



1 AUFBAU VON MOLEKÜLEN

Moleküle entstehen, wenn Nichtmetallatome sich durch Elektronenpaarbindungen miteinander verbinden. Die Bindungspartner erreichen dadurch Edelgaskonfiguration.

Elektronenpaarbindung (Atombindung): Die Überlappung zweier Orbitale führt zur Bindung von Atomen durch ein gemeinsames (bindendes) Elektronenpaar.

Valenzstrichschreibweise:

Es werden die Valenzelektronen als Punkte (ungepaarte Elektronen) und Striche (Elektronenpaare) um das jeweilige Elementsymbol dargestellt (s. unten).

Einfaches Orbitalmodell:

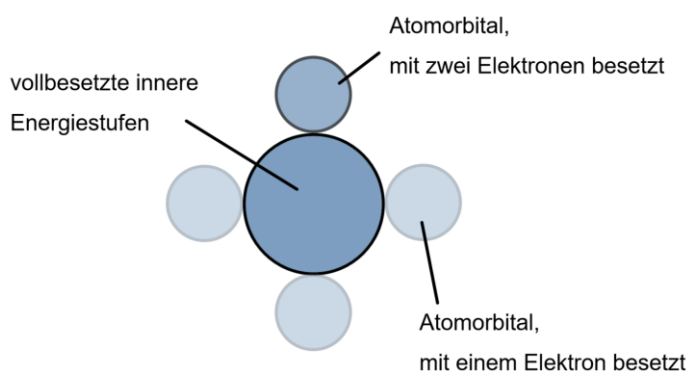
Das Orbital ist der Raum, in dem sich maximal zwei Elektronen mit sehr hoher Wahrscheinlichkeit (>90%) aufhalten. Orbitale werden oft als Elektronenwolken dargestellt und können verschiedene Formen besitzen.

Vereinfachtes Orbitalmodell:

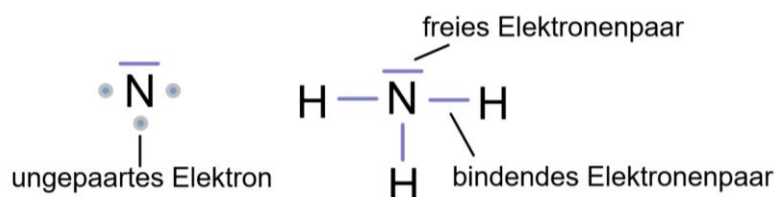
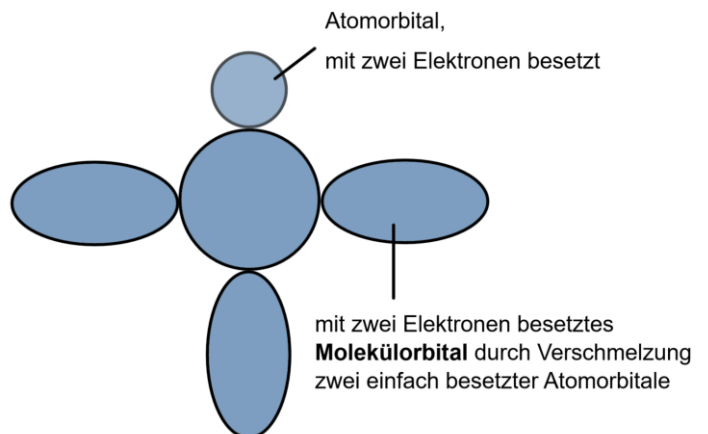
- Valenzelektronen werden kugelförmigen Atomorbitalen zugeordnet
- Doppelt besetzte Atomorbitale: „vollbesetzt“, freie Elektronenpaare
- Einfach besetzte Orbitale: können mit anderen einfach besetzten Atomorbitalen zu vollbesetzten Molekülorbitalen verschmelzen

Beispiele: Orbitalmodell und Valenzstrichschreibweise eines

Stickstoffatoms (N)



Ammoniakmoleküls (NH₃)



Grundlagen zum Aufstellen von Valenzstrichformeln:

- Edelgasregel: In der Regel ergeben die bindenden und die freien (=nichtbindenden) Valenzelektronenpaare um ein Atom jeweils eine stabile Edelgaskonfiguration (Oktett bzw. Duplett).
- Bindigkeit bei ungeladenen Atomen: 8 – Hauptgruppennummer (Ausnahme Wasserstoff: 2 – Hauptgruppennummer, also einbindig)

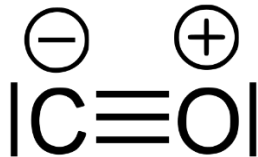
Sonderfall: Formalladungen und Molekülonen:

1. Gedankliches Aufteilen der Bindungselektronen, Abzählen der den Atomen zugeordneten VE
2. Vergleich dieser Anzahl an VE mit der erwarteten VE-Zahl gemäß dem PSE
 - Zu viele VE → **negative** Formalladung(en): in kleinem Kreis neben das Atom schreiben
 - Zu wenige VE → **positive** Formalladung(en): in kleinem Kreis neben das Atom schreiben
3. Gesamtladung: Molekül-Ion in eckige Klammern setzen und die Summe aller Formalladungen oben rechts angeben

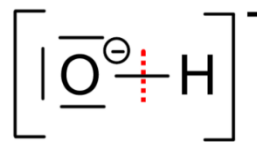
Beim Auftreten von Formalladungen weichen die Atome von der erwarteten Bindigkeit ab. Meist gilt:

- Jede **positive** Formalladung **steigert** die Bindigkeit um den Wert 1
- Jede **negative** Formalladung **senkt** die Bindigkeit um den Wert 1

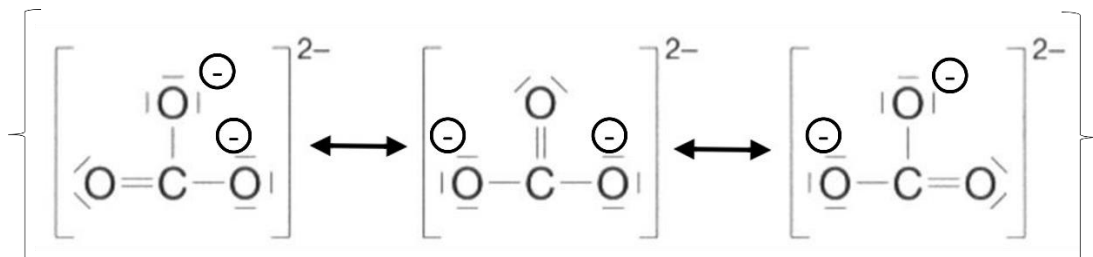
Beispiel: Kohlenstoffmonoxid



Hydroxid-Ion



Mesomerie: Bei manchen Molekülen können die realen Bindungsverhältnisse nicht durch eine einzige Valenzstrichformel korrekt dargestellt werden. Man formuliert mehrere **mesomere Grenzstrukturformeln** mit **Mesomeriepfeilen**. Die reale Elektronendichteverteilung liegt dazwischen. *Beispiel Carbonat-Ion:*

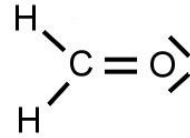


Räumlicher Bau von Molekülen – das Elektronenpaarabstoßungsmodell (EPA)

- Alle Elektronenpaare stoßen sich aufgrund der gleichen negativen Ladung ab.
→ maximaler Abstand um das Atom herum
- Mehrfachbindungen werden wie Einfachbindungen behandelt.
- Freie Elektronenpaare benötigen mehr Raum als bindende.

Beispiel: 3 abstoßend wirkende Elektronenpaare

→ trigonal-planar, Bindungswinkel 120°



Beispiele: 4 abstoßend wirkende Elektronenpaare

	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HCl
Grundtyp	Tetraeder	Tetraeder	Tetraeder	Tetraeder
Tatsächliche Geometrie	Tetraeder	trigonal-pyramidal	gewinkelt	linear
Bindungswinkel	109,5°	107°	104°	-

Kohlenwasserstoff-Moleküle

1. Alkane: gesättigte Kohlenwasserstoff-Verbindungen (alle Kohlenstoffatome sind mit 4 Bindungspartnern „gesättigt“), allgemeine Molekülformel C_nH_{2n+2}
2. Cycloalkane: ringförmige Alkane, allgemeine Molekülformel C_nH_{2n}
3. Alkene: Kohlenwasserstoff-Verbindungen mit Doppelbindungen zwischen C-Atomen, allgemeine Molekülformel C_nH_{2n} (bei einer Doppelbindung)
4. Alkine: Kohlenwasserstoff-Verbindungen mit Dreifachbindungen zwischen C-Atomen, allgemeine Molekülformel C_nH_{2n-2} (bei einer Dreifachbindung)

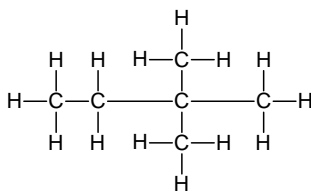
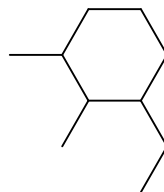
Ethan	Cyclopentan	Ethen	Ethin

Schreibweisen

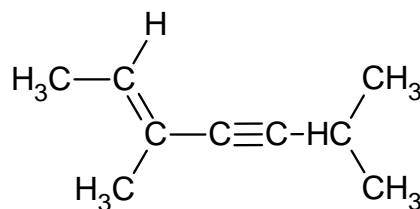
Molekülformel	Lewis-Formel / Valenzstrichformel	Halbstrukturformel	Skelettformel	Keil-Strich-Darstellung
C ₃ H ₈		H ₃ C—CH ₂ —CH ₃		

Benennung von KohlenwasserstoffverbindungenVerzweigte Alkane:

1. Hauptkette: längste C-Kette (ggf. mit den meisten Seitenketten) → **Stammname** („Meth-“, „Eth-“, „Prop-“, usw.); ringförmige Alkane: Vorsilbe „Cyclo-“
2. Endung „-an“
3. Benennung der **Seitenketten** (Alkylgruppen): analog, Endung „-yl“; dem Stammnamen voranstellen
4. Nummerierung der C-Atome der Hauptkette von dem Ende her, dem die erste Seitenkette am nächsten liegt
5. Angabe der **Positionsnummern** vor der jeweiligen Seitenkette (Ziffer)
6. Mehrere gleiche Seitenketten: **griechisches Zahlwort** einfügen („di-“, „tri-“, „tetra-“)...
7. Unterschiedliche Seitenketten in **alphabetischer Reihenfolge** ordnen

Beispiel: **2,2-Dimethylbutan**Beispiel: **1-Ethyl-2,3-dimethylcyclohexan**Ungesättigte Kohlenwasserstoffe: weitgehend wie bei Alkanen

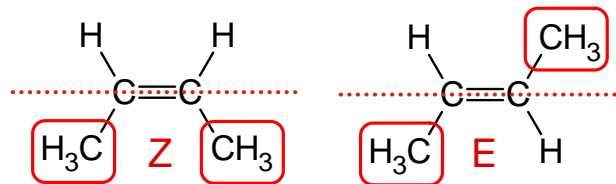
- Hauptkette: C-Kette, die die meisten Mehrfachbindungen enthält
- Alkene: Endung „-en“, Alkine: Endung „-in“
- Nummerierung von der Seite aus, der die Mehrfachbindung am nächsten liegt
- **Positionsnummer** der Mehrfachbindung wird der Endung vorangestellt
- Mehrfach ungesättigte Verbindungen
 - Gleiche Mehrfachbindungen durch Vorsilbe („di-“, „tri-“ usw.) kennzeichnen
 - alle Positionsnummern angeben
 - Doppelbindung erhält niedrigere Positionsnummer als Dreifachbindung
 - „-en“ steht im Namen vor „-in“
- Ggf. bei Alken Angabe zu **E/Z-Isomerie** voranstellen (s. unten)

Bsp.: **(2E)-3,6-Dimethylhept-2-en-4-in**

Isomerie

Isomere sind Moleküle mit derselben Molekülformel, aber unterschiedlichem Bau

- Konstitutionsisomerie: die Atome sind (bei gleicher Molekülformel) in unterschiedlicher Anordnung/Reihenfolge miteinander verknüpft (z.B. andere Position der Seitenketten): z.B. Butan / 2-Methylpropan
- E/Z-Isomerie: bei Alkenen (da Doppelbindung nicht frei drehbar) Betrachtet wird, ob die Bindungspartner mit höchster Priorität (bei Kohlenwasserstoffen: größerer Alkylrest) bezüglich der Doppelbindungsebene
 - o **Zusammen** auf derselben Seite liegen („Z“)
 - o **Entgegengesetzt** auf verschiedenen Seiten liegen („E“)

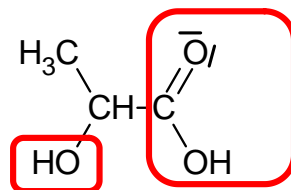
Organische Moleküle mit funktionellen Gruppen

- Organische Moleküle: Moleküle mit einem Kohlenwasserstoffgerüst
- Funktionelle Gruppe: Molekülbereiche, die die chemischen Eigenschaften maßgeblich bestimmen und daher oft zur Einteilung in Stoffklassen dienen

Ihre Benennung folgt meist den Regeln der Kohlenwasserstoffe mit entsprechender Endung zur Kennzeichnung der Stoffklasse / funktionellen Gruppe:

Stoffklasse	Alkohole	Aldehyde	Ketone	Carbonsäuren
Funktionelle Gruppe	Hydroxygruppe	Aldehydgruppe	Ketogruppe	Carboxygruppe
Endung	„-ol“	„-al“	„-on“	„-säure“
Beispiel	Ethanol <chem>CCO</chem>	Ethanal <chem>CC=O</chem>	Propanon <chem>CC(=O)C</chem>	Ethansäure <chem>CC(=O)O</chem>
(Nachweis)	Cer(IV)-ammonium-nitrat-Reagenz	DNPH-Reagenz, Schiff's-Reagenz	DNPH-Reagenz	BTB-Reagenz

Es können auch mehrere funktionelle Gruppen in einem Molekül auftreten, z.B. 2-Hydroxypropansäure (Milchsäure)





2 WECHSELWIRKUNGEN ZWISCHEN TEILCHEN

Elektronegativität (EN): Maß für die Fähigkeit eines Atoms, Elektronen in einer Elektronenpaarbindung an sich zu ziehen (→ Bewertung der Polarität der Bindung)

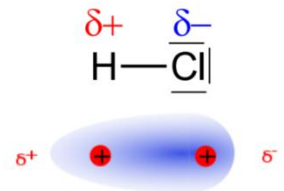
Bindungspolarität (Polare Elektronenpaarbindung):

Die Elektronendichte der Bindungselektronen ist zum elektronegativeren Bindungspartner hin verschoben. Je höher die Elektronegativitätsdifferenz (ΔEN) ist, desto polarer ist die Bindung.

Achtung: δ^+ und δ^- sind nur **Teil- bzw. Partialladungen**, keine Elementarladungen wie bei Ionen!

Formelbild:

„Orbitalbild“:

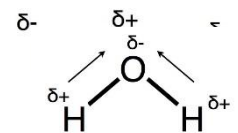
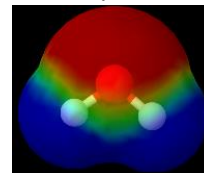


Molekelpolarität (Dipolmoleküle): Voraussetzungen:

1. Polare Elektronenpaarbindung
2. Die Ladungsschwerpunkte der Partialladungen fallen nicht zusammen:

Beispiele:

- HCl (s. oben): die Ladungsschwerpunkte der Teilladungen fallen nicht zusammen → Dipolmolekül
- CO₂: linear gebaut; der Schwerpunkt der negativen Teilladungen fällt mit der positiven Teilladung zusammen → kein Dipolmolekül
- H₂O: gewinkelt gebaut, Ladungsschwerpunkte der Teilladungen fallen nicht zusammen → Dipolmolekül



Zwischenmolekulare Wechselwirkungen (ZMWW): Anziehungskräfte zwischen Molekülen (NICHT Bindungen innerhalb der Moleküle) aufgrund von entgegengesetzten Teilladungen

Ihre Stärke bestimmt die Eigenschaften der Stoffe, z.B. die Siedetemperatur (je stärker der Zusammenhalt zwischen den Teilchen, desto höher der Siedepunkt).

- **London-Dispersions-Wechselwirkungen:** zwischen allen Molekülen (besonders relevant bei unpolaren Molekülen) durch Auftreten temporärer Dipolmomente
 - o Spontaner Dipol durch zufällige asymmetrische Elektronenverteilung
 - o Beeinflussung der Elektronendichteverteilung im Nachbarmolekül (induzierter Dipol)
 - o Gegenseitige Anziehung

Je größer die Moleküle sind (Atommasse, Atomanzahl...), desto stärkere London-Dispersions-Wechselwirkungen treten zwischen ihnen auf.

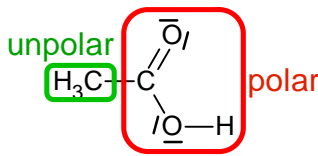
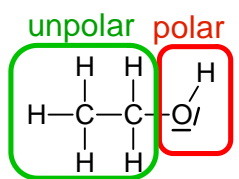
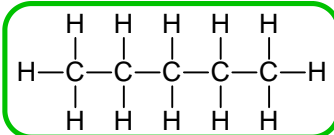
- **Dipol-Dipol-Wechselwirkungen:** zwischen Dipolmolekülen (permanentes Dipolmoment).
Je größer die Molekelpolarität ist, desto stärkere Dipol-Dipol-Wechselwirkungen treten zwischen ihnen auf.
- **Wasserstoffbrücken:** besonders starke ZMWW
Voraussetzung: Wasserstoffatom, das an ein Sauerstoff-, Stickstoff- oder Fluoratom gebunden ist → Wechselwirkung zwischen stark positiv polarisiertem Wasserstoff-Atom des einen Moleküls und freiem Elektronenpaar des negativ polarisierten Stickstoff-/Sauerstoff-/Fluoratom des anderen Moleküls.
- **(Ion-Dipol-Wechselwirkungen):** keine ZMWW im engeren Sinn, aber auch zwischen Ionen und Dipolmolekülen treten Anziehungskräfte auf (→ s. Löslichkeit)



Löslichkeit: wird bestimmt durch die Molekölularität

Faustregel: „Ähnliches löst sich in Ähnlichem.“

- Auf Teilchenebene: ähnliche Molekölularität → Die Teilchen der verschiedenen Stoffe können gut miteinander in Wechselwirkung treten.
- Auf Stoffebene: Die Stoffe vermischen sich / lösen sich ineinander.

Hydrophile Stoffe	Amphiphile Stoffe	Lipophile Stoffe
Lösen sich in hydrophilen Lösemitteln (z.B. Wasser)	Lösen sich in hydrophilen und lipophilen Lösemitteln	Lösen sich in lipophilen Lösemitteln (z.B. Alkane)
Bestehen aus Dipolmolekülen	Moleküle weisen polarisierte und unpolarierte Bereiche auf	Bestehen aus unpolaren Molekülen
<p>Ethansäure</p>  <p>Unpolarer Bereich im Verhältnis kaum relevant</p>	<p>Ethanol</p> 	<p>Pentan</p> 

Wasser – ein besonderer Stoff: hoher Schmelz- und Siedepunkt (Wasserstoffbrücken), Dichteanomalie, Oberflächenspannung, große Bedeutung für Lebewesen (Ressourcenschonung!); Wasser als Lösungsmittel (Bildung einer Hydrathülle)

Erdölprodukte als Lösemittel: z.B. Benzin, Umweltproblematik

3 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

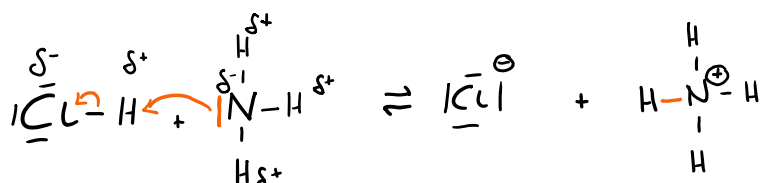
Sonderfall **Ampholyte:** Teilchen, die je nach Reaktionspartner sowohl als Protonenakzeptor als auch als Protonendonator reagieren können (z.B. H_2O , NH_3)

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.

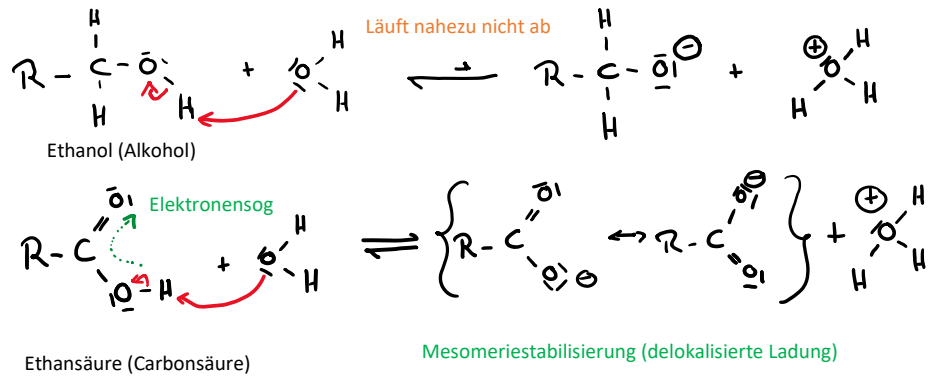
Beispiele:

- 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

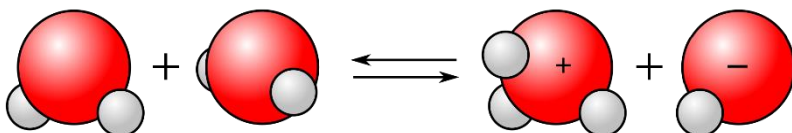
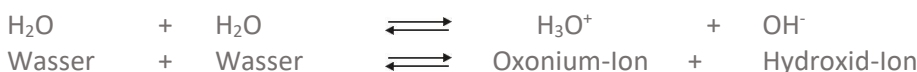


Abbildung 1: https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Autoprotolyse_eau.svg, 06.09.2023

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!

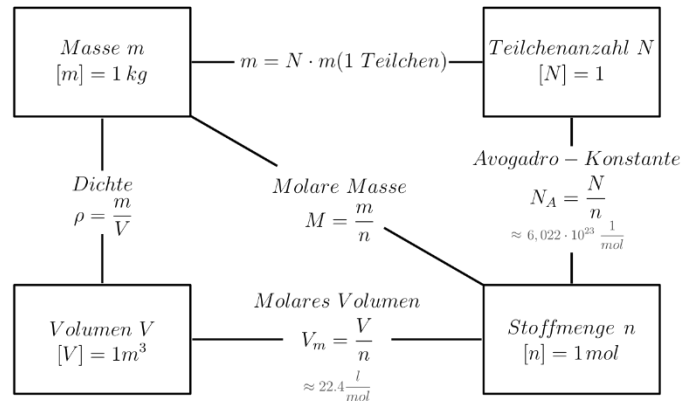


Abbildung 2:

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: pH = -log c(H ₃ O ⁺)	
pH	c(H ₃ O ⁺)
0	1 mol/L = 10 ⁰ mol/L
7	0,0000001 mol/L = 10 ⁻⁷ mol/L
14	0,000000000000001 mol/L = 10 ⁻¹⁴ 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

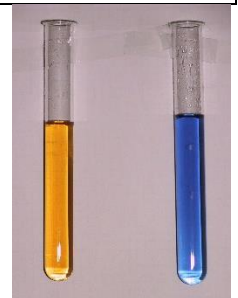


Abbildung 3:
https://commons.wikimedia.org/wiki/File:PH_bromthymolblau.jpg, 06.09.2023

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

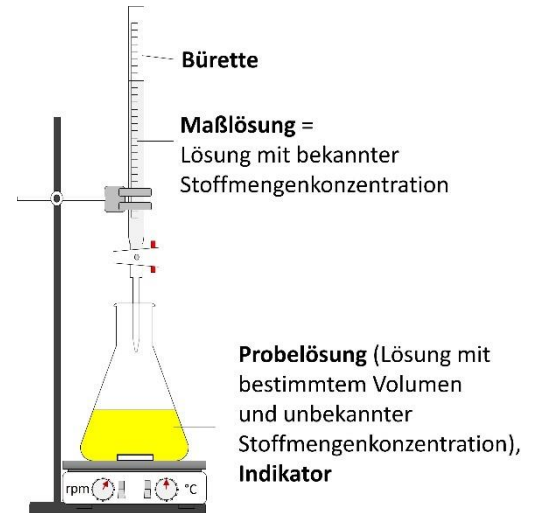
Mit diesem Verfahren kann man die **Stoffmengenkonzentration c** einer Säure oder Base in einer Lösung experimentell bestimmen. Es wird das Prinzip der Neutralisation genutzt (also Titration einer sauren Lösung mit einer Lauge oder umgekehrt).

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: $c(\text{HCl}) = 0,05 \text{ mol/L}$



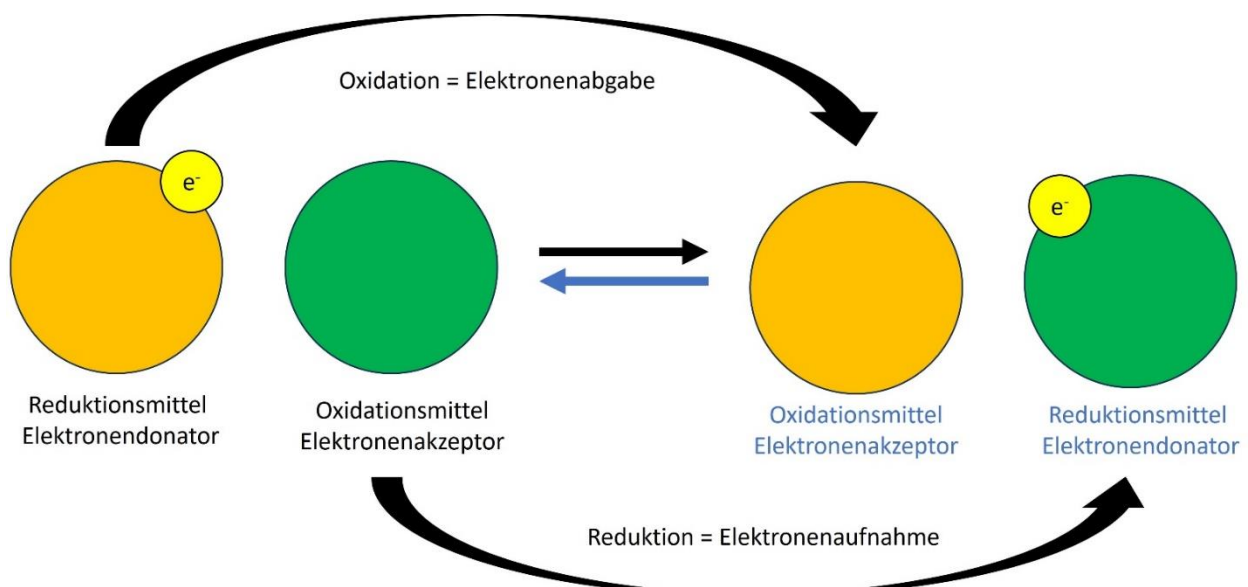
4 ELEKTRONENÜBERGÄNGE (REDOXREAKTIONEN)

Hinweis: vgl. auch Grundwissen der Klasse 9 SG (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=UNuoyGjxf0> (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. O₂, He, C,...).
 - Atom-Ionen: Die OZ entspricht der Ladungszahl! (z.B. Fe³⁺: OZ von Fe ist hier +3).
 - Moleküle: Die Summe aller Oxidationszahlen ergibt 0.
 - Molekül-Ionen: Die Summe aller Oxidationszahlen ergibt die Gesamtladung.

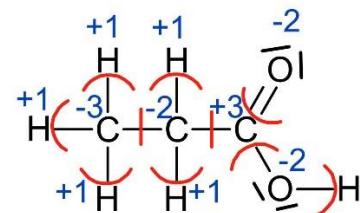
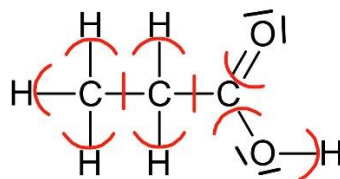
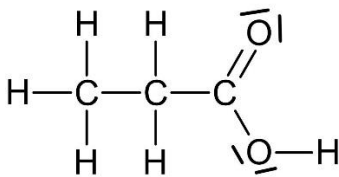
Für Moleküle / Molekül-Ionen gilt außerdem:

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. Methanol- oder Ethanol-Brennstoffzelle (Stromerzeugung durch Redoxreaktion), 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> $\begin{array}{c} \text{R}^3 \\ \\ \text{R}^1-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \\ \text{R}^2 \end{array}$ <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 Cu^{2+} -Ionen \rightarrow ziegelroter Cu_2O Niederschlag
- Silberspiegel-Probe: mit ammoniakalischer Ag^+ -Lösung \rightarrow silber-metallischer Spiegel an Gefäßwand
- Schiff'sche Probe: mit farblosem Schiff'schem Reagenz \rightarrow rot-violette Färbung

5 NUKLEOPHIL-ELEKTROPHIL-REAKTIONEN

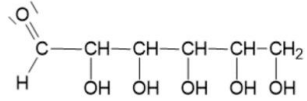
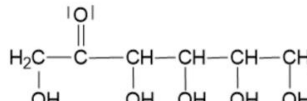
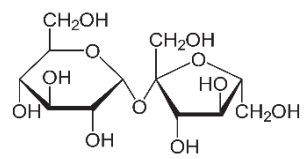
Begrifflichkeiten:

- **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)

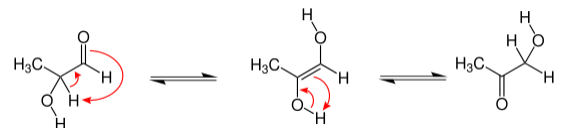
5.1 ZUCKER (KOHLENHYDRATE)

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 4: 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

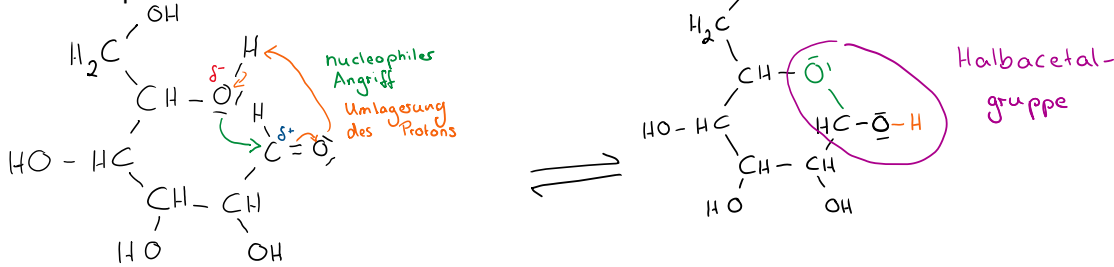
- einer Carbonylgruppe (elektrophil) sowie
- mehreren Hydroxygruppen (nucleophil)

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.

Abbildung 5:
<https://de.wikipedia.org/wiki/Tautomerie#/media/Datei:Ketol-Endiol-Tautomerie.svg>, 06.09.2023



Hier am Beispiel der Glucose:



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

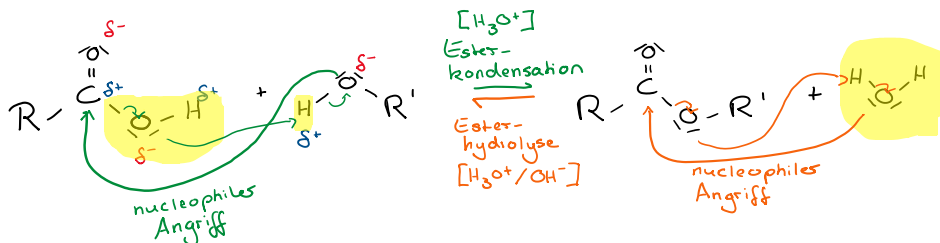
z.B. Saccharose (s. Tabelle): Kondensationsreaktion (Verknüpfung unter Abspaltung eines Wassermoleküls)

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

5.2 ESTER, FETTE UND TENSIDE

Esterkondensation und Esterhydrolyse

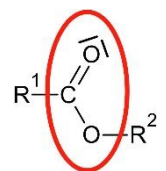
- **Kondensation:** Verknüpfung von Molekülen unter Abspaltung eines kleinen Nebenprodukts (hier H_2O)
- **Hydrolyse:** Zerlegung eines größeren Moleküls durch Reaktion mit einem Wassermolekül



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)

