

Grundwissen Chemie 10. Jahrgangsstufe SG / MuG

Der räumliche Bau von Molekülen

Orbitalmodell: Ein Atomorbital beschreibt den Bereich, in dem sich ein Elektron mit der höchsten Wahrscheinlichkeit aufhält. In einem Orbital befinden sich maximal zwei Elektronen.

VSEPR-Modell

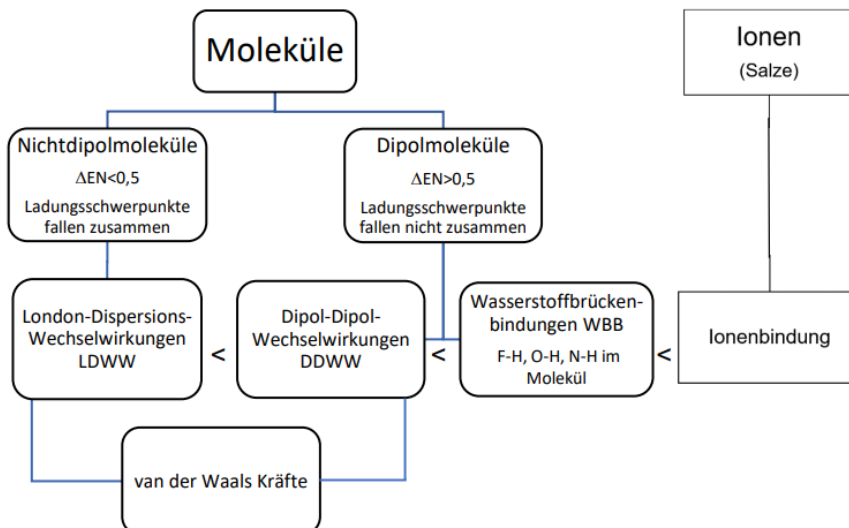
Summenformel	Geometrie	Winkel	
CO ₂	$\overline{\text{O}}=\text{C}=\overline{\text{O}}$ linear	180°	} 2 e ⁻ -Paare
SO ₃	 trigonal planar	120°	
SO ₂	 gewinkelt	119,5°	} 3 e ⁻ -Paare
CH ₄	 tetraedrisch	109,5°	
NH ₃	 (trigonal pyramidal)	107,3°	} 4 e ⁻ -Paare
H ₂ O	 gewinkelt	104,5°	

Elektronegativität: Die EN ist ein relatives Maß für die Anziehungskraft, die ein Atom auf ein bindendes Elektronenpaar ausübt. Die Elektronegativitätsdifferenz ΔEN gibt Auskunft darüber, wie polar eine Elektronenpaarbindung ist: je größer ΔEN , desto polarer ist die Bindung.

Dipole: Ein Molekül ist ein Dipol, wenn die Anordnung der polaren Elektronenpaarbindungen zu einer Molekulpolarität führt.

Voraussetzungen: Polare Elektronenpaarbindungen ($\Delta EN > 0,4$, Kennzeichnung mit Partialladungen $\delta+$ und $\delta-$) Ladungsschwerpunkte fallen nicht zusammen

Zwischenmolekulare Kräfte

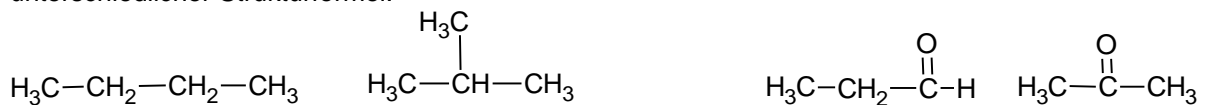


Organische Verbindungen

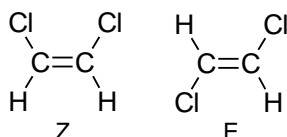
Stoffgruppe	Strukturmerkmal / funktionelle Gruppe	Beispiel
Alkane (gesättigte Kohlenwasserstoffe)	Nur Einfachbindungen	Ethan $\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
Alkene (ungesättigte Kohlenwasserstoffe)	Doppelbindung	Ethen $\begin{array}{c} \text{H} \quad \quad \text{H} \\ \diagdown \quad / \\ \text{C}=\text{C} \\ / \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \end{array}$
Alkine (ungesättigte KW)	Dreifachbindung	Ethin $\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$
Alkohole / Alkanole	Hydroxygruppe -OH	Ethanol $\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{OH} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
Aldehyde / Alkanale	Aldehydgruppe (Formylgruppe) $\begin{array}{c} \text{O} \\ \diagup \\ \text{C} \\ \diagdown \\ \text{H} \end{array}$	Ethanal $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{H} \end{array}$
Ketone / Alkanone	Ketogruppe (Oxogruppe) $\begin{array}{c} \text{O} \\ \diagup \\ \text{C} \\ \diagdown \\ \text{C} \end{array}$	Propanon $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{CH}_3 \end{array}$
Carbonsäuren / Alkansäuren	Carboxygruppe $\begin{array}{c} \text{O} \\ \diagup \\ \text{C} \\ \diagdown \\ \text{OH} \end{array}$	Ethansäure $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{OH} \end{array}$

Isomerie

Konstitutionsisomere / Strukturisomere sind Verbindungen mit gleicher Summenformel, aber unterschiedlicher Strukturformel.



E/Z-Isomere / Konfigurationsisomere entstehen durch verschiedenartige Anordnung von Atomen / Atomgruppen an der C-C-Doppelbindung, da diese nicht frei drehbar ist.



Wasser

- **Schmelz- und Siedepunktanomalie** aufgrund der Wasserstoffbrückenbindungen
- **Dichteanomalie:** Wasser besitzt seine höchste Dichte bei 4°C ($\rho = 1,0 \text{ g/cm}^3$)
- **Oberflächenspannung des Wassers** aufgrund der starken Wasserstoffbrückenbindungen zwischen den Molekülen

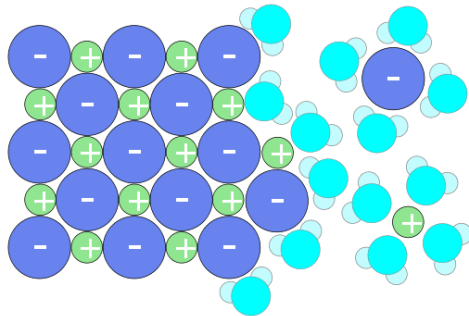
Lösemittel

„**Gleiches löst sich gut in Gleichem**“: In lipophilen (hydrophoben) Lösemitteln (z.B. Heptan) lösen sich Moleküle ohne Dipolcharakter gut. In hydrophilen (lipophilen) Lösemitteln (z.B. Wasser) lösen sich Salze und Dipole gut.

Ein **amphiphiler Stoff** (z.B. Ethanol) löst sich in hydrophilen und lipophilen Lösemitteln. Die Moleküle sind aus einem stark polarisierten und einem nicht polarisierten Molekülbereich aufgebaut.

Der Lösevorgang

Wassermoleküle drängen sich zwischen die Ionen und lösen die einzelnen Ionen aus dem Ionengitter. Hierzu muss die bei der Bildung des Ionengitters freigewordene Gitterenergie aufgebracht werden. Die Ionen werden dann von Wassermolekülen umhüllt. Aufgrund sich ausbildenden Ion-Dipol-Wechselwirkungen entsteht eine Hydrathülle um die Ionen. Die Ionen sind nun frei beweglich. Diesen Vorgang nennt man Hydratation. Hierbei wird Hydratationsenergie frei.



- Gitterenergie < Hydratationsenergie ⇒ Lösevorgang exotherm
- Gitterenergie > Hydratationsenergie ⇒ Lösevorgang endotherm
- Gitterenergie >> Hydratationsenergie ⇒ Salz unlöslich in Wasser

Säure-Base-Reaktionen - Protolysen

Brönsted-Säure: Protonendonator (Voraussetzung: polare H-X-Bindung)

Brönsted-Base: Protonenakzeptor (Voraussetzung: freies Elektronenpaar)

Protolyse: Protonenübergang (reversibel)

Ampholyt: Teilchen, das sowohl Protonen abgeben (= Säure) als auch Protonen aufnehmen kann (= Base)

Korrespondierendes Säure-Base-Paar: Eine Säure und die aus ihr entstehende Base

Indikator: Farbstoffe, die durch ihre Farbe anzeigen, ob eine Lösung sauer, neutral oder basisch ist.

Oxoniumionen: entstehen bei der Reaktion einer Säure mit Wasser: z.B. $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
sind für die Färbung des Indikators „ins Saure“ verantwortlich (BTB: gelb)

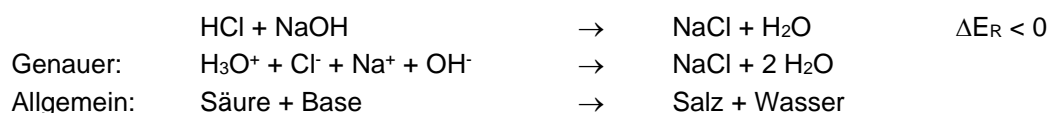
Hydroxidionen: entstehen bei der Reaktion einer Base mit Wasser: z.B. $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
sind für die Färbung des Indikators „ins Basische“ verantwortlich (BTB: blau)

Acidität (Säurestärke): Tendenz eines Teilchens, Protonen abzugeben

pH-Wert: negativer dekadischer Logarithmus der Oxoniumionenkonzentration

1-6: sauer 7: neutral 8-14: basisch

Neutralisation: Bei einer Neutralisation findet ein Protonenübergang von einem Oxoniumion auf ein Hydroxidion unter Bildung von Wassermolekülen statt. Es wird Neutralisationsenergie frei.



Stoffmengenkonzentration: $c(X) = \frac{n(X)}{V}$ Einheit $\left[\frac{\text{mol}}{\text{l}}\right]$

Säure-Base-Titration: Ermittlung der Stoffmenge / Konzentration einer Säure (Base) (= Analysenlösung) durch Neutralisation mit einer Base (Säure) bekannter Konzentration (= Maßlösung). Der Punkt, an dem die Neutralisation vollständig abgelaufen ist, heißt **Äquivalenzpunkt**. Er wird durch den Umschlag der Indikatorfarbe angezeigt.

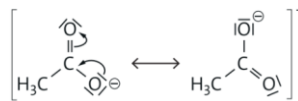
Wichtige Säuren und ihre Anionen

Säure	Formel	1. Anion	Formel	2. Anion	Formel	3. Anion	Formel
Schwefelsäure	H ₂ SO ₄	Hydrogensulfation	HSO ₄ ⁻	Sulfation	SO ₄ ²⁻		
Schweflige Säure	H ₂ SO ₃	Hydrogensulfition	HSO ₃ ⁻	Sulfition	SO ₃ ²⁻		
Salpetersäure	HNO ₃	Nitration	NO ₃ ⁻				
Salpetrige Säure	HNO ₂	Nitrition	NO ₂ ⁻				
Kohlensäure	H ₂ CO ₃	Hydrogencarbonation	HCO ₃ ⁻	Carbonation	CO ₃ ²⁻		
Phosphorsäure	H ₃ PO ₄	Dihydrogenphosphation	H ₂ PO ₄ ⁻	Hydrogenphosphation	HPO ₄ ²⁻	Phosphat-ion	PO ₄ ³⁻

Carbonsäuren

Bei Carbonsäuren kann die Hydroxygruppe leichter deprotoniert werden als bei Alkoholen:

- die Carbonylgruppe übt einen Elektronensog auf die Hydroxygruppe aus
- Im Carbonsäureanion ist die negative Ladung auf die ganze Carboxygruppe verteilt, die Elektronen sind delokalisiert → das Acetation ist mesomeriestabilisiert.



Wichtige Basen

Lauge	Summenformel	Ionenschreibweise
Natronlauge	NaOH	Na ⁺ + OH ⁻
Kalilauge	KOH	K ⁺ + OH ⁻
Kalkwasser / Calciumlauge	Ca(OH) ₂	Ca ²⁺ + 2 OH ⁻
Barytwasser / Bariumlauge	Ba(OH) ₂	Ba ²⁺ + 2 OH ⁻
Ammoniak	NH ₃	
Ammoniakwasser / Ammoniumhydroxid	NH ₄ OH	NH ₄ ⁺ + OH ⁻

Redoxreaktionen

Oxidation: Elektronenabgabe

Reduktion: Elektronenaufnahme

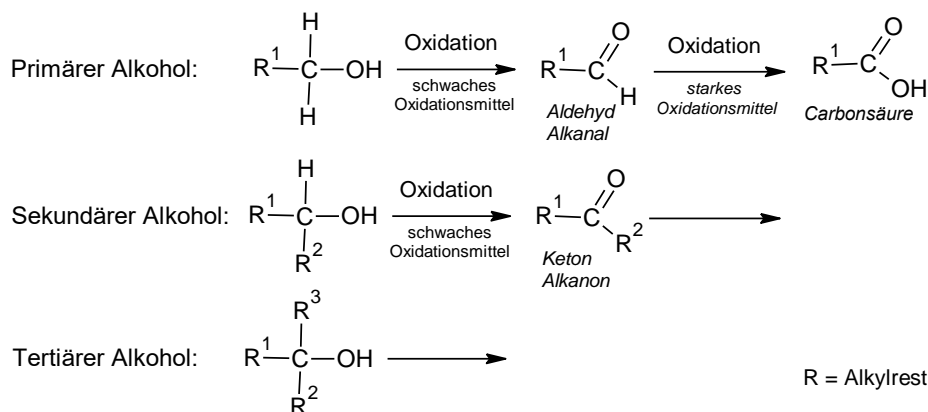
Oxidationsmittel: Teilchen, das ein anderes oxidiert. Es wird dabei selbst reduziert.

Reduktionsmittel: Teilchen, das ein anderes reduziert. Er wird selbst oxidiert.

Redoxreaktion: Elektronenübergang (reversibel)

Oxidationszahl: Hilfsmittel zum Erkennen von Redoxreaktionen: bei einer Oxidation erhöht sich die OZ, bei einer Reduktion verringert sich die OZ

Oxidation von Alkoholen:



Aldehydnachweise:

- Fehling: ziegelroter NS
- Tollens: Silberspiegel
- Schiff: Pinkfärbung

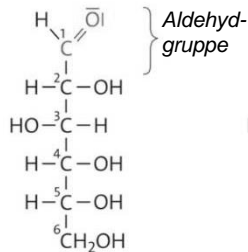
Nukleophil-Elektrophil-Reaktionen

- **Nukleophil:** Teilchen, das sich bevorzugt an positive Molekülbereiche anlagert (kernliebend)
- **Elektrophil:** Teilchen, das sich bevorzugt an negativ polarisierte Molekülbereiche anlagert (elektronenliebend)
- **Nukleophil-Elektrophil-Reaktion:** ein freies Elektronenpaar des Nukleophils wird durch einen nukleophilen Angriff zu einem bindenden Elektronenpaar zwischen Nukleophil und Elektrophil

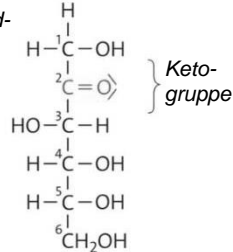
Kohlenhydrate

Monosaccharide

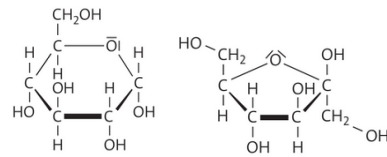
D-Glucose



D-Fructose



Ringform:

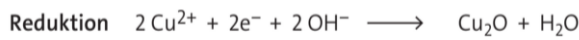
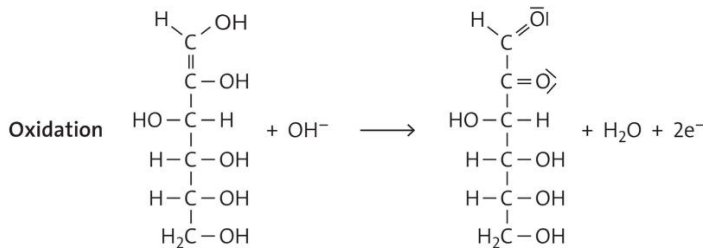


α -Glucose
(Halbacetal)

β -Fructose
(Halbketal)

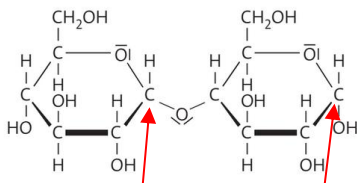
Keto-Enol-Tautomerie:

Unter bestimmten Bedingungen (Wärme, alkalisches Milieu) lagern sich sowohl Fructose als auch Glucose in die Endiol-Form um \rightarrow Das Endiol kann zum Glucoson-Molekül oxidiert werden \rightarrow Fehling bei Glucose und Fructose positiv



Disaccharide

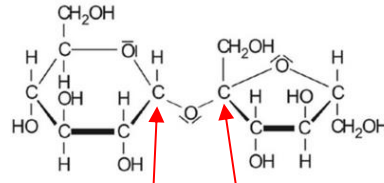
Maltose



Vollacetal Halbacetal

\rightarrow Fehling positiv

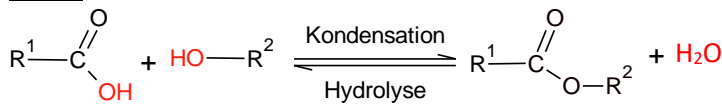
Saccharose



Vollacetal Vollketal

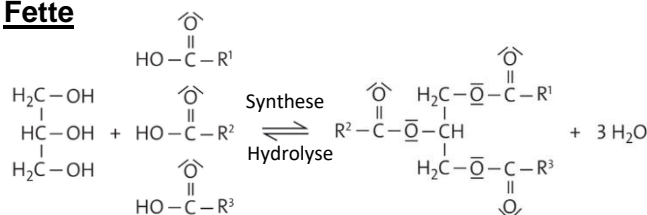
\rightarrow Fehling negativ

Ester



Carbonsäure + Alkohol \rightleftharpoons Carbonsäureester + Wasser
(z.B. Essigsäureethylester)

Fette



Pflanzliche Fette enthalten mehr ungesättigte Fettsäuren mit mindestens 1 Doppelbindung (Z-Konfiguration) als tierische Fette.

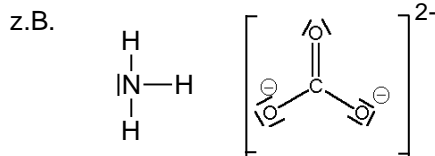
Fette sind Stoffgemische und haben deshalb Schmelzbereiche:

- Fette mit kurzkettigen Fettsäuren < mit langkettigen Fettsäuren \Rightarrow geringere LDWW
- Fette mit ungesättigten Fettsäuren < mit gesättigten Fettsäuren \rightarrow Doppelbindung (Z) bewirkt Knick in der Kette \rightarrow Fettsäureketten können sich nicht so gut aneinanderlagern \rightarrow geringere LDWW

Fette sind wasserunlöslich: lange Fettsäurereste sind hydrophob

Fachkompetenzen

- **Aufstellen von Valenzstrichformeln**



- **Erkennen der Zusammenhänge von Molekülstruktur und Stoffeigenschaft (Löslichkeit, Schmelz- und Siedepunkte, Viskosität)**
- **Beherrschung der Nomenklatur organischer Verbindungen**
- **Anwendung verschiedener Schreibweisen für organische Moleküle (Strukturformel, Halbstrukturformel, Skelettformel, Keilstrichformel)**

- **Formulieren von Säure-Base-Reaktionen**

- **Bestimmung der Oxidationszahlen**

Hierbei sind folgende Regeln zu beachten:

1. Elemente in atomarer oder molekularer Form besitzen stets die Oxidationszahl 0.
2. Bei Atomionen entspricht die Oxidationszahl der Ladung.
3. Für Verbände aus verschiedenen Atomen gilt mit absteigender Priorität:
 - a) Alle Metall-Atomionen erhalten stets positive Oxidationszahlen.
Das Fluoratom besitzt in seinen Verbindungen immer die Oxidationszahl -I.
 - b) Das Wasserstoffatom hat in seinen Verbindungen die Oxidationszahl +I.
 - c) Das Sauerstoffatom besitzt die Oxidationszahl -II.
 - d) Die Halogenatome Chlor, Brom und Iod bekommen die Oxidationszahl -I.
4. Die Oxidationszahlen werden so festgelegt, dass bei Molekülonen ihre Summe der Ladungszahl des Ions entspricht, und dass bei Molekülen ihre Summe Null wird (Berücksichtigung der Indizes!).

Aufstellen von Oxidationszahlen bei organischen Verbindungen mit Hilfe der Valenzstrichformel:

1. Aufstellen der Valenzstrichformel
2. Bildungselektronen werden vollständig dem Atom mit der größeren Elektronegativität zugeordnet.
3. Die Elektronenanzahl der einzelnen Atome wird bestimmt mit der Valenzelektronenanzahl (vgl. PSE) verglichen
4. $OZ = \text{Valenzelektronenzahl} - \text{zugeteilt Elektronenanzahl}$

- **Aufstellen einer Redoxgleichung im Sauren und im Basischen**

Schema zum Aufstellen von Redoxreaktionen

1. Anschreiben der Edukte und Produkte und Ermittlung der **Oxidationszahlen** der an der Redoxreaktion beteiligten Verbindungen.
2. Oxidations- und Reduktionsvorgang suchen und getrennt behandeln.
3. Ermittlung der **Elektronenübergänge**:
Die Anzahl der abgegebenen oder aufgenommenen Elektronen muss in die entsprechende Gleichung eingetragen werden (Teilchenzahl beachten!).
⇒ Auf beiden Seiten der Gleichung entstehen unterschiedliche Ladungen!
4. Durchführung des **Ladungsausgleichs**:
Auf jeder Seite der Gleichung muss die gleiche Art und Anzahl an Ladungen auftreten. Der Ausgleich erfolgt **in saurer Lösung mit Oxoniumionen** und in **basischer Lösung mit Hydroxidionen**.
⇒ Die Anzahl der Atome auf beiden Seiten der Gleichung ist ungleich!
5. Durchführung des **Massenausgleichs**:
Die auf jeder Seite der Gleichung für den Ladungsausgleich hinzugefügten Teilchen müssen auf der anderen Seite durch neutrale Teilchen (**Wasser**) ausgeglichen werden.
6. Überprüfung der Richtigkeit der Gleichung:
Auf beiden Seiten der Gleichung müssen nun die gleiche Anzahl an Ladung und Atomen stehen.
7. Oxidations- und Reduktionsvorgang werden nun mit dem kleinsten gemeinsamen Vielfachen multipliziert, dass bei beiden Vorgängen die Anzahl der abgegebenen und aufgenommenen Elektronen gleich ist.
8. Aufstellen der Redoxgleichung:
Addition von Oxidations- und Reduktionsvorgang.

- **Formulieren von Reaktionsmechanismen**

- Nukleophile Addition (Halbacetalbildung)
- Nukleophile Substitution (Esterkondensation)
- Säureinduzierte Esterkondensation
- Baseninduzierte Esterhydrolyse