

Grundwissen Chemie 10. Jahrgangsstufe SG/WSG

1. Molekülstruktur und Stoffeigenschaften

1.1 Das Orbitalmodell

Definitionen:

Ein **Orbital** ist der Raum, in dem ein Elektron mit sehr hoher Wahrscheinlichkeit anzutreffen ist. Ein Orbital kann mit maximal 2 Elektronen besetzt sein.

Als **Atomorbitale** bezeichnet man die Aufenthaltsbereiche der Elektronen eines Atoms.

Ein **Molekülorbital** ist der Aufenthaltsbereich der an einer Bindung beteiligten Elektronen eines Moleküls. Dabei durchdringen sich die Atomorbitale gegenseitig.

1.2 Das Elektronenpaarabstoßungsmodell (EPA-, VSEPR-Modell)

Das VSEPR-Modell ist ein Modell zur Ermittlung des räumlichen Baus eines Moleküls.

Annahmen und Regeln:

- Betrachtet werden nur die Außenelektronen eines Atoms.
- Die Elektronen befinden sich in Orbitalen (= negative Ladungswolken), die sich gegenseitig abstoßen.
- Im Folgenden sollen nur Atome mit 8 (bindenden und nicht bindenden) Außenelektronen betrachtet werden. Die Anzahl der Orbitale bei diesen Atomen beträgt 4. Ausnahme: Beim H-Atom ist nur 1 Orbital vorhanden.
- Da sich die Orbitale gegenseitig abstoßen, ordnen sie sich in größtmöglichem und gleich weitem Abstand voneinander an:

Vier	Elektronenwolken um ein Atom	→	tetraedrische	Anordnung
Drei	Elektronenwolken um ein Atom	→	trigonal-planare	Anordnung
Zwei	Elektronenwolken um ein Atom	→	lineare	Anordnung

- Ein Orbital kann höchstens 2 Elektronen aufnehmen.
- Die Orbitale werden zunächst einfach besetzt.
- Nicht bindende Elektronenpaare nehmen mehr Raum ein und stoßen sich und andere Elektronenpaare stärker ab als bindende Elektronenpaare.
- Die Elektronenwolken einer Mehrfachbindung werden bezüglich des Platzbedarfs in erster Näherung wie eine Einfachbindung behandelt.

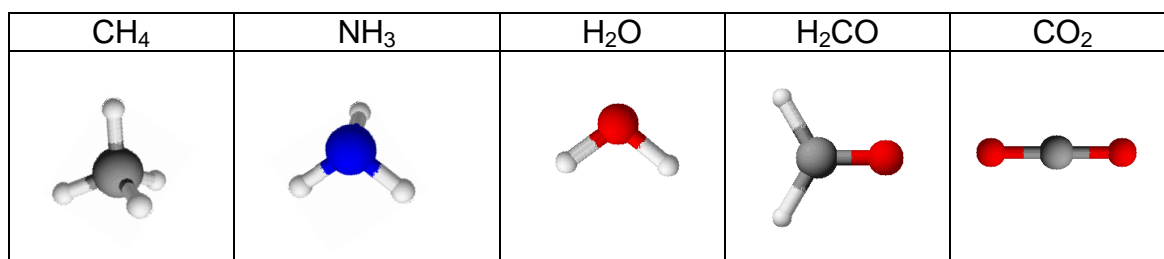
Da die Elektronenwolken in eine bestimmte Raumrichtung weisen, ist die Atombindung im Gegensatz zur Ionenbindung räumlich gerichtet. Die Moleküle weisen deshalb bestimmte Raumstrukturen auf:

Beispiele für Molekülstrukturen:

CH ₄ -Molekül	tetraedrisch
NH ₃ -Molekül	pyramidal
H ₂ O-Molekül	gewinkelt

↓
Abnahme des Bindungswinkels
aufgrund des größeren Raumbedarfs und der
stärkeren Abstoßung der nicht bindenden e⁻-
Paare

H ₂ CO-Molekül	trigonal-planar
CO ₂ -Molekül	linear



1.3 Die polare Atombindung

In einer polaren Atombindung ist die Ladungsverteilung asymmetrisch. Ursache ist die unterschiedliche **Elektronegativität** der Bindungspartner.

Elektronegativität (EN)	Maß für die Fähigkeit eines Atoms, im Atomverband Elektronen anzuziehen. Die EN steigt innerhalb einer Periode von links nach rechts und sinkt innerhalb einer Gruppe von oben nach unten. Das F-Atom hat die höchste EN: 4,0.
-------------------------	--

Beispiel: $\text{H} \longrightarrow \overline{\text{Cl}}$

Das bindende Elektronenpaar befindet sich näher am Cl-Atom.

Die an der Bindung beteiligten Atome erhalten dadurch Teilladungen:

Das H-Atom ist partiell positiv (δ^+), das Cl-Atom partiell negativ (δ^-) geladen.

Das HCl-Molekül ist ein **Dipol**.

Dipol	Molekül mit asymmetrischer Ladungsverteilung, das aber als Ganzes elektrisch neutral ist.
-------	---

Voraussetzungen für den Dipolcharakter eines Moleküls:

- Hohe EN-Differenz (ΔEN) der Bindungspartner
- asymmetrischer Molekülbau, so dass die Ladungsschwerpunkte der positiven und negativen Teilladung nicht zusammenfallen

Weitere Beispiele:

NH ₃ -Molekül	Dipol	Hohe ΔEN der Bindungspartner, pyramidaler Bau des Moleküls \rightarrow die Ladungsschwerpunkte der positiven und negativen Teilladung fallen nicht zusammen
H ₂ O-Molekül	Dipol	Hohe ΔEN der Bindungspartner, gewinkelter Bau des Moleküls \rightarrow die Ladungsschwerpunkte der positiven und negativen Teilladung fallen nicht zusammen
CCl ₄ -Molekül	kein Dipol	ΔEN der Bindungspartner vorhanden, aber tetraedrischer Molekülbau \rightarrow die Ladungsschwerpunkte der positiven und negativen Teilladung fallen zusammen

1.4 Zwischenmolekulare Kräfte

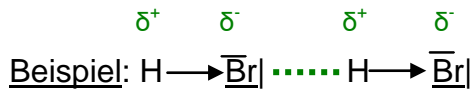
- **Van-der-Waals-Kräfte:**

Elektrostatische Anziehungskräfte zwischen spontanen und induzierten Dipolen (unpolaren Molekülen)

Beispiele: I₂, Br₂, CH₄

- **Dipol-Dipol-Wechselwirkungen:**

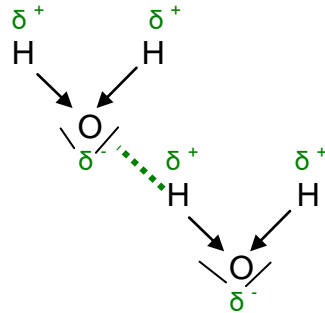
Elektrostatische Anziehungskräfte zwischen permanenten Dipolen (polaren Molekülen)



- **Wasserstoffbrücken:**

Wechselwirkungen zwischen einem partiell positiv geladenen H-Atom (gebunden an ein N-, O- oder F-Atom) des einen Moleküls mit einem freien Elektronenpaar eines partiell negativ geladenen Atoms des Nachbarmoleküls

Beispiel:



- **Dipol-Ionen-Kräfte:**

Wechselwirkung von Dipol-Molekülen mit Ionen

Beispiel: Bildung von Hydrathüllen um Ionen

Einfluss zwischenmolekularer Kräfte auf die Stoffeigenschaften

- **Einfluss auf den Aggregatzustand**

Starke zwischenmolekulare Kräfte → starke Anziehungskräfte zwischen den Teilchen → hoher Energieaufwand zur Trennung der Teilchen → Hohe Schmelz- und Siedepunkte

- **Einfluss auf die Löslichkeit**

„Ähnliches löst sich in Ähnlichem“.

Beispiele:

Salze (ionische Stoffe) lösen sich gut in Wasser (polares Lösungsmittel)

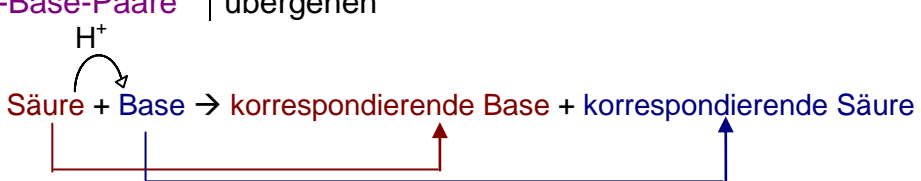
Iod (unpolarer Stoff) löst sich gut in Hexan (unpolares Lösungsmittel)

2. Protonenübergänge

2.1 Saure und alkalische Lösungen

Saure Lösung	Wässrige Lösung, die H_3O^+ -Ionen enthält Beachte: Nicht jede Säure ist eine saure <i>Lösung!</i>
Lauge = alkalische (basische) Lösung	Wässrige Lösung, die OH^- -Ionen enthält
Hydroxid	Salz mit OH^- -Ionen als Anionen

2.2 Das Säure-Base-Konzept nach Brönsted

Säuren	Protonendonatoren
Basen	Protonenakzeptoren
Protolyse	Protonenübergang von einer Säure zu einer Base
korrespondierende Säure-Base-Paare	Säure-Base-Paare, die durch Protonenübergang ineinander übergehen 
Ampholyte	Stoffe, die je nach Reaktionspartner als Säure oder als Base reagieren können Beispiele: H_2O , HSO_4^-
Neutralisation	Reaktion der H_3O^+ -Ionen einer sauren Lösung mit den OH^- -Ionen einer basischen Lösung zu Wasser $\text{Säure} + \text{Base} \rightarrow \text{Salz} + \text{Wasser}$

Wichtige Säuren:

Säure		Säurerest-Ion	
Name	Formel	Name	Formel
Schwefelsäure	H_2SO_4	Hydrogensulfat-Ion	HSO_4^-
		Sulfat-Ion	SO_4^{2-}
Schweflige Säure	H_2SO_3	Hydrogensulfit-Ion	HSO_3^-
		Sulfit-Ion	SO_3^{2-}
Salpetersäure	HNO_3	Nitrat-Ion	NO_3^-
Salpetrige Säure	HNO_2	Nitrit-Ion	NO_2^-
Phosphorsäure	H_3PO_4	Dihydrogenphosphat-Ion	H_2PO_4^-
		Hydrogenphosphat-Ion	HPO_4^{2-}
		Phosphat-Ion	PO_4^{3-}
Kohlensäure	H_2CO_3	Hydrogencarbonat-Ion	HCO_3^-
		Carbonat-Ion	CO_3^{2-}
Hydrogenchlorid	HCl	Chlorid-Ion	Cl^-

Wichtige Laugen:

Natronlauge: Lösung von NaOH in Wasser

Kalilauge: Lösung von KOH in Wasser

Kalkwasser: Lösung von Ca(OH)_2 in Wasser

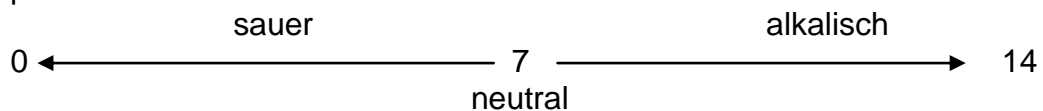
2.3 Der pH-Wert

Der pH-Wert ist ein Maß für den Säuregrad einer Lösung.

$$\text{pH} = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

Beispiel: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-2} \text{ mol/l} \Rightarrow \text{pH} = 2$

pH-Skala:



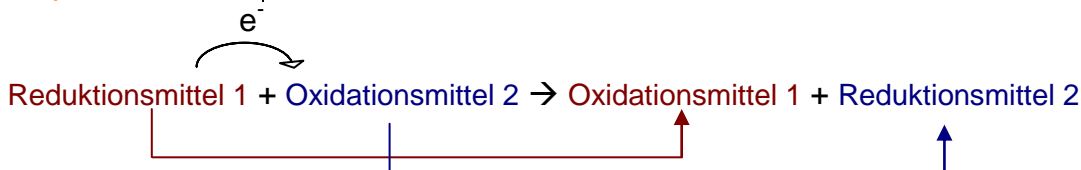
2.4 Die Neutralisationstiteration

Titration	Verfahren zur Bestimmung der Stoffmengenkonzentration einer Lösung
Neutralisationstiteration	Bestimmung der unbekanntes Konzentration einer Säure (oder Lauge) mit Hilfe einer Lauge (oder Säure) bekannter Konzentration
Äquivalenzpunkt	pH-Wert, an dem äquivalente Stoffmengen Säure und Base vorliegen
Indikator	Farbstoff, der den pH-Wert von Lösungen durch seine Farbe anzeigt

Durchführung einer Neutralisationstiteration:

Man tropft zu einem vorgelegten Volumen an Säure (Lauge) unbekannter Stoffmengenkonzentration solange Lauge (Säure) bekannter Konzentration, bis der Äquivalenzpunkt erreicht ist. Der Äquivalenzpunkt wird durch den Farbumschlag eines zugesetzten Indikators erkannt.

3. Elektronenübergänge

Oxidation	Aufnahme von Sauerstoff, Abgabe von Elektronen, Erhöhung der Oxidationszahl
Reduktion	Abgabe von Sauerstoff, Aufnahme von Elektronen, Erniedrigung der Oxidationszahl
Oxidationsmittel	Stoff, der Sauerstoff abgibt, Elektronen aufnimmt (e ⁻ -Akzeptor), selbst reduziert wird
Reduktionsmittel	Stoff, der Sauerstoff aufnimmt, Elektronen abgibt (e ⁻ -Donator), selbst oxidiert wird
Redoxreaktion	Koppelung von Reduktion und Oxidation
Korrespondierendes Redoxpaar	Reduktionsmittel und das aus ihm entstehende Oxidationsmittel 
Oxidationszahl (OZ)	Die Oxidationszahl eines Atoms in einem Molekül oder Molekül-Ion ist die Ladungszahl eines fiktiven Ions, das man dadurch erhält, dass man die Elektronenpaare der Atombindungen dem jeweils elektronegativeren Partner zuordnet.

Regeln zur Bestimmung von Oxidationszahlen

1. Die Oxidationszahl eines Atoms in einem Element ist immer Null.
2. Bei einatomigen Ionen ist die Oxidationszahl gleich der Ionenladung.
3. In Verbänden aus verschiedenen Atomen gelten folgende Regeln, die in der angegebenen Reihenfolge anzuwenden sind:
 - a) Metallatome haben in Verbindungen immer positive Oxidationszahlen, das Fluor-Atom hat in Verbindungen immer die Oxidationszahl -I.
 - b) Das H-Atom hat in Verbindungen mit Nichtmetallen die Oxidationszahl +I.
 - c) Das O-Atom hat in den meisten Verbindungen die Oxidationszahl -II (in Peroxiden -I).
 - d) Halogenatome erhalten in Verbindungen die Oxidationszahl -I (soweit sich nicht durch die vorstehenden Regeln eine andere Oxidationszahl ergibt).
4. Die Summe der Oxidationszahlen eines neutralen Moleküls ist Null, die Summe der Oxidationszahlen eines mehratomigen Ions ist gleich der Ladung dieses Ions.

Aufstellung einer Redoxgleichung

Beispiel: Eisen(III)-oxid reagiert mit Kohlenstoffmonoxid zu Eisen und Kohlenstoffdioxid

I. Anschreiben der Edukte und Produkte ohne Koeffizienten:



II. Ermittlung der Oxidationszahlen:



III. Zerlegung in Teilgleichungen:

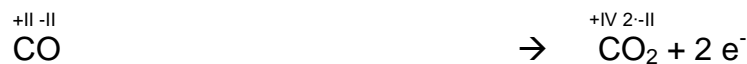
1. Oxidation

a) Anschreiben des Edukts und Produkts mit Oxidationszahlen



eventuell Richtigstellung der Koeffizienten bei den Atomen, bei denen sich die OZ ändert

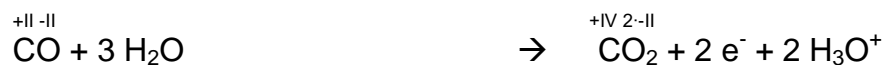
b) Ausgleich der Änderung der OZ durch Elektronen



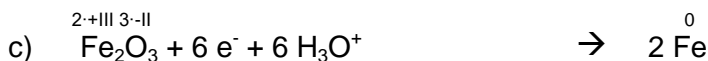
c) Ausgleich der Ladungsbilanz (im sauren Medium durch H_3O^+ -Ionen, im alkalischen Medium durch OH^- -Ionen)



d) Ausgleich der Atombilanz mit H_2O -Molekülen



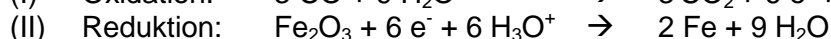
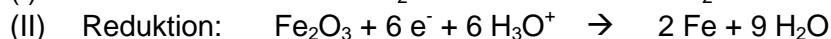
2. Reduktion: Vorgehen wie unter „Oxidation“ beschrieben



Ladungsausgleich mit den gleichen Ionen wie bei der Oxidation!



3. Summation der Teilgleichungen für Oxidation und Reduktion (nach Multiplikation mit entsprechendem Faktor, so dass in der Gesamtgleichung keine e^- mehr auftreten):



4. Reaktionsverhalten organischer Verbindungen

Definition: Die organische Chemie ist die Chemie der Kohlenstoffverbindungen mit Ausnahme von CO, CO₂, Kohlensäure und ihren Salzen.

4.1 Kohlenwasserstoffe

Definition: Kohlenwasserstoffe sind Verbindungen, die nur aus C- und H-Atomen aufgebaut sind.

4.1.1 Einteilung



Gesättigte Kohlenwasserstoffe enthalten nur Einfachbindungen und damit die maximal mögliche Zahl an H-Atomen, ungesättigte Kohlenwasserstoffe haben Mehrfachbindungen und damit ein Defizit an H-Atomen.

4.1.2 Molekülstruktur

	Anordnung der Bindungspartner um das C-Atom	Bindungswinkel	
C-C-Einfachbindung	tetraedrisch	109°	→ Zickzackform längerer C-Ketten
C=C-Doppelbindung	trigonal-planar	120°	→ Keine freie Drehbarkeit um die C=C-Bindungsachse
C≡C-Dreifachbindung	linear	180°	

4.1.3 Homologe Reihe

Definition: Eine homologe Reihe ist eine Verbindungsreihe, in der sich jede Verbindung von der folgenden durch die gleiche Atomgruppe unterscheidet.

Die aufeinander folgenden Glieder der Alkane und Alkene unterscheiden sich jeweils durch eine CH₂-Gruppe.

Alkane:	C_nH_{2n+2} (n = 1,2,3)	Alkene:	C_nH_{2n}
Methan	CH ₄		
Ethan	H ₃ C-CH ₃	Ethen	H ₂ C=CH ₂
Propan	H ₃ C-CH ₂ -CH ₃	Propen	H ₂ C=CH-CH ₃
Butan	H ₃ C-CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	But-1-en	H ₂ C=CH-CH ₂ -CH ₃
etc.			

4.1.4 Nomenklatur

Nomenklaturregeln für Alkane

- Die längste Kohlenstoffkette im Molekül ist die Hauptkette:
Die Zahl der Kettenglieder des C-Grundgerüsts ergibt den Grundnamen des betreffenden Alkans.
Die Nummerierung wird so durchgeführt, dass Verzweigungen (bzw. Substituenten) eine möglichst niedrige Nummer erhalten
Bei mehreren Ketten gleicher Länge gilt: Hauptkette ist die Kette mit den meisten Seitenketten.
- Die Namen der Seitenketten werden entsprechend der Zahl der C-Atome gebildet und die Endsilbe *-an* durch *-yl* ersetzt.
- Gleiche Alkylreste werden durch die Silben di-, tri-, tetra-, penta- usw. zusammengefasst.
- Die Stellung der Seitengruppen wird durch arabische Ziffern angegeben, die sich aus der Nummerierung der C-Atome in der längsten Kohlenstoffkette ergeben. Dabei erhält der alphabetisch vorrangige Substituent die niedrigere Ziffer.
- Die Seitengruppen werden in alphabetischer Reihenfolge *ohne Berücksichtigung der Zahlwörter* genannt (*Ethyl-* hat z.B. Vorrang vor *Dimethyl-*).
Substituenten werden dem Namen des Kohlenwasserstoffs vorangestellt, zusammen mit der Ziffer, welche die Position am betreffenden C-Atom angibt.

Nomenklaturregeln für ungesättigte Kohlenwasserstoffe

- Kohlenwasserstoffe mit Doppelbindung erhalten die Endung *-en*, Kohlenwasserstoffe mit Dreifachbindung die Endung *-in*.
- Die Lage der Mehrfachbindung wird durch die Nummer desjenigen C-Atoms gekennzeichnet, von dem aus sich die Mehrfachbindung zum nächst höheren C-Atom erstreckt. Diese Nummer wird unmittelbar vor die Endung *-en* bzw. *-in* geschrieben.
- Die Nummerierung der C-Atome beginnt an dem der C-C-Doppelbindung am nächsten liegenden Molekülende.

4.1.5 Physikalische Eigenschaften der Alkane

Siedepunkte

Allgemein gilt: Starke zwischenmolekulare Kräfte → hoher Siedepunkt

Alkanmoleküle sind unpolar →

Zwischenmolekulare Kräfte: Van-der Waals-Kräfte

Van-der Waals-Kräfte nehmen mit der Moleküloberfläche zu. →

- Bei unverzweigten Alkanen steigen die Siedepunkte mit der Kettenlänge der Moleküle.
- Bei verzweigten isomeren Alkanen werden die Oberfläche und somit die Siedepunkte mit zunehmender Verzweigung kleiner.

Löslichkeit

Alkanmoleküle sind hydrophob. →

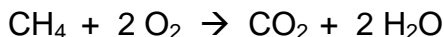
- Mischbarkeit mit unpolaren Stoffen, da Wechselwirkungen der Moleküle untereinander (van der Waals-Kräfte) möglich
- keine Mischbarkeit mit polaren Stoffen, da keine Wechselwirkungen der Moleküle untereinander möglich.

4.1.6 Chemisches Verhalten der Kohlenwasserstoffe

Brennbarkeit

Verbrennung zu CO₂ und H₂O

Beispiel: Verbrennung von Methan:

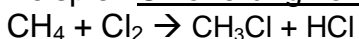


Radikalische Substitution von Alkanen

Substitution	Ersatz eines Atoms oder einer Atomgruppe in einem Molekül durch andere Atome oder Atomgruppen
Radikal	Reaktives Teilchen mit einem ungepaarten Elektron, z. B.: ·CH ₃ (Alkylradikal), Cl· (Chlor-Radikal)

Bei der Halogenierung von Alkanen werden H-Atome durch Halogenatome ersetzt.

Beispiel: Chlorierung von Methan



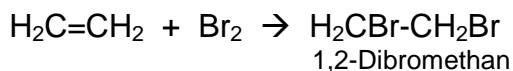
Weitere Reaktionsprodukte: CH₂Cl₂, CHCl₃, CCl₄

Elektrophile Addition an Alkene

Addition	Anlagerung von Atomen oder Atomgruppen an ungesättigte Moleküle unter Aufspaltung einer Mehrfachbindung
Elektrophil	Teilchen mit Elektronenmangel oder positiver (Teil-)Ladung
Nucleophil	Teilchen mit Elektronenüberschuss oder negativer (Teil-)Ladung

Bei der Halogenierung von Alkenen werden Halogenmoleküle an die C=C-Doppelbindung addiert.

Beispiel: Bromierung von Ethen



Entfärbung von Bromwasser: Nachweis für C=C

4.2 Sauerstoffhaltige organische Verbindungen

4.2.1 Alkohole

Funktionelle Gruppe: **Hydroxygruppe (OH-Gruppe)**

Struktur: R-OH (R = Kohlenwasserstoffrest)

Funktionelle Gruppe	Atomgruppe in organischen Molekülen, die die Eigenschaften dieser Verbindungsklasse wesentlich bestimmt
----------------------------	---

a) Einteilung

- Nach Anzahl der OH-Gruppen:

Einwertige Alkohole enthalten 1 OH-Gruppe,

z. B. C₂H₅OH: Ethanol.

Mehrwertige Alkohole enthalten mehrere OH-Gruppen,

z. B. H₂COH-CHOH-CH₂OH: Propan-1,2,3-triol (Glycerin).

- Nach Stellung der OH-Gruppen:

Das C-Atom, das die OH-Gruppe trägt, ist mit

1 weiteren C-Atom verbunden → Primärer Alkohol: RCH₂-OH

2 weiteren C-Atomen verbunden → Sekundärer Alkohol: R₂CH-OH

3 weiteren C-Atomen verbunden → Tertiärer Alkohol: R₃C-OH

b) Homologe Reihe der Alkanole

Alkanole = Alkohole, die von Alkanen abgeleitet werden

Methanol:	CH ₃ OH	Allgemeine Formel: C _n H _{2n+1} OH
Ethanol:	C ₂ H ₅ OH	
Propan-1-ol:	C ₃ H ₇ OH	
Butan-1-ol:	C ₄ H ₉ OH	
etc.		

c) Nomenklaturregeln für Alkohole

- Alkohole mit endständiger OH-Gruppe:

Name des entsprechenden Kohlenwasserstoffs + Endung „ol“

- Alkohole mit nicht endständiger OH-Gruppe:

Positionsnummer der OH-Gruppe durch möglichst kleine Ziffer vor der Endung „ol“ angeben.

Die OH-Gruppe ist bei der Nummerierung vorrangig.

Reihenfolge der funktionellen Gruppen im Namen: -en, -in, -ol.

- Alkohole mit mehreren OH-Gruppen:

„di-“, „tri-“, „tetra-“, ... vor die Endung „ol“ setzen

d) Physikalische Eigenschaften der Alkohole

	$\text{H}_3\text{C}-(\text{CH}_2)_n-$ OH	
	Alkylrest	Hydroxygruppe
Eigenschaften	unpolar, hydrophob	polar, hydrophil
Zwischenmolekulare Wechselwirkungen	Van-der-Waals-Kräfte	H-Brücken

→ Höhere Siedepunkte und bessere Wasserlöslichkeit als bei Alkanen

→ Mit zunehmender Länge des Alkylrests:

Anstieg der Siedepunkte,

Abnahme der H_2O -Löslichkeit,

Zunahme der Löslichkeit in unpolaren Lösungsmitteln

→ Mit zunehmender Zahl an OH-Gruppen:

Anstieg der Siedepunkte,

Zunahme der Wasserlöslichkeit,

Abnahme der Löslichkeit in unpolaren Lösungsmitteln

e) Oxidation der Alkohole

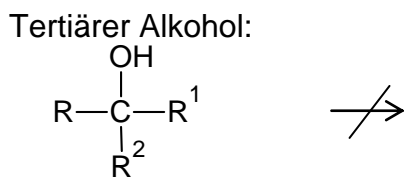
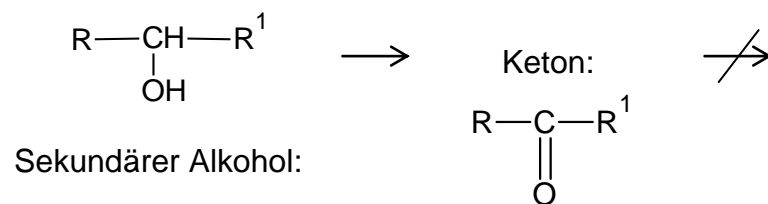
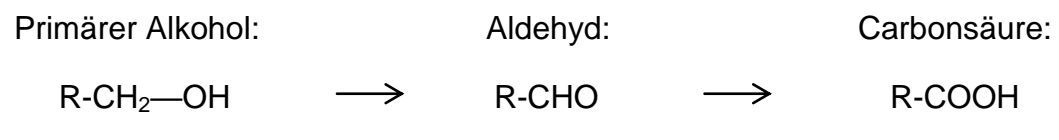
Festlegung der Oxidationszahlen in organischen Verbindungen

Man erhält die Oxidationszahl jedes einzelnen C-Atoms in einer organischen Verbindung, indem man die Oxidationszahlen seiner Bindungspartner addiert und die Summe mit -1 multipliziert.

Oxid.zahl:	Gebundenes H-Atom:	+1
	Gebundenes C-Atom:	0
	1fach gebundenes Heteroatom:	-1
	2fach gebundenes Heteroatom:	-2
	3fach gebundenes Heteroatom:	-3

Bei kettenförmigen organischen Verbindungen legt man die Oxidationszahl des C-Atoms fest, das die höchste Oxid.zahl besitzt.

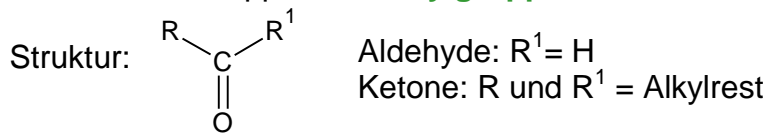
Oxidationsprodukte von Alkoholen



Oxidationsmittel: Schwefelsaure KMnO_4 -Lösung oder
schwefelsaure $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ -Lösung

4.2.2 Carbonylverbindungen

Funktionelle Gruppe: **Carbonylgruppe C=O**



a) Homologe Reihen

Alkanale		Alkanone	
Methanal	H-CHO		
Ethanal	H ₃ C-CHO		
Propanal	H ₅ C ₂ -CHO	Propanon:	H ₃ C-CO-CH ₃
Butanal	H ₇ C ₃ -CHO	Butanon:	H ₃ C-CO-C ₂ H ₅
Pentanal	H ₉ C ₄ -CHO	Pentan-2-on:	H ₃ C-CO-C ₃ H ₇
etc.		etc.	
Benennung: Name des entsprechenden Alkans + Endung			
„al“		„on“	

b) Physikalische Eigenschaften

Polare C=O-Gruppe → ermöglicht

- Dipol-Dipol-Wechselwirkungen untereinander und
- H-Brücken zu H₂O

Siedepunkte

	Zwischenmolekulare Kräfte	Bei Verbindungen vergleichbarer Molekülmasse: Anstieg der Siedepunkte
Alkane	Nur van-der-Waals-Wechselwirkungen	
Alkanale Alkanone	Van-der-Waals-Wechselwirkungen + Dipol-Dipol-Wechselwirkungen	
Alkanole	Van-der-Waals-Wechselwirkungen + H-Brücken	

Löslichkeit

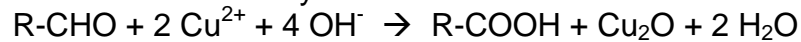
Alle Alkanale und Alkanone sind in unpolaren Lösungsmitteln löslich.
Kurzketige Alkanale und Alkanone sind wasserlöslich.

c) Nachweisreaktionen für Aldehyde

Fehling-Probe

Bildung eines orangefarbenen Niederschlags mit Fehlingscher Lösung beim Erhitzen: Reduktion von Cu^{2+} zu Cu_2O im Alkalischen,

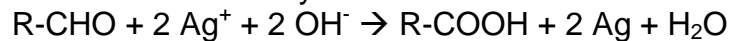
Oxidation des Aldehyds zur Carbonsäure



Silberspiegel-Probe

Bildung eines Silberspiegels beim Erwärmen mit ammoniakalischer AgNO_3 -Lösung: Reduktion von Ag^+ zu Ag ,

Oxidation des Aldehyds zur Carbonsäure

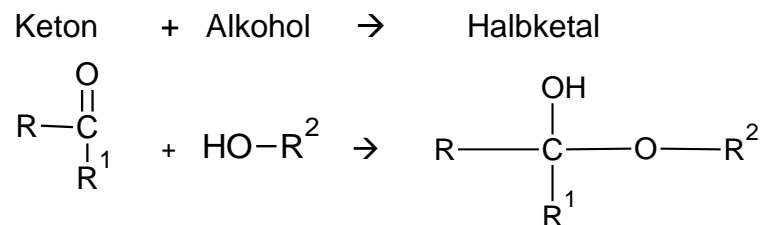
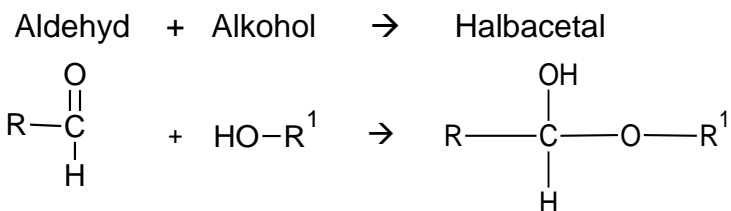


d) Nucleophile Addition an die Carbonylgruppe

Donator-Akzeptor-Reaktion:

Elektronenakzeptor = Carbonylgruppe

Elektronendonator = Nucleophil, z. B. Alkohol



4.2.3 Carbonsäuren

Funktionelle Gruppe = **Carboxygruppe: -COOH**
Struktur: R-COOH

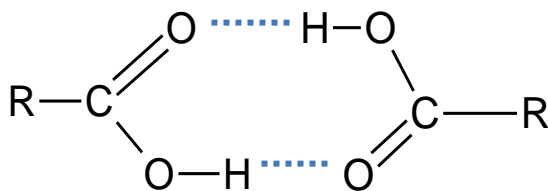
a) Homologe Reihe der Alkansäuren

Methansäure: H-COOH
Ethansäure: H₃C-COOH
Propansäure: H₅C₂-COOH
Butansäure: H₇C₃-COOH
etc.

Benennung: Name des entsprechenden Alkans + Endung "säure"

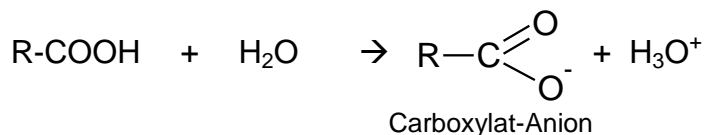
b) Physikalische Eigenschaften

Siedepunkte noch höher als bei Alkoholen aufgrund Dimerisation und Ausbildung von H-Brücken:



c) Chemische Eigenschaften

Carbonsäuren reagieren (schwach) sauer:



Ursachen der sauren Reaktion:

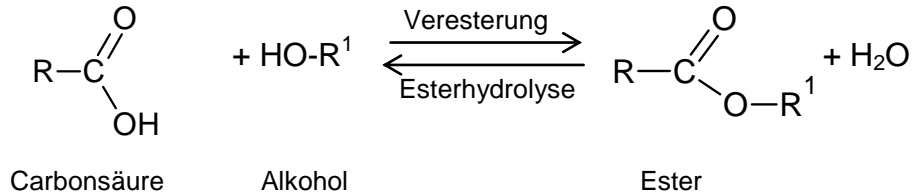
- Erhöhte Polarität der O-H-Bindung in der Carboxygruppe aufgrund Polarisierung durch das Carbonyl-O-Atom → erleichterte H⁺-Abgabe
- Stabilisierung des Carboxylat-Anions aufgrund Delokalisation der negativen Ladung

4.2.4 Carbonsäureester

Funktionelle Gruppe: $\text{—}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{—O—}$

Struktur: $\text{R—}\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}\text{—O—R}^1$

Das Ester-Gleichgewicht:



Benennung von Estern:

Name der Säure + Name des Alkylrests des Alkohols + Endung „ester“

Veresterung und Esterhydrolyse sind **umkehrbare (reversible) Reaktionen**

→ Einstellung des Ester-Gleichgewichts:

Im Gleichgewichtszustand werden pro Zeiteinheit genauso viele Estermoleküle gebildet wie gespalten, Hin- und Rückreaktion laufen gleich schnell ab.

4.2.5 Übersicht über sauerstoffhaltige organische Verbindungen

Stoffklasse		Funktionelle Gruppe	
Alkohole	R-OH	Hydroxygruppe	-OH
Aldehyde	R-CHO	Aldehydgruppe	-CHO
Ketone	R-CO-R'	Carbonylgruppe	$\begin{array}{l} \diagup \\ \text{C=O} \\ \diagdown \end{array}$
Carbonsäuren	R-COOH	Carboxygruppe	-COOH
Carbonsäureester	R-COOR'	Estergruppe	$\begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C} \\ \\ \text{O} \end{array}$

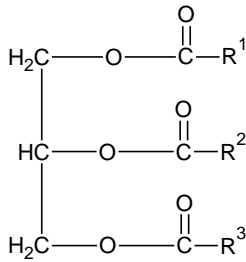
5. Biomoleküle

Biomoleküle sind organische Moleküle, die in Lebewesen vorkommen.

5.1 Fette

Fette sind Ester aus Glycerin (Propan-1,2,3-triol) und Fettsäuren (langkettigen Carbonsäuren).

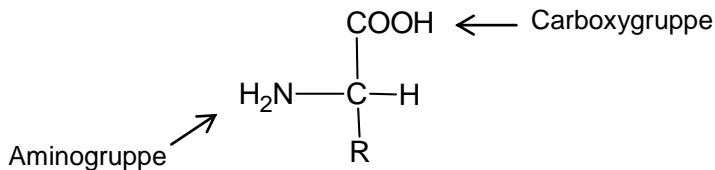
5.1.1 Struktur



5.2 Proteine

5.2.1 Aminosäuren als Bausteine der Proteine

Allgemeine Formel einer Amino(carbon)säure:

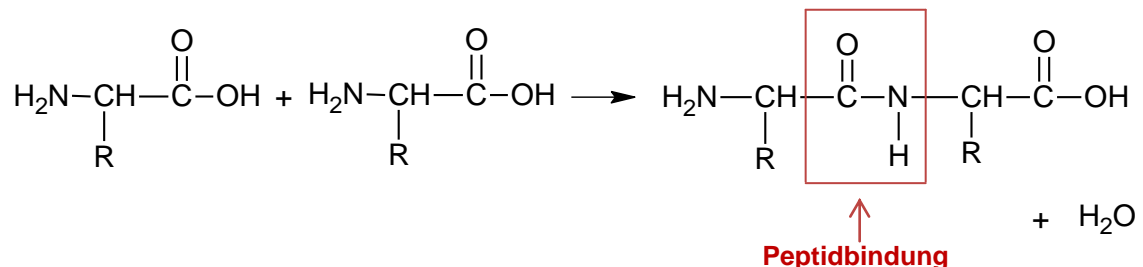


Proteine bestehen aus α -Aminosäuren: Die Aminogruppe befindet sich an dem der Carboxygruppe benachbarten C-Atom (α -C-Atom).

In natürlichen Proteinen kommen 20 verschiedene Aminosäuren vor, die sich in ihren Resten R unterscheiden.

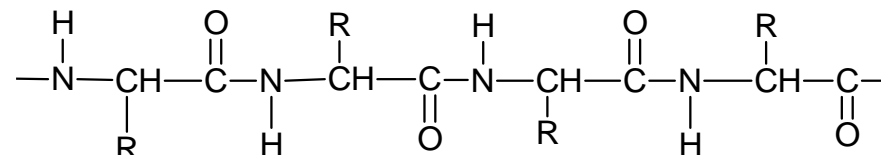
5.3.2 Peptide und Proteine

Zwei Aminosäuren werden unter Kondensation zu einem Dipeptid verknüpft:



Seitenketten sind an der Kondensation nicht beteiligt.

Durch fortgesetzte Kondensation entstehen Polypeptide bzw. Proteine (Proteine = Polypeptide, die eine biologische Funktion besitzen):



5.2 Kohlenhydrate

5.2.1 Einteilung

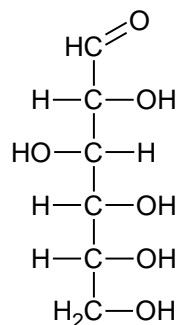
- **Monosaccharide** (Einfachzucker)
Zucker sind Polyhydroxyaldehyde oder Polyhydroxyketone.
Beispiele: Glucose, Fructose
- **Disaccharide** (Zweifachzucker)
Beispiele: Saccharose, Maltose
- **Polysaccharide** (Vielfachzucker)
Beispiele: Stärke, Cellulose

5.2.2 Glucose

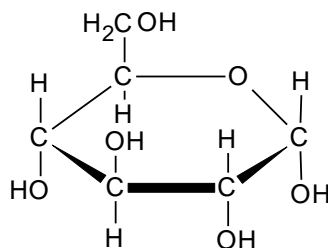
Summenformel: $C_6H_{12}O_6$

Glucose gehört zu den Polyhydroxyaldehyden.

Offenkettige Form:

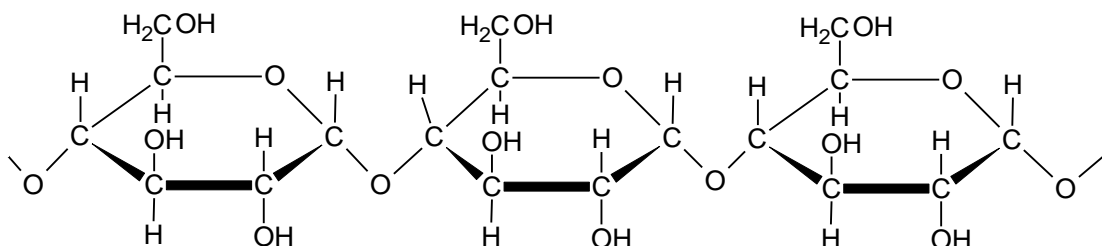


Die Ringform, in der das Glucose-Molekül meistens vorliegt, entsteht durch intramolekulare Halbacetalbildung zwischen der Aldehydgruppe an C_1 und der OH-Gruppe an C_5 .



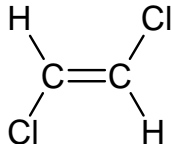
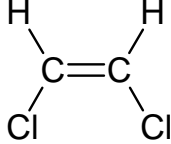
5.2.3 Stärke

Das Stärkemolekül entsteht in einer Kondensationsreaktion aus vielen Glucose-Molekülen, die unter Abspaltung von H_2O miteinander verknüpft werden.



6 Isomerieformen

Konstitutionsisomerie (Strukturisomerie)		
Unterschiedliche Verknüpfung der Atome bei gleicher Summenformel		
Gerüstisomerie	Stellungsisomerie (Positionsisomerie)	Funktionelle Isomerie
Unterschiedlicher Aufbau des Kohlenstoffgerüsts	Unterschiedliche Stellung funktioneller Gruppen in der C-Kette (oder im Ring)	Isomere besitzen unterschiedliche funktionelle Gruppen
<u>Beispiel:</u> Isomere Butane $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ $\text{H}_3\text{C}-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$	<u>Beispiele:</u> Isomere Butanole $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH}$ $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CHOH}-\text{CH}_3$ Isomere Butene $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2$ $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$	<u>Beispiel:</u> Propanal – Propanon $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\text{C}}-\text{H}$ $\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\text{C}}-\text{CH}_3$

Konfigurationsisomerie
Verschiedene räumliche Anordnung der Substituenten bei gegebener Konstitution
<u>Beispiel: E/Z-Isomerie</u>
<p>E-</p>  <p>Z-</p> 
1,2-Dichlorethen

7. Formelschreibweisen für organische Moleküle

Die **Summenformel** gibt Art und Anzahl der im Molekül enthaltenen Atome an.

In der **strukturierten Summenformel** wird die funktionelle Gruppe hervorgehoben.


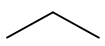
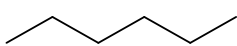
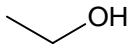

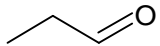
In **Halbstrukturformeln** (vereinfachten Strukturformeln) werden je nach Bedarf Formelteile wie in Summenformeln zusammengefasst.

In **Skelettformeln** werden die Atomsymbole der C-Atome nicht dargestellt und die H-Atome ganz weggelassen. Für längere Alkylreste ergibt sich dabei aufgrund der tetraedrischen Anordnung der Substituenten am C-Atom eine Zickzackform, bei der jeder Strich für eine C-C-Einfachbindung steht. Somit bedeuten alle unbeschrifteten Enden eines Bindungsstriches und jeder Knick ein C-Atom.

Doppelbindungen werden mit 2 Strichen, Dreifachbindungen mit 3 Strichen gezeichnet.

Funktionelle Gruppen bzw. Heteroatome werden als solche gezeichnet.

Beispiele:

Summenformel	Strukturierte Summenformel	Halbstrukturformel	Skelettformel
C_2H_6		H_3C-CH_3	
C_3H_8		$H_3C-CH_2-CH_3$	
C_6H_{12}		$H_3C-(CH_2)_4-CH_3$	
C_2H_6O	H_5C_2-OH	H_3C-CH_2-OH	
C_2H_6O	$H_3C-O-CH_3$		
C_3H_6O	H_5C_2-CHO	H_3C-CH_2-CHO	
$C_3H_6O_2$	H_5C_2-COOH	H_3C-CH_2-COOH	