

<p><u>Elektronegativität (EN)</u></p> <p>Fähigkeit eines Atomkerns die bindenden Elektronen an sich/zu sich zu ziehen. EN nimmt im PSE von links nach rechts bzw. von unten nach oben zu.</p>	<p><u>Polare Atombindung</u></p> <p>Aufgrund unterschiedlicher EN ($\Delta EN > 0,5$) zweier Bindungspartner in einer Atombindung kommt es zu einer unsymmetrischen Ladungsverteilung und damit zu Teilladungen.</p>
<p><u>Intermolekulare Wechselwirkungen</u></p> <ul style="list-style-type: none"> • Van-der-Waals-Wechselwirkungen • Dipol-Dipol-Wechselwirkungen • Ionen-Dipol-Wechselwirkungen • Wasserstoffbrücken <p>Bemerkung: Wechselwirkungen nehmen von oben nach unten an Stärke zu!</p>	<p><u>Van-der-Waals-Wechselwirkung</u></p> <ul style="list-style-type: none"> • Wechselwirkungen zwischen spontanen und induzierten Dipolen • Zunahme der Stärke mit zunehmender Moleküloberfläche und -masse • Wirkung zwischen allen Molekülen (v.a. bei unpolaren von Bedeutung)
<p><u>Dipol-Dipol-Wechselwirkung</u></p> <ul style="list-style-type: none"> • Wechselwirkung zwischen permanenten Dipol-Molekülen wie z. B. Wasserstoffbromid, HBr 	<p><u>Wasserstoffbrücken</u></p> <ul style="list-style-type: none"> • bei Wasserstoffverbindungen mit einem stark elektronegativen Bindungspartner: F, N, O, Cl (also NH₃, HF, H₂O,...) • Wasserstoffbrücke entsteht zwischen positiv polarisierten H-Atom(en) und freien Elektronenpaaren des nächsten Moleküls
<p><u>Elektronenpaarabstoßungsmodell</u></p> <p>Modell zur Erklärung der Molekülgeometrie; Regeln:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Elektronenpaare stoßen sich gegenseitig ab und bilden einen entsprechenden Winkel zueinander aus (Bindungswinkel) 2. Nichtbindende Elektronenpaare nehmen mehr Raum/Platz als bindende Elektronenpaar ein 3. Mehrfachbindungen werden wie Einfachbindungen behandelt 	<p><u>Säuren und Basen</u></p> <p>Säure = Protonendonator</p> <p>Base = Protonenakzeptor</p> <p>Die Abgabe eines Protons bedingt immer die Aufnahme eines Protons; Abgabe und Aufnahme eines Protons sind gekoppelt</p>

Wichtige Säuren



Name	Chemische Formel
Salzsäure	HCl
Salpetersäure	HNO ₃
Schwefelwasserstoff	H ₂ S
Schwefelsäure	H ₂ SO ₄
Kohlensäure	H ₂ CO ₃
Phosphorsäure	H ₃ PO ₄
Essigsäure	CH ₃ COOH

Wichtige Laugen



Name	Chemische Formel
Natronlauge	NaOH
Kalilauge	KOH
Kalkwasser	Ca(OH) ₂
Ammoniakwasser	NH ₄ OH

Saure und alkalische Lösungen



- Saure Lösung: pH < 7;
Enthalten überwiegend H₃O⁺-Ionen (Oxoniumionen)
- Alkalische Lösung: pH > 7;
Enthalten überwiegend OH⁻-Ionen (Hydroxidionen)

Oxidation und Reduktion



- Oxidation = Elektronenabgabe
- Reduktion = Elektronenaufnahme
- Teilchen, die Elektronen abgeben = Elektronendonatoren (sie werden oxidiert) = Reduktionsmittel
- Teilchen, die Elektronen aufnehmen = Elektronenakzeptoren (sie werden reduziert) = Oxidationsmittel

Oxidationszahlen (OZ)



Regeln zum Erstellen von Oxidationszahlen:

1. Atome elementarer Stoffe haben die OZ = 0

In Verbindungen gelten weiter folgende Regeln:

2. Metallatome haben immer positive OZ
3. F als elektronegativstes Element immer OZ = -1
4. H immer +1 (außer in Verbindungen mit Metallen)
5. O immer -II als Oxide
6. Bei Molekülen ist die Summe aller OZ immer 0
7. Bei Molekülionen entspricht die Summe aller OZ der Ladung des Molekülions

Kohlenwasserstoffe



- Gesättigte Kohlenwasserstoffe (nur Einfachbindungen)
 - Alkane, z. B. Methan, Ethan, Propan ...
- Ungesättigte Kohlenwasserstoffe (Mehrfachbindungen)
 - Alkene (Doppelbindungen)
z. B. Ethen, Propen ...
 - Alkine (Dreifachbindungen)
z. B. Ethin, Propin

Isomerie



Isomerie = Moleküle mit gleicher Summenformel, aber unterschiedlich räumlichen Bau

- Konstitutionsisomerie: unterschiedliche Verknüpfung der Atome
- E/Z-Isomerie: unterschiedliche räumliche Anordnung von Substituenten an den C-Atome einer Doppelbindung

Organische Reaktionen – Teil I

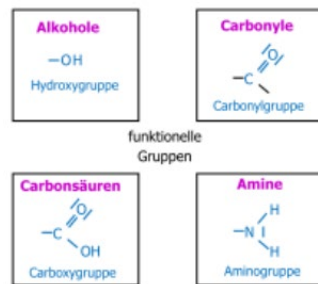


Organische Verbindungen mit Einfachbindungen weisen eine Tendenz zu **Substitutionsreaktionen** auf.

Organische Verbindungen mit Mehrfachbindungen gehen **Additionsreaktionen** ein.

Funktionelle Gruppen

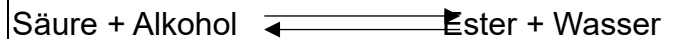
Funktionelle Gruppen bestimmen das Reaktionsverhalten von organischen Verbindungen.



Organische Reaktionen – Teil II

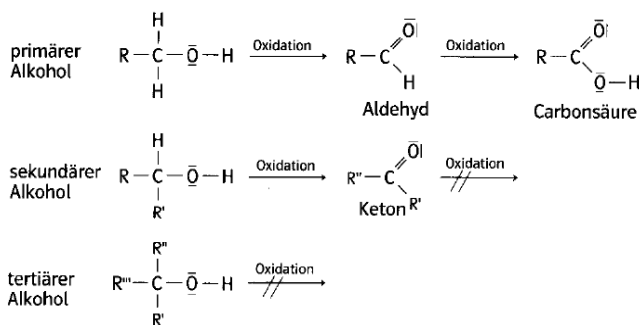
Bei einer **Kondensationsreaktion** verbinden sich 2 Moleküle unter Abspaltung von Wasser miteinander, z. B. Estersynthese aus Säure und Alkohol.

Bei einer **Hydrolyse** zerfällt eine Verbindung durch die Reaktion von Wasser, z. B. Esterhydrolyse.



Organische Reaktionen – Teil III

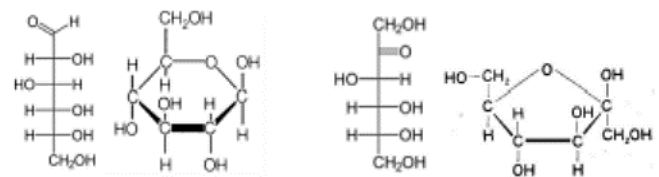
Oxidation der Alkohole



R: organischer Rest oder H
 R', R'', R''' organischer Rest (z. B. Methyl-, Ethyl-, Propyl-), nicht H

Biomoleküle – Kohlenhydrate I

Monosaccharide



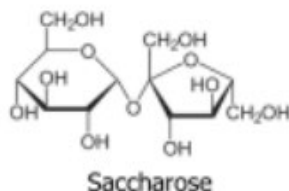
Traubenzucker (Glucose)

Fructozucker (Fructose)

Glucose ist ein Polyhydroxyaldehyd. Fructose stellt ein Polyhydroxyketon dar. Der Ringschluss findet über eine **nukleophile Addition** statt.

Biomoleküle – Kohlenhydrate II

Monosaccharide können durch eine **glykosidische Bindung** zu Di- oder Polysacchariden verknüpft werden.



Molekül-Geometrien:

Allg. Formel	Geometrie/Bindungswinkel
AB ₂ , kein freies Elektronenpaar	linear-planar/180°
AB ₃ , kein freies Elektronenpaar	trigonal-planar/120°
AB ₄ , kein freies Elektronenpaar	Tetraeder/109°
AB ₃ , 1 freies Elektronenpaar	trigonal-pyramidal/107,3°
AB ₂ , 2 freie Elektronenpaare	gewinkelt/104,5°