

Chemie – Semesterprüfung 8. Semester

Die acht Stoffgebiete des Beiblatts, beantwortet aus dem Skriptum „Chemie Teil 2“

Kandidat	Max, 8D	Prüfungsform	mündlich, 15–30 Minuten
Termin	Dienstag, 15.09.2026	Quelle	Müller / Wartusch, „Chemie Teil 2“, BG/BRG/SRG Reithmannstraße

Seitenangaben in eckigen Klammern beziehen sich auf die PDF-Seite des Skriptums (Z = Zusammenfassung des Kapitels, St = Stationenblatt).

Basiskonzepte – der Rahmen, in dem geprüft wird

Das Beiblatt verlangt ausdrücklich, dass die Basiskonzepte auf Aufgaben aus *allen* chemierelevanten Bereichen angewendet werden können. Sie sind die Sprache, in der die acht Themen beantwortet werden sollen:

Konzept	Was damit erklärt wird
Stoff-Teilchen	Jeder Stoff besteht aus Teilchen; Stoffeigenschaften sind Folge von Teilchenart und Teilchenanzahl.
Struktur-Eigenschaft	Die Struktur eines Moleküls bestimmt seine Eigenschaften – das Konzept hinter Thema 1 (Siede-/Schmelzpunkte).
Energie	Reaktionen laufen unter Energieaufnahme oder -abgabe ab (Verbrennung, Cracken).
Größen	Stoffmenge, molare Masse, Konzentration – quantitative Beschreibung.
Gleichgewicht	Viele OC-Reaktionen sind Gleichgewichte (Addition ↔ Eliminierung, Kondensation ↔ Hydrolyse, Ringform ↔ offene Form beim Zucker).
Donator-Akzeptor	Ein Teilchen gibt ab, eines nimmt auf: Protonen bei Säure/Base, Elektronen bei Redox. Erklärt auch Reaktionen organischer Moleküle.

Donator-Akzeptor bei Säure-Base-Reaktionen (das Beiblatt nennt es ausdrücklich)

- **Säuren sind Protonendonatoren** – sie geben H^+ ab und erzeugen in wässriger Lösung H^+ -Ionen. **Basen sind Protonenakzeptoren** – sie nehmen H^+ auf und erzeugen OH^- -Ionen, indem sie dem Wassermolekül ein H^+ entziehen.
- **Carbonsäuren** geben das H der OH-Gruppe als H^+ ab. Die entstehenden Anionen heißen **Alkanoate**: Methanoat, Ethanoat, Propanoat ...

- **Amine** lagern das H^+ an das **freie Elektronenpaar des Stickstoffs** an: $H_3C-NH_2 + H_2O \leftrightarrow H_3C-NH_3^+ + OH^-$. Die Kationen heißen **Alkylammoniumionen**: Methylammonium, Dimethylammonium ...
- **Und genau hier schließt sich der Kreis zu Thema 2:** Die Aminosäure trägt beides – Carbonsäure und Amin – im selben Molekül. Deshalb gibt sie sich das Proton selbst und liegt als Zwitterion vor.

0 Chemische Fach- und Formelsprache

[Z8, Punkt 3 „Die Formeln“, Punkt 4 „Wichtige Verbindungsklassen“ und Punkt 5 „Nomenklatur“, S. 17–21]

Das Beiblatt verlangt neben den Basiskonzepten ausdrücklich die **chemische Fach- und Formelsprache**. Sie wird nicht als eigene Frage geprüft, sondern in jeder Antwort mitbewertet: Formeln richtig schreiben, Moleküle richtig benennen, Verbindungsklassen richtig zuordnen.

Die vier Formelarten

Formelart	Was sie angibt	Beispiel 1-Propanol
Summenformel	nur Anzahl und Atomsorte, keine Auskunft über die Struktur	C_3H_8O
Strukturformel	wie die Atome verbunden sind, meist mit freien Elektronenpaaren	alle Bindungen einzeln gezeichnet
Halbstrukturformel	fasst eindeutige Bereiche zusammen, in einer Zeile schreibbar	$H_3C-CH_2-CH_2-OH$
Strichformel	nur Bindungen zwischen den C und zu Heteroatomen; jede Ecke und jedes Ende ist ein C , die H ergeben sich aus den fehlenden Bindungsarmen	Zickzacklinie mit $-OH$ am Ende

Verbindungsklassen und funktionelle Gruppen

Klasse	funktionelle Gruppe	Endung / Name	Beispiel
Alkane	keine, nur Einfachbindungen	„-an“	Propan
Alkene	$C=C$ Doppelbindung	„-en“	Ethen $H_2C=CH_2$
Alkine	$C\equiv C$ Dreifachbindung	„-in“	Ethin $HC\equiv CH$
Aromaten	Ring mit abwechselnden Doppelbindungen	eigener Name	Benzol C_6H_6
Alkohole	Hydroxygruppe $-OH$	„-ol“ (Rest: Hydroxy-)	Ethanol
Aldehyde	Formylgruppe $-CHO$	„-al“ (Rest: Oxo-)	Ethanal

Ketone	Oxogruppe C=O in der Kette	„-on“	Propanon (Aceton)
Carbonsäuren	Carboxygruppe – COOH	„-säure“ (Rest: Carboxy-)	Ethansäure (Essigsäure)
Ester	–CO–O–	Alkansäure + Alkylrest + „ester“	Ethansäureethylester
Amine	Aminogruppe –NH ₂	Anzahl C + „yl“ + „amin“	Ethylamin
Amide	–CO–NH–	„-amid“	N-Methylpropansäureamid
Ether	–C–O–C–	kurze Seite + „oxy“ + Alkan	Methoxyethan

Nomenklatur – die Regeln in der richtigen Reihenfolge

1. Die **längste C-Kette** bildet den Grundnamen. Sie muss nicht gerade gezeichnet sein, weil Einfachbindungen frei drehbar sind.
2. **Seitenketten** heißen: Vorsilbe für die Anzahl C + Endung „yl“ (Methyl, Ethyl ...).
3. Gleiche Seitenketten bekommen einen **Zähler**: Di(2), Tri(3), Tetra(4), Penta(5) ...
4. Die **Lage** wird als C-Nummer angegeben, und zwar so, dass **möglichst kleine Zahlen** entstehen. Alphabetisch zuerst genannt wird die Seitenkette, die im Alphabet vorne steht (Ethyl vor Methyl).
5. **Ringe** bekommen die Vorsilbe „Cyclo“; dort zählt der Ring als Grundname, nicht die längste Kette.

Beispiel aus dem Skriptum: **4-Ethyl-2,2-dimethyloctan** – Grundname Octan, zwei Methylgruppen am 2. C, eine Ethylgruppe am 4. C.

Isomerie – gleiche Summenformel, verschiedene Struktur

Art	Worum es geht
Kettenisomerie	verzweigt gegen unverzweigt (Alkane)
E/Z-Isomerie	Doppelbindungen sind nicht frei drehbar. Reste auf der gleichen Seite = Z (zusammen), sonst E (entgegen). Bei zwei Resten an einem C zählt der größere.
Stellungsisomerie am Benzol	1,2 = ortho · 1,3 = meta · 1,4 = para
Optische Isomerie	C mit vier verschiedenen Resten → Enantiomere (siehe Thema 7)

1 Reihung der organischen Verbindungsklassen nach Siede- und Schmelzpunkt

[Z8, S. 17–21 · St Kap. 8/3 „Zwischenmolekulare Bindungen“, S. 22 · St Kap. 8/4 „Siede- und Schmelzpunkte“, S. 22]

Kernsatz des Skriptums: Siede- und Schmelzpunkte hängen von **der Masse** und **der Anziehung der beteiligten Teilchen** ab. Da die Anziehung innerhalb einer Verbindungsklasse immer ähnlich ist, nehmen Siede- und Schmelzpunkt mit der Masse der Moleküle zu. Ein Vergleich *verschiedener* Verbindungsklassen ist nur bei Molekülen **ähnlicher Masse** sinnvoll.

Die zwischenmolekularen Kräfte, nach Stärke geordnet

Kraft	Zwischen welchen Teilchen	Stärke / Bemerkung
Ionenbindung	zwischen Ionen (ganze Ladungen + und –)	am stärksten – deshalb sind Salze fest und hochschmelzend
Wasserstoffbrücke	H direkt an O, N oder F gebunden	stärkste Bindung zwischen Molekülen (Sonderstellung der Dipol-Anziehung)
Dipol–Dipol	polare Moleküle („Dipole“)	Teilladungen $\delta+$ / $\delta-$ durch unterschiedliche Elektronegativität
Dispersion (van der Waals)	unpolare Moleküle	am schwächsten – nur kurzzeitige Dipole durch Elektronenverschiebung

Die Reihung der Verbindungsklassen (bei ähnlicher molarer Masse)

Alkane < Alkene $\approx$ Ether < Aldehyde $\approx$ Ketone < Amine < Alkohole < Carbonsäuren < Amide

Klasse	stärkste wirkende Kraft	Begründung
Alkane, Alkene, Alkine, Aromaten	nur Dispersion	unpolar, keine stark negativierten Atome $\rightarrow$ tiefste Siedepunkte
Ether	schwacher Dipol	O ist eingebaut, aber es gibt kein H am O $\rightarrow$ keine H-Brücken untereinander
Aldehyde, Ketone	Dipol–Dipol (C=O)	starke C=O-Polarität, aber wieder kein H am O
Amine	H-Brücken (N–H)	N ist weniger elektronegativer als O $\rightarrow$ schwächere H-Brücken als bei

		Alkoholen
Alkohole	H-Brücken (O–H)	jedes Molekül kann H-Brücken geben <i>und</i> nehmen
Carbonsäuren	zwei H-Brücken gleichzeitig	bilden Dimere (zwei Moleküle hängen über zwei H-Brücken zusammen) → höchste Siedepunkte der Standardklassen
Amide	H-Brücken + starker Dipol	deshalb sind Polyamide (Nylon) feste, zähe Kunststoffe

Das Beispiel aus dem Skriptum (Station 8/4)

Vier Moleküle mit fast gleicher molarer Masse (72–74 g/mol) – die Siedepunkte sind zuzuordnen und zu begründen:

Molekül	Klasse	M (g/mol)	Sdp.	Begründung
Pentan C ₅ H ₁₂	Alkan	72	30 °C	unpolar, nur Dispersionskräfte
Butanal C ₄ H ₈ O	Aldehyd	72	75 °C	Dipol–Dipol über C=O, keine H-Brücken
1-Butanol C ₄ H ₁₀ O	Alkohol	74	99 °C	H-Brücken über die OH-Gruppe
Propansäure C ₃ H ₆ O ₂	Carbonsäure	74	141 °C	Dimere über zwei H-Brücken

Merke für die Prüfung: Immer **zwei** Argumente nennen – erst die Masse (innerhalb einer Klasse), dann die zwischenmolekulare Kraft (zwischen den Klassen). Zusatzpunkte: **Verzweigte** Alkane siedeten tiefer als unverzweigte (kleinere Kontaktfläche), und beim **Schmelzpunkt** gilt dieselbe Reihung der Kräfte, zusätzlich zählt aber die **Packung im Kristall**: symmetrische, kompakte Moleküle lassen sich dichter packen und schmelzen deshalb höher, obwohl sie tiefer siedeten. Siede- und Schmelzpunktreihung müssen also nicht identisch sein.

2 Zwitterionische Struktur der Aminosäuren

[Z10, Punkt 4.2, S. 50–51]

Kernsatz des Skriptums: Da die Aminosäure eine **Base** (die Aminogruppe) und eine **Säure** (die Carboxygruppe) im selben Molekül trägt, liegt sie in wässriger Lösung mit einer positiven *und* einer negativen Ladung vor – als **Zwitterion**.

Aufbau

- Alle 20 natürlichen Aminosäuren haben dieselbe Grundstruktur: eine **2-Aminocarbonsäure** (früher „α-Aminosäure“, weil das 2. C früher α-Position hieß).
- Sie unterscheiden sich **nur im Rest R** am 2. Kohlenstoff – z. B. Glycin (R = H), Alanin (R = CH₃), Serin (R = CH₂OH), Cystein (R = CH₂SH).

Wie das Zwitterion entsteht

Die Carboxygruppe gibt ihr Proton ab (Donator), die Aminogruppe nimmt es auf (Akzeptor) – ein **innermolekularer Protonenübergang**, also angewandtes Donator-Akzeptor-Konzept:



Nach außen ist das Teilchen **neutral** (die Ladungen heben einander auf), im Inneren aber zweifach geladen.

pH-Abhängigkeit – die typische Zusatzfrage

Milieu	Form der Aminosäure	Gesamtladung
stark sauer	${}^+\text{H}_3\text{N}-\text{CHR}-\text{COOH}$ (COO^- nimmt H^+ auf)	positiv → Kation
neutral (isoelektrischer Punkt)	${}^+\text{H}_3\text{N}-\text{CHR}-\text{COO}^-$	nach außen neutral → Zwitterion
stark basisch	$\text{H}_2\text{N}-\text{CHR}-\text{COO}^-$ (NH_3^+ gibt H^+ ab)	negativ → Anion

Welche Eigenschaften daraus folgen

- **Hohe Schmelzpunkte**, feste kristalline Stoffe – die Moleküle ziehen einander wie Ionen an (Brücke zu Thema 1: Ionenbindung ist die stärkste Anziehung).
- **Gute Wasserlöslichkeit**, schlechte Löslichkeit in unpolaren Lösungsmitteln.
- **Pufferwirkung**: kann sowohl H^+ aufnehmen als auch abgeben – wichtig für den Blut-pH.
- **Optische Aktivität**: alle Aminosäuren außer Glycin tragen vier verschiedene Reste am 2. C und sind deshalb optisch aktiv (→ Thema 7).
- **Peptidbindung**: Aminogruppe der einen + Carboxygruppe der anderen Aminosäure kondensieren unter Wasserabspaltung zur Amid- bzw. Peptidbindung – daraus entstehen

Peptide und Proteine.

3 Cracken und Verbrennen organischer Moleküle

[Z9, Punkt 3 „Reaktionen der Alkane“, S. 27–28 · St Kap. 9/2 „Cracken und Verbrennen“, S. 25–26]

Vollständige Verbrennung

Bei der vollständigen Verbrennung (also mit **genügend Sauerstoff**) von organischen Substanzen $C_xH_yO_z$ entsteht **immer CO_2 und H_2O** .

Beispiel Feuerzeug (Butan): $2 C_4H_{10} + 13 O_2 \rightarrow 8 CO_2 + 10 H_2O$

- **Unvollständige Verbrennung** (zu wenig Sauerstoff): es entsteht **CO** (Kohlenmonoxid, giftig) oder sogar **C** (Ruß) – genau die Frage aus dem Stationenblatt.
- Ausgleichs-Trick: erst C, dann H, ganz zuletzt O ausgleichen; bei ungerader O-Zahl die ganze Gleichung verdoppeln.
- Einordnung: Die Verbrennung ist die **vollständige Oxidation** – Brücke zu Thema 8.

Cracken

Beim Cracken werden aus **langkettigen Alkanen** **kurzkettige Alkane und Alkene**. Die Größe der Bruchstücke variiert. Reaktionsgrundtyp: **Eliminierung**.

- **Warum man es macht:** Im Erdöl ist ein hoher Anteil an langkettigen Alkanen, der nicht benötigt wird. Gebraucht werden dagegen die kurzkettigen **Alkane als Benzin** und die kurzkettigen **Alkene zur Kunststoffherstellung**. Durchgeführt wird das in der **Petrochemie** (erdölverarbeitende Industrie).
- **Produkte sind nicht eindeutig** – pro Spaltung entstehen immer ein Alkan und ein Alken, die Bruchstelle ist aber zufällig. Beispiel Butan: Methan + Propen *oder* Ethan + Ethen.
- Merke die Bilanz: Summe der C-Atome der Produkte = C-Atome des Edukts.

4 Polymere: Polymerisation von Alkenen, Polykondensation zu Polyestern und Polyamiden

[Z9, Punkt 10 „Die Polymerisation“, S. 33–34 · St Kap. 9/6, S. 37]

Bei einer Polymerisierung werden viele kleine Moleküle (**Monomere**) zu langen Molekülen (**Polymere**) zusammengefügt – allgemein als Plastik oder Kunststoff bezeichnet.

Zwei Einteilungen, die man auseinanderhalten muss

nach den Eigenschaften	Bedeutung
Elastomere	gehen nach Belastung und Verformung in die Ausgangsform zurück
Thermoplaste	lassen sich bei erhöhter Temperatur verformen
Duomere	sind hart und nicht verformbar

nach der Herstellung	Was passiert
Polymere aus Alkenen	Doppelbindungen öffnen sich, kein Nebenprodukt
Polyaddition	zwei funktionelle Gruppen verbinden sich, kein Nebenprodukt
Polykondensation	zwei funktionelle Gruppen verbinden sich unter Abspaltung eines kleinen Moleküls (meist Wasser)

a) Polymerisation von Alkenen

- Aus vielen kleinen Alkenen wird ein langes Alkan: die Doppelbindungs-Kohlenstoffe verbinden sich zu einer langen Kette aus einfach gebundenen Kohlenstoffen.
- **Achtung (steht extra im Skriptum):** Nur die Kohlenstoffe der Doppelbindung bilden die durchgehende Kette – alles andere hängt als Rest seitlich dran. Aus Propen wird deshalb Polypropen (PP), bei dem jedes zweite Ketten-C eine CH₃-Gruppe trägt.
- Der Reaktionstyp dahinter ist die **Addition** – es wird nichts abgespalten, die Summenformel des Polymers ist $n \times$ Summenformel des Monomers.

b) Polykondensation – Polyester und Polyamide

Bei der Polykondensation werden immer **zwei funktionelle Gruppen unter Abspaltung eines kleinen Moleküls (z. B. Wasser)** verbunden. Es ist dieselbe Reaktion wie die Ester- bzw. Amidbildung aus Z9 Punkt 9 – nur eben vielfach hintereinander.

Polymer	Monomere	neue Bindung	Beispiel
---------	----------	--------------	----------

Polyester	Dicarbonsäure + zweiwertiger Alkohol (Diol)	Ester –CO–O–, Wasser wird abgespalten	PET (Polyethylenterephthalat), Getränkeflaschen
Polyamid	Dicarbonsäure + Diamin	Amid/Peptid –CO–NH–, Wasser wird abgespalten	Nylon „PA 6.6“, Strümpfe, Fallschirme, Gitarrensaiten

- **Die entscheidende Bedingung:** Jedes Monomer braucht **zwei** funktionelle Gruppen (bifunktionell) – sonst bricht die Kette nach einem Schritt ab.
- „Polyamid 6.6“ heißt so, weil beide Monomere je **6 Kohlenstoffatome** haben.
- Der Vergleich zur Natur bringt Punkte: **Proteine sind Polyamide** (Peptidbindung = Amidbindung), und alle Polykondensate lassen sich durch **Hydrolyse** wieder spalten.

Wichtige Kunststoffe (Tabelle aus dem Skriptum)

Bezeichnung	Kürzel	Industriename	Verwendung
Polyethen	PE	–	Folien, Taschen, Flaschen
Polypropen	PP	–	Flaschen
Polyvinylchlorid	PVC	–	Fußboden, Spielzeug
Polytetrafluorethen	PTFE	Teflon	Pfannenbelag, Goretex
Polystyrol	PS	Styropor	Becher, Isolierung
Polyethylenterephthalat	PET	–	Getränkeflaschen – <i>Polykondensat</i>
Polyamide	PA	Nylon	Gewebe – <i>Polykondensat</i>
Polycarbonate	PC	–	CDs, DVDs

5 Addition und Eliminierung

[Z9, Punkt 1 Übersicht S. 25 · Punkt 4–6, S. 29–30]

Die vier Grundtypen der OC-Reaktionen

Grundtyp	allgemein	Beispiele aus dem Skriptum
Addition	$A + B \rightarrow C$	A_e : Chlor/Brom oder Halogensäuren an Alkene $\rightarrow$ Halogenalkane; Wasser an Alkene $\rightarrow$ Alkohole. A_n : Alkohol an Carbonyl $\rightarrow$ Halbacetal/Halbketal
Substitution	$A + B \rightarrow C + D$	S_n , S_e (Aromaten), S_r (Alkane mit Cl_2/Br_2)
Eliminierung	$A \rightarrow B + C$	Halogenalkane $\rightarrow$ Alkene + Halogensäure; Alkohole $\rightarrow$ Alkene + Wasser; Cracken
Umlagerung	$A \rightarrow A$	Keto-Enol-Tautomerie

Die elektrophile Addition A_e (an Alkene)

- **Elektrophil** heißt: angegriffen werden Stellen **hoher** Elektronendichte – bei Alkenen also die Doppelbindung. Die Doppelbindung wird zur Einfachbindung, die beiden neuen Reste hängen sich an.
- **Regel von MARKOWNIKOW**: Ist R_1 ein Wasserstoffatom, so geht dieses H bevorzugt an das C der Doppelbindung **mit den meisten Wasserstoffen**.
Beispiel: Propen + HCl $\rightarrow$ hauptsächlich **2-Chlorpropan**, 1-Chlorpropan nur in geringen Mengen.
- **Aromaten machen keine Addition**, weil dadurch das energetisch sehr stabile aromatische System zerstört würde – sie reagieren stattdessen in elektrophiler Substitution S_e .

Die nucleophile Addition A_n (an Aldehyde und Ketone)

- **Nucleophil** heißt: angegriffen werden Stellen **geringer** Elektronendichte. Beim Carbonyl ist das der Kohlenstoff, weil der elektronegative Sauerstoff die Bindungselektronen abzieht (C δ^+ , O δ^-).
- **Regel**: Ist R_1 ein Wasserstoffatom, so geht dieses H an das **O** der Doppelbindung.
- Wichtigstes Produkt: das **Halbacetal** – siehe Thema 6.

Die Eliminierung E

- Abgespalten werden ein **leicht negativierter Molekülteil** ($-Cl$, $-Br$, $-OH$, $-OAlkyl$) von einem Kohlenstoff und ein **Wasserstoff vom Nachbarkohlenstoff**. Dabei entsteht eine **Doppelbindung**.
- **Regel von SAYTZEFF**: Es entsteht bevorzugt das Alken mit der **verzweigteren** Doppelbindung – also die Doppelbindung, von der mehr Kohlenstoffe weggehen.
Beispiel 2-Butanol: Hauptprodukte (E)- und (Z)-2-Buten; 1-Buten nur in geringen Mengen.

Der Satz, der die beiden Themen verbindet: Die Rückreaktion einer Eliminierung ist eine Addition. Beide Reaktionen sind also ein Gleichgewicht – Alken + Wasser $\leftrightarrow$ Alkohol. Über die Bedingungen (Wasserüberschuss bzw. Wasserentzug) lässt sich steuern, welche Seite überwiegt.

Zwei Merksätze, zwei Namen: **Addition** → **Markownikow**, **Eliminierung** → **Saytzeff**.

6 Bildung von (Halb-)Acetalen und Ketalen

[Z9, Punkt 5, S. 29 · St Kap. 9/5 „Carbonyle und Alkohole“, S. 37 · Z10, Punkt 2.1, S. 45]

Das Thema besteht aus **zwei Schritten mit zwei verschiedenen Reaktionstypen** – genau darauf zielt die Frage:

Schritt	Reaktion	Reaktionstyp	Nebenprodukt
1	Aldehyd + Alkohol → Halbacetal Keton + Alkohol → Halbketal	nucleophile Addition (A _n)	keines
2	Halbacetal + Alkohol → Acetal Halbketal + Alkohol → Ketal	Kondensation	Wasser

Woran man sie erkennt

Gruppe	am selben C hängen	Bemerkung
Halbacetal / Halbketal	eine –OH und eine –OR	Zwischenstufe, meist instabil – außer im Ring
Acetal / Ketal	zwei –OR	stabil; entsteht unter Wasserabspaltung

Der Unterschied zwischen „Acetal“ und „Ketal“ liegt nur im Ausgangsstoff: **Aldehyd** → **Acetal**, **Keton** → **Ketal**.

Der Ringschluss beim Zucker – der wichtigste Anwendungsfall

- Moleküle, die eine Aldehyd- *und* eine Alkoholfunktion tragen, können **ringförmige Halbacetale** bilden – das Molekül reagiert mit sich selbst (intramolekular).
- Beim Zucker reagiert die **OH-Gruppe des vorletzten C** mit der **C=O-Doppelbindung**: bei Aldohexosen entsteht ein Halbacetal, bei Ketohexosen ein Halbketal.
- Der ehemalige Carbonyl-Kohlenstoff heißt jetzt **anomerer C**. Er trägt vier verschiedene Reste und wird dadurch **optisch aktiv** – daher gibt es zwei Ringformen: **α** und **β**.
- In wässriger Lösung liegen nur **ca. 5 %** in der offenen Form vor – der Rest ist Ring.
- Verknüpft man zwei Zucker, reagiert das Halbacetal mit einer OH-Gruppe des zweiten Zuckers zum **Vollacetal**: das ist die glycosidische Bindung im Disaccharid (→ Thema 7).

7 Mono-, Di- und Polysaccharide

[Z10, Punkt 2, S. 42–47 · St Kap. 10/4 S. 55 · St Kap. 10/5 Benedict-Test, S. 56]

Grundlagen

- Der Name **Kohlenhydrat** kommt vom meist ganzzahligen Verhältnis von Wasser und Kohlenstoff in der Summenformel: $x \text{ C und } y \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_x(\text{H}_2\text{O})_y$.
- Funktionelle Gruppen: **Hydroxy –OH** und **Carbonyl C=O** (Aldehyd oder Keton) sowie deren Reaktionsprodukte.
- Namensendung „-ose“; oft werden funktionelle Gruppe und C-Anzahl angegeben – **Aldohexose** = Zucker mit 6 C und einer Aldehydgruppe.

7.1 Optische Aktivität

Kohlenstoffe mit **vier verschiedenen Resten** sind **optisch aktiv**: solche Moleküle können die Schwingungsebene von Licht drehen. Es gibt immer **zwei** räumliche Anordnungen, die sich wie **Bild und Spiegelbild** verhalten – **Enantiomere**.

Fischer-Projektion – die Regeln:

- Bindungen nach **rechts und links** gehen **vor** die Zeichenebene.
- Bindungen nach **oben und unten** gehen **hinter** die Zeichenebene.
- Der **Carbonyl-Kohlenstoff** (C=O) muss **nach oben** zeigen.
- Zeigt die OH-Gruppe am **vorletzten** C nach **rechts**, ist es ein **D-Zucker**, sonst ein L-Zucker.

Haworth-Projektion – die Regeln für die Ringform:

- Der Ringsauerstoff wird hinten bzw. rechts hinten gezeichnet, das anomere C liegt rechts im Ring.
- **α-Zucker**: die neue OH-Gruppe am anomeren C zeigt nach **unten**, bei **β** nach oben.
- **Merkhilfe 1**: OH in der Fischer-Projektion rechts $\Rightarrow$ im Haworth unten.
- **Merkhilfe 2**: D-Zucker $\Rightarrow$ letzter Kohlenstoff (CH₂OH) im Haworth oben.

7.2 Monosaccharide

Zucker	Kürzel	Typ	Bedeutung
D-Glucose	Glu	Aldohexose	Traubenzucker
D-Fructose	Fru	Ketohexose	Fruchtzucker
D-Mannose	Man	Aldohexose	–
D-Galactose	Gal	Aldohexose	ein Teil des Milchzuckers
D-Ribose	Rib	Aldopentose	in RNA und DNA

7.3 Disaccharide

Disaccharid	Trivialname	Verknüpfung
Saccharose	Haushalts-, Rüben-, Rohrzucker	1,2- α -D-Glu- β -D-Fru
Maltose	Malzzucker	1,4- α -D-Glu- α -D-Glu
Lactose	Milchzucker	1,4- β -D-Gal-D-Glu

Lesart: „1,4- α -D-Glu- α -D-Glu“ bedeutet, dass die OH-Gruppe des **ersten** C des ersten Zuckers mit der OH-Gruppe des **vierten** C des zweiten Zuckers kondensiert ist. Reaktionstyp: **Kondensation** $R-OH + HO-R \rightarrow R-O-R + H_2O$.

7.4 Polysaccharide

Name	Struktur	Vorkommen / Aufgabe	Verwendung
Stärke – Amylose	1,4- α -D-Glu, unverzweigt (ca. 25 % der Stärke)	in Pflanzen als Energiespeicher, hauptsächlich in Getreide und Kartoffel	wichtigster Energielieferant in der Nahrung des Menschen
Stärke – Amylopektin	1,4- α -D-Glu mit 1,6-Verzweigungen an jedem 25. Ring (ca. 75 %)		
Glycogen	1,4- α -D-Glu mit 1,6-Verzweigungen an jedem 10. Ring	im Menschen als Energiespeicher, hauptsächlich Muskel und Leber	–
Cellulose	1,4- β -D-Glu (zwischen 100 und 10.000 Einheiten)	in Pflanzen als Gerüstmolekül	Papierherstellung, Cellophan, Baumwoll- und Leinenstoffe

Der klassische Prüfungspunkt: Stärke und Cellulose bestehen beide *nur* aus Glucose – der einzige Unterschied ist **α gegen β** . Genau deshalb ist Stärke Nahrung und Cellulose ein unverdaulicher Ballaststoff: dem Menschen fehlt das Enzym für die β -Verknüpfung.

Eigenschaften der Kohlenhydrate

Eigenschaft	Begründung über die Struktur
gut wasserlöslich (Mono-/Disaccharide)	viele OH-Gruppen $\rightarrow$ viele Wasserstoffbrücken zum Wasser
fest, kristallin, hoher Schmelzpunkt	die vielen OH-Gruppen ziehen auch die Zuckermoleküle untereinander stark an ($\rightarrow$ Thema 1)

süß nur bei Mono- und Disacchariden	nur kleine Moleküle passen an die Rezeptoren
Polysaccharide kaum löslich	zu große Moleküle; Stärke quillt nur, Cellulose gar nicht
Mutarotation	über die offene Form stellt sich in Lösung ein Gleichgewicht zwischen α - und β -Ring ein

7.5 Oxidierbarkeit – der Benedict-Test

Monosaccharide und alle Saccharide mit einer **freien OH-Gruppe am anomeren C** können in wässriger Lösung ihren **Ring öffnen**. Die dann freiliegende **Aldehydgruppe** kann oxidiert werden. Der Benedict-Test testet die Anwesenheit freier Aldehydfunktionen über ihre Oxidierbarkeit.

- **Durchführung:** Zucker + Benedict-Lösung 2 Minuten ins heiße Wasserbad.
- **Positiv:** die blaue Lösung verfärbt sich **orange bis rot** – es bildet sich rotes **Kupfer(I)-oxid Cu_2O** . **Negativ:** die Lösung bleibt blau oder wird nur grün.
- **Benedict-Lösung** ist eine basische Kupfer(II)-sulfat-Lösung mit einem Komplexbildner, der die Kupferionen auch im basischen Milieu in Lösung hält (sonst würde festes Kupferhydroxid ausfallen).
- **Auch Ketosen reagieren positiv**, weil sich die Ketofunktion in eine Aldehydfunktion umlagern kann (Keto-Enol-Umlagerung) – deshalb ist auch Fructose ein „reduzierender Zucker“.

Zucker	Benedict	Begründung
Glucose	positiv	freies anomeres C $\rightarrow$ Ring öffnet sich $\rightarrow$ freie Aldehydgruppe wird zur Carbonsäure oxidiert
Fructose	positiv	Ketogruppe lagert sich zur Aldehydgruppe um
Maltose, Lactose	positiv	ein anomeres C bleibt frei (1,4-Verknüpfung)
Saccharose	negativ	1,2-Verknüpfung: beide anomeren C sind in der Bindung gebunden $\rightarrow$ Vollacetal, kein Ringöffnen möglich
Stärke, Cellulose	praktisch negativ	nur ein einziges freies Ende auf tausende Ringe – zu wenig für einen sichtbaren Nachweis

8 Oxidation und Reduktion in der organischen Chemie

[Z9, Punkt 8, S. 31 · Grundlagen Z7 „Die Redoxreaktion“, S. 4–8]

Drei Betrachtungsweisen – alle drei muss man nennen können

Oxidation	Reduktion
Abgabe von Elektronen	Aufnahme von Elektronen
Aufnahme von einem Sauerstoffatom	Abgabe von einem Sauerstoffatom
Abgabe von zwei Wasserstoffatomen	Aufnahme von zwei Wasserstoffatomen

In der OC arbeitet man meist mit der zweiten und dritten Zeile, weil sich Elektronen an großen Molekülen schlecht abzählen lassen. Zugrunde liegt aber immer dasselbe **Donator-Akzeptor-Konzept**.

Die Oxidationsreihe der Alkohole – das Herzstück des Themas

Ausgangsstoff	Oxidation → / ← Reduktion
primärer Alkohol	prim. Alkohol → Aldehyd → Carbonsäure (zwei Stufen, beide umkehrbar)
sekundärer Alkohol	sek. Alkohol → Keton (und nicht weiter)
tertiärer Alkohol	nicht oxidierbar

Und die Definition dazu (wird fast immer nachgefragt): Primäre Alkohole haben kein oder ein C direkt am OH-tragenden Kohlenstoff, sekundäre zwei, tertiäre drei. Beim tertiären Alkohol sitzt am OH-tragenden C kein Wasserstoff mehr – deshalb können keine zwei H abgegeben werden.

Beispiele aus dem Skriptum

- **Propansäure** → **Propanal** ist eine **Reduktion** (Abgabe eines Sauerstoffatoms).
- **2-Butanol** → **Butanon** ist eine **Oxidation** (Abgabe von zwei Wasserstoffatomen).
- Die **vollständige Verbrennung** ist die weitestgehende Oxidation – Endprodukte CO₂ und H₂O (→ Thema 3).
- Die **Oxidation der Zucker** beim Benedict-Test ist derselbe Schritt Aldehyd → Carbonsäure (→ Thema 7).

Falls nach der klassischen Redoxrechnung gefragt wird (aus Kapitel 7)

Oxidationszahlen: Die OZ gibt die Ladung eines Atoms in einer Verbindung an; die **Summe aller OZ** ergibt die Ladung des gesamten Teilchens.

Elemente mit fixer Ladung	OZ
Gruppe 1: H, Li, Na, K ...	+1
Gruppe 2: Be, Mg, Ca, Ba, Sr ...	+2
Gruppe 17: F, Cl, Br, I	–1 (außer in Verbindung mit Sauerstoff: variabel)
Sauerstoff	–2 (außer in Peroxiden: –1)

Redoxgleichung in Halbgleichungen – die Fünf-Schritt-Regel des Skriptums:

1. Edukt/Produkt-Paar in einer Gleichung anschreiben.
2. Das reagierende Teilchen multiplikativ ausgleichen.
3. Alle Sauerstoffe mit **H₂O** ausgleichen.
4. Alle Wasserstoffe mit **H⁺-Ionen** ausgleichen.
5. Die Ladung mit **Elektronen** ausgleichen.

Danach: beide Halbgleichungen so multiplizieren, dass sie die **gleiche Anzahl an Elektronen** enthalten, addieren und kürzen – die Elektronen **müssen** sich vollständig herauskürzen.

Die Querverbindungen – damit punktet man mündlich

Verbindung	Wie man sie formuliert
Thema 1 ↔ Thema 2	Aminosäuren sind als Zwitterionen quasi Salze – deshalb haben sie viel höhere Schmelzpunkte, als ihre Masse vermuten lässt.
Thema 3 ↔ Thema 5	Cracken ist eine Eliminierung; die Alkene daraus gehen anschließend Additionen und Polymerisationen ein.
Thema 4 ↔ Thema 2	Proteine sind Polyamide der Natur – dieselbe Amidbindung wie im Nylon, dieselbe Kondensation.
Thema 5 ↔ Thema 6	Die Halbacetalbildung ist eine nucleophile Addition, die Acetalbildung eine Kondensation.
Thema 6 ↔ Thema 7	Der Zuckerring <i>ist</i> ein Halbacetal; die glycosidische Bindung im Disaccharid <i>ist</i> ein Vollacetal.
Thema 7 ↔ Thema 8	Der Benedict-Test funktioniert nur, weil die freie Aldehydgruppe zur Carbonsäure oxidiert wird.
Thema 3 ↔ Thema 8	Verbrennung = vollständige Oxidation, CO ₂ ist die höchste Oxidationsstufe des Kohlenstoffs.

Erstellt am 09.08.2026 aus dem Skriptum „Chemie Teil 2“ (Dr. A. G. Müller / Dr. I. Wartusch, BG/BRG/SRG Reithmannstraße Innsbruck) und dem Beiblatt zum Semesterzeugnis vom 25.06.2026.