine Seite bringt", so dass das H eigentlich kein Elektron mehr hat und somit von einfach einem Wassermolekül geschnappt werden kann.

Besonderheit des Ac^- :



Reaktion von Essigsäure mit Magnesium

Versuch:

Magnesium und Essigsäure werden in ein Reagenzglas gegeben.

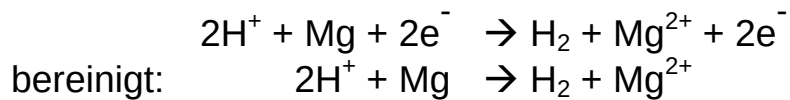
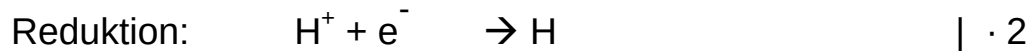
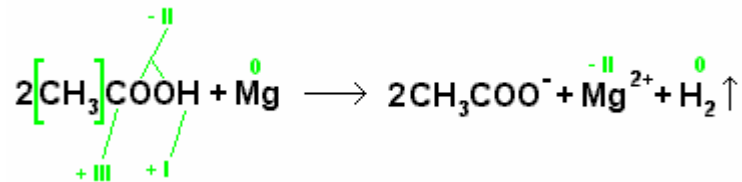
Beobachtung:

Das Magnesium löst sich vollständig in der Essigsäure unter Bildung eines geruchlosen Gases auf. Die Knallgasprobe mit dem Gas ist positiv.

Deutung:

Magnesium und Essigsäure sind zu Magnesiumacetat reagiert.

Erklärung:

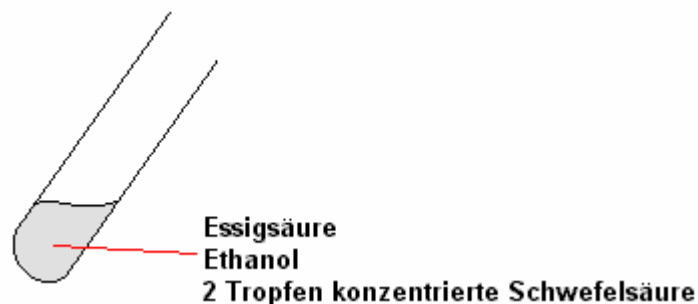


nach dem Eindampfen:



Reaktion von Essigsäure und Ethanol

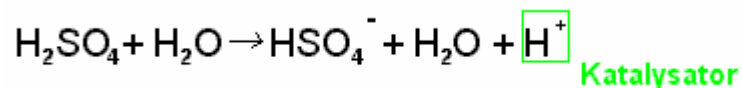
Versuch:



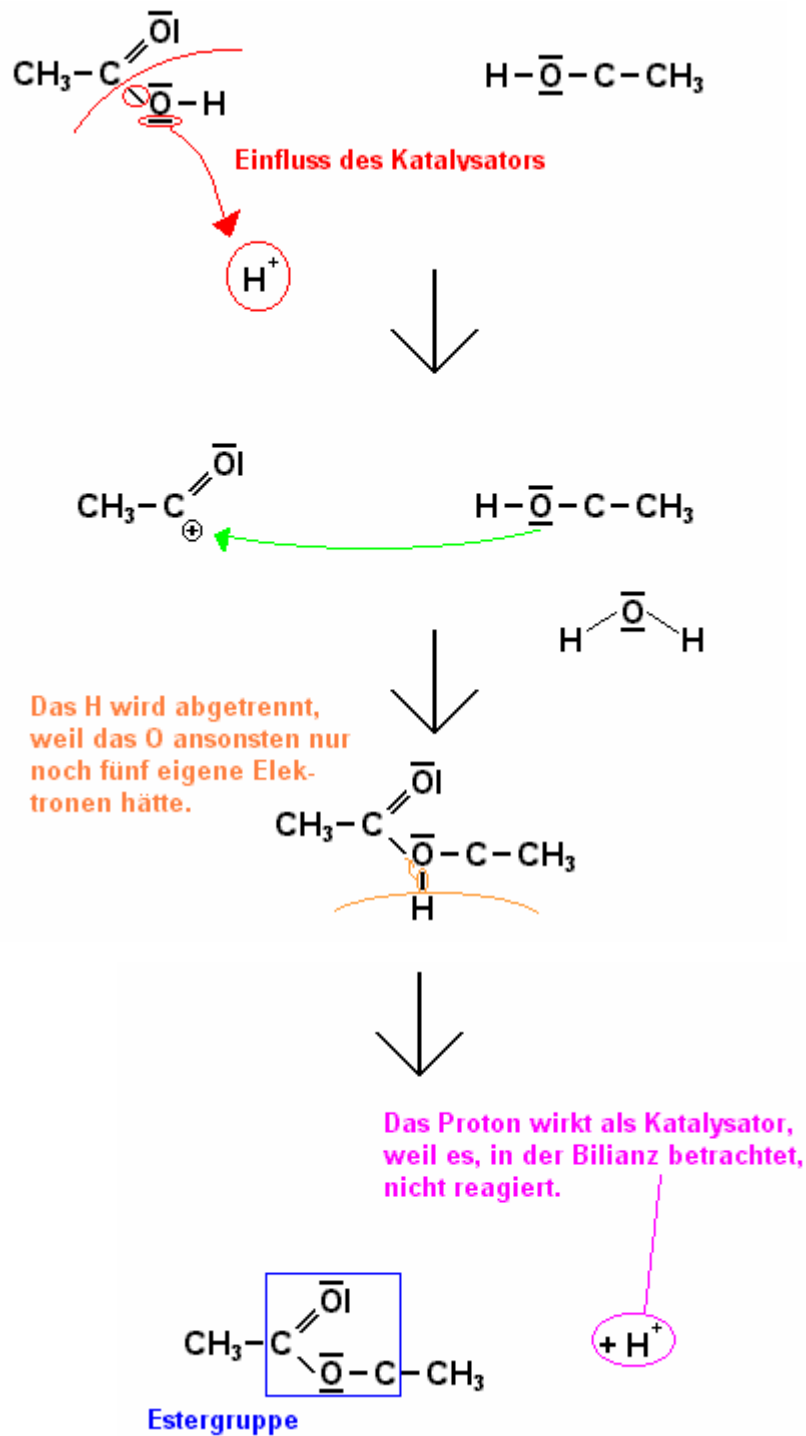
Beobachtung:

Nach Zugabe von H_2SO_4 erwärmt sich das Gemisch. Nach dem Erhitzen liegt ein Stoff vor, der nach Uhu-Kleber riecht.

Erklärung:

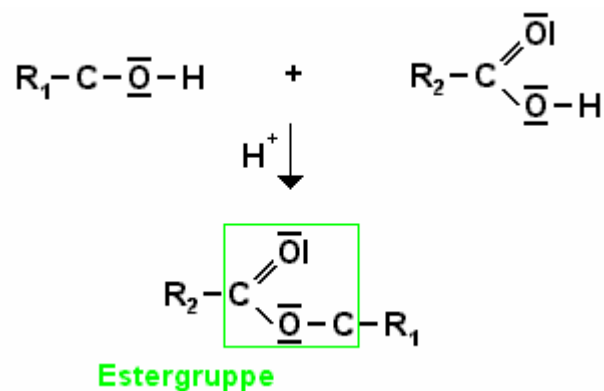


Reagiert Schwefelsäure mit Wasser, so bildet sich eigentlich das Oxoniumion H_3O^+ . In diesem Fall läuft aber die Gesamtreaktion so schnell ab, dass das H^+ , das abgespalten wird, sofort als Katalysator weiterreagiert.



Der entstandene Stoff heißt **Essigsäureethylester**.

allgemein gilt:

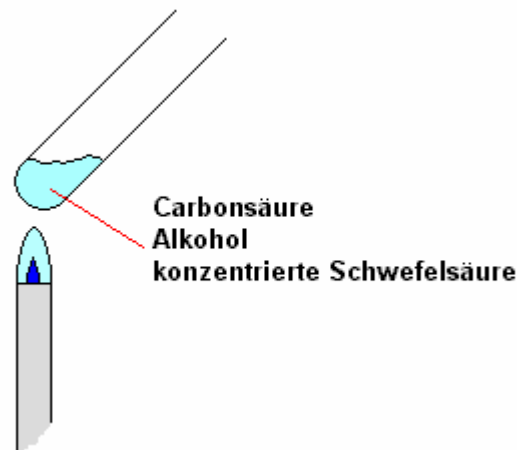


Versuche zur Reaktion von Alkoholen und Carbonsäuren

Versuch:

Butansäure (Buttersäure), Pentansäure (Valeriansäure), Propansäure (Propionsäure), Butanol, Ethanol, Pentanol, Wasser, Schwefelsäure (H_2SO_4)

Reagenzglas, Bunsenbrenner, Becherglas

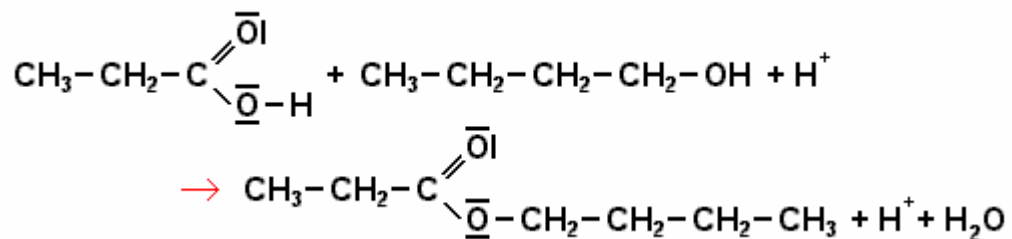


Beobachtung:

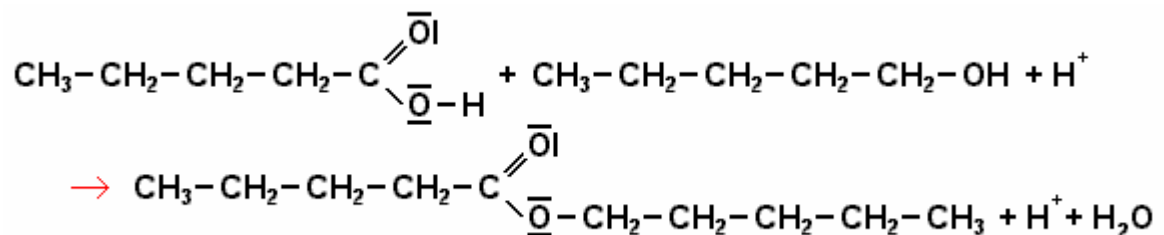
Bei den Versuchen bilden sich tw. übelriechende Ester. Gießt man das Reaktionsprodukt in ein Becherglas mit Wasser, so bilden sich zwei Phasen aus: Reste des Alkohols und der Carbonsäure lösen sich in Wasser auf, der Ester schwimmt oben auf.

Beispiele für Reaktionen:

Propansäure + Butanol:



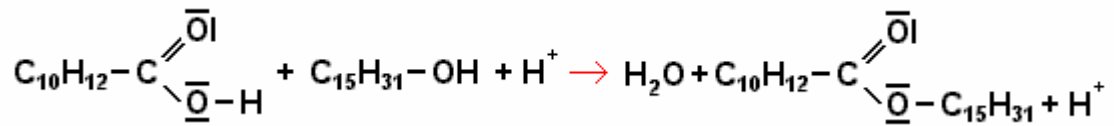
Pentansäure + Pentanol:



Wachse

Wachse sind Ester höherer Carbonsäuren und höherer Alkohole:

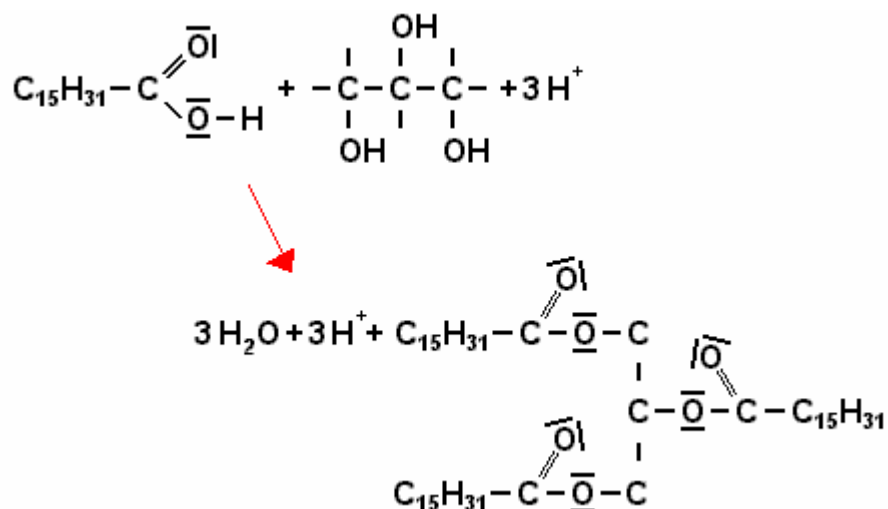
höhere Carbonsäure + höherer Alkohol $\rightarrow$ Wasser + Ester (Wachs)



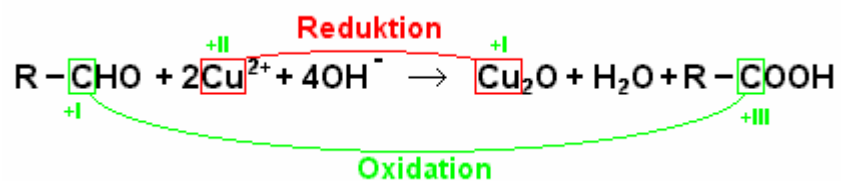
Fette

Ester der höheren Carbonsäure und des Propantriols (Glycerin) nennt man Fette:

höhere Carbonsäure + Propantriol $\rightarrow$ 3 Wasser + Ester (Fett)



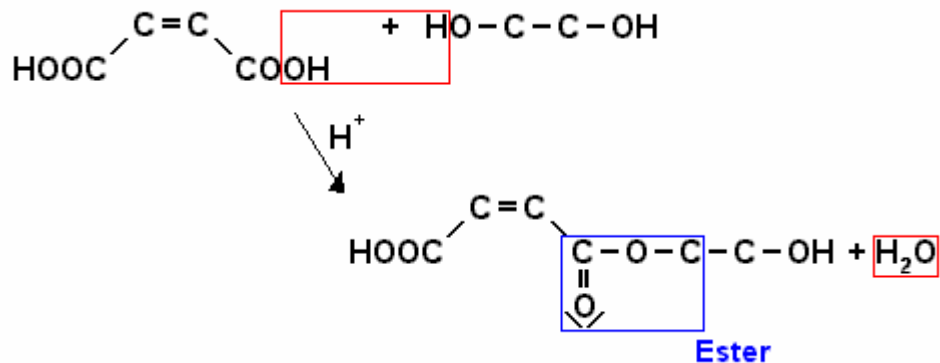
Nachweis von Aldehyden in Fehlig'scher Lösung



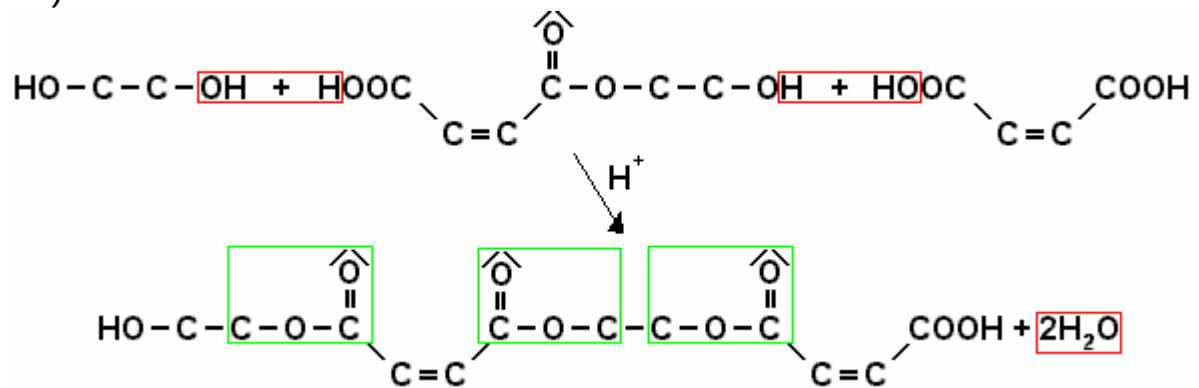
Polyester

Maleinsäure + 1,2-Ethandiol $\rightarrow$ (unter Einwirkung von H_2SO_4) ...

1.)



2.)



Es entsteht ein Polyester. ($\rightarrow$ Makromolekül)

Polyester:

Reagieren bifunktionelle Carbonsäuren mit bifunktionellen Alkoholen, bilden sich unter Wasserabspaltung Makromoleküle, die Polyester.

Duftstoffe

Definition Duftstoff:

Duftstoffe sind diejenigen Riechstoffe, die beim Menschen ein angenehmes Geruchsempfinden auslösen.

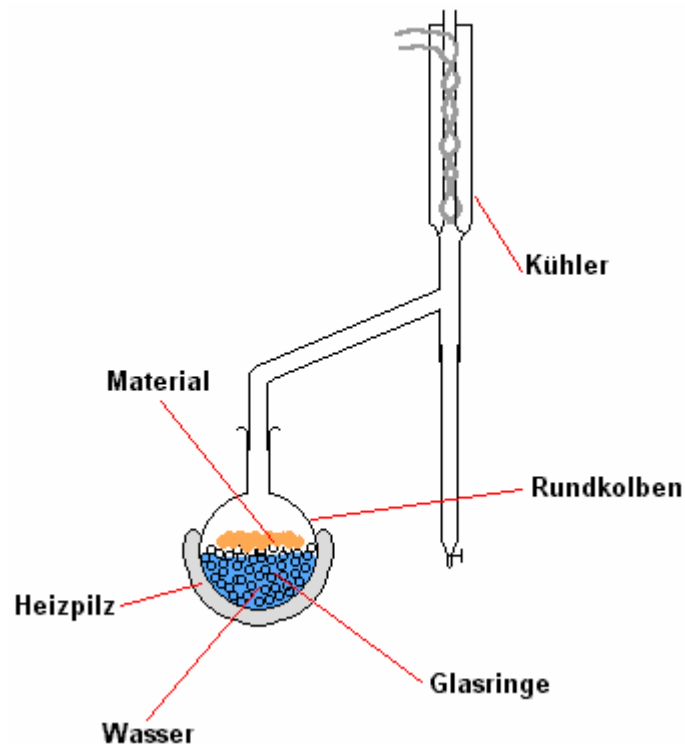
Definition Riechstoff:

Der Begriff Riechstoff ist eine Sammelbezeichnung für solche Stoffe, welche durch Geruch wahrnehmbar sind.

Versuch zur Wasserdampfdestillation:

Ziel der Destillation ist die Herauslösung (Extraktion) der ätherischen Öle mithilfe des Wasserdampfes.

Skizze:



Ablauf der Destillation:

Der Wasserdampf des erhitzten Wassers löst die Riechstoffe aus dem Material (z.B. Zimt) und trägt sie somit über das Rohr in Richtung Kühler. Dieser, mit kaltem Wasser gefüllt, bewirkt, dass der Dampf kondensiert und nach unten fällt. Hiernach liegt eine nach Zimt duftende Flüssigkeit vor.

Chemisches Gleichgewicht

Kohlensäure und Carbonate

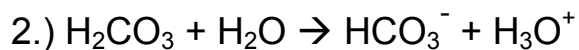
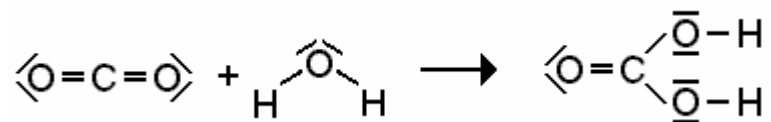
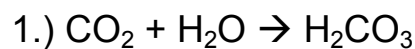
Experiment 1:

Gasförmiges CO_2 wird in ein Reagenzglas mit Wasser und BTB (Bromthymolblau) eingeleitet. Das Reagenzglas wird daraufhin erhitzt.

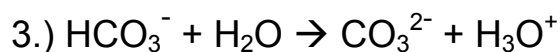
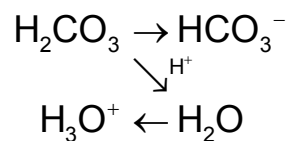
Beobachtung:

Man kann einen Farbumschlag von blau nach gelb beobachten.

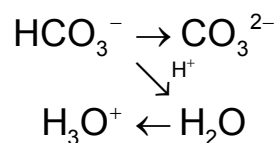
Teilreaktionen:



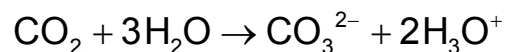
→ Diagonalverfahren:



→ Diagonalverfahren:



Gesamtreaktion:



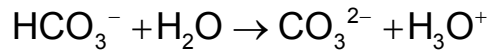
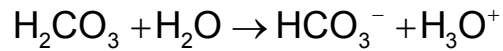
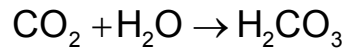
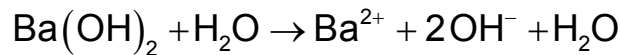
Experiment 2:

Gasförmiges CO_2 wird in ein Reagenzglas mit Barytwasser (in Wasser gelöstes $\text{Ba}(\text{OH})_2$) gegossen.

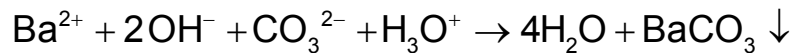
Beobachtung:

Es bildet sich ein weißer Niederschlag.

Teilreaktionen:



Gesamtgleichung:



pH-Werte und Stoffmengenkonzentration

$c(\text{H}_3\text{O}^+)$ [in mol/l]	als Zehner- potenz	pH-Wert	$c(\text{H}_3\text{O}^+)$	als Zehner- potenz	pH-Wert
1	10^0	0	0,00000001	10^{-8}	8
0,1	10^{-1}	1	0,000000001	10^{-9}	9
0,001	10^{-2}	2	0,0000000001	10^{-10}	10
0,0001	10^{-3}	3	0,00000000001	10^{-11}	11
0,00001	10^{-4}	4	0,000000000001	10^{-12}	12
0,000001	10^{-5}	5	0,0000000000001	10^{-13}	13
0,0000001	10^{-6}	6	0,00000000000001	10^{-14}	14
0,00000001	10^{-7}	7	0,000000000000001	10^{-15}	15

Es herrscht folgende mathematische Beziehung zwischen pH-Wert und der Stoffmengenkonzentration von H_3O^+ -Ionen:

$$\text{pH}(x) = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

Die Formel zur Berechnung der Stoffmengenkonzentration $c(x)$ ist:

$$c(x) = \frac{n(x)}{V(\text{Lösung})}$$

Kohlensäure und ihre Salze

1. Experiment:

Mineralwasser, Bromthymolblau, verdünnte Natronlauge

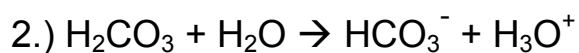
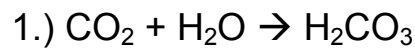
Reagenzglas, Bürette

In ein Reagenzglas werden 5 ml Mineralwasser und einige Tropfen BTB gegeben. Dann lässt man langsam Natronlauge aus der Bürette fließen.

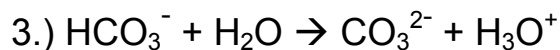
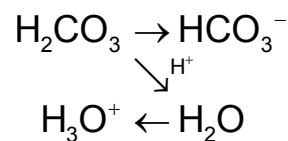
Beobachtung:

Wird BTB zur Kohlensäure gegeben, so färbt sich die Lösung gelb, kommt dann die Natronlauge hinzu, verfärbt sich die Lösung von gelb nach blau.

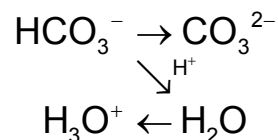
Teilreaktionsgleichungen:



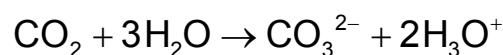
→ Diagonalverfahren:



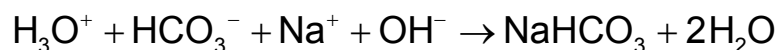
→ Diagonalverfahren:



Gesamtreaktion:



Reaktion mit Natronlauge:



Es ist Natriumhydrogencarbonat (auch Natron genannt) entstanden.

2. Experiment:

Mineralwasser, Bromthymolblau

Becherglas, Bunsenbrenner

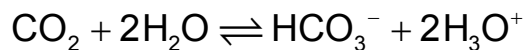
20 ml Mineralwasser werden im Becherglas mit BTB versetzt und bis zum Sieden erhitzt.

Beobachtung:

Es ist nach einiger Zeit ein Farbumschlag von gelb nach blau und, ein bisschen später, auch ein Rückfarbumschlag von blau nach gelb zu beobachten.

Erklärung:

Die Reaktion von Kohlenstoffdioxid und Wasser ist eine umkehrbare Reaktion, d.h. es gibt eine Hin- und Rückreaktion:



3. Experiment:

Versuchsaufbau und -ablauf:

Wasser, Phenolphthalein, Soda (Natriumcarbonat)

Reagenzglas, Spatel

In ein Reagenzglas mit 2 ml Wasser und einigen Tropfen PPT wird eine Spatelspitze Soda hinzugegeben.

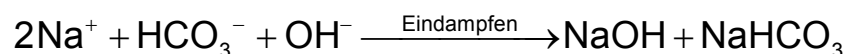
Beobachtung:

Nachdem Soda hinzugegeben worden ist, verfärbt sich die Lösung von farblos nach pink.

Erklärung:

Da ein Farbumschlag zu beobachten ist, sind Hydroxidionen vorhanden.

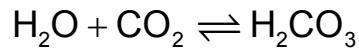
Reaktionen:



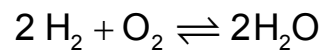
Chemisches Gleichgewicht

Beispiele für umkehrbare Reaktionen

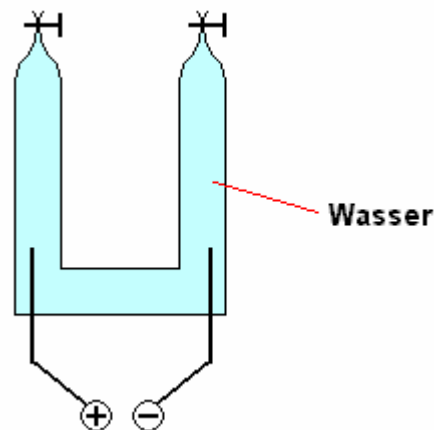
1. Beispiel:



2. Beispiel:



Versuch a):

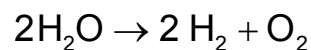


Beobachtung:

An den Elektroden bilden sich die Gase Sauerstoff und Wasserstoff im Verhältnis 2: 1.

Deutung:

Wasser leitet Strom unter Eigenzersetzung:



Versuch b):

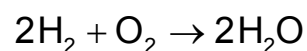
Eine Knallgasprobe wird durchgeführt.

Beobachtung:

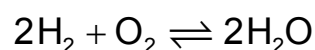
Das Wasserstoff-Sauerstoff-Gemisch explodiert bei Entzündung.

Deutung:

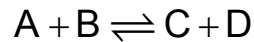
Wasserstoff und Sauerstoff sind zu endotherm zu Wasser reagiert:



→ Aus den beiden Versuchen folgt, dass die Reaktion umkehrbar ist:



Es gibt prinzipiell für alle chemischen Reaktionen die dazugehörige Rückreaktion:



Vorraussetzung:

Die Reaktionen finden in einem *geschlossenen* System statt.

Experimente zur Simulation der Hin- und Rückreaktion

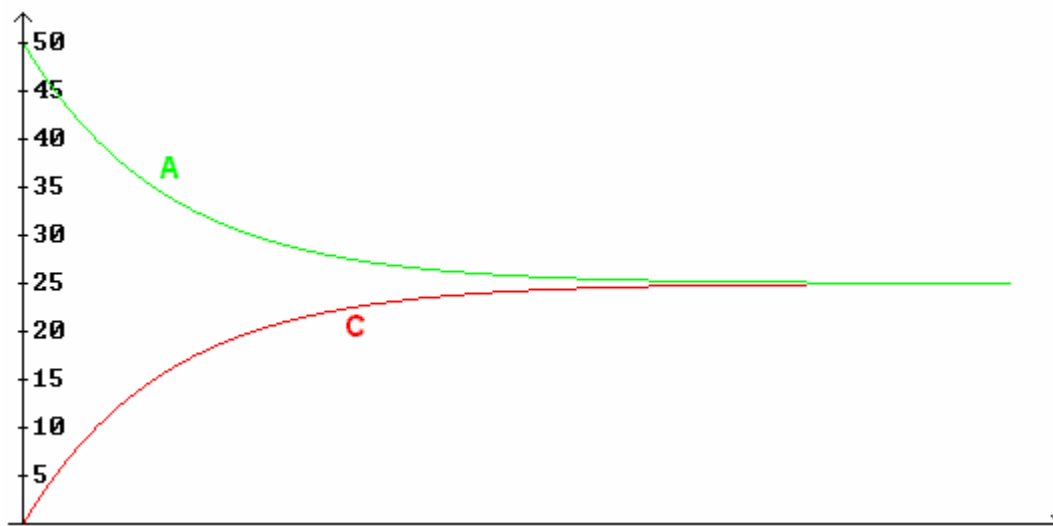
Es gibt drei verschiedene Möglichkeiten der Hin- und Rückreaktion:

- 1.) Hin- und Rückreaktion sind immer möglich.
- 2.) Die Hinreaktion ist immer möglich, aber die Rückreaktion nicht immer.
- 3.) Die Hinreaktion ist nicht immer möglich, die Rückreaktion aber.

Zur Simulation werden 50 Murmeln je Stoff benutzt, d.h. 50 Murmeln für A, 50 für B, Anfangs sind jeweils 50 Murmeln der Stoffe A und B im Glas. Nun werden mit geschlossenen Augen zwei Murmeln gezogen. Sind sie ein Paar (entweder A + B, später auch C + D), so werden sie rausgenommen und durch das andere Paar (C + D oder A + B) ausgetauscht. Somit hat eine Hin- bzw. Rückreaktion stattgefunden. Alle anderen Kombinationen müssen wieder ins Glas zurückgeschmissen werden. Es wird insgesamt 250 mal gezogen und das jeweilig Ergebnis notiert. Liegt eine Einschränkung vor, (entweder in der Hin- oder der Rückreaktionsfähigkeit) so muss vor jeder Hin- bzw. Rückreaktion eine Münze geworfen werden.

Ergebnisse:

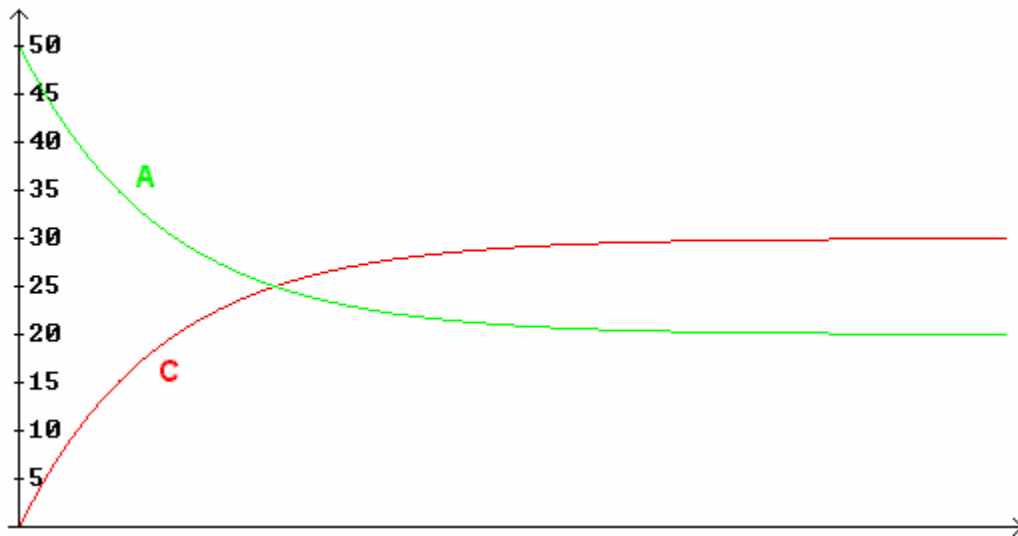
Versuch 1: A + B: 25 C + D: 25



Versuch 2:

$A + B: 20$

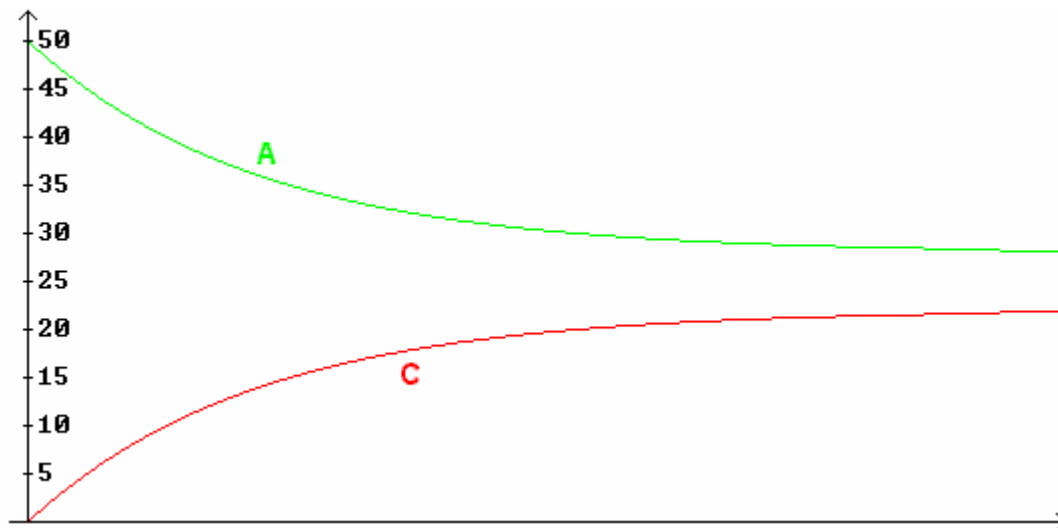
$C + D: 30$



Versuch 3:

$A + B: 28$

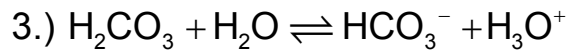
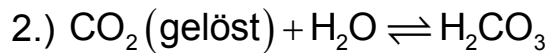
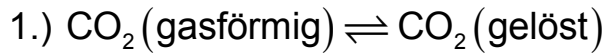
$C + D: 22$



Das chemische Gleichgewicht, das sich bei den drei Experimenten einstellt ist ein dynamisches Gleichgewicht, d.h. es kann pendeln oder beeinflusst werden.

Beeinflussung des chemischen Gleichgewichts

Das chemische Gleichgewicht am Beispiel von CO₂/Kohlensäure:



Möglichkeit der Beeinflussung:

- Erhöhung/Erniedrigung des Drucks
- Veränderung der Temperatur
- Konzentrationsveränderung

1.) Beeinflussung durch Veränderung des Drucks:

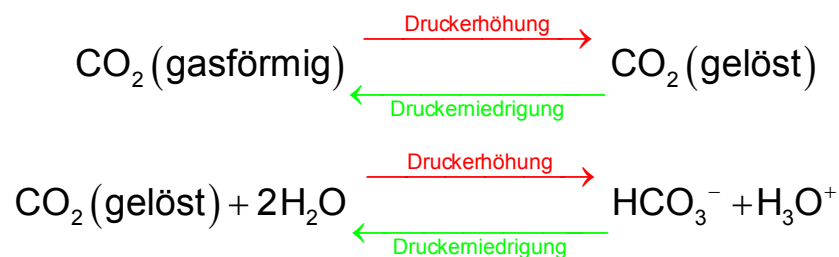
Versuch:

Mineralwasser mit Indikator versetzt wird zuerst höherem Druck und dann Unterdruck ausgesetzt.

Beobachtung:

Der Indikator verfärbt sich in beiden Fällen. Bei Druckerhöhung zeigt er eine saurere, bei Druckerniedrigung eine wenig saurere Lösung an.

Erklärung:



2.) Beeinflussung durch Temperaturveränderung:

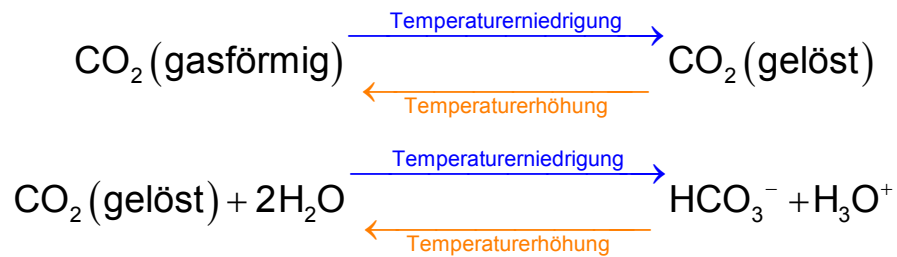
Versuch:

Mineralwasser wird dem Bunsenbrenner erhitzt. Vor und nach dem Erhitzen wird mit Indikatorpapier der pH-Wert gemessen.

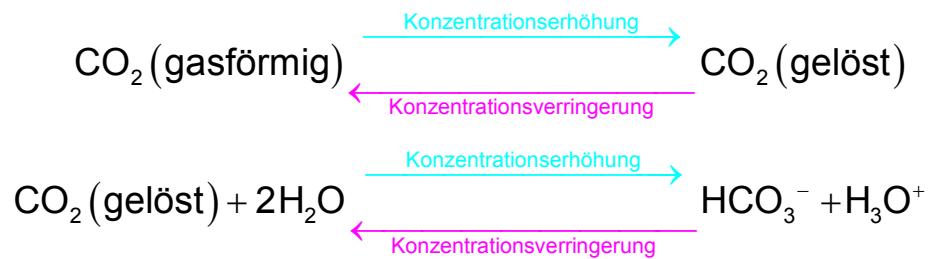
Beobachtung:

Der Indikator verändert geringfügig seine Farbe. (pH 4,5 → pH 5,0)

Erklärung:



3.) Beeinflussung durch Konzentrationsveränderung:



Im Falle des Kohlensäuregleichgewichts, muss man die Oxoniumionenkonzentration verändern. (z.B. durch Zugabe von Natronlauge oder Zitronensäure)

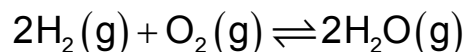
Das Prinzip von Le Chatelier (1884)

Übt man auf ein chemisches System, das sich im Gleichgewicht befindet, einen Zwang durch Zufuhr oder Entzug von Wärme, durch Erhöhung oder Erniedrigung des Drucks oder Veränderung der Konzentration aus, so verschiebt sich das Gleichgewicht in die Richtung, in der Folgen des Zwanges verringert werden.

auch: Prinzip des kleinsten Zwangs

Le Chatelier - Anwendungen

Beispiel:

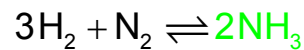


Beeinflussung des Gleichgewichts durch:

- Druck (Molvolumen: 22,4 l/mol bei Standardbedingungen)

Durch Druckerhöhung verschiebt sich das Gleichgewicht bei Gasreaktionen in die Richtung, in der die Teilchen den geringeren Platz einnehmen/das kleinere Volumen haben.

Beispiel 2: Ammoniakgleichgewicht



Druckerhöhung:

Gleichgewicht verschiebt sich nach rechts, weil dort die „Folgen des Zwanges“ **geringer** sind als links. (Das Volumen ist auf der rechten Seite kleiner als auf der linken.)

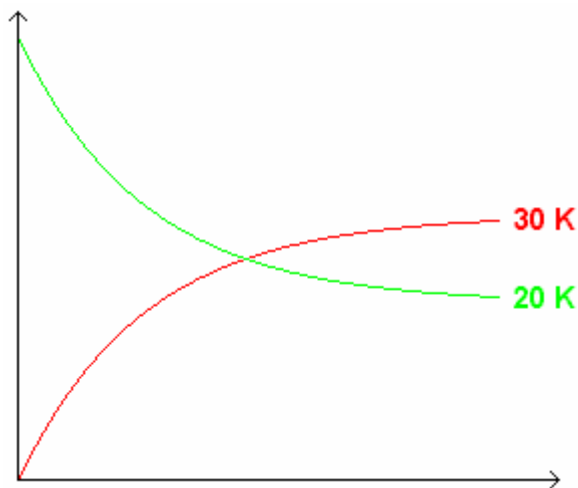
Reaktionsbedingungen: 300 bar und 450°C

Massenwirkungsgesetz

Aus der allgemeinen Reaktionsgleichung: $a\text{A} + b\text{B} \rightleftharpoons c\text{C} + d\text{D}$ kann man folgendes Verhältnis bilden:

$$K = \frac{c(\text{C})^c \cdot c(\text{D})^d}{c(\text{A})^a \cdot c(\text{B})^b} \quad \begin{array}{l} \text{Produkte} \\ \text{Edukte} \end{array} \quad (\text{K wird Gleichgewichtskonstante genannt})$$

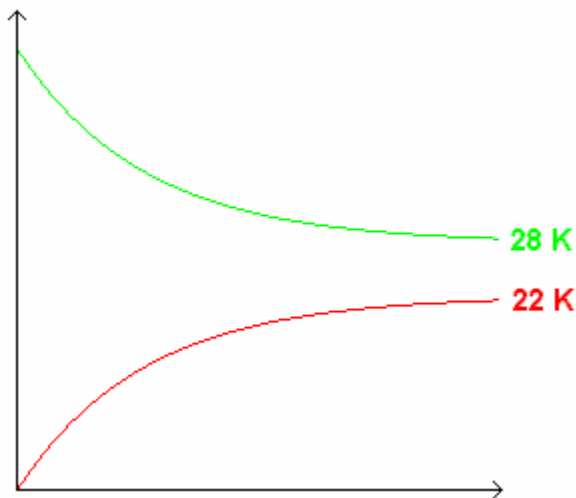
1. Beispiel:



(1 Kugel $\rightarrow 0,02 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$)

$$K = \frac{30 \cdot 0,02 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 30 \cdot 0,02 \frac{\text{mol}}{\text{l}}}{20 \cdot 0,02 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 20 \cdot 0,02 \frac{\text{mol}}{\text{l}}}$$
$$K = \frac{0,6 \cdot 0,6}{0,4 \cdot 0,4} = \frac{0,36}{0,16} = 2,25$$

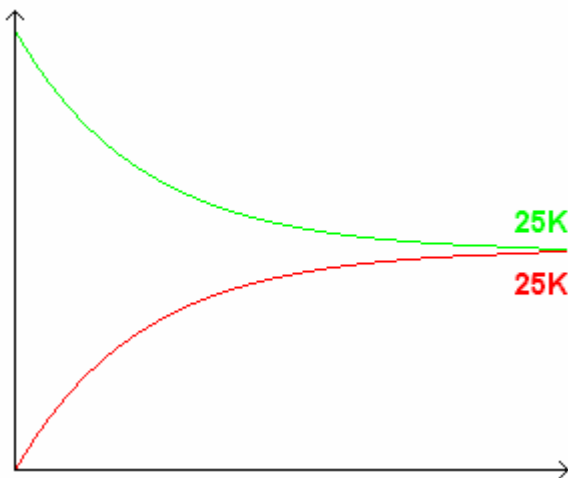
2. Beispiel:



(1 Kugel $\rightarrow 0,02 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$)

$$K = \frac{22 \cdot 0,02 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 22 \cdot 0,02 \frac{\text{mol}}{\text{l}}}{28 \cdot 0,02 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 28 \cdot 0,02 \frac{\text{mol}}{\text{l}}}$$
$$K = \frac{0,22 \cdot 0,22}{0,28 \cdot 0,28} \approx 0,6$$

3. Beispiel:



(1 Kugel $\rightarrow 0,02 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$)

$$K = \frac{25 \cdot 0,02 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 25 \cdot 0,02 \frac{\text{mol}}{\text{l}}}{25 \cdot 0,02 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 25 \cdot 0,02 \frac{\text{mol}}{\text{l}}}$$
$$K = \frac{0,5 \cdot 0,5}{0,5 \cdot 0,5} = 1$$

Ist der Wert für K gleich eins, so liegt ein absolutes Gleichgewicht zwischen den Edukten und Produkten vor, d.h. sie liegen in gleichen Mengen nebeneinander vor. Ist K kleiner als 1, so liegen mehr Edukte als Produkte nebeneinander vor; ist K größer als 1, so überwiegen die Produkte.

Die Einheit von K kann verschieden sein, es kommt immer darauf an, welche Stoffe miteinander reagieren und wie viel der Stoffe miteinander reagiert.

Säuren und Massenwirkungsgesetz

Auch bei der Reaktion von Säuren liegt ein chemisches Gleichgewicht vor. Jedoch kann man die Gleichgewichtskonstante K bei Säurereaktionen geringfügig verändern (am Beispiel der Essigsäure):

$$K = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{CH}_3\text{COO}^-)}{c(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}$$

Da die Konzentration von Wasser in einer wässrigen Lösung konstant ist ($\approx 55,6 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$), kann man den Term $c(\text{H}_2\text{O})$ auf die Seite der Gleichgewichtskonstante bringen und mit in sie einbeziehen. Es entsteht die Säurekonstante K_s :

$$\begin{aligned} K &= \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{CH}_3\text{COO}^-)}{c(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})} \\ K \cdot c(\text{H}_2\text{O}) &= \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{CH}_3\text{COO}^-)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})} \\ K_s &= \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{CH}_3\text{COO}^-)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})} \end{aligned}$$

Die Säurekonstante K_s bzw. der $\text{p}K_s$ -Wert einer Säure geben an, wie stark die Säure ist. Ist der K_s -Wert größer als 1, so ist der $\text{p}K_s$ -Wert der Säure kleiner als 0, so ist die Säure stark.

allgemeine Formel zur Berechnung der Konstante K_s für die Säure mit der Formel AH :

$$\begin{aligned} K &= \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{AH}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})} \\ K \cdot c(\text{H}_2\text{O}) &= \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{AH})} \end{aligned}$$

$$K_s = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{AH})}$$

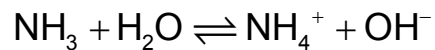
Berechnung des $\text{p}K_s$ -Wertes:

$$\text{p}K_s = -\log K_s$$

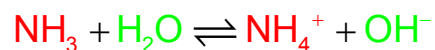
Der tabellierte $\text{p}K_s$ -Wert für Essigsäure ist: 4,78

Konjugierte Säure-Base-Paare

Reagiert z.B. Ammoniak mit Wasser, so ist nach der Bronsted'schen Definition für Säuren und Basen das Ammoniakteilchen die Base, da es Protonen aufnimmt. Das Wassermolekül ist die Säure.

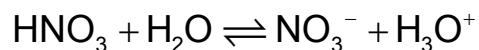


Nach der Reaktion ist das Ammoniumion (NH_4^+) die Säure und das Hydroxidion die Base der Rückreaktion. Somit sind NH_3 und NH_4^+ ein konjugiertes Säure-Base-Paar. Gleiches gilt für H_2O und das Oxoniumion:

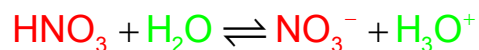


Base 1 → Säure 1 Säure 2 → Base 2

Reagiert nun z.B. Salpetersäure mit Wasser, so ist die Salpetersäure, wie schon der Name sagt, die Säure und das Wasser die Base.



Nach der Reaktion ist das Nitration (NO_3^-) die Base und das Oxoniumion die Säure der Rückreaktion. Salpetersäure und das Nitration sind ebenso wie Wasser und das Oxoniumion ein konjugiertes Säure-Base-Paar:



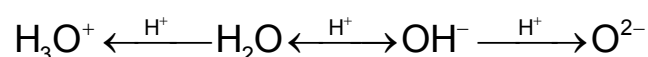
Säure 1 → Base 1 Base 2 → Säure 2

Bronsted'sche Definition für Säuren und Basen:

- 1.) Ein Teilchen, das Protonen abgibt heißt Säure oder Protonendonator.
- 2.) Ein Teilchen, das Protonen aufnimmt heißt Base oder Protonenakzeptor.

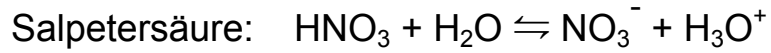
Ampholyt:

Ein Ampholyt ist ein Stoff, der je nach Bedingung die Funktion einer Säure oder die einer Base wahrnehmen kann. Wasser oder das Hydroxidion sind z.B. ein Ampholyt, weil sowohl ein Proton abgeben, als auch eines aufnehmen können:

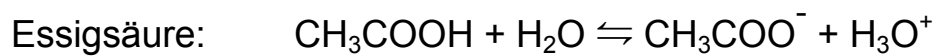
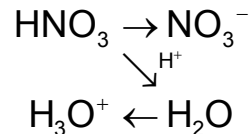


Mehrprotonige Säuren

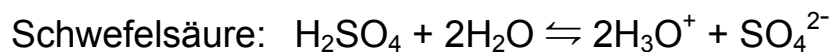
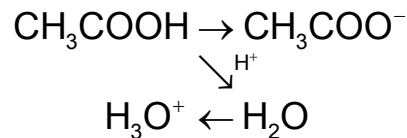
Es gibt neben den Säuren, die nur ein Proton abgeben auch Säuren, die zwei oder mehr Protonen abgeben, bevor sie ihr Endstadium erreicht haben. Ein- und zweiprotonige Säuren im Vergleich:



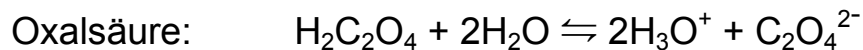
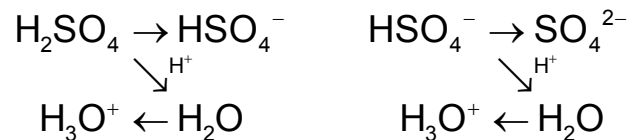
→ Diagonalverfahren:



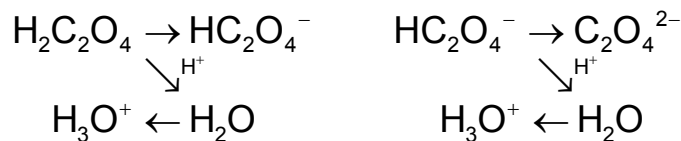
→ Diagonalverfahren:



→ Diagonalverfahren:



→ Diagonalverfahren:



Zweiprotonige Säuren reagieren zweimal hintereinander, wobei das erste Produkt ein Ampholyt ist. n-protonige Säuren reagieren n-mal bis sie ihr Endstadium erreicht haben.

Protolysegrad

Der Protolysegrad α ist der Quotient aus der Konzentration des Säurerestions und der Ausgangskonzentration der Säure. Um die Konzentration des Säurerestions zu errechnen, geht man wie folgt vor:

$$K_s = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)}{c(\text{AH})}$$

Bezeichnet man die Konzentration an Oxoniumionen als x , so ist die Konzentration an Säurerestionen ebenfalls x , weil die von den Oxoniumionen beinhalteten 3. Protonen von der Säure kommen. Die neue Konzentration der Säure ist die Differenz der Ausgangskonzentration und x .

$$K_s = \frac{x \cdot x}{c(\text{AH}) - x}$$

$$K_s = \frac{x^2}{c(\text{AH}) - x}$$

$$K_s (c(\text{AH}) - x) = x^2$$

$$x^2 + K_s x - c(\text{AH}) \cdot K_s = 0$$

$$x_{1,2} = -\frac{K_s}{2} \pm \sqrt{\frac{K_s^2}{4} + c(\text{AH}) \cdot K_s}$$

Da x_2 immer kleiner als 0 ist, wird dieser Wert nicht berücksichtigt. x_1 ist der Zahlenwert der Konzentration der H_3O^+ - sowie Säurerestionen.

Will man nun den Protolysegrad der Säure berechnen, so muss man den oben errechneten Term in den Quotienten einsetzen:

$$\alpha = \frac{c(\text{A}^-)}{c_0(\text{AH})}$$

$$\alpha = \frac{-\frac{K_s}{2} + \sqrt{\frac{K_s^2}{4} + c(\text{AH}) \cdot K_s}}{c_0(\text{AH})}$$

Der Protolysegrad gibt an zu wieviel Prozent die entsprechende Säure ihr Proton abgibt.

Protolysegrad einer starken und einer schwachen Säure

1.) Salpetersäure:

→ Ausgangskonzentration $c_0(\text{Säure}) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$

→ tabellarischer K_S -Wert: $10^{1,32} \approx 19,95$

$$K_S = \frac{x \cdot x}{0,1 - x}$$

$$10^{1,32} = \frac{x^2}{0,1 - x}$$

$$x^2 + 10^{1,32}x - 10^{0,32} = 0$$

$$x_{1,2} = -\frac{10^{1,32}}{2} \pm \sqrt{\frac{10^{2,64}}{4} + 10^{0,32}}$$

$$x_1 \approx 0,09953$$

Der reale Wert x_1 wird in die Protolysegradformel eingesetzt:

$$\alpha = \frac{0,09953}{0,1} = 0,9953 \rightarrow \alpha = 99,53\%$$

Die Salpetersäure gibt zu 99,53% ihr Proton an das Wassermolekül ab und ist somit eine starke Säure.

2.) Essigsäure:

→ Ausgangskonzentration $c_0(\text{Säure}) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$

→ tabellarischer K_S -Wert: $10^{-4,76} \approx 0,000017$

$$K_S = \frac{x \cdot x}{0,1 - x}$$

$$10^{-4,76} = \frac{x^2}{0,1 - x}$$

$$x^2 + 10^{-4,76}x - 10^{-5,76} = 0$$

$$x_{1,2} = -\frac{10^{-5,76}}{2} \pm \sqrt{\frac{10^{-4,76}}{4} + 10^{-5,76}}$$

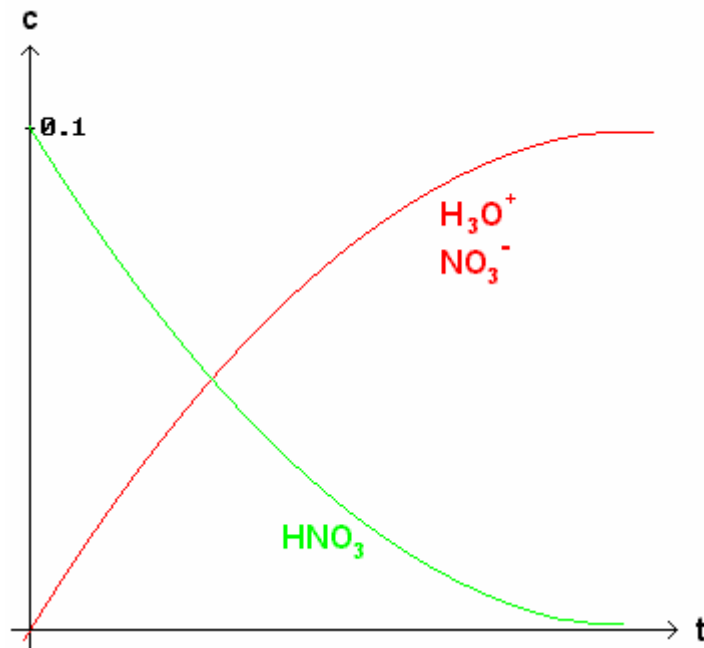
$$x_1 \approx 0,00136$$

Der reale Wert x_1 wird in die Protolysegradformel eingesetzt:

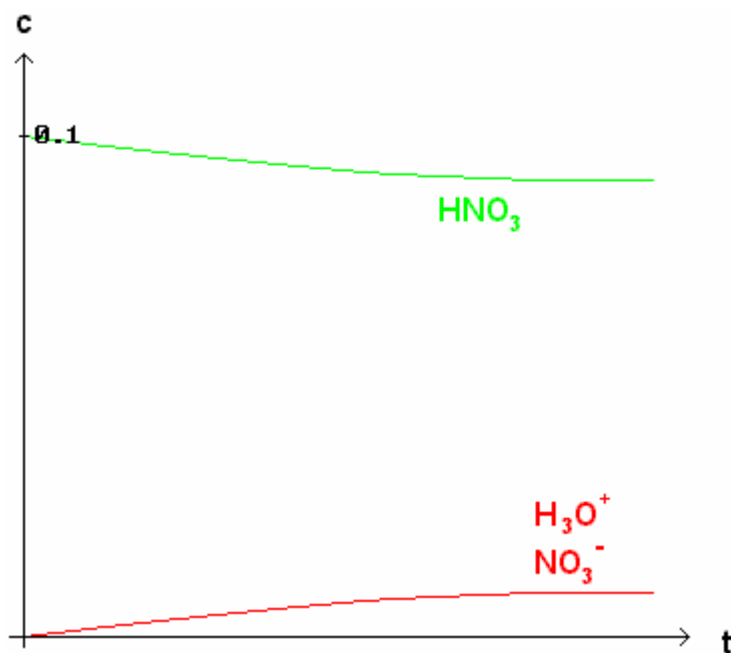
$$\alpha = \frac{0,00136}{0,1} = 0,0136 \rightarrow \alpha = 1,36\%$$

Die Essigsäure gibt zu 1,36% ihr Proton an das Wassermolekül ab und ist somit eine schwache Säure.

→ Ist der K_S -Wert größer als 1 ($K > 1$), liegt also eine starke Säure vor, so ist das Gleichgewicht nach rechts verschoben. Es liegt auf der Seite der Edukte.



→ Ist der K_S -Wert kleiner als 1 ($K < 1$), liegt also eine schwache Säure vor, so ist das Gleichgewicht nach links verschoben. Es liegt auf der Seite der Produkte.



Basen und Massenwirkungsgesetz

Auch bei der Reaktion von Basen liegt ein chemisches Gleichgewicht vor. Jedoch kann man die Gleichgewichtskonstante K bei Basereaktionen geringfügig verändern (am Beispiel des Ammoniaks):

$$K = \frac{c(\text{OH}^-) \cdot c(\text{NH}_4^+)}{c(\text{NH}_3) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}$$

Da die Konzentration von Wasser in einer wässrigen Lösung konstant ist ($\approx 55,6 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$), kann man den Term $c(\text{H}_2\text{O})$ auf die Seite der Gleichgewichtskonstante bringen und mit in sie einbeziehen. Es entsteht die Basenkonstante K_B :

$$\begin{aligned} K &= \frac{c(\text{OH}^-) \cdot c(\text{NH}_4^+)}{c(\text{NH}_3) \cdot c(\text{H}_2\text{O})} \\ K \cdot c(\text{H}_2\text{O}) &= \frac{c(\text{OH}^-) \cdot c(\text{NH}_4^+)}{c(\text{NH}_3)} \\ K_B &= \frac{c(\text{OH}^-) \cdot c(\text{NH}_4^+)}{c(\text{NH}_3)} \end{aligned}$$

Die Basenkonstante K_B bzw. der $\text{p}K_B$ -Wert einer Base geben an, wie stark die Base ist. Je größer der K_B -Wert ist, desto kleiner ist der $\text{p}K_B$ -Wert, desto stärker ist die Base.

allgemeine Formel zur Berechnung der Konstante K_B für die Base mit der Formel B:

$$\begin{aligned} K &= \frac{c(\text{OH}^-) \cdot c(\text{HB}^+)}{c(\text{B}) \cdot c(\text{H}_2\text{O})} \\ K \cdot c(\text{H}_2\text{O}) &= \frac{c(\text{OH}^-) \cdot c(\text{HB}^+)}{c(\text{B})} \end{aligned}$$

$$K_B = \frac{c(\text{OH}^-) \cdot c(\text{HB}^+)}{c(\text{B})}$$

Berechnung des $\text{p}K_B$ -Wertes:

$$\text{p}K_B = -\log K_B$$

Titrationen von starken und schwachen Säuren

I. Starke Säuren (pK_S -Wert < -1,74, inklusive Salpetersäure)

a) Anfangs-pH-Wert

$$1. \text{ Bsp: } c(\text{HCl}) = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \Rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

(Da Salzsäure vollständig protolysiert, ist die Konzentration an H_3O^+ -Ionen gleich der Konzentration der Säure.)

$$\text{pH} = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

$$\text{pH} = -\lg 10^{-1}$$

$$\text{pH} = 1$$

$$2. \text{ Bsp: } c(\text{HCl}) = 0,001 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \Rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,001 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

(Da Salzsäure vollständig protolysiert, ist die Konzentration an H_3O^+ -Ionen gleich der Konzentration der Säure.)

$$\text{pH} = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

$$\text{pH} = -\lg 10^{-3}$$

$$\text{pH} = 3$$

b) Bestimmung des Äquivalenzpunktes

Wegen der Neutralisation: $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ gilt am Äquivalenzpunkt, der Punkt, an dem die Säure neutralisiert ist:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-)$$

Bsp:

100 ml Salzsäure [$c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol} \cdot \ell^{-1}$] wird mit Natronlauge [$c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol} \cdot \ell^{-1}$] titriert.

Am Äquivalenzpunkt gilt:

$$n(\text{HCl}) = n(\text{NaOH})$$

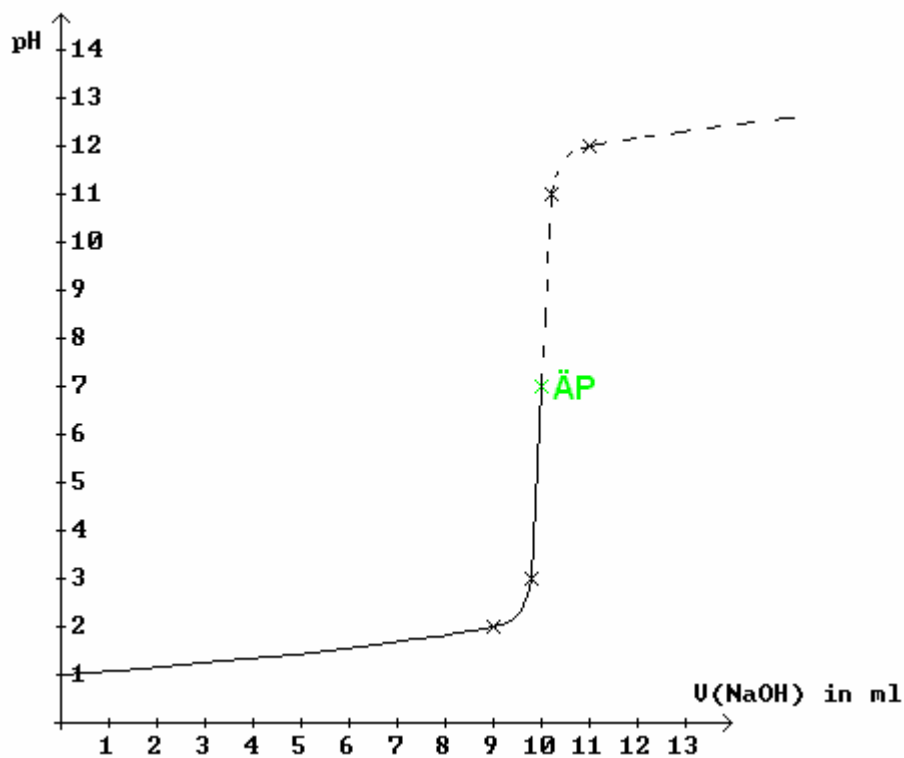
$$V(\text{HCl}) \cdot c(\text{HCl}) = V(\text{NaOH}) \cdot c(\text{NaOH})$$

$$100 \text{ ml} \cdot 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = V(\text{NaOH}) \cdot 1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

$$V(\text{NaOH}) = 100 \text{ ml}$$

c) Kurvenverlauf

Zugabe NaOH V in ml	$n(\text{OH}^-)$ (in mol)	$n(\text{HCl})$ (in mol)	$c(\text{H}_3\text{O}^+)$ (in $\text{mol}\cdot\text{l}^{-1}$)	pH-Wert
0	0	0,01	0,1	1
1	0,001	0,009	0,09	1,05
2	0,002	0,008	0,08	1,1
3	0,003	0,007	0,07	1,15
⋮	⋮	⋮	⋮	⋮
9	0,009	0,001	0,01	2
9,1	0,0091	0,0009	0,009	2,05
⋮	⋮	⋮	⋮	⋮
9,9	0,0099	0,0001	0,001	3
9,99	0,00999	0,00001	0,0001	4



Bei starken Säuren gilt, dass der pH-Wert gleich 7 am ÄP ist.

I. Schache Säuren (pK_s-Wert > -1,74)

a) Anfangs-pH-Wert

Bsp:
$$K_s = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{CH}_3\text{COO}^-)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})} \quad c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

Wegen der Gleichgewichtseinstellung gilt:

$$K_s = \frac{x^2}{0,1 - x} \quad K_s = 10^{-4,76}$$

Die Lösung der quadratischen Gleichung ist:

$$x = 0,00136 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = c(\text{H}_3\text{O}^+) \rightarrow \text{pH} = -\lg 0,00136 = 2,87$$

b) Bestimmung des Äquivalenzpunktes

Die Bestimmung des Äquivalenzpunktes verläuft analog zur Bestimmung des ÄP bei starken Säuren.

c) Kurvenverlauf

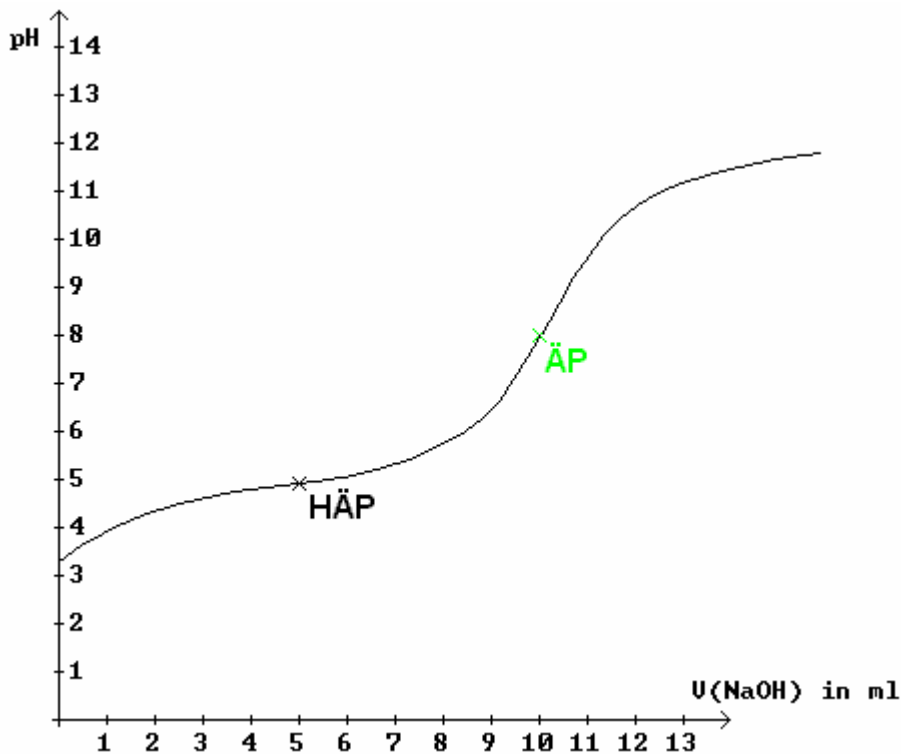
$$K_s = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{CH}_3\text{COO}^-)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})}$$

Nach dem Logarithmieren beider Seiten sieht die Gleichung so aus:

$$\begin{aligned} \lg K_s &= \lg c(\text{H}_3\text{O}^+) + \lg \frac{c(\text{CH}_3\text{COO}^-)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})} \\ -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+) &= -\lg K_s + \lg \frac{c(\text{CH}_3\text{COO}^-)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})} \\ \text{pH} &= \text{p}K_s + \lg \frac{c(\text{CH}_3\text{COO}^-)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})} \end{aligned}$$

Diese Beziehung zwischen pH- und pK_s-Wert wird auch *Henderson-Hasselbalch-Gleichung* genannt:

$$\text{pH} = \text{p}K_s + \lg \frac{c(\text{A}^-)}{c(\text{AH})}$$



Wenn der pH-Wert gleich dem pK_S -Wert ist, so spricht man vom Halb-äquivalenzpunkt (HÄP). Um ihn zu berechnen geht man wie folgt vor:

$$pH = pK_S + \lg \frac{c(\text{CH}_3\text{COO}^-)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})}$$

Da pH- und pK_S -Wert gleich sind, muss der logarithmierte Bruchterm gleich Null sein:

$$\lg \frac{c(\text{CH}_3\text{COO}^-)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})} = 0 \quad | 10^{(\quad)}$$

$$\frac{c(\text{CH}_3\text{COO}^-)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})} = 1$$

Das heißt, dass beide Konzentrationen (die der Säure sowie des Säurerestions) gleich groß sind.

Somit kann man den pK_S -Wert aus dem Graphen ablesen, wenn man den HÄP kennt.

Bei schwachen Säuren ist der pH-Wert am ÄP größer als 7, weil das Säurerestion auch mit dem H_2O reagiert:

