

# Vom Alkohol zum Aromastoff

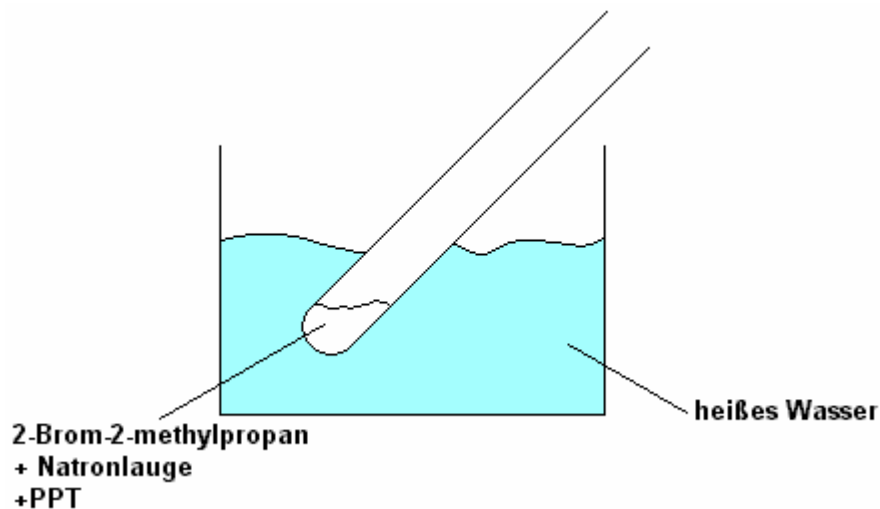
## Herstellung

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.



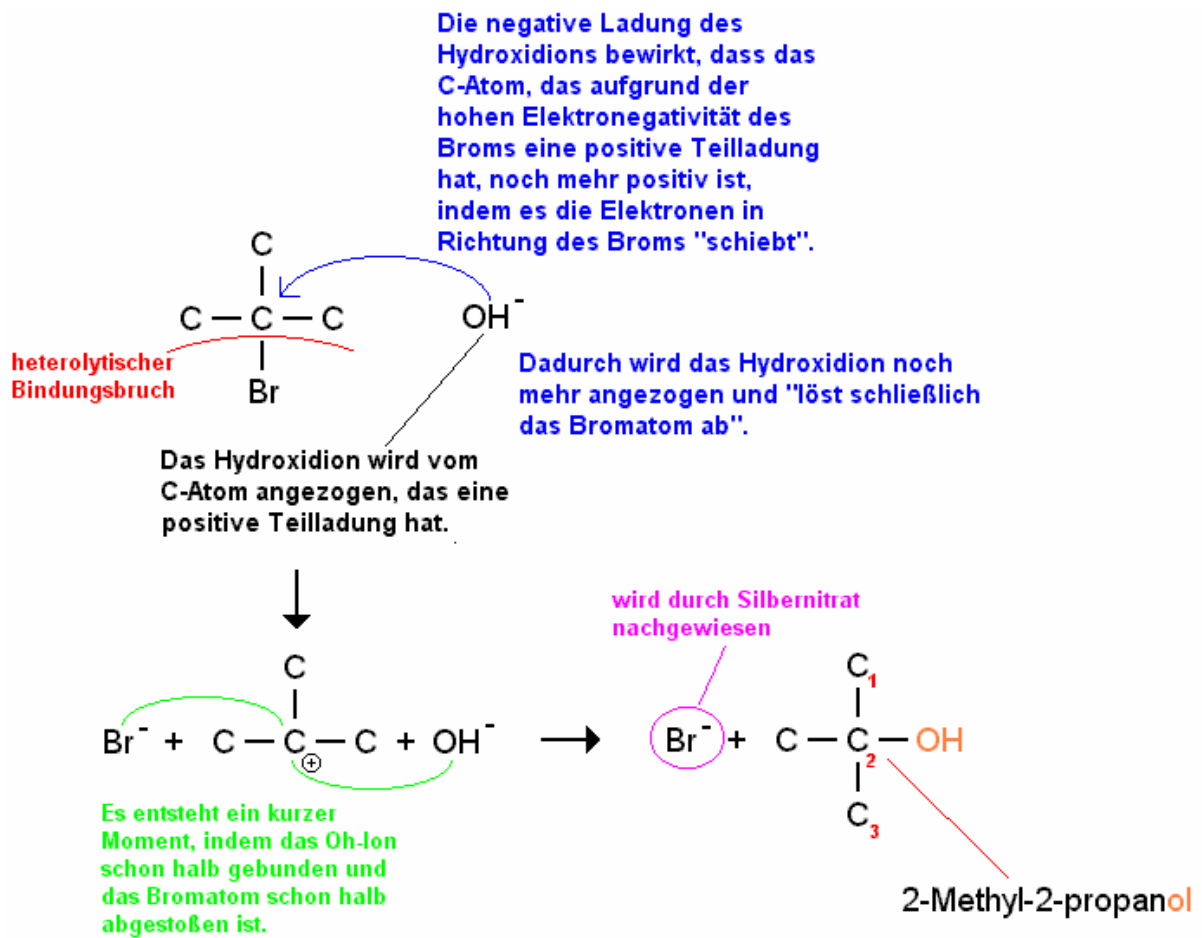
Beobachtungen:

- 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

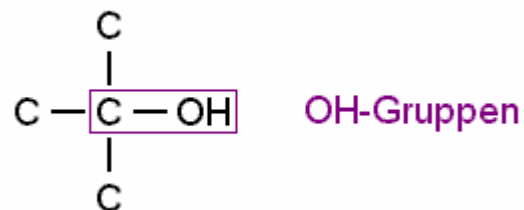
Erklärung:

- 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)

<b>Eigenschaft</b>	<b>Methanol</b>	<b>Ethanol</b>	<b>Aceton</b>
<b>Aggregatzustand</b>	<b>flüssig</b>	<b>flüssig</b>	<b>flüssig</b>
<b>Farbe</b>	<b>farblos</b>	<b>farblos</b>	<b>farblos</b>
<b>Geruch</b>	<b>k.A.</b>	<b>würzig</b>	<b>würzig</b>
<b>Giftig?</b>	<b>sehr giftig</b>	<b>stark giftig</b>	<b>nicht giftig</b>
<b>Brennbar?</b>	<b>ja</b>	<b>leichtentzündlich</b>	<b>ja</b>
<b>Dichte</b>	<b>0,787</b>	<b>0,794</b>	<b>0,789 – 0,791</b>
<b>Siedepunkt</b>	<b>64,5°C</b>	<b>78,32°C</b>	<b>55,5°C – 56,5°C</b>
<b>Schmelzpunkt</b>	<b>-98°C</b>	<b>-114,5°C</b>	<b>-95°C</b>
<b>Löslich in... ?</b>	<b>Wasser, Ethanol, Ether und vielen Mineralsalzen</b>	<b>Wasser, Methanol, Ether, Benzin, Benzol und Chloroform</b>	<b>Wasser und den meisten organischen Lösungen</b>
<b>Viskosität</b>	<b>gering</b>	<b>gering</b>	<b>gering</b>
<b>Flammenfarbe</b>	<b>bläulich</b>	<b>schwach leuchtend und bläulich</b>	<b>k.A.</b>
<b>Verwendung</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Herstellung von Formaldehyd, Ether und Methylanin</li> <li>- Lösungsmittel für Lacke</li> <li>- Treibstoff und Benzinersatz</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Genussmittel (in alkoholischen Getränken)</li> <li>- Lösungsmittel für Fette, Öle, Harze und Duftstoffe</li> <li>- Heizen und Reinigen (Brennspiritus)</li> <li>- Desinfektionsmittel in der Medizin</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Lösungsmittel für Harze, Farben, Lacke, Glucose, Fette, Öle</li> <li>- chemisches Zwischenprodukt</li> </ul>

## 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  $\text{CO}_2$ .

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:

- Hexan und Wasser mischen sich nicht.
- Ethanol und Wasser mischen sich; Ethanol und Hexan bilden eine Emulsion.
- 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.
- Methylenblau löst sich gut in Ethanol, wohingegen das Sudanrot sich schlecht in Ethanol löst und sich eine Suspension bildet

### Erklärung:

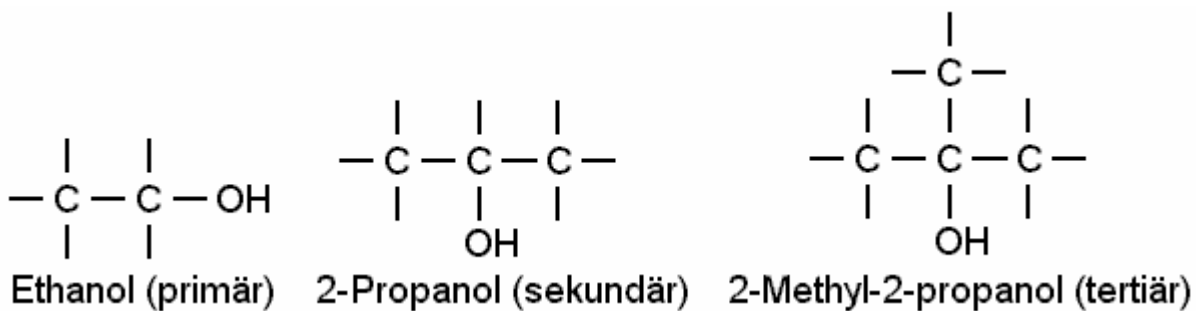
Bei Ethanol liegen sowohl Van-der-Waals-Kräfte, als auch H-Brücken vor, sodass es sich mit Wasser, aber nicht mit Hexan mischen kann.

## Die homologe Reihe der Alkohole (Alkanole)

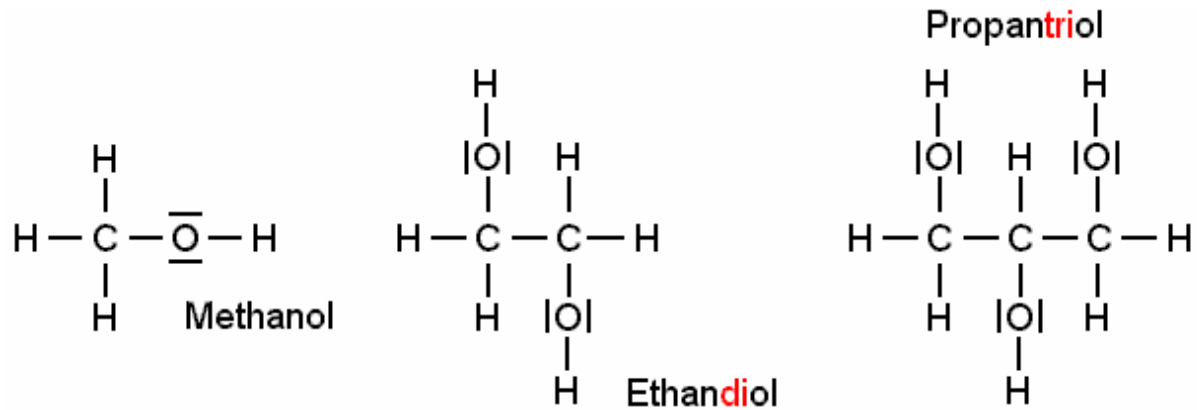
Summenformel	Elektronenstrichformel (→ Halbstrukturformel)	Name	Siedepunkt
$\text{CH}_3\text{OH}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H} - \text{C} - \text{OH} \\   \\ \text{H} \end{array}$	Methanol	64,5°C
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \\ \text{H} - \text{C} - \text{C} - \text{OH} \\   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	Ethanol	78,4°C
$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$	1-Propanol	97°C
$\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$	1-Butanol	118°C
$\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$	1-Pentanol	138°C
$\text{C}_6\text{H}_{12}$	(...)	1-Hexanol	156°C
$\text{C}_7\text{H}_{14}$	(...)	1-Heptanol	176°C
$\text{C}_8\text{H}_{16}$	(...)	1-Octanol	195°C

### Primärer, sekundärer, tertiärer Alkohol?

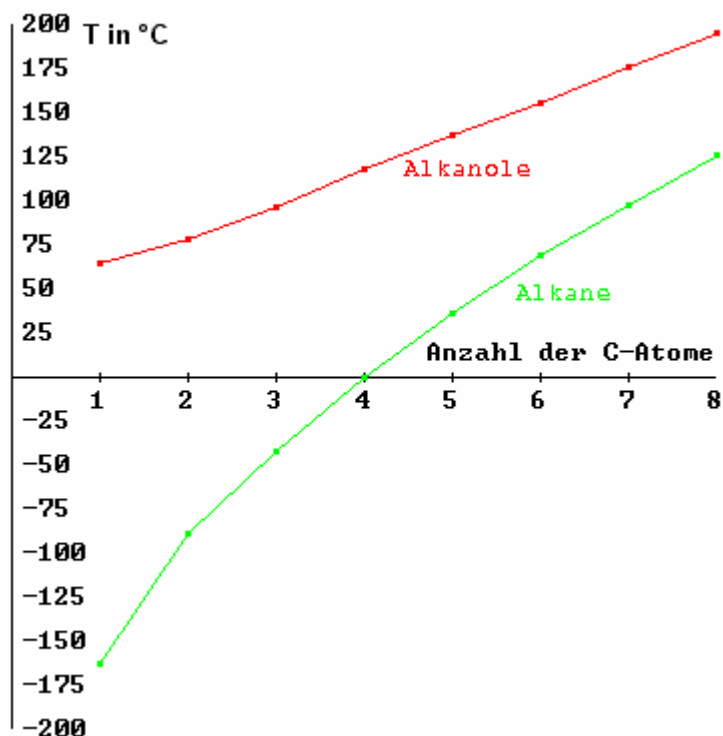
Ob ein Alkohol primär, sekundär oder tertiär ist, hängt von der Anzahl der Alkylgruppen ab, die an dem die Hydroxylgruppe bindenden Kohlenstoffatom sitzen. Trägt dieses Kohlenstoffatom nur eine Alkylgruppe, so liegt ein primärer Alkohol vor. Sind zwei oder drei Alkylgruppen gebunden, so ist der Alkohol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

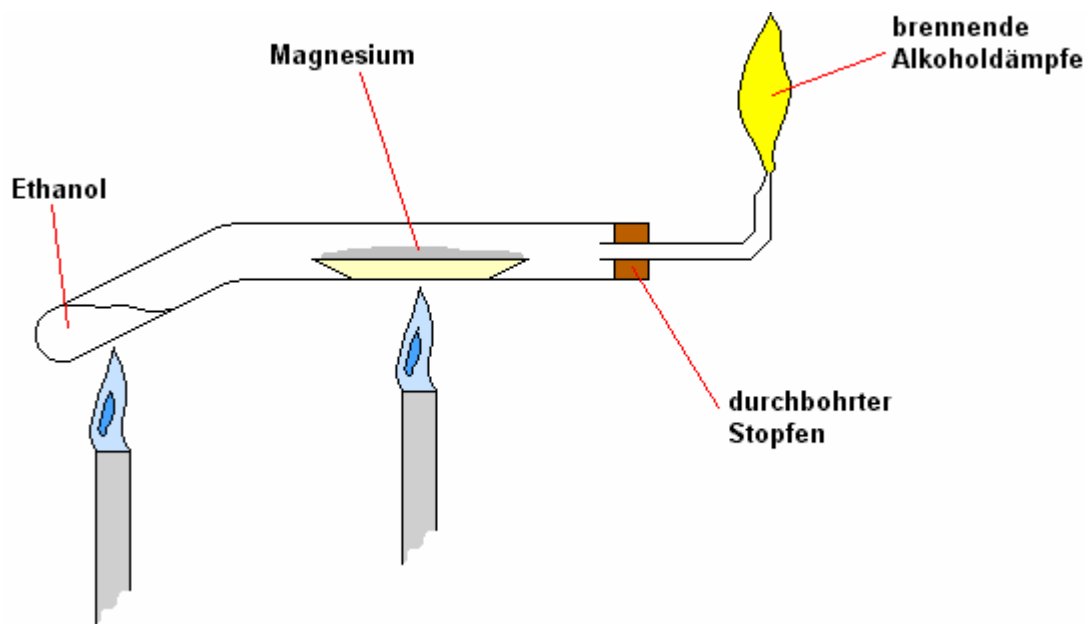
Beobachtungen:

- 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  $\text{CH}_2$ -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 cm<sup>3</sup> 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:

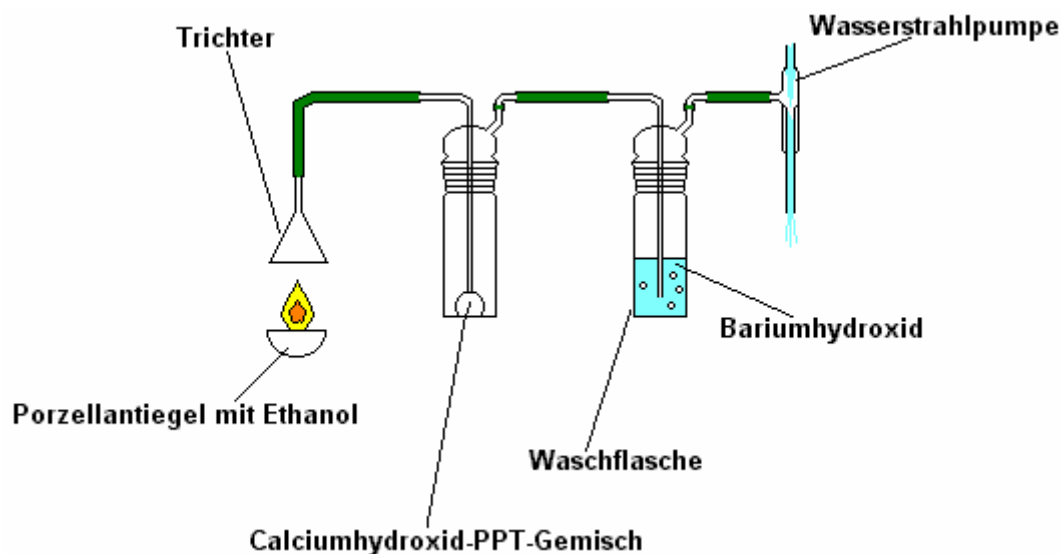
Das Magnesium verbrennt im Alkoholdampf, dabei wird die Flamme an der Düse etwas kleiner. Gleichzeitig ist ein weißer Rauch (Magnesiumoxid) sichtbar. Nach dem Verbrennen des Magnesiums wächst die Flamme wieder auf die ursprüngliche Größe.

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:

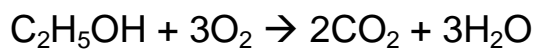
In einem Porzellantiegel wird etwas Ethanol angezündet. Die Verbrennungsgase werden mithilfe einer Wasserstoffpumpe durch ein PPT-Ca(OH)<sub>2</sub>-Gemisch und durch eine Lösung von Bariumhydroxid gezogen.

Beobachtungen:

- Das Ca(OH)<sub>2</sub>-Gemisch färbt sich rosa.
- In der Ba(OH)<sub>2</sub>-Lösung bildet sich ein weißer Niederschlag.

Erklärung:

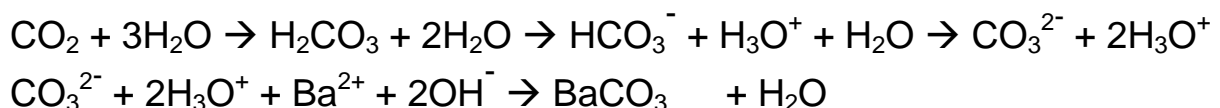
Durch die Verbrennung sind die Bestandteile von Ethanol oxidiert worden und liegen nun getrennt vor, wobei der schon vorhandene Sauerstoff in die Reaktion mit eingegangen ist. Es entstehen Wasserdampf und Kohlenstoffdioxid.



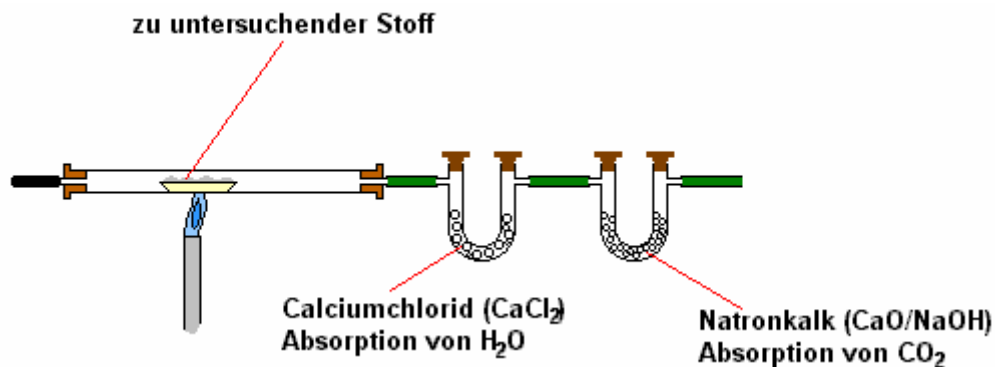
- Das Ca(OH)<sub>2</sub> hat sich in dem Wasserdampf gelöst, der durch es hindurch geleitet wurde. Es bildet sich eine Lauge, deren Hydroxidion das PPT **rosa färbt**.



- Das Ba(OH)<sub>2</sub> (aq) reagiert mit dem CO<sub>2</sub> unter Bildung von BaCO<sub>3</sub> (Bariumcarbonat), das als **weißer Niederschlag** ausfällt.



## Quantitative Analyse zur Bestimmung der Masse von H<sub>2</sub>O und CO<sub>2</sub>



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.

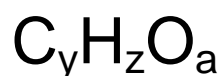
Erklärung:

Das CaCl<sub>2</sub> absorbiert den Wasserdampf und ermöglicht somit dessen Massenbestimmung, die für die Ermittlung der Verhältnisformel wichtig ist. Dasselbe gilt für Natronkalk und CO<sub>2</sub>.

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<sub>2</sub>O und CO<sub>2</sub>, deren Massen durch den vorherigen Versuch bestimmt worden sind. Dann setzt man den Kohlenstoff vom CO<sub>2</sub> 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 unbekanntem 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:

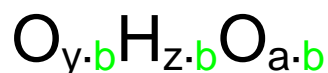
- Die Einheit von  $T$  ist Kelvin, d.h. die gemessene Temperatur muss umgewandelt werden. Formel:  $T = (|t| + 273,15) \cdot K$
- Der Wert für  $R$ , die universelle Gaskonstante, ist  $83,144 \text{ hPa} \cdot \ell \cdot \text{mol}^{-1} \cdot K^{-1}$

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)

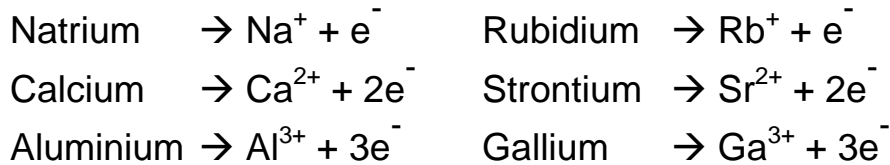
Die Summenformel lautet:



## Redoxreaktionen

### Oxidation

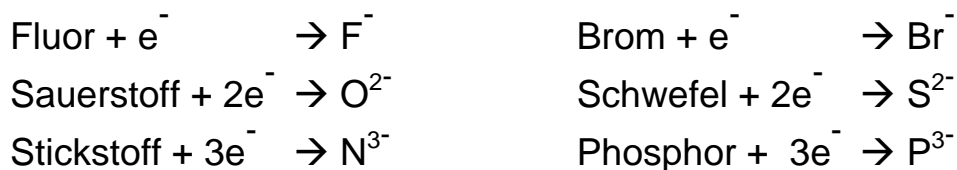
Metalle bilden in einer chemischen Reaktion positive geladenen Ionen:



Elektronenabgabe = Oxidation

### Reduktion

Reagieren Nichtmetalle mit Metallen, bilden sich negativ geladenen Ionen:

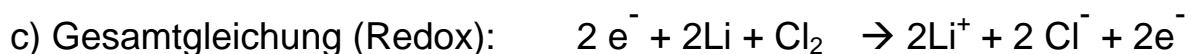


Elektronenaufnahme = Reduktion

### 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.

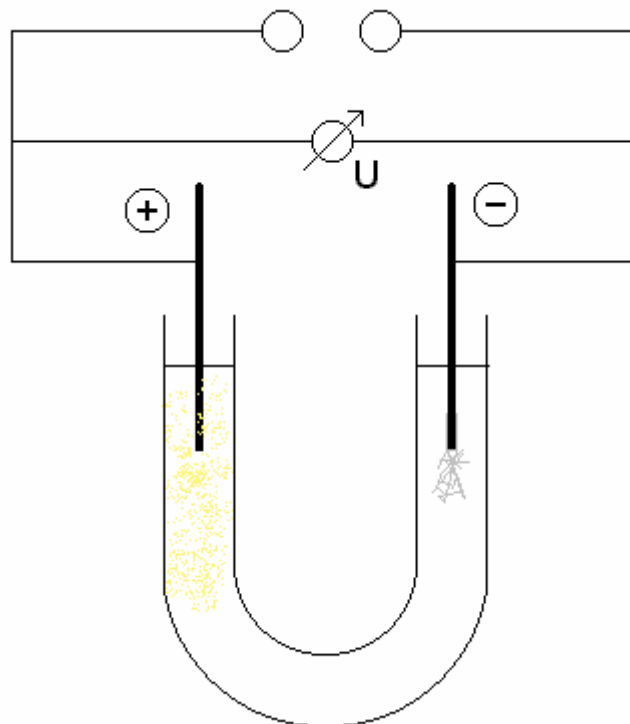
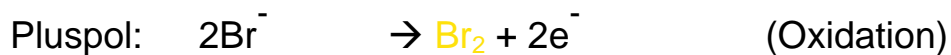
Beobachtungen:

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**.



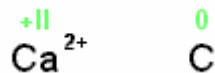
## Oxidationszahlen

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:

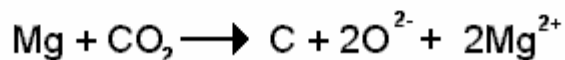
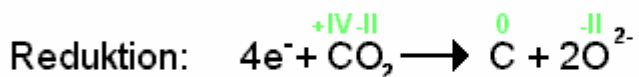
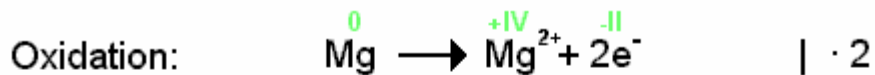
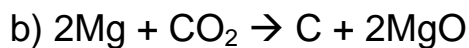
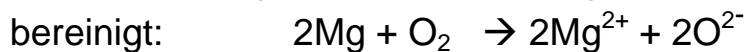
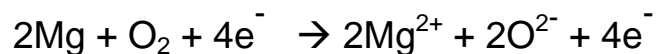
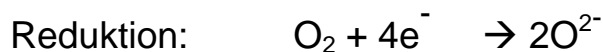
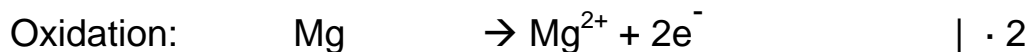
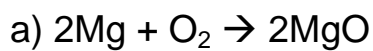
Versuchsaufbau und -ablauf:

Brennendes Magnesiumband wird in ein Becherglas, das mit CO<sub>2</sub> gefüllt ist, gehalten.

Beobachtung:

Magnesium verbrennt mit heller Flamme. Im CO<sub>2</sub> sind kleine Funken zu beobachten. An der Wand des Becherglases bildet sich oben schwarzer und unten weißer Belag.

Erklärung:

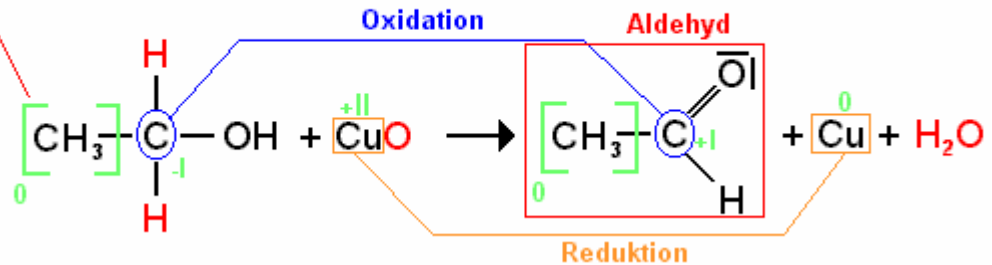




## Oxidation der Alkohole

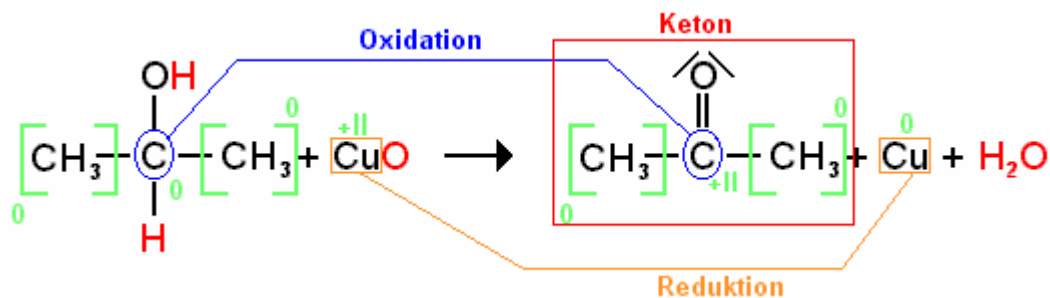
### 1.) Primäre Alkohole:

wird in der organischen  
Chemie gleich 0 gesetzt



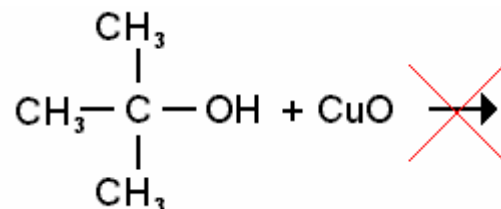
Es ist Ethanal (auch: Acetaldehyd) entstanden. Ethanal gehört zur homologen Reihe der Aldehyde.

### 2.) Sekundäre Alkohole:



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

### 3.) Tertiäre Alkohole:



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