

Dr. Brand  
Immanuel-Kant-Gymnasium  
Bad Oeynhausen



# **Chemie**

## **Jahrgangsstufe 11**

**Unterrichtsmaterialien**

2004/2005

# Inhalt

	Seite
<b>1</b> „Der Fleck geht weg, ganz ohne Rand“	1...
<ul style="list-style-type: none"><li>1. Fettflecken werden aus Gewebe entfernt</li><li>2. Rezepte zum Fleckentfernen</li></ul>	
<b>2</b> Chemische Bindungen	2...
<ul style="list-style-type: none"><li>1. Deutung von Mischungsversuchen – polar – unpolar</li><li>2. Ionenbindung</li><li>3. Elektronenpaarbindung</li><li>4. Polarisierte Elektronenpaarbindung</li><li>5. Kräfte zwischen Molekülen</li></ul>	
<b>3</b> Chemie eines Kronkorkens	3...
<ul style="list-style-type: none"><li>1. Wie viele Atome sind in einem Kronkorken enthalten?</li><li>2. Die Teilchenzahl in gasförmigen Stoffen</li><li>3. Satz des Avogadro</li><li>4. Ein Kronkorken reagiert!</li><li>5. Ein Kronkorken reagiert!</li><li>6. Die Stoffmenge <math>n</math></li><li>7. Die molare Masse <math>M</math></li><li>8. Der Zusammenhang zwischen <math>n</math>, <math>m</math> und <math>V</math></li><li>9. Das Molare Volumen gasförmiger Stoffe</li><li>10. Stationenlernen zum Thema: Stoffmenge – Molare Masse – Dichte</li></ul>	
<b>4</b> Neutralisationstitrations	4...
<ul style="list-style-type: none"><li>1. Bestimmung der Stoffmenge eines NaOH-Plätzchens</li><li>2. Bestimmung der Konzentration einer unbekanntes NaOH-Lösung</li></ul>	
<b>5</b> Analyse von „Feuerzeuggas“	5...
<ul style="list-style-type: none"><li>1. Analyse von "Feuerzeuggas"</li><li>2. Physikalische Eigenschaften</li><li>3. Qualitative Analyse</li><li>4. Nachweis der Elemente</li><li>5. Quantitative Analyse</li><li>6. Beispiele für mögliche Strukturformeln</li><li>7. Bestimmung der molaren Masse</li><li>8. Gaschromatographische Untersuchung von Feuerzeuggas</li></ul>	
<b>6</b> Alkohole – Brüder des Wassers	6...
<ul style="list-style-type: none"><li>1. Ethanol</li><li>2. Bindungsverhältnisse in Alkoholen</li><li>3. Mischbarkeit der Alkohole mit Wasser bzw. Pentan</li></ul>	

4. Die wichtigsten Alkohole
5. Wasserstoffbrückenbindungen
6. Die Reaktion mit Natrium
7. Ethen aus Ethanol
8. Blutalkoholgehalt

## 7

### Weihnachtskugeln und Spanplatten

7...

1. Vom Alkohol zum Aldehyd
2. Redox-Reaktionen und Oxidationszahl
3. Wissenswertes über Aldehyde
4. Formaldehyd - ein Problemfall
5. Kleben mit formaldehydhaltigen Klebstoffen
6. Aldehyd oder Keton – das ist hier die Frage?
7. Oxidation eines Aldehyds zur Carbonsäure
8. Reaktionen der Alkanole (Übersicht)

## 8

### „Essigsäure & Co“

8...

1. Carbonsäuren
2. Konzentrierte Essigsäure besteht aus Molekülen
3. Beim Verdünnen mit Wasser bilden sich Ionen
4. Wie und warum spaltet sich das H<sup>+</sup>-Ion ab
5. Essigsäure ist eine schwache Säure
6. Essigsäure wird neutralisiert
7. Essigsäure bildet Salze
8. Weitere wichtige Carbonsäuren

## 9

### Analyse eines Nagellackentferners

9...

1. Riechen und Chemie
2. Analyse eines Nagellackentferners „Jade“ – acetonfrei
3. Gaschromatographie
4. Destillation
5. Analyse des Destillats
6. Synthese von Essigsäureethylester
7. Analyse des Rückstandes
8. Estersynthesen mit Ionenaustauschern
9. Weitere Ester
10. Schnüffelstoffe
11. Poppers
12. Aufnahme und Wirkungsdauer
13. Risiken
14. Langzeitschäden
15. „Schnüffeln in Bad Salzuflen“ 3.2.2003

## 10

### Die Reaktionsgeschwindigkeit

10...

1. Eine Brausetablette löst sich in Wasser
2. Reaktionsgeschwindigkeit und Konzentration
3. Reaktionsgeschwindigkeit und Temperatur
4. Deutung der Temperaturabhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit
5. Katalysatoren
6. Enzyme - Katalysatoren der Natur

# 11

## Chemisches Gleichgewicht

11...

1. Einführung
2. Die Säure-Base Definition von Brönsted
3. Umkehrbare Reaktionen
4. Der Apfelkrieg
5. Das Iodwasserstoff-Gleichgewicht
6. Reaktionsgeschwindigkeit und Gleichgewicht
7. Das Massenwirkungsgesetz
8. Experimentelle Bestimmung einer Gleichgewichtskonstanten

## „Der Fleck geht weg, ganz ohne Rand“

Ein Fettfleck soll aus einem Gewebestück entfernt werden. Zu diesem Zweck wird ein mit Fahrradöl oder Butter präpariertes Stoffstückchen mit einer Fleckenpaste, die man selbst mischt, behandelt.

### Fleckenpaste

<b>Geräte:</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Baumwolltuch mit Ölfleck</li> <li>• kleine Kristallisierschale oder Porzellanschale</li> <li>• Spatel</li> <li>• Rührstab</li> <li>• Kleiderbürste</li> </ul>	<b>Chemikalien:</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Waschbenzin</li> <li>• Kartoffelmehl</li> </ul>	<b>Sicherheit:</b> 
---	--	---

#### Durchführung:

- Man rührt etwas Waschbenzin mit Kartoffelmehl zu einer Paste
- Die Mischung wird auf den Fleck aufgetragen und eingerieben
- Man wartet bis das Benzin verdunstet ist und bürstet das trockene Mehl ab

**Beobachtung:** „Der Fleck ist weg!!!“

**Auswertung:** Das Öl oder das Fett löst sich in dem Benzin. Durch das Trocknen an der Oberfläche entstehen feinste Kapillaren, die dafür sorgen, dass das unten liegende Benzin/Fett-Gemisch nach oben transportiert wird und so das Gewebe verlässt. Das Mehl enthält dann die Ölreste.

Weitere Mischungsversuche sollen Klarheit bringen, welche Substanzklassen sich mischen und welche nicht.

### Mischungsversuche

<b>Geräte:</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Reagenzgläser</li> </ul>	<b>Chemikalien:</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>• dest. Wasser</li> <li>• Waschbenzin (F, Xn)</li> <li>• Kochsalz</li> <li>• Sonnenblumenöl</li> <li>• Alkohol (Ethanol) (F)</li> </ul>	<b>Sicherheit:</b> 
--	--	---

#### Durchführung:

- Man mischt in einem Reagenzglas Wasser und Benzin
- Man füllt 3 RG mit etwas Wasser und gibt Sonnenblumenöl, Kochsalz und Ethanol hinzu.
- Man füllt 3 RG mit etwas Waschbenzin und gibt Sonnenblumenöl, Kochsalz und Ethanol hinzu.

#### Beobachtung:

- Sonnenblumenöl mischt sich nur mit Benzin
- Kochsalz löst sich nur in Wasser
- Ethanol löst sich in Wasser und in Waschbenzin

#### Merke:

hydrophil = wasserliebend  
hydrophob = wasserabweisend  
lipophil = fettliebend  
lipophob = fettabweisend

Bevor die eigentliche Deutung der Mischungsversuche erfolgt, sei eine kleine Auswahl an Möglichkeiten zur Fleckenentfernung aufgeführt

## Wie bekomme ich bloß diese Flecken raus?

(Fleckentipps des holz- und kunststoffverarbeitenden Handwerks)

Als Faustregel gilt: Je frischer der Fleck, um so leichter lässt er sich entfernen. das gilt besonders für Obst und Tintenflecken. Bei Polsterstoffen sollten Sie vor der Fleckentfernung das Polstermöbel gründlich entstauben. Machen Sie am besten vor der Behandlung des Flecks an einer nicht sichtbaren Stelle des Bezuges mit dem Reinigungsmittel eine Probe.

Baumwolldruckstoffe nicht mit Lösungsmitteln (Waschbenzin, Terpentin, Benzin, Aceton, Benzol etc.) behandeln, da sich die Druckfarbe mitlöst.

Fleckttyp	Reinigungsmittel	Fleckentfernung
<b>B</b>		
Bier	Feinwaschmittel	Lauwarme Lösung mit weißem Tuch auftragen und abreiben.
Blut	Kaltes Wasser, Feinwaschmittel	In kaltem Wasser einweichen. Mit Feinwaschmittel-Lösung oder Polstershampoo und einem weißen Tuch behandeln.
Butter	Waschbenzin*, Fleckenwasser	Weißes Tuch mit Waschbenzin tränken und Flecken einreiben.
<b>C</b>		
Cola		Lauwarme Lösung mit weißem Tuch auftragen und abreiben.
Cognac	90%iger Alkohol	Fleck mit dem Alkohol aus dem Stoff reiben.
<b>D</b>		
Dosenmilch	Seifenspiritus Salmiakgeist	Fleck mit einer Mischung aus Seifenspiritus und etwas Salmiakgeist einreiben und anschließend in der Maschine waschen.
<b>E</b>		
Eiweiß, Eigelb	Salz, Essigwasser	Mit feuchtem Salz oder Essigwasser ausreiben.
Erdbeeren	Borax, Salmiakgeist	Mit Borax und etwas Salmiakgeist ausreiben und anschließend gut ausspülen.
<b>F</b>		
Farbe, Ölpigmente	Terpentin*, Fleckenwasser, Benzin*	Mit in Terpentin getränktem weißen Tuch behandeln, bis sich kein Farbstoff mehr abreiben läßt; mit Fleckenwasser oder Benzin nachreiben.
Fett	Stärkemehl Waschbenzin	In feinen Stoffen reibt man Fettflecken mit einem Brei aus Wasser und Stärkemehl ein. Man lässt das Ganze trocknen und bürstet die Rückstände aus. Bei anderen Textilien kann man den Fleck mit Waschbenzin ausreiben. Anschließend das ganze mit Seifenwasser auswaschen.
Filzstift	Nagellackentferner	Mit lanolinhaltigen Nagellackentferner ohne Aceton den Fleck ausreiben.
Fruchtsäfte	Salz, Zitronensaft	Sofort bearbeiten! Gut mit Salz bestreuen und mit heißem Wasser auswaschen. Bei weißen Stoffen erzielen Sie auch mit Zitronensaft gute Ergebnisse.
<b>H</b>		
Harz	Spiritus	Mit Spiritus den Fleck einreiben und er verschwindet.
Himbeeren	Essig	Den Fleck vorsichtig mit Essig abreiben, mit Sodawasser auswaschen und mit

		klarem Wasser gut nachspülen.
<b>J</b>		
Joghurt	Benzin	Lassen Sie den Fleck erst eintrocknen. Dann ausbürsten und mit lauwarmem Wasser auswaschen. wenn noch ein Restfleck zu sehen ist, läßt er sich leicht mit Benzin ausreiben.
<b>K</b>		
Kaffee	Salzwasser kalter Milch	Frische Kaffeefflecken wäscht man mit Salzwasser oder ein wenig kalter Milch aus. Danach Seifenlauge verwenden. Ältere Flecken mit kaltem Wasser anfeuchten, einwirken lassen und anschließend mit Glycerin betupfen.
Kakao		Einfach mit kaltem Wasser auswaschen
Kaugummi	Benzinseife, warmes Wasser	Weißes Tuch mit Benzinseife tränken. Mit warmem Wasser nachreiben.
Kerzenwachs	Waschbenzin	Mit getränktem Lappen abreiben. Nicht mit Bügeleisen arbeiten! Wachs so weit wie möglich zerbröseln und vorsichtig abheben. Dann mit Waschbenzin u.U. mehrmals nachbehandeln. Vorsicht bei Velours: Gefahr des Herausziehens von Florfäden!
Kirschen	Essig, Gallseife	Mit Gallseife aus der Drogerie auswaschen oder mit Essig betupfen. Dann mit Sodawasser nachwaschen und gut ausspülen.
Kugelschreiber	Haarspray Essigwasser	Kräftig Haarspray drauf, trocknen lassen und mit Essigwasser nachbürsten.
<b>L</b>		
Lack	Terpentin	Weißes Tuch tränken und abreiben.
Lippenstift	Fleckenwasser, Waschbenzin*	Stelle mit in Mittel getränktem, weißem Tuch abreiben. Mit Feinwaschmittel nachreiben.
<b>M</b>		
Make-Up	Brot	Bei Flecken auf dunklem Stoff einfach mit einer Scheibe Brot abreiben.
Milch, Sahne	Waschbenzin,	Mit <b>kaltem</b> Wasser auswaschen. Ältere Flecken vor dem Waschen mit Waschbenzin durch weißes Tuch entfernen.
<b>O</b>		
Obst		Lauwarme Lösung mit weißem Tuch auftragen und abreiben.
Öl		Weißes Tuch mit Waschbenzin tränken und Flecken einreiben.
<b>N</b>		
Nagellack	Aceton	Weißes Tuch mit Aceton tränken, Stelle abreiben. Achtung: Vorher an einer unauffälligen Stelle auf Farbechtheit prüfen!
<b>P</b>		
Parfum	Salmiakgeist	Flecken einfach mit verdünntem Salmiakgeist betupfen.
<b>R</b>		
Rost	Zitronensäurelösung	Weißes Tuch mit Zitronensäurelösung (1 gestrichener Eßlöffel auf 100 ml kaltes Wasser) anfeuchten und damit auftragen. Fleck vom Rand zur Mitte hin aufnehmen.
Rotwein	Feinwaschmittel	Fleck mit reichlich Salz bestreuen und warten bis das Salz den Rotwein aufgesogen hat. Danach normal waschen.
Ruß	Waschbenzin, Kernseife	Mit Benzin vorreinigen, Kernseife einreiben und mit feuchtem Tuch behandeln. Mit warmem Wasser nachreiben.

<b>S</b>		
Schmierfett	Kartoffelmehl	Den Fleck mit Kartoffelmehl bestreuen, einwirken lassen und ausbürsten. Anschließend waschen.
Schmieröl		Einfach mit Fett den Fleck einreiben und dann normal mit Seifenlauge auswaschen.
Schokolade	Waschbenzin	Fleck trocknen lassen und Reste abkratzen. Anschließend den Fleck vorsichtig mit Waschbenzin betupfen. Man kann auch versuchen den Fleck mit kaltem Wasser ausreiben.
Schuhcreme	Weingeist	Einfach mit Weingeist einreiben und schon ist er weg.
Schweiß	Essigwasser	Vor dem Waschen in Essigwasser einweichen hilft hier am besten.
Sekt	Salmiakgeist	Bei Wolle den Fleck mit lauwarmem Wasser, dem man einen Schuß Salmiakgeist beimengt behandeln und gut ausspülen. Bei Seide vorsichtig mit einem feuchten Schwämmchen betupfen.
Sofaflecken	Rasiercreme	Gegen Ränder auf dem Sofa, Teppich oder Polstern benutzen Sie einfach Rasiercreme! Sie ist ein hervorragender Polsterreiniger.
Soße	Geschirrspülmittel	Vor dem Waschen in der Maschine den Fleck mit einem Tropfen Geschirrspülmittel einreiben.
Speiseeis	Feinwaschlauge Spiritus	Diesen Flecken rückt man am besten mit einer Feinwaschlauge zu Leibe. Falls das nicht reicht, einfach mit Spiritus nachbehandeln. Danach gut ausspülen.
Spinat	Kartoffel	Reiben Sie einfach mit einer rohen Kartoffel den Fleck heraus und waschen mit Seifenlauge nach. Gut ausspülen.
<b>T</b>		
Teer	Methanol warmer Spiritus	Weißes Tuch mit Lösung tränken und Stelle abreiben. Manchmal hilft auch Butter.
Teppichflecken	Feinwaschlauge Alkohol	Bier-, Kaffee-, Obst-, Wein- oder Likörflecken behandelt man so: den Fleck zuerst mit einem sauberen, weißen Tuch abtupfen, dann mit einem, in lauwarmes Wasser mit etwas Feinwaschpulver getauchten Tuch befeuchten und abreiben. Möglichst mit dem Strich und vom Rand zur Mitte des Flecks reiben. Tinten- und Kugelschreiberflecken behandelt man mit Fleckenpaste oder reinem Alkohol
Tinte	2/3 heißes Wasser, 1/3 Spiritus*, frische Zitronenscheibe, schwache Salmiak- geist-Lösung	Tinte durch Löschblatt aufsaugen. Sauberes Tuch mit Lösung tränken und Fleck behandeln, mit Zitronenscheibe reinigen. Vorsichtig mit Salmiakgeist nachbehandeln.
<b>U</b>		
Urin	lauwarmes Wasser, Soda	Soda in warmem Wasser lösen. Weißes Tuch tränken und Stelle abreiben. Mit Wasser nachbehandeln.
<b>W</b>		
Wachsmalstifte	Geschirrspülmittel	Geschirrspülmittel auf einem weichen Tuch hilft da ganz gut. Abreiben und mit klarem Wasser nachspülen.

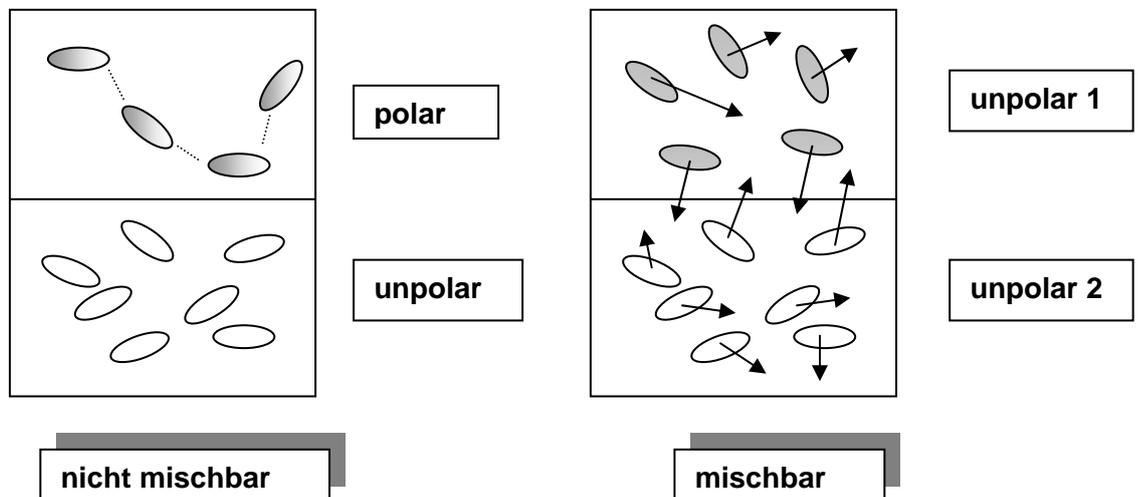
## Chemische Bindungen

### Deutung von Mischungsversuchen

Benzin und Wasser mischen sich nicht. Benzin ist somit eine hydrophobe Flüssigkeit. Auch die Siedepunkte der beiden Substanzen sind unterschiedlich. Der des Wassers liegt mit  $100\text{ °C}$  ca.  $40\text{ °C}$  über dem des Lösemittels. Der Grund für dieses Verhalten liegt an den unterschiedlichen Anziehungskräften zwischen den Molekülen der einzelnen Substanzen. Wassermoleküle sind polar aufgebaut, während Benzin aus unpolaren Molekülen besteht. Man kann aus den Mischungsversuchen folgern, dass hydrophile Substanzen polar gebaute Moleküle enthalten, lipophile Substanzen aus unpolaren Molekülen bestehen. Somit mischen sich polare Substanzen mit polaren und unpolare Substanzen mit unpolaren. Dieses Ergebnis ist schon aus der Alchemie bekannt:

### Ähnliches löst Ähnliches

Deutung:



Die kleinsten Teilchen sind in einer dauernden Bewegung, die im Falle der Substanzen unpolar 1/unpolar 2 zu einer gegenseitigen Vermischung führt; im Falle der Substanzen polar/unpolar jedoch nicht, da die Anziehungskräfte zwischen den polaren Molekülen so stark sind, dass die unpolaren Moleküle auf Grund ihrer Bewegung nicht zwischen die polaren Moleküle gelangen können.

Iod löst sich im unpolaren Lösungsmittel gut, im polaren hingegen schlecht. Man kann daraus folgern, dass Iod aus unpolaren kleinsten Teilchen aufgebaut ist.

Wie die Kräfte zwischen den Molekülen, die **intermolekularen Kräfte** zu erklären sind, soll im Folgenden ausgeführt werden. Dazu muss man allerdings auch wissen, wie die einzelnen Atome in einem Molekül zusammengehalten werden. Dies sind die **innermolekularen Kräfte**, die man üblicherweise als **Chemische Bindung** bezeichnet.

### Chemische Bindungen

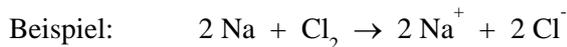
Man unterscheidet drei Bindungsarten, die allerdings fließend ineinander übergehen. Es handelt sich um die **Atombindung**, die **polarisierte Atombindung** und die **Ionenbindung**. Im Bereich der organischen Chemie kommt der Atombindung und der polarisierten Atombindung eine besondere Bedeutung zu; deshalb werden sie hier ausführlicher behandelt als die Ionenbindung.

Die Elemente sind bestrebt, durch chemische Reaktionen die Elektronenanordnung des im Periodensystem der Elemente (PSE) vorab stehende Edelgases oder des nachfolgenden zu erreichen.

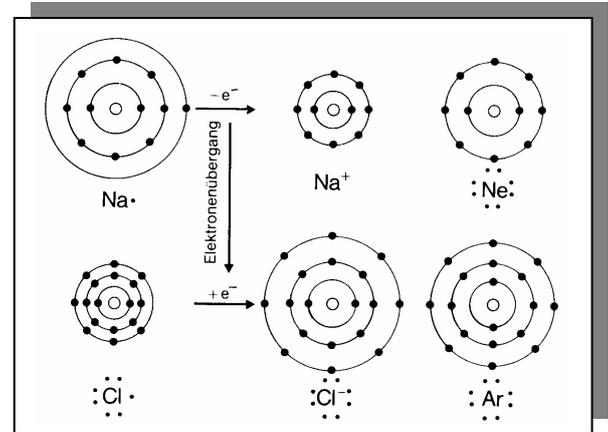
### Die Ionenbindung

#### Die Reaktion von Metallen mit Nichtmetallen

Reagieren Metalle mit Nichtmetallen, so tritt eine Elektronenübertragung ein. Die Metallatome geben ihre Außen-  
elektronen ab und werden zu positiven Ionen, während die Nichtmetallatome Elektronen aufnehmen, zu negativen  
Ionen werden und ihre äußerste Elektronenschale zur Edelgaskonfiguration ergänzen.

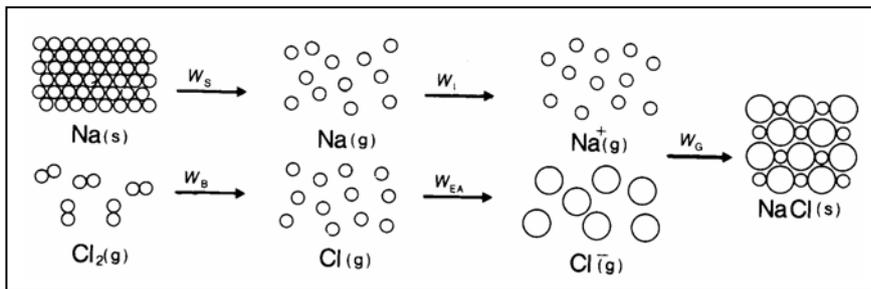


Aufgrund der Anziehung zwischen den unterschiedlich geladenen Ionen entsteht eine Ionenbindung. Durch Reaktion von Metallen und Nichtmetallen bilden sich im allgemeinen Salze. Salze sind Ionenverbindungen; im festen Zustand bilden die Ionen ein Ionengitter.



#### Energetische Betrachtungen

Die Ursache des stark exothermen Verlaufs der Reaktion zwischen Metallen und Nichtmetallen ist die bei der Bildung des Ionengitters aus den freien Ionen freiwerdende Gitterenergie.



$W_s$  = Sublimationsenergie  
 $W_B$  = Bindungsenergie  
 $W_I$  = Ionisierungsenergie  
 $W_{EA}$  = Elektronenaffinität  
 $W_G$  = Gitterenergie

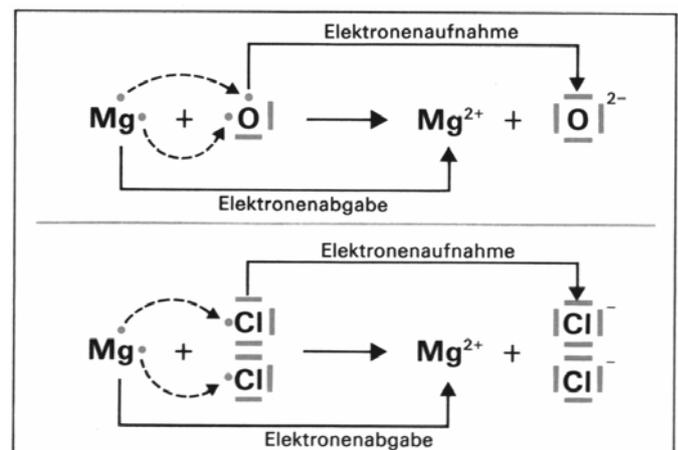
#### Die Formeln von Ionenverbindungen

Die Ladung der beiden entgegengesetzt geladenen Ionenarten (Ladungszahl) bestimmt die Verhältnisformel einer Verbindung. Für die Substanz Magnesiumoxid ergibt sich eine Verhältnisformel von  $\text{Mg}_1\text{O}_1 = \text{MgO}$  und für Magnesiumchlorid  $\text{Mg}_1\text{Cl}_2 = \text{MgCl}_2$

#### Die Elektronenpaarbindung

##### Flüchtige Stoffe

Die kleinsten Teilchen flüchtiger Verbindungen sind Moleküle. Diese bilden im festen Zustand ein Molekülgitter. Die Anziehungskräfte zwischen den Molekülen sind relativ schwach; sie wachsen mit zunehmender Molekülgröße und Moleküloberfläche.



**Bildung von Ionen durch Elektronenübergang**

### Elektronenpaarbindung und Oktett-Regel

In Molekülen werden die Atome durch zwei Atomen gemeinsame Elektronenpaare verbunden (Elektronenpaar- oder Atombindung). Die eigentliche "Bindung" erfolgt durch die zwischen den gemeinsamen Elektronen und den Atomrümpfen wirkenden elektrischen Kräfte. Ein gemeinsames Elektronenpaar wird durch einen Strich zwischen den Atomsymbolen dargestellt (Lewis-Formel). Die zur Trennung einer Atombindung in Atome aufzuwendende Energie heißt Bindungsenergie. Ein gleicher Energiebetrag wird bei der Bildung der Bindung aus Atomen frei. Die Bindungsenergie ist um ein Vielfaches größer als die zur Trennung von Molekülen (zum Verdampfen des Stoffes) erforderliche Energie. Ordnet man die Elektronen einer Bindung jedem der an der Bindung beteiligten Atome zu, so ergibt sich für jedes Atom die gleiche Anzahl Außenelektronen wie bei einem Edelgas-Atom. Die Gesamtzahl der Außenelektronen der bindenden und freien Elektronenpaare beträgt acht (Oktett-Regel; Ausnahme: Wasserstoff zwei)

### Die polare Elektronenpaarbindung

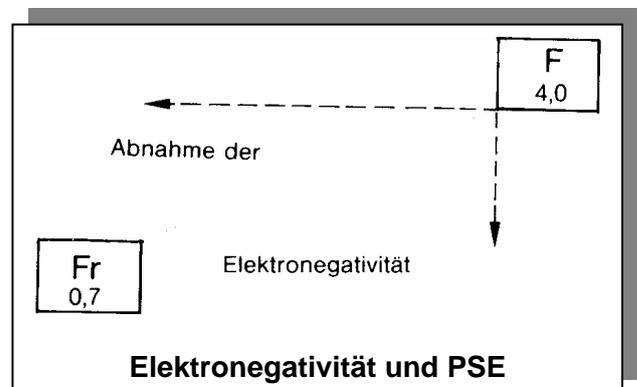
#### Elektronegativität

Die Fähigkeit eines Atoms, die gemeinsamen Elektronen einer Atombindung anzuziehen, bezeichnet man als seine Elektronegativität (EN). Die Elektronegativität ist umso größer, je kleiner und höher geladen der Atomrumpf ist. Die EN-Werte bewegen sich zwischen 0 und 4 und besitzen keine Einheit.

H 2,1							
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Al 1,5	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,8	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	
Cs 0,7	Ba 0,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	

EN-Werte im Periodensystem

Das Element mit der größten Elektronegativität ist das Fluor, das willkürlich den Wert 4,0 erhielt. Nach links und nach unten im Periodensystem nimmt die Elektronegativität ab. Caesium und Francium weisen daher mit 0,7 die geringste Elektronegativität auf. Im PSE ergibt sich eine Diagonalbeziehung gemäß der nebenstehenden Abbildung



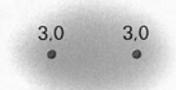
### Die polare Bindung im Chlorwasserstoff-Molekül

Die Bindungselektronen im HCl-Molekül werden von den beiden Kernen unterschiedlich stark angezogen, die Elektronenwolke ist zum Chlor-Atom verschoben. Durch die nicht symmetrische Verteilung der bindenden Elektronen besitzt das Chloratom einen Überschuss an negativer Ladung. Diese zusätzliche Ladung ist jedoch kleiner als eine negative Elementarladung und wird deshalb als negative Teilladung bezeichnet (Zeichen:  $\delta^-$ ). Entsprechend besitzt das Wasserstoffatom eine gleich große positive Teilladung  $\delta^+$ . Das Chlorwasserstoffmolekül hat also ein positives und ein negatives Ende und ist damit ein Dipolmolekül. In Molekülen können Teilladungen vorliegen, wenn zwei unterschiedliche Atome durch eine Atombindung miteinander verbunden sind. Diese Bindung bezeichnet man als polare Atombindung. Die Polarität ist umso größer, je größer die Differenz der EN der beiden verbundenen Atome ist.

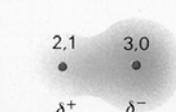
### Der Übergang zwischen den Bindungsarten

Der Übergang von der Atombindung über die polarisierte Atombindung zur Ionenbindung lässt sich gut an den Substanzen Chlor ( $\text{Cl}_2$ ) – Chlorwasserstoffgas (HCl) – Kochsalz (NaCl) erklären. Im Falle des  $\text{Cl}_2$ -Moleküls hat man zwei identische Bindungspartner, von denen einer durch Wasserstoff bzw. Natrium ersetzt wird.

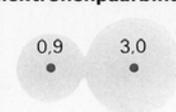
Elektronegativität (EN)							
Ist die Differenz der Elektronegativitätswerte < 1,7 liegt überwiegend <b>Elektronenpaarbindung</b> , > 1,7 liegt überwiegend <b>Ionenbindung</b> vor							
<b>H</b> 2,1							
<b>Li</b> 1,0	<b>Be</b> 1,5	<b>B</b> 2,0	<b>C</b> 2,5	<b>N</b> 3,0	<b>O</b> 3,5	<b>F</b> 4,0	
<b>Na</b> 0,9	<b>Mg</b> 1,2	<b>Al</b> 1,5	<b>Si</b> 1,8	<b>P</b> 2,1	<b>S</b> 2,5	<b>Cl</b> 3,0	
<b>K</b> 0,8	<b>Ca</b> 1,0	<b>Ga</b> 1,6	<b>Ge</b> 1,8	<b>As</b> 2,0	<b>Se</b> 2,4	<b>Br</b> 2,8	
<b>Rb</b> 0,8	<b>Sr</b> 1,0	<b>In</b> 1,7	<b>Sn</b> 1,8	<b>Sb</b> 1,9	<b>Te</b> 2,1	<b>I</b> 2,5	



$\text{Cl} \text{---} \text{Cl}$   
EN-Differenz: 0  
**Elektronenpaarbindung**

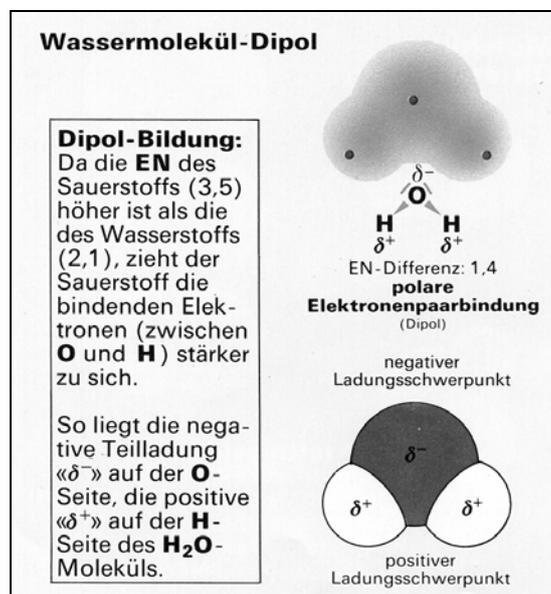


$\delta^+ \text{H} \text{---} \delta^- \text{Cl}$   
EN-Differenz: 0,9  
**polare Elektronenpaarbindung**



$\text{Na}^+ \quad \text{Cl}^-$   
EN-Differenz: 2,1  
**Ionenbindung**

### Das Wassermolekül



## Die Kräfte zwischen Molekülen

### Van-der-Waals-Kräfte

Die Kräfte zwischen Edelgasatomen bzw. unpolaren Molekülen erklärt man durch eine nicht immer symmetrische Verteilung der Elektronen in der Atomhülle. So entstehen für kurze Zeit schwache Dipole, die auf die Hüllen benachbarter Atome einwirken und diese ebenfalls polarisieren. Die so entstehenden schwachen Anziehungskräfte werden Van-der-Waals-Kräfte genannt. Sie werden mit zunehmender Elektronenzahl größer; bei gleicher Elektronenzahl nehmen sie mit der Teilchenoberfläche zu.

### Dipol-Dipol-Kräfte

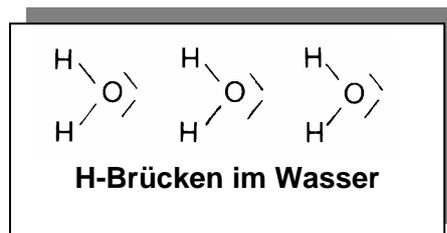
Diese Kräfte treten zwischen Molekülen auf, die starke Dipoleigenschaften haben. So lagern sich die positiven und negativen Enden zusammen; es resultieren relativ starke Anziehungskräfte, die zur Folge haben, dass diese Substanzen i.a. bei Zimmertemperatur flüssig sind. Z. B. Chloroform.

### Wasserstoffbrückenbindungen

Moleküle, die positiv polarisierte Wasserstoffatome enthalten, die mit einem Fluor-, Sauerstoff- oder Stickstoffatom, also einem Atom mit hoher Elektronegativität, verbunden sind, können Wasserstoffbrücken ausbilden. Wasserstoffbrücken-Bindungen sind viel schwächer als Atombindungen, aber wesentlich stärker als Van-der-Waals-Kräfte bei Molekülen ähnlicher Größe.

Beispiel :

Zwischen den Wassermolekülen treten Wasserstoffbrückenbindungen auf. Hierbei gelangen die Wasserstoffatome mit ihren positiven Teilladungen in Wechselwirkung mit den freien Elektronenpaaren der Sauerstoffatome.



Jeder kennt ihn; begehrt als Sammlerobjekt zierte er in unterschiedlichsten Gestaltungen die Setzkästen von Sammlern. Chemisch gesehen ist er allerdings nur ein Stückchen Eisenblech. Kunstvoll gebogen mit einer Dichtung versehen dient er zum Verschließen diverser Getränkeflaschen. Die Rede ist vom gemeinen Kronkorken. Er soll im Folgenden Grundlage für diverse chemische Betrachtungen sein:

### Wie viele Atome sind in einem Kronkorken enthalten?

Diese Aufgabe lässt sich leicht lösen, wenn man bedenkt, dass sich die Gesamtmasse aus der Anzahl der Atome und der Masse eines Atoms errechnen lässt.

Es gilt:

$$m = N \cdot m(1 - \text{Fe})$$

wobei  $m$  die Gesamtmasse des Kronkorkens ist,  $N$  die Anzahl der Atome darstellt und  $m(1 - \text{Fe})$  gleich der Masse eines Atoms ist. Die Masse  $m$  lässt sich leicht mit einer Waage bestimmen:

$$m = 2,3\text{g}$$



Die Masse eines Eisenatoms gemessen in  $u$  ( $u = \text{unit}$ ) entnehmen wir dem Periodensystem der Elemente:

$$m(1 - \text{Fe}) = 56u$$

Für  $N$  errechnet sich:

$$N = \frac{m}{m(1 - \text{Fe})} \quad N = \frac{2,3\text{g}}{56u}$$

Hier lässt sich vorläufig nicht weiterrechnen, da man  $g$  nicht gegen  $u$  kürzen kann. Es gibt allerdings eine Umrechnung zwischen beiden Größen

$$1u = \frac{1}{6 \cdot 10^{23}} \text{g}$$

somit ergibt sich für  $N$ :

$$N = \frac{2,3\text{g}}{56 \cdot \frac{1}{6 \cdot 10^{23}} \text{g}} = \frac{2,3 \cdot 6 \cdot 10^{23}}{56} = 2,46 \cdot 10^{22}$$

**Übungsaufgabe:****Wie viele Wassermoleküle sind in 1 Liter Wasser enthalten?**

Lösung:

da die Dichte des Wassers 1 g/ML ist, ergibt sich für die Masse:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \text{ g}$$

Für die Masse eines Wassermoleküls gilt :

$$m(1-\text{H}_2\text{O}) = (1+1+16)\text{u} = 18 \text{ u}$$

Für  $N(\text{H}_2\text{O})$  errechnet sich:

$$N(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{m(1-\text{H}_2\text{O})} = \frac{1000\text{g}}{18\text{u}} = \frac{1000 \cdot 6 \cdot 10^{23}}{18} = 3,3 \cdot 10^{25}$$

**Die Teilchenzahl in gasförmigen Stoffen**

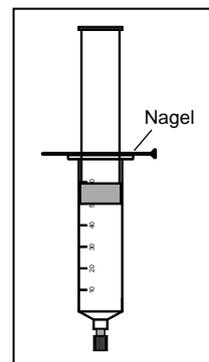
Bislang haben wir einen Feststoff und eine Flüssigkeit untersucht. Betrachtet man jedoch Gase, so trifft man hier auf eine Besonderheit. Dies soll im Folgenden näher experimentell untersucht werden:

**Teilchenzahl in einem Gasvolumen**

Geräte:	Chemikalien:	Sicherheit:
<ul style="list-style-type: none"> <li>• 50 mL-Spritze mit Querloch im Stempel bei 50 mL</li> <li>• Blindstopfen</li> <li>• Nagel</li> <li>• Waage (0,001 g genau)</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Gase in Druckgasflaschen (<math>\text{CO}_2</math>, <math>\text{N}_2</math>, <math>\text{O}_2</math>)</li> <li>• He im Luftballon</li> </ul>	

**Durchführung:** Die Spritze wird mit dem Blindstopfen verschlossen und durch Herausziehen des Stempels ein Vakuum erzeugt. Bei der Markierung 50 mL wird der Stempel durch einen Nagel, der durch den Stempel geschoben wird, fixiert. Sodann wird die Masse bestimmt. Danach werden 50 mL der ausstehenden Gase eingefüllt und die Masse erneut bestimmt (Nagel nicht vergessen!).

**Beobachtung:** Aus der Differenz erhält man die Masse von 50 mL des jeweiligen Gases.

**Messwerte:**

	Gasart	Formel	m/g	V/mL	Molekülmasse/u	N
1	Stickstoff	$\text{N}_2$	0,049	49	28	$1,05 \cdot 10^{21}$
2	Kohlendioxid	$\text{CO}_2$	0,083	49	44	$1,1 \cdot 10^{21}$
3	Sauerstoff	$\text{O}_2$	0,062	49	32	$1,2 \cdot 10^{21}$
4	Helium	He	0,006	49	4	$0,9 \cdot 10^{21}$

**Rechengang:** (Beispiel Stickstoff)

$$N = \frac{m}{m(1 - \text{Molekül})} = \frac{0,049 \text{ g}}{28 \text{ u}} = \frac{0,049}{28 \cdot \frac{1}{6 \cdot 10^{23}}} = 1,05 \cdot 10^{21}$$

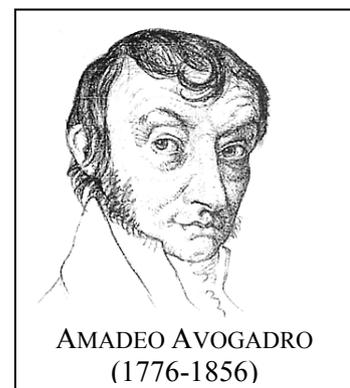
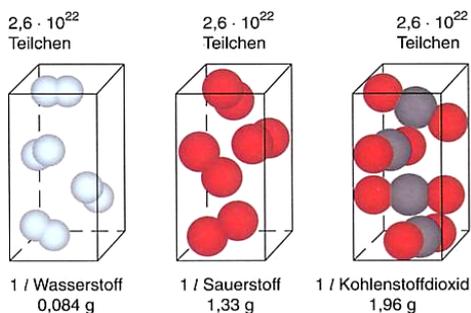
Erstaunlich ist, dass die Zahl der Teilchen, seien es Moleküle oder Atome in jeweils 49 mL der verschiedenen Gase gleich ist.

AVOGADRO hat dies schon 1811 in einer Hypothese formuliert:

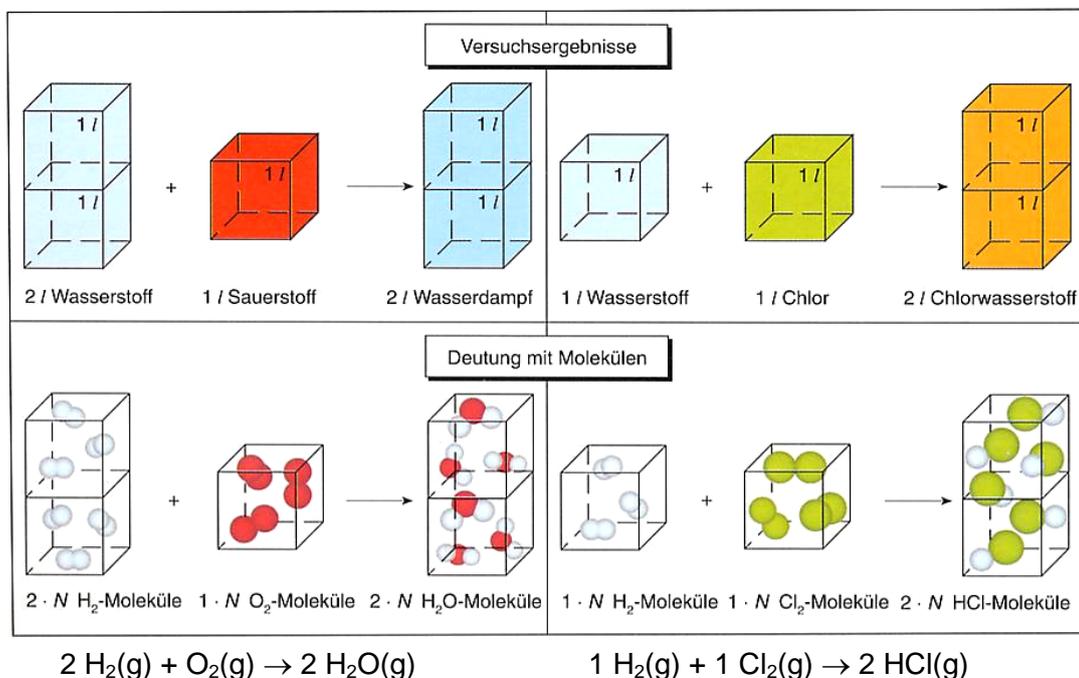
### Satz des AVOGADRO

*In gleichen Volumina verschiedener Gase sind gleich viele Teilchen enthalten, wenn der Druck der Gasportionen und deren Temperatur gleich sind.*

**Beispiele:**



Bei 0°C und 1013 hPa sind in 1 Liter Gas 2,6 · 10<sup>22</sup> Teilchen enthalten



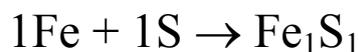
## Ein Kronkorken reagiert!

Nunmehr soll ein Kronkorken chemisch reagieren. Er besteht aus Eisen und kann daher gut mit Schwefel umgesetzt werden. Es entsteht dann Eisensulfid; eine chemische Reaktion, die allen gut bekannt ist. Damit die Reaktion zügig abläuft sollte man den Kronkorken zu feinem Eisenpulver verarbeiten. Die Frage ist, welche Masse an Schwefel mit diesen 2,3g Eisen reagiert.

Auch hier seien zunächst einige grundsätzliche Überlegungen angestellt:



Damit die Reaktion vollständig abläuft muss man den Eisenatomen genau die passende Anzahl an Schwefelatomen anbieten. Dies wird deutlich, wenn man vor die reagierenden Elementsymbole die entsprechenden „stöchiometrischen Faktoren“ setzt:



Normalerweise werden sie weggelassen, da sie 1 betragen.

Übersetzt heißt die Gleichung:

***1 Eisenatom reagiert mit 1 Schwefelatom zu einer Formeleinheit (FE) Eisensulfid***

***Das Atomzahlenverhältnis ist im Eisensulfid 1 : 1***

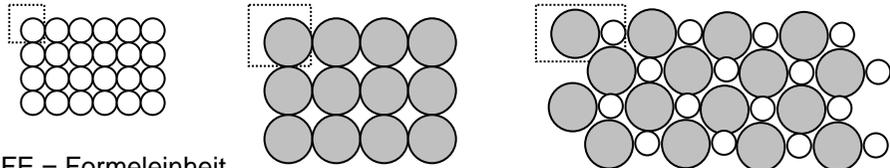
Wir werden sehen, dass den stöchiometrischen Faktoren noch eine weitere Bedeutung zukommt. Dazu gehen wir folgendermaßen vor.

Wir betrachten zunächst die Welt der kleinsten Teilchen und versuchen dann durch Vervielfachen der Atome bzw. Formeleinheiten in den sichtbaren Bereich vorzustoßen. Es sei jetzt schon gesagt, dass man sinnvollerweise als Multiplikator die Zahl  $6 \cdot 10^{23}$  wählt.

Die Überlegungen sind in der folgenden Abbildung aufgeführt.

Im linken Bereich ist das chemische Geschehen angegeben; im rechten Bereich die Massenverhältnisse.



<p><math>1 \text{ Fe} + 1 \text{ S} \rightarrow 1 \text{ FeS}</math></p> <p>1 Atom Fe + 1 Atom S → 1 FE Eisensulfid</p> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;">  </div> <p>FE = Formeleinheit</p>	<p><b>Atommassen in u:</b></p> <table style="width: 100%; border: none;"> <tr> <td style="text-align: center;"><math>m(1\text{-Fe-Atom})</math> = 56 u</td> <td style="text-align: center;"><math>m(1\text{-S-Atom})</math> = 32 u</td> <td style="text-align: center;"><math>m(1\text{-FE-Eisensulfid})</math> = 56u + 32u = 88u</td> </tr> </table> <div style="text-align: center; margin: 10px 0;"> <math>1\text{u} = \frac{1}{6 \cdot 10^{23}} \text{g}</math> </div> <p>↓</p> <p><b>Atommassen in g:</b></p> <table style="width: 100%; border: none;"> <tr> <td style="text-align: center;"><math>m(1\text{-Fe-Atom})</math> = <math>56 \frac{1}{6 \cdot 10^{23}} \text{g}</math></td> <td style="text-align: center;"><math>m(1\text{-S-Atom})</math> = <math>32 \frac{1}{6 \cdot 10^{23}} \text{g}</math></td> <td style="text-align: center;"><math>m(1\text{-FE-Eisensulfid})</math> = <math>88 \frac{1}{6 \cdot 10^{23}} \text{g}</math></td> </tr> </table>	$m(1\text{-Fe-Atom})$ = 56 u	$m(1\text{-S-Atom})$ = 32 u	$m(1\text{-FE-Eisensulfid})$ = 56u + 32u = 88u	$m(1\text{-Fe-Atom})$ = $56 \frac{1}{6 \cdot 10^{23}} \text{g}$	$m(1\text{-S-Atom})$ = $32 \frac{1}{6 \cdot 10^{23}} \text{g}$	$m(1\text{-FE-Eisensulfid})$ = $88 \frac{1}{6 \cdot 10^{23}} \text{g}$
$m(1\text{-Fe-Atom})$ = 56 u	$m(1\text{-S-Atom})$ = 32 u	$m(1\text{-FE-Eisensulfid})$ = 56u + 32u = 88u					
$m(1\text{-Fe-Atom})$ = $56 \frac{1}{6 \cdot 10^{23}} \text{g}$	$m(1\text{-S-Atom})$ = $32 \frac{1}{6 \cdot 10^{23}} \text{g}$	$m(1\text{-FE-Eisensulfid})$ = $88 \frac{1}{6 \cdot 10^{23}} \text{g}$					
<p><b>Erweitern mit <math>6 \cdot 10^{23}</math> Loschmidt-Zahl</b></p>							
<p><math>1 \text{ Fe} + 1 \text{ S} \rightarrow 1 \text{ FeS}</math></p> <div style="display: flex; justify-content: center; align-items: center; gap: 20px;">  <span>+</span>  <span>→</span>  </div> <p><math>6 \cdot 10^{23} \text{ Fe-Atome} + 6 \cdot 10^{23} \text{ S-Atome} \rightarrow 6 \cdot 10^{23} \text{ FE Eisensulfid}</math></p> <p>1 mol Eisen + 1 mol Schwefel → 1 mol Eisensulfid</p>	<div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="border: 1px dashed black; padding: 5px;"> <p><math>m(6 \cdot 10^{23} \text{ Fe-Atome})</math> = <math>56 \cdot \frac{6 \cdot 10^{23}}{6 \cdot 10^{23}} \text{g}</math> = 56 g</p> </div> <div style="border: 1px dashed black; padding: 5px;"> <p><math>m(6 \cdot 10^{23} \text{ S-Atome})</math> = <math>32 \cdot \frac{6 \cdot 10^{23}}{6 \cdot 10^{23}} \text{g}</math> = 32 g</p> </div> </div> <div style="border: 1px dashed black; padding: 5px; margin: 10px auto; width: 80%;"> <p><math>m(6 \cdot 10^{23} \text{ FE Eisensulfid})</math> = <math>88 \cdot \frac{6 \cdot 10^{23}}{6 \cdot 10^{23}} \text{g}</math> = 88 g</p> </div> <p style="text-align: center; font-weight: bold; margin-top: 10px;"><math>56 \text{ g} + 32 \text{ g} \rightarrow 88 \text{ g}</math></p>						
<p><b>sichtbarer Bereich</b></p>							

Nunmehr sind wir in der Lage, vorherzusagen, welche Schwefelmasse mit der Masse eines Kronkorkens reagiert:



$$\frac{56g}{2,3g} = \frac{32g}{x} \qquad x = \frac{32g \cdot 2,3g}{56g} \qquad \mathbf{x = 1,31g}$$

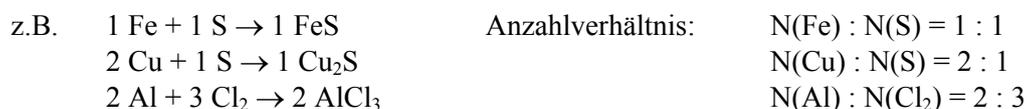
## Die Stoffmenge n

Die Überlegungen zeigen jedoch noch mehr:

Immer, wenn man  $6 \cdot 10^{23}$  Teilchen, seien es Atome, Moleküle oder Formeleinheiten (Salze etc.) zusammenträgt, so sind die Massen dieser Stoffportionen zahlenmäßig genau so groß wie die Atommassen, Molekülmassen oder Massen der Formeleinheiten:

z.B. 1 Atom Eisen hat die Masse von **56 u**                       $6 \cdot 10^{23}$  Eisenatome haben eine Masse von **56g**

Damit Stoffportionen genau miteinander reagieren können, ist notwendig, passende Anzahlen zusammenzubringen. Das Anzahlverhältnis lässt sich der Reaktionsgleichung entnehmen:



Man muss also immer  $6 \cdot 10^{23}$  oder Vielfache oder Bruchteile dieses Zahlenwertes zusammenbringen, damit jeder Reaktionsteilnehmer entsprechende Partner findet.

Dies führt zu einer neuen Denkart der Chemiker! Sie definieren eine neue Grundgröße, die **Stoffmenge**.

Der Name ist Mol, das Symbol heißt n und die Definition lautet:

Die Stoffmenge  $n = 1$  mol ist dann gegeben, wenn eine Stoffportion  $6 \cdot 10^{23}$  Teilchen enthält

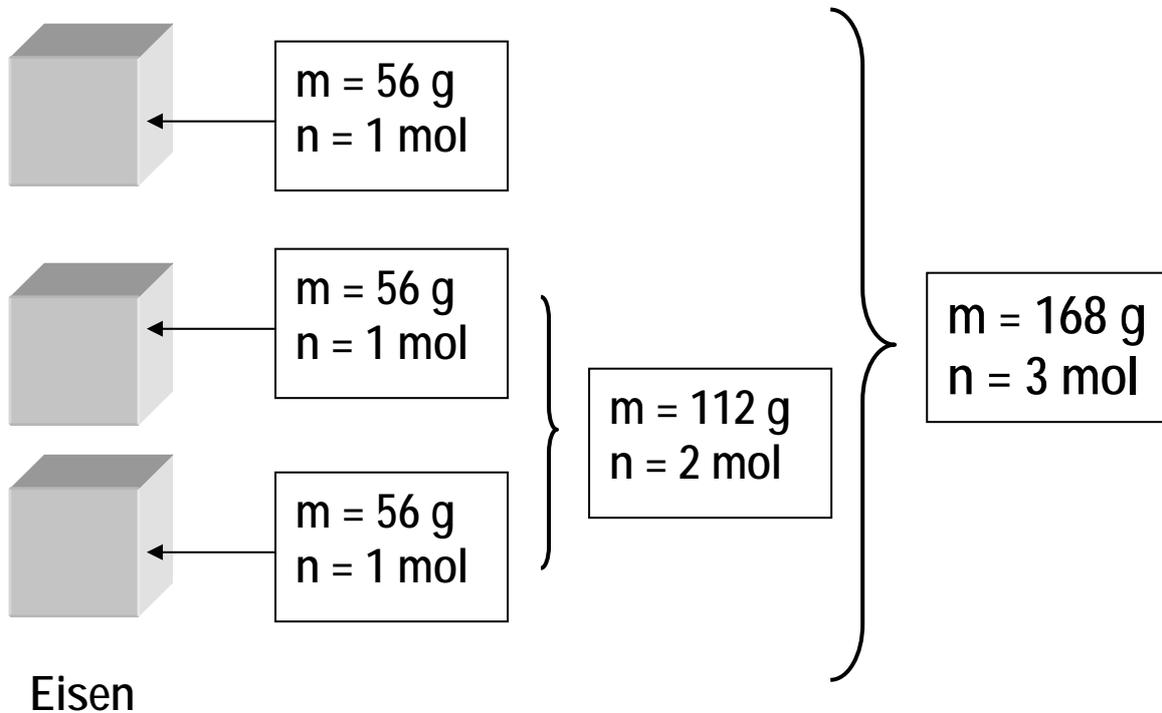
Die Masse dieser Stoffportion entspricht dann zahlenmäßig der Atommasse, der Molekülmasse oder der Masse einer Formeleinheit

Nunmehr bekommen die stöchiometrischen Faktoren einer Reaktionsgleichung eine weitere Bedeutung; sie geben die Anzahl der reagierenden Mole an:



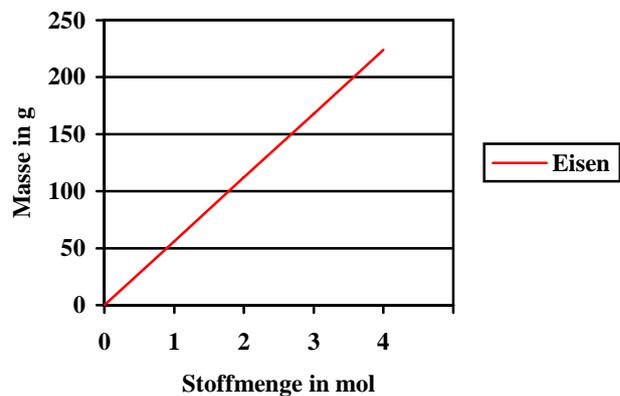
## Die molare Masse M

Stoffmengen abzumessen ist nicht einfach! Zum Einen sind die kleinsten Teilchen zu klein um sie mit einer Pinzette zu fassen, zum Anderen sind es viel zu viele. Das Zählen würde schnell langweilig! Viel einfacher ist es, die Masse einer Stoffportion zu bestimmen und dann daraus die Stoffmenge zu berechnen!



Die Massen der Stoffportionen werden gegen die Stoffmenge grafisch aufgetragen:

Masse in g	Stoffmenge in mol
0	0
56	1
112	2
168	3
224	4



d.h.  $m \sim n$  bzw.  $m / n = \text{const.} = M$

$M = \text{Molare Masse in g/mol}$

$M(\text{Fe}) = 112 \text{ g} / 2 \text{ mol} = 56 \text{ g/mol}$

Somit lassen sich Masse und Stoffmenge ineinander umrechnen. Die hierzu notwendige Proportionalitätskonstante heißt **molare Masse M**.

Die molare Masse  $M$  ist der Quotient aus der Masse  $m$  und der Stoffmenge  $n$  einer Stoffportion:

$$M = \frac{m}{n} \quad \text{Einheit: } 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Es fällt sofort auf, dass der Zahlenwert der Atommasse in der Einheit  $1 \text{ u}$  und der Zahlenwert der molaren Masse in der Einheit  $1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$  übereinstimmen.

Diese Übereinstimmung ist kein Zufall. Sie ergibt sich aus dem Umrechnungsfaktor zwischen den Einheiten  $1 \text{ u}$  und  $1 \text{ g}$ , dem Faktor  $6 \cdot 10^{23}$ .

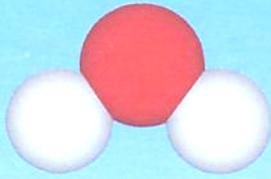
Die molare Masse einer Molekülverbindung lässt sich ebenso ermitteln. Man bildet zunächst die Summe der Atommassen des Moleküls und erhält so die Molekülmasse in der atomaren Masseneinheit  $1 \text{ u}$ .

Zur Bestimmung der molaren Masse wird nun einfach die Einheit  $1 \text{ u}$  durch die Einheit  $1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$  ersetzt.

Beispiele: 1. Molare Masse von Ammoniak ( $\text{NH}_3$ ):

$$m(\text{NH}_3\text{-Molekül}) = (14 + 3 \cdot 1) \text{ u} = 17 \text{ u} \quad \delta \quad M(\text{NH}_3) = 17 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

2. Molare Masse von Wasser ( $\text{H}_2\text{O}$ ):

<p>1 Wasser-Molekül <math>m = 18 \text{ u}</math></p>  <p><math>m(\text{H}_2\text{O-Molekül})</math>  <math>= 2 \cdot m(\text{H-Atom})</math>  <math>+ 1 \cdot m(\text{O-Atom})</math>  <math>= 2 \cdot 1 \text{ u} + 1 \cdot 16 \text{ u}</math>  <math>= 18 \text{ u}</math></p>	<p><math>6 \cdot 10^{23}</math> Wasser-Moleküle <math>m = 18 \text{ g}</math></p>  <p><math>M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot M(\text{H}) + 1 \cdot M(\text{O})</math>  <math>= 2 \cdot 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 1 \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}</math>  <math>= 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}</math></p>
---	--

(aus „Chemie-heute“, Schroedel)

### Hinweise zur Angabe der Stoffmenge:

Zu beachten ist, dass immer genau angegeben werden muss, auf welche Teilchenart sich die Angabe der Teilchenzahl beziehen soll:

#### Beispiel:

Gegeben sei die Stoffportion  $\text{CaCl}_2$  mit der Masse  $m(\text{CaCl}_2) = 111 \text{ g}$ . Die Molare Masse beträgt demnach  $M = 111 \text{ g/mol}$ .

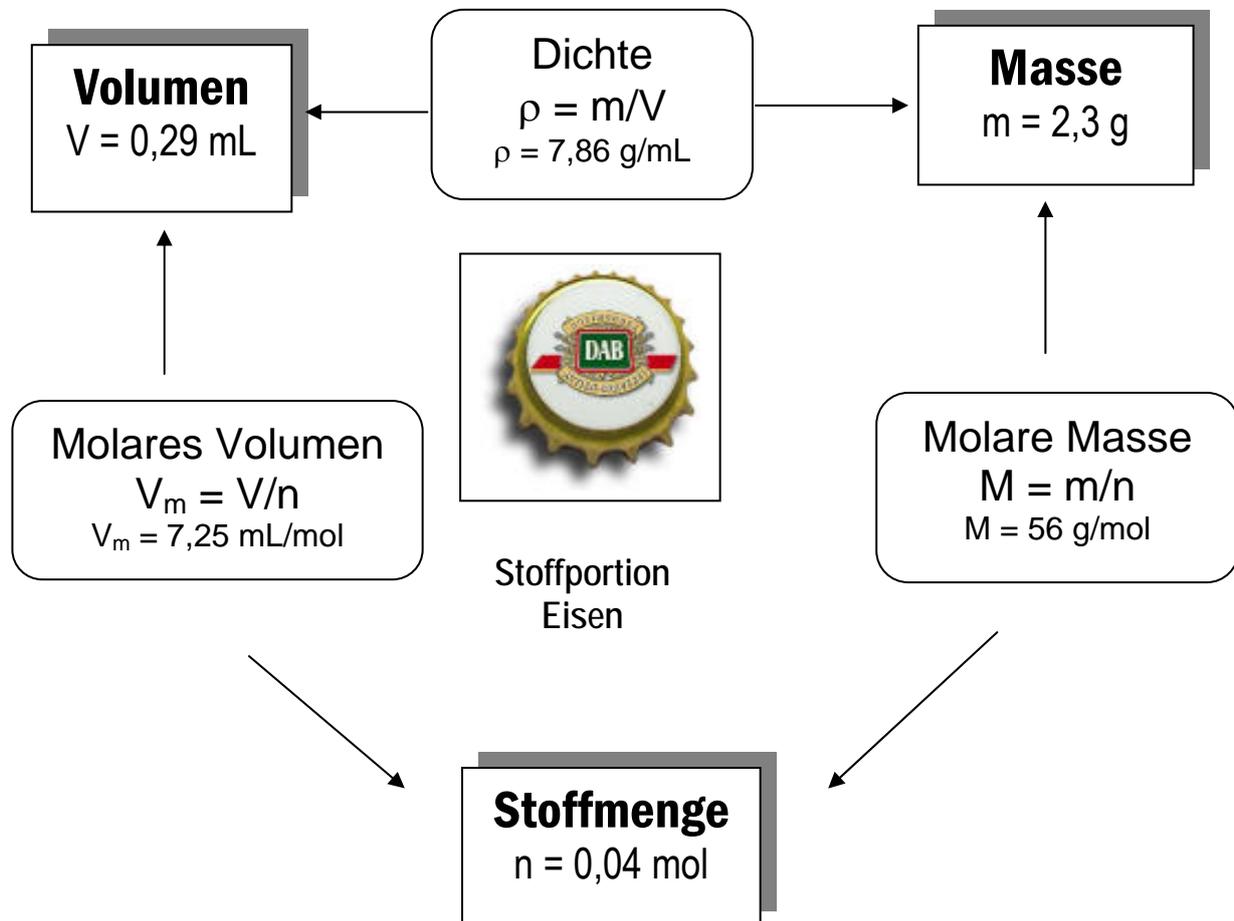
Die oben genannte Stoffportion hat also die Stoffmenge:

- bezogen auf  $\text{CaCl}_2$  :  $n(\text{CaCl}_2) = 1 \text{ mol}$
- bezogen auf  $\text{Ca}^{2+}$  :  $n(\text{Ca}^{2+}) = 1 \text{ mol}$
- bezogen auf  $\text{Cl}^-$  :  $n(\text{Cl}^-) = 2 \text{ mol}$

## Der Zusammenhang zwischen n, m und V

Es stehen somit drei Größen zur Verfügung, um eine Stoffportion quantitativ zu beschreiben:

- Masse m
- Volumen V
- Stoffmenge n



Quantitative Beschreibung einer Stoffportion Eisen

### Umrechnungsmöglichkeiten:

1.  $m \rightarrow V$

**Masse** und **Volumen** sind einander proportional. Der Proportionalitätsfaktor ist die **Dichte**  $\rho$ .

Es gilt:  $m = \rho \cdot V$       $\rho = \frac{m}{V}$       $V = \frac{m}{\rho}$

2.  $m \rightarrow n$

**Masse** und **Stoffmenge** sind einander proportional. Der Proportionalitätsfaktor ist die **Molare Masse**.

Es gilt:  $m = M \cdot n$       $M = \frac{m}{n}$       $n = \frac{m}{M}$

3.  $V \rightarrow n$

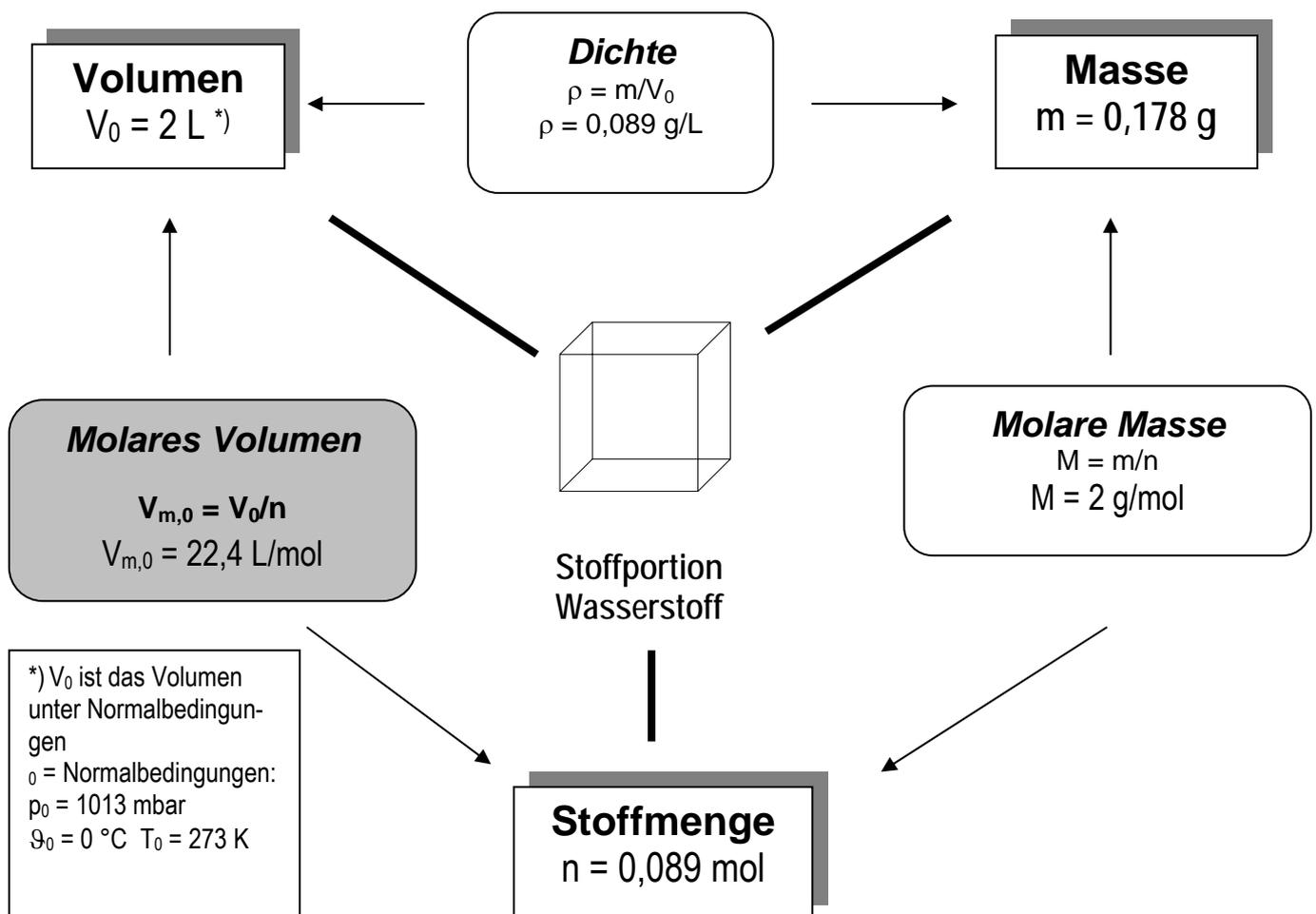
**Volumen** und **Stoffmenge** sind einander proportional. Der Proportionalitätsfaktor ist das **Molare Volumen**.

Es gilt:  $V = V_m \cdot n$       $V_m = \frac{V}{n}$       $n = \frac{V}{V_m}$

## Das Molare Volumen gasförmiger Stoffe

Eine beliebige Gasportion lässt sich wie die Portion eines festen oder flüssigen Stoffes durch die Größen Masse ( $m$ ), Volumen ( $V$ ) und Stoffmenge ( $n$ ) beschreiben. Als Messgröße verwendet man zweckmäßigerweise bei gasförmigen Stoffen das Volumen. Betrachten wir eine Portion Wasserstoff mit einem Volumen von  $V_0(\text{H}_2) = 2 \text{ L}$ . Es ergibt sich folgender Zusammenhang:

### Zusammenhang zwischen Masse, Stoffmenge und Volumen bei gasförmigen Stoffen



Es lässt sich durch Versuchsreihen zeigen, dass für alle gasförmigen Stoffe das Molare Volumen eine konstante Größe darstellt. Es beträgt  $24,2 \text{ L}$  bei Zimmertemperatur und  $22,2 \text{ L}$  unter Normalbedingungen. Dies ist nicht verwunderlich, da ja nach Avogadro gleiche Volumina verschiedener Gase gleich viele Teilchen enthalten. Also muss auch umgekehrt gelten: Gleiche Teilchenzahlen ( $1 \text{ mol} = 6 \cdot 10^{23}$  Teilchen) nehmen gleiche Volumina ein, also  $24,2 \text{ L}$ .

#### Merke:

$V_{m,0} = 22,4 \text{ L/mol}$  unter Normalbedingungen  
 $V_m = 24,2 \text{ L/mol}$  bei Zimmertemperatur

**Stationenlernen zum Thema: Stoffmenge – Molare Masse – Dichte****Station 1:**

Aus welchem Metall ist ein Bleistiftanspitzer gefertigt?

**Aufgabe:**

Bestimme die Dichte eines Metallbleistiftanspitzers (ohne Schneide), indem Du die Masse und das Volumen bestimmst. Das Volumen misst man, indem man den Spitzer in ein Überlaufgefäß mit Wasser gleiten lässt und die Masse des verdrängten Wassers mit einer Waage bestimmt.

Geräte: Waage (auf 0,001 g genau)  
Überlaufgefäß

Chemikalien: dest. Wasser  
Bleistiftanspitzer aus Metall

Dichten verschiedener Metalle:

Metall	Dichte	Metall	Dichte
Eisen	7,86	Magnesium	1,74
Aluminium	2,70	Nickel	8,9
Blei	11,4	Chrom	7,19

**Station 2:**

Die Molare Masse von Magnesium soll bestimmt werden!

**Aufgabe:**

Schneide von einem Mg-Band ein genau 3 cm langes Stück ab. Dieses Stück hat eine Masse von 30 mg. Das Stückchen wird in eine 50 mL-Spritze gegeben und eine Glasspitze aufgesetzt. Nun wird Salzsäure in die Spritze gezogen. Es entwickelt sich Wasserstoff, der die überschüssige Salzsäure aus der Spritze verdrängt. Nach dem Abklingen der Reaktion wird das Wasserstoffvolumen bestimmt. Daraus lässt sich mit Hilfe der Reaktionsgleichung die Molare Masse (zunächst die Atommasse) berechnen.

Geräte: Schere, Spritze, 50 mL, Glasspitze mit Adapter, Lineal

Chemikalien: Mg-Band, verd. Salzsäure

Hinweis:  $\rho(\text{H}_2) = 0,0826 \text{ g/L}$

**Station 3:**

Bereiten einer Kupfersulfatlösung mit einer Konzentration von  $c = 0,1 \text{ mol/L}$ !

**Aufgabe:**

Es sollen 100 mL einer Kupfersulfatlösung mit einer Konzentration von  $c = 0,1 \text{ mol/L}$  hergestellt werden. Man wiegt genau 0,01 mol Kupfersulfat ab, gibt diese Stoffportion in einen Messkolben und füllt mit dest. Wasser auf 100 mL Lösung auf und schüttelt gut um.

Geräte: Waage (auf 0,1 g genau), Spatel, kleines Becherglas (50 mL), Messkolben 100 mL

Chemikalien: blaues Kupfersulfat ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ), dest. Wasser

**Station 4:****Identifiziere das Gas im Luftballon, indem Du die Molare Masse bestimmst!****Aufgabe:**

Die Molare Masse eines unbekanntes Gases soll bestimmt werden, indem man 50 mL des Gases dem Luftballon entnimmt und die Masse bestimmt.

Geräte: Waage (auf 0,001 g genau), 50 mL-Spritze mit Nagel, Blindstopfen  
Chemikalien: unbekanntes Gas im Luftballon (N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, He oder CO<sub>2</sub>)

**Station 5:****Theoretische Bearbeitung!****Aufgabe:**

Zeige, dass für Gase folgende Beziehung gilt:

$$\frac{\text{Dichte}_1}{\text{Dichte}_2} = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

Welches Gas ist leichter? Ammoniak (NH<sub>3</sub>) oder Kohlendioxid (CO<sub>2</sub>)?

**Station 6:****Simulationen zum Satz des Avogadro**

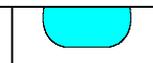
Simula\_T ist ein Programm zur Simulation des Bewegungsverhaltens kleinster Teilchen. Z.B. lassen sich für Gase das BOYLE-MARIOTTSCHE Gesetz und das GAY-LUSSACSCHE Gesetz herleiten. Auch der Satz des AVOGADRO lässt sich mit diesem Programm verdeutlichen.

*In gleichen Volumina verschiedener Gase sind gleich viele Teilchen enthalten, wenn der Druck der Gasportionen und deren Temperatur gleich sind.*

AVOGADRO hat seinen für die Chemie wichtigen Satz postuliert, da ihm bekannt war, dass sich alle Gase gleich verhalten. Im Programm Simula\_T würde dies bedeuten, dass eine bestimmte Teilchenzahl einen bestimmten Druck auf die Wandungen eines Kolbenprobers ausübt. Ändert man die Teilchenart (z.B. die Größe), so müsste nach AVOGADRO der Druck gleich sein. Verdoppelt man jedoch die Teilchenzahl, so müsste der Druck sich auch verdoppeln. Das Programm durchläuft nach dem Start eine bestimmte Zeit, in der die Kollisionen der Teilchen mit der Wand gezählt und als Druck ausgegeben werden. Die Messzeit (Fortschritt in %) wird in einem Fenster  angezeigt.

**Messungen:**

1. 5 Messungen mit 10 Teilchen der Größe 3
  2. 5 Messungen mit 10 Teilchen der Größe 5
  3. 5 Messungen mit 20 Teilchen der Größe 3
- s. Bedienungsanleitung zum Programm (liegt mit aus)  
(Nach jeweils 5 Messungen das Programm neu starten, sonst droht ein Absturz!)





## Neutralisationstiteration

### Bestimmung der Stoffmenge eine NaOH-Plätzchens

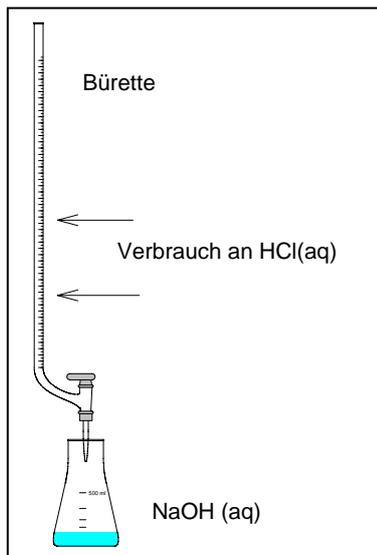
Will man die Stoffmenge eines Natriumhydroxid-Plätzchens bestimmen, so führt die übliche Methode über die Bestimmung der Masse und der Berechnung der molaren Masse ( $n = m/M$ ) nicht zum Erfolg, da sich die Masse während der Wägung dauernd ändert; NaOH (s) ist ein stark hygroskopischer Stoff, der im Laufe der Zeit Wasser anzieht. Ein einfaches Verfahren führt hier zum Erfolg.

Man löst das NaOH-Plätzchen in Wasser und gibt solange Salzsäure einer bestimmten Konzentration ( $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/L}$ ) hinzu, bis die Lösung neutral reagiert. Dieser Punkt wird durch einen zugegebenen Indikator (Bromthymolblau) angezeigt. Man bestimmt das zugegebene Salzsäurevolumen und kann dann Rückschlüsse auf die Stoffmenge an NaOH ziehen.

#### Farben des Indikators Bromthymolblau:

sauer:	gelb
neutral:	grün
alkalisch:	blau

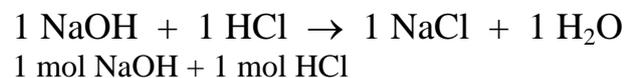
### Versuchsaufbau:



#### Messwerte:

- $V(\text{HCl}) = 23 \text{ mL}$
- $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/L}$

#### Reaktionsgleichung:



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

Wenn man weiß, wie groß die Stoffmenge an HCl in dem verbrauchten HCl-Volumen ist, dann ist das Problem gelöst.

Für die Stoffmengenkonzentration gilt:

$$c = \frac{n}{V}$$

umgeformt nach  $n$  ergibt sich:

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

es folgt:

$$n(\text{NaOH}) = n(\text{HCl}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 23 \text{ mL} = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,023 \text{ L} = 0,0023 \text{ mol} = 2,3 \text{ mmol}$$

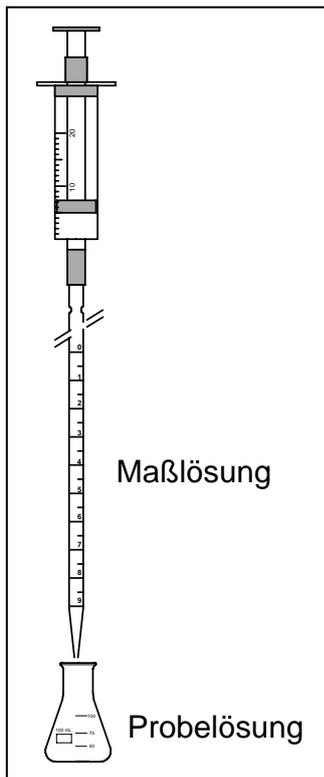
### Bestimmung der Konzentration einer unbekanntes NaOH-Lösung

Bei der Durchführung der **Neutralisationstiteration** gibt man eine saure oder alkalische Lösung bekannter Konzentration (**Maßlösung**) aus einer Bürette oder im Falle der Low-cost-Versuche aus einer Messpipette zu einer bestimmten Portion alkalischer oder saurer Lösung unbekannter Konzentration (**Probelösung**) in einem Erlenmeyerkolben bis zur Neutralisation. Ein Indikator zeigt den Neutralpunkt an. Dieses Verfahren zur Bestimmung unbekannter Säure-

re- bzw. Laugenkonzentrationen nennt man Neutralisationstiteration oder kurz **Titration**. Aus dem Volumen der verbrauchten Portion Maßlösung, ihrer Konzentration und dem Volumen der Probelösung kann die unbekannte Konzentration der Probelösung bestimmt werden.

### Beispiel:

Zur Neutralisation von 5 mL Natronlauge einer unbekanntem Konzentration werden 3 mL Salzsäure der Konzentration  $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/L}$  verbraucht. Bestimme die Konzentration der Natronlauge!



#### Gegebene Werte:

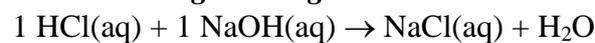
$V(\text{NaOH}) = 5 \text{ mL}$   
 $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/L}$

#### Gemessene Werte:

$V(\text{HCl}) = 3 \text{ mL}$

#### Auswertung:

- **Reaktionsgleichung:**



Am Neutralpunkt haben gerade gleiche Stoffmengen an HCl und NaOH miteinander reagiert; dies kann man der Reaktionsgleichung entnehmen:

- **Stoffmengenbilanz**

$$n(\text{HCl}) : n(\text{NaOH}) = 1 : 1 \quad \text{oder} \\ n(\text{HCl}) = n(\text{NaOH})$$

- **Titrationgleichung**

Es gilt für die Stoffmengenkonzentration:

$$c = \frac{n}{V} \quad \text{oder} \quad n = c \cdot V$$

Dies eingesetzt ergibt:

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

- **Berechnung**

nach der unbekanntem Konzentration umgeformt:

$$c(\text{NaOH}) = \frac{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V(\text{NaOH})} = \frac{0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 3 \text{ mL}}{5 \text{ mL}} = 0,06 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

## Analyse von "Feuerzeuggas"

### 1. Physikalische Eigenschaften

Betrachtet man ein durchsichtiges Einwegfeuerzeug, so erkennt man leicht eine flüssige und eine gasförmige Phase (Phase = einheitlicher Bereich in einem Gemisch), die miteinander in einem Gleichgewicht stehen. Entnimmt man dem Feuerzeug Gas, so verdampft etwas von der Flüssigkeit nach. Der Vorteil dieser Anordnung ist, dass eine bestimmte Gasportion im flüssigen Zustand ein geringeres Volumen beansprucht als im Gaszustand, so kann man viel mehr Brennstoffs auf kleinem Raum unterbringen. Beim "Feuerzeuggas" handelt es sich um ein Gas - oder Gasgemisch - das sich unter Druck verflüssigen lässt.

### Verflüssigung von "Feuerzeuggas" unter Druck

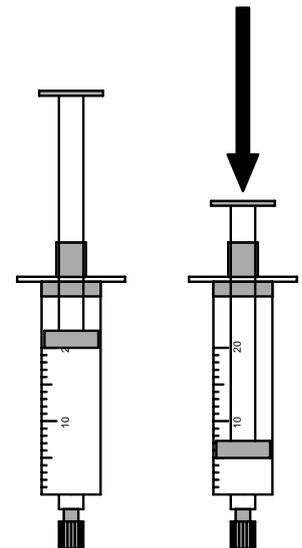
**Geräte:** 20 mL-Spritze, Verschlussstopfen, Adapter zur Entnahme des Gases aus einer Nachfüllkartusche für Feuerzeuge (Hinweis: Man stellt einen solchen Adapter her, indem man von einem Perfusionsbesteck die Kanüle abschneidet und das Schlauchende auf die Nachfüllkartusche steckt)

**Chemikalien:** Nachfüllkartusche für Feuerzeuge



**Sicherheit:**

**Durchführung:** Man füllt die Spritze mit dem "Feuerzeuggas", verschließt sie mit einem Verschlussstopfen und komprimiert kräftig. Es lassen sich winzige farblose Flüssigkeitstropfen erkennen, die beim Entspannen wieder verschwinden. Es stellt sich das ursprüngliche Gasvolumen wieder ein.



Das Experiment lässt sich deuten, wenn man davon ausgeht, dass zwischen den Teilchen im gasförmigen Zustand Anziehungskräfte herrschen. Diese sind recht schwach und haben nur eine sehr geringe Reichweiten. Es handelt sich um die **Van-der-Waals-Kräfte**, deren Stärke von der Größe und Art der Moleküle abhängen. Im gasförmigen Feuerzeuggas sind sie vorhanden, können jedoch nicht wirken, da die Moleküle zu weit voneinander entfernt sind. Durch das Komprimieren werden die Abstände zwischen den Molekülen kleiner und die Van-der-Waals-Kräfte können wirksam werden. Das Gas wird flüssig.

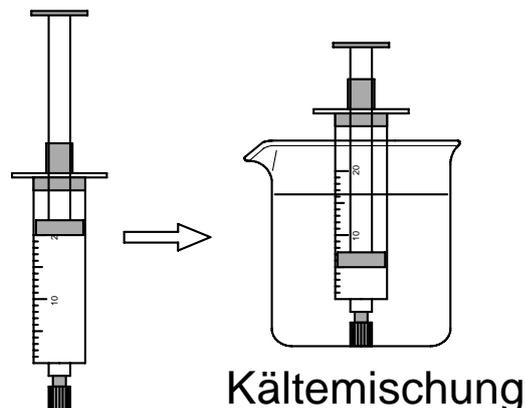
Es ist zu vermuten, dass durch eine Temperaturniedrigung die Bewegung der Teilchen stark eingeschränkt wird, und auch so eine Verflüssigung möglich ist.

**Verflüssigung von "Feuerzeuggas" durch Abkühlen**

**Geräte:** 20 mL-Spritze, Verschlussstopfen, Adapter zur Entnahme des Gases aus einer Nachfüllkartusche für Feuerzeuge (Hinweis: Man stellt einen solchen Adapter her, indem man von einem Perfusionsbesteck die Kanüle abschneidet und das Schlauchende auf die Nachfüllkartusche steckt)

**Chemikalien:** Nachfüllkartusche für Feuerzeuge, Eis, Streusalz

**Durchführung:** Man füllt die Spritze mit dem "Feuerzeuggas", verschließt sie mit einem Verschlussstopfen und stellt sie in ein Kältebad (ca.  $-12\text{ }^{\circ}\text{C}$ ), das durch Mischen vom Salz, Eis und Wasser (je 1/3) hergestellt wird. Bei leichtem Druck auf den Stempel wird das Gas flüssig. Beim Erwärmen mit der Hand stellt sich der Ausgangszustand wieder ein.



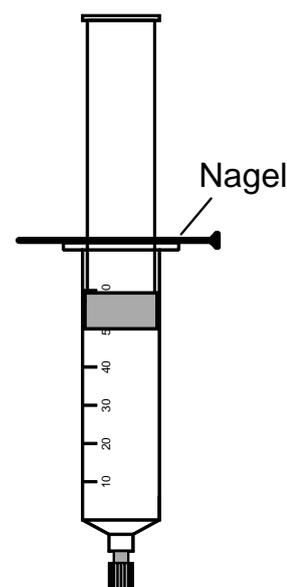
Im folgenden Versuch soll geklärt werden, ob Feuerzeuggas leichter oder schwerer als Luft ist. Dies ist wichtig zu wissen, wenn man in tiefliegenden Kellerräumen mit Campingkochern o.ä. hantiert (Explosionsgefahr durch Gas/Luft-Gemische).

**Bestimmung der Dichte von Feuerzeuggas und von Luft**

**Geräte:** 50 mL-Spritze mit Querloch im Stempel bei 50 mL, Blindstopfen, Nagel, Waage (0,001 g genau)

**Chemikalien:** Nachfüllkartusche für Feuerzeuge

**Durchführung:** Die Spritze wird mit dem Blindstopfen verschlossen und durch Herausziehen des Stempels ein Vakuum erzeugt. Bei der Markierung 50 mL wird der Stempel durch einen Nagel, der durch den Stempel geschoben wird, fixiert. Sodann wird die Masse bestimmt. Danach werden 50 mL Luft bzw. 50 mL Feuerzeuggas eingefüllt und die Masse erneut bestimmt (Nagel nicht vergessen!). Aus der Differenz erhält man die Masse von 50 mL Luft bzw. 50 mL Feuerzeuggas.

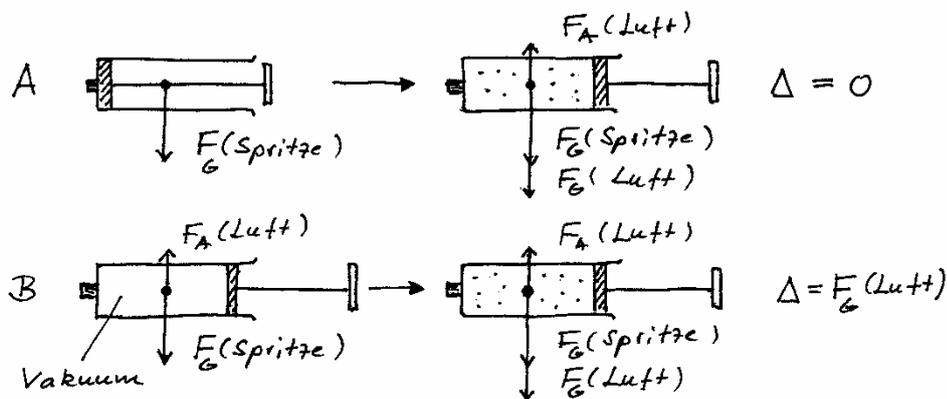


Messwerte:

Gruppe	V in mL	m(Luft) in g	$\rho$ (Luft) in g/L	m(Gas) in g	$\rho$ (Gas) in g/L
1	50	0,059	1,18	0,118	2,36
2	50	0,061	1,22	0,121	2,42
3	50	0,063	1,26	0,119	2,38
4	50	0,058	1,16	0,118	2,36
Mittelwert			1,205		2,38

**Ergebnis:** Die Dichte von Feuerzeuggas ist doppelt so groß wie die von Luft; d.h. das Gas sinkt zu Boden. Deshalb dürfen in Kellerbereichen keine Flüssiggasflaschen gelagert werden.

Weshalb muss man die Spritze vor dem Wiegen evakuieren?



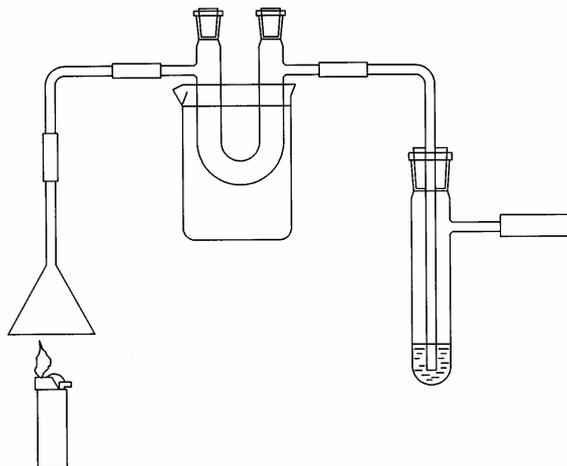
Im Fall A wird kein Unterschied in der Anzeige der Waage auftreten. Zur Gewichtskraft der Spritze addiert sich die Gewichtskraft der eingezogenen Luft. Gleichzeitig erfährt die Spritze eine Auftriebskraft, die genau so groß ist wie die Gewichtskraft der verdrängten Luft. Die resultierende Gewichts-differenz ist also Null.

Im Fall B erfährt die Spritze mit dem Vakuum eine Auftriebskraft. Die resultierende Massendifferenz entspricht der Gewichtskraft der eingezogenen Luft.

## 2. Qualitative Analyse

### Nachweis der Elemente

#### Indirekter Nachweis von Kohlenstoff und Wasserstoff



**Geräte:** Glastrichter, Reagenzglas mit seitlichem Ansatzrohr, U-Rohr, Becherglas 600 ml weit, Winkelrohr (klein), Winkelrohr (groß), div. Gummiverbinder, Gummischlauch, Wasserstrahlpumpe

**Chemikalien:** Feuerzeug mit Gasfüllung, Eis, Kalkwasser, Cobaltpapier oder wasserfreies Kupfersulfat

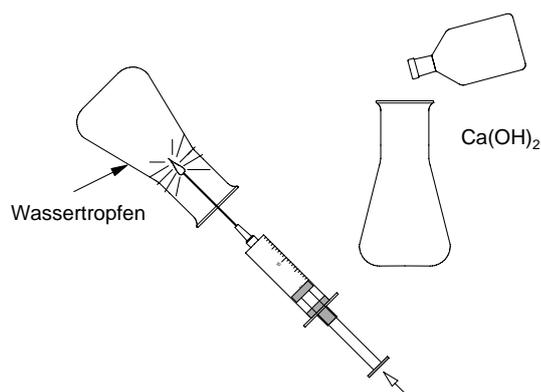
**Durchführung:** Man baut die Apparatur gemäß der Abbildung zusammen und füllt das Becherglas mit Eis, das Reagenzglas mit Kalkwasser. Während man das brennende Feuerzeug unter den Trichter hält, saugt man mit einem gleichmäßigen Luftstrom die Verbrennungsgase durch die Apparatur. Zu den im U-Rohr abgeschiedenen Flüssigkeitstropfen gibt man etwas wasserfreies Kupfersulfat.

#### Indirekter Nachweis von Kohlenstoff und Wasserstoff (Halbmikromaßstab mit Spritzen)

**Geräte:** 20 mL-Spritze mit Kanüle, Erlenmeierkolben

**Chemikalien:** Nachfüllkartusche für Feuerzeuge

**Durchführung:** Man füllt die Spritze mit Feuerzeuggas und zündet dies an der Kanüle an. Durch einen gleichmäßigen Druck auf den Stempel erzeugt man



eine gleichmäßig brennende Flamme, die man in einen Erlenmeierkolben brennen lässt. Danach wird Kalkwasser zugegeben.

**Beobachtungen:** Im Erlenmeierkolben bilden sich kleine Wassertropfen. Das Kalkwasser trübt sich.

**Hinweis:** Neben den Elementen Wasserstoff und Kohlenstoff, die als Wasser bzw. Kohlendioxid nachgewiesen werden, lassen sich keine weiteren Elemente im Feuerzeuggas nachweisen. Es handelt sich somit um einen reinen Kohlenwasserstoff mit der vorläufigen Formel  $C_xH_y$ .

### 3. Quantitative Analyse

Mit Hilfe von Kupferoxid wird das Feuerzeuggas zu Kohlendioxid und Wasser oxidiert. Das Kohlendioxid wird mit Hilfe eines Kolbenprobers aufgefangen und so das Volumen bestimmt. Auf die Bestimmung der Wassermasse wird in diesem Fall verzichtet.



Aus 1 Raumteil des unbekanntes Gases entstehen x Raumteile Kohlendioxid.

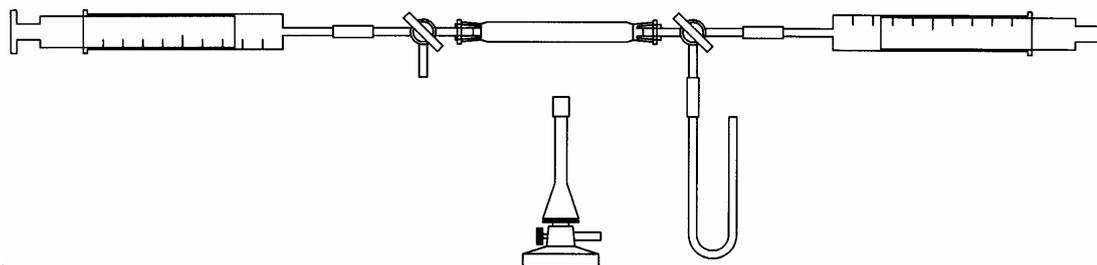
#### Bestimmung des CO<sub>2</sub>-Volumens bei der Oxidation

**Geräte:** 2 Kolbenprober, Reaktionsrohr, Stopfen, 2 Dreiwegehähne, Manometerrohr, Brenner

**Chemikalien** Feuerzeuggas aus Campinggaskartusche (Brennkopf abschrauben und Schlauch aufsetzen), wasserfreies CaCl<sub>2</sub>, CuO in Stabform, Glaswolle, Stickstoff

**Durchführung:** Die Apparatur wird gemäß der Abbildung zusammengesetzt. Das Reaktionsrohr wird dabei in der Mitte mit CuO-Stäbchen und zu den Rändern hin mit Glaswolle, CaCl<sub>2</sub> und dann wieder mit Glaswolle gefüllt. Die Apparatur wird zunächst zur Vertreibung von Sauerstoff mit Stickstoff gespült und dann mit 20 ml Feuerzeuggas gefüllt. Das CuO wird kräftig erhitzt und das Gas über das glühende Kupferoxid gedrückt.

**Beobachtungen:** Das Kupferoxid wird zu Kupfer reduziert. Das entstehende Wasser wird vom CaCl<sub>2</sub> aufgenommen, das Volumen des entstehenden Kohlendioxids beträgt 80 ml.



#### Versuchsergebnis:

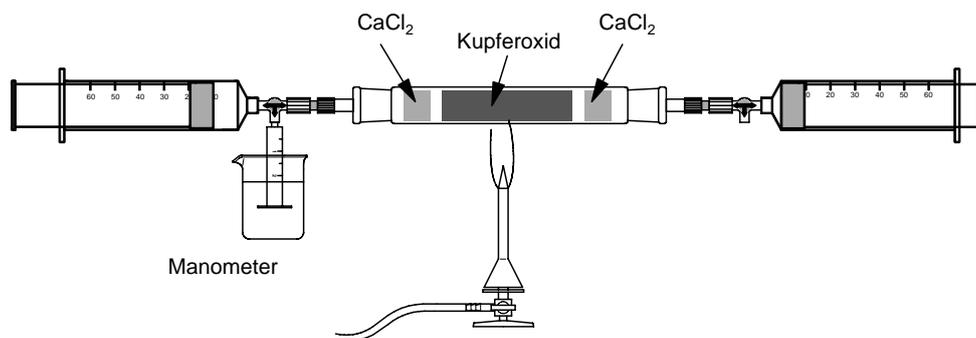
Aus 20 ml Feuerzeuggas entstehen 80 ml CO<sub>2</sub>. D.h. es findet eine Volumenvervierfachung statt. Die Größe x ermittelt sich somit zu x = 4.

Somit gilt für die Verhältnisformel:  $\text{C}_4\text{H}_y$

**Bestimmung des CO<sub>2</sub>-Volumens bei der Oxidation (Halbmikrotechnik)**

**Geräte:** 2 Spritzen (50 mL, mit Silikonöl geschmiert), 1 Spritze (2,5 mL) ohne Kolben (Manometer), Reaktionsrohr (Quarz), Stopfen, 2 Dreiwegehähne, Brenner, Becherglas 100 mL (weit)

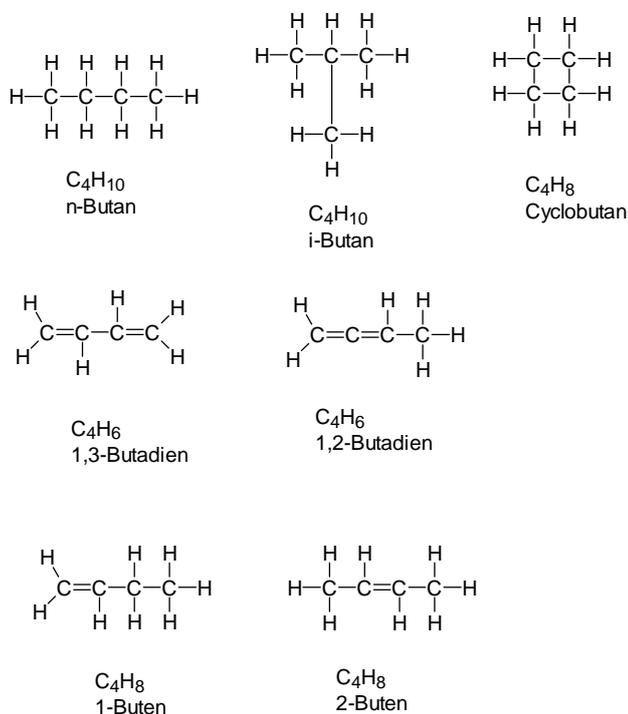
**Chemikalien** Feuerzeuggas aus Campinggaskartusche (Brennkopf abschrauben und Schlauch aufsetzen), wasserfreies CaCl<sub>2</sub>, CuO in Stabform, Quarzglaswolle, Stickstoff



**Durchführung:** Die Apparatur wird gemäß der Abbildung zusammengesetzt. Das Reaktionsrohr wird dabei in der Mitte mit CuO-Stäbchen und zu den Rändern hin mit Quarzglaswolle, CaCl<sub>2</sub> und dann wieder mit Quarzglaswolle gefüllt. Die Spritzenhülle taucht in ein Becherglas mit Wasser als Manometerersatz. Die Apparatur wird zunächst zur Vertreibung von Sauerstoff mit Stickstoff gespült und dann mit 10 ml Feuerzeuggas gefüllt. Das CuO wird kräftig erhitzt und das Gas über das glühende Kupferoxid gedrückt. Nach dem Abkühlen der Apparatur wird die in das Wasser getauchte Spritzenhülle über den Dreiwegehahn dazugeschaltet und durch Verschieben des Kolbens für Druckausgleich gesorgt. Dann wird abgelesen.

**Beobachtungen:** Das Kupferoxid wird zu Kupfer reduziert. Das entstehende Wasser wird vom CaCl<sub>2</sub> aufgenommen, das Volumen des entstehenden Kohlendioxids beträgt 40 ml.

### 3. Beispiele für mögliche Strukturformeln



Dies sind einige der möglichen C<sub>4</sub>-Verbindungen. Auch Moleküle mit Dreifachbindungen sind denkbar. 4 der Verbindungen enthalten Doppelbindungen. Doppelbindungen und Dreifachbindungen in organischen Molekülen lassen sich durch die Entfärbung von Bromwasser nachweisen.

#### Nachweis von Doppelbindungen mit Bromwasser

**Geräte:** Waschflasche, Gummischlauch

**Chemikalien:** Feuerzeuggas aus Campinggaskartusche (Brennkopf abschrauben und Schlauch aufsetzen), Bromwasser

**Durchführung:** Man füllt die Waschflasche zu 1/4 mit Bromwasser und leitet das Feuerzeuggas hindurch.

**Beobachtungen:** Es findet keine Entfärbung statt, d.h. es ist keine Doppelbindung im Molekül vorhanden

Es bleiben somit nur die Substanzen n-Butan, i-Butan und Cyclobutan als mögliche C<sub>4</sub>-Moleküle; das letztere unterscheidet sich von den ersten beiden durch die Molekülmasse bzw. der molaren Masse.

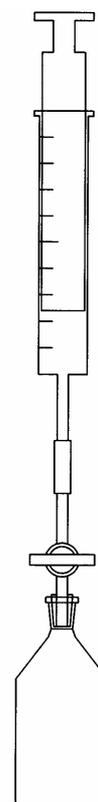
Nr.	Strukturformel	Name	Summenformel	Molare Masse [g/mol]
1	<pre>       H   H   H   H                     H - C - C - C - C - H                           H   H   H   H           </pre>	n-Butan	$C_4H_{10}$	58,00
2	<pre>       H   H   H                 H - C - C - C - H                       H       H                       C - H                       H           </pre>	i-Butan	$C_4H_{10}$	58,00
3	<pre>       H   H             H - C - C - H             H - C - C - H                   H   H           </pre>	Cyclobutan	$C_4H_8$	56,00

#### 4. Bestimmung der molaren Masse

Die Größe  $\gamma$  lässt sich bestimmen, indem man die molare Masse des Gases experimentell ermittelt. Zu diesem Zweck bestimmt man Volumen und Masse einer bestimmten Feuerzeuggasportion.

##### Bestimmung der molaren Masse des Feuerzeuggases

- Geräte:** 250 ml PVC-Flasche eng, Stopfen, 2-Wegehahn, Kolbenprober, Waage, Gummiverbinder
- Chemikalien:** Feuerzeuggas aus Campinggaskartusche (Brennkopf abschrauben und Schlauch aufsetzen)
- Durchführung:** Man lässt aus einem Kolbenprober 100 mL des Feuerzeuggases in eine evakuierte Polyethylenflasche strömen. Die Masse der Flasche wird vor und nach dem Einströmen des Gases bestimmt. Aus der Differenz errechnet sich die Masse der Gasportion.
- Meßwerte:**
- $m = 0,238 \text{ g}$
  - $V = 100 \text{ ml}$
  - $p = 1004 \text{ mbar}$
  - $\vartheta = 21 \text{ }^\circ\text{C}$

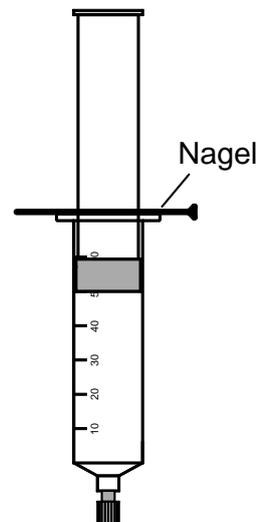


**Bestimmung der molaren Masse des Feuerzeuggases (Halbmikromaßstab)**

**Geräte:** 50 mL-Spritze mit Querloch im Stempel bei 50 mL, Blindstopfen, Nagel, Waage (0,001 g genau)

**Chemikalien:** Nachfüllkartusche für Feuerzeuge

**Durchführung:** Die Spritze wird mit dem Blindstopfen verschlossen und durch Herausziehen des Stempels ein Vakuum erzeugt. Bei der Markierung 50 mL wird der Stempel durch einen Nagel, der durch den Stempel geschoben wird, fixiert. Sodann wird die Masse bestimmt. Danach werden 50 mL Feuerzeuggas eingefüllt und die Masse erneut bestimmt (Nagel nicht vergessen!). Aus der Differenz erhält man die Masse von 50 mL Feuerzeuggas.



**Messergebnis:**  $m = 0,119 \text{ g}$        $V = 50 \text{ mL}$        $V_m = 24,1 \text{ L/mol}$

**Auswertung:** mit  $M = \frac{m}{n}$       und       $n = \frac{V}{V_m}$       folgt

$$M = \frac{m \cdot V_m}{V} = \frac{0,119 \text{ g} \cdot 24,1 \text{ L}}{0,05 \text{ L} \cdot \text{mol}} = 57,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

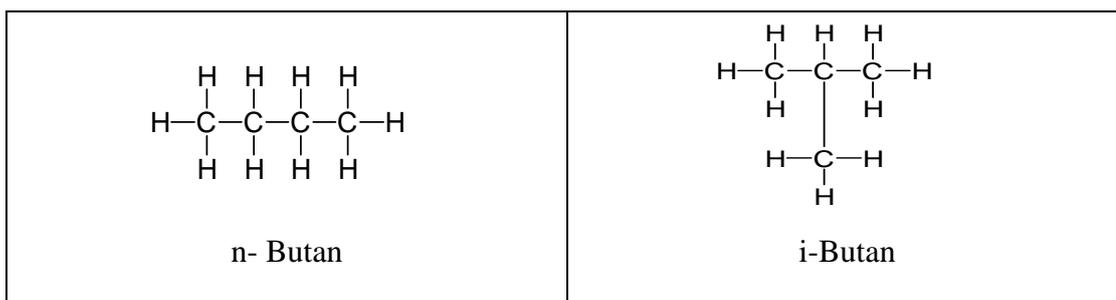
s. a. Kapitel (Das molare Volumen gasförmiger Stoffe)

Für die Verhältnisformel ergibt sich somit



mit  $M = (4 \cdot 12 + 10 \cdot 1) \text{ g/mol} = 58 \text{ g/mol}$ .

Es resultieren also zwei mögliche Verbindungen, nämlich die Isomere n - Butan und i - Butan



Die beiden Isomere des Butans unterscheiden sich in ihren physikalischen Eigenschaften:

Name	Strukturformel	Smp in °C	Sdp in °C
n-Butan	$\begin{array}{cccc} \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} \\   &   &   &   \\ \text{H}-\text{C} & -\text{C} & -\text{C} & -\text{C}-\text{H} \\   &   &   &   \\ \text{H} & \text{H} & \text{H} & \text{H} \end{array}$	-138,00	-0,50
i-Butan 2-Methylpropan	$\begin{array}{ccccc} & \text{H} & & \text{H} & \\ &   & &   & \\ \text{H} & -\text{C} & - & \text{C} & -\text{H} \\ &   & &   & \\ & \text{H} & & \text{H} & \\ & & &   & \\ & & & \text{H}-\text{C}-\text{H} & \\ & & &   & \\ & & & \text{H} & \end{array}$	-160,00	-11,70

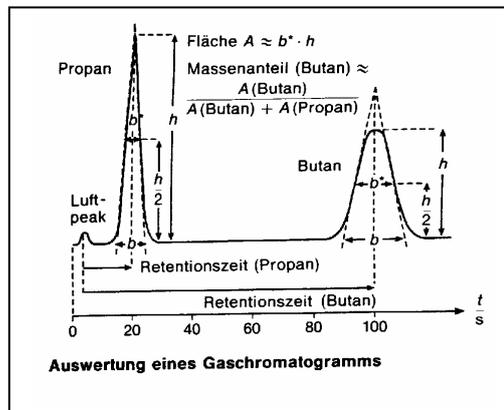
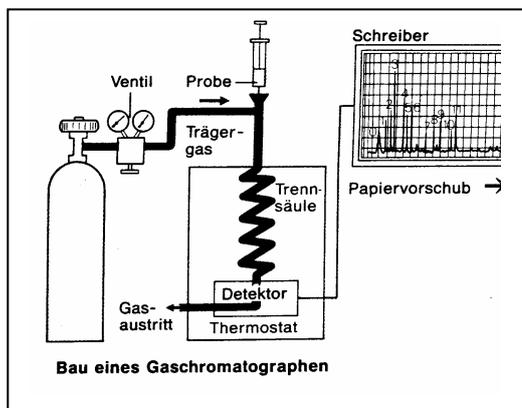
## 5. Gaschromatographische Untersuchung von Feuerzeuggas

### 5.1. Funktionsprinzip des Gaschromatographen

Das Prinzip der *Gaschromatographie* beruht auf der Tatsache, dass Moleküle sich aufgrund ihres unterschiedlichen Aufbaus auch unterschiedlich gut in einem Lösungsmittel lösen, da sie unterschiedlich starke Wechselwirkungen zu den Lösungsmittelmolekülen zeigen. Man läßt einen Gasstrom (z.B. Wasserstoffgas), die *mobile Phase*, über kleine feste Teilchen, die mit einem schwerflüchtigen Öl benetzt sind, *der stationären Phase*, strömen. Dabei lösen sich die unterschiedlichen Substanzen der Substanzprobe, die in den Trägerstrom injiziert wird, unterschiedlich gut in dem Öl der stationären Phase. Es stellt sich ein Gleichgewicht der zu trennenden Teilchen zwischen stationärer und mobiler Phase ein. Diese Gleichgewichte sind von Substanz zu Substanz, je nach Löslichkeit, unterschiedlich. Beim Durchwandern der Säule findet deshalb eine Auftrennung statt.

Mit Hilfe eines Detektors (z.B. Wärmeleitfähigkeitsdetektor) kann man die ankommenden Substanzen registrieren und mit Hilfe eines Verstärkers auf einen Schreiber geben.

Die Zeit, die eine Teilchenart zum Durchwandern der Säule benötigt, nennt man *Retentionszeit*. Sie ist charakteristisch für eine bestimmte Substanz; durch sie läßt sich eine Substanz identifizieren. Die Fläche unter einem Ausschlag (Peak) am Schreiber ist ein Maß für die Substanzmenge.

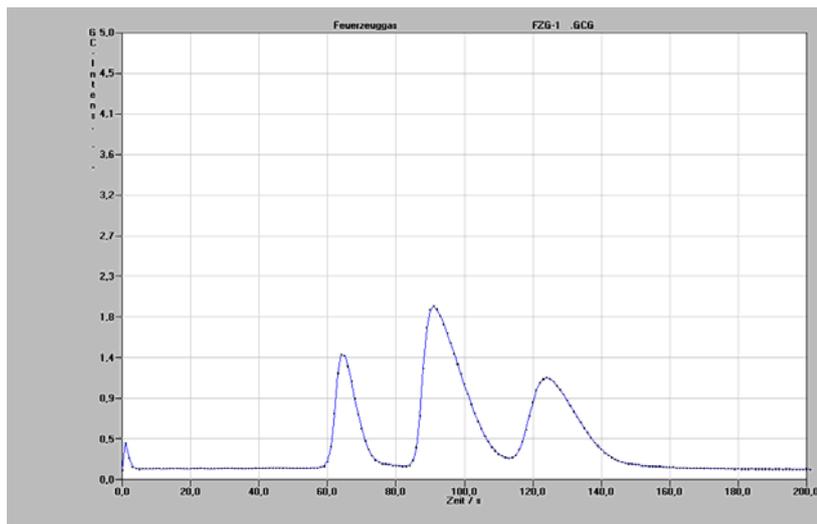


### Gaschromatogramm von Feuerzeuggas

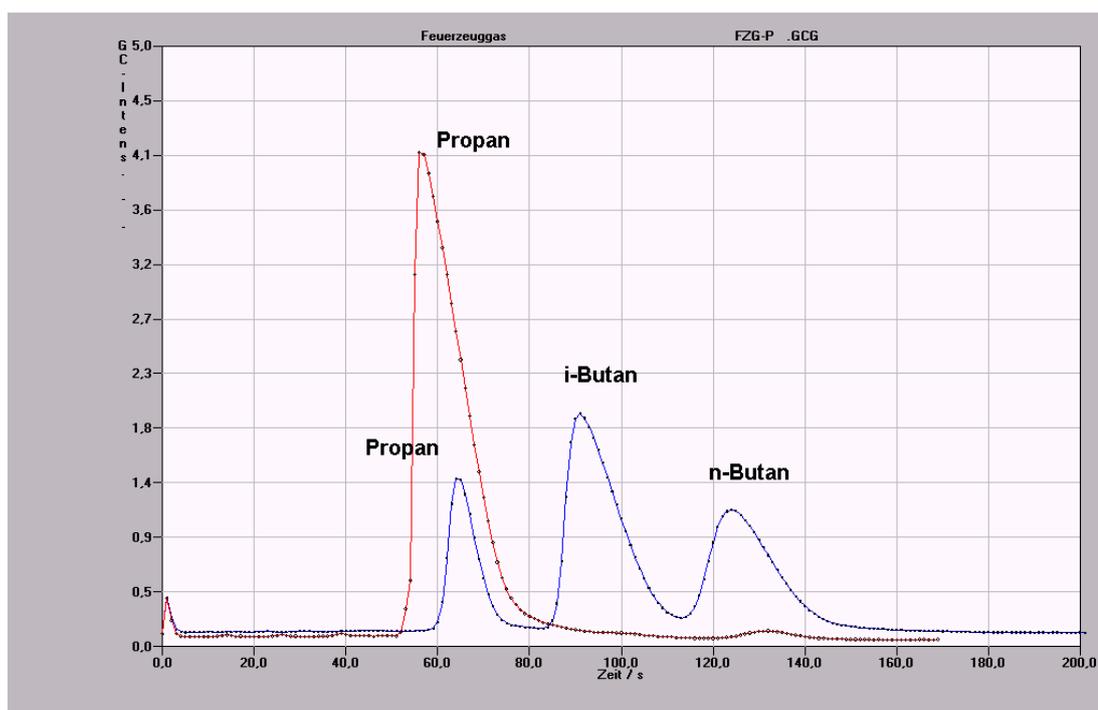
**Geräte:** GC nach Kappenberg, 2 mL-Spritze, Computer zur Messwerterfassung

**Chemikalien:** Feuerzeuggas mit Entnahmeeinrichtung,

**Durchführung:** Man injiziert 1 mL des Gases in den Einspritzblock des GC. Empfindlichkeit (GC-Intensität) wird auf 5 eingestellt

**Messergebnis:**

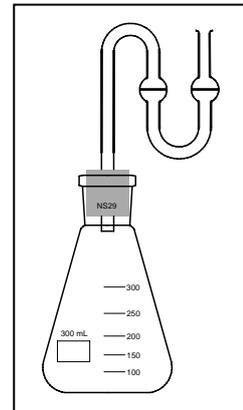
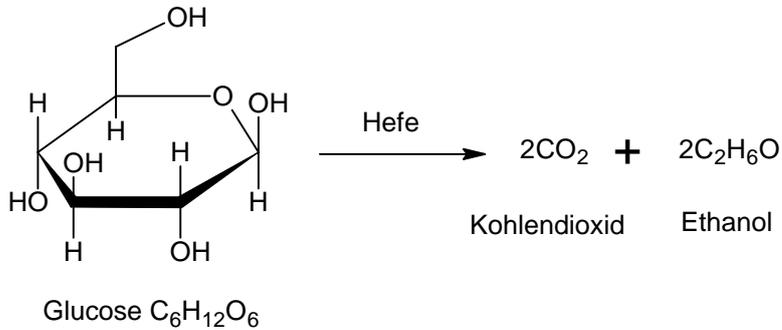
**Auswertung:** Überraschend zeigt sich, dass die Feuerzeuggasprobe neben zwei erwarteten Komponenten (n-Butan und i-Butan) noch eine dritte Substanz enthält. Es könnte sich um einen weiteren Kohlenwasserstoff handeln. Es liegt nahe zu vermuten, dass dies Propan ist. Um dies zu bestätigen, wird von reinem Propan unter den gegebenen Messbedingungen ein Gaschromatogramm angefertigt und über das des Feuerzeuggases gelegt. Ein Vergleich der Retentionszeiten macht eine Zuordnung der Peaks möglich. i-Butan wandert schneller als n-Butan durch die Säule, da die Form „kugelförmig“ ist und so die Möglichkeit mit der Füllung der Säule in Kontakt zu treten geringer ist.



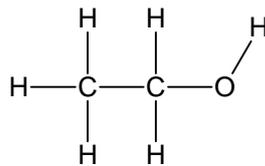
## Alkohole – Brüder des Wassers

### Ethanol

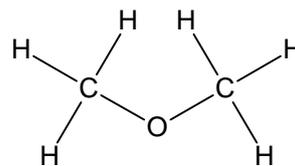
Ethanol entsteht aus Zucker durch die alkoholische Gärung. Dabei werden Glucosemoleküle mit Hilfe von Hefezellen in Ethanol und Kohlendioxid umgewandelt.



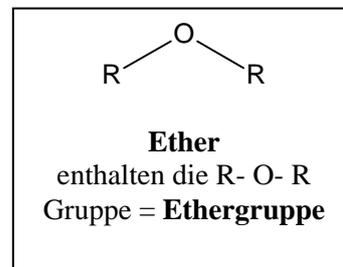
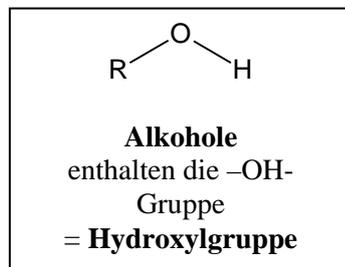
Mögliche Strukturformeln für  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ :



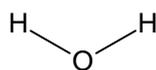
Ethanol



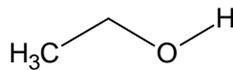
Dimethylether



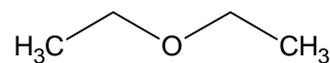
Die strukturelle Verwandtschaft zwischen Alkoholen und Ether wird deutlich, wenn man das Wassermolekül in den Vergleich einbezieht:



Wasser



Ethanol

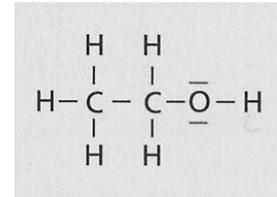


Diethylether

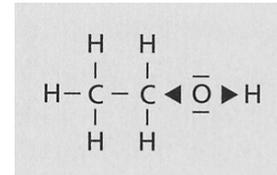
Alkohole entstehen aus dem Wassermolekül, wenn man formal ein H-Atom durch einen organischen Rest ersetzt; zu den Ethern gelangt man, indem man beide H-Atome durch organische Reste ersetzt.

**Bindungsverhältnisse in Alkoholen:***Das Sauerstoffatom als elektronenreiches Atom*

Da das Sauerstoffatom 6 Außenelektronen hat, von denen nur zwei für Bindungen benötigt werden, verfügt es noch über zwei nichtbindende freie Elektronenpaare. Am Sauerstoffatom herrscht eine hohe Elektronendichte, das Atom ist elektronenreich.

*Das Kohlenstoffatom als elektronenarmes Atom*

Das Kohlenstoffatom und das Sauerstoffatom sind durch eine polare Atombindung verbunden. Die Elektronegativität des Kohlenstoffatoms beträgt 2,5, die des Sauerstoffs 3,5. Das Sauerstoffatom zieht die Elektronen stärker an. Das Kohlenstoffatom ist elektronenarm.

**Merke:**

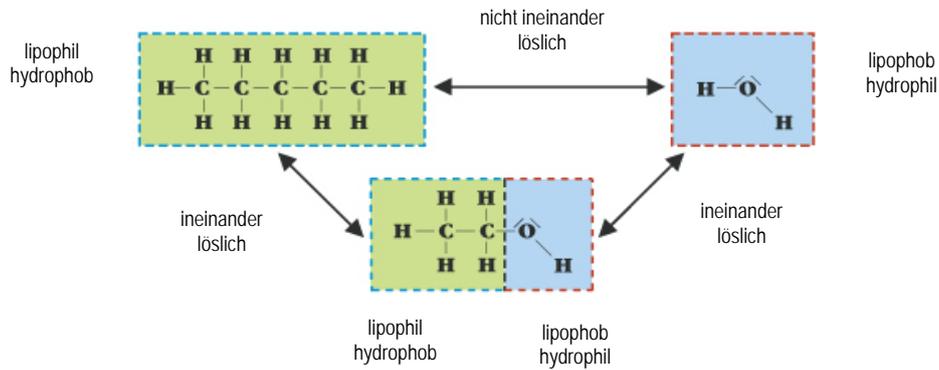
**Alkohole** sind organische Verbindungen mit einer oder mehreren **Hydroxylgruppen** im Molekül. Von den Alkanen abgeleitete Alkohole mit einer Hydroxylgruppe heißen **Alkanole**.

**Die wichtigsten Alkohole**

einwertige Alkohole		mehrwertige Alkohole	
Name	Strukturformel	Name	Strukturformel
Methanol (Methylalkohol)	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\text{OH} \\   \\ \text{H} \end{array}$	Ethan-1,2-diol	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\   \quad   \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$
Ethanol (Ethylalkohol)	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{OH} \\   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	Propan-1,2,3-triol (Glycerin)	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\   \quad   \quad   \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$
Propan-1-ol	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{OH} \\   \quad   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$		
Propan-2-ol (Isopropylalkohol)	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\   \quad   \quad   \\ \text{H} \quad \text{OH} \quad \text{H} \end{array}$		
Butan-1-ol	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \quad   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{OH} \\   \quad   \quad   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$		
Pentan-1-ol (Amylalkohol)	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \quad   \quad   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{OH} \\   \quad   \quad   \quad   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$		

**Mischbarkeit der Alkohole mit Wasser bzw. Pentan**

Ethanol ist in Wasser (polar) löslich und in Pentan (unpolar). Dies liegt in der Struktur des Ethanolmoleküls begründet. Die OH-Gruppe ist polar, der Rest unpolar gebaut.

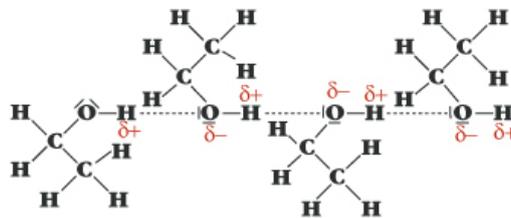


### Wasserstoffbrückenbindungen

Ethanol hat mit 78 °C einen recht hohen Siedepunkt. Dies deutet auf starke Anziehungskräfte zwischen den Molekülen hin. Ähnlich wie im Wasser bilden sich **Wasserstoffbrückenbindungen** aus. Überhaupt liegen die Schmelz- und Siedetemperaturen der Alkanole höher als die der Alkane mit ähnlicher Molekülmasse.

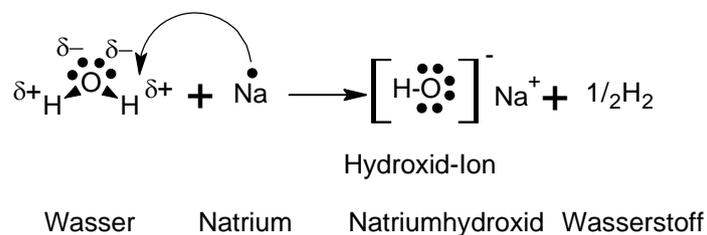
Stoff	Schmelztemperatur	Siedetemperatur
Ethan (m = 30 u)	- 183 °C	- 89 °C
Methanol (m = 32 u)	-98 °C	64,5 °C

Der Grund für die hohen Siedetemperaturen der Alkohole ist im Auftreten von Wasserstoffbrückenbindungen zu sehen. Es bilden sich dadurch Molekülketten.



### Die Reaktion mit Natrium

Bekanntermaßen reagiert Wasser sehr heftig mit Natrium. Dabei entsteht Natronlauge NaOH(aq) und elementarer Wasserstoff H<sub>2</sub>:



Bei dieser Reaktion wird ein Elektron vom Natrium auf eins der positivierten Wasserstoffatome im Wasser übertragen. Das entstehende Wasserstoffatom entweicht als Gas. Zurück bleibt ein negativ geladenes Hydroxid-Ion. Nur eins der Wasserstoffatome im Wassermolekül reagiert auf diese Art und Weise. Das andere bleibt im Hydroxid-Ion zurück.

In ähnlicher Weise reagiert das Wasserstoffatom in der Hydroxyl-Gruppe eines Alkohols. Dabei entsteht ein negativ geladenes Alkoholat-Ion und ebenfalls elementarer Wasserstoff.



## Blutalkoholgehalt



Blutalkoholgehalt in ‰	Erscheinungen
0,3	erste Gangstörungen
0,6	verlängerte Reaktionszeit
0,8	Fahr- und Verkehrsuntüchtigkeit
1,0	mäßiger Rausch, torkelnder Gang
2,0	Bewusstsein stark eingetrübt
4,0	Tod durch Alkoholvergiftung

**Absolutes Fahrverbot bei 0,5 ‰**

**Berechnung des Blutalkoholgehaltes:**

$$w(\text{Blutalkoholgehalt}) = \frac{m(\text{Alkohol}) \text{ in g}}{m(\text{Person}) \text{ in kg} \cdot K}$$

***K Erfahrungswert:***

- ***für Männer 0,68***
- ***für Frauen 0,55***

## Weihnachtskugeln und Spanplatten

Bei der Herstellung dieser beiden wohl bekannten Gegenständen wird eine Stoffgruppe organischer Chemikalien verwendet, die als „Aldehyde“ bekannt sind. Mit Aldehyden - genauer gesagt mit der Aldehydgruppe - kann man Glaskugeln versilbern und so Weihnachtskugeln herstellen, man kann aber auch Holzabfälle, die zu Spanplatten verarbeitet werden, konservieren und so vor Fäulnis schützen.

### Versuch: Versilbern eines Reagenzglases

**Geräte:** sauberes Reagenzglas (neues RG verwenden)  
Becherglas, eng, 250 mL  
Reagenzglasklammer  
Bunsenbrenner  
Dreifuss

**Chemikalien:** Silbernitratlösung (ca. w = 2-5%)  
Ammoniaklösung (c = 1 mol/L)  
Natronlauge (c = 1 mol/L)  
Glucoselösung (frisch bereitet)

### Durchführung:

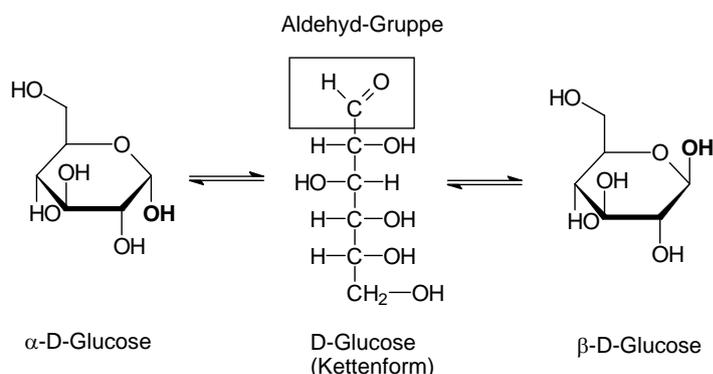
- Man bereitet sich ein ca. 80 °C warmes Wasserbad (Becherglas)
- Man gibt ca. 1 mL der AgNO<sub>3</sub>-Lösung in das RG
- Man fügt einige Tropfen der NaOH-Lösung hinzu; es tritt eine braune Fällung von AgOH auf
- Unter Zugabe von Ammoniakwasser löst man den Niederschlag wieder auf
- Zugabe der Glucoselösung
- Das RG wird mit Hilfe der Holzklammer in das heiße Wasserbad gehalten

**Beobachtungen:** Nach wenigen Sekunden scheidet sich ein Silberspiegel ab.

**Entsorgung:** Der Inhalt des RG wird vom Lehrer gesammelt, mit HNO<sub>3</sub> neutralisiert und in das Gefäß „Schwermetallsalze“ gegeben. Das gespülte RG kann an die Schüler weitergegeben werden.

Unsere Vorfahren haben zur Verspiegelung metallisches Quecksilber verwendet. Die „Spiegelmacher“ hatten jedoch keine hohe Lebenserwartung, denn die Quecksilbervergiftungen, die sie davontrugen, führten nach langem Siechtum zum Tode. Heute werden Spielflächen nach dem oben gezeigten Verfahren hergestellt.

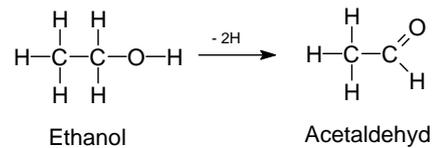
Die Glucoselösung ist dabei für die Abscheidung von elementarem Silber aus einer Silbernitratlösung verantwortlich.



In kristalliner Glucose liegt entweder nur die  $\alpha$ -D-Glucose oder  $\beta$ -D-Glucose vor; beim Auflösen in Wasser stellt sich über die Zwischenstufe der offenkettigen Form (Aldehyd-Form) ein Gleichgewicht zwischen allen dreien ein, wobei der Anteil der Aldehyd-Form sehr gering ist.

Die offenkettige Form sorgt mit ihrer Aldehyd-Gruppe bei der Verspiegelung für die Umwandlung von Ag<sup>+</sup>-Ionen zu metallischem Silber.

**Aldehyd** ist eine von Liebig (1835) eingeführte Bezeichnung (Alcohol dehydrogenatus), weil die Aldehyde durch Entziehung von 2H-Atomen aus Alkoholen erhalten werden können. So entsteht z.B. Acetaldehyd aus Ethanol formal nach:



### Vom Alkohol zum Aldehyd

Durch eine schonende Oxidation mit CuO lässt sich Ethanol zu Acetaldehyd oxidieren. Acetaldehyd löst sich gut in Wasser. In Anschlussexperimenten wird dann die Aldehydgruppe in dieser Lösung mit Schiffs-Reagenz, der Silberspiegelprobe und der Fehling-Reaktion nachgewiesen.

#### Versuch: Oxidation von Ethanol mit Kupferoxid

**Geräte:** Reagenzglas mit SB19 Stopfenbett, Winkelrohr, durchbohrter Stopfen, Reagenzglas, Brenner, Pasteupipette

**Chemikalien:** Oxidiertes Kupferdrahtnetz, Sand, Ethanol, Schiffs-Reagenz, dest. Wasser

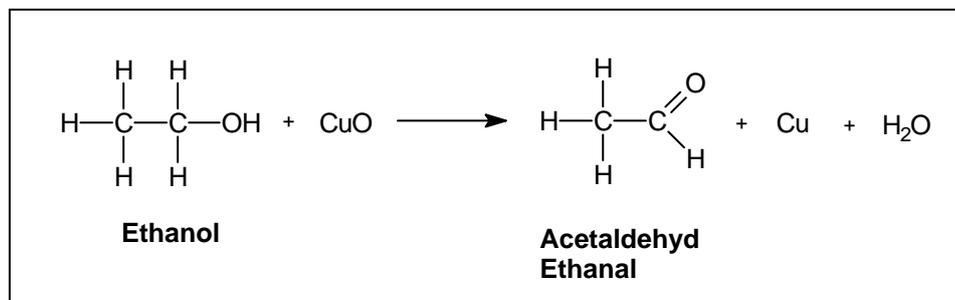
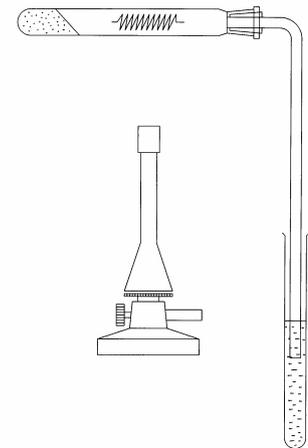
#### Durchführung:

Man baut die Apparatur gemäß der Abbildung zusammen. Das waagrecht eingespannte Reagenzglas enthält im hinteren Bereich Sand, der mit Ethanol getränkt ist. Im vorderen Bereich befindet sich das oxidierte Kupferdrahtnetz. In das senkrecht eingespannte Reagenzglas taucht das Winkelrohr in Wasser.

Man erwärmt das Kupferdrahtnetz. Durch gelegentliches Fächeln mit der Flamme treibt man den gasförmigen Alkohol über das Drahtnetz.

Kurz vor Versuchsende hebt man die gesamte Apparatur an, so dass beim Abkühlen kein Wasser in das noch heiße Reagenzglas zurücksteigen kann.

**Ergebnis:** Das Kupferoxid färbt sich durch Bildung von elementarem Kupfer rot. Das entstehende Gas löst sich z.T. in dem Wasser. Es riecht charakteristisch (Klebstoff?). Es hat sich Acetaldehyd oder Ethanal gebildet.



## Redox-Reaktionen und Oxidationszahl

### Oxidation - Reduktion – Redoxreaktion

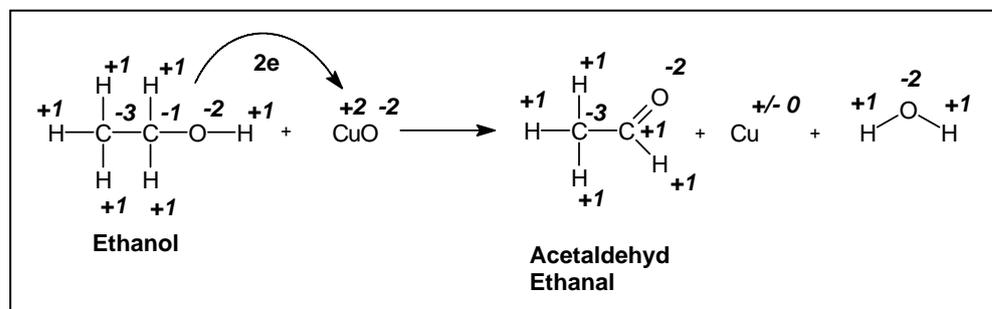
**Oxidation** = Elektronenabgabe = Zunahme der Oxidationszahl

**Reduktion** = Elektronenaufnahme = Abnahme der Oxidationszahl

Da Elektronenabgabe und Elektronenaufnahme immer gekoppelt sind, laufen auch Oxidation und Reduktion immer gleichzeitig ab. Solche Reaktionen heißen **Redox-Reaktionen**

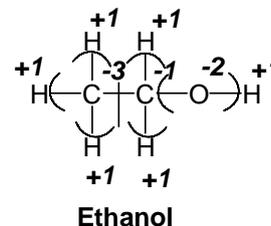
Das Kupferoxid wird reduziert, da ihm Sauerstoff entzogen wird, bzw. nach der weitergehenden Definition wird aus dem  $\text{Cu}^{2+}$  im  $\text{CuO}$  durch Elektronenaufnahme elementares Kupfer. Bleibt zu klären, welches Atom aus dem Ethanol diese Elektronen liefert. Dazu bestimmt man die **Oxidationszahlen** der einzelnen Atome.

Die beiden Elektronen werden von dem der Hydroxylgruppe benachbarten C-Atom geliefert. Dieses C-Atom wird oxidiert. Die Oxidationszahl ändert sich von  $-1$  auf  $+1$ .



### Ermittlung von Oxidationszahlen

- Bindende Elektronenpaare werden in Molekülen dem Partner mit der höheren EN zugeordnet.
- Bindende Elektronenpaare zwischen gleichartigen Atomen (z.B. C-C-Bindung) werden durchgeteilt und jedem Partner ein Elektron zugeordnet.
- Die durch solche Ladungsverschiebungen resultierenden fiktiven Ladungen nennt man **Oxidationszahlen**.
- Oxidationszahlen werden zur Unterscheidung von tatsächlichen Ladungen, wie Ionenladungen, folgendermaßen gekennzeichnet: **Ionenladung:**  $\text{Cu}^{2+}$  - **Oxidationszahl:**  $\text{C}^{-1}$
- Elemente tragen die Oxidationszahl ! 0.



## Wissenswertes über Aldehyde

### Nachweis der Aldehydgruppe

Die Aldehydgruppe lässt sich mit verschiedenen Nachweisreaktionen erkennen. Es handelt sich dabei um die Reaktion mit Schiffs-Reagenz, die Reaktion mit Fehling-Lösung und die Silberspiegelreaktion, die schon im ersten Experiment vorgestellt wurde.

### Versuch: *Nachweis mit Schiffs-Reagenz*

**Geräte:** Reagenzgläser

**Chemikalien:** Schiffs-Reagenz  
verd. Salzsäure  
dest. Wasser  
Formaldehyd-Lösung (T)

**Durchführung:** In ein Reagenzglas gibt man etwas Formaldehyd-Lösung und verdünnt mit ca. 5 mL Wasser. Dazu gibt man etwas Schiffs-Reagenz (Fuchsin-schweflige Säure). Es entsteht eine karmin- purpurrote Färbung (etwas warten). Man säuert mit einigen Tropfen Salzsäure an. Die Lösung zeigt einen Farbumschlag nach Blau (charakteristisch für Formaldehyd)

### Versuch: *Nachweis mit Fehling-Lösung*

**Geräte:** Reagenzgläser  
Brenner  
Reagenzglasklammer

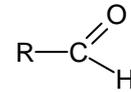
**Chemikalien:** Fehling I  
Fehling II  
dest. Wasser  
Formaldehyd-Lösung (T)

**Durchführung:** In ein Reagenzglas gibt man etwas Formaldehyd-Lösung und verdünnt mit ca. 5 mL Wasser. Von dieser Lösung gibt man einen kleinen Teil in ein anderes Reagenzglas und versetzt mit gleichen Teilen Fehling I und Fehling II. Die sollte das Reagenzglas nur bis zu einem Drittel füllen. Dann erwärmt man leicht.

**Ergebnis:** Die Lösung färbt sich durch gebildetes  $\text{Cu}_2\text{O}$  rot. (Deutung später)

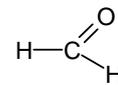
### Aldehyde

- Aldehyde sind vom Typ:

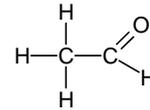


R = Organischer Rest

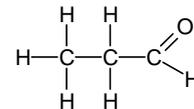
- Die Aldehydgruppe ist die funktionelle Gruppe der Aldehyde
- Wichtige Aldehyde:



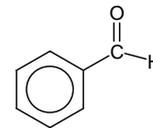
Formaldehyd



Acetaldehyd



Propionaldehyd

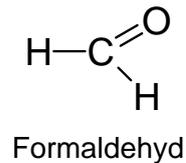


Benzaldehyd

**Formaldehyd - ein Problemfall**

Formaldehyd ist die einfachste Verbindung, die eine Aldehydgruppe enthält:

Formaldehyd selbst ist ein gasförmiger Stoff, der sich jedoch gut in Wasser löst. Solch eine Lösung, die normalerweise mit einem Gehalt von 37% in den Handel kommt heißt Formalin. Diese Lösung dient auf Grund der desinfizierenden Wirkung zum Konservieren von Präparaten in der Biologie.



Gefahrenpotenzial von Formaldehyd:			
Giftig (T)	krebsverdächtig (K = 3)	MAK-Wert: 0,5 ppm oder 0,6 mg/m <sup>3</sup>	Luftgrenzwert in geschlossenen Räumen = Innenraumrichtwert: 0,1 ppm

Formaldehyd lässt sich in Spanplatten, Klebstoffen, Kosmetika und Zigarettenrauch nachweisen.

**Versuch: Nachweis von Formaldehyd in Holzleim**

**Geräte:** Reagenzgläser

**Chemikalien:** Schiffs-Reagenz  
Holzleim (z.B. Ponal)  
dest. Wasser  
Indikatorpapier

**Durchführung:**

- Das Holzleimgefäß wird geöffnet. Man erkennt des Formaldehyd am Geruch oder weist ihn mit Indikatorpapier nach.
- Etwas Holzleim wird mit der dreifachen Menge Wasser schwach erwärmt. Man erhält eine Emulsion. Anschließend gibt man die doppelte Menge fuchsin-schwefliger Säure hinzu und vermischt gut. Es tritt eine schwache Rosafärbung ein.

**Versuch: Nachweis von Formaldehyd in Pressspanplatten**

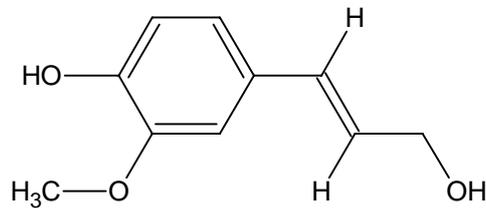
**Geräte:** Reagenzgläser  
Erlenmeyerkolben (250 mL)  
Filtriergestell  
Schnelllauftrichter  
Filtrierpapier

**Chemikalien:** Schiffs-Reagenz  
Nicht zu alte Spanplatte  
dest. Wasser  
konz. Salzsäure

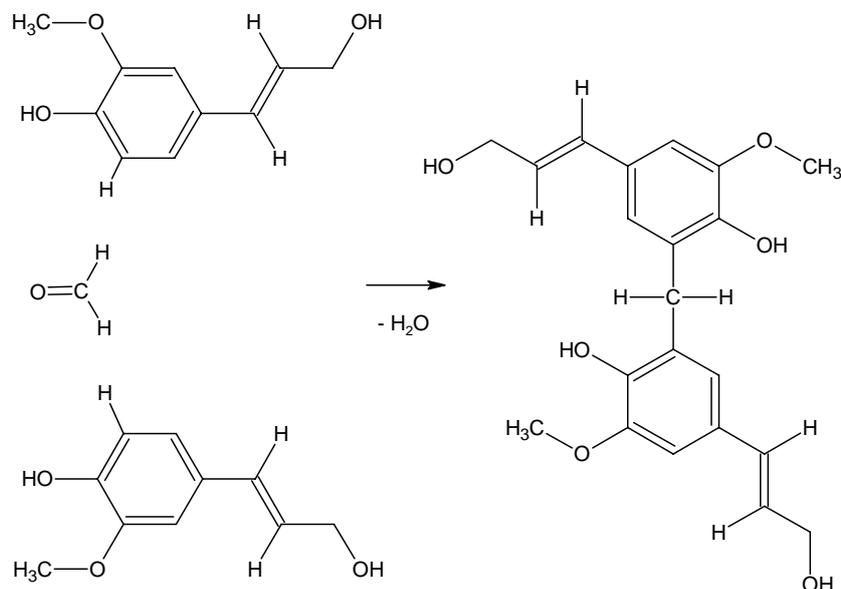
**Durchführung:** Die zerkleinerte Spanplatte wird mit etwas Wasser heiss ausgelaugt und filtriert. Nicht zu lange kochen, da Formaldehyd flüchtig ist. Nach der Zugabe von Schiffs-Reagenz zu einer Probe des abgekühlten Filtrats färbt sich die Lösung rot. Mit konz. Salzsäure erhält man eine über längere Zeit bleibende Blaufärbung, die für Formaldehyd typisch ist.

### Kleben mit formaldehydhaltigen Klebstoffen

Bausteine des Holzbestandteils Lignin sind verschiedene Alkohole, wie z.B. der Coniferylalkohol. Mit Formaldehyd reagieren diese Alkoholmoleküle in einer Kondensationsreaktion (2 Moleküle reagieren unter Wasseraustritt). Deshalb wird Formaldehyd Holzleimen zugesetzt.



Coniferylalkohol



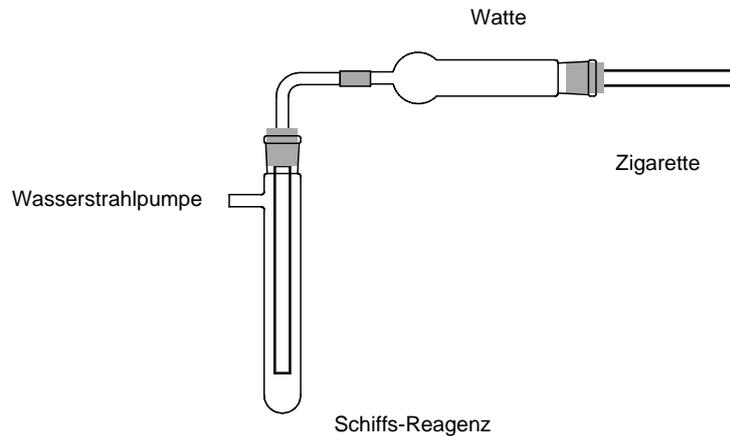
### Versuch: *Nachweis von Formaldehyd in Zigarettenrauch*

**Geräte:** Saugfinger  
durchbohrter Stopfen mit gebogenem Gaseinleitungsrohr  
kurzes Schlauchstück  
Wasserstrahlpumpe

**Chemikalien:** Schiff's-Reagenz  
Filterzigarette  
konz. Salzsäure

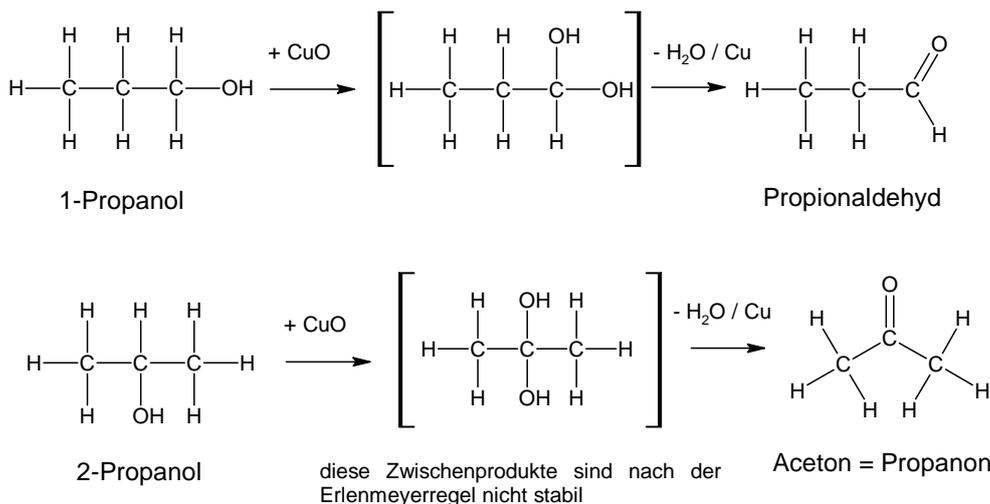
**Durchführung:** Man baut die Apparatur gemäß der Abbildung zusammen. In den Saugfinger gibt man zum Auffangen des gebildeten Formaldehyds kaltes Wasser. Dann wird die Zigarette entzündet und der Rauch mit der Wasserstrahlpumpe durch das Wasser gezogen.

Nach dem Abbrennen der Zigarette gibt man etwas Schiff's-Reagenz in die Vorlage, worauf sich die Lösung purpurrot färbt. Mit konz. Salzsäure erhält man eine über längere Zeit bleibende Blaufärbung, die für Formaldehyd typisch ist.



### Aldehyd oder Keton – das ist hier die Frage?

Man gibt in jeweils ein weites Reagenzglas etwas 1-Propanol bzw. 2-Propanol. Ein stark erhitztes Cu-Blech, das mit CuO überzogen ist, wird hineingeworfen. Im Falle des 1-Propanols entsteht der typisch stechende Geruch eines Aldehyds, im Falle des 2-Propanols erinnert der Geruch an Nagellackentferner (Aceton). Wichtig: Schutzbrille!!!



**Erlenmeyer-Regel:** An ein C-Atom kann nur eine OH-Gruppe gebunden sein. Sind zwei OH-Gruppen vorhanden, so stabilisiert sich das Molekül durch Abspaltung von Wasser.

Ketone sind vom Typ:  $\begin{array}{c} \text{O} \\ || \\ \text{R}-\text{C}-\text{R} \end{array}$   $\begin{array}{c} \text{O} \\ || \\ \text{R}-\text{C}-\text{R} \end{array}$  Carbonylgruppe

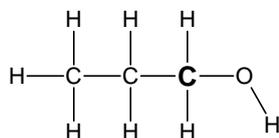
Sie enthalten die **Carbonylgruppe (C=O)**.

Es hängt offensichtlich stark davon ab, an welches der C-Atome die Hydroxylgruppe (OH-Gruppe) gebunden ist.

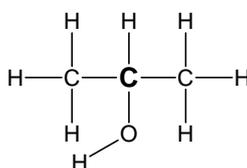
Im 1-Propanol befinden sich noch zwei weitere H-Atome am C-Atom. Wenn sich also ein „O-Atom sozusagen zwischen das H-Atom und C-Atom drängt“, so spaltet sich Wasser ab und eines der H-Atome bildet zusammen mit der entstehenden C=O-Bindung eine Aldehydgruppe.

Im 2-Propanol befindet sich nur noch ein weiteres H-Atom am C-Atom, das die OH-Gruppe trägt. Beim Abspalten von Wasser (s.o.) kann sich keine Aldehydgruppe ausbilden; es entsteht ein Keton mit einer Carbonylgruppe.

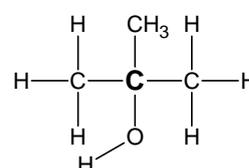
Die ersteren C-Atome bezeichnet man als **primäre C-Atome**, die letzteren als **sekundäre C-Atome**. Analog ergibt sich der Begriff **tertiäres C-Atom**.



primäres C-Atom



sekundäres C-Atom



tertiäres C-Atom

### Oxidation eines Aldehyds zur Carbonsäure

Die Oxidation eines Aldehyds zur Carbonsäure gelingt mit einer ungefährlichen Kaliumpermanganatlösung im alkalischen Medium. Das entstehende Reaktionsprodukt ist im Falle der Oxidation von Benzaldehyd gut nachzuweisen und ist in der Handhabung unproblematisch.

#### Versuch: Oxidation von Benzaldehyd zu Benzoesäure

##### Geräte:

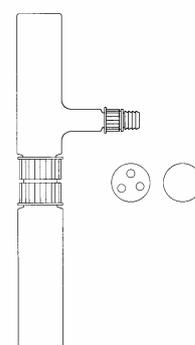
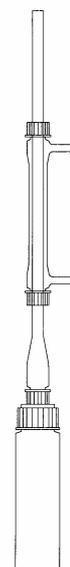
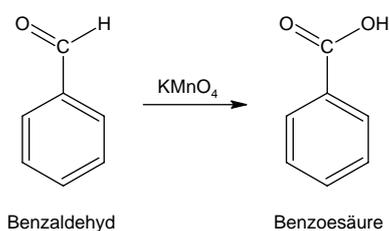
HM-Labor nach Zinsser  
 Apparatur 1: Kochen am Rückfluss  
 Apparatur 2: Filtration

##### Chemikalien:

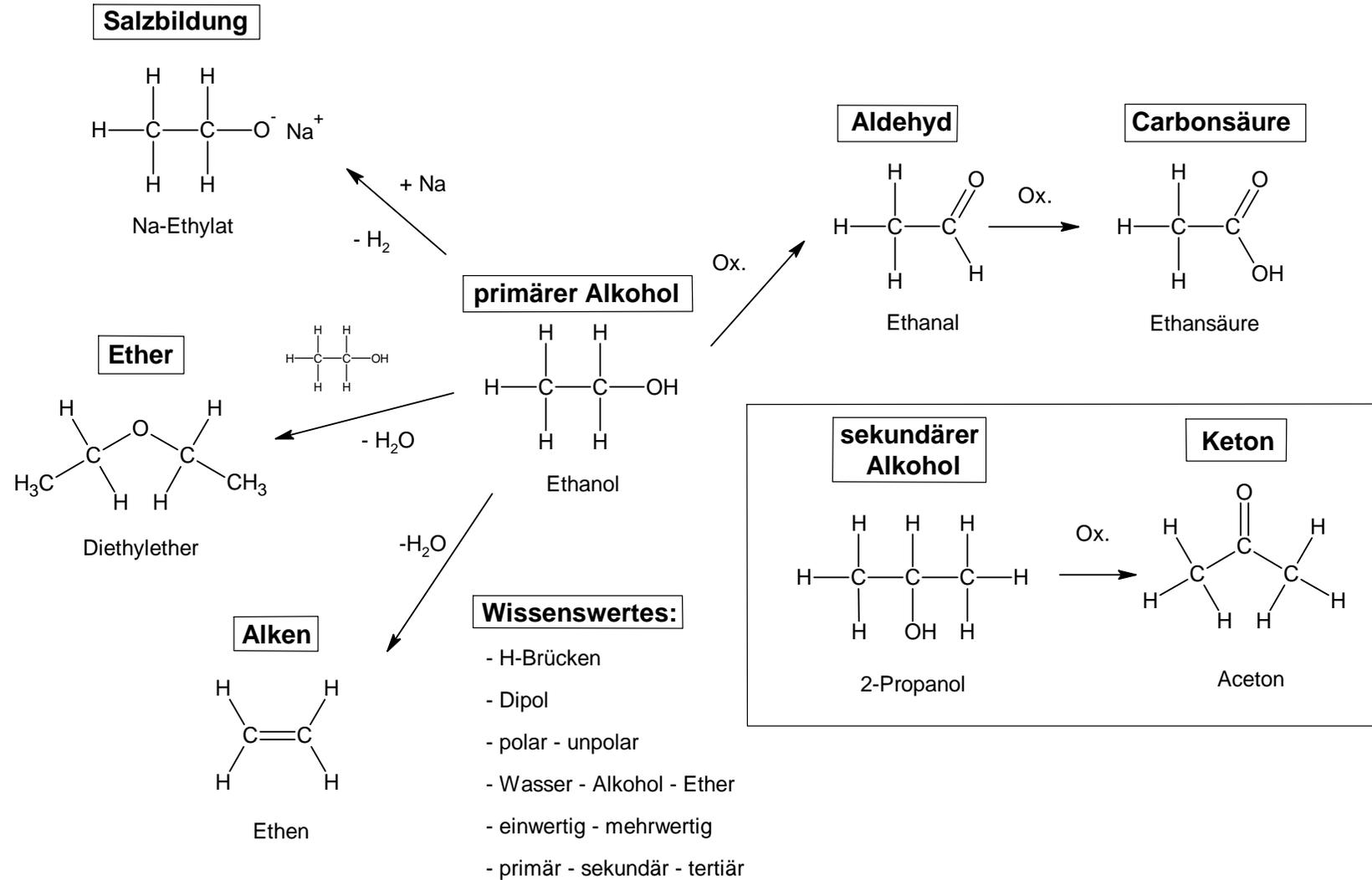
Benzaldehyd (Xn)                      KMnO<sub>4</sub>-Lösung (6%-ig)  
 NaOH(aq) c = 3 mol/L (C), ca. 11%-ig  
 HCl (konz)                              Indikatorpapier

##### Durchführung:

- Man baut eine Apparatur gemäß der Abbildung (Kochen am Rückfluss)
- In das Reaktionsgefäß füllt man 5 Tropfen Benzaldehyd, etwa 4 mL Kaliumpermanganatlösung und 1,5 mL Natronlauge.
- Unter dauerndem Rühren (Magnetrührer) erhitzt man vorsichtig zum Sieden (Vorsicht! Gefahr des Siedeverzuges).
- Man trennt das Reaktionsgefäß ab und verschraubt es mit einer Adapterkupplung mit einem Reaktionsgefäß mit seitlichem Ansatz. Man legt einen Filterhalter und eine Filterscheibe ein. Man dreht die Apparatur und saugt mit einer Wasserstrahlpumpe den entstandenen Braunstein ab.
- Zu dem Filtrat gibt man vorsichtig Salzsäure bis zur sauren Reaktion.
- Benzoesäure fällt aus.



# Reaktionen der Alkanole



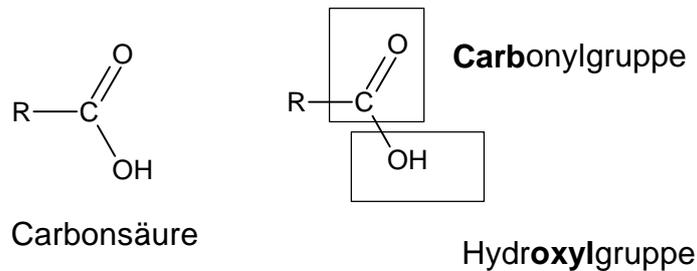
## “Essigsäure und Co“ – Stationenlernen Carbonsäuren

### Carbonsäuren

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

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

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



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

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

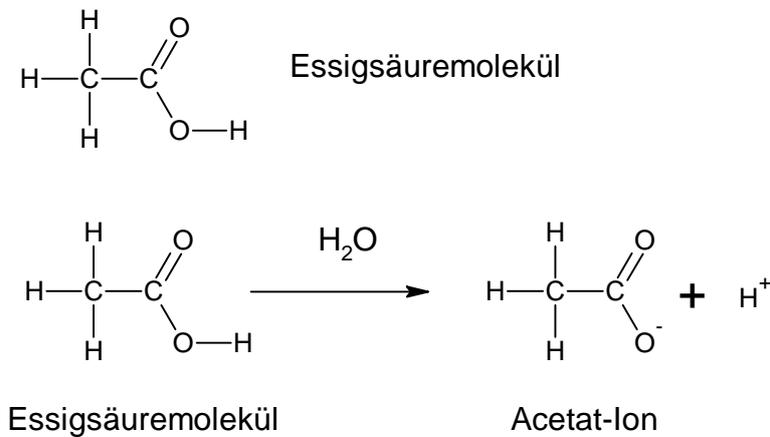
Essigsäure ist die bekannteste Carbonsäure. Sie soll auch als Beispiel herangezogen werden, um die typischen Eigenschaften der Carbonsäuren zu erläutern.

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

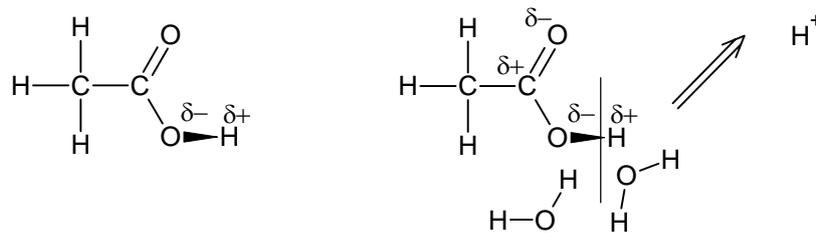
Konz. Essigsäure besteht weitestgehend aus Essigsäuremolekülen. Es liegen kaum freie H<sup>+</sup>-Ionen vor. Dies wird experimentell in Station 4 bestätigt. Die Leitfähigkeit konzentrierte Essigsäure (w = 100%) wird gemessen; konzentrierte Essigsäure leitet den elektrischen Strom nicht, d.h. es sind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

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

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



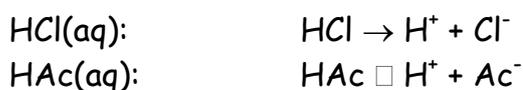
Somit kann Magnesium mit der konz. Essigsäure auch nicht unter Bildung von Wasserstoff reagieren. Gibt man jedoch Wasser hinzu, so kann das Wasserstoffatom aus der Carboxylgruppe als  $\text{H}^+$ -Ion abgespalten werden und mit dem Magnesium zu Wasserstoff weiter reagieren (Station 10).

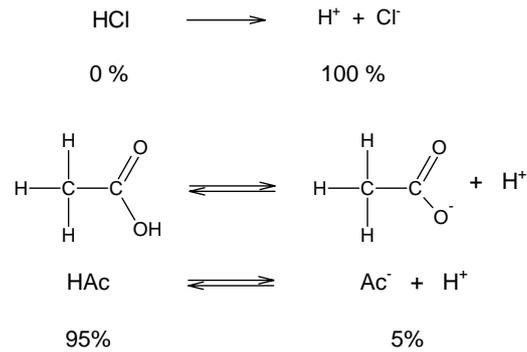
**Wie und warum spaltet sich das  $\text{H}^+$ -Ion ab (Station 4, 10) ?**

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

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

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



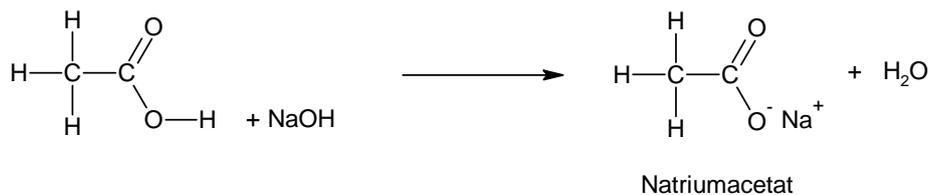


Es stellt sich zwischen der nicht zerfallenen Form und der ionisierten Form ein Gleichgewicht ein, das durch die besondere Pfeilart gekennzeichnet wird.

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

### Essigsäure wird neutralisiert (Station 2)

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

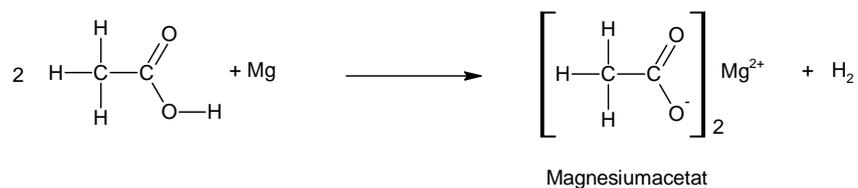


Diese Neutralisationsreaktion bildet die Grundlage zur Bestimmung des Essigsäuregehaltes von Speiseessig (Station 2: Ist unser Essig vorschriftsmäßig?)

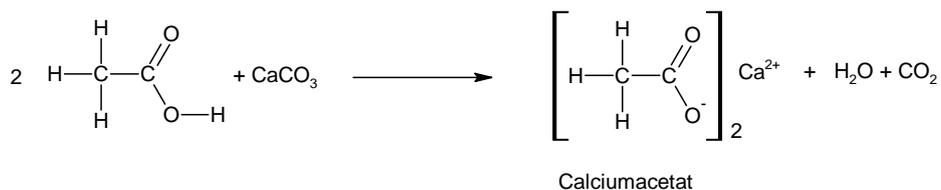
### Essigsäure bildet Salze (Station 3, 4):

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

Mit Magnesium reagiert die Essigsäure zu Magnesiumacetat und Wasserstoff:



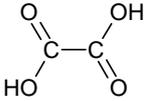
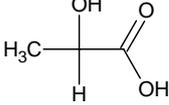
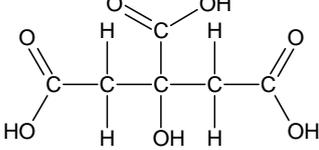
Mit Calciumcarbonat (Eierschalen, Marmor oder Kesselstein) bildet sich Calciumacetat und Kohlendioxid:



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

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

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

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

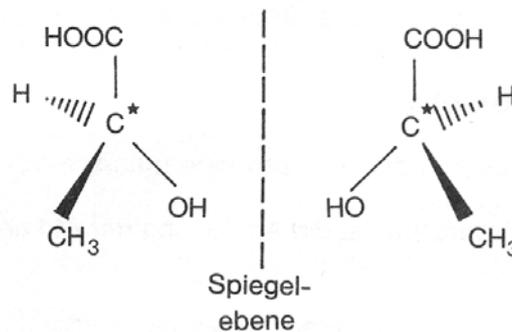
## Optische Isomerie

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

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

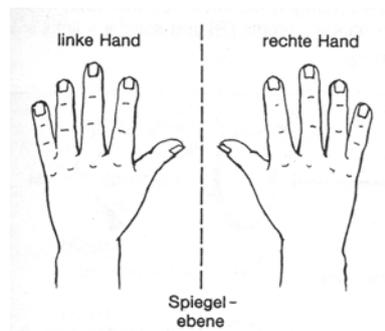
*Beispiel:*

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



Optische Isomere der Milchsäure

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



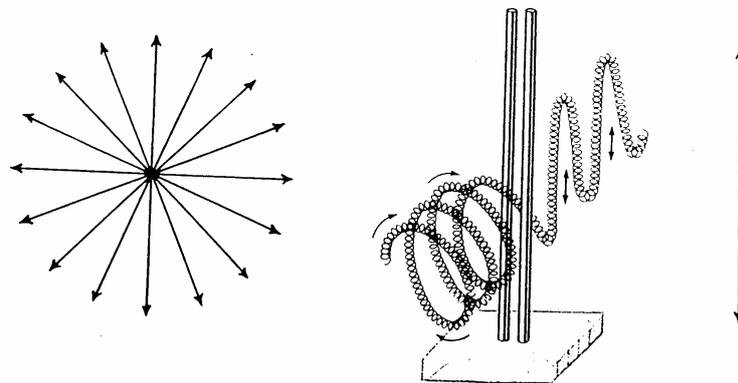
Die Spiegelbildisomerie kann beispielsweise dann auftreten, wenn ein Kohlenstoffatom mit vier verschiedenen Gruppen verbunden ist, die tetraedisch angeordnet sind. Ein derartiges C-Atom wird als **asymmetrisches Kohlenstoffatom** bezeichnet.

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

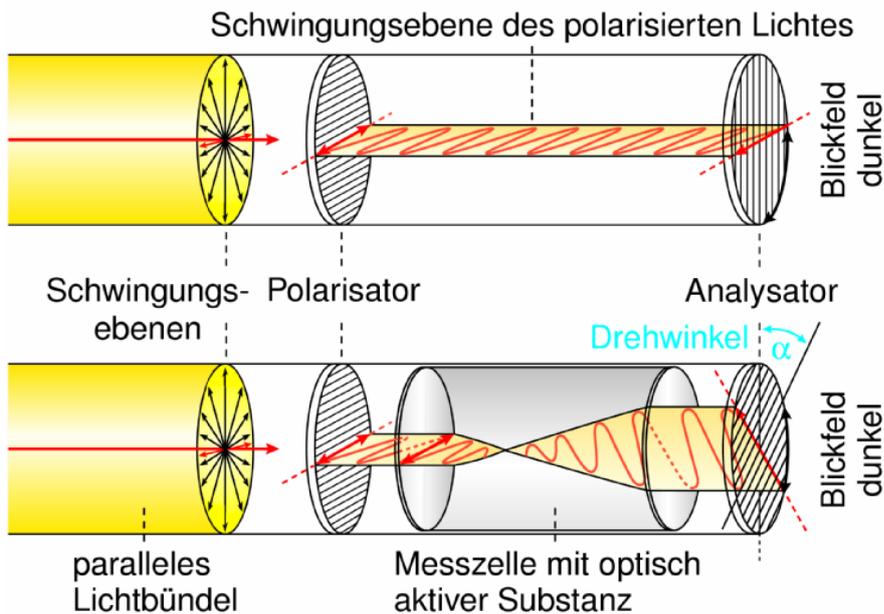
Spiegelbildisomere (Enantiomere) stimmen mit einer Ausnahme in den physikalischen Eigenschaften überein. Der entscheidende Unterschied besteht im optischen Verhalten.

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

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



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



Optische Aktivität

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

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

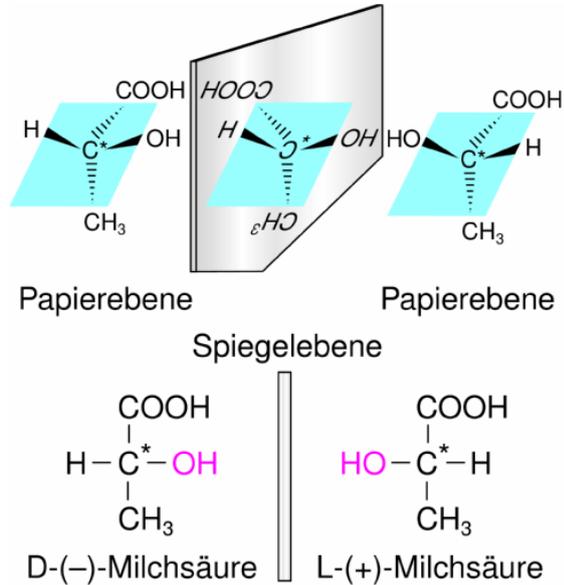
Zur Darstellung der Konfiguration eines optisch aktiven Moleküls verwendet man häufig die von dem deutschen Chemiker Emil Fischer (1852 -1919) im Jahre 1891 vorgeschlagenen Projektionsformeln (**Fischer-Projektion**).

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

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

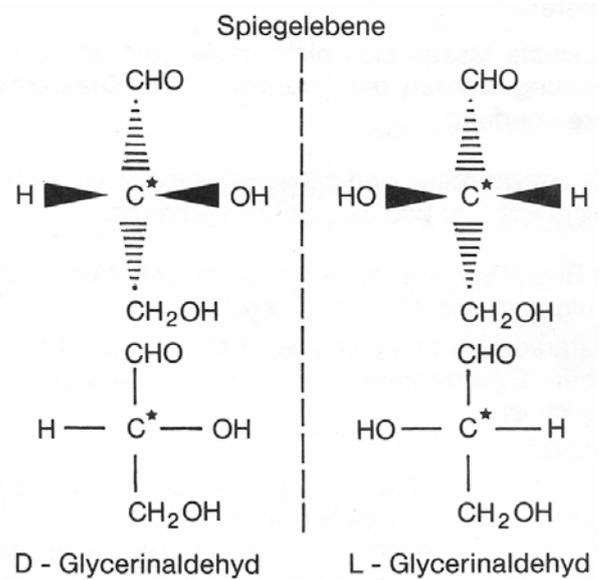
### Beispiele:

#### 1. Milchsäure:



Die Fischer-Projektion der Milchsäure

#### 2. Glycerinaldehyd:



Die Fischer-Projektion des Glycerinaldehyds

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

## „Duft Düfte“

### Riechen und Chemie

Eine wenig beachtete Möglichkeit der Wahrnehmung unserer Umgebung ist das Riechen. Dieses Sinnesorgan ist im Vergleich mit einigen Tierarten beim Menschen weniger stark ausgeprägt. Gerade für den Chemiker ist es allerdings sehr hilfreich, wenn er über einen ausgesprochen guten und empfindlichen Geruchssinn verfügt. Er kann dadurch Stoffe am Geruch erkennen und wird u.U. vor möglichen Gefahren gewarnt.



#### Versuch: *Duftnoten identifizieren*

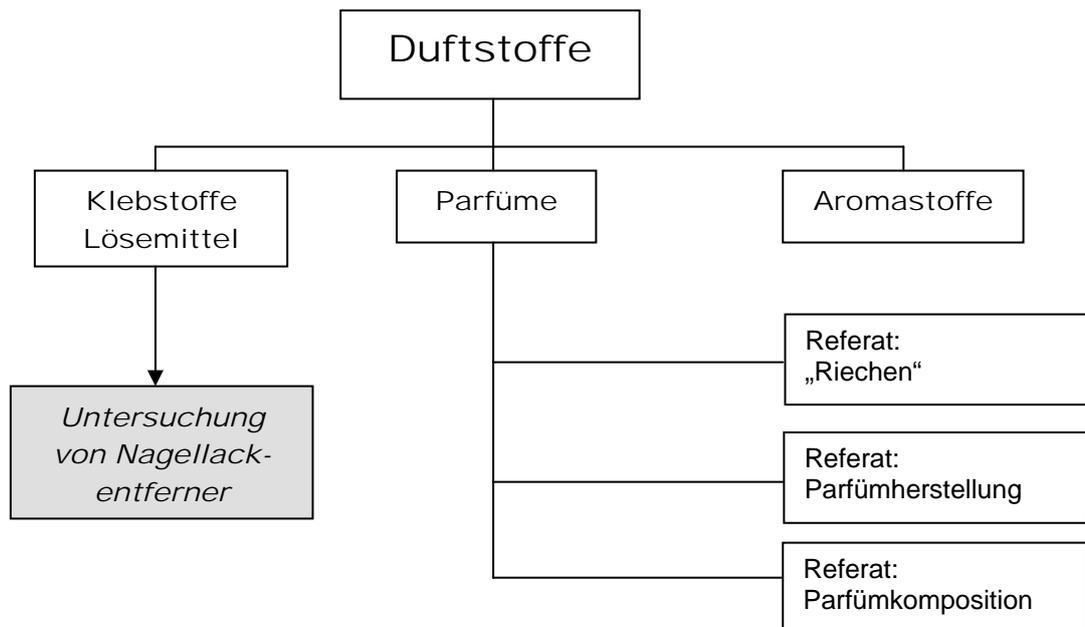
**Geräte:** ca. 15 Riechstreifen aus Papier (1 cm x 20 cm)  
15 Reagenzgläser Reagenzglasständer

**Chemikalien:** Backaroma (Vanille) verschiedene Parfümsorten (Proben)  
Backaroma (Rum) Pattex-Kleber  
Backaroma (Zitrone) Nagellackentferner  
Backaroma (Marzipan) Klebstoff

**Durchführung:** Die Reagenzgläser enthalten die verschiedenen Duftstoffe. In ihnen befinden sich die durchnummerierten Riechstreifen. Versuche die Stoffe am Geruch zu identifizieren und verschiedenen Duftklassen zuzuordnen.

**Ergebnis:** Es sind verschiedene Duftklassen zu erkennen:

1. **Lösemittel (Nagellackentferner, Klebstoff etc.)**
2. **Parfüme**
3. **Aromastoffe**



## Analyse eines Nagellackentferners „Jade“ – acetonfrei

Aufgabe der folgenden Stunden soll sein, den in Kapitel 2 identifizierten Nagellackentferner näher zu untersuchen. Nagellackentferner enthält organische Substanzen, die leicht verdampfen. Um herauszufinden, aus wieviel Komponenten der Nagellackentferner besteht, kann man deshalb auf die Methode der Gaschromatographie zurückgreifen.

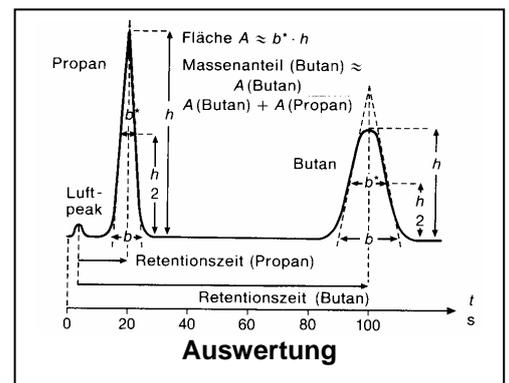
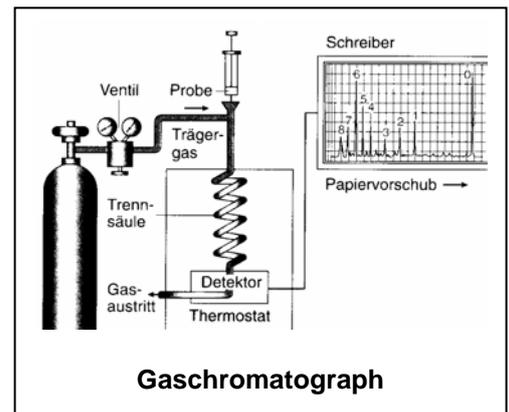
### Gaschromatographie

#### Funktionsprinzip des Gaschromatographen

Das Prinzip der *Gaschromatographie* beruht auf der Tatsache, dass Moleküle sich auf Grund ihres unterschiedlichen Aufbaus auch unterschiedlich gut in einem Lösungsmittel lösen, da sie unterschiedlich starke Wechselwirkungen zu den Lösungsmittelmolekülen zeigen. Man läßt einen Gasstrom (z.B. Wasserstoffgas), die *mobile Phase*, über kleine feste Teilchen, die mit einem schwerflüchtigen Öl benetzt sind, der *stationären Phase*, strömen. Dabei lösen sich die unterschiedlichen Substanzen der Substanzprobe, die in den Trägerstrom injiziert wird, unterschiedlich gut in dem Öl der stationären Phase. Es stellt sich ein Gleichgewicht der zu trennenden Teilchen zwischen stationärer und mobiler Phase ein. Diese Gleichgewichte sind von Substanz zu Substanz, je nach Löslichkeit, unterschiedlich. Beim Durchwandern der Säule findet deshalb eine Auftrennung statt.

Mit Hilfe eines Detektors (z.B. Wärmeleitfähigkeitsdetektor) kann man die ankommenden Substanzen registrieren und mit Hilfe eines Verstärkers auf einen Schreiber geben.

Die Zeit, die eine Teilchenart zum Durchwandern der Säule benötigt, nennt man *Retentionszeit*. Sie ist charakteristisch für eine bestimmte Substanz; durch sie läßt sich eine Substanz identifizieren. Die Fläche unter einem Ausschlag (peak) am Schreiber ist ein Maß für die Substanzmenge.



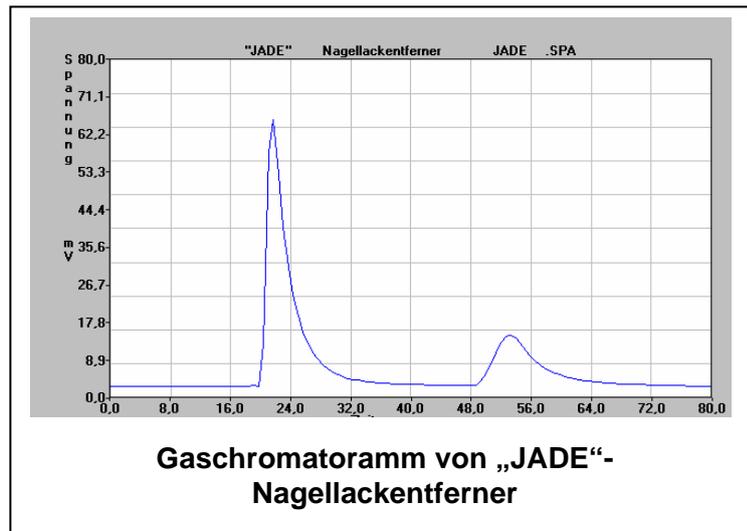
**Versuch:** *Bestimmung der Zahl der Komponenten im Nagellackentferner*

**Geräte:** Gaschromatograph mit Schreiber oder Messwertfassungssystem  
 $\mu$ L-Spritze  
 Seifenblasenzähler

**Chemikalien:** Nagellackentferner („Jade“-acetonfrei)

**Durchführung:** Man injiziert eine Probe des Nagellackentferners in den Gaschromatographen.

**Meßbedingungen:** Flüssigkeitsvolumen:  $V = 2 \mu\text{L}$   
 Temperatur:  $\vartheta = 120 \text{ }^\circ\text{C}$   
 Meßbereich:  $U = 100 \text{ mV}$   
 Papiervorschub:  $3 \text{ cm/min}$

**Meßprotokoll:****Ergebnis:**

Jade“-Nagellackentferner besteht aus zwei Komponenten. Da diese voraussichtlich ähnliche Siedetemperaturen haben, lassen sie sich durch eine einfache Destillation nicht trennen. Deshalb wird die Trennung mit Hilfe einer Kolonnendestillation durchgeführt.

**Destillation**

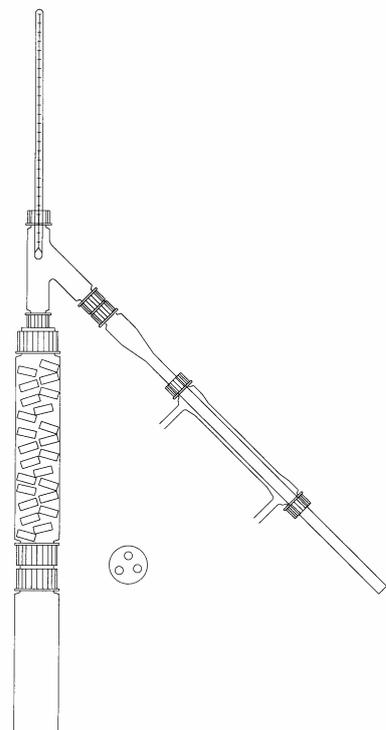
**Versuch:** *Destillation mit Hilfe einer Kolonne*

**Geräte:** Destillationsapparatur mit den Teilen des HM-Labors von Zinsser; Füllung des Doppelrohres mit Raschig-Ringen.

**Chemikalien:** Nagellackentferner („Jade“-acetonfrei)

**Durchführung:**

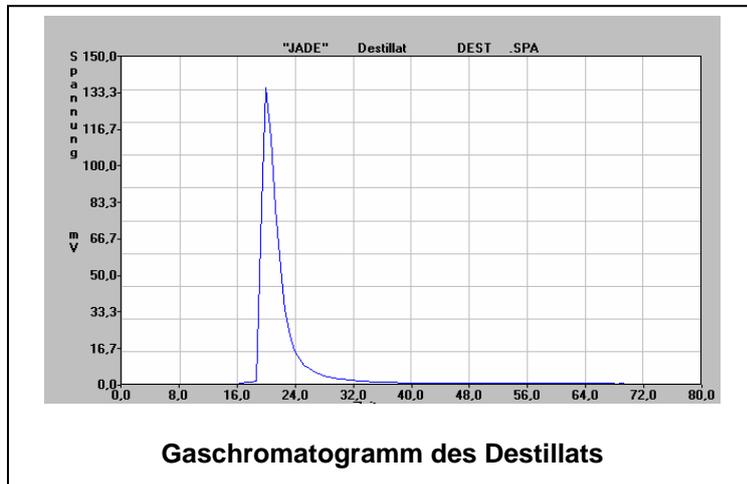
- Man baut die Apparatur gemäß der Abbildung zusammen.
- Im unteren Teil des Doppelrohres befindet sich der Filterträger, damit die Raschig-Ringe gehalten werden.
- Man erwärmt unter Rühren auf dem Magnetrührer (Blocktemperatur ca. 100 °C)
- Das Destillat fängt man in einem Glasröhrchen mit Schraubverschluss auf.
- Destillat und Rückstand werden nach dem Abkühlen der Apparatur auf den Geruch hin überprüft.



## Analyse des Destillats

Das Destillat riecht intensiv und wohlriechend nach Klebstoff, genauer nach „Pattex“-Verdüner. Die Siedetemperatur liegt bei  $\vartheta(\text{Smt}) = 79\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Ein Gaschromatogramm soll klären, ob das Destillat ein reiner Stoff ist oder ein Stoffgemisch.

### Gaschromatogramm



Das Gaschromatogramm wurde unter den oben genannten Bedingungen aufgenommen. Allein die Achseneinteilung der Spannungsachse ist anders gewählt.

## Synthese von Essigsäureethylester

Im folgenden Experiment soll „Pattex“-Verdüner nach einer Vorschrift hergestellt werden. Durch einen Vergleich des Geruchs läßt sich klären, ob die Synthese gelungen ist und tatsächlich der erwartete Stoff entstanden ist.

### Versuch: Synthese von „Pattex“-Verdüner

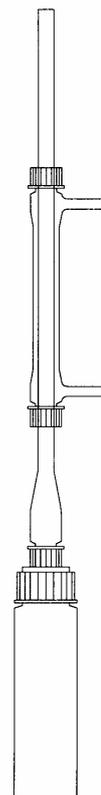
#### Geräte:

- Magnetrührer mit Heizung
- Stativmaterial (zum Einschrauben in den Magnetrührer)
- Halbmikro-Labor (Zinsser)
  - Heizblock, digitales Thermometer zur Messung der Blocktemperatur
  - Reaktionsgefäß (24 mL) mit Schraubgewinde
  - Refluxrohr
  - Kühler, Schläuche
  - Glasstab
  - 2 Eppendorf-Pipetten (5 mL)
  - Glaspipette
  - Rührfisch

#### Chemikalien:

Essigsäure, Ethanol, konz.  
Schwefelsäure, verd. Natronlauge, pH-Papier

#### Durchführung:

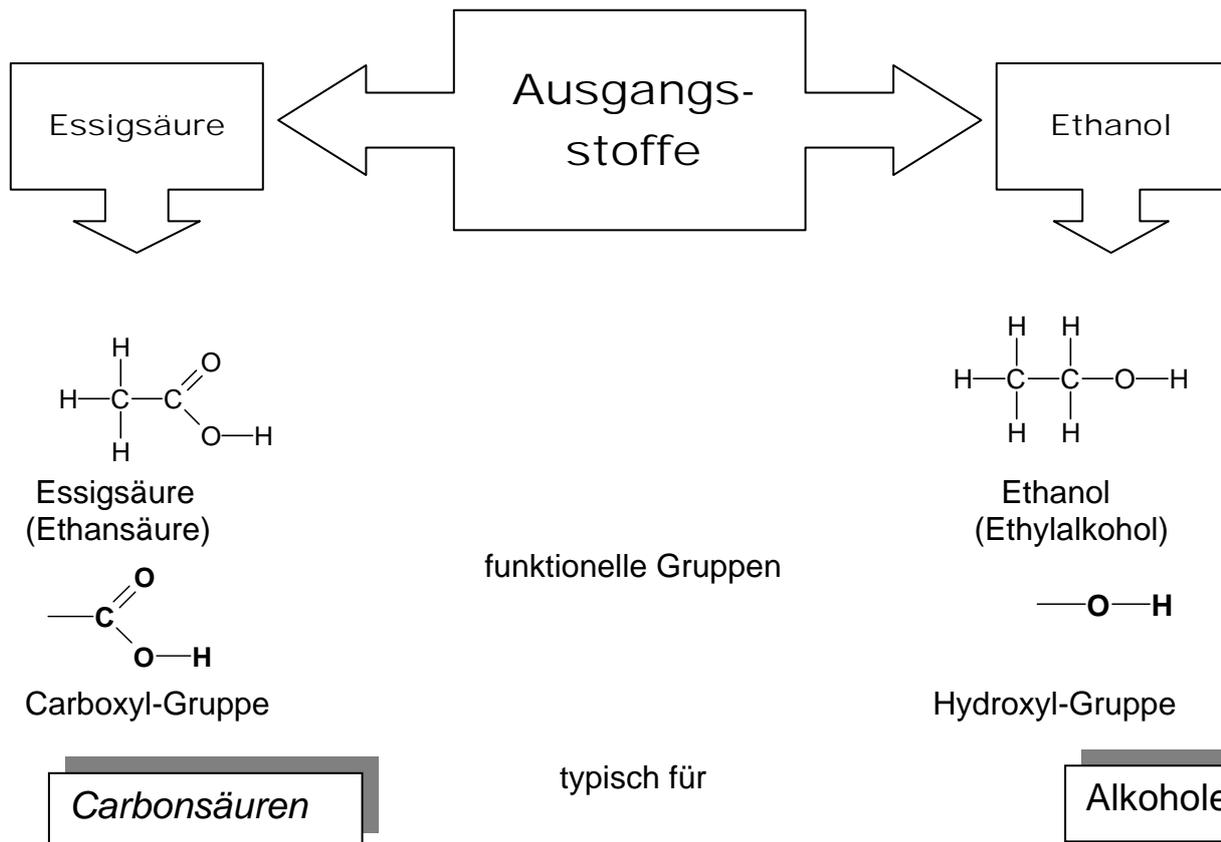


- Baue gemäß der Abbildung eine Rückflussapparatur auf.
- Präge dir den Geruch von Essigsäure und Ethanol ein und fülle jeweils 2 mL in das Reaktionsgefäß
- Gib vorsichtig mit einer Glaspipette 5 Tropfen konz. Schwefelsäure zu.
- Erhitze das Gemisch unter Rühren etwa 10 min lang zum Sieden. (Blocktemperatur nicht größer als 90°C).
- Hebe die Apparatur aus dem Heizblock und prüfe nach kurzem Abkühlen den Geruch des entstandenen Syntheseproduktes
- Gib verd. Natronlauge zum Reaktionsprodukt bis zum Neutralpunkt (mit pH-Papier durch Auftüpfeln mit dem Glasstab)
- Prüfe erneut den Geruch und achte auf Phasengrenzen.

**Entsorgung:** Das Reaktionsgemisch gibt man vorsichtig in den *Sammelbehälter für organische Lösemittel*.

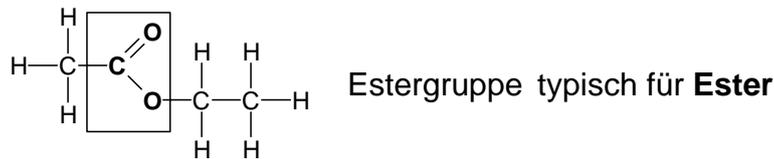
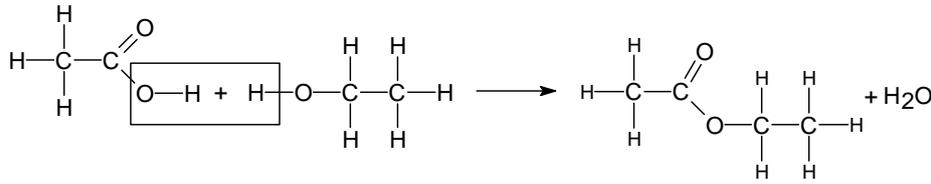
**Ergebnis:** Der Geruchsvergleich zeigt, dass das entstandene Produkt mit dem Lösemittel von „Pattex“ identisch ist.

### Deutung der Reaktion

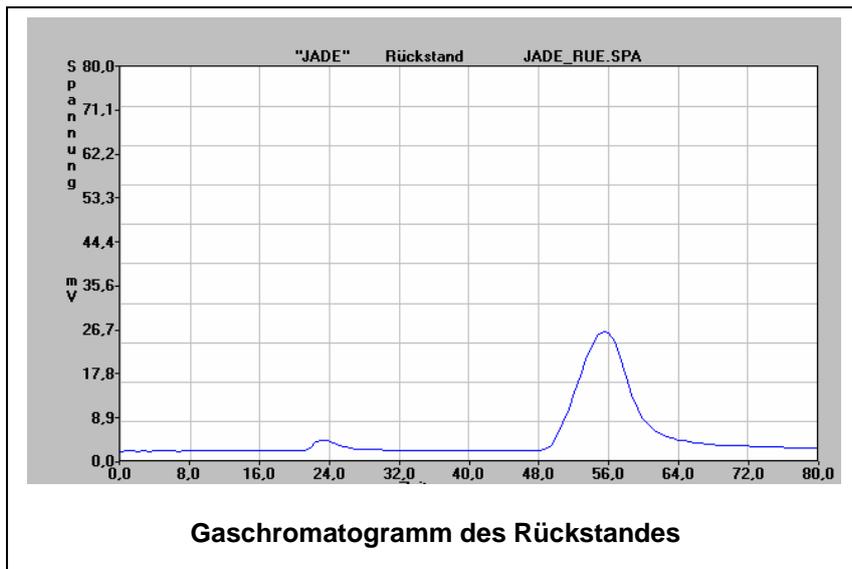


## Reaktionsgleichung

Essigsäure + Ethanol → Essigsäureethylester + Wasser

**Analyse des Rückstandes**

Der Rückstand der Destillation riecht stark nach "Gletschereis", einem Hustenbonbon. Auch hier wird zur Überprüfung der Reinheit ein Gaschromatogramm angefertigt.

**Gaschromatogramm**

Das Gaschromatogramm wurde unter den Bedingungen aufgenommen wie das von "Jade"-Nagellackentferner und des Rückstandes (Hinweis: Man sollte alle drei Gaschromatogramme in einer Stunde aufnehmen, da dann die Meßbedingungen konstant gehalten werden können) Geringe Spuren des Essigsäureethylesters lassen sich im Rückstand nachweisen.

**Geruch – Angaben des Herstellers**

Der Rückstand zeigt einen intensiven Geruch nach "Gletschereis" einem bekannten Hustenbonbon. Es liegt die Vermutung nahe, dass es sich auch hier um einen Ester handelt. Nach Angaben des Herstellers enthält der Nagellack **Butylacetat**, also **Essigsäurebutylester**. Somit müsste sich dieser Ester aus Essigsäure und Butanol herstellen lassen. Allerdings existieren vom Butanol mehrere Isomere, die alle unterschiedliche Essigsäureester liefern. Diese Synthesen soll im Folgenden erfolgen; allerdings nach einem Verfahren, das auf die Verwendung der konzentrierten Schwefelsäure verzichtet.

## Estersynthesen mit Ionenaustauschern

### Veresterung ohne Schwefelsäureabfall

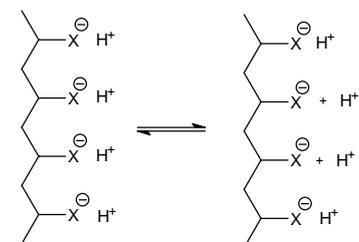
(Blume, Umweltchemie im Unterricht, Cornelsen, S.231 ff)

Ionenaustauscher dienen nicht nur der Entionisierung von Wasser, es lassen sich mit ihnen auch viele chemische Synthesen sehr umweltschonend und vor allen Dingen abfallarm durchführen.

Ein wichtiges Beispiel ist die Synthese von Estern, die als organische Lösemittel sowie als Aromastoffe in der Lebensmittelchemie von besonderer Bedeutung sind. Nach dem klassischen Verfahren gewinnt man einen Ester, indem man eine organische Säure mit einem Alkohol umsetzt, wobei konzentrierte Schwefelsäure als Katalysator dient. Als Problemstoff fällt „verdünnte“, d. h. etwa 25 - 30 %ige und dazu noch mit organischen Abfällen belastete Schwefelsäure an. (Dies ist eine der vielen Quellen für „Dünnsäure“.) Durch die Verwendung eines stark sauren Kationenaustauschers als Katalysator läßt sich der Einsatz der wenig umweltfreundlichen Schwefelsäure vermeiden.

Zur Synthese mischt man einfach die Säurekomponente des Esters, den zugehörigen Alkohol sowie den protonierten Kationenaustauscher und destilliert den gebildeten Ester ab.

Da der Ionenaustauscher im Reaktionsmedium unlöslich ist und sich bei der Reaktion auch nicht verändert, kann er nach der Reaktion abfiltriert werden und sofort wieder für einen weiteren Reaktionsansatz verwendet werden. Erst nach mehreren Synthesen ist eine Regeneration des Austauschers durch Trocknung erforderlich.



Saurer Kationenaustauscher

### „Pattex“-Verdünner - und „Gletschereis“

#### Versuch: Darstellung von Estern mit Ionenaustauschern

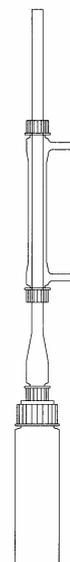
**Geräte:** Apparatur zum Kochen am Rückfluß nach Zinsser, Magnetrührer

**Chemikalien:** Essigsäure (C)                      Ethanol (F)  
 1-Butanol (Xn)                                  2-Butanol (Xn)  
 2-Methyl-1-Propanol (Xn)                  2-Methyl-2-propanol (Xn, F)  
 Kationenaustauscher (Amberlite® IR 120, Merck)

#### Durchführung:

- Man baue die Apparatur gemäß der Abbildung auf.
- Man gibt in das Reaktionsgefäß eine Spatelspitze des stark sauren Ionenaustauschers. Die Ionenaustauscherperlen dürfen noch feucht sein; falls der Austauscher aber (wie es gelegentlich vorkommt) in Wasser schwimmt, ist letzteres zuvor abzufiltrieren und der Austauscher mit Filterpapier abzutrocknen.
- Zu dem Austauscher gibt man:  
     2 mL Essigsäure + 2 mL des Alkohols
- Das Gemisch erhitzt man jeweils zum Sieden und läßt es dann 10 min unter Rückfluß kochen. Anschließend kühlt man die Mischung gut ab und prüft den Geruch

**Aufgabe:** Zeichne die Strukturformeln der eingesetzten Alkohole und die der zu erwartenden Ester.



**Ergebnis:**

	Säure	Alkohol	Ester	Geruch
1	Essigsäure	Ethanol	Essigsäureethylester	„Pattex-Verdünner“
2		1-Butanol	Essigsäure-1-butylester	„Gletschereis“
3		2-Butanol	Essigsäure-2-butylester	
4		2-Methyl-1-propanol	Essigsäure-2-methyl-1-propylester	
5		2-Methyl-2-propanol	Essigsäure-2-methyl-2-propylester	

Am Geruch lässt sich der gesuchte Ester erkennen. Es handelt sich um Essigsäure-1-butylester. Somit besteht der Nagellackentferner aus zwei Komponenten:

**Ergebnis der Versuchsreihe:**

Nagellackentferner	Essigsäureethylester
	$  \begin{array}{c}  \text{H}_3\text{C}-\text{C}=\text{O} \\  \diagdown \quad \diagup \\  \text{O} \quad \text{C} \quad \text{H} \quad \text{H} \\  \quad \quad \quad   \quad   \\  \quad \quad \quad \text{H} \quad \text{H}  \end{array}  $
	Essigsäure-1-butylester
	$  \begin{array}{c}  \text{H}_3\text{C}-\text{C}=\text{O} \\  \diagdown \quad \diagup \\  \text{O} \quad \text{C} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\  \quad \quad \quad   \quad   \quad   \quad   \\  \quad \quad \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H}  \end{array}  $

**Entsorgung:** Das Austauscherharz kann man abfiltrieren, mit Ethanol spülen und wiederverwenden. Die Lösungen gehören zu den organischen, flüssigen Abfällen

**Hinweis:** Geruch weiterer Ester

Säure	Alkohol	Ester	Geruch
Essigsäure	n-Pentanol	Essigsäure-n-pentylester	Birne Banane?
Benzoesäure	1-Propanol	Benzoesäurepropylester	Jasmin Erdbeere
Propionsäure	Ethanol	Propionsäureethylester	Rum

## Weitere Ester

Das folgende Experiment dient dazu, weitere Ester herzustellen, um die Vielfalt vorzustellen und zu klären, ob alle Ester wohlriechende Substanzen sind.

Es stehen diverse Alkohole und Carbonsäuren zur Verfügung. Nach eigener Wahl kannst du verschiedene Ester nach der unten aufgeführten Vorschrift herstellen.

Carbonsäuren		Alkohole	
Ameisensäure		Ethanol	
Essigsäure		Pentanol (Amylalkohol)	
Propionsäure		2-Propanol (Isopropylalkohol)	
Benzoessäure		1-Butanol	
Salicylsäure		Benzylalkohol	

### Versuch: *Synthese verschiedener Ester*

**Geräte:** Reagenzgläser,  
Reagenzglasständer  
Magnetrührer als Heizquelle

**Chemikalien:** diverse Alkohole und  
Carbonsäuren (s.o.)  
konz. Schwefelsäure  
heißes Wasser

**Schutzmaßnahmen:**



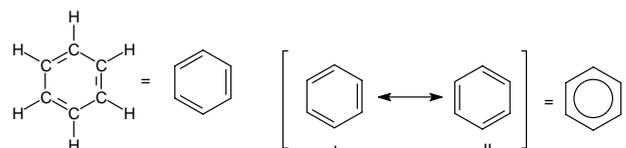
**Durchführung:**

- Man mische in verschiedenen Reagenzgläsern jeweils 2 mL der oben genannten Alkohole mit 2 mL einer gewählten Carbonsäure.
- Füge einige Tropfen konz. Schwefelsäure hinzu.

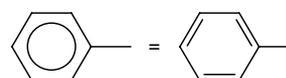
### Benzol und Benzolring

Der Substanz Benzol  $C_6H_6$  kommt in der organischen Chemie eine besondere Bedeutung zu, da sich von ihr zahlreiche wichtige Verbindungen ableiten. Während Benzol selbst stark krebserzeugend wirkt, sind die Abkömmlinge in ihrer krebserzeugenden Wirkung z.T. relativ harmlos. Benzol besteht aus einem Kohlenstoffgerüst in Form eines 6-Ringes; dabei wechseln C-C-Einfachbindungen mit C=C-Doppelbindungen. Es existieren 2 mesomere Grenzstrukturen. Der wahre Zustand liegt dazwischen und wird durch eine Ringverteilung angegeben.

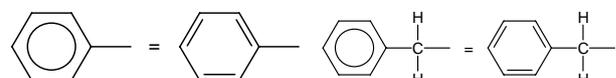
#### Benzol:



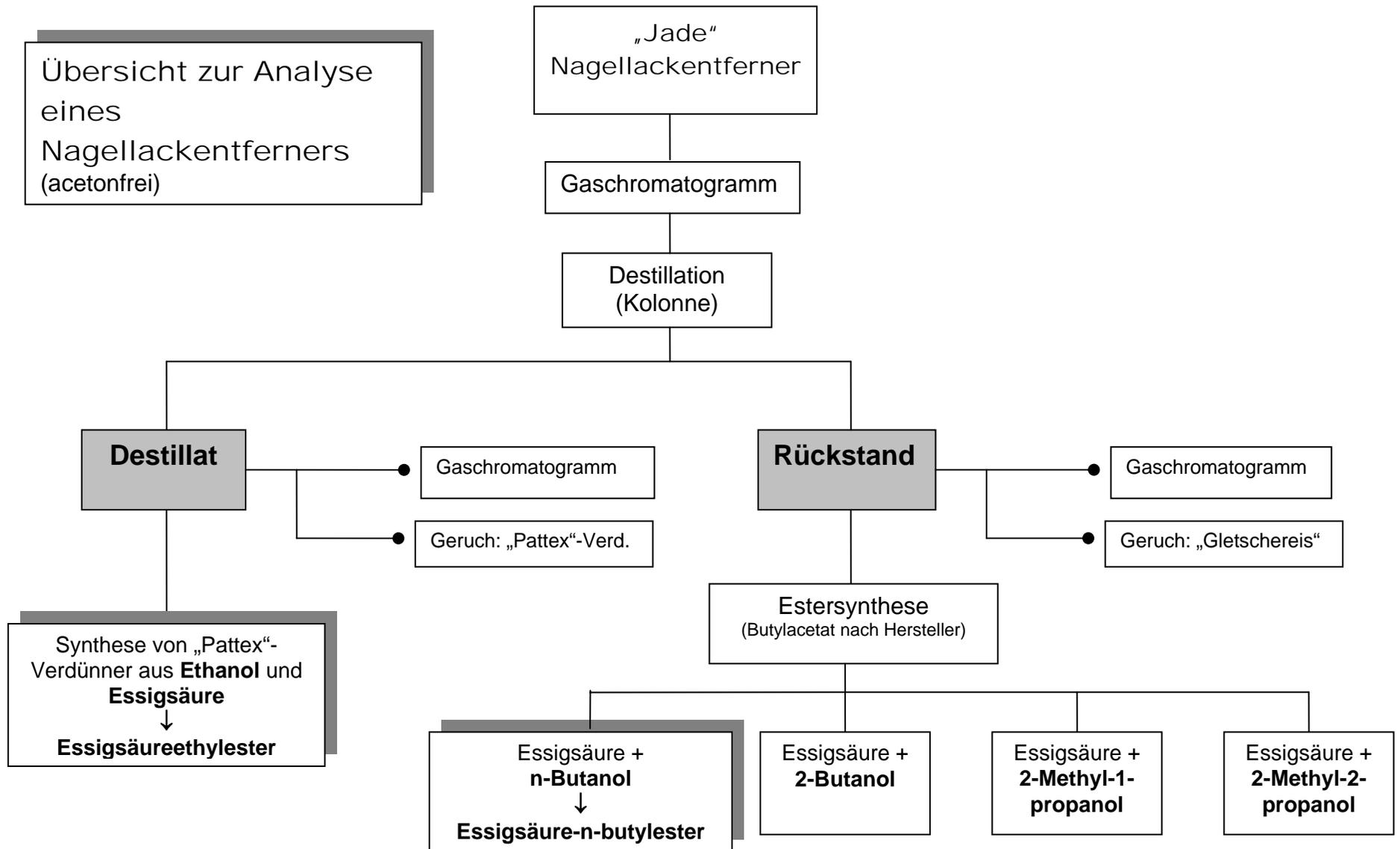
#### Phenyl-Rest:



#### Benzyl-Rest



- Erwärme die Mischungen in einem Wasserbad auf ca. 80°C.
- Prüfe und notiere den Geruch.



## Schnüffelstoffe

### Schnüffelstoffe

Schnüffelstoffe sind leichtflüchtige Substanzen, die Dämpfe abgeben.

Jegliche Kleb-, Lack- und Verdünnstoffe können z.B. zum Schnüffeln missbraucht werden.

Am häufigsten werden Klebstoffe und Lösungsmittel verwendet. Ihre Einzelbestandteile sind Kohlenwasserstoffe oder halogenierte Kohlenwasserstoffe, Alkohole, Ketone, Ester und Äther (Ether). Da Schnüffelstoffe sehr billig und leicht zu haben sind, schnüffeln oft in den Dritte-Welt-Ländern schon 8-jährige Kinder.

Einige oft verwandte Lösungsmittel sind:

- Benzin (Mischung verschiedener Kohlenwasserstoffe)
- Äther (Ether,  $C_2H_5-O-C_2H_5$ )
- Toluol ( $C_6H_5-CH_3$ , aromatischer Kohlenwasserstoff, eng verwandt mit Benzin)
- Trichloräthylen (Trichlorethylen,  $Cl_2C=CHCl$ , stark süchtig machend)
- Chloroform (Trichlormethan  $CHCl_3$  (Lebergift und Lähmer der Herztätigkeit und des Atemzentrums))
- Nitroverdünnung
- Haarspray
- Aceton ( $CH_3-CO-CH_3$ , Dimethylketon, Propanon)

### Poppers

Diese verbotenen organische Nitrite (Amylnitrit und Butylnitrit) sind wegen der ihnen nachgesagten Aphrodisierung und Enthemmung oft in Tanzclubs und Sexshops erhältlich.

Amylnitrit wurde früher bei Angina Pectoris (schmerzhafter Verengung der Herzkranzgefäße) verabreicht. Butylnitrit ist beispielsweise in sehr geringen Mengen in Raumduftaromen oder auch der Flüssigkeit für Tonkopfreiniger enthalten.

Die Droge befindet sich in kleinen Fläschchen, die sehr bunt und auffällig sind.

Poppers sind eine gelbliche Flüssigkeit, riechen stark fruchtig, unangenehm und können empfindliche Nasenschleimhäute schnell verätzen.

Die eigentliche Wirkung des Nitrits im Körper ist folgende: Im Blut schnell zum Hirn transponiert, hemmt es die Schmerzempfindung und löst einen kurzen Rausch aus.

### Aufnahme und Wirkungsdauer

Die Schnüffelstoffe werden meistens in eine Tüte gefüllt und diese dann direkt an die Atemorgane gehalten und eingeatmet. Aber auch das Träufeln auf Taschentücher und anschließende Einatmen ist weit verbreitet. Vielfach werden sie aber auch in Mund und Nase eingesprays.

Die Wirkung tritt nach wenigen Sekunden ein und dauert ca. 1 - 30 Minuten an.

Nach Konzentrationsstörungen und schwacher Benommenheit treten Euphorie, Enthemmung und Halluzinationen auf. Bei starker Dosierung treten Bewusstlosigkeit, Vergiftung des Blutes und innerer Organe auf. Selbstüberschätzung, unartikulierte Stimmungsschwankungen, Atemnot, Blutdrucksteigerung, Veränderung und Störung von Sinneswahrnehmungen, Geh-, Stand- und Bewegungsstörungen, Zustände ähnlich dem Alkoholrausch (Lallen, Torkeln) sind zu beobachten.

### Risiken

Es kann zu Schleimhautreizungen, Übelkeit, Erbrechen, Zerstörung der Atemwege, Kehlkopfkrämpfen, Verwirrtheit, Herz-Kreislaufstörungen bis zum Herzstillstand kommen. Bei bestimmten Lösungsmitteln sind sogar Schäden am Gehirn, Schädigung von Blase und Nieren oder Schädigung des Ungeborenen die Folge.

Falls Schnüffelstoffe verschluckt werden, zieht man sich eine lebensgefährliche Vergiftung zu. Es besteht Explosions- und Verbrennungsgefahr bei gleichzeitigem Rauchen.

### **Langzeitschäden**

- - extreme Zerstörung der Atemwege, der Nieren und der Leber
- - Irreversible Hirnschäden (Nervensystem)
- - Konzentrations- und Leistungsstörungen
- - schwere psychotische Bilder
- - Atemstillstand
- - Herz-Kreislaufversagen

Danach sinkt auf Grund der erweiterten Blutgefäß der Blutdruck, die Haut rötet sich stark und ein Hitzegefühl macht sich im gesamten Körper breit.

### **„Schnüffeln in Bad Salzuflen“ 3.2.2003**

**in kürze**

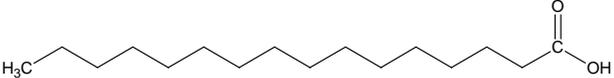
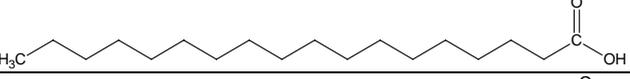
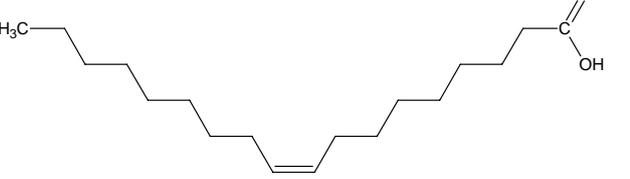
#### **EXPLOSION AUF TOILETTE**

#### **Jungen schwer verletzt**

Zwei Jungen haben beim Schnüffeln von Treibgasen aus Spraydosen auf einer Schultoilette in Bad Salzuflen eine Explosion ausgelöst und schwere Verletzungen erlitten. Die 13- bzw. 14-Jährigen wollten laut Polizei direkt nach dem Schnüffeln eine Zigarette anzünden. (dpa)

taz Nr. 6971 vom 4.2.2003, Seite 7, 12 Agentur

**Einige wichtige Säure und Ester in der „Zick-Zack-Schreibweise****Carbonsäuren:**

Trivialname	Wissenschaftlicher Name	Summenformel	Strukturformel
Palmitinsäure	Hexadecansäure	$C_{15}H_{31}COOH$	
Stearinsäure	Octadecansäure	$C_{17}H_{35}COOH$	
Ölsäure	Z-9-Octadecensäure	$C_{17}H_{33}COOH$	
Elaidinsäure	E-9-Octadecensäure	$C_{17}H_{33}COOH$	
Linolsäure	9,12-Octadecadiensäure	$C_{17}H_{31}COOH$	
Sorbinsäure	E,E-2,4-Hexadiensäure	$C_5H_7COOH$	

## Die Reaktionsgeschwindigkeit

Die Reaktionsgeschwindigkeit ist definiert als Stoffumsatz pro Zeiteinheit. Sie ist abhängig von äußeren Faktoren wie der Temperatur. Entscheidend ist aber auch die Konzentration der an der chemischen Reaktion beteiligten Stoffe. Man kann sich diesen Umstand erklären, indem man annimmt, dass eine Reaktion immer dann stattfinden kann, wenn zwei Teilchen zusammenstoßen (Kollision).

Je höher die Konzentrationen der beteiligten Teilchen sind, desto größer ist die Wahrscheinlichkeit, dass es zu einem Zusammenstoß zwischen ihnen kommt. Die Reaktionsgeschwindigkeit ist somit voraussichtlich proportional zu der Teilchenkonzentration.

Zudem wird sie abhängen vom Zerteilungsgrad und einem möglicherweise eingesetzten Katalysator.

### 7.1. Eine Brausetablette löst sich in Wasser

#### Definition der Reaktionsgeschwindigkeit

Um eine Vorstellung von der Reaktionsgeschwindigkeit zu bekommen wird eine Brausetablette in Wasser gelöst. Dabei entsteht Kohlendioxid, das entweicht. Legt man die gesamte Versuchsanordnung auf eine Waage, so kann man den Massenverlust im Verlauf der Zeit bestimmen.

---

## Lösen einer „Vitamin“-Brausetablette in Wasser

---

Geräte:	Chemikalien:	Sicherheit:
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Getränkebecher (leicht)</li> <li>• Waage (auf 1 mg genau)</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Brausetablette (Multivitamin o.ä.)</li> <li>• Wasser</li> </ul>	

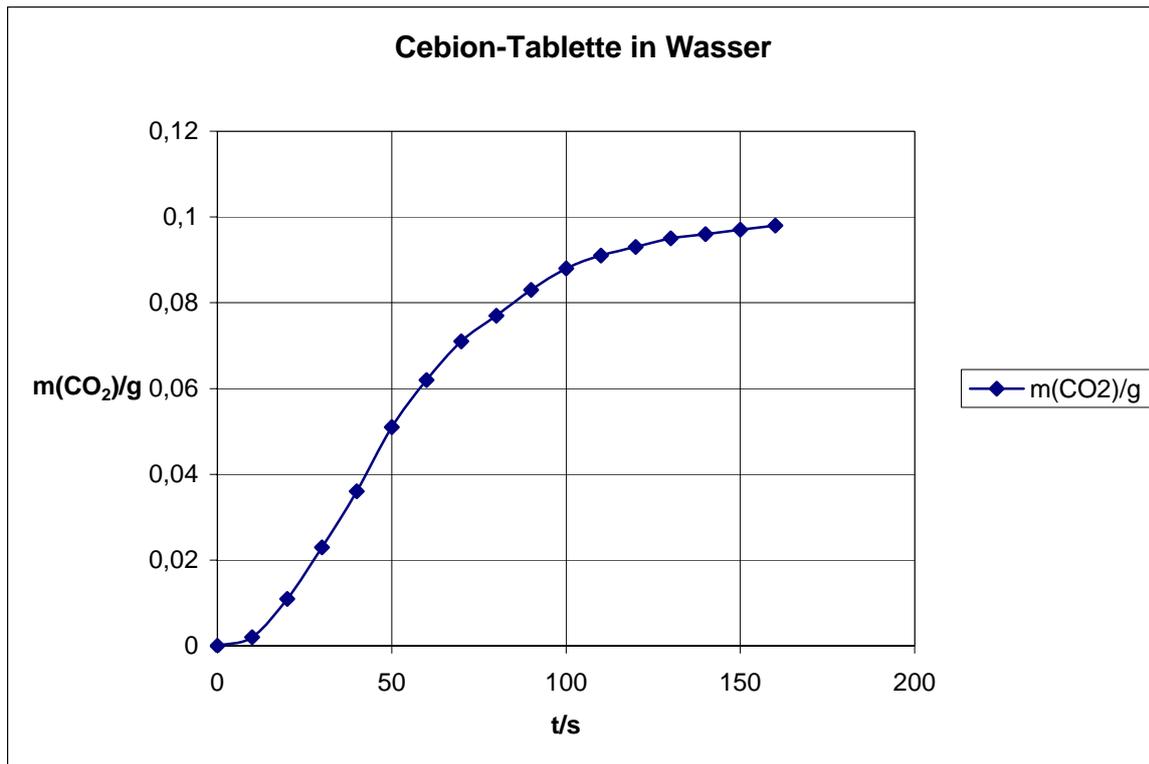
#### Durchführung:

Man stellt den mit ca. 50 mL Wasser gefüllten Getränkebecher auf die Waage und legt die Tablette daneben auf die Waagschale. Mittels der Tara-Taste wird die Anzeige auf Null gestellt. Mit Zugabe der Brausetablette wird die Uhr gestartet und die Massenabnahme alle 5 Sekunden notiert.

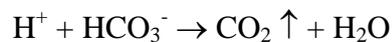
□ — Brausetab

**Beobachtung:** Es entwickelt sich Kohlendioxid, das entweicht. Der Massenverlust entspricht demnach der gebildeten Masse an Kohlendioxid.

**Auswertung:** In einem Diagramm wird die gebildete Masse an CO<sub>2</sub> gegen die Zeit aufgetragen. (Die Tablette enthält NaHCO<sub>3</sub> und feste Säure. Bei Zugabe von Wasser bilden sich frei bewegliche H<sup>+</sup>-Ionen, die mit den HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>-Ionen zu CO<sub>2</sub> und H<sub>2</sub>O reagieren)



Der zeitliche Verlauf der Massenabnahme von CO<sub>2</sub> lässt sich gut heranziehen, um die Reaktionsgeschwindigkeit zu definieren.



Die Masse an gebildetem CO<sub>2</sub> [ $\Delta m(\text{CO}_2)$ ] in einem bestimmten Zeitintervall [ $\Delta t$ ] wäre eine geeignetes Maß für die Reaktionsgeschwindigkeit (RG).

$$\text{RG} = \frac{\Delta m(\text{CO}_2)}{\Delta t}$$

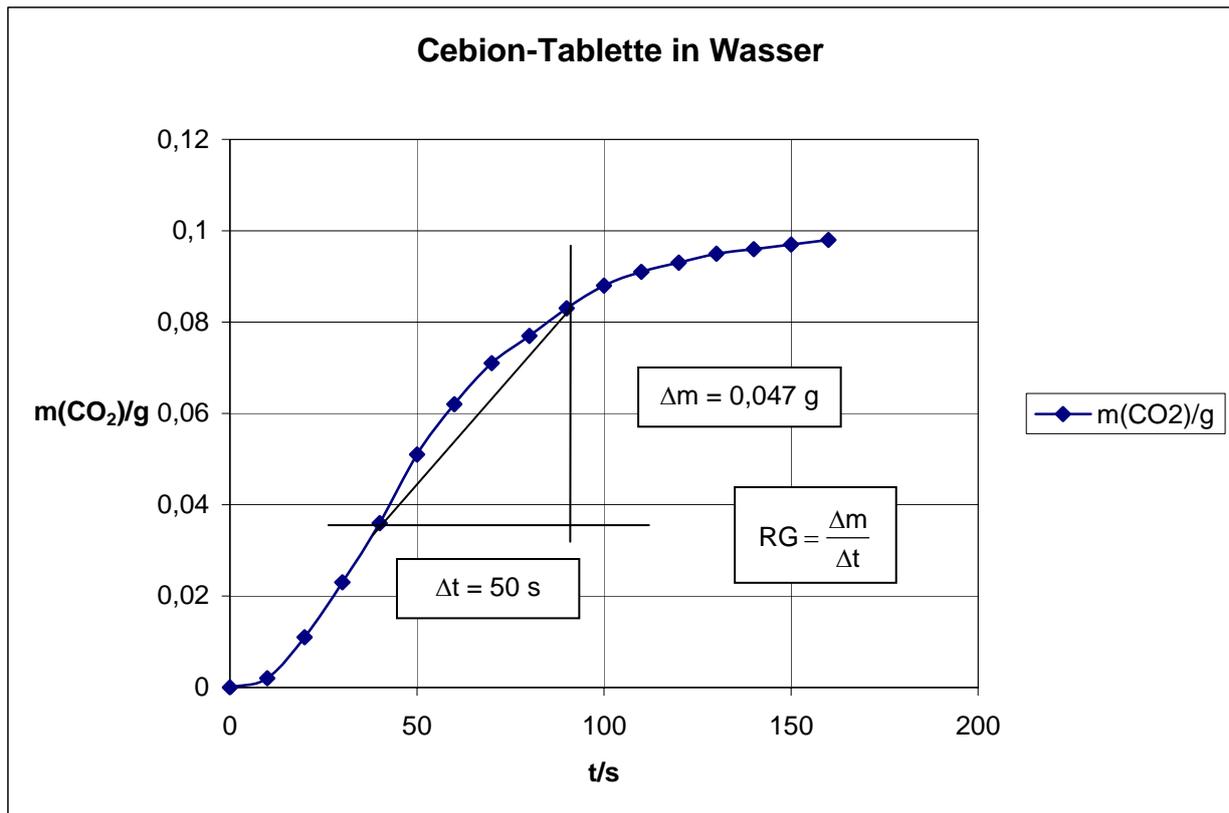
In der graphischen Auftragung findet sich dieser Quotient als Steigungsdreieck wieder (s. Abbildung). Der Quotient stellt die Steigung der Sekanten dar, ist also ein ungefähres Maß für die Reaktionsgeschwindigkeit in dem Intervall  $\Delta t$ . Um eine genauere Geschwindigkeit zu erhalten, muss man das  $\Delta t$ -Intervall immer kleiner werden lassen. Die Sekante geht dann in eine Tangente über und man erhält die **Momentangeschwindigkeit** als Steigung der Tangente.

In der Praxis ersetzt man die Massenänderung durch die Stoffmengenänderung  $\Delta n$ . Die Umrechnung geschieht mit:

$$\Delta n = \frac{\Delta m}{M} \quad (M = \text{Molare Masse})$$

Für die Reaktionsgeschwindigkeit gilt dann:

$$\text{RG} = \frac{\Delta n(\text{CO}_2)}{\Delta t}$$

**Beispiel:**

Die Reaktionsgeschwindigkeit im obigen Intervall beträgt:

$$RG = \frac{\Delta m(\text{CO}_2)}{\Delta t} = \frac{0,047 \text{ g}}{50 \text{ s}} = 9,4 \cdot 10^{-4} \frac{\text{g}}{\text{s}}$$

$$RG = \frac{\Delta n(\text{CO}_2)}{\Delta t} = \frac{\Delta m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2) \cdot \Delta t} = \frac{0,047 \text{ g}}{44 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 50 \text{ s}} = 2,14 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{s}}$$

**Übungsaufgabe:**

Berechne die Momentangeschwindigkeiten für drei ausgewählte Punkte auf der Kurve.

Der Verlauf der Kurve zeigt deutlich, dass nach einer kurzen Anlaufphase die Reaktion mit einer großen Reaktionsgeschwindigkeit startet, die dann immer geringer wird. Dies ist auch verständlich, da die Zahl der Reaktionspartner mehr und mehr abnimmt. Es ist zu vermuten, dass eine Beziehung besteht zwischen der Zahl der Teilchen pro Volumen, d.h. der Konzentration der Reaktionspartner und der Reaktionsgeschwindigkeit. Dieser Zusammenhang soll im nächsten Experiment geklärt werden.

## 7.2. Reaktionsgeschwindigkeit und Konzentration

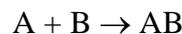
Die Erfahrung zeigt, dass die Reaktionsgeschwindigkeit konzentrationsabhängig ist.

Beispiele:

- Zink reagiert mit 0,1 m Schwefelsäure langsamer als mit 1 m Schwefelsäure.
- Eisenwolle verbrennt in Sauerstoff wesentlich schneller als in Luft

Die experimentell bestimmbareren Zusammenhänge zwischen den Reaktionsgeschwindigkeiten und den Konzentrationen der Reaktionspartner lassen sich zu **Geschwindigkeitsgesetzen** oder **Zeitgesetzen** chemischer Reaktionen zusammenfassen.

So können z.B. für die Reaktion



unterschiedliche Zusammenhänge bestehen.

1. Die Reaktionsgeschwindigkeit ist proportional der Konzentration des Stoffes A:

$$v = k_1 \cdot c(A)$$

Der Proportionalitätsfaktor  $k_1$  wird als **Geschwindigkeitskonstante** bezeichnet. Da die Konzentration in der 1. Potenz  $c^1(A)$  erscheint, liegt eine Reaktion **1. Ordnung** vor.

2. Die Reaktionsgeschwindigkeit ist sowohl der Konzentration des Stoffes A als auch der Konzentration des Stoffes B proportional:

$$v = k_2 \cdot c(A) \cdot c(B)$$

Es könnte auch sein, dass die Reaktionsgeschwindigkeit dem Quadrat der Konzentration eines Eduktes proportional ist:

$$v = k_3 \cdot c^2(A)$$

Da in beiden Fällen die Konzentrationen in der 2. Potenz erscheinen, spricht man von Reaktionen **2. Ordnung**.

3. Bei einigen Reaktionen hängt die Geschwindigkeit nicht von den Konzentrationen der Reaktionspartner ab, d.h. sie bleibt konstant:

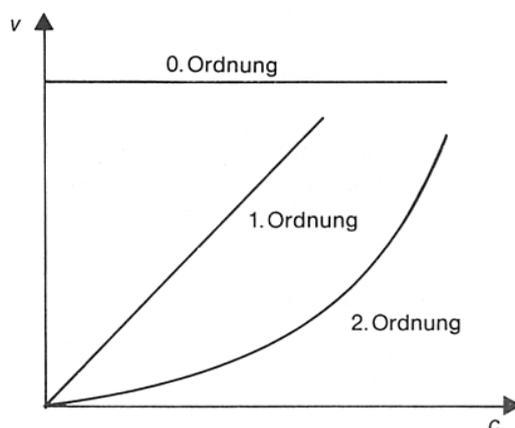
$$v = k_4$$

Hier liegt eine Reaktion **0. Ordnung** vor.

Das allgemeine Geschwindigkeitsgesetz für eine Reaktion mit den Edukten A und B lautet:

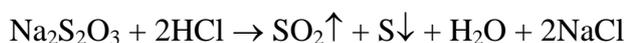
$$v = k \cdot c^m(A) \cdot c^n(B)$$

Die Summe der Exponenten m und n gibt die Reaktionsordnung an.



Geschwindigkeits – Konzentrations - Diagramme

In einem Experiment soll geklärt werden, wie die Konzentrationsabhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit zu bestimmen ist. Eine gut zu verfolgende Reaktion ist:



oder:



Natriumthiosulfatlösung wird mit Salzsäure angesäuert. Dabei fällt Schwefel aus, der den Lichtdurchfall behindert. Die Zeit wird bestimmt, bis man durch die Lösung nicht mehr hindurchsehen kann. Sie ist ein Maß für die Reaktionsgeschwindigkeit.

Es wird nur die Thiosulfationenkonzentration verändert; die Salzsäurekonzentration bleibt gleich.

## Abhängigkeit der RG von der Konzentration

Geräte:	Chemikalien:	Sicherheit:
<ul style="list-style-type: none"> <li>• 2 Messpipetten</li> <li>• 10 gleichartige Reagenzgläser</li> <li>• Papier mit schwarzem Kreuz</li> <li>• Becherglas 100 mL eng</li> <li>• Reagenzglasständer</li> <li>• Stoppuhr</li> <li>• Gummistopfen</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Natriumthiosulfatlösungen <math>c = 0,1 - 1 \text{ mol/L}</math></li> <li>• Salzsäurelösung <math>c = 0,1 \text{ mol/L}</math></li> </ul>	

**Durchführung:** Konstante Größen:  $V(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 5 \text{ mL}$

$V(\text{HCl}) = 2 \text{ mL}$

$c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/L}$

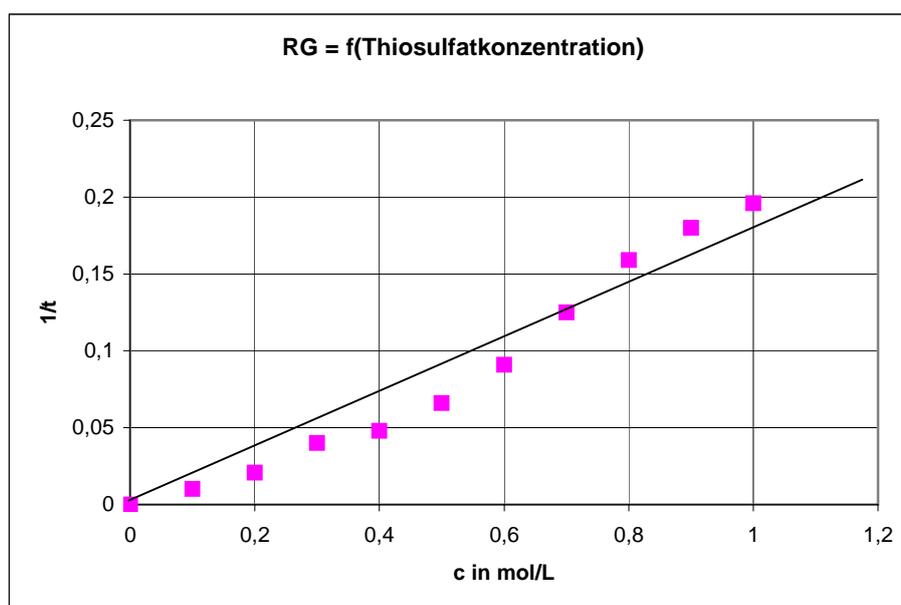
Geben Sie in 10 gleichartige Reagenzgläser mit Hilfe einer Pipette jeweils 5 ml der Thiosulfatlösung. Beginnen Sie mit der Lösung der geringsten Konzentration; Sie brauchen dann nicht zwischenzeitlich die Pipette zu spülen. Dazu geben Sie ebenfalls mit einer Messpipette 2 ml der Salzsäurelösung. Verschließen Sie das Rea-

genzglas zügig mit einem Stopfen und schütteln Sie einmal um. Starten Sie sofort mit der Zeitmessung. Das Ende der Messung ist erreicht, wenn Sie senkrecht durch das Reagenzglas blickend das schwarze Kreuz auf dem Papier nicht mehr erkennen können.

**Messergebnisse:**

Nr.	[S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup> ]	t in s [Gruppe]						t <sub>Mittel</sub> in s	1/t in s <sup>-1</sup>
		1	2	3	4	5	6		
1	0	≡	≡	≡	≡	≡	≡	≡	0
2	0,1	100	99	87	100	107	95	98	0,0102
3	0,2	50	49	40	48	50	50	48	0,0208
4	0,3	30	22	24	30	26	25	26	0,04
5	0,4	22	16	21	28	20	20	21	0,048
6	0,5	17	12	16	17	15	13	15	0,066
7	0,6	11	10	9	13	12	13	11	0,0909
8	0,7	9	6	7	9	7	10	8	0,124
9	0,8	7	5	6	6	6	8	6,3	0,159
10	0,9	7	4	5	6	7	4	5,5	0,18
11	1,0	5	3	6	6	8	3	5,1	0,196

**Auswertung:** Die Größe 1/t ist ein Maß für die Reaktionsgeschwindigkeit. Sie wird gegen die Thiosulfatkonzentration aufgetragen.

**Ergebnis:**

Die Reaktionsgeschwindigkeit ist proportional zur Konzentration an Thiosulfat.

$$v = k \cdot [\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]^1$$

D.h., die Reaktionsordnung ist bezüglich der Thiosulfationenkonzentration 1. Ordnung.

Um eine chemische Reaktion eingehen zu können, müssen die Teilchen miteinander reagierender Stoffe zusammenstoßen. Je größer die Zahl der in einem bestimmten Volumen vorhandener Teilchen ist, desto größer wird auch die Zahl der Zusammenstöße. Auch wenn nicht bei

jedem Teilchenzusammenstoß wirklich eine chemische Reaktion eintritt, wird die Geschwindigkeit der beobachteten Reaktion umso größer, je größer die molaren Konzentrationen der reagierenden Stoffe sind.

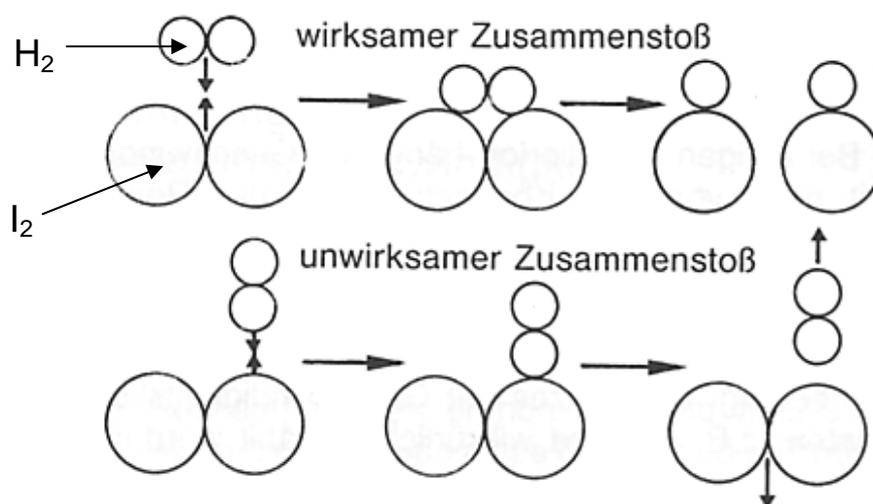
**Die Reaktionsgeschwindigkeit wächst mit der Zunahme der molaren Konzentrationen der reagierenden Stoffe.**

Konzentration	$c_1$	<	$c_2$	<	$c_3$
Wahrscheinlichkeit des Zusammenstoßes	$2 \cdot 2 = 2^2$		$2 \cdot 4 = 2^3$		$4 \cdot 4 = 4^2 = 2^4$
Reaktionsgeschwindigkeit	$RG_1$	<	$RG_2$	<	$RG_3$

Berechnungen der durchschnittlichen Stoßzahl ergeben, dass diese bereits bei Raumtemperatur so hoch ist, dass alle Reaktionen nahezu momentan ablaufen müssten, wenn jeder Zusammenstoß wirksam wäre.

Ein wesentlicher Grund, weshalb nicht jeder Zusammenstoß zum Erfolg führt, liegt darin, dass die Teilchen der reagierenden Stoffe nicht einfach zusammenstoßen, sondern mit der richtigen gegenseitigen Orientierung aufeinander treffen müssen.

Beispiel: Bildung von HI aus den Elementen:  $H_2 + I_2 \rightarrow 2 HI$



Eine Reaktion erfolgt nur dann, wenn ein Iodmolekül in richtiger Orientierung auf ein Wasserstoffmolekül stößt.

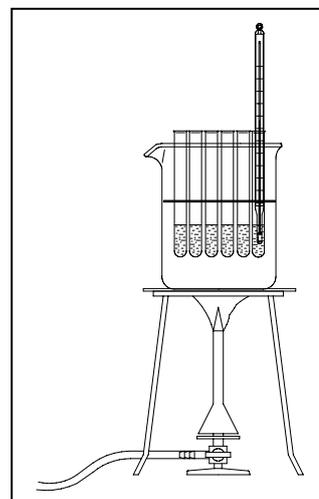
### 7.3. Reaktionsgeschwindigkeit und Temperatur

#### Temperaturabhängigkeit der RG

<b>Geräte:</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Becherglas</li> <li>• 11 Reagenzgläser</li> <li>• Thermometer</li> <li>• Brenner</li> <li>• Dreifuß</li> <li>• Drahtnetz</li> <li>• Papier mit schwarzem Kreuz</li> </ul>	<b>Chemikalien:</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>-Lösung (c = 0,1 mol/L) (24,82 g auf 1000 mL)</li> <li>• HCl(aq) (c = 0,1 mol/L)</li> <li>• dest. Wasser</li> </ul>	<b>Sicherheit:</b> 
---	--	--

**Durchführung:** In einem Becherglas befinden sich 11 Reagenzgläser. Jeweils 5 mit der Thiosulfatlösung (5 mL) und Salzsäure (5 mL) in einem Wasserbad. Im elften befindet sich Wasser und das Thermometer. Man erhitzt auf 25 °C und nimmt ein RG mit der Thiosulfatlösung und eins mit der Salzsäure aus dem Wasserbad und gibt die Lösungen zusammen. Die Zeit, die verstreicht, bis man den Boden nicht mehr erkennen kann, wird bestimmt.

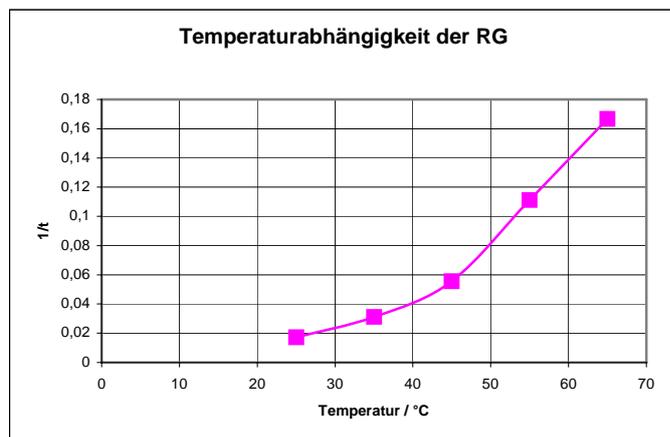
Die Temperatur wird in 10 °C-Schritten gesteigert und die Messwerte bei höheren Temperaturen aufgenommen (35 °C, 45 °C, 55 °C, 65 °C)



**Reaktionsgleichung:**  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{SO}_2 + \text{S}^- + \text{H}_2\text{O}$

**Messwerte:**

Nr.	θ / °C	t in s [Gruppe]						t <sub>Mittel</sub> in s	1/t in s <sup>-1</sup>
		1	2	3	4	5	6		
1	25	55	75	70	32	38	78	58	0,0172
2	35	39	33	30	28	25	38	32	0,0312
3	45	16	20	21	16	15	22	18	0,0555
4	55	9	11	11	9	8	11	9	0,1111
5	65	4,5	9	8	4,5	6	5	6	0,1666



#### Ergebnis:

Eine Temperatursteigerung um ca. 10 °C verdoppelt die Reaktionsgeschwindigkeit!  
(Reaktionsgeschwindigkeits-Temperatur-Regel, RGT-Regel)

### Deutung der Temperaturabhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit

Es ist eine allgemeine Erscheinung, dass chemische Reaktionen bei höherer Temperatur rascher verlaufen. Durch eine Temperatursteigerung von 10 °C wird die Geschwindigkeit einer Reaktion ungefähr verdoppelt. Diese Faustregel für die Temperaturabhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit nennt man die RGT-Regel (Reaktionsgeschwindigkeit-Temperaturregel).

Da in den Geschwindigkeitsgesetzen chemischer Reaktionen die Temperaturen nicht direkt erscheinen, müssen die Geschwindigkeitskonstanten  $k$  temperaturabhängig sein. Dieser Zusammenhang wurde bereits 1889 von **Arrhenius** experimentell ermittelt.

Arrhenius-Gleichung:	$k = A \cdot e^{-\frac{W_A}{RT}}$
	$k$ = Geschwindigkeitskonstante
	$A$ = Konstante (reaktionstypisch)
	$e$ = 2,718 (Basis der natürlichen Logarithmen)
	$W_A$ = Aktivierungsenergie
	$R$ = universelle Gaskonstante [ $R = 8,31 \frac{J}{mol \cdot K}$ ]
	$T$ = absolute Temperatur in K

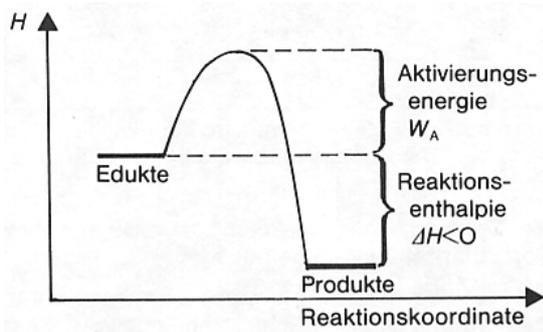
Es liegt nahe, zu vermuten, dass die bei höherer Temperatur größere Reaktionsgeschwindigkeit darauf zurückzuführen ist, dass als Folge der rascheren Teilchenbewegung Zusammenstöße zwischen verschiedenen Teilchen häufiger sind. Aber selbst bei einfachen Reaktionen - bei denen die Wahrscheinlichkeit "günstiger" Zusammenstöße sehr groß ist - ist die beobachtete Reaktionsgeschwindigkeit immer noch viel geringer, als nach der errechneten Zahl der Zusammenstöße erwartet werden könnte. Offenbar sind also nicht alle Teilchen einer Substanz gleich "reaktionsbereit", was daran liegen muss, dass nur solche Teilchen reagieren können, deren Energie einen bestimmten Mindestbetrag überschreitet.

Diese Energie ist als **Aktivierungsenergie** bekannt:

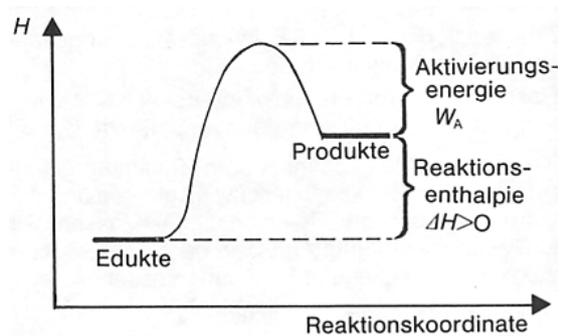
Die **Aktivierungsenergie**  $W_A$  ist die Energie, die aufgewendet werden muss, um Teilchen in einen reaktionsbereiten Zustand zu versetzen

Nur Reaktionspartner, deren Energie größer als die Aktivierungsenergie ist, können bei einem Zusammenstoß reagieren. Für die Bildung von Jodwasserstoff ist dies sofort ersichtlich: Nur wenn ein Zusammenstoß zweier Moleküle so heftig ist, dass sich die Elektronenhüllen durchdringen, können sich die Atome so stark nähern, dass neue Bindungen ausgebildet werden können.

Enthalpiediagramme<sup>1</sup> lassen die Aktivierungsenergie deutlich werden:

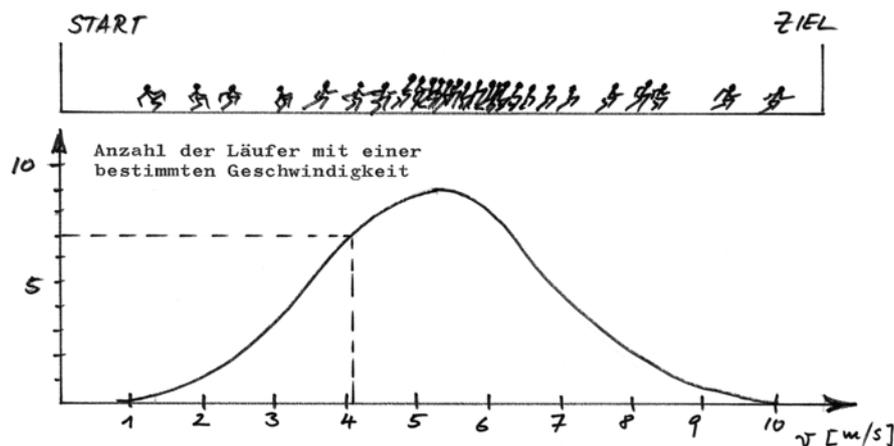


Enthalpiediagramm einer exothermen Reaktion



Enthalpiediagramm einer endothermen Reaktion

Die Aktivierungsenergie kann z.B. durch elektrische Funken, durch Bestrahlung mit Licht oder - am häufigsten - durch Erwärmen zugeführt werden. Da der Anteil der Teilchen, deren Energie einen gewissen durchschnittlichen Energiebetrag überschreitet, mit zunehmender Temperatur sehr stark wächst, besitzt bei höherer Temperatur eine größere Anzahl von Teilchen die für eine bestimmte Reaktion erforderliche Aktivierungsenergie, so dass sich mehr Teilchen pro Zeiteinheit miteinander umsetzen können und die betreffende Reaktion dann mit höherer Geschwindigkeit abläuft.

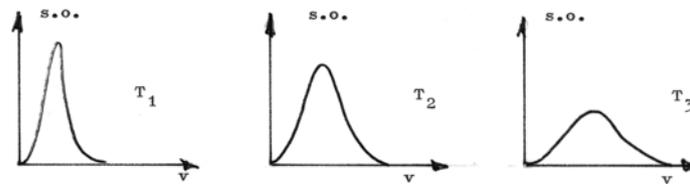


Die Geschwindigkeit frei beweglicher Teilchen in einem Gas oder in einer Flüssigkeit ist nicht einheitlich. Dies wird deutlich, wenn man sich Gasmoleküle mit gleicher Geschwindigkeit in einem abgeschlossenen Gasvolumen vorstellt. Im Laufe der Zeit wird dann durch Zusammenstöße die Geschwindigkeit einiger Teilchen verringert, anderer Teilchen jedoch erhöht. Die nunmehr resultierende Geschwindigkeitsverteilung ist in groben Zügen vergleichbar mit der von Langstreckenläufern am Ende eines Laufes.

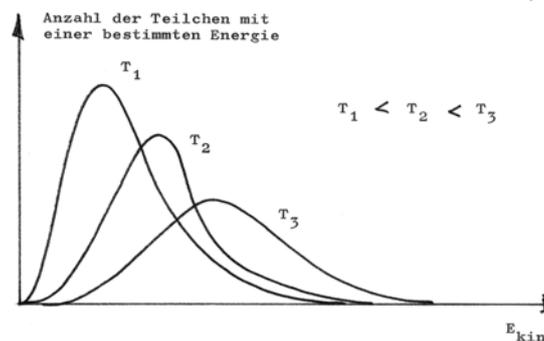
In diesem Beispiel haben z.B. 7 Läufer die Geschwindigkeit 4,2 m/s. Um im Analogiebeispiel einen gleichmäßigen Kurvenverlauf zu erhalten, muss man von sehr vielen Läufern ausgehen, so dass alle möglichen Geschwindigkeiten auch tatsächlich registriert werden können. Die Fläche unter der Kurve entspricht dann der Gesamtzahl der Läufer bzw. der Teilchen.

Eine Temperaturerhöhung bewirkt eine Steigerung der Geschwindigkeit der Teilchen. Im Analogiebeispiel "Langstreckenlauf" würde dies einer Steigerung der mittleren Geschwindigkeit eines Laufes entsprechen, das Feld der Läufer wird auseinandergezogen. Es ergeben sich Geschwindigkeitsverteilungen gemäß der Abbildung.

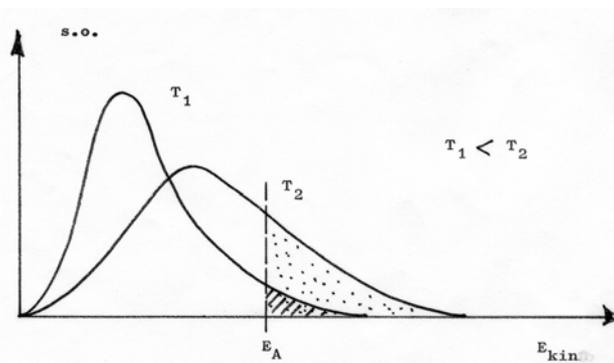
<sup>1</sup> Enthalpie = Reaktionswärme



Da die kinetische Energie (Bewegungsenergie) der Teilchen durch  $E_{\text{kin}} = 1/2 m v^2$  gegeben ist, kann aus der Geschwindigkeitsverteilung auch die Energieverteilung der Teilchen bestimmt werden



Die Anzahl der Teilchen, deren Energie bei einer bestimmten Temperatur  $T$  größer ist als die Aktivierungsenergie  $E_A$ , ist durch die schraffierte Fläche unter dem Kurvenverlauf gegeben. Bei einer Temperaturerhöhung auf  $T$  wird diese Anzahl größer (gepunktete Fläche) und somit auch die Anzahl der wirksamen Zusammenstöße, was zu einer Steigerung der Reaktionsgeschwindigkeit führt.

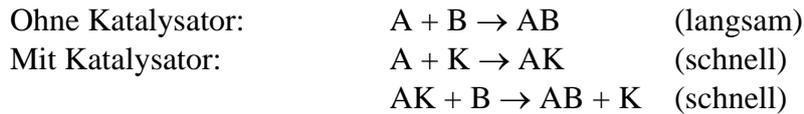


## 7.4. Katalysatoren

Katalysatoren sind Stoffe, die die Reaktionsgeschwindigkeit erhöhen und am Ende der Reaktion unverändert vorliegen.

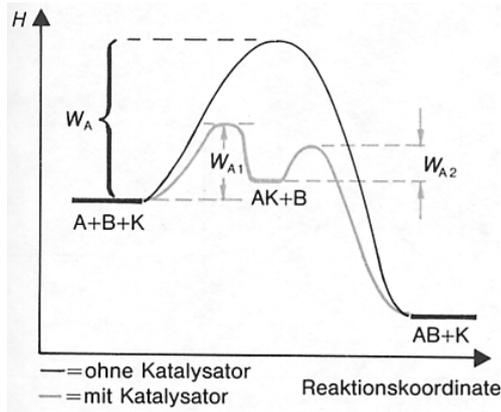
Der Begriff stammt vom griechischen Wort *katalysis* = „Beseitigung eines Hindernisses“<sup>2</sup>. Die Wirkung eines Katalysators (K) besteht darin, dass er mit einem Edukt (A) eine reaktive Zwischenverbindung (AK) bildet, die unter Freisetzung des Katalysators mit dem anderen Edukt (B) reagiert.

<sup>2</sup> s. Power-point-Präsentation von Olga Schmoor „Katalyse-comic“



Mit dem Katalysator laufen andere Reaktionen ab als ohne Katalysator. Sie führen allerdings zum gleichen Produkt.

Für die Bildung des Zwischenproduktes AK und seiner Reaktion mit B ist eine geringere Aktivierungsenergie erforderlich als für die direkte Vereinigung von A und B. D.h. die katalysierte Reaktion läuft schneller ab.



Merke:

**Katalysatoren** sind in der Lage, durch einen Reaktionsumweg die Aktivierungsenergie herabzusetzen und damit die Reaktionsgeschwindigkeit zu erhöhen. Dieser Vorgang heißt **Katalyse**.

## heterogene Katalyse ( $H_2O_2$ - Zersetzung mit Pt, $MnO_2$ )

Geräte:	Chemikalien:	Sicherheit:
<ul style="list-style-type: none"> <li>• 3 Reagenzgläser</li> <li>• Reagenzglasständer</li> <li>• Brenner</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Braunstein (<math>MnO_2</math>) (Xn)</li> <li>• Pt-Draht</li> <li>• Wasserstoffperoxidlösung (ca. 3%)</li> <li>• Holzspan</li> </ul>	

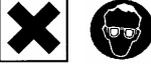
**Durchführung:** Man füllt die Reagenzgläser zu 1/3 mit der Wasserstoffperoxid-Lösung ( $H_2O_2$ ). In das erste gibt man ein Körnchen Braunstein, in das zweite hält man den Platindraht, den man zuvor in der heißen Bunsenbrennerflamme ausgeglüht hat. Das dritte Reagenzglas dient zum Vergleich.

**Beobachtung:** In den ersten beiden Reagenzgläsern setzt eine Gasentwicklung ein. Das Gas lässt sich mit Hilfe der Spanprobe als Sauerstoff identifizieren.

**Auswertung:**  $2 H_2O_2 \rightarrow 2 H_2O + O_2$

Als Katalysatoren fungieren hier Platin bzw. Braunstein. An ihren Oberflächen zersetzt sich das Wasserstoffperoxid

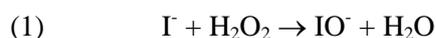
## homogene Katalyse (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> - Zersetzung mit KI)

<b>Geräte:</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>• 2 Reagenzgläser</li> <li>• Reagenzglasständer</li> </ul>	<b>Chemikalien:</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Kaliumiodid-Lösung, gesättigt</li> <li>• Wasserstoffperoxidlösung (ca. 3%)</li> <li>• Holzspan</li> </ul>	<b>Sicherheit:</b> 
--	--	--

**Durchführung:** Man füllt die Reagenzgläser zu 1/3 mit der Wasserstoffperoxid-Lösung (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>). In das erste gibt man einen Tropfen der gesättigten KI-Lösung. Das zweite Reagenzglas dient zum Vergleich.

**Beobachtung:** In dem ersten Reagenzglasern setzt eine Gasentwicklung ein. Das Gas lässt sich mit Hilfe der Spanprobe als Sauerstoff identifizieren.

**Auswertung:**  $2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$  (Katalysator = KI-Lösung)



Hinweis:  $\text{IO}^-$  = Hypoiodid-Ion (leitet sich von der Hypoiodigen Säure HIO ab)

Während im ersten Versuch Platin bzw. Braunstein als Katalysatoren fungieren – beides Stoffe mit einer festen Oberfläche –, so ist es im zweiten Versuch das Iodid-Ion, das sich mit der Lösung gleichförmig vermischt.

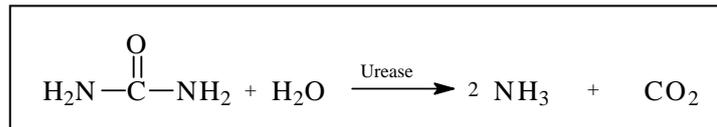
Im ersten Fall handelt es sich um eine *heterogene Katalyse*, bei der Edukte und Katalysator nicht in der gleichen Phase vorliegen, im zweiten Fall spricht man von einer *homogenen Katalyse*; hier bilden Edukte und Katalysator eine einheitliche homogene Phase

### 7.5. Enzyme - Katalysatoren der Natur

Enzyme sind Katalysatoren von außerordentlicher Effektivität. Sie haben die komplizierte Funktion, die Aktivierungsenergien sämtlicher Reaktionen in einer Zelle so abzusenken, dass die chemischen Vorgänge in einem ganz engen, relativ niedrigen Temperaturbereich, dem der Körpertemperatur, ablaufen können. Enzyme sind Eiweißstoffe, die hoch spezialisiert nur ganz bestimmte Reaktionen katalysieren; Hitze und zahlreiche Metallionen machen sie unwirksam.

Harnstoff stellt ein Abbauprodukt des tierischen und menschlichen Organismus dar und wird in gelöster Form im Urin ausgeschieden. Fügt man als Katalysator Urease, das als erstes kristallines Enzym aus Sojabohnen isoliert wurde, zu einer wässrigen Harnstofflösung, so zersetzt sich diese in Kohlenstoffdioxid und Ammoniak. Beide Produkte können leicht nachgewiesen werden.

Reaktion:



## Die Wirkungsweise des Enzyms Urease

Geräte:	Chemikalien:	Sicherheit:
<ul style="list-style-type: none"><li>• Trichter</li><li>• Filterpapier</li><li>• Spatel</li><li>• Reagenzgläser</li><li>• Reagenzglashalter</li><li>• Pipetten</li><li>• Bunsenbrenner</li></ul>	<ul style="list-style-type: none"><li>• Urease, 3 %ige-Urease-Aufschwemmung,</li><li>• 10 %ige Harnstoff-Lösung</li><li>• Phenolphthalein-Lösung</li><li>• Silbernitratlösung</li></ul>	

### a) Nachweis der Produkte der Harnstoffspaltung:

In ein Reagenzglas gibt man einige ml der Harnstoff-Lösung, eine Spatelspitze Urease und fügt noch etwas der Indikatorlösung hinzu. Die nach einigen Minuten einsetzende Rotfärbung zeigt die Enzymwirkung.

### b) Denaturierung und Vergiftung:

In 3 Reagenzgläser gibt man jeweils eine Spatelspitze Urease, ca. 3 ml dest. Wasser und einige Tropfen Phenolphthalein-Lösung. Reagenzglas 1 dient als Kontrolle. Die Lösung in Reagenzglas 2 wird kurz aufgeköcht, zu Reagenzglas 3 gibt man noch einige Tropfen der Silbernitratlösung. In jedes Reagenzglas wird nun ca. 3 ml der Harnstoff-Lösung zugegeben.

**Ergebnis:** Nur in Reagenzglas 1 zeigt sich die Enzymaktivität. Durch Hitze wird die Urease denaturiert und verliert ihre Wirkung; ebenso durch die Vergiftung mit Schwermetallsalzen.

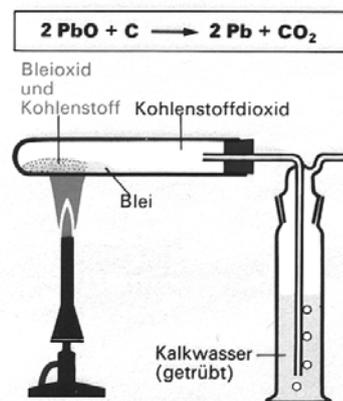
## Chemisches Gleichgewicht

### Einführung

Viele chemische Reaktionen laufen von der Seite der Edukte auf die Seite der Produkte. Erwärmt man z.B. ein Gemisch aus Bleioxid und Kohlenstoff, so entsteht Kohlendioxid und das Bleioxid wird zu Blei reduziert.

Diese Reaktion läuft vollständig von „links“ nach „rechts“. Dies ist jedoch nicht immer so. Viele chemische Reaktionen sind dadurch gekennzeichnet, dass sie in ein Gleichgewicht laufen, d.h. Edukte und Produkte liegen nach Abklingen der Reaktion beide nebeneinander vor.

Zur Einführung in die Lehre vom chemischen Gleichgewicht sollen einige Versuche durchgeführt werden:



### Bildung von $\text{NH}_4\text{Cl}$

<b>Geräte:</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>• 2 Waschflaschen</li> <li>• Thermometer</li> <li>• 2 Schläuche mit Mundstück</li> </ul>	<b>Chemikalien:</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>• konz. <math>\text{HCl}(\text{aq})</math></li> <li>• konz. <math>\text{NH}_4\text{OH}</math></li> </ul>	<b>Sicherheit:</b> <b>Entsorgung:</b> Beide Lösungen verdünnen und zusammengeben. Abwasser.
--	---	---

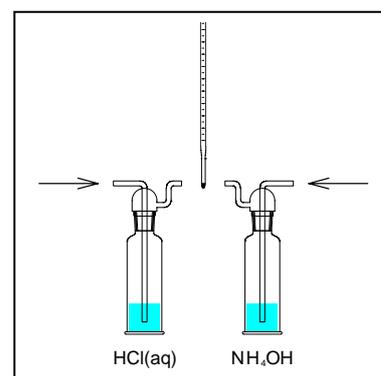
**Durchführung:** Man füllt die Waschflaschen mit konz.  $\text{HCl}(\text{aq})$  bzw. konz.  $\text{NH}_4\text{OH}$ . Durch die Schläuche bläst man einen leichten Luftstrom durch die Lösungen (auf Durchflussrichtung achten). Die Mündungen der Waschflaschen richtet man auf ein Thermometer.

**Beobachtung:** Es bildet sich ein weißer Rauch von Ammoniumchlorid ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ). Das Thermometer zeigt eine Temperaturerhöhung.

**Auswertung:**

$$\text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{HCl}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$$

$$\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} + \text{E}$$


**Thermolyse von  $\text{NH}_4\text{Cl}$** **93**

<b>Geräte:</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>• 2 Reagenzgläser</li> <li>• Reagenzglasklammer</li> <li>• Indikatorpapier</li> <li>• Brenner</li> <li>• Stativmaterial</li> </ul>	<b>Chemikalien:</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>• <math>\text{NH}_4\text{Cl(s)}</math> (Xn)</li> <li>• dest. Wasser</li> </ul>	<b>Sicherheit:</b> 
--	---	---

**1. Teil:**

**Durchführung:** In einem Reagenzglas wird wenig Ammoniumchlorid erwärmt.

**Beobachtung:** Das Ammoniumchlorid wird gasförmig ohne zu schmelzen. Im kälteren Teil wird es wieder fest; auch hier ist keine flüssige Phase zu beobachten.

**Auswertung:** 2 Deutungsmöglichkeiten:

1. Sublimation und Resublimation:  $\text{NH}_4\text{Cl(s)} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{Cl(g)}$

2. Thermische Zersetzung:  $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{E} \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g})$

**2. Teil:**

**Durchführung:** In einem Reagenzglas wird wenig Ammoniumchlorid erwärmt. In den mittleren Bereich werden oben unten im RG angefeuchtete Streifen Indikatorpapier angebracht. Es wird wieder erwärmt.

**Beobachtung:** Das Ammoniumchlorid wird gasförmig ohne zu schmelzen. Im kälteren Teil wird es wieder fest; auch hier ist keine flüssige Phase zu beobachten. Das Indikatorpapier zeigt wechselnde Färbungen (blau – rot)

**Auswertung:** Es handelt sich um eine thermische Zersetzung (Thermolyse), da gasförmiges HCl bzw.  $\text{NH}_3$  nachgewiesen werden können.

Thermische Zersetzung:  $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{E} \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g})$

Beide Versuche zeigen, dass chemische Reaktionen umkehrbar sind. In welche Richtung eine Reaktion abläuft hängt ganz entscheidend von der Temperatur ab. Bei hohen Temperaturen findet die Thermolyse, d.h. die Zersetzung statt; bei tiefen Temperaturen setzt eher die Bildung von Ammoniumchlorid ein.

**Die Säure-Base Definition von Brönstedt**

Der schwedische Physikochemiker Johannes Nikolaus Brönstedt (1879 – 1947) entwickelte 1923 eine Säure-Base-Vorstellung, die sich bis heute als sehr zweckmäßig erwiesen hat.

**Brönstedt-Definition:**

Säuren sind Protonendonatoren.

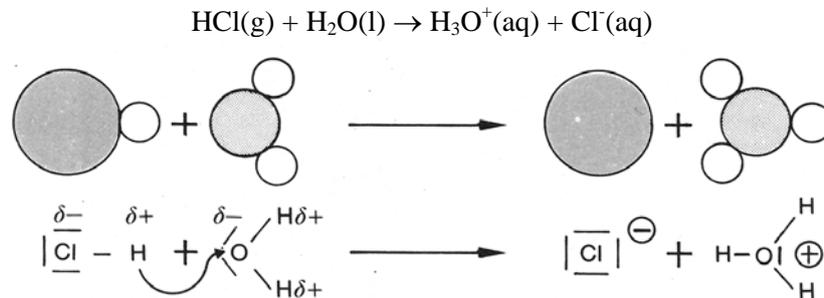
Basen sind Protonenakzeptoren.

Der Begriff „Donator“ stammt vom lateinischen Wort donare = schenken. Protonendonatoren werden auch als Protonenspender bezeichnet.

Der Begriff „Akzeptor“ stammt vom lateinischen Wort accipere = annehmen. Protonenakzeptoren werden auch als Protonenempfänger bezeichnet.

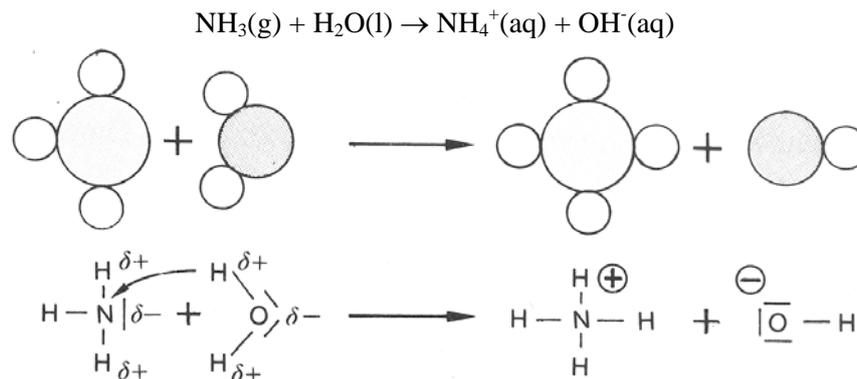
Beispiele:

- Das Gas Chlorwasserstoff (Hydrogenchlorid) zeigt keine elektrische Leitfähigkeit, da HCl-Moleküle vorliegen. Leitet man Chlorwasserstoff in Wasser, so weist die Reaktionslösung (Salzsäure) eine gute elektrische Leitfähigkeit auf. Es muss eine chemische Reaktion mit dem Wasser stattgefunden haben, die zur Bildung von Ionen führte.



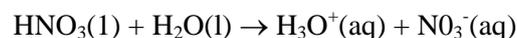
Nach Brönsted ist das HCl-Molekül die Säure, da es ein Proton abgibt; dadurch entsteht ein Cl<sup>-</sup>-Anion. Das H<sub>2</sub>O-Molekül ist die Base, da es ein Proton aufnimmt. Es bildet sich dabei ein Oxonium-Ion H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>, das in der hydratisierten Form als Hydronium-Ion H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>(aq) bezeichnet wird.

- Leitet man Ammoniakgas in Wasser, so erhält man eine basische Lösung. Auch hier muss eine chemische Reaktion zwischen den Ammoniakmolekülen (NH<sub>3</sub>) und den Wassermolekülen (H<sub>2</sub>O) stattgefunden haben.

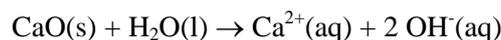


Das Wassermolekül ist hier die Säure, da es ein Proton abgibt, das vom Ammoniakmolekül als Base aufgenommen wird. Durch die Protonenübertragung bilden sich ein Ammoniumion NH<sub>4</sub><sup>+</sup> und das Hydroxidion OH<sup>-</sup>.

- Reaktion zwischen Salpetersäure und Wasser:



- Reaktion zwischen Calciumoxid und Wasser:



In allen Beispielen reagieren Säuren mit Basen.

Hierbei kommt es stets zu einer Übertragung von Protonen. Protonen sind die Kerne der Wasserstoffatome (H<sup>+</sup>)

Säure-Base-Reaktionen sind Protonenübertragungsreaktionen (**Protolysen**)

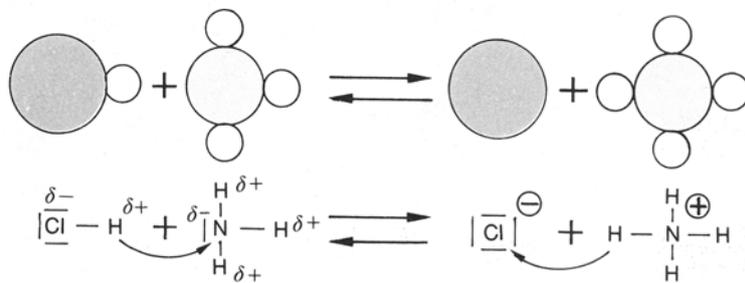
Die Beispiele zeigen, dass in den wässrigen Lösungen von Säuren immer Hydroniumionen  $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$  und in wässrigen Lösungen von Basen immer Hydroxidionen  $\text{OH}^-(\text{aq})$  vorliegen. In den Alkalimetallhydroxiden (z.B.  $\text{NaOH}$ ) sind bereits im festen Zustand Hydroxidionen vorhanden, die beim Lösen hydratisiert werden.

Wässrige Lösungen von Säuren enthalten  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen  
Wässrige Lösungen von Basen enthalten  $\text{OH}^-$  Ionen

Man kann erkennen, dass es auf den Reaktionspartner ankommt, ob ein Teilchen als Säure oder als Base reagiert. So kann z.B. das Wassermolekül  $\text{H}_2\text{O}$  als Protonendonator oder als Protonenakzeptor auftreten. Solche Stoffe werden als amphotere Stoffe oder als Ampholyte bezeichnet.

Ampholyte sind Stoffe, die sowohl als Säure als auch als Base reagieren können

Der Begriff „Ampholyt“ stammt vom griechischen Wort amphoterós = beiderseitig.



## Umkehrbare Reaktionen

Anhand der durchgeführten Versuche wird deutlich, dass chemische Reaktionen grundsätzlich umkehrbar sind.

Weitere Beispiele für umkehrbare Reaktionen sind:

Die Bildung und Zersetzung von Wasser oder die Reaktion von weißem Kupfersulfat zu blauem Kupfersulfat und umgekehrt.

Veresterung:            Essigsäure + Ethanol  $\rightarrow$  Essigsäureethylester + Wasser

Verseifung:            Essigsäureethylester + Wasser  $\rightarrow$  Essigsäure + Ethanol

Interessant ist die Frage, wie sich Systeme verhalten, wenn sie die Möglichkeit haben, in einem Gefäß Hin- und Rückreaktion gleichzeitig ablaufen zu lassen.

Was wird geschehen, wenn z.B. Ammoniumchlorid in einem geschlossenen System erwärmt wird. In dem Maße, in dem sich aus den Edukten die Produkte bilden wird auch die Möglichkeit der Rückreaktion immer größer. Es wird sich möglicherweise ein Gleichgewicht ausbilden.

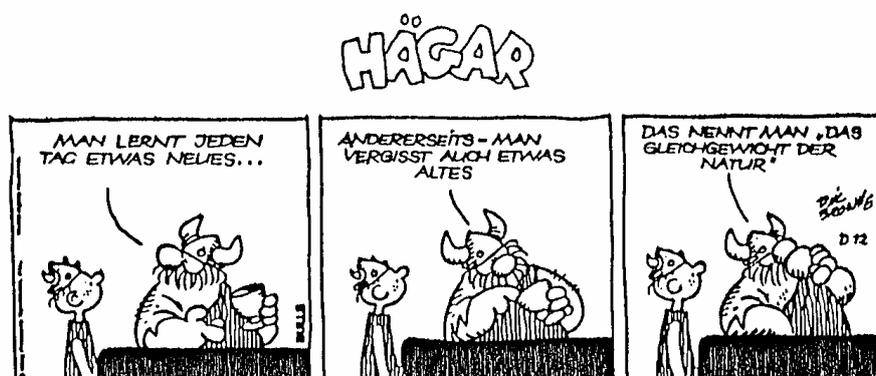
Stellt sich das Gleichgewicht unabhängig davon ein, ob man von den Edukten oder von den Produkten ausgeht? Dies soll im Folgenden geklärt werden.

Um das Wesen des Gleichgewichtszustandes besser verstehen zu können, muss man sich mit dem Begriff der Reaktionsgeschwindigkeit näher befassen, denn im Gleichgewichtszustand gilt:

Hin- und Rückgeschwindigkeit laufen gleichzeitig ab, bis hin zu einem Gleichgewicht. D.h. die Substanzmenge, die pro Zeiteinheit gebildet wird, wird genau so groß sein, wie die Substanzmenge, die pro Zeiteinheit zerfällt.

Im Gleichgewichtszustand gilt:

Geschwindigkeit der Hinreaktion = Geschwindigkeit der Rückreaktion



Schon den Wikingern war dieser Sachverhalt bekannt!

## Der Apfelkrieg

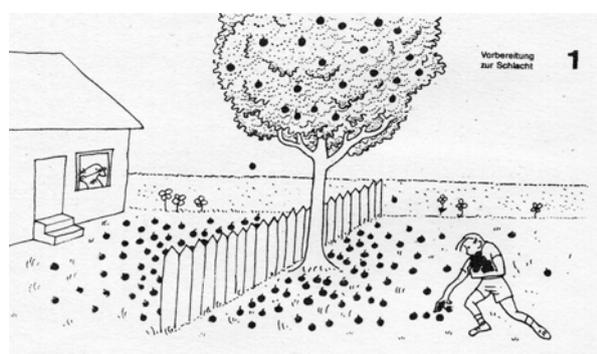
(übernommen aus: Dickerson/Geis Chemie – eine lebendige und anschauliche Einführung, Verlag Chemie)

„Wir wollen das Konzept des chemischen Gleichgewichts durch eine auf den ersten Blick scheinbar weit hergeholte, aber tatsächlich mathematisch korrekte Analogie einführen. Man stelle sich einen Apfelbaum vor, der auf der Grenzlinie zwischen zwei Gärten steht; in dem einen wohnt ein verschrobener alter Mann und in dem anderen ein Vater, der seinem Sohn aufgetragen hat, hinauszugehen und den Garten von Fallobst zu reinigen. Der Junge merkt schnell, dass man die Äpfel am einfachsten dadurch los wird, dass man sie in den Nachbargarten wirft. Er tut es und erregt den Zorn des alten Mannes. Jetzt beginnen der Junge und der Mann Äpfel hin und her über den Zaun zu werfen, so schnell sie können. Wer wird gewinnen?

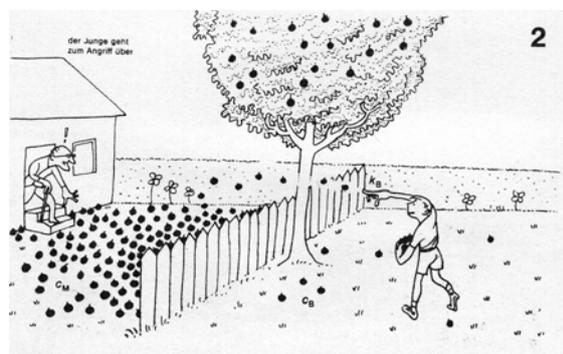
Die Schlacht läuft in fünf Phasen ab. Wenn man annimmt, dass der Junge stärker und schneller ist als der alte Mann, könnte man meinen, dass der Konflikt damit endet, dass alle Äpfel auf der Seite des alten Mannes landen (Phase I und II). Wenn sich auf beiden Seiten des Zaunes die gleiche Anzahl von Äpfeln befindet, ist es zwar richtig, dass der Junge die Äpfel die Äpfel schneller über den Zaun werfen wird, als sie der alte Mann zurückwerfen kann. Aber das heißt nur, dass mehr Äpfel auf der Seite des alten Mannes sein werden, die dann leichter zu erreichen sind. Auf der Seite des Jungen werden sie rarer, und der Junge muss mehr herumrennen, um sie aufzuheben. Schließlich wird ein Gleichstand oder ein Gleichgewicht erreicht, in dem die gleiche Anzahl Äpfel in beiden Richtungen über den Zaun fliegt. Der alte Mann wirft weniger schnell, hat aber geringere Mühe, Äpfel zu finden (Phase III); der Junge wirft schneller, verliert aber Zeit dadurch, dass er herumrennt und die wenigen Äpfel auf seiner Seite sucht (Phase IV). Das Verhältnis der Äpfel auf den beiden Seiten des Zaunes wird schließlich durch die relative Geschwindigkeit der beiden Kämpfer bestimmt, doch werden nicht alle Äpfel auf einer Seite landen (Phase V). Wir können die Geschwindigkeit, mit der der alte Mann die Äpfel wirft, ausdrücken durch:

$$\text{Geschwindigkeit}_M = k_M c_M$$

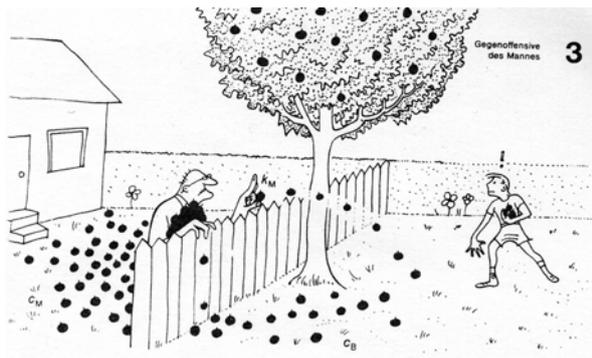
Die Geschwindigkeit wird gemessen in Äpfel pro Sekunde über den Zaun, und  $c_M$  ist die Konzentration der Äpfel auf der Seite des Mannes, ausgedrückt in Äpfel pro Quadratmeter Boden. Die Geschwindigkeitskonstante  $k_M$  hat die Einheit  $\text{m}^2/\text{s}$



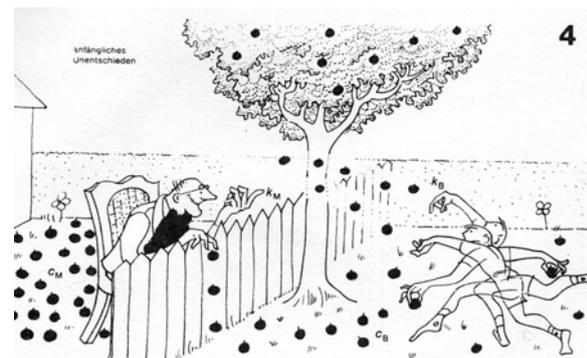
Phase I (Vorbereitung zur Schlacht)



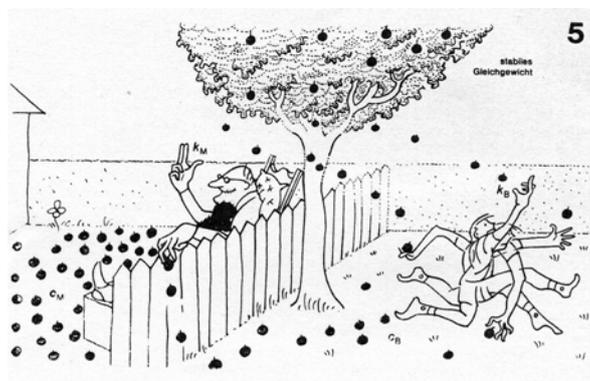
Phase II (Der Junge geht zum Angriff über)



Phase III (Gegenoffensive des Mannes)



Phase IV (anfängliches Unentschieden)



Phase V (stabiles Gleichgewicht)

Der Wert von  $k_M$  drückt die Behändigkeit des alten Mannes aus und seine Geschwindigkeit, mit der er das Gebiet auf seiner Seite des Zauns unter Kontrolle hat.

Die Geschwindigkeit, mit der der Junge die Äpfel über den Zaun zurückwirft, ist gegeben durch

$$\text{Geschwindigkeit}_B = k_{BC_B}$$

wobei  $C_B$  die Konzentration der Äpfel im Garten des Buben ist und  $k_B$  die Geschwindigkeitskonstante oder Behändigkeitskonstante, die angibt, wie schnell der Junge auf seiner Seite des Zauns aufräumt (in  $\text{m}^2/\text{s}$ ). Da wir angenommen haben, dass der Junge schneller ist als der Mann, ist  $k_B$  größer als  $k_M$ .

Wenn der Junge seinen Garten völlig von Äpfeln gereinigt hätte, bevor der alte Mann herausgekommen wäre, dann wäre die Geschwindigkeit<sub>M</sub>, zu Beginn der Schlacht größer gewesen als die Geschwindigkeit<sub>B</sub>, und es hätte insgesamt einen Strom von Äpfeln auf die Seite des Jungen gegeben. Seine Behändigkeit würde ihm nichts nützen, wenn es keine Äpfel auf seiner Seite gäbe, die er aufheben könnte.

Wenn umgekehrt die Schlacht mit der gleichen Konzentration von Äpfeln auf jeder Seite begonnen hätte, dann wäre die Geschwindigkeit<sub>B</sub> größer gewesen als die Geschwindigkeit<sub>M</sub>, weil die Behändigkeitskonstante  $k_B$ , größer ist als  $k_M$ . Wenn beiden die gleiche Anzahl von Äpfeln zur Verfügung steht, ist der Junge immer besser dran als der alte Mann, da er schneller umherrennen kann. In beiden Fällen würde ein neutraler Beobachter zu seiner Überraschung feststellen, dass die Schlacht schließlich in einer Patt-Situation oder in einem Gleichgewicht endete, in dem Geschwindigkeit<sub>M</sub> = Geschwindigkeit<sub>B</sub> ist, an einem Punkt also, an dem die

zusätzlichen Äpfel auf der Seite des alten Mannes gerade die zusätzliche Behändigkeit des Jungen kompensieren. Die Geschwindigkeiten, mit denen Äpfel in beiden Richtungen über den Zaun geworfen würden, wären dieselben:

$$\text{Geschwindigkeit}_M = \text{Geschwindigkeit}_B \quad (\text{dynamisches Gleichgewicht})$$

$$k_M \cdot c_M = k_B \cdot c_B$$

Das Verhältnis der Konzentrationen bei diesem Stillstand oder in diesem stationären Zustand gibt uns die relativen Behändigkeiten des Mannes und des Jungen an:

$$\frac{c_M}{c_B} = \frac{k_B}{k_M}$$

Das Verhältnis der Äpfel in den beiden Gärten wird, wenn die Patt-Situation erreicht ist, unabhängig von den Ausgangsbedingungen immer dasselbe sein - gleichgültig ob zu Beginn alle Äpfel in dem Garten des Jungen oder des Mannes lagen oder zwischen den beiden aufgeteilt waren. Das Verhältnis der Äpfel in den beiden Gärten im Zustand des Gleichgewichts wird auch dasselbe sein, unabhängig davon, wie viele Äpfel es gibt - ein Dutzend oder tausend (solange wir Ermüdungserscheinungen ausschließen können). Eine Verdopplung der Zahl der Äpfel in der Schlacht verdoppelt die Geschwindigkeit, mit der der Junge sie finden und werfen kann, doch

sie verdoppelt auch die Geschwindigkeit, mit der der Mann sie zurückwerfen kann.

Die beiden Effekte heben einander im Verhältnis auf.

Ein solches Verhältnis, das unabhängig von den Ausgangsbedingungen und von den absoluten Zahlen ist, wird Gleichgewichtskonstante  $K$  genannt:

$$K = \frac{k_B}{k_M} = \frac{c_M}{c_B}$$

Wenn wir den Wert der Gleichgewichtskonstante kennen, entweder aus vergangenen Schlachten oder durch Kenntnis der Behändigkeitskonstanten  $k_M$  und  $k_B$ , dann können wir, wenn die Patt-Situation erreicht ist, bestimmen, wie viele Äpfel auf der Seite des alten Mannes sind, indem wir die Äpfel auf der Seite des Jungen zählen und einfache Arithmetik anwenden.

### Beispiel:

Der Junge säubert sein Gebiet doppelt so schnell wie der alte Mann. In der Patt-Situation liegen im Garten des Jungen drei Äpfel pro Quadratmeter. Wie groß ist die Apfeldichte auf der Seite des alten Mannes?

*Lösung:*

Aus den Bedingungen folgt:

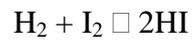
$$K = \frac{k_B}{k_M} = 2 \quad \text{und} \quad c_B = 3 \text{ Äpfel/m}^2$$

$$\text{dann ist:} \quad 2 = \frac{c_M}{3} \quad \text{oder} \quad c_M = 6 \text{ Äpfel/m}^2$$

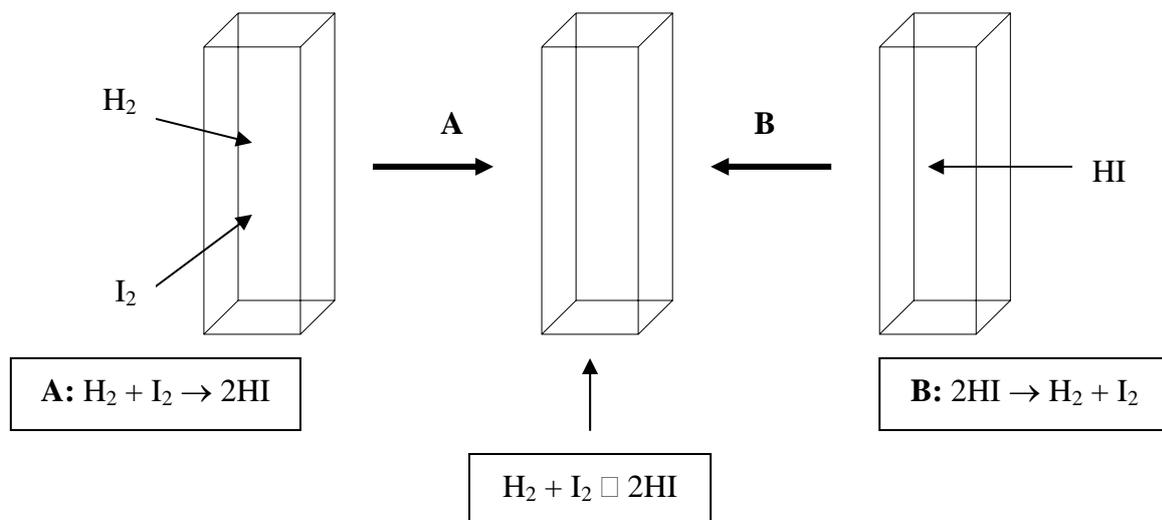
Der alte Mann hat im Gleichgewicht sechs Äpfel pro Quadratmeter auf seiner Seite. Die Patt-Situation ist ein Gleichgewicht zwischen zwei einander entgegen gerichteten Apfelwerf-Prozessen. Offensichtlich hat im Gleichgewicht das Hin- und Herwerfen von Äpfeln nicht aufgehört, doch wenn wir über die Zahl der Äpfel auf beiden Seiten Buch führten, würden wir feststellen, dass sich nichts mehr änderte.

### Das Iodwasserstoff-Gleichgewicht

Bei der Bildung von Iodwasserstoff (HI) aus den Elementen Wasserstoff ( $H_2$ ) und Iod ( $I_2$ ) herrscht ebenfalls ein chemisches Gleichgewicht, sofern die Reaktion in einem geschlossenen Gefäß stattfindet, aus dem keine gasförmigen Stoffe entweichen können. Die Gleichung für diese chemische Reaktion lautet:

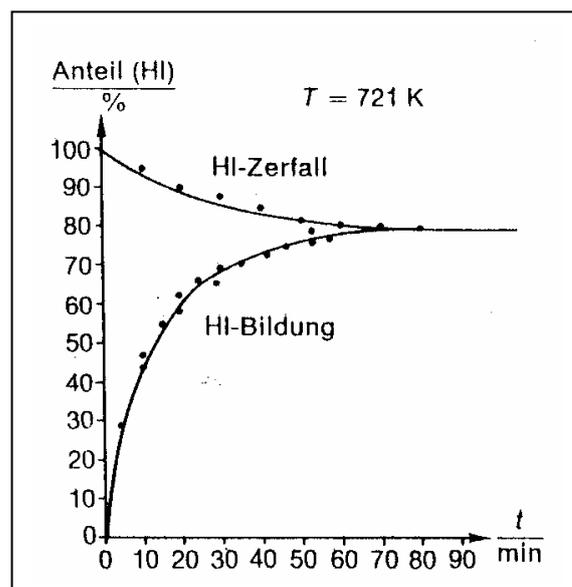


In der Gleichung sind die Bildung (Hinreaktion) und der Zerfall (Rückreaktion) von Iodwasserstoff vereint.



Bildung des Iodwasserstoffgleichgewichts ( $T = 721 \text{ K}$ )

Trägt man den Anteil Iodwasserstoff im Reaktionsgemisch gegen die Zeit für die Hin- und Rückreaktion auf, so erhält man folgendes Diagramm:



Es zeigt sich, dass der Iodwasserstoff-Anteil stets auf den gleichen Wert hinausläuft, egal ob man von der Bildung von Iodwasserstoff (zu Beginn 0% Iodwasserstoff) oder vom Zerfall (zu Beginn 100% Iodwasserstoff) ausgeht, vorausgesetzt, die äußeren Bedingungen sind exakt gleich. Das Gleichgewicht ist somit von beiden Seiten aus erreichbar.

### **Reaktionsgeschwindigkeit und Gleichgewicht**

Die Reaktionsgeschwindigkeit ist definiert als Stoffumsatz pro Zeiteinheit. Sie ist abhängig von äußeren Faktoren wie der Temperatur. Entscheidend ist aber auch die Konzentration der an der chemischen Reaktion beteiligten Stoffe. Man kann sich diesen Umstand erklären, indem man annimmt, dass eine Reaktion immer dann stattfinden kann, wenn zwei Teilchen zusammenstoßen (Kollision).

Je höher die Konzentrationen der beteiligten Teilchen sind, desto größer ist die Wahrscheinlichkeit, dass es zu einem Zusammenstoß zwischen ihnen kommt. Die Reaktionsgeschwindigkeit ist somit proportional zu der Teilchenkonzentration. Formuliert man diesen Umstand in Form von mathematischen Gleichungen für das Iodwasserstoffgleichgewicht,



so ergibt sich für die Reaktionsgeschwindigkeiten  $v_{\text{Hin}}$  und  $v_{\text{Rück}}$ :

$$\begin{aligned} v_{\text{Hin}} &\sim c(\text{H}_2) \cdot c(\text{I}_2) \\ v_{\text{Rück}} &\sim c(\text{HI})^2 \end{aligned}$$

Dabei sind  $v_{\text{Hin}}$  = Geschwindigkeit der Hinreaktion,  $v_{\text{Rück}}$  = Geschwindigkeit der Rückreaktion,  $c(\text{H}_2)$ ,  $c(\text{I}_2)$  und  $c(\text{HI})$  die Konzentrationen der beteiligten Stoffe. Um aus der Proportionalität eine Gleichung zu machen, wird der Proportionalitätsfaktor  $k$  eingeführt. Dieser Term ist eine reaktionsabhängige Konstante, die stoffspezifische Eigenschaften der an der Reaktion beteiligten Teilchen beinhaltet.

$$v_{\text{Hin}} = k \cdot c(\text{H}_2) \cdot c(\text{I}_2)$$

$$v_{\text{Rück}} = k' \cdot c(\text{HI})^2$$

### **Das Massenwirkungsgesetz**

Für die allgemeine Reaktion



sind gemäß der obigen Gleichungen folgende Reaktionsgeschwindigkeiten zu formulieren:

$$v_{\text{Hin}} = k \cdot c(\text{A}) \cdot c(\text{B})$$

$$v_{\text{Rück}} = k' \cdot c(\text{C}) \cdot c(\text{D})$$

Im Gleichgewichtszustand gilt, da die Hin- und Rückreaktion gleich schnell ablaufen:

$$v_{\text{Hin}} = v_{\text{Rück}}$$

und somit auch:

$$k \cdot c(\text{A}) \cdot c(\text{B}) = k' \cdot c(\text{C}) \cdot c(\text{D})$$

Durch Umformung erhält man:

$$\frac{k}{k'} = \frac{c(\text{C}) \cdot c(\text{D})}{c(\text{A}) \cdot c(\text{B})}$$

Da  $k$  und  $k'$  beides Konstanten sind, kann man sie zu einer Konstanten  $K$  zusammenfassen:

$$\frac{k}{k'} = K$$

Man erhält so die Gleichung: 
$$K = \frac{c(\text{C}) \cdot c(\text{D})}{c(\text{A}) \cdot c(\text{B})}$$

Diese Gleichung wird als Massenwirkungsgesetz bezeichnet. Das Massenwirkungsgesetz (MWG) gilt grundsätzlich für alle chemischen Reaktionen, jedoch strenggenommen nur dann, wenn sie in geschlossenen Systemen ablaufen. Unter geschlossenen Systemen versteht man, dass zwar ein Energie-, jedoch kein Materieaustausch mit der Umgebung stattfinden kann. Diese Einschränkung ist insofern logisch, da sich natürlich kein chemisches Gleichgewicht einstellen kann, wenn einer der Reaktionspartner aus dem Reaktionsgefäß entweichen kann. Das Massenwirkungsgesetz hat einen hohen praktischen Nutzen. So kann man bei Kenntnis der Massenwirkungskonstanten ( $K$ ) Aussagen machen, ob das Gleichgewicht bei einer Reaktion mehr auf Seiten der Edukte ( $K$  mit kleinem Wert) oder der Produkte ( $K$  mit großem Wert) liegt. Weiter können Gleichgewichtskonzentrationen berechnet werden, wenn  $K$  und die Konzentrationen mindestens einer weiteren Komponente bekannt sind. Diese Anwendungen sind besonders interessant für chemische Reaktionen, die in großtechnischem Maßstab durchgeführt werden.

Für das gut untersuchte Iodwasserstoffgleichgewicht wurden durch Messreihen folgende Werte gefunden und die Gleichgewichtskonstante zu 54,44 bestimmt:

Versuch Nr.	Gleichgewichtskonzentrationen in mol/L bezogen auf: $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$			$K = \frac{c(\text{HI})^2}{c(\text{I}_2) \cdot c(\text{H}_2)}$
	$c(\text{HI})$	$c(\text{I}_2)$	$c(\text{H}_2)$	
1	$17,67 \cdot 10^{-3}$	$3,13 \cdot 10^{-3}$	$1,83 \cdot 10^{-3}$	54,5
2	$16,48 \cdot 10^{-3}$	$1,71 \cdot 10^{-3}$	$2,91 \cdot 10^{-3}$	54,6
3	$13,54 \cdot 10^{-3}$	$0,74 \cdot 10^{-3}$	$4,56 \cdot 10^{-3}$	54,3
4	$3,54 \cdot 10^{-3}$	$0,48 \cdot 10^{-3}$	$0,48 \cdot 10^{-3}$	54,4
5	$8,41 \cdot 10^{-3}$	$1,14 \cdot 10^{-3}$	$1,14 \cdot 10^{-3}$	54,4
Mittelwert:				54,44

Das Massenwirkungsgesetz für das Gleichgewicht  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$  heißt somit:

$$K = \frac{c(\text{HI})^2}{c(\text{I}_2) \cdot c(\text{H}_2)} = 54,44$$

### Experimentelle Bestimmung einer Gleichgewichtskonstanten

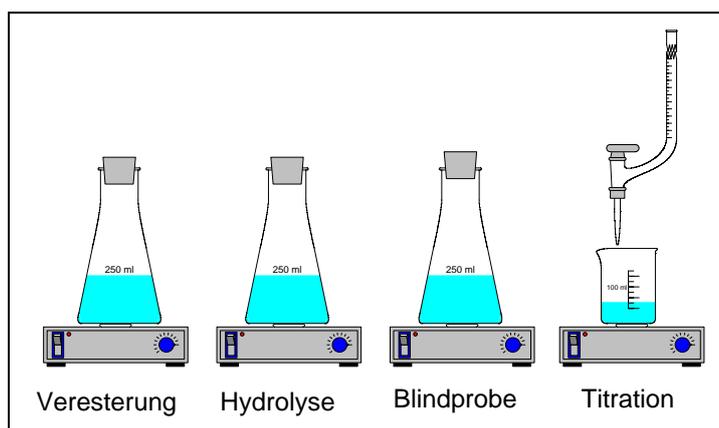
Das Reaktionsschema des zu untersuchenden Gleichgewichtes lautet:



## Gleichgewicht: Veresterung - Esterhydrolyse

<p><b>Geräte:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Erlenmeyerkolben</li> <li>• Stopfen</li> <li>• Rührer</li> <li>• Bürette</li> <li>• Becherglas</li> </ul>	<p><b>Chemikalien:</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Essigsäure 100% (C)</li> <li>• Ethanol</li> <li>• Konz. Schwefelsäure (C)</li> <li>• Aceton (F)</li> <li>• Essigsäureethylester (F)</li> <li>• Natronlauge (<math>c = 0,1 \text{ mol/L}</math>)</li> </ul>	<p><b>Sicherheit:</b></p> <div style="display: flex; justify-content: space-around;">   </div> <p>Schülerversuch</p>
--	--	--

### Aufbau:



### Durchführung:

Es werden eine Veresterung, eine Esterhydrolyse und eine Blindprobe wie folgt in je einem 100 ml Erlenmeyerkolben angesetzt:

**Veresterung:** 0,5 mol (28,6 ml) Essigsäure, 0,5 mol (29,2 ml) Ethanol, 0,5 ml konz. Schwefelsäure (Katalysator) und Aceton als

Lösungsvermittler bis zu einem Gesamtvolumen von 100 ml.

**Esterhydrolyse:** 0,5 mol (49 ml) Essigsäureethylester, 0,5 mol (9 ml) dest. Wasser, 0,5 ml konz. Schwefelsäure (Katalysator) und Aceton als Lösungsvermittler bis zu einem Gesamtvolumen von 100 ml.

**Blindprobe:** Ca. 40 ml dest. Wasser vorlegen, 0,5 ml konz. Schwefelsäure zugeben und bis zu einem Gesamtvolumen von 100 ml mit dest. Wasser auffüllen.

Die Ansätze werden einige Tage bei Zimmertemperatur gerührt. Dann wird von jeder Probe jeweils 1 ml entnommen, mit dest. Wasser auf etwa 50 ml verdünnt, ein paar Tropfen Indikatorlösung (Bromthymolblau) zugegeben und mit Natronlauge ( $c = 0,1 \text{ mol / L}$ ) bis zum Farbumschlag nach blau titriert. Für jede Probe wird das Volumen der verbrauchten Natronlauge notiert.

**Aufgaben:**

1. Die Mittelwerte aller Gruppen für jede der drei Proben werden gebildet.
2. Berechne, wieviel ml Natronlauge bei den Ansätzen *Veresterung* und *Esterhydrolyse* auf die enthaltene Essigsäure entfällt.
3. Berechne daraus (und mit Hilfe der Anfangskonzentrationen) die Konzentrationen der Edukte und Produkte in den beiden Ansätzen und ermittle die Gleichgewichtskonstante  $K$ .

**Auswertung:**

**zu 1:** Die Mittelwerte von verschiedenen Gruppen ergaben:

Verbrauch $\text{NaOH}_{(aq)}$ :	a)	Veresterung:	18,8 ml
	b)	Hydrolyse:	18,3 ml
	c)	Blindprobe:	2,0 ml

**zu 2:** Die Differenz im Verbrauch an Natronlauge zwischen der Veresterung / Hydrolyse sowie der Blindprobe entspricht der Menge, die für die Konzentration der im Gleichgewicht vorhandenen Essigsäure bei der Titration benötigt wurde:

a)	Veresterung:	16,8 ml
b)	Hydrolyse:	16,3 ml

**zu 3:** Verwendete Abkürzungen: HAc = Essigsäure Ester = Essigsäureethylester

Eth = Ethanol

**Veresterung**

- 1) Konz. von HAc im Gleichgewicht:

$$\begin{aligned}x \cdot 1 \text{ ml HAc} &= 0.1 \text{ mol / L} \cdot 16.8 \text{ ml NaOH} \\x &= 1.68 \text{ mol / L} \\ \Rightarrow c[\text{HAc}] &= 1.68 \text{ mol / L}\end{aligned}$$

- 2) Die Anfangskonzentrationen betragen:

$$\begin{aligned}c_0[\text{HAc}] &= 5 \text{ mol / L} \\c_0[\text{Eth}] &= 5 \text{ mol / L}\end{aligned}$$

- 3) Damit ergeben folgende Konzentrationen im Gleichgewicht:

$$\begin{aligned}c[\text{HAc}] &= 1.68 \text{ mol / L} \\c[\text{Eth}] &= 1.68 \text{ mol / L} \\c[\text{Ester}] &= (5 - 1.68) \text{ mol / L} = 3.32 \text{ mol / L} \\c[\text{H}_2\text{O}] &= (5 - 1.68) \text{ mol / L} = 3.32 \text{ mol / L}\end{aligned}$$

- 4) Ermittlung der Gleichgewichtskonstanten:

$$K = \frac{c[\text{Ester}] \cdot c[\text{H}_2\text{O}]}{c[\text{HAc}] \cdot c[\text{Eth}]} = 3.91$$

(Lit. Wert:  $K = 4$ )**Hydrolyse**

- 1) Konz. von HAc im Gleichgewicht:

$$\begin{aligned}x \cdot 1 \text{ ml HAc} &= 0.1 \text{ mol / L} \cdot 16.3 \text{ ml NaOH} \\x &= 1.63 \text{ mol / L} \\ \Rightarrow c[\text{HAc}] &= 1.63 \text{ mol / L}\end{aligned}$$

- 2) Die Anfangskonzentrationen betragen:

$$\begin{aligned}c_0[\text{Ester}] &= 5 \text{ mol / L} \\c_0[\text{H}_2\text{O}] &= 5 \text{ mol / L}\end{aligned}$$

- 3) Damit ergeben folgende Konzentrationen im Gleichgewicht:

$$\begin{aligned}c[\text{HAc}] &= 1.63 \text{ mol / L} \\c[\text{Eth}] &= 1.63 \text{ mol / L} \\c[\text{Ester}] &= (5 - 1.61) \text{ mol / L} = 3.37 \text{ mol / L} \\c[\text{H}_2\text{O}] &= (5 - 1.61) \text{ mol / L} = 3.37 \text{ mol / L}\end{aligned}$$

- 4) Ermittlung der Gleichgewichtskonstanten:

$$K = \frac{c[\text{Ester}] \cdot c[\text{H}_2\text{O}]}{c[\text{HAc}] \cdot c[\text{Eth}]} = 4.27$$

(Lit. Wert:  $K = 4$ )