



ALLGEMEINES

Chemische Inhalte bauen aufeinander auf. Für das Verständnis der Themen der 10. Jahrgangsstufe sind aus den Vorjahren v.a. folgende Konzepte grundlegend wichtig und werden vorausgesetzt:

- **Zwischenmolekulare Wechselwirkungen (ZMWW)** und ihr Zusammenhang mit dem Aufbau der Moleküle (Wasserstoff-Brücken, Dipol-Dipol-Wechselwirkungen, London-Dispersions-Wechselwirkungen; auch Ionen-Wechselwirkungen)
- Einfluss der ZMWW auf die **physikalischen Eigenschaften** (Schmelz- und Siedepunkte, Löslichkeit)
- **Nomenklatur organischer Verbindungen** (Alkane, Alkene; Anwendung auf einfache Alkohole, Carbonyl-Verbindungen und Carbonsäuren)
- **Verschiedene Formelschreibweisen**: Molekülformel, Valenzstrichformel, Halbstrukturformel, Skelettformel, ggf. Keil-Strich-Formel (räumliche Darstellung)
- **Isomerie**: Konstitutionsisomerie und E-Z-Isomerie (als Vertreter der Stereoisomerie)
- **Mesomerie**: Delokalisierung der Elektronendichte über ganze Molekülbereiche (→ erhöhte Stabilität); Grenzstrukturformeln (vgl. unten Carboxylat-Ion)

In der 10. Jahrgangsstufe liegt der Schwerpunkt auf der Betrachtung

- des **Donator-Akzeptor-Konzepts** sowie
- der **Reversibilität** chemischer Reaktionen

anhand folgender drei Reaktionstypen:

1 PROTONENÜBERGÄNGE (SÄURE-BASE-REAKTIONEN)

Säure-Base-Reaktion = Protolyse: Bei diesem Reaktionstyp kommt es zur Übertragung eines oder mehrerer Protonen (H^+ -Ionen) von einer Säure auf eine Base.

	Säure	Base
Definition nach Brønsted	Protonendonator = Teilchen, das mindestens ein H^+ -Ion abgeben kann	Protonenakzeptor = Teilchen, das mindestens ein H^+ -Ion aufnehmen kann
Kennzeichen (s. Bsp. unten)	Positiv polarisiertes H-Atom	Negativ polarisiertes Atom mit freiem Elektronenpaar

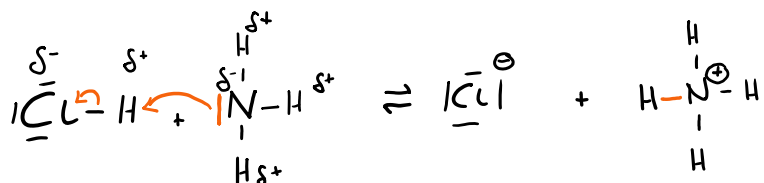
Sonderfall **Ampholyte**: Teilchen, die je nach Reaktionspartner sowohl als Protonenakzeptor als auch als Protonendonator reagieren können (z.B. H_2O , NH_3)

Reversibilität:

Protolysen sind oft reversibel (umkehrbar), d.h. das Proton kann (zumindest theoretisch) auch wieder zurückwandern. Der Gleichgewichtspfeil \rightleftharpoons zeigt an, dass Hin- und Rückreaktion nicht vollständig ablaufen, so dass sich ein Gleichgewicht zwischen Edukt- und Produktseite einstellt. Reagiert also ein Teilchen **HA** in der Hinreaktion als Säure, fungiert in der Rückreaktion das Teilchen **A⁻** als Base.

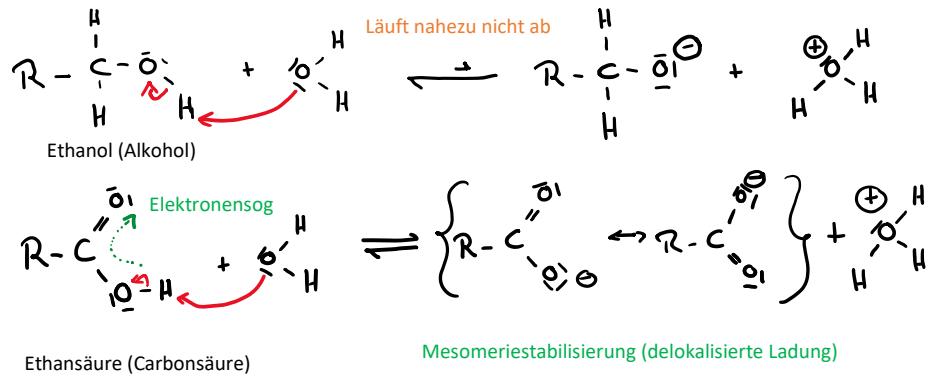
Beispiele:

- allgemein $HA + B \rightleftharpoons A^- + HB^+$
- $HCl + NH_3 \rightleftharpoons Cl^- + NH_4^+$



**Acidität:** Maß für die Säurestärke eines Teilchens

Sie beschreibt die Tendenz eines Teilchens, als Protonendonator zu wirken und sein Proton auf eine Base zu übertragen. So sind Carbonsäuren deutlich stärkere Säuren als Alkohole. (Analog ist die Basizität ein Maß für die Basenstärke). Wie stark das Gleichgewicht einer Protolyse-Reaktion auf der Edukt- oder Produktseite liegt, hängt von der Stärke der beteiligten Säuren bzw. Basen ab.



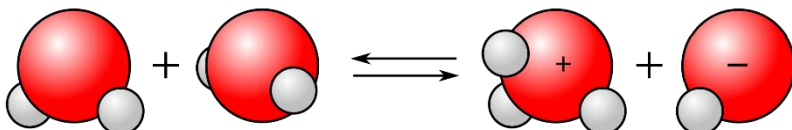
Bsp.: Acidität (Ethanol) < Acidität (Ethansäure)

Protolysen in wässriger Lösung: Wasser als Reaktionspartner

- Reaktion mit einer Säure: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- Reaktion mit einer Base: $\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{NH}_4^+$

	Saure Lösung	Basische Lösung / Lauge
Entsteht durch...	... die Reaktion von Säuren mit Wassermolekülen.	...die Reaktion von Basen mit Wassermolekülen ODER durch Lösen eines Hydroxid-Salzes in Wasser.
pH-Wert (s. unten)	< 7	> 7
Für die typischen Eigenschaften verantwortliches Teilchen	Oxonium-Ion / Hydronium-Ion (H_3O^+)	Hydroxid-Ion (OH^-)
Typische Eigenschaften	<ul style="list-style-type: none"> • Saurer Geschmack • Ätzende Wirkung • Reaktion mit Carbonaten (unter CO_2-Bildung) • Reaktion mit (unedlen) Metallen (unter H_2-Bildung) 	<ul style="list-style-type: none"> • Fühlen sich seifig an • Ätzende Wirkung
Bedeutung / Vorkommen	<ul style="list-style-type: none"> • Diverse Haushaltsmittel (z.B. saurer Essigreiniger gegen Kalk, basisches Spülmittel in der Spülmaschine...) • Unterschiedliche pH-Werte in verschiedenen Teilen des Verdauungstraktes (z.B. Magen pH = 1,2 - 4, Dünndarm pH = 7,5) • Wachstum verschiedener Pflanzenarten auf sauren oder basischen Böden...; meist neutral bevorzugt 	

Autoprotolyse: Da Wassermoleküle Ampholyte sind, gehen sie in geringem Maß miteinander eine Protolysereaktion ein. Deshalb liegt in reinem Wasser stets eine gewisse, gleiche Konzentration an Oxonium- und Hydroxid-Ionen vor ($c=10^{-7}\text{mol/L}$). → (geringe) Leitfähigkeit



**Stoffmengenkonzentration**

Die Ausprägung der sauren oder basischen Eigenschaften einer Lösung hängt davon ab, in welcher relativen Menge die Oxonium- bzw. Hydroxid-Ionen enthalten sind. In diesem Zusammenhang wurde die Stoffgröße der **Stoffmengenkonzentration c** eingeführt:

$$c(X) = \frac{n(X)}{V(\text{Lösung})}$$

Ggf. zur Wiederholung weitere als bekannt vorausgesetzte Stoffgrößen: s. Abbildung rechts

Hinweis: wichtig ist, immer in Klammern anzugeben, welches Teilchen (X) bzw. welchen Stoff man meint! 1mol Autos hätte z.B. 4mol Reifen!

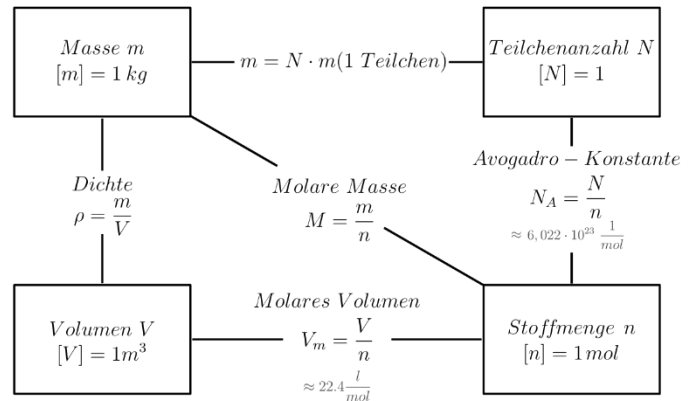


Abbildung 2:
https://de.wikipedia.org/wiki/Stoffmenge#/media/Datei:Zusammenhang_zwischen_Masse,_Stoffmenge,_Volumen_und_Teilchenanzahl.svg,
06.09.2023

pH-Wert: Der pH-Wert ist ein Maß dafür, wie sauer oder basisch eine Lösung ist. Je höher der pH-Wert ist, desto basischer / weniger sauer ist die wässrige Lösung. Es gilt:

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

Die farbigen Markierungen entsprechen hier der Färbung des Indikators Bromthymolblau (s. unten).

Hintergrund: Aufgrund der Autoprotolyse des Wassers liegen selbst in basischen Lösungen noch Oxonium-Ionen vor. Wegen der sehr geringen Konzentration verwendet man eine logarithmische Skala. Das bedeutet: eine pH-Wert-Änderung um 1 bedeutet eine Änderung (Erhöhung oder Verringerung) der Oxonium-Ionen-Konzentration um den Faktor 10. Je größer die Konzentration an Oxonium-Ionen ist, desto niedriger ist der pH-Wert.

Definition: $\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+)$	
pH	$c(\text{H}_3\text{O}^+)$
0	$1 \text{ mol/L} = 10^0 \text{ mol/L}$
7	$0,0000001 \text{ mol/L} = 10^{-7} \text{ mol/L}$
14	$0,00000000000001 \text{ mol/L} = 10^{-14} \text{ mol/L}$

Indikatoren: Indikatoren sind Stoffe, die je nach pH-Wert der Lösung unterschiedliche Farben besitzen. Somit können sie pH-Änderungen anzeigen. Die Umschlagspunkte verschiedener Indikatoren liegen bei unterschiedlichen pH-Werten.

Beispiel Bromthymolblau (s. pH-Skala oben und Bild rechts): **im Sauren gelb**, **im Neutralen grün**, **im Basischen blau**

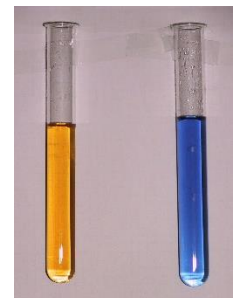


Abbildung 3:
https://commons.wiki.media.org/wiki/File:P_H_bromthymolblau.jp
g, 06.09.2023

Neutralisation

Mischt man geeignete Mengen einer sauren und einer basischen Lösung, reagieren diese in einer **exothermen** (!) Reaktion miteinander zu einer neutralen Salz-Lösung.

Es gilt: **Saure Lösung + Lauge → Salz + Wasser**

Beispiel: $\text{HCl}_{(\text{aq})} + \text{NaOH}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{NaCl}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ bzw. $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

D.h. bei fast jeder Neutralisation reagieren **Oxonium-Ionen** mit **Hydroxid-Ionen** zu **Wassermolekülen**. Die Gegenionen der sauren und basischen Lösung bilden das entsprechende Salz.

Hinweis: Wichtig für die unbedenklichen Entsorgung saurer oder basischer Abfall-Lösungen



Säure-Base-Titration

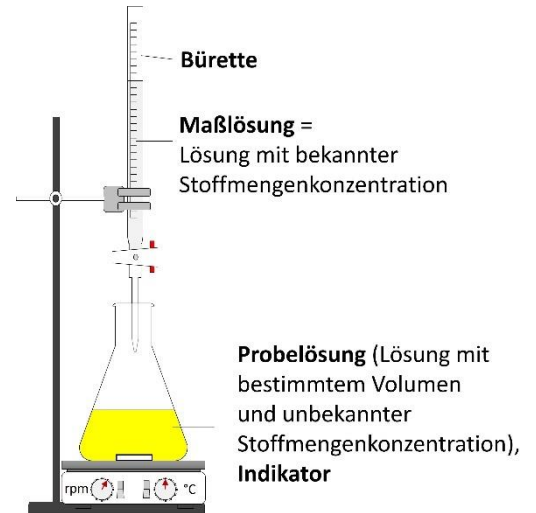
Mit diesem Verfahren kann man die **Stoffmengenkonzentration c** einer Säure oder Base in einer Lösung experimentell bestimmen. Es wird das Prinzip der Neutralisation genutzt (also Titration einer sauren Lösung mit einer Lauge oder umgekehrt).

Beispiel:

Es werden $V = 100 \text{ mL}$ einer Salzsäure-Probeflösung (unbekannter Konzentration) mit einer Natriumhydroxid-Maßlösung ($c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/L}$) titriert. Anhand des Indikatorumschlags wird ersichtlich, dass der Äquivalenzpunkt beim Volumen von 50 mL zugegebener Natriumhydroxid-Lösung liegt. Nun soll die Konzentration der Salzsäure-Lösung bestimmt werden.

1. Reaktionsgleichung: $1 \text{ HCl} + 1 \text{ NaOH} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$
2. Stoffmengenverhältnis: $n(\text{HCl}) : n(\text{NaOH}) = 1 : 1$ (aus Gleichung ablesbar)
3. Formeln einsetzen: $n(\text{HCl}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})$ und $n(\text{NaOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})$
4. Werte einsetzen: $V(\text{HCl}) = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L}$ und $V(\text{NaOH}) = 0,05 \text{ L}$ und $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/L}$

Damit gilt: $c(\text{HCl}) \cdot 0,1 \text{ L} = 0,05 \text{ L} \cdot 0,1 \text{ mol/L}$ ergibt ausgerechnet: $c(\text{HCl}) = 0,05 \text{ mol/L}$



2 ELEKTRONENÜBERGÄNGE (REDOXREAKTIONEN)

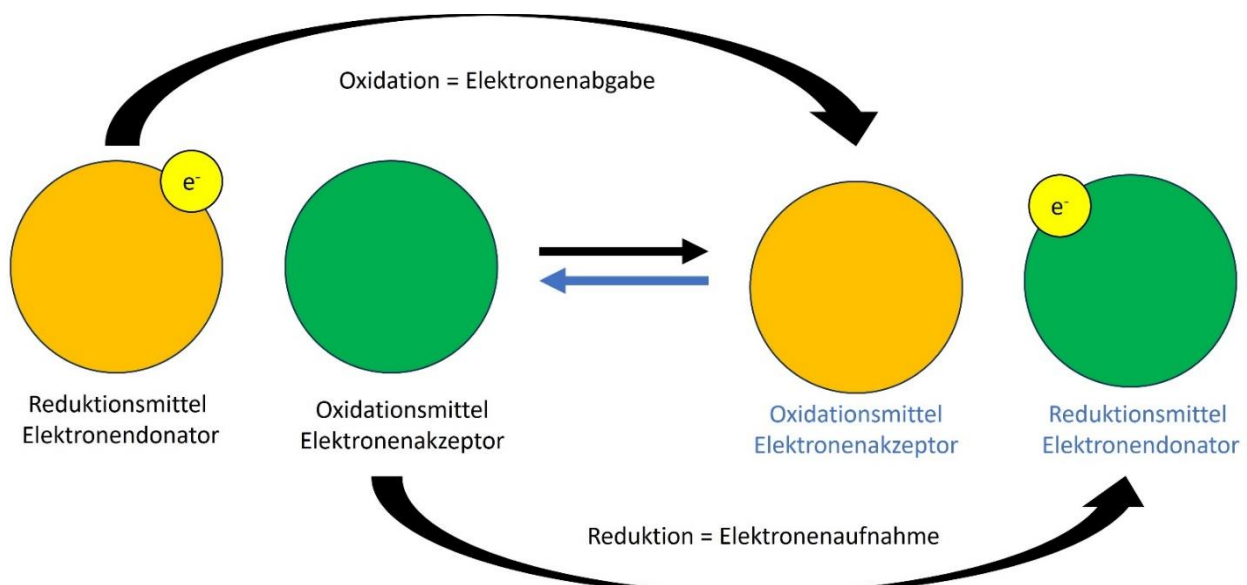
Hinweis: vgl. auch Grundwissen der Klasse 9 NTG (Redoxreaktionen von Atomen und Ionen); nun Erweiterung auf molekular gebaute Stoffe

Folgende Links können bei der Wiederholung und Vertiefung hilfreich sein:

<http://www2.chemie.uni-erlangen.de/projects/vsc/chemie-mediziner-neu/redox/oxidation.html> (Redox allgemein)

<https://www.youtube.com/watch?v=UNuoyGlijf0> (Redoxgleichungen aufstellen)

Redoxreaktion: Elektronenübertragungs-Reaktion (vgl. Protolyse: Protonenübertragung); Auch diese Reaktionen sind häufig reversibel. Folgende Begriffe und Zusammenhänge werden als bekannt vorausgesetzt.





Oxidationszahlen (OZ): Um Elektronenübergänge nicht nur bei einfachen Ionen und Atomen, sondern auch bei Molekülen nachvollziehbar zu machen, werden für die einzelnen Atome eines Teilchens Oxidationszahlen („gedachte Ladungen“) ermittelt. Ändern sich bei einer Reaktion Oxidationszahlen, hat ein Elektronenübergang (also eine Redoxreaktion) stattgefunden.

- **Erhöhung** der Oxidationszahl: **Oxidation**
- **Verringerung** der Oxidationszahl: **Reduktion**

- a) **Notation von Oxidationszahlen:** Die Oxidationszahl wird in der Formel als römische oder, wie in unserem Schulbuch, als arabische Ziffer über das zugehörige Elementsymbol geschrieben. Wichtig: Vorzeichen!
- b) **Ermittlung von Oxidationszahlen aus Molekül-/Summenformeln:** Folgende Regeln werden der Reihenfolge nach angewendet, d.h. bei Widersprüchen besitzt die obere Regel Priorität.



1. Basisregel: Die Summe der Oxidationszahlen aller Atome eines Teilchens ergibt die Ladung des Teilchens.
 - Elementarer Zustand: Alle Atome erhalten stets die OZ 0 (z.B. O_2 , He, C,...).
 - Atom-Ionen: Die OZ entspricht der Ladungszahl! (z.B. Fe^{3+} : OZ von Fe ist hier +3).
 - Moleküle: Die Summe aller Oxidationszahlen ergibt 0.
 - Molekül-Ionen: Die Summe aller Oxidationszahlen ergibt die Gesamtladung.

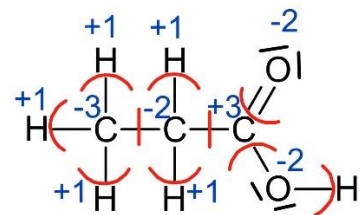
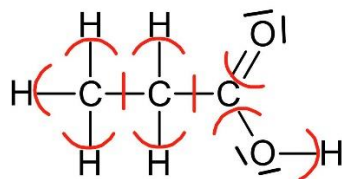
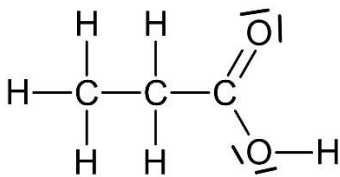
Für Moleküle / Molekül-Ionen gilt außerdem:

2. Metallatome erhalten positive OZ.
3. Fluoratom erhalten die OZ -1 .
4. Wasserstoffatome erhalten die OZ $+1$.
5. Sauerstoffatome erhalten meist die OZ -2 .
6. Weitere Halogenatome (Chlor, Brom, Iod) erhalten die OZ -1 .

Abnehmende Priorität der Regeln 2 - 6!

Die Oxidationszahlen aller anderen Atome ergeben sich aus diesen Regeln und der Gesamtladung.

- c) **Ermittlung von Oxidationszahlen aus Valenzstrichformeln**



- 1) Valenzstrichformel aufstellen
- 2) **Aufteilung bzw. Zuordnung der bindenden Elektronenpaare zum Atom mit höherer Elektronegativität (EN)**
- 3) **Vergleich der zugeordneten Elektronenzahl (ZEZ) mit Valenzelektronenzahl (VEZ): $OZ = VEZ - ZEZ$**

Im Beispiel: Ein Sauerstoffatom hat laut PSE 6 Valenzelektronen (VI. Hauptgruppe). Aufgrund der höheren EN des Sauerstoff-Atoms sind die Bindungselektronen zwischen dem Sauerstoff- und dem Wasserstoff- bzw. Kohlenstoff-Atom dem Sauerstoff-Atom zuzuordnen. Bilanz: 8 zugeordnete Elektronen $\Rightarrow OZ = 6 - 8 = -2$.

Aufstellen von Redoxgleichungen

1. Formulierung der Redoxpaare (Was reagiert wozu?)
2. Bestimmung der OZ
3. Festlegung der Teilreaktionen Oxidation (Erhöhung der OZ einer Atomsorte) / Reduktion (Verringerung der OZ einer Atomsorte)
4. Formulierung der Teilreaktionen; *Achtung: Atomanzahl der Elemente, die die OZ ändern, muss links und rechts gleich sein!*
 - a) Elektronen-Ausgleich (*Red.: e⁻ links, Ox: e⁻ rechts*)
 - b) Ladungsausgleich: im Sauren mit H₃O⁺, im Basischen mit OH⁻
 - c) Ausgleich der Atombilanz: mit H₂O
5. Aufstellen der Gesamtgleichung
 - a) ggf. Erweiterung der Teilgleichungen zur Angleichung der Elektronenzahl (kgV)
 - b) Zusammenfassung der Teilgleichungen und ggf. Kürzen der Teilchen, die links und rechts auftauchen (häufig H₂O, H₃O⁺, OH⁻)

Bedeutung im Alltag z.B. Brennstoffzellen (Stromerzeugung durch chemische Reaktion von z.B. Wasserstoff und Sauerstoff), Solarwasserstofftechnologie (Wasserstoffgewinnung durch Elektrolyse mittels Sonnenlicht), alkoholische Gärung (Oxidation von Glucose zu Ethanol), oxidativer Abbau von Ethanol im Körper (und Gefahrenpotential der auftretenden Verbindungen)...

Redoxreaktionen mit organischen Molekülen – Zusammenhang einiger Stoffklassen

	Oxidation (ohne Zerlegung des C-Gerüsts) zu	Weiteroxidation (ohne Zerlegung des C-Gerüsts) zu	Vollständige Oxidation (Zerlegung des C-Gerüsts) zu
<p>Primärer Alkohol</p> $\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{R}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ <p>höchstens ein Rest (i.Allg. C-Gerüst) bei Oxidation „abspaltbare“ H-Atome Hydroxy-Gruppe Endung: „-ol“</p>	<p>Aldehyd (eine Carbonyl-Verbindung)</p> $\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{R}-\text{C}-\text{H} \end{array}$ <p>Randständige Carbonylgruppe Endung: „-al“</p>	<p>Carbonsäure</p> $\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{R}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \\ \text{O} \end{array}$ <p>Randständige Carboxy-Gruppe Endung: „-säure“</p>	Kohlenstoffdioxid (und Wasser)
<p>Sekundärer Alkohol</p> $\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{R}^1-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \\ \text{R}^2 \end{array}$ <p>zwei Reste bei Oxidation „abspaltbare“ H-Atome Hydroxy-Gruppe Endung: „-ol“</p>	<p>Keton (eine Carbonyl-Verbindung)</p> $\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{R}^1-\text{C}-\text{R}^2 \end{array}$ <p>Carbonylgruppe in der C-Kette Endung: „-on“</p>	-	Kohlenstoffdioxid (und Wasser)
<p>Tertiärer Alkohol</p> $\begin{array}{c} \text{R}^3 \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{R}^1-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \\ \text{R}^2 \end{array}$ <p>drei Reste „abspaltbares“ H-Atome für Oxidation fehlt Hydroxy-Gruppe Endung: „-ol“</p>	-	-	Kohlenstoffdioxid (und Wasser)

Nachweis-Reaktionen von Aldehyden (wie im Unterricht behandelt): z.B.

- Fehling-Probe: mit tiefblauer basischer Lösung mit Cu²⁺-Ionen → ziegelroter Cu₂O Niederschlag
- Silber Spiegel-Probe: mit ammoniakalischer Ag⁺-Lösung → silber-metallischer Spiegel an Gefäßwand
- Schiff'sche Probe: mit farblosem Schiff'schem Reagenz → rot-violette Färbung



3 NUKLEOPHIL-ELEKTROPHIL-REAKTIONEN

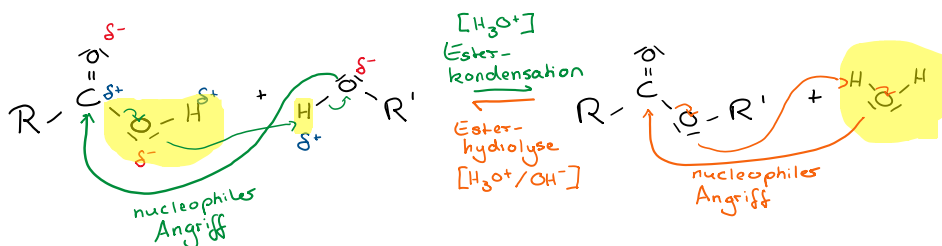
Begrifflichkeiten:

- **Nucleophil:** „kernliebend“; Teilchen / Bereich eines Teilchens mit Elektronenüberschuss (z.B. negative Ladung oder Polarisierung); greift bevorzugt elektronenarme Reaktionspartner (Elektrophile) an
- **Elektrophil:** „elektronenliebend“; Teilchen / Bereich eines Teilchens mit Elektronenmangel (z.B. positive Ladung oder Polarisierung); reagiert bevorzugt mit elektronenreichen Reaktionspartnern (Nucleophilen)

3.1 ESTER, FETTE UND TENSIDE

Esterkondensation und Esterhydrolyse

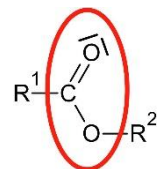
- **Kondensation:** Verknüpfung von Molekülen unter Abspaltung eines kleinen Nebenprodukts (hier H₂O)
- **Hydrolyse:** Zerlegung eines größeren Moleküls durch Reaktion mit einem Wassermolekül



Beide Reaktionen laufen nennenswert nur unter Katalyse ab, da durch Protonierung / Deprotonierung die Nucleophilie bzw. Elektrophilie der Reaktionspartner erhöht wird. Unter Säurekatalyse ist die Reaktion reversibel (Gleichgewichtseinstellung), unter Baseninduktion findet nur die Hydrolyse statt.

Stoffklasse Ester

- Funktionelle Gruppe: **Estergruppe**
- Eigenschaften: Die Estergruppe ist im Vergleich zur ähnlich gebauten Carboxylgruppe deutlich schwächer polar, es überwiegt meist der Einfluss der unpolaren Alkylreste.
 - ➔ Zwischenmolekularer Zusammenhalt hauptsächlich über London-Dispersions-WW zwischen den Alkylresten (in geringem Maß auch Dipol-Dipol-WW zwischen den Estergruppen)
 - ➔ Meist lipophil / hydrophob
 - ➔ Relativ niedrige Schmelz- und Siedepunkte (in Abhängigkeit von Größe der Alkylreste)
- Bedeutung: Lösungsmittel in Lacken, Klebstoffen..., Duft- und Aromastoffe in Blüten und Früchten, Fette



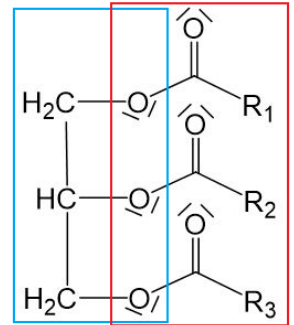


Fette

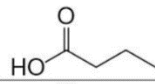
Ein Fett ist ein dreifacher Ester eines **Glycerin**-Moleküls (Propan-1,2,3-triol) mit **drei Fettsäuren** (langkettige, gesättigte oder ungesättigte Carbonsäuren)

Eigenschaften:

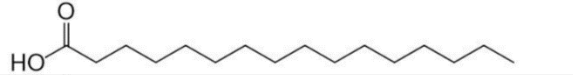
- **Hydrophob / lipophil** (namesgebend!) → Zusammenhalt hauptsächlich über London-Dispersions-WW (vgl. Ester)
- Unterschiede beruhen darauf, welche Fettsäuren verestert wurden
- **Gesättigte Fettsäuren:** nur Einfachbindungen im C-Gerüst; hier gilt: Je längerkettig die Fettsäuren sind, desto stärkere London-Dispersions-WW können wirken.
- **Ungesättigte Fettsäuren:** Es treten auch Doppelbindungen im C-Gerüst auf (i.Allg. immer in Z-Konfiguration). Diese verursachen einen „Knick“, der die Annäherung der Moleküle räumlich stört (→ schwächere London-Dispersions-WW als bei vergleichbaren gesättigten Fettsäuren)



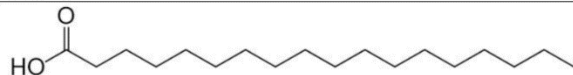
Butansäure (Buttersäure)



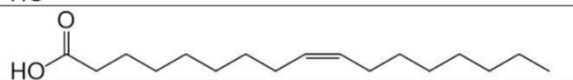
Palmitinsäure



Stearinsäure



Ölsäure (ungesättigt)



- **Schmelzbereiche:** In natürlich vorkommenden Fetten treten verschiedene Kombinationen von Fettsäuren auf, die mit Glycerin-Molekülen verestert sind. Somit handelt es sich nicht um Reinstoffe und es lässt sich kein definierter Schmelzpunkt bestimmen. Sind Fette bei Raumtemperatur flüssig, bezeichnet man sie auch als (fette) Öle. Der Schmelzbereich liegt umso niedriger, je
 - geringer der Anteil längerkettiger Fettsäuren ist
 - höher der Anteil ungesättigter Fettsäuren ist

Tenside

Durch basische Esterhydrolyse von Fetten entstehen **Seifen** (Salze bzw. Anionen der Fettsäuren). Diese sind die wohl ältesten von der Menschheit genutzten Tenside. Da sie einige Nachteile (Empfindlichkeit gegenüber Säuren, hartem Wasser sowie basische Reaktion) aufweisen, werden sie heute meist durch synthetische Tenside ersetzt.

Tenside sind **amphiphile** Teilchen (vgl. Abbildung), d.h. sie besitzen sowohl

- einen **hydrophilen** Bereich (polar, kationisch, anionisch oder zwitterionisch) als auch
- einen **hydrophoben** Bereich (unpolar).

Auf diese Weise können sie wie „Brückenmoleküle“ zwischen unpolaren und polaren Teilchen wirken:

- Herabsetzen der Grenzflächenspannung („tension“)
- Emulgiervermögen und Waschwirkung (vgl. Abbildung): Micellenbildung → Wasserunlöslicher Schmutz (z.B. ein Fetttropfen) wird durch Tensidmoleküle umhüllt. Die gesamte Micelle ist nach außen hin hydrophil. Somit kann der Schmutz nun mit Wasser ausgewaschen werden.

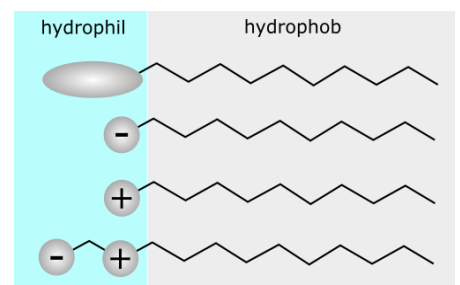


Abbildung 4:
<https://commons.wikimedia.org/wiki/File:TensideHydrophilHydrophob.png>, 06.09.2023

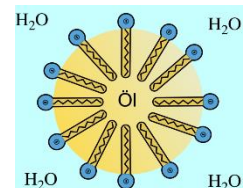
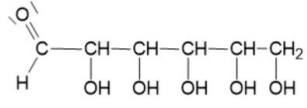
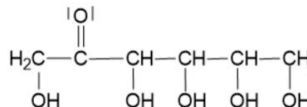
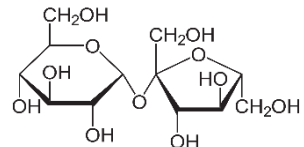


Abbildung 5:
https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Tensid-%C3%96l-Tr%C3%86pfchen_in_Wasser_V1.png, 06.09.2023

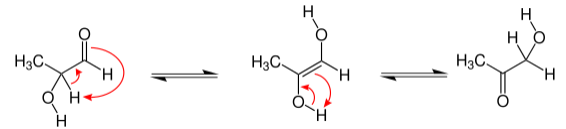


3.2 ZUCKER (KOHLENHYDRATE)

Kohlenhydrate sind u.a. wichtige natürliche Energielieferanten und spielen damit im Organismus (vgl. Blutzuckerspiegel, Energieversorgung, Fettleibigkeit) eine wesentliche Rolle. Je nach Kettenlänge unterscheidet man:

	Monosaccharide	Di- und Oligosaccharide	Polysaccharide
Deutscher Begriff	Einfachzucker	Zweifach- und Wenigzucker	Vielfachzucker
Anzahl der verknüpften Moleküle	1	2 – 10	> 11
Wichtige Vertreter	<p>Glucose (Traubenzucker)</p>  <p>2,3,4,5,6-Pentahydroxyhexanal</p> <p>Fructose (Fruchtzucker)</p>  <p>1,3,4,5,6-Pentahydroxyhexan-2-on</p>	<p>Saccharose (Rüben- / Rohrzucker): Disaccharid durch Kondensation eines Glucose- und eines Fructose-Moleküls</p>  <p>Abbildung 6: https://de.wikipedia.org/wiki/Saccharose#/media/Datei:Saccharose2.svg, 06.09.2023</p>	<p>Stärke: durch Kondensation sehr vieler Glucosemoleküle</p>

Keto-Endiol-Tautomerie: Durch diese intramolekulare Reaktion können Glucose und Fructose über die Zwischenform des Endiols in einander umgelagert werden (vgl. Abbildung rechts).



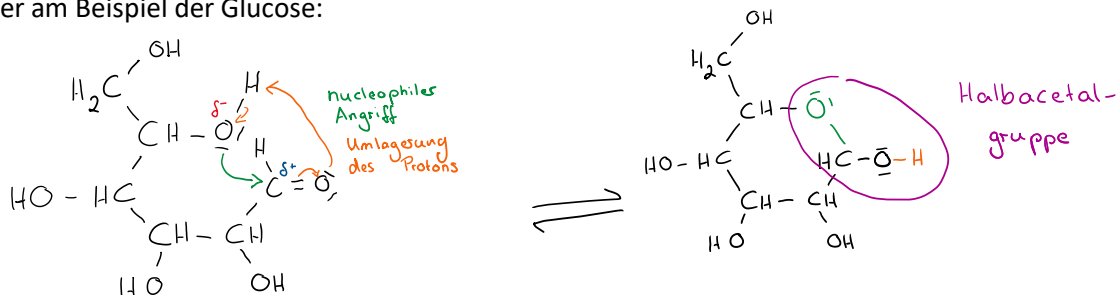
Intramolekulare nucleophile Addition der Monosaccharide

Monosaccharide sind mehrfunktionelle Verbindungen (s. Tabelle) mit

- einer Carbonylgruppe (elektrophil) sowie
- mehreren Hydroxygruppen (nucleophil)

Diese funktionellen Gruppen können eine **nucleophile Addition** (Verknüpfung ohne Abspaltung eines Nebenprodukts) eingehen. Da die Reaktion intramolekular abläuft, kommt es zum Ringschluss (besonders stabil sind dabei Fünf- oder Sechsringe). Die neuentstandene funktionelle Gruppe wird als **Halbacetalgruppe** (bei Aldehyden, z.B. Glucose) bzw. **Halbketalgruppe** (bei Ketonen, z.B. Fructose) bezeichnet.

Hier am Beispiel der Glucose:



Verknüpfung durch Kondensation: Bildung von Di-, Oligo und Polysacchariden; Vollacetal- bzw. Vollketalbildung

z.B. Saccharose (s. Tabelle): Kondensationsreaktion (Verknüpfung unter Abspaltung eines Wassermoleküls)

- der Halbacetal-Gruppe eines Glucose-Moleküls mit der
- Halbketal-Gruppe eines Fructose-Moleküls