

## Orbital

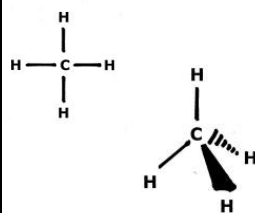
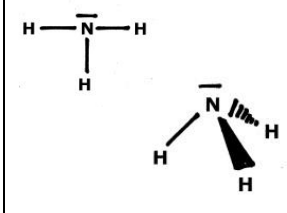
Der Raum, in dem sich ein Elektron mit größtmöglicher Wahrscheinlichkeit aufhält.

## Elektronenpaar-abstoßungsmodell

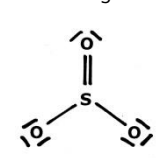
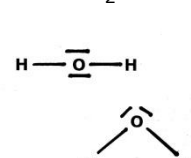
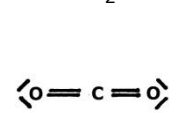
Dieses Modell ermöglicht eine Vorhersage der räumlichen Struktur eines Moleküls.

- Regel 1: Jedes Elektronenpaar (bindend oder nichtbindend) entspricht einem Orbital (=Elektronenwolke). Da diese Orbitale somit alle eine negative Ladung besitzen, stoßen sie sich gegenseitig ab. Räumlich nehmen sie daher den größtmöglichen Abstand voneinander ein.
- Regel 2: Nichtbindende Elektronenpaare benötigen mehr Raum als bindende.  
Grund: Bindende Elektronenpaare werden von 2 Kernen, nichtbindende nur von einem Kern angezogen.

## räumliche Grundstrukturen 1

tetraedrisch	pyramidal
<p>CH<sub>4</sub></p> 	<p>NH<sub>3</sub></p> 
$\sphericalangle HCH \approx 109,5^\circ$	$\sphericalangle HNH \approx 107,3^\circ$

## räumliche Grundstrukturen 2

trigonal-planar	gewinkelt	linear
<p>SO<sub>3</sub></p> 	<p>H<sub>2</sub>O</p> 	<p>CO<sub>2</sub></p> 
$\sphericalangle OSO = 120^\circ$	$\sphericalangle HOH \approx 104,5^\circ$	$\sphericalangle OCO = 180^\circ$

## Elektronegativität (EN)

Sie ist ein Maß für die Fähigkeit eines Atoms, Elektronen in einer Atombindung (= kovalente Bindung = Elektronenpaarbindung) an sich zu ziehen.

Das elektronegativste Atom ist das Fluor-Atom.

Faustregel:

Die EN steigt von links nach rechts und von unten nach oben im Periodensystem.

## polare / unpolare Atombindung

Betrachtet man die Elektronegativitätsdifferenz ( $\Delta EN$ ) zweier durch Atombindung gebundener Atome, so gibt es zwei Möglichkeiten:

$\Delta EN = 0 \Rightarrow$  unpolare Atombindung; die bindenden Elektronen sind gleichmäßig verteilt.

Beispiel: H-H

$\Delta EN \neq 0 \Rightarrow$  polare Atombindung; der elektronegativere Partner zieht die bindenden Elektronen mehr zu sich.

Beispiel: H-F

Die Ungleichverteilung wird gern durch einen "Keil" symbolisiert:



$EN(H)=2,20$ ;  $EN(F)=3,98$

## Dipol

Durch polare Atombindungen in einem Molekül kann sich insgesamt eine Ungleichverteilung der Ladungen ergeben und damit ein positives und ein negatives Ende.

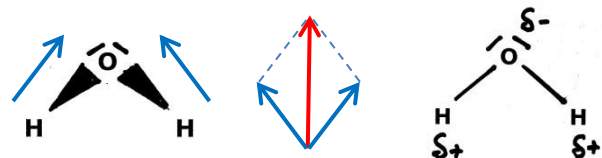
Das Molekül besitzt Partialladungen (=Teilladungen).

Symbol:  $\delta +$  (*delta plus*);  $\delta -$  (*delta minus*)

Durch Symmetrie kann trotz polarer Atombindung ein unpolares Molekül vorliegen. Grund: Kräfte sind vektorielle Größen  $\Rightarrow$  Addition im "Kräfteparallelogramm"

## Dipol: Beispiele

H<sub>2</sub>O = Dipol ( $EN(H)=2,20$ ;  $EN(O)=3,44$ )



CO<sub>2</sub> = kein Dipol ( $EN(C)=2,55$ ;  $EN(O)=3,44$ )



Die Kräfte heben sich auf

## inter- und intramolekulare Bindungskräfte

inter = zwischen
van-der-Waals-Kräfte
Dipol-Dipol-Wechselwirkungen
Wasserstoffbrücken

intra = innerhalb
polare Atombindung
unpolare Atombindung

## Van-der-Waals-Kräfte

- **zwischen unpolaren Molekülen**
- Die regellose Bewegung der Elektronen in den Orbitalen führt immer wieder zu kurzzeitiger, unsymmetrischer Ladungsverteilung.  
⇒ **spontaner Dipol**
- Die spontanen Dipole beeinflussen die Elektronenverteilung der Nachbarmoleküle und begünstigen dort unsymmetrische Ladungsverteilungen.  
⇒ **induzierter Dipol**
- Die Anziehungskräfte sind nur für winzige Zeitspannen vorhanden, treten an verschiedenen Stellen aber immer wieder auf. ⇒ Van-der-Waals-Kräfte wirken umso besser, je größer die **gemeinsame Oberfläche** der Moleküle ist.
- Die schwächsten intermolekularen Bindungskräfte.

## Dipol-Dipol-Wechselwirkungen

- **zwischen polaren Molekülen**
- **permanenter Dipol**  
⇒ gegenseitige Anziehung
- stärkere Bindungskräfte als die van-der-Waals-Kräfte

## Wasserstoffbrückenbindungen

- **zwischen Molekülen, in denen H-Atome an N-, O- oder F-Atome gebunden sind.**
- Die Elektronegativitätsdifferenz in den Bindungen N–H, O–H und F–H ist besonders groß.  
⇒ es liegen besonders starke (permanente) Dipole vor
- Wasserstoffbrückenbindungen sind besonders starke Dipol-Dipol-Wechselwirkungen.

## Säure-Base-Indikatoren

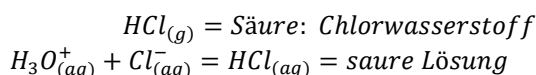
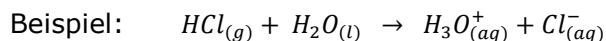
Mit Säure-Base-Indikatoren kann man anhand der Farbe saure, basische und neutrale Lösungen unterscheiden.

Universalindikatoren erlauben sogar Aussagen darüber, wie stark sauer oder basisch eine Lösung ist (als Faustregel gilt: orange→rot: sauer; grün→blau: basisch).

## Säure / saure Lösung

Säure = Stoff, der Protonen abgeben kann (Protonendonator)

saure Lösung = Lösung einer Säure in Wasser; sie enthält stets Oxonium-Ionen ( $H_3O^+$ -Ionen)



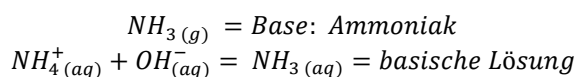
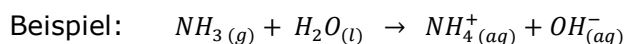
## Wichtige Säuren und ihre Anionen

Name	Formel	Anion	Formel
Salzsäure	<b>HCl</b>	Chlorid-Ion	<b>Cl<sup>-</sup></b>
Kohlensäure	<b>H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub></b>	Hydrogencarbonat-Ion	<b>HCO<sub>3</sub><sup>-</sup></b>
		Carbonat-Ion	<b>CO<sub>3</sub><sup>2-</sup></b>
Salpetersäure	<b>HNO<sub>3</sub></b>	Nitrat-Ion	<b>NO<sub>3</sub><sup>-</sup></b>
Salpetrige Säure	<b>HNO<sub>2</sub></b>	Nitrit-Ion	<b>NO<sub>2</sub><sup>-</sup></b>
Schwefelsäure	<b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>	Hydrosulfat-Ion	<b>HSO<sub>4</sub><sup>-</sup></b>
		Sulfat-Ion	<b>SO<sub>4</sub><sup>2-</sup></b>
Schweflige Säure	<b>H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub></b>	Hydrosulfit-Ion	<b>HSO<sub>3</sub><sup>-</sup></b>
		Sulfit-Ion	<b>SO<sub>3</sub><sup>2-</sup></b>
Phosphorsäure	<b>H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub></b>	Dihydrogenphosphat-Ion	<b>H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup></b>
		Hydrogenphosphat-Ion	<b>HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup></b>
		Phosphat-Ion	<b>PO<sub>4</sub><sup>3-</sup></b>
Phosphorige Säure	<b>H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub></b>	Dihydrogenphosphit-Ion	<b>H<sub>2</sub>PO<sub>3</sub><sup>-</sup></b>
		Hydrogenphosphit-Ion	<b>HPO<sub>3</sub><sup>2-</sup></b>
		Phosphit-Ion	<b>PO<sub>3</sub><sup>3-</sup></b>

## Base / alkalische Lösung

Base = Stoff, der Protonen aufnehmen kann (Protonenakzeptor)

basische Lösung = Lösung einer Base in Wasser; sie enthält stets Hydroxid-Ionen ( $OH^-$ -Ionen)



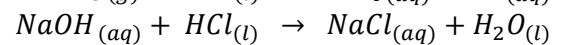
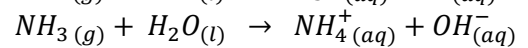
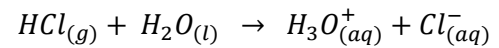
## wichtige Basen

Name	Formel	Kation	Formel
Ammoniak	NH <sub>3</sub>	Ammonium-Ion	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>
Natronlauge	NaOH		
Kalilauge	KOH		
Kalkwasser	Ca(OH) <sub>2</sub>		
Barytwasser	Ba(OH) <sub>2</sub>		

## Protolyse = Säure-Base- Reaktion

= Reaktion mit Protonenübergang

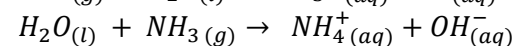
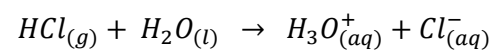
Beispiele:



## Ampholyt

= Stoff, der je nach Reaktionspartner als Säure oder Base reagieren kann.

Beispiel: H<sub>2</sub>O



## Salzbildung

Säure + Base → Salz + Wasser

Säure + unedles Metall → Salz + Wasserstoff

Metall + Nichtmetall → Salz

<p style="text-align: center;"><b>Neutralisation</b></p>	<p>= Aufhebung der Basenwirkung (Säurewirkung) durch Säurezusatz (Basenzusatz).</p> <p>= Reaktion der Oxonium-Ionen einer sauren Lösung mit den Hydroxid-Ionen einer basischen Lösung zu Wasser.</p> <p>Beispiel:  <math display="block">NaOH_{(aq)} + HCl_{(l)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}</math></p>
<p style="text-align: center;"><b>Titration</b></p>	<p>= Neutralisation einer Säure bzw. Base zur Ermittlung ihrer Konzentration</p>
<p style="text-align: center;"><b>Äquivalenzpunkt</b></p>	<p>= Der Punkt einer Titration, an dem so viele <math>H_3O^+</math>-Ionen (<math>OH^-</math>-Ionen) zugesetzt wurden, wie <math>OH^-</math>-Ionen (<math>H_3O^+</math>-Ionen) in der Lösung verfügbar waren.</p>
<p style="text-align: center;"><b>Stoffmengen- konzentration</b></p>	<p style="text-align: center;">des Stoffes X:</p> $c(X) = \frac{n(X)}{V(Lösung)} \left[ \frac{mol}{l} \right]$

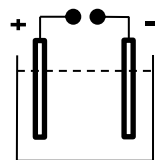
<p style="text-align: center;"><b>pH-Wert</b></p>	<p>= Maß für die Konzentration der Oxonium-Ionen in einer Lösung.</p> <p style="text-align: center;">pH:</p> <p style="text-align: center;"> <b>0 1 2 3 4 5 6</b>  <b>sauer</b> </p> <p style="text-align: center;"> <b>7</b>  <b>neutral</b> </p> <p style="text-align: center;"> <b>8 9 10 11 12 13 14</b>  <b>basisch</b> </p>
<p style="text-align: center;"><b>Oxidation</b></p>	<p style="text-align: center;">=Elektronenabgabe</p> <p>Beispiel: <math>Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^{-}</math></p>
<p style="text-align: center;"><b>Reduktion</b></p>	<p style="text-align: center;">=Elektronenaufnahme</p> <p>Beispiel: <math>O_2 + 4e^{-} \rightarrow 2O^{2-}</math></p>
<p style="text-align: center;"><b>Redoxreaktion</b></p>	<p style="text-align: center;">=Reaktion mit Elektronenübergang</p> <p>Beispiel:</p> <p><b>Oxidation:</b> <math>Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^{-}</math>   <math>\cdot 2</math></p> <p><b>Reduktion:</b> <math>O_2 + 4e^{-} \rightarrow 2O^{2-}</math></p> <p><b>Redoxreaktion:</b></p> <p style="text-align: center;"><math>2Cu + O_2 + 4e^{-} \rightarrow 2Cu^{2+} + 2O^{2-} + 4e^{-}</math></p> <p>Die Anzahl der Elektronen auf der Edukt- und Produktseite ist durch das Multiplizieren der Oxidations-Teilgleichung gleich.  <math>\Rightarrow</math> Man kürzt sie heraus!</p> <p><b>Redoxreaktion:</b> <math>2Cu + O_2 \rightarrow 2Cu^{2+} + 2O^{2-}</math></p>

<h2 style="text-align: center;">Oxidations- und Reduktionsmittel</h2>	<p><b>Oxidationsmittel</b> : oxidiert den Reaktionspartner und wird selbst reduziert</p> <p><b>Reduktionsmittel</b> : reduziert den Reaktionspartner und wird selbst oxidiert</p> <p>Beispiel:</p> <p style="text-align: center;"> <i>Oxidation:</i>            <math>Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-</math>          · 2  <i>Reduktion:</i>        <math>O_2 + 4e^- \rightarrow 2O^{2-}</math>  <i>Redoxreaktion</i>    <math>2Cu + O_2 \rightarrow 2Cu^{2+} + 2O^{2-}</math> </p> <p style="text-align: center;">Reduktionsmittel: Cu; Oxidationsmittel: O<sub>2</sub></p>
<h2 style="text-align: center;">Oxidationszahl</h2>	<p>Ändern sich bei einer chemischen Reaktion Oxidationszahlen von beteiligten Atomen, so liegt eine Redoxreaktion vor.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Erhöhung der Oxidationszahl ⇒ Oxidation</li> <li>• Erniedrigung der Oxidationszahl ⇒ Reduktion</li> </ul>
<h2 style="text-align: center;">Regeln zur Bestimmung von Oxidationszahlen (OZ)</h2>	<ol style="list-style-type: none"> <li>(1) Atome von Elementen: OZ = 0</li> <li>(2) Atom-Ionen: OZ = Ladung des Ions</li> <li>(3) Moleküle / Molekül-Ionen / Salze: <ol style="list-style-type: none"> <li>a) Metallatome: OZ stets positiv</li> <li>b) Fluor: OZ = -I</li> <li>c) Wasserstoff: OZ = +I</li> <li>d) Sauerstoff: OZ = -II (Ausnahme: In H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> hat Sauerstoff die OZ = -I)</li> <li>e) Die Summe der OZ = Ladung des Molekül-Ions</li> <li>f) Die Summe der OZ = 0 (Moleküle/ Salze)</li> </ol> </li> </ol>
<h2 style="text-align: center;">Regeln zum Aufstellen von Redoxreaktionen</h2>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1) Bestimmen der OZ der beteiligten Stoffe! ⇒ Oxidation, Reduktion</li> <li>2) Oxidations-Teilgleichung: "Ox: Edukt → Produkt"</li> <li>3) Gleiche Anzahl der Atome, die die OZ wechseln, durch passenden Koeffizient herstellen!</li> <li>4) Anzahl der abgegebenen Elektronen aus den OZ bestimmen und dabei die Anzahl der Atome beachten!</li> <li>5) Ausgleich der realen Ladungen mit <b>H<sub>3</sub>O<sup>+</sup></b> (saure Lösung) bzw. <b>OH<sup>-</sup></b> (basische Lösung)!</li> <li>6) Stoffausgleich mit <b>H<sub>2</sub>O</b>!</li> <li>7) Analoges Aufstellen der Reduktions-Teilgleichung!</li> <li>8) Multiplikation der Teilgleichungen so, dass die Zahl der Elektronen je gleich ist (kgV)!</li> <li>9) Addition der Teilgleichungen und Vereinfachung!</li> </ol>



## Elektrolyse

- Analyse mit Hilfe von elektrischem Strom
- Erzwungene Redoxreaktion durch Verwendung von Gleichstrom
- Zwei Elektroden tauchen dazu in eine Lösung, die Ionen enthält (Elektrolyt-Lösung).
- Die Kationen (positiv geladene Ionen) wandern zur Kathode (negative Elektrode), nehmen dort Elektronen auf und werden so entladen.
- Die Anionen (negativ geladene Ionen) wandern zur Anode (positive Elektrode), geben dort Elektronen ab und werden so entladen.
- Durch Elektrolyse lassen sich viele Elemente gewinnen, z.B. Metalle (Cu, Na, ...) oder Gase wie Wasserstoff und Sauerstoff.



## Alkane

Gesättigte, kettenförmige Kohlenwasserstoffe

*gesättigt = nur Einfachbindungen*

*kettenförmig = keine Ringe*

*Kohlenwasserstoff = nur C- und H-Atome*

Summenformel der Alkane :  $C_nH_{2n+2}$  ( $n \in \mathbb{N}$ )

Alle Alkane erhalten im Namen die **Endung "an"**.

## homologe Reihe

Eine Aufreihung organischer Verbindungen, bei denen sich zwei aufeinanderfolgende Verbindungen um genau eine  $CH_2$ -Gruppe unterscheiden.

## homologe Reihe der Alkane – Nomenklatur

Name	Formel	Name	Formel
Methan	$CH_4$	Hexan	$C_6H_{14}$
Ethan	$C_2H_6$	Heptan	$C_7H_{16}$
Propan	$C_3H_8$	Octan	$C_8H_{18}$
Butan	$C_4H_{10}$	Nonan	$C_9H_{20}$
Pentan	$C_5H_{12}$	Decan	$C_{10}H_{22}$

*Die ersten 4 Namen sind historisch bedingt, also sog. Trivialnamen.*

*Alle weiteren Namen werden systematisch gebildet: **griech./lateinisches Zahlwort + Endung "an"***

## Isomerie

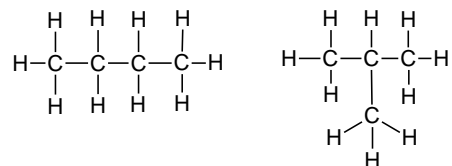
Isomere Verbindungen weisen bei gleicher Summenformel unterschiedliche physikalische und/oder chemische Eigenschaften auf.

## Konstitution Konstitutionsisomerie

Konstitution ist die Art der Verknüpfung von Atomen untereinander durch chemische Bindung im Molekülverband ohne besondere Berücksichtigung der räumlichen Anordnung.

Ein Konstitutionsisomeres (=Strukturisomeres) entsteht, wenn man die Atome eines Moleküls über andere Bindungen miteinander verknüpft.

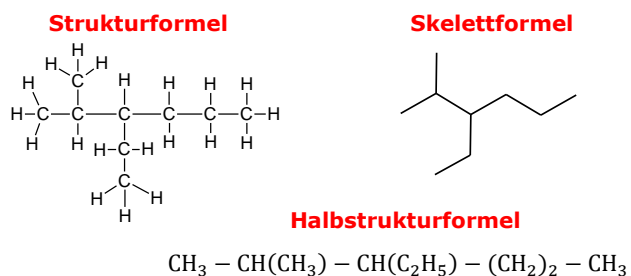
Beispiel: **Summenformel C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>**  
**Butan**      **2-Methylpropan**



## Strukturformel Halbstrukturformel Skelettformel

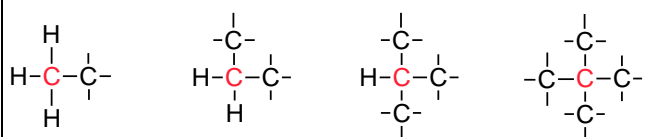
Strukturformel = Valenzstrichformel = Lewisformel  
Halbstrukturformel = Verknüpfung der Gruppen  
Skelettformel = Alleinige Darstellung der Bindungen (Enden und Ecken = C-Atome)

Beispiel: **3-Ethyl-2-methylhexan**



## primäre, sekundäre, tertiäre, quartäre C-Atome

Je nach der Anzahl der C-Atome, die ein C-Atom unmittelbar gebunden hat, wird es wie folgt bezeichnet:



primär

sekundär

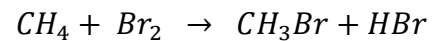
tertiär

quartär

## Substitution

Substitution = Austausch einzelner Atome oder Atomgruppen im Molekül durch (gleichwertige) Atome oder Atomgruppen.

Beispiel: Bromierung von Methan



## Alkene / Alkine

Ungesättigte, kettenförmige Kohlenwasserstoffe  
*ungesättigt = enthält Mehrfachbindungen*  
*kettenförmig = keine Ringe*  
*Kohlenwasserstoff = nur C- und H-Atome*

	Namen- endung	Summenformel bei 1 Mehrfachbindung
Alken	"en"	1 Doppelbindung $\Rightarrow \text{C}_n\text{H}_{2n} \quad (n \in \mathbb{N})$
Alkin	"in"	1 Dreifachbindung $\Rightarrow \text{C}_n\text{H}_{2n-2} \quad (n \in \mathbb{N})$

## Konfiguration

Beschreibung der räumlichen Anordnung der Atome im Molekül ohne Berücksichtigung von Rotation um Bindungen.

Konfigurationsisomere besitzen die gleiche Konstitution!

Beispiel: **Z/E-Isomere**

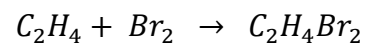


① = Z-1,2-Dichlorethen    ② = E-1,2-Dichlorethen

## Addition

Addition = Anlagerung von Atomen oder Atomgruppen im Molekül an Mehrfachbindungen unter Aufhebung von  $\pi$ -Bindungen.

Beispiel: Addition von Brom an Ethen



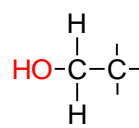
<h2 style="text-align: center;">Elektrophil</h2>	<p>Ein Elektrophil ist ein angreifendes Teilchen mit Elektronenmangel.</p> <p>Beispiel: <math>\left[ \overset{+}{\text{I}}\text{Br} \right]</math></p>
<h2 style="text-align: center;">Nukleophil</h2>	<p>Ein Nukleophil ist ein angreifendes Teilchen mit Elektronenreichtum.</p> <p>Beispiel: <math>\left[ \overset{-}{\text{I}}\text{Br} \right]</math></p>
<h2 style="text-align: center;">Baeyer-Probe</h2>	<p>Nachweisreaktion für ungesättigte Verbindungen (Existenz von Doppel- oder Dreifachbindungen).</p> <p>Eine Probe der zu untersuchenden Substanz wird in sodaalkalische Kaliumpermanganat-Lösung gegeben.</p> <p>Bei positivem Verlauf entfärbt sich die violette Kaliumpermanganatlösung und es entsteht ein brauner Niederschlag.</p>
<h2 style="text-align: center;">Bromwasserprobe</h2>	<p>Nachweisreaktion für ungesättigte Verbindungen (Existenz von Doppel- oder Dreifachbindungen).</p> <p>Eine Probe der zu untersuchenden Substanz wird in Bromwasser gegeben.</p> <p>Bei positivem Verlauf wird das gelb-orange gefärbte Bromwasser entfärbt.</p>

## Alkohol

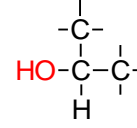
Ersetzt man in einem Kohlenwasserstoff formal mindestens ein H-Atom durch eine Hydroxyl-Gruppe (= OH-Gruppe), so erhält man einen Alkohol.

## primäre, sekundäre, tertiäre Alkohole

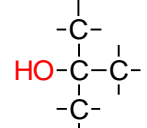
Wird an einem primären, sekundären bzw. tertiären C-Atom ein H-Atom durch eine OH-Gruppe ersetzt, so nennt man den resultierenden Alkohol



primär



sekundär



tertiär

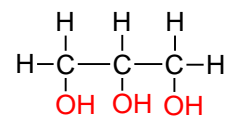
## mehrwertige Alkohole

Die Anzahl der OH-Gruppen, die ein Alkoholmolekül enthält, ist die Wertigkeit des Alkohols.

Beispiel:

Ein Glycerinmolekül enthält 3 OH-Gruppen.

⇒ Glycerin ist ein 3-wertiger Alkohol.



Glycerin = Propan-1,2,3-triol

## Erlenmeyerregel

Im Normalfall sind nie mehrere OH-Gruppen an einem C-Atom gebunden.

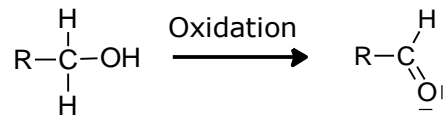
## Oxidation der Alkohole

Oxidationsmittel:  $\text{KMnO}_4$  (Kaliumpermanganat) oder  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  (Kaliumdichromat) je in saurer Lösung.

Alkohol	Oxidationsprodukt	Beobachtung beim Versuch	
		$\text{KMnO}_4$	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
<b>primär</b>	<b>Aldehyd</b>	Die violette Lösung wird entfärbt.	Die orange Lösung wird grün.
<b>sekundär</b>	<b>Keton</b>	Die violette Lösung wird entfärbt.	Die orange Lösung wird grün.
<b>tertiär</b>	<b>keine Reaktion</b>	Keine Änderung	Keine Änderung

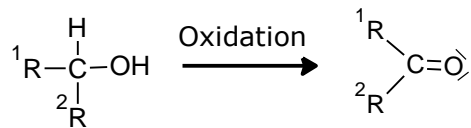
## Aldehyde

Aldehyde entstehen durch Oxidation primärer Alkohole. Sie besitzen die **funktionelle Gruppe CHO** (Aldehyd-Gruppe).



## Ketone

Ketone entstehen durch Oxidation sekundärer Alkohole. Sie besitzen die **funktionelle Gruppe CO** (Carbonyl-Gruppe).



## Schiffsche Probe

Nachweisreaktion für Aldehyde.

Nur Vorprobe, da auch mit manchen anderen Stoffen positiv!

Mit Schiffs-Reagenz färbt sich die farblose Lösung rot-violett.

## Silberspiegelprobe

Nachweisreaktion für Aldehyde.

Mit ammoniakalischer Silbernitrat-Lösung bildet sich beim Erwärmen ein Silberspiegel auf der Gefäßwand.

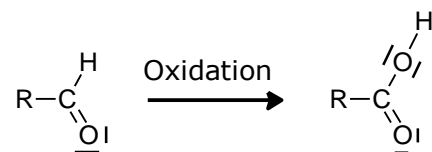
## Fehling-Probe

Nachweisreaktion für Aldehyde.

Mit der tiefblauen Fehling-Lösung bildet sich beim Erhitzen ein ziegelroter Niederschlag.

## Carbonsäuren

Carbonsäuren entstehen durch Oxidation von Aldehyden.  
Sie besitzen die **funktionelle Gruppe COOH** (Carboxyl-Gruppe).

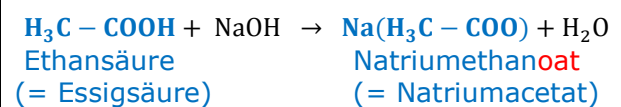


## Salzbildung

Die Salze erhalten die Endung "oat".

allg.: Säure + Base → Salz + Wasser

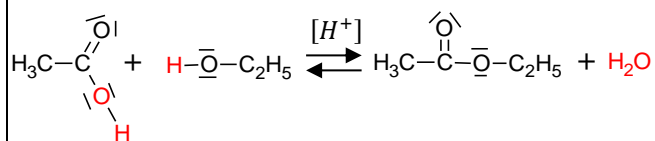
Beispiel:



## Esterbildung

allg.: Säure + Alkohol  $\xrightleftharpoons{[H^+]}$  Ester + Wasser

Beispiel:



## Namengebung bei Estern

Allgemein	Beispiel
Name der Säure + Rest des Alkohols + "ester"	Ethansäure (=Essigsäure) + Methanol = Ethansäuremethylester = Essigsäuremethylester
Rest des Alkohols + Name des Säureanions	Methylethanoat = Methylacetat

## chemisches Gleichgewicht

Haben sich bei einer chemischen Reaktion Produkte gebildet, so können sich diese im System treffen und wieder zu den Edukten zurückreagieren. Somit werden ständig Edukte (Produkte) gebildet und zerstört.

