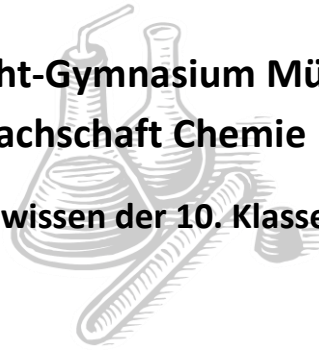


Rupprecht-Gymnasium München

Fachschaft Chemie

Grundwissen der 10. Klasse SG



In der Jahrgangsstufe 10 erwerben die Schüler folgendes Grundwissen:

- ✓ Sie sind in der Lage, den räumlichen Bau einfacher Moleküle zu beschreiben, daraus die zwischen den Molekülen herrschenden Kräfte abzuleiten und auf wesentliche Eigenschaften der Stoffe zu schließen.
- ✓ Sie können das Donator-Akzeptor-Konzept auf Protolysereaktionen und Redoxreaktionen anwenden und die zugehörigen Reaktionsgleichungen formulieren.
- ✓ Sie können eine Säure-Base-Titration durchführen und auswerten.
- ✓ Sie kennen wichtige Alkane und Alkene und können die hier auftretenden Isomeriephänomene beschreiben.
- ✓ Sie kennen wichtige sauerstoffhaltige organische Verbindungen und können Zusammenhänge zwischen deren molekularer Struktur und ihren Stoffeigenschaften erklären.
- ✓ Sie kennen die Grundstruktur der Kohlenhydrate, Fette und Proteine.

[vgl. ISB Lehrplan, Chemie 10 SG]

1. Molekülstruktur und Stoffeigenschaften

1.1 Orbitalmodell

Die Elektronen in einem Atom befinden sich mal näher beim Atomkern, mal sind sie weiter von ihm entfernt. Der Raum, in dem sich ein Elektron mit 99% Wahrscheinlichkeit aufhält, heißt das **Orbital**.

Ein Orbital wird von **maximal zwei Elektronen** besetzt.

Eine **Elektronenpaarbindung** (= Atombindung) wird im Orbitalmodell so erklärt, dass sich die passenden Orbitale benachbarter Atome **überlappen**. Je stärker diese Überlappung ist, desto fester ist die Atombindung.

1.2 Räumlicher Bau von Molekülen

Der räumliche Bau von Molekülen wird vom Platzbedarf der Orbitale bestimmt. Weil sich die Orbitale aufgrund ihrer negativen Ladung voneinander abstoßen, ordnen sich die Orbitale bzw. Elektronenpaare (EP) so an, dass sie den größtmöglichen Abstand voneinander haben. Diese Erklärung nennt man das **Elektronenpaar-Abstoßungs-Modell (EPA)**.

Aus dieser Regel ergeben sich je nach der Anzahl der Raumrichtungen drei unterschiedliche Bindungswinkel:

a) 4 Raumrichtungen => tetraedrische Struktur mit Tetraederwinkel (109,5°)

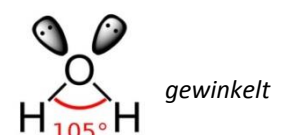
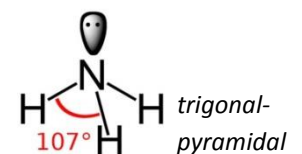
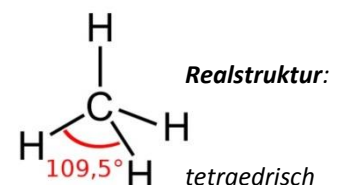
Beispiele:

Methan CH_4 : 4 Einfachbindungen = 4 Richtungen

Ammoniak NH_3 : 3 Einfachbindungen und 1 freies EP = 4 Richtungen

Wasser H_2O : 2 Einfachbindungen und 2 freie EP = 4 Richtungen

(Die geringen Abweichungen der Bindungswinkel beruhen auf dem größeren Platzbedarf freier EP und sind nicht Stoff des Grundwissens.)



b) 3 Raumrichtungen => trigonal planare Struktur mit 120°-Winkel

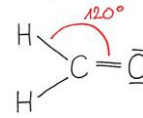
Beispiele:

Formaldehyd H_2CO : 2 Einfach- und 1 Doppelbindung = 3 Richtungen

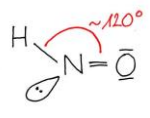
Untersalpetrige Säure HNO : 1 Einfach-, 1 Doppelbindung und
1 freies EP = 3 Richtungen

Realstruktur:

trigonal planar



gewinkelt

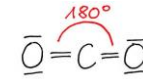


c) 2 Raumrichtungen => lineare Struktur mit 180°-Winkel

Beispiele:

Kohlenstoffdioxid CO_2 : 2 Doppelbindungen = 2 Raumrichtungen

Cyansäure HCN : 1 Einfach- und 1 Doppelbindung = 2 Raumrichtungen



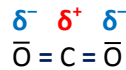
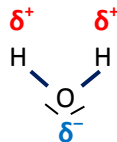
1.3 Polare Elektronenpaarbindung

Die **Elektronegativität** (EN) ist die Tendenz eines Atoms, die bindenden Elektronen einer Elektronenpaar-Bindung an sich zu ziehen. Die Elektronegativität der Atome steigt innerhalb einer Periode des PSE von links nach rechts und innerhalb einer Hauptgruppe von unten nach oben an. Das Maß für die EN ist eine Zahl ohne Einheit: Fluor ist das elektronegativste Element ($EN(F) = 3,89$), gefolgt von Sauerstoff ($EN(O) = 3,44$), Chlor ($EN(Cl) = 3,16$) und Stickstoff ($EN(N) = 3,04$). Die Zahlen stellen kein Grundwissen dar, man entnimmt sie dem Periodensystem (Rückseite!).

Haben zwei Atome, zwischen denen eine Elektronenpaarbindung besteht, unterschiedliche EN-Werte, so wird das **bindende Elektronenpaar zum stärker elektronegativen Atom hin verschoben**.

Daher besitzt das elektronegativeres Atom einen Überschuss an negativer „Ladung“ (= negative Partialladung δ^-), das andere Atom ist im Gegenzug leicht positiv „geladen“ (= positive Partialladung δ^+) => Es liegt eine **polare Atombindung** vor. Generell gilt: Je größer die Differenz ΔEN zwischen den Atomen einer Atombindung ist, desto polarer ist diese Atombindung.

Beispiele:



1.4 Dipol-Moleküle

Polare Stoffe bestehen aus **Dipol-Molekülen**.

Ein Dipol-Molekül (kurz: Dipol) besitzt einen positiven und einen negativen Ladungsschwerpunkt (z.B. HF oder H_2O).

Voraussetzungen für die Dipoleigenschaft sind:

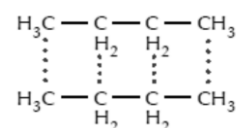
- Das Molekül besitzt mindestens eine **polare Atombindung**.
- Das Molekül ist nicht vollständig symmetrisch gebaut (denn bei vollständig symmetrischen Molekülen wie z.B. CH_4 oder CO_2 hebt sich die Polarität der Atombindungen gegenseitig auf, so dass das Molekül nach außen hin unpolar ist).

1.5 Zwischenmolekulare Kräfte, ZMK (= zwischenmolekulare Wechselwirkungen)

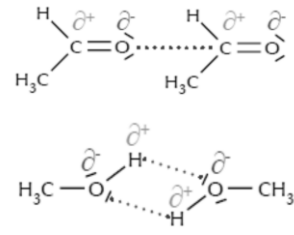
Zwischenmolekulare Kräfte sind Wechselwirkungen, die zwischen Molekülen desselben Stoffs bzw. zwischen Molekülen unterschiedlicher Stoffe wirken (*Symbol: meist eine gepunktete Linie*).

Man unterscheidet:

- Van-der-Waals-Kräfte:** schwache elektrostatische Anziehungskräfte zwischen unpolaren Molekülen (bzw. unpolaren Molekülteilen), die durch zufällige Elektronenverschiebungen entstehen.



- **Dipol-Dipol-Kräfte:** permanente elektrostatische Anziehungskräfte zwischen Dipolmolekülen.
- **Wasserstoffbrücken:** besonders starke Dipol-Dipol-Kräfte durch Anziehungskraft zwischen stark positiv polarisiertem H-Atom, das an einem stark negativ polarisiertem N-, O- oder F-Atom gebunden ist und einem stark negativ polarisierten N-, O- oder F-Atom eines benachbarten Dipolmoleküls. H-Brücken sind die stärksten zwischenmolekularen Wechselwirkungen.



1.6 Erklärung von Stoffeigenschaften

Siedetemperatur

Beim Sieden, also beim Übergang vom flüssigen in den gasförmigen Zustand, sind zwei Vorgänge von Bedeutung:

- Im flüssigen Zustand berühren sich die Teilchen noch. Um die Teilchen voneinander zu trennen, müssen die zwischenmolekularen Kräfte überwunden werden. Je stärker die ZMK, desto mehr Energie muss aufgewendet werden, um die Teilchen voneinander zu trennen. Deshalb haben unpolare Stoffe niedrigere Siedetemperaturen als vergleichbare polare Stoffe.
- Im gasförmigen Zustand bewegen sich die voneinander isolierten Teilchen sehr schnell. Je höher die Molekülmasse der Teilchen ist, desto mehr Energie muss aufgewendet werden, um sie zu beschleunigen. Deshalb haben Stoffe aus kleinen / leichten Molekülen niedrigere Siedetemperaturen als Stoffe aus großen / schweren Molekülen.

Löslichkeit

Als Faustregel gilt: „**similia similibus solvuntur – Ähnliches wird von Ähnlichem gelöst**“.

D.h. ein Stoff löst sich dann in einem anderen, wenn zwischen den Teilchen der beiden Stoffe ähnliche zwischenmolekulare Kräfte vorherrschen.

Beispiele:

Wasser ist **polar** => **Salze** (die aus positiv geladenen Kationen und negativ geladenen Anionen bestehen) sowie **polare Stoffe** wie z.B. Ammoniak (NH_3) **lösen sich gut** in Wasser, nicht aber unpolare Stoffe wie Hexan (C_6H_{14}).

Hexan ist **unpolar** => andere **unpolare Stoffe** wie z.B. Octan oder Speiseöl (ein Stoffgemisch aus Fetten, s. 4.5) **lösen sich gut** in Hexan, nicht aber polare Stoffe wie Wasser oder Ammoniak.

Die Begriffe **polar**, **hydrophil** und **lipophob** können synonym verwendet werden .

Die Begriffe **unpolar**, **hydrophob** und **lipophil** können ebenso synonym verwendet werden.

2. Protonenübergänge - Protolysereaktionen

2.1 Definition nach Brönsted

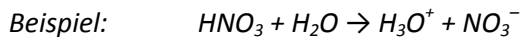
Bei der **Protolysereaktion** wird auf Teilchenebene ein **Proton** von einer **Säure** auf eine **Base** übertragen. Dieser Reaktionstyp folgt dem Donator-Akzeptor-Prinzip.

Definitionen:

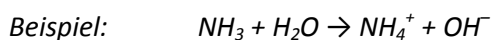
- **Säuren** sind **Protonen-Donatoren** – sie können **Protonen** (= H^+) abgeben.
- **Basen** sind **Protonen-Akzeptoren** – sie können **Protonen** aufnehmen
- **Ampholyte** sind Teilchen, die je nach Reaktionspartner sowohl als Säure als auch als Base reagieren können.

2.2 Saure und basische (= alkalische) Lösungen

Löst man eine **Säure in Wasser**, so findet eine Protolyse statt, bei der **Oxonium-Ionen (H_3O^+)** und Säurerest-Anionen entstehen. Alle sauren Lösungen enthalten daher Oxonium-Ionen.



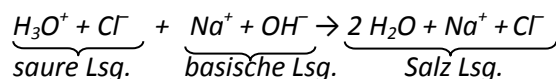
Löst man eine **Base in Wasser**, so findet eine Protolyse statt, bei der **Hydroxid-Ionen OH^-** entstehen. Alle basischen Lösungen (auch **Laugen** genannt) enthalten daher Hydroxid-Ionen.



2.3 Neutralisationsreaktion

Saure und basische Lösungen neutralisieren sich beim Mischen: Dabei reagieren die in der Lösung enthaltenen Oxonium-Ionen mit den Hydroxid-Ionen zu Wassermolekülen. Es entsteht eine Salzlösung.

Beispiel: *Salzsäure reagiert mit Natronlauge (zu einer wässrigen Natriumchloridlösung).*



2.4 pH-Wert

Der pH-Wert ist ein quantitatives **Maß für die Oxoniumionen-Konzentration** einer Lösung.

Die pH-Skala erstreckt sich von 0 bis 14. Dabei gilt:

0 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14
 stark sauer ← schwach sauer neutral schwach basisch → stark basisch

Indikatoren sind Farbstoffe, deren Farbe vom pH-Wert abhängt. Wichtige Indikatoren:

Farbe in...	... basischer Lösung	... in neutraler Lösung	... in saurer Lösung
Lackmus	blau	lila/violett	rot
Bromthymolblau	blau	grün	gelb
Phenolphthalein	pink	farblos	farblos

3. Elektronenübergänge – Redoxreaktionen

3.1 Definition

Bei einer Redoxreaktion findet ein **Elektronenübergang von einem Elektronendonator auf einen Elektronenakzeptor** statt. Auch dieser Reaktionstyp folgt dem Donator-Akzeptor-Prinzip!
Die **Abgabe von Elektronen** wird als **Oxidation**, die **Elektronenaufnahme** als **Reduktion** bezeichnet.
Der Elektronendonator ist das **Reduktionsmittel**, da er Elektronen an den Akzeptor abgibt, diesen also reduziert. Der Elektronenakzeptor ist das **Oxidationsmittel**, da er den Reaktionspartner oxidiert.

3.2 Die Oxidationszahl (OZ)

Die **Oxidationszahl (OZ)** beschreibt die **Oxidationsstufe eines Atoms** und ist ein formales Hilfsmittel um zu bestimmen, ob ein Atom in einer Reaktion oxidiert oder reduziert wird.

Die OZ wird mit römischen Ziffern über das Elementsymbol geschrieben (sie stellt keine Ladung dar!).

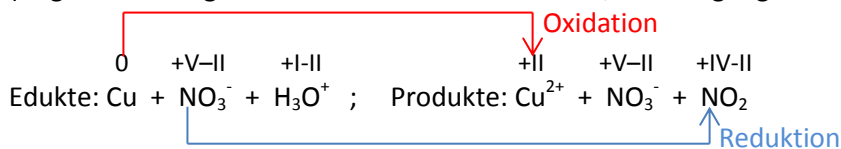
Regeln zum Bestimmen der OZ (Reihenfolge ist zu beachten):

- Die Atome der elementaren Stoffe haben immer die Oxidationszahl 0.
z.B. He, H₂, O₂, Fe
- Die Oxidationszahl von Atom-Ionen entspricht immer der Ladung.
z.B. Cl⁻: -I; Na⁺: +I; Al³⁺: +III; S²⁻: -II
- Metallionen haben immer eine positive Oxidationszahl.
- Fluor-Atome haben immer die Oxidationszahl -I.
- Wasserstoffatome haben (in der Regel) die Oxidationszahl +I.
- Sauerstoffatome haben (in der Regel) die Oxidationszahl -II.
- Für Molekül-Ionen ergibt die Summe der Oxidationszahlen aller Atome die Ladung.
z.B. bei OH⁻: -II (des O-Atoms) plus +I (des H-Atoms) ergibt „-1“ für die Ladung
- Für Moleküle ergibt die Summe der Oxidationszahlen aller Atome 0.
z.B. bei H₂O: 2 mal +I (des H-Atoms) plus -II (des O-Atoms) ergibt „0“ für die Ladung

3.3 Aufstellen einer Redoxgleichung

Beispiel: Kupfer reagiert mit konzentrierter Salpetersäure zu Kupfer(II)-nitrat und Stickstoffdioxid.

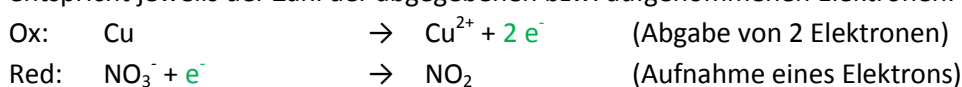
- Edukte und Produkte notieren (Salze als getrennte Ionen schreiben!), OZ bestimmen und Oxidation und Reduktion zuordnen.
(Es gilt: Erhöhung der Oxidationszahl → Oxidation; Erniedrigung der Oxidationszahl → Reduktion)



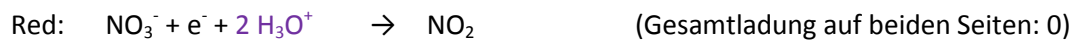
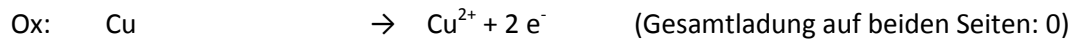
- Bestimmen der korrespondierenden Redoxpaare und Anlegen der Teilgleichungen.



- Ausgleich der Oxidationszahländerung durch **Elektronen**. Die Änderung der Oxidationszahl entspricht jeweils der Zahl der abgegebenen bzw. aufgenommenen Elektronen.

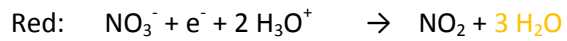


4. **Ladungsausgleich** durch Oxonium-Ionen (im sauren Milieu) bzw. Hydroxid-Ionen (im basischen Milieu). Die Gesamtladung auf beiden Seiten der Gleichungen muss jeweils identisch sein.

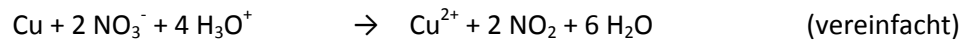
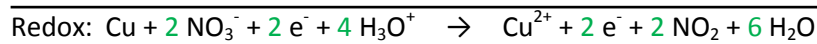
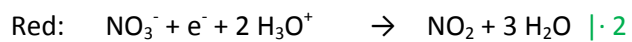


5. Ausgleich der **Stoffbilanz** mit **Wasser**:

Die Oxidationsgleichung ist bereits ausgeglichen.



6. **Angleichen der Elektronenzahl** beider Gleichungen durch Multiplikation (kgV!) und Addition der Teilgleichungen zur Redoxgleichung (Summengleichung). Dabei gegebenenfalls vereinfachen.



4. Reaktionsverhalten organischer Verbindungen

4.1 Homologe Reihen und Nomenklatur

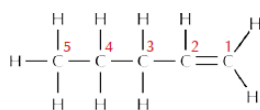
Kohlenwasserstoffe sind Verbindungen, die aus den Elementen Kohlenstoff und Wasserstoff aufgebaut sind. Die Anzahl der Kohlenstoffatome im Molekül wird durch den Stammnamen ausgedrückt (Tabelle 1). Man erhält eine homologe Reihe durch den Einschub von CH_2 -Gruppen.

Die wichtigsten Stoffklassen der Kohlenwasserstoffe sind die Alkane, Alkene und Alkine:

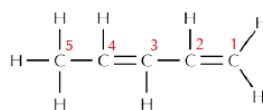
- **Alkane** haben nur **Einfachbindungen** (=> **gesättigte Kohlenwasserstoffe**, weil sie mit der maximal möglichen Anzahl von Wasserstoffatomen gesättigt sind) und erhalten das Suffix „-an“.
- **Alkene** haben mindestens eine **C/C-Doppelbindung** (=> **ungesättigte Kohlenwasserstoffe**) und erhalten das Suffix „-en“.
- **Alkine** haben mindestens eine **C/C-Dreifachbindung** (=> ebenfalls **ungesättigte Kohlenwasserstoffe**) und erhalten das Suffix „-in“.

Die Benennung organischer Verbindungen erfolgt nach den Regeln der **IUPAC** (International Union of Pure and Applied Chemistry). Für viele Verbindungen gibt es auch Trivialnamen. Der Name setzt sich aus dem **Stammnamen** und dem entsprechendem **Suffix** zusammen (s. Tabelle 1).

Ab vier Kohlenstoffatomen wird die Lage der Mehrfachbindung(en) mit Zahlen (= **Lokanten**) angegeben. Es wird so gezählt, dass die Zahlen möglichst klein sind. Gibt es mehrere Mehrfachbindungen, wird dies durch **griechische Zahlwörter** angegeben (s. Tabelle 2):



Pent-1-en

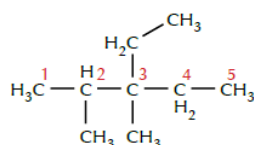


Penta-1,3-dien

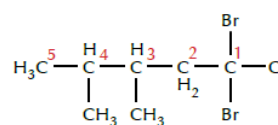
Tabelle 2: Überblick über die griechischen Zahlwörter

2: di-, 3: tri-, 4: tetra-, 5: penta-,
6: hexa-, 7: hepta-, 8: octa-,
9: nona-, 10: deca-

Bei verzweigten Molekülen bestimmt die längste Kette den **Stammnamen**. Es wird so nummeriert, dass die Verzweigungsstellen möglichst kleine Zahlen haben. Bei mehr als einem **Lokant** muss die Summe der Lokanten möglichst klein sein. Die **Seitenketten** werden mit **Stammname** + Endung „-yl“ benannt und nach **alphabetischer Reihenfolge** geordnet. Treten mehrere gleiche Seitenketten auf, wird vor den Namen ein **griechisches Zahlwort** gestellt, das in der alphabetischen Reihenfolge nicht berücksichtigt wird.




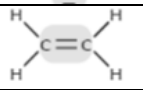
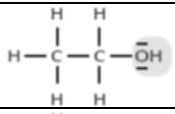
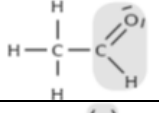
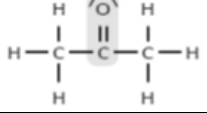
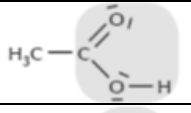
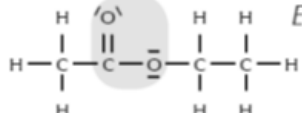
3-Ethyl-2,3-dimethylpentan



1,1-Dibrom-1-chlor-3,4-dimethylpentan

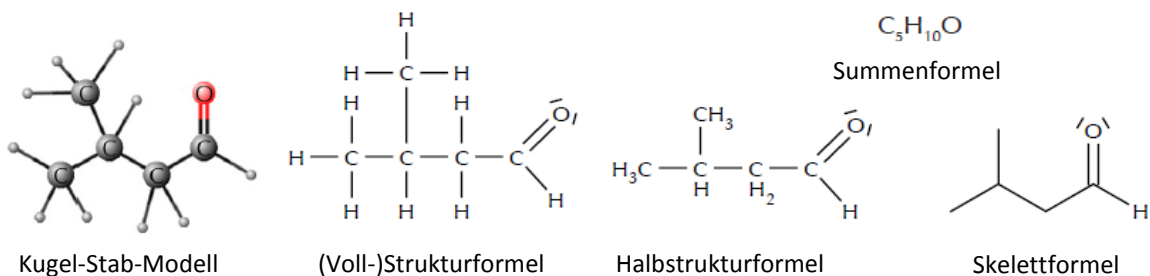
Funktionelle Gruppen sind Atomgruppen eines Moleküls, die die Stoffeigenschaften und das Reaktionsverhalten einer Verbindung maßgeblich bestimmen. Verbindungen, die die gleichen funktionellen Gruppen tragen, werden zu Stoffklassen zusammengefasst. Einen Überblick hierüber gibt Tabelle 3.

Tabelle 3: Überblick über die wichtigsten Stoffklassen organischer Verbindungen

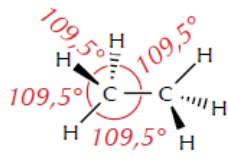
Stoffklasse	Funktionelle Gruppe	Suffix	Beispiel
Alkane	Einfachbindungen	-an	$\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{H}_2}{\text{C}}-\underset{\text{H}_2}{\text{C}}-\text{CH}_3$ <i>Butan</i> (Feuerzeuggas)
Halogenalkane	Halogenatome	-an	 <i>1,1,1-Trichlor-1-Fluormethan</i> (Treibgas, Kühlmittel, FCKW)
Alkene	Doppelbindung	-en	 <i>Ethen</i> (Reifungshormon bei Pflanzen)
Alkine	Dreifachbindung	-in	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$ <i>Ethin</i> (Autogenes Schweißen)
Alkohole	Hydroxylgruppe	-ol	 <i>Ethanol</i> (Trinkalkohol)
Aldehyde	Carbonylgruppe an einem primären Kohlenstoffatom	-al	 <i>Ethanal</i> (Acetaldehyd, wichtiger Ausgangsstoff der Industrie)
Ketone	Carbonylgruppe an einem sekundären Kohlenstoffatom	-on	 <i>Propanon</i> (Aceton, Lösungsmittel)
Carbonsäuren	Carboxylgruppe	-säure	 <i>Ethansäure</i> (Bestandteil von Essig)
Ester	Estergruppe	-ester	 <i>Ethansäureethylester</i> (Lösungsmittel in UHU-Kleber)

4.2 Bindungsverhältnisse und das Phänomen der Isomerie

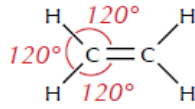
Es gibt verschiedene **Darstellungsweisen** für organische Moleküle:



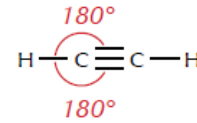
Die **Bindungswinkel** ergeben sich aus dem Elektronenpaar-Abstoßungs-Modell (siehe 1.2):



vier Bindungspartner
→ tetraedrisch



drei Bindungspartner
→ planar



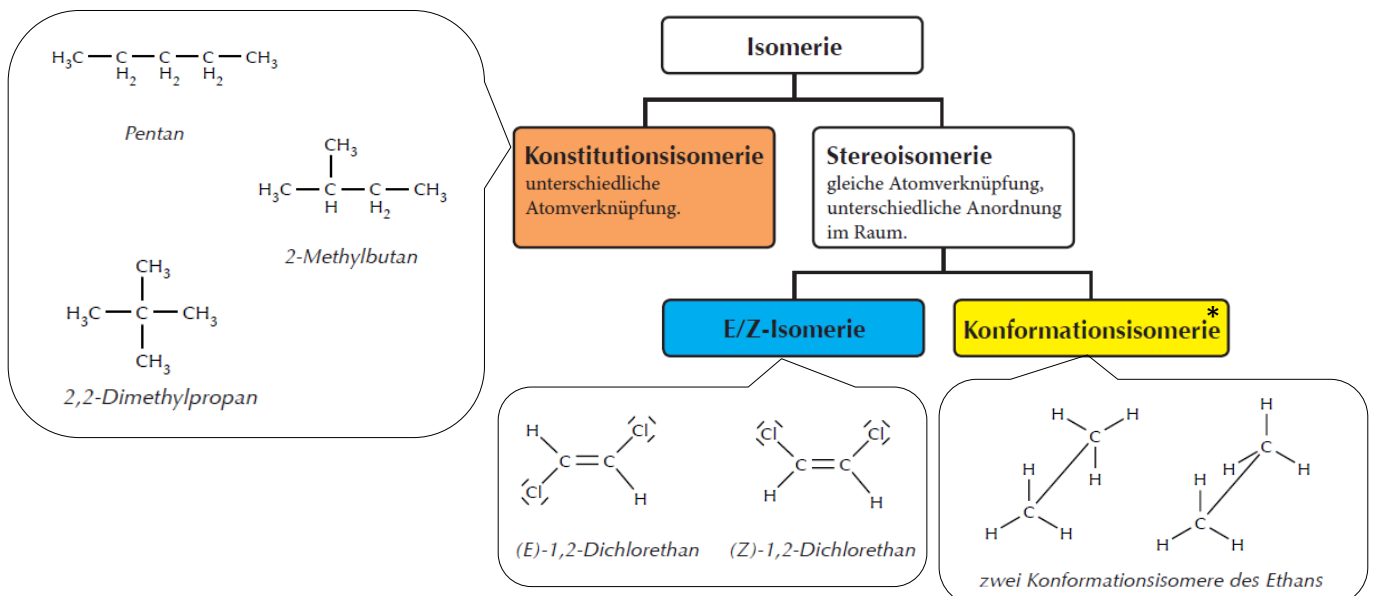
zwei Bindungspartner
→ linear

Moleküle mit **gleicher Summenformel**, aber **unterschiedlicher Strukturformel**, nennt man **Isomere**.
Es gibt unterschiedliche Arten der Isomerie:

Konstitutionsisomerie: gleiche Summenformel, aber unterschiedliche Verknüpfung der Atome im Molekül

Stereoisomerie: gleiche Konstitution, aber an der Doppelbindung unterschiedliche Stellung der Substituenten (E = auf entgegengesetzten Seiten; Z = zusammen auf der gleichen Seite)

Überblick:



* stellt kein Grundwissen der 10. Jahrgangsstufe dar

4.3 Physikalische Eigenschaften

Beim Ableiten der physikalischen Stoffeigenschaften von organischen Verbindungen gelten dieselben Gesetzmäßigkeiten wie unter 1.6 beschrieben.

Es mag überraschen, dass der Siedepunkt des komplett unpolaren Stoffes Decan ($C_{10}H_{22}$) bei $174^\circ C$, der des polaren Wassers aber nur bei $100^\circ C$ liegt. Der Grund dafür ist die vergleichsweise riesige Größe des Decans, über die sich viele schwache van-der-Waals-Wechselwirkungen zu einer beachtlichen Stärke addieren.

Bei Konstitutionsisomeren gilt: Je mehr Verzweigungen ein Isomer besitzt, desto kompakter ist seine Molekülform, desto kleiner ist seine Molekül-Oberfläche, desto kleiner sind die Van-der-Waals-Kräfte und desto niedriger ist die Siedetemperatur.

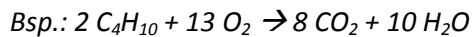
4.4 Reaktionen im Überblick

a) Verbrennungsreaktionen (Kohlenwasserstoffe)

Kohlenwasserstoffe sind brennbar. Sie reagieren mit Sauerstoff in einer Redoxreaktion. Man unterscheidet:

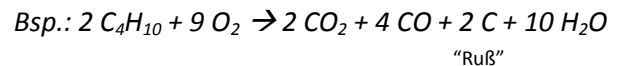
vollständige Verbrennung

(entleuchtete, bläuliche Flamme, nur bei ausreichender Sauerstoffzufuhr)



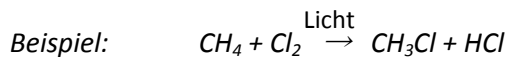
unvollständige Verbrennung

(leuchtende, rußende Flamme bei geringer Sauerstoffzufuhr)



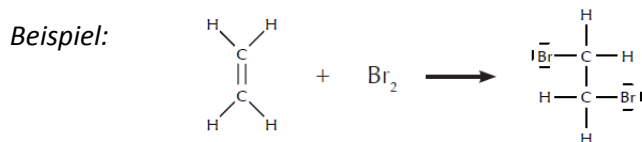
b) Halogenierung von Alkanen und Alkenen im Vergleich

Alkane reagieren mit **Chlor** oder **Brom** nur mit Hilfe von **UV-Licht**.



Da bei dieser Reaktion ein Wasserstoffatom des Kohlenwasserstoffs durch ein Halogenatom ersetzt wird, handelt es sich um eine **Substitutionsreaktion** (lt. *substituere*: ersetzen).

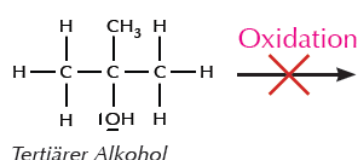
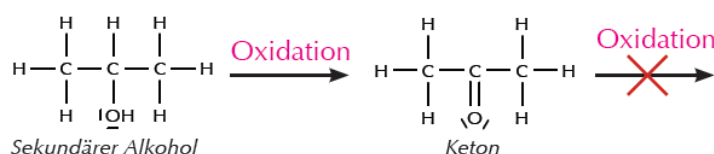
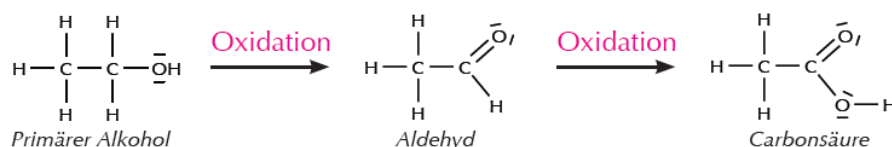
Alkene reagieren **ohne weiteres Zutun** mit **Halogenen**.



Hierbei handelt es sich um eine **Additionsreaktion**. Bei Additionsreaktionen entsteht immer aus zwei Edukten ein Produkt.

c) Schrittweise Oxidationsreaktionen (Alkohole, Aldehyde)

Primäre, sekundäre und tertiäre Alkohole unterscheiden sich in ihrer Reaktion mit Oxidationsmitteln. Aldehyde und Ketonen unterscheiden sich ebenfalls in ihrer Reaktion mit Oxidationsmitteln. Diese Unterschiede nützt auch zum Nachweis dieser Stoffklassen.



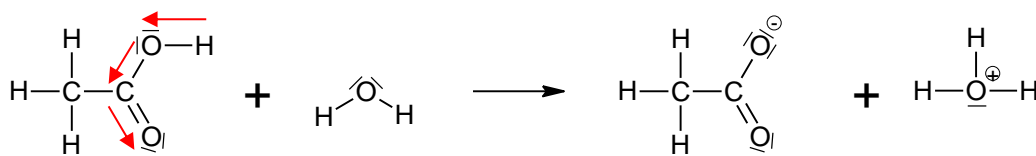
Primär = C-Atom mit OH-Gruppe ist mit einem C-Atom verbunden.
Sekundär = C-Atom mit OH-Gruppe ist mit zwei C-Atomen verbunden.
Tertiär = C-Atom mit OH-Gruppe ist mit drei C-Atomen verbunden.

Tabelle 4: Wichtige Nachweisreaktionen für Aldehyde

Name der Nachweisreaktion	Oxidationsmittel	Reduzierte Form	Beobachtung
Silberspiegelprobe bzw. Tollens-Probe	Ag ⁺ (im Basischen)	Ag	Bei Anwesenheit eines Aldehyds setzt sich ein Silberspiegel am Glasrand ab.
Fehling-Probe	Cu ²⁺ (im Basischen)	Cu ₂ O	Bei Anwesenheit eines Aldehyds setzt sich ein rotbrauner Niederschlag ab.

d) Acidität von Carbonsäuren

Im Gegensatz zu allen anderen funktionellen Gruppen reagiert die Carboxylgruppe der Carbonsäuren sauer, d.h. sie zeigt Acidität. Die Abspaltung eines Protons (= Wasserstoff-Ions) ist in der Carboxylgruppe stark begünstigt, weil die Bindung zwischen Wasserstoffatom und Sauerstoffatom der Carboxylgruppe besonders stark polarisiert ist und daher leicht gespalten wird.



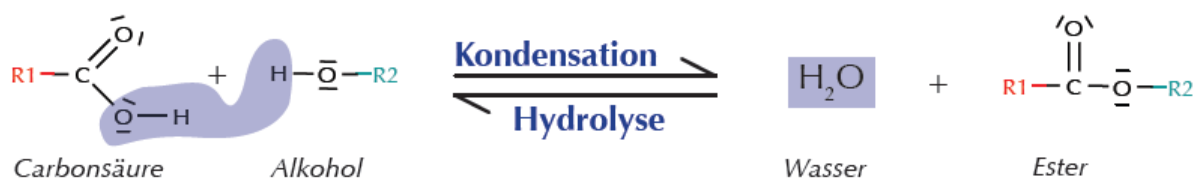
→ zusätzlicher **Elektronensog** durch das doppelt gebundene Sauerstoffatom => stark polarisierte Bindung

e) Esterkondensation und Esterhydrolyse

Bei einer **Kondensationsreaktion** entsteht aus zwei Edukten ein Produkt unter Abspaltung von einem Molekül Wasser. Die Umkehrung ist die **Hydrolyse**, bei der das Produkt unter Anlagerung von Wasser wieder gespalten wird.

Bei der **Esterkondensation** reagiert eine **Carbonsäure** mit einem **Alkohol** zu einem **Ester**, bei der **Esterhydrolyse** läuft diese Reaktion in umgekehrter Richtung ab – es handelt sich um eine reversible (umkehrbare) Reaktion.

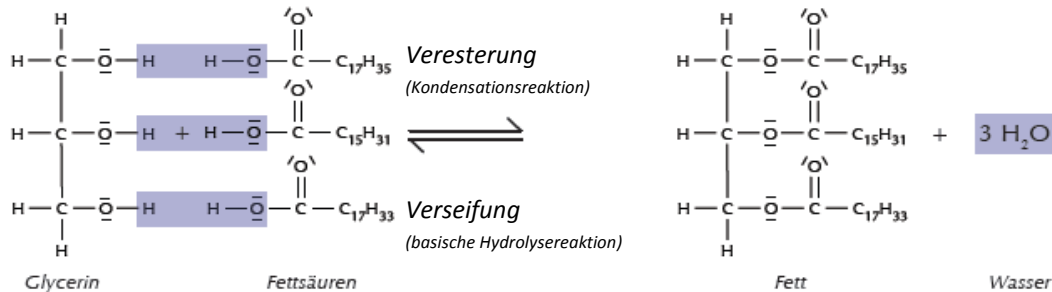
Tatsächlich laufen **Hin- und Rückreaktion zeitgleich** mit konstanter Rate ab, so dass sowohl Edukte als auch Produkte immer in einem bestimmten Mengenverhältnis nebeneinander vorliegen. Dies wird als **chemisches (dynamisches) Gleichgewicht** bezeichnet.



4.5 Biomoleküle

a) Fette

Fettmoleküle sind **dreifache Ester** aus drei **Fettsäuremolekülen** (= langkettige, unverzweigte Carbonsäuren) und einem Molekül **Glycerin** (Propan-1,2,3-triol).

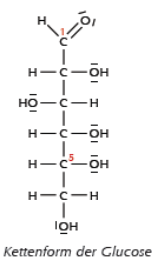


b) Kohlenhydrate

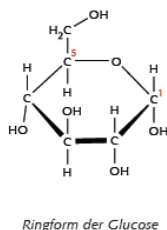
Kohlenhydrate sind mehrwertige **Alkohole mit einer Aldehyd- oder Ketogruppe**. Man unterscheidet Einfachzucker (**Monosaccharide**), Zweifachzucker (**Disaccharide**) oder Mehrfachzucker (**Polysaccharide**). Wichtige Kohlenhydrate:

Glucose

Bestandteil vieler Früchte, Energielieferant, wird bei der Fotosynthese gebildet



Nucleophile Addition der OH-Gruppe des C5-Atoms an der Aldehydgruppe.



Stärke

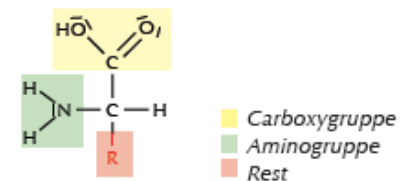
Bestandteil von Getreide und Kartoffeln, Speicherstoff

Polysaccharid aus vielen Glucosebausteinen

c) Proteine

Aminosäuren werden durch eine Kondensationsreaktion miteinander verknüpft. Es entstehen **Peptidbindungen**. Ein Protein ist ein Makromolekül aus derartig verknüpften Aminosäuren.

Es gibt 20 verschiedene Typen von natürlichen Aminosäuren, die sich in ihrem Rest unterscheiden. Die Aminosäuresequenz bestimmt die Struktur und Funktion des Proteins.



Grundstruktur der Aminosäuren

