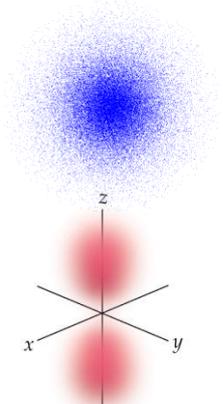
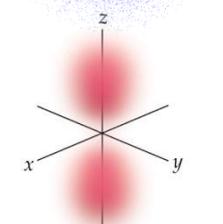
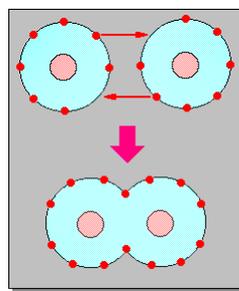
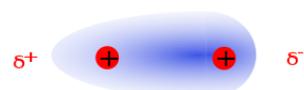


Molekülstruktur und Stoffeigenschaft

<p>Orbital</p>	<p>Ein Orbital ist der Raum, in dem sich maximal zwei Elektronen mit hoher Wahrscheinlichkeit (>90%) aufhalten.</p> <p><i>1s-Orbital des Wasserstoffatoms</i></p>  <p><i>2p-Orbital des Wasserstoffatoms</i></p> 
<p>Atombindung (=Elektronenpaarbindung)</p>	<p>Überlappung zweier Orbitale führt von Atomen durch ein gemeinsames Elektronenpaar (=bindendes Elektronenpaar) zur Bindung</p> <p><i>Beispiel für Fluor:</i></p>  <p><small>Atombindung am Beispiel von Fluor</small></p>
<p>Elektronegativität (EN)</p>	<p>Die Fähigkeit eines Atoms, Elektronen in einer Atombindung an sich zu ziehen.</p> <p>(dient zur Bewertung der ⇔Polarität von Atombindungen)</p>
<p>Polare Atombindung</p>	<p>Atombindung, bei der die Bindungselektronen zum elektronegativeren Atom verschoben sind:</p> <p>Formelbild: $\delta^+ \text{H} - \text{Cl} \delta^-$</p> <p>„Orbitalbild“:</p>  <p>Abschätzung über den Unterschied der Elektronegativität der Bindungspartner; Faustregel: Ab einer Differenz $\Delta EN > 0,4$ gilt die Bindung als polar!</p> <p> δ^+ und δ^- sind Teil- bzw. Partialladungen, keine Elementarladungen wie bei Ionen!</p>

Dipolmoleküle

Voraussetzungen:

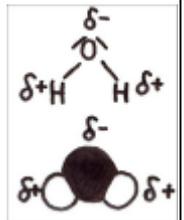
- 1) polare Atombindungen!
- 2) die Ladungsschwerpunkte der Teilladungen fallen nicht zusammen:
Beispiele:

Fluorwasserstoff (HF): $\text{H}^{\delta+} - \overline{\text{F}}^{\delta-}$
Dipolmolekül, die Ladungsschwerpunkte fallen nicht zusammen!

Kohlenstoffdioxid (CO₂) $\langle \text{O}^{\delta-} = \text{C}^{\delta+} = \text{O}^{\delta-} \rangle^{\delta-}$
Kein Dipolmolekül, da das Molekül linear gebaut ist, fallen die Ladungsschwerpunkte von allen positiven und negativen Teilladungen (δ^+ und δ^-) im Kohlenstoffatom zusammen.

Wasser (H₂O): $\text{H}^{\delta+} - \overline{\text{O}}^{\delta-} - \text{H}^{\delta+}$

Dipolmolekül, da durch den gewinkelten Bau des Wassermoleküls



die Ladungsschwerpunkte nicht zusammen fallen (Schwerpunkt δ^+ zwischen den H-Atomen, δ^- bei O)



Für die Bewertung, ob die Ladungsschwerpunkte zusammen fallen, ist es notwendig sich Gedanken zum räumlichen Bau der Moleküle (vgl. Link auf der Homepage Materialien Chemie) zu machen!

Elektronenpaarabstoßungsmodell (EPA-Modell) zum räumlichen Bau von Molekülen

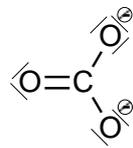
Bindende und freie Elektronenpaare stoßen sich aufgrund der gleichen negativen Ladung ab, daraus ergibt sich eine räumlich günstige Anordnung der Atome in Molekülen:

Prinzipiell stoßen sich alle Elektronenpaare ab, Mehrfachbindungen werden dabei wie ein Elektronenpaar behandelt! Freie Elektronenpaare benötigen mehr Platz als Bindungselektronenpaare.

Beispiel: **2 abstoßend wirksame Elektronenpaare LINEAR**



Beispiel: **3 abstoßend wirksame Elektronenpaare TRIGONAL-PLANAR**

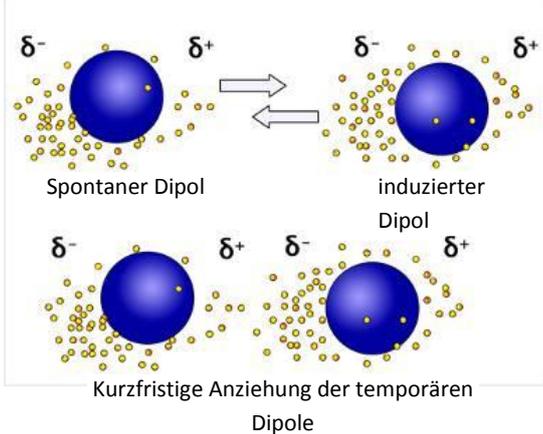
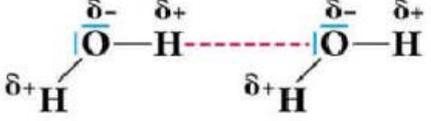


Carbonat-Ion: **trigonal-planar**, Winkel OCO=120°

Beispiel: **4 abstoßende Elektronenpaare, Grundtyp TETRAEDER**

Winkel HCH=109,5°

Methan	Ammoniak	Wasser	Hydrogenchlorid
<p>Methan</p>			<p>H-Cl</p>
tetraedrisch	pyramidal	gewinkelt	linear

<p>Zwischenmolekulare Kräfte (Anziehungen)</p>	<ul style="list-style-type: none"> - van der Waals-Kräfte - Dipol-Dipol-Anziehungen - Wasserstoffbrückenbindungen - Ionenanziehung <div style="text-align: right;">  <p>zunehmende Stärke</p> </div>
<p>van der Waals-Kräfte</p>	<p><u>schwache Anziehungskräfte</u>, die vor allem bei unpolaren Molekülen bedeutsam sind!</p> <p>Ursache sind <u>temporäre (=kurzfristige) Dipole</u>:</p> <p>Spontaner Dipol durch zufällige asymmetrische Ladungsverteilung im Molekül induziert im benachbarten Molekül einen passenden Dipol</p> <div style="text-align: center;">  </div> <p>Faustregel: Je größer das Molekül (Abschätzung durch molare Masse), desto höher die van der Waals-Kräfte!</p>
<p>Dipol-Dipol-Anziehungen</p>	<p>elektrostatische Anziehung zwischen permanenten ⇒ Dipolmolekülen</p>
<p>Wasserstoffbrückenbindungen</p>	<p>Wasserstoffbrückenbindungen sind die stärksten zwischenmolekularen Anziehungen. Sie treten bei sehr starken Dipolen in Kombination mit Wasserstoffatomen auf.</p> <p>Voraussetzungen: Freies Elektronenpaar am Atom X und stark polare Bindung zwischen X-H (nur bei den Elementen F, O, N)</p> <div style="text-align: center;">  </div> <p> -- Wasserstoffbrückenbindung — bindende Elektronenpaare — freie Elektronenpaare </p>
<p>Ionenanziehung</p>	<p>⇒ vgl. 8. Jgst. Salze, Ionenanziehung</p> <p>Kationen und Anionen ziehen sich gegenseitig elektrostatisch an und lagern sich in ein Ionengitter. Dabei wird Gitterenergie freigesetzt.</p>
<p>Wasser als besonderer Stoff</p>	<ul style="list-style-type: none"> - Hoher Siedepunkt von 100°C: aufgrund der starken zwischenmolekularen Anziehung durch Wasserstoffbrückenbindungen hat Wasser einen sehr hohen Siedepunkt obwohl es sehr klein ist. - Dichtenanomalie: Wasser hat bei 4°C die höchste Dichte (1g/cm³), beim Erwärmen <u>und beim Abkühlen</u> sinkt die Dichte! Folge davon: Eis schwimmt auf Wasser!



<p>Ampholyte</p>	<p>Ampholyte sind Teilchen, die im Sinne des Brønsted-Säure-Base-Konzepts sowohl als Säure als auch als Base reagieren können! Beispiele: H_2O, NH_3, HCO_3^-, HSO_4^{2-},...</p>
<p>Säure-Base-Konzept nach Brønsted</p>	<p>Säuren sind die Protonendonatoren (= geben H^+ ab) einer Reaktion! (typisch ist eine polare Bindung im Molekül zu einem Wasserstoffatom; Beispiele: HCl, H_2O, H_2SO_4,...)</p> <p>Basen sind die Protonenakzeptoren (= nehmen H^+ auf) einer Reaktion (typisch ist mindestens ein freies Elektronenpaar, an das das H^+ angelagert werden kann; Beispiele: NH_3, H_2O, OH^-,...)</p>
<p>Säure-Base-Reaktion nach Brønsted = Protolysereaktion</p>	<p>Protolysereaktion (Protonenübergang)</p> $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ <p style="text-align: center;"> Säure1 Base2 Säure2 Base1 </p> <p style="text-align: center;">S1/B1 und S2/B2 sind korrespondierende <u>Brønsted-Säure-Base-Paare</u></p>
<p>Neutralisation</p>	<p>Säure und Lauge reagieren zu Wasser und Salz.</p> $\underbrace{\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-}_{\text{Säure}} + \underbrace{\text{Na}^+ + \text{OH}^-}_{\text{Lauge}} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \underbrace{\text{Na}^+ + \text{Cl}^-}_{\text{Salz}}$ <p>bei idealem Mischungsverhältnis erhält wird genau die Menge der Oxoniumionen (H_3O^+) mit Hydroxidionen (OH^-) neutralisiert!</p>
<p>Stoffmengenkonzentration $c(\text{X})$ oft kurz Konzentration genannt</p>	<p>Die Stoffmengenkonzentration eines Stoffes X (= $c(\text{X})$) gibt an, wie viel Mol eines Stoffes (= $n(\text{X})$) in einem bestimmten Volumen der Lösung ($V(\text{X})$) enthalten sind. $n(\text{X})=n(\text{X})/V(\text{X})$</p>
<p>Äquivalenzpunkt</p>	<p>Der Punkt einer Titration, an dem die Hydroxid-Ionen genau die Menge der Oxonium-Ionen neutralisiert haben (oder umgekehrt); Der Äquivalenzpunkt kann bei einer Titration mit Hilfe eines Indikators oder der Messung des pH-Werts bestimmt werden.</p>
<p>Säure-Base-Titration</p>	<p>Verfahren zur Bestimmung der unbekanntenen Konzentration einer Säure bzw. Base (Lauge) durch Messung des Verbrauchs einer Base (Lauge) bzw. Säure bekannter Stoffmengenkonzentration bis zur vollständigen Neutralisation.</p>



Redoxreaktionen – Elektronenübergänge

Oxidation	Eine Oxidation ist ein Prozess, bei dem ein Teilchen ein oder mehrere Elektronen abgibt. Die Oxidationszahl nimmt zu.
Reduktion	Eine Reduktion ist ein Vorgang, bei dem ein Teilchen ein oder mehrere Elektronen aufnimmt. Die Oxidationszahl nimmt ab
Redoxreaktion = Elektronenübergangsreaktion	Kombination einer Oxidation mit einer Reduktion; Elektronen werden vom \Rightarrow Reduktionsmittel auf das \Rightarrow Oxidationsmittel übertragen
Oxidationsmittel	= ein Teilchen, das andere Teilchen oxidieren kann. Selbst wird es dabei reduziert. => Elektronenakzeptor
Reduktionsmittel	= ein Teilchen, das andere Teilchen reduzieren kann, wobei es selbst oxidiert wird. => Elektronendonator

Oxidationszahlen

Oxidationszahl = Ionenladung

(bei Molekülen: Zerlegung der Moleküle in hypothetische Atomionen)

Ermittlung der Oxidationszahlen (OZ) aus der Summenformel:

- 1) Atome im **Elementarzustand** erhalten stets die OZ 0!
- 2) Bei Atomionen entspricht die OZ der Ladungszahl!
- 3) Für **Atomverbände** gilt:
 - a. Metallatome erhalten positive OZ
 - b. Fluoratom erhalten die OZ -1
 - c. Wasserstoffatome erhalten die OZ $+1$
 - d. Sauerstoffatome erhalten die OZ -2
 - e. Chlor, Brom, Jod erhalten die OZ -1
- 4) Die **Summe der Oxidationszahlen** aller Atome eines Teilchens ergibt die Ladung des Teilchens!

Abnehmende
Priorität
der
Regeln!!!

Ermittlung der Oxidationszahlen (OZ) in der Valenzstrichformel:

Um die Anzahl und Art der Bindungen eines Kohlenstoffatoms zu anderen Atomen zu kennzeichnen, kann formal eine Oxidationszahl errechnet werden.

Für die Berechnung gilt allgemein:

- Die Summe der Oxidationszahlen innerhalb eines Moleküls muss Null sein (bei Ionen entsprechend der Ladung),
- Elemente haben die Oxidationszahl Null,
- Bindungselektronen von Bindungen werden dem stärker **elektronegativen** Atom zugeordnet.
- Bindungselektronenpaare zwischen gleichen Atomen (=gleiche Elektronegativität) werden „**halbiert**“

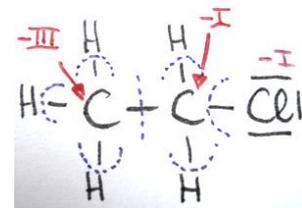


Die Oxidationszahl ergibt sich nun aus der Anzahl der Elektronen im Vergleich mit den nach Periodensystem eigentlich vorhandenen Valenzelektronen!

Beispiel:

linkes C-Atom hat 7 Elektronen statt 4 (4. Hauptgruppe!) \Rightarrow OZ = $-III$ (da drei negativ zu viel!)

Atom hat 5 Elektronen statt 4 Elektronen \Rightarrow OZ = $-I$ (da genau ein e^- zu viel)
Chloratom hat 8 Elektronen statt 7 Elektronen (7. Hauptgruppe) \Rightarrow OZ = $-I$
alle Wasserstoffatome haben die OZ $+I$, da sie keine Elektronen besitzen (ein Elektron zu wenig)



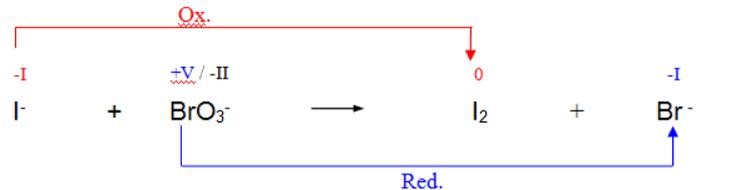
Elektronen
geladene e^-
rechtes C-



Aufstellen von Redoxgleichungen

- Schreibe die Teilchenformeln der **Ausgangs-** und **Endstoffe**.
- Bestimme die **Oxidationszahlen OZ**.
- Ordne die Begriffe **Oxidation (Erhöhung der OZ)** und **Reduktion (Erniedrigung der OZ)** dem entsprechenden Vorgang zu.

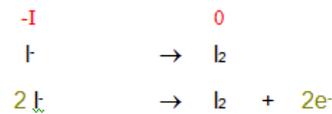
Iodid-Ionen reagieren in saurer Lösung mit Bromat-Ionen BrO_3^- unter Bildung von Iod-Molekülen und Bromid-Ionen



z.B.

- Schreibe die Teilgleichungen
 - Schreibe das jeweilige **Redoxpaar mit Oxidationszahlen** (Beachte, dass die Zahl der Atome des Elements, das die OZ ändert rechts und links gleich sein muss! Evtl. Ausgleichen mit Koeffizienten siehe Beispiel Iod!)
 - Gleiche die **Änderung der Oxidationszahl durch Elektronen aus**. Beachte dabei die Anzahl der Teilchen (siehe oben)

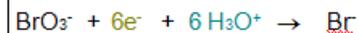
Oxidation:



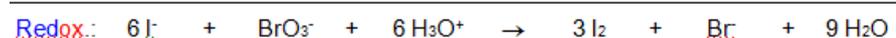
Reduktion:



- Gleiche die **Anzahl der Elementarladungen** aus durch eine entsprechende Anzahl von
 - $\Rightarrow \text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen in saurer Lösung
 - $\Rightarrow \text{OH}^-$ Ionen in alkalischer Lösung
- Gleiche die **Atombilanzen** durch eine entsprechende Anzahl von Wasser-Molekülen aus.



- Schreibe die Redoxgleichung
 - Multipliziere die Teilgleichungen so, dass die Anzahl der abgegebenen Elektronen gleich der aufgenommenen ist.
 - Addiere die Teilgleichungen zur Redoxgleichung im kleinstmöglichen Teilchenanzahlverhältnis.





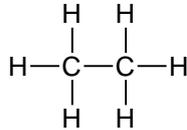
Organische Chemie - Kohlenwasserstoffe

1. Alkane

= gesättigte Kohlenwasserstoffe (alle C-Atome mit 4 Bindungspartnern „gesättigt“), allg. Formel C_nH_{2n+2}

Beispiel: Ethan

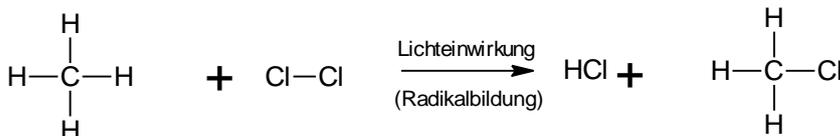
Valenzstrichformel:



Propan (Halbstrukturschreibweise):



- Die **Bindungswinkel** um den Kohlenstoff betragen jeweils **109,5° (Tetraeder)**.
- **Siedepunkte:** Nur C-C und C-H Bindungen, daher **unpolare** Moleküle. Mit zunehmender Größe der Alkane steigt der Siedepunkt, da nur die van der Waals-Kräfte wirken und bei größeren Molekülen die Möglichkeit zur Bildung der temporären Dipole entsprechend günstiger ist.
- **Löslichkeit** gemäß „Ähnliches löst sich in Ähnlichem“ in Wasser sehr schlecht, gute Löslichkeit dagegen in unpolaren Lösungsmitteln!
- **Reaktionen:**
 - a) Verbrennung mit Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid und Wasser.
 - b) Radikalische Substitution: Ersatz eines oder mehrerer H-Atome durch z.B. ein Halogenatom. Radikale können z.B. durch Einwirkung von Licht auf Chlor erzeugt werden. Bei der Reaktion mit Methan entsteht Chlormethan und Chlorwasserstoff (Nachweismöglichkeit durch die Säureeigenschaft!) und viele weitere Produkte durch doppelte oder dreifache Substitution und Kettenabbruchreaktionen.



Mechanismus: siehe z.B. www.chemgapedia.de ;

Säurenachweis der entstehenden HCl durch Indikator möglich!

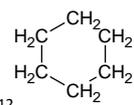
- Nomenklatur: (IUPAC) [vgl. auch separate Übersicht zur Nomenklatur!](#)

1. Suche nach der längsten Kette der Kohlenstoffatome (=Hauptkette).
2. Der Name des Alkans, das die Hauptkette bildet, liefert den Stammnamen mit der Endung **-an**.
3. Die Kohlenstoffatome werden nummeriert, beginnend mit dem Ende, das einer Verzweigung (= Seitenkette) am nächsten liegt. (Möglichst kleine Zahlen im Namen!)
4. Die Seitenketten werden als Alkylreste bezeichnet (Methyl-, Ethyl-, Propyl-,...) und dem Stammnamen vorangestellt
5. Die Lage der Seitenkette wird durch die Nummer des Kohlenstoffatoms, mit welchem sie verbunden ist angegeben.
6. Treten gleiche Seitenketten mehrfach auf, wird das entsprechende griechische Zahlwort (di-, tri-, tetra-, penta-) verwendet und der Bezeichnung der Seitenkette vorangestellt.
7. Unterschiedliche Seitenketten werden alphabetisch nach dem Stammnamen der Alkylreste geordnet.

• Isomerie

=mehrere Verbindungen haben trotz gleicher Summenformel einen unterschiedlichen Molekülbau und infolgedessen unterschiedliche (physikalische und chemische) Eigenschaften.

Konstitutionsisomerie = gleiche Summenformel aber unterschiedliche Verknüpfungsreihenfolge der Atome (=Konstitution) z.B. Butan / 2-Methylpropan



Hinweis auf Cycloalkane: „Cyclo“ bedeutet, es liegt eine ringförmige Verknüpfung vor. Beispiel Cyclohexan C_6H_{12}

hier allg. Formeln C_nH_{2n+2} (vgl. Alkene!)

Auch

2. Alkene

= ungesättigte Kohlenwasserstoffe mit Doppelbindungen, allg. Formel C_nH_{2n}

Zusätzlich zu den einfachen C-C bzw. C-H -Bindungen treten bei den Alkanen noch **Doppelbindungen** auf. Durch die zusätzliche Bindung können sich die C-Atome nicht mehr umeinander drehen, dadurch tritt eine spezielle Form von Isomerie auf:

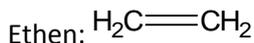
- **Nomenklatur:** die Elementatome mit der größten Masse liegen auf der gleichen Seite = Z (zusammen) oder sie liegen auf verschiedenen Seiten = E (entgegengesetzt).

⇒ Siehe auch Kapitel Isomerie/Nomenklatur.

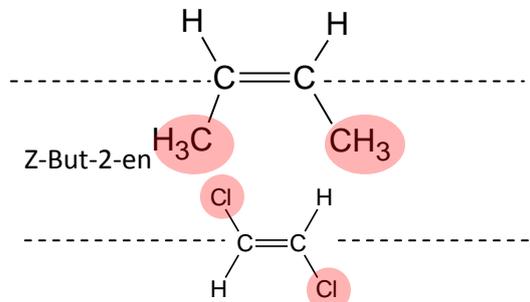
Silbe „en“ kennzeichnet das Vorhandensein von Doppelbindungen. („-dien, -trien,... bei mehreren Doppelbindungen), die Position der Doppelbindung wird durch die entsprechende Nummer angegeben (z.B. But-2-en).

E/Z-Isomerie:

Beispiele:



E-1,2-dichlorethen



„E“ bedeutet, die Substituenten an der Doppelbindung mit **höherer Priorität** (größere Ordnungszahl des Elements) liegen **entgegengesetzt** auf zwei verschiedenen Seiten der Doppelbindung.

„Z“ bedeutet, die Substituenten an der Doppelbindung mit **höherer Priorität** liegen **zusammen** auf einer Seite der Doppelbindung.

- **Molekülbau/Struktur :**

Typischer **Bindungswinkel** an der Stelle mit der Doppelbindung ist **120° (trigonal-planare Struktur)**

- **Siedepunkte/Löslichkeit:** Durch den „Knick“ in der C-Kette und die fehlenden H-Atome haben Alkene niedrigere Siedepunkte als das entsprechende Alkan. Auch hier wirken nur van der Waals-Kräfte bzw. lösen sich Alkene in unpolaren Lösungsmitteln.

- **Reaktionen:**

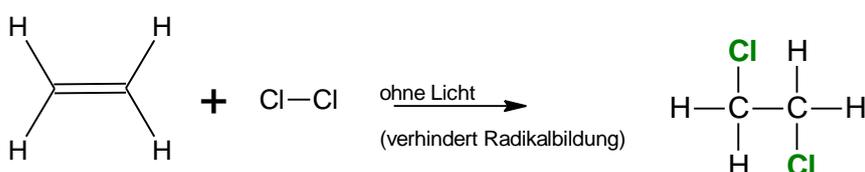
a) Verbrennung mit Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid und Wasser.

b) Elektrophile Addition:

Die elektronenreiche zweite Elektronenpaarbindung der Doppelbindung kann leicht durch

Elektrophile (=elektronensuchende Teilchen) angegriffen werden. Dabei entsteht z.B. ein gesättigter Halogenkohlenwasserstoff. Da zwei Moleküle dabei zu einem werden, spricht man von einer

Additionsreaktion!



Mechanismus: siehe z. B. <http://www.chempage.de/theorie/elektrophadd.htm>

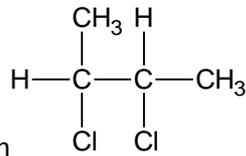
- c) Radikalische Substitution: Auch Alkene können gemäß der radikalischen Substitution reagieren. Dies erfolgt dann an C-Atomen in Nachbarschaft zur Doppelbindung.



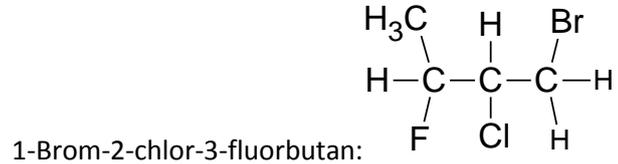


3. Halogenalkane, -Alkene, -Alkine:

siehe oben, nur dass mindestens ein H-Atom durch ein Halogen (F, Cl, Br, I) ersetzt ist.



Beispiel: 2,3 Dichlorbutan



1-Brom-2-chlor-3-fluorbutan:



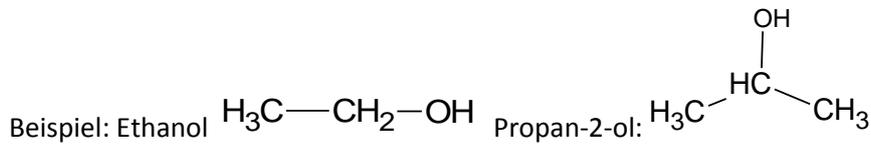
Nomenklatur: alphabetische Sortierung der Substituenten beachten, möglichst kleine Nummern bei Nummerierung!

Durch die polare Bindung (Cl-C oder F-C) bilden sich häufig **Dipolmoleküle** die entsprechend höhere **Siedepunkte** haben als die entsprechenden Alkane. Durch z.B. Brom und Iod (große Atome!) steigen die van der Waals Kräfte. Auch die Löslichkeit in polaren Lösungsmitteln wird entsprechend beeinflusst. ⇨ *siehe Zusammenfassung zwischenmolekulare Anziehungen in Jgst. 9*



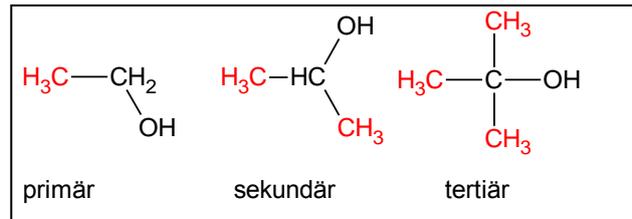
4. Alkanole = Alkohole:

Moleküle mit mindestens einer Hydroxy-Gruppe „-OH“:



- **Einteilung der Alkanole:**

primär/sekundär/tertiär:



Primäre Alkanole haben ihre OH-Gruppe an einem C-Atom an dem nur ein weiteres C-Atom hängt.

Sekundäre Alkanole haben ihre OH-Gruppe an einem C-Atom, an dem genau zwei weitere C-Atome hängen.

Tertiäre Alkanole haben ihre OH-Gruppe an einem C-Atom, an dem genau drei weitere C-Atome hängen.

- **Nomenklatur:**

vgl. bisherige Ausführungen zur Nomenklatur. Die Position der Hydroxygruppen wird durch Nummern gekennzeichnet. Z.B. Butan-2-ol, Pentan-1,3-diol,...

- **Siedepunkte/Löslichkeit:** Durch die polare C-O-H Gruppe (gewinkelter Bau) wird ein Teil des Moleküls polar (**Dipolstruktur**) und außerdem sind **Wasserstoffbrückenbindungen** möglich, daher haben Alkanole deutlich höhere Siedepunkte als die entsprechenden Alkane und sie lösen sich auch in polaren Lösungsmitteln. Je nach Größe der C-Kette und Anzahl der OH-Gruppen überwiegt der unpolare oder polare Charakter des Moleküls!

- **Reaktionen:**

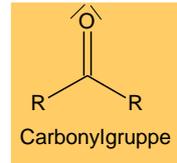
- Alkanole können zu Kohlenstoffdioxid und Wasser **verbrannt** werden. Je länger die C-Kette, desto schwerer ist es den Alkohol zu entzünden (höherer Siedepunkt, führt zu höherem Flammpunkt!)
 - Alkanole können **oxidiert** werden, dabei entstehen je nach Alkohol und Reaktionsbedingungen \Rightarrow Aldehyde (bei primären Alkanolen), \Rightarrow Ketone (bei sekundären Alkanolen) oder \Rightarrow Carbonsäuren (bei primären Alkanolen).
-



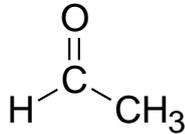
5. Carbonylverbindungen:

a. Alkanale = Aldehyde :

Moleküle mit einer Carbonylgruppe an einem **Kettenende** R-CHO



Ethanal:



(C=O Gruppe immer an Position „1“, daher keine Nummerierung notwendig!)

Die Carbonylgruppe erzeugt in der entsprechenden Verbindung eine polare Gruppe, dadurch entstehen i.d.R. Dipole, so dass der **Siedepunkt** durch die permanenten **Dipol-Dipolanziehungen** erhöht ist.

(Siedepunkt vergleichbarer Alkanole ist höher, da hier auch noch Wasserstoffbrückenbindungen auftreten!)

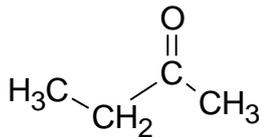
Bindungswinkel der Carbonylgruppe **120°**

• Reaktionen:

- Die Carbonylgruppe kann noch zur Carbonsäure (s.u.) **oxidiert** werden, daher ist z.B. die Fehling¹-Probe positiv! Außerdem kann man ein Aldehyd zum entsprechenden Alkohol **reduzieren** in dem man es hydriert (z.B. mit Katalysator u. Wasserstoff)
- Verbrennung zu CO₂ und Wasser
- Fehlingprobe (Reduktion von Cu²⁺ zu Cu₂O im Alkalischen, roter Niederschlag)

b. Alkanone = Ketone: Moleküle mit einer Carbonylgruppe in der Kette

Butan-2-on:



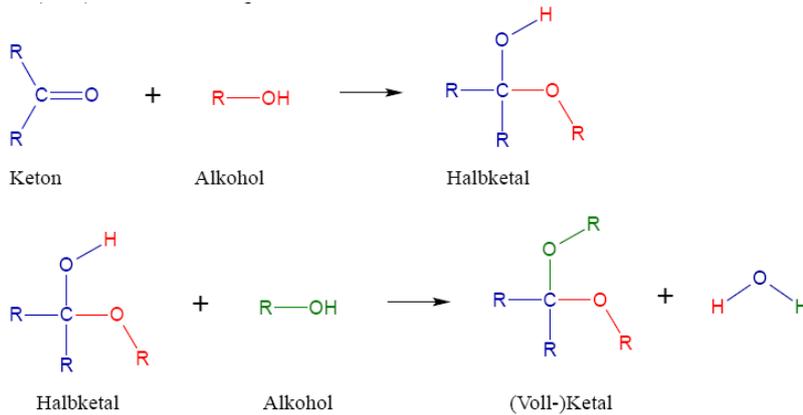
Siedepunkte: siehe Alkanale

• Reaktionen:

kann mit milden Oxidationsmitteln **nicht weiter oxidiert** werden (dafür müssten C-C-Bindungen gebrochen werden!), daher negative Fehlingprobe. Reduktion zum Alkohol ist möglich (siehe Aldehyde), Verbrennung zu CO₂ und H₂O ist möglich.

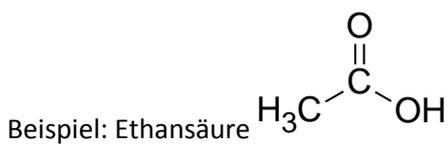
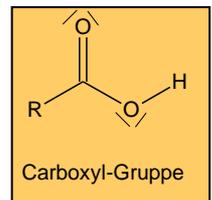
- Nucleophile Addition: Die Carbonylgruppe kann von **Nucleophilen** (Teilchen, die positive Ladung suchen) angegriffen werden, sie addieren an die Doppelbindung.

¹ Fehlingprobe: Kupfer(II)-sulfatlösung und Kaliumnatriumtartratlösung werden im Alkalischen mit der Prüfsubstanz zusammen gegeben: Roter Niederschlag von Cu₂O Kupfer(I)-oxid weist die Aldehydgruppe nach



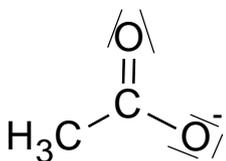
6. Carbonsäuren:

An einem Kettenende befindet sich die Carbonsäuregruppe = Carboxylgruppe R-COOH
 Die Carboxylgruppe: R-COOH vereint die Carbonylgruppe mit der Hydroxy-Gruppe.



- **Siedepunkte:** Durch die COOH-Gruppe können die Carbonsäuremoleküle - da sie räumlich genau zueinander passen – sehr gute **Wasserstoffbrückenbindungen** zueinander ausbilden. Durch die dadurch entstehenden **Doppelmoleküleinheiten** sind die van der Waals-Kräfte zusätzlich erhöht, da doppelt so große Einheiten entstehen. Daher haben sie vergleichsweise sehr hohe Siedepunkte.
- **Säureeigenschaft:** Durch das zweite Sauerstoffatom (C=O) in Nachbarschaft zur Hydroxy-Gruppe (-OH) wird die Bindung zum Wasserstoff sehr geschwächt, dadurch kann leicht ein Proton (H⁺) abgegeben werden. Daher wirken die Carbonsäuren als **Säure** (=Protonendonator). Wenn ein Proton abgegeben wird, entstehen die entsprechenden Alkanoate (Anionen der Carbonsäure), z.B.

Anion der Ethansäure: Ethanoat²

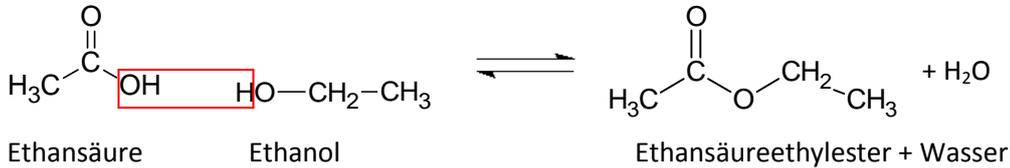


² die negative Ladung kann durch **Mesomerie** stabilisiert werden, beide O-Atome tragen einen Teil der negativen Ladung, in der Zeichnung stellt man dies durch zwei Grenzstrukturformeln dar, der Realzustand liegt irgendwo dazwischen!



7. Carbonsäureester

Ester sind Verbindungen, die durch eine Reaktion von einer Carbonsäure mit einem Alkohol entstehen. Dabei wird pro Ester ein Wassermolekül entfernt. Es handelt sich um eine Gleichgewichtsreaktion, d.h. Durch das Entfernen von Wasser oder des Esters kann man das Gleichgewicht auf die Produktseite „ziehen“.



Allgemein: Säure + Alkohol \rightleftharpoons Ester + Wasser

Es handelt sich um eine Kondensationsreaktion = Verbindung zweier Moleküle unter Abspaltung eines kleineren (z.B. H₂O, NH₃, HCl)

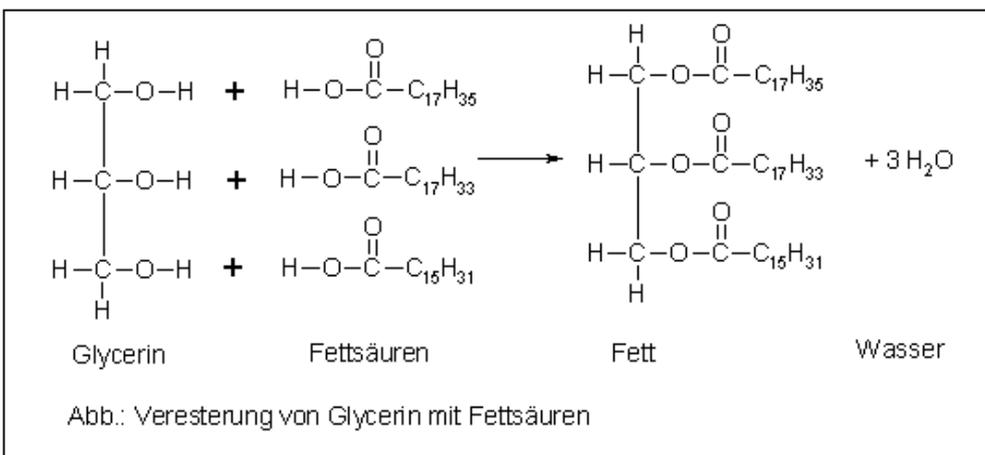
Ester kann man durch Behandlung mit Lauge und Wasser (kochen) spalten, dabei entsteht der Alkohol und die entsprechenden Fettsäure-Anionen (bzw. deren Salze z.B. K⁺ RCOO⁻)

Beispiele: Bei Fetten ist Glycerin (ein dreiwertiger Alkohol mit drei OH-Gruppen) mit drei Fettsäuren verestert, durch **Verseifung** von Fetten erhält man die entsprechende Seife.

8. Biomoleküle

10.1 Fette

Fette sind Ester zwischen dem dreiwertigen Alkohol Glycerin (Propan-1,2,3-triol) und drei meist verschiedenen Fettsäuren.



- Physikalische Eigenschaften:

- Natürliche Fette sind keine Reinstoffe → sie weisen keinen Schmelzpunkt, sondern einen Schmelzbereich auf.
- Mit steigender Kettenlänge und abnehmender Anzahl an Doppelbindungen steigt der Schmelztemperaturbereich.
- Feste Fette enthalten hohe Anteile langer und gesättigter Fettsäuren, während die Fettsäuren in den Ölen überwiegend ungesättigt (essentiell) sind.

10.2 Kohlenhydrate

• Einteilung:

Nach der Anzahl z der Bausteine (Monomeren) lassen sich die Kohlenhydrate (die auch als Saccharide bezeichnet werden) in vier Gruppen einteilen:

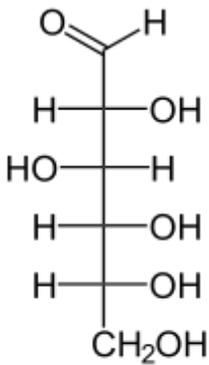
- Monosaccharide (Einfachzucker) $z=1$
- Disaccharide (Zweifachzucker) $z=2$
- Oligosaccharide (Mehrfachzucker) $z=3, \dots, 10$
- Polysaccharide (Vielfachzucker) $z= 11, \dots, 100000$

• Monosaccharide:

Beispiel: Glucose

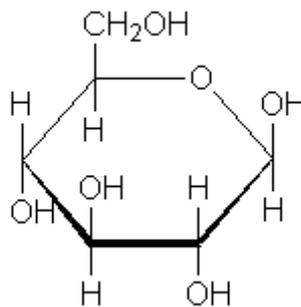
Glucosemoleküle liegen sowohl als offenkettige Moleküle (Aldehydgruppe \rightarrow positive Fehling-Probe) als auch in Ringform vor.

Der Übergang von der Ketten- in die Ringform erfolgt als nukleophile Addition zwischen dem ersten C-Atom der Aldehydgruppe und der Hydroxylgruppe am fünften C-Atom (Intramolekulares Halbacetal)



D-Glucose

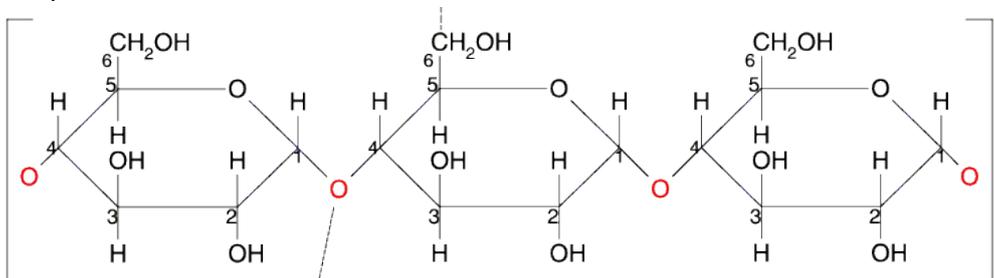
(offenkettige Form, Fischerprojektion)



β -D-Glucose in der Ringform (Haworth-Projektion)

• Polysaccharide:

Beispiel: Stärke



Polysaccharid, das zu ca. 20 % aus Amylose (wasserlösliche Stärke) und zu ca. 80% aus Amylopektin (wasserunlösliche Stärke) besteht.

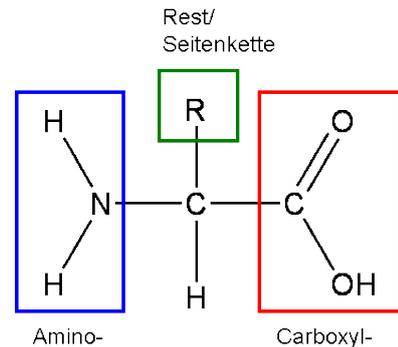
Bei der Bildung der Amylose reagieren einige hundert alpha-D-Glucose-Moleküle unter Wasserabspaltung (Polykondensation).

Das Makromolekül bildet eine schraubig gewundene, unverzweigte Kette (\rightarrow Helix) und zeigt mit Lugolscher Lösung (Iod-Kaliumiodid-Lösung) eine charakteristische Blaufärbung (Nachweis-Reaktion)

10.3 Aminosäuren und Proteine

Amino(carbon)säuren(AS)

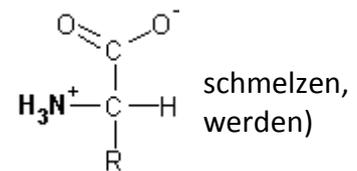
- Bausteine der Proteine
- AS enthalten zwei funktionelle Gruppen: die Carboxy- und die Aminogruppe, sie unterscheiden sich in der Struktur des Rests.



- Eigenschaften:

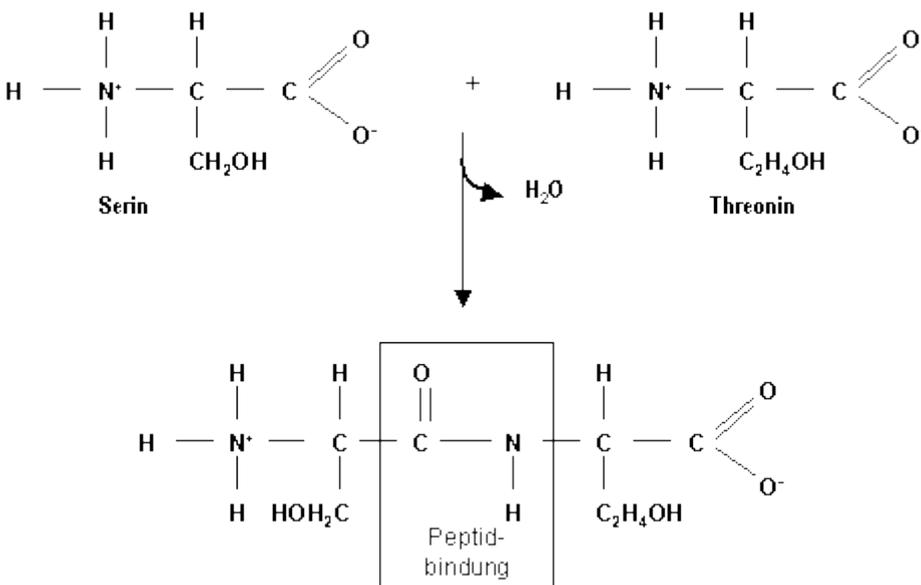
salzartiger Charakter, da sich Zwitterionen (s. rechts) bilden:

⇒ kristalline Feststoffe, die sich beim Erhitzen zersetzen ohne zu i.d.R. gute Wasserlöslichkeit (kann durch pH-Änderung noch verbessert



- wichtigste Reaktion: Peptidbindung (eine Kondensationsreaktion)

Die Bindung zwischen zwei AS-Molekülen entsteht, indem die Carboxygruppe des einen Moleküls mit der Aminogruppe des anderen Moleküls reagiert. Die dabei entstehende Atomgruppierung **-CO-NH-** nennt man **Peptidgruppe**.



- Durch Verknüpfung vieler AS entstehen Polypeptide (bis ca. 100 AS)
- Sind mehr als 100 AS miteinander verknüpft, spricht man von **Proteinen** (Eiweißen)