



„Der Chemielehrplan
der Jahrgangsstufe 10
(SG, WSG, MuG)“

Liebe Kolleginnen und Kollegen,

dieses Skript soll an die Skripte zu den Themen „Chemische Gleichgewichte“ und „Der Chemielehrplan der Jahrgangsstufe 11“¹ der vergangenen beiden Jahre anknüpfen und in analoger Weise Ideen und Impulse geben, wie der Chemielehrplan für die Jahrgangsstufe 10 (SG, MuG, WSG) umgesetzt werden kann. Wir würden uns freuen, wenn wir Ihnen dadurch die Neuausrichtung des Unterrichts im achtjährigen Gymnasium erleichtern.

Dieses Skript zeichnet einen Weg durch den Chemie-Unterricht der Jahrgangsstufe 10, bei dem Themen der anorganischen Chemie mit Themen der organischen Chemie gemischt werden. Deswegen bildet es nicht die Reihenfolge des Lehrplans ab.

Das Skript enthält Vorschläge für Stoffverteilungspläne². In der Rubrik „Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans“ haben wir Vorschläge und Hinweise zusammengestellt, die

- die Anknüpfung der Inhalte an den Chemieunterricht der vorausgegangenen Jahrgangsstufe zeigen,
- die Angaben im Lehrplan zu den Fachinhalten präzisieren,
- das im Unterricht und in Prüfungen angestrebte Niveau aufzeigen,
- auf geeignete Themen zum Aufgreifen der Basiskonzepte und der Kompetenzbereiche Kommunikation, Erkenntnisgewinnung und Bewertung hinweisen und
- weiterführende Literatur und Materialien nennen³.

Es sind nicht zu jedem Lehrplanunterpunkt jeweils alle Aspekte aufgeführt, sondern nur die, die uns bei der Vorbereitung als besonders relevant erschienen.

In der Rubrik „Vorschläge für Experimente“ finden Sie jeweils eine Liste mit Experimenten. Die meisten davon sind in dem Akademiebericht Nr. 475 „Chemie? – Aber sicher!“ veröffentlicht. Im Schuljahr 2011/12 wurde jedem Gymnasium diese Veröffentlichung zugeschickt. Beim Experimentieren sind stets die Richtlinien zur Sicherheit im Unterricht an den Schulen in Bayern in der jeweils geltenden Fassung zu beachten.

Besonders zum Lehrplan dieser Jahrgangsstufe erreichen uns immer wieder Rückmeldungen von Lehrkräften, dass der Umfang schwer zu bewältigen ist. Wir haben uns bemüht, in diesem Skript das Augenmerk auf die zentralen Inhalte zu legen, die auf jeden Fall im Unterricht aufgegriffen werden sollen, und auch ausreichend Zeit zum Wiederholen und Üben in den Stoffverteilungsplänen eingeplant. Selbstverständlich ist, wenn die Zeit dafür zur Verfügung steht, auch eine tiefere Behandlung mancher Themen möglich.

Wir hoffen, dass wir Ihnen mit diesem Skript an der einen oder anderen Stelle einen neuen Blickwinkel auf „bekannte“ Unterrichtsinhalte zeigen können, und wünschen Ihnen zahlreiche interessante Unterrichtsstunden mit Ihren Schülerinnen und Schülern.

Petra Reinold, ISB München
Birger Pistohl, Comenius-Gymnasium Deggendorf
Wolfgang Schwarz, Gymnasium Neutraubling
Markus Zimmermann, Gabriel-von-Seidl-Gymnasium Bad Tölz

¹ Die Skripte stehen als Download unter www.isb.bayern.de zur Verfügung und sind auch in die Link-Ebene des Lehrplans (www.isb-gym8-lehrplan.de) eingepflegt.

² Die Stoffverteilungspläne besitzen Vorschlagscharakter.

³ Die angegebenen Links funktionieren zum Zeitpunkt der Veröffentlichung. Darüber hinaus kann keine Garantie für die Links übernommen werden.

C 10.1 Molekülstruktur und Stoffeigenschaften

Stoffverteilungsplan

	Lehrplan	Stundenthema
1	Orbital als Aufenthaltsraum der Elektronen	Wiederholung: Atombindung und Valenzstrichformel; einfaches Orbital-Modell
2		
3	räumlicher Bau von Molekülen: Elektronenpaarabstoßungsmodell	VSEPR-Modell, Bau von Molekülmodellen
4		Zeichnen von Molekülen in Keilstrichschreibweise
5	polare Atombindung, Elektronegativität, Dipolmolekül	Elektronegativität als Maß für die Anziehungskraft auf Bindungselektronen, Dipol
6		Ermittlung der Dipolnatur von Molekülen
7	zwischenmolekulare Kräfte	Dipol-Kräfte und Van-der-Waals-Kräfte
8		Erarbeitung von Wasserstoffbrücken durch Vergleich der Siedetemperatur von Wasser mit anderen Wasserstoffverbindungen
9		Löslichkeit und Aggregatzustände ausgewählter Stoffe
10		
11	Eigenschaften und Bedeutung des Wassers: Dichteanomalie, Lösungsmittel	Wasser als Lösungsmittel (Hydrathülle), Dichte von Eis und flüssigem Wasser
12		

Einfaches Orbitalmodell, räumlicher Bau von Molekülen

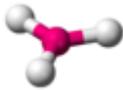
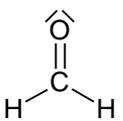
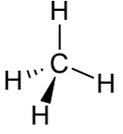
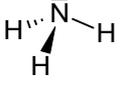
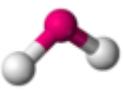
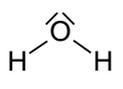
Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Grundlagen in den Lehrplänen der Jgst. 9-10

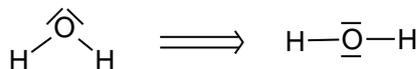
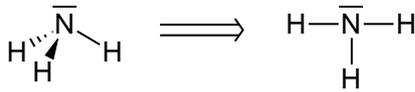
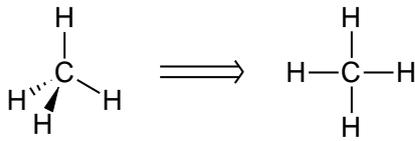
- C 9.3 Chemische Bindung: Molekular gebaute Stoffe - Elektronenpaarbindung

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Aufgreifen von Grundwissen aus Jgst. 9 (Stoff-Teilchen-Konzept, chemische Symbol- und Formelsprache, Ordnung im Periodensystem, Ionenbindung, Elektronenpaarbindung, Valenzstrichformel)
- Orbitale als Aufenthaltsraum für Elektronen ohne Betrachtung der MO-Theorie (keine Struktur und Energetik von s-, p-, d- und f-Orbitalen). Atomorbitale können als kugelförmige Elektronenwolken beschrieben werden.
- Als Modell eignet sich das evtl. schon in Jgst. 9 vorgestellte Kimball-Kugelwolkenmodell (siehe <http://www.educ.ethz.ch/unt/um/che/ab/kugelwolkenmod/kimball.pdf>)
- Erklärung des räumlichen Baus von Molekülen über das Elektronenpaarabstoßungsmodell (EPA oder VSEPR):
 - größtmöglicher Abstand der Orbitale zueinander
 - Freie Elektronenpaare beanspruchen mehr Raum als bindende Elektronenpaare: Vergleich der Struktur von Methan, Ammoniak und Wasser
 - Mehrfachbindungen werden wie Einfachbindungen behandelt.

Beispiel	Struktur inkl. freier Elektronenpaare	Realstruktur	Strukturformel	Bindungswinkel
H ₂	 linear	 linear	H—H	-
CO ₂	 linear	 linear	⟨O=C=O⟩	180°
CH ₂ O	 trigonal planar	 trigonal planar		ca. 120°
CH ₄	 tetraedrisch	 tetraedrisch		ca. 109°
NH ₃	 tetraedrisch	 trigonal-pyramidal		ca. 107°
H ₂ O	 tetraedrisch	 gewinkelt		ca. 104°

- Übertragung der durch VSEPR erhaltenen Strukturen auf die Keilstrichschreibweise und die Valenzstrichschreibweise



- Eine Behandlung von Molekül-Ionen ist in diesem Zusammenhang nicht erforderlich.

Basiskonzepte und Kompetenzorientierung

- Arbeiten mit Modellen (Erkenntnisgewinnung)
- Verwendung unterschiedlicher Schreibweisen zur Darstellung von Molekülen (Kommunikation)

Vorschläge für Experimente

- Knetmasse-Zahnstocher-Modelle oder Luftballon-Modelle
- Arbeit mit Molekülbaukästen

Polare Atombindung, Elektronegativität

Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

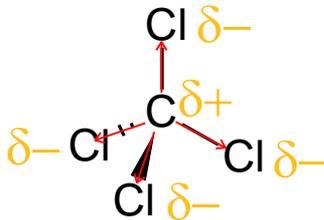
Grundlagen in den Lehrplänen der Jgst. 9-10

- C 9.2 Atombau und gekürztes Periodensystem der Elemente (PSE): Ordnung der Elemente im gekürzten PSE
- C 9.3 Chemische Bindung: Molekular gebaute Stoffe - Elektronenpaarbindung

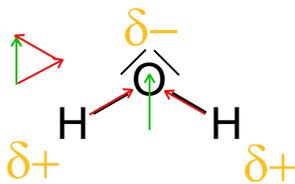
Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Aufgreifen von Grundwissen aus Jgst. 9 (Struktur-Eigenschafts-Konzept, chemische Symbol- und Formelsprache, Ordnung im Periodensystem, Elektronenpaarbindung, Valenzstrichformel)
- polare Atombindung am Vergleich Wasserstoff – Wasserstoffchlorid
- Elektronegativität als Maß für die Anziehungskraft eines Bindungspartners/Atoms, in einer chemischen Bindung Elektronenpaare an sich zu ziehen
- Als Folge eines Elektronegativitätsunterschieds zwischen zwei Bindungspartnern liegt eine polare Atombindung vor. (Zur groben Abschätzung kann folgender Bereich verwendet werden: $0,5 < \Delta EN < 1,5$; Anmerkung: Ausnahme polare Atombindung im Wasserstofffluorid (HF) trotz $\Delta EN \approx 1,9$)
- Partialladungen an den Atomen $\delta+$ bzw. $\delta-$
- Darstellung des entstandenen Dipols als Pfeil, mit $\delta+$ am Fuß des Pfeils (\rightarrow NT 7.1.2 Kräftegleichgewicht)
- Der Pfeil veranschaulicht die Verschiebung der Ladung.

- Ein Dipolmolekül erfordert:
 - Vorhandensein polarer Atombindungen
 - Molekülgeometrie, bei der die Pfeiladdition (Methode „Fuß an Spitze“) zu einem Summenpfeil mit einer Länge $\neq 0$ führt



Länge des Summenpfeils = 0 \rightarrow kein Dipolmolekül, trotz polarer Atombindungen



Länge des Summenpfeils $\neq 0$ \rightarrow Dipolmolekül

Anmerkung: Der Begriff der Vektoraddition wird in der Mathematik erst in der Oberstufe eingeführt.

Basiskonzepte und Kompetenzorientierung

- Dipolmoleküle (Struktur-Eigenschafts-Konzept)

Vorschläge für Experimente

- Wasser bzw. Heptan im elektrischen Feld eines geladenen Kunststoffstabes (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher“, Versuch 11-7)

Zwischenmolekulare Kräfte

Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

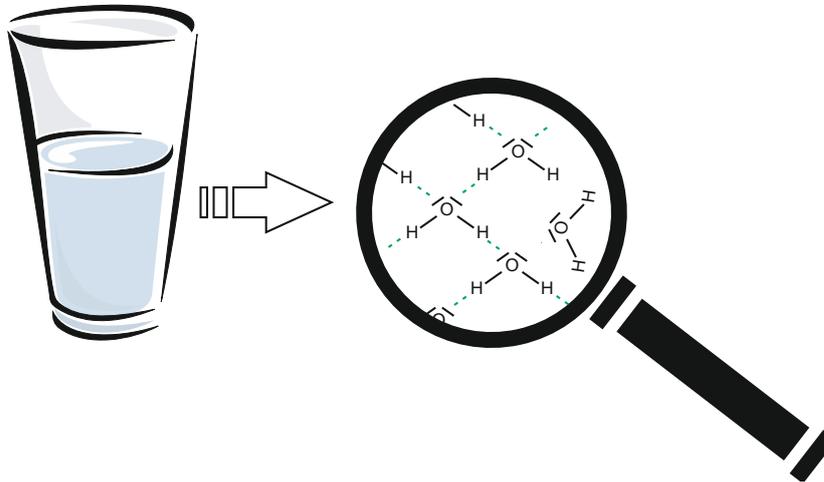
Grundlagen in den Lehrplänen der Jgst. 9-10

- C 9.2 Atombau und gekürztes Periodensystem der Elemente (PSE): Ordnung der Elemente im gekürzten PSE
- C 9.3 Chemische Bindung: Salze – Ionenbindung, Molekular gebaute Stoffe - Elektronenpaarbindung

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Aufgreifen von Grundwissen aus Jgst. 9 (Struktur-Eigenschafts-Konzept, chemische Symbol- und Formelsprache, Ordnung im Periodensystem, Ionenbindung, Elektronenpaarbindung, Valenzstrichformel)
- Aufgreifen von Grundwissen über Anziehungs- und Abstoßungskräfte
 - Magnetismus
 - elektrisch geladene Teilchen
 - Gravitation
- Zwischenmolekulare Kräfte sind Wechselwirkungen zwischen benachbarten Molekülen.
- Dipol-Kräfte sind zwischenmolekulare Kräfte zwischen Dipol-Molekülen.
- Van-der-Waals-Kräfte als entscheidende zwischenmolekulare Kräfte bei unpolaren Molekülen: Erarbeitung zum Beispiel anhand der Siedetemperaturen der ersten acht Vertreter der homologen Reihe der n-Alkane (Schmelztemperaturen ungeeignet)

- Abhängigkeit der Stärke der Van-der-Waals-Kräfte von der Moleküloberfläche: Je größer die wechselwirkende Oberfläche ist, desto stärker sind die Van-der-Waals-Kräfte.
- Wasserstoffbrücken sind starke zwischenmolekulare Kräfte zwischen positiv partialgeladenen Wasserstoff-Atomen und stark negativ partialgeladenen Atomen mit freien Elektronenpaaren (Sauerstoff-, Stickstoff-, Fluor-Atome; für den Unterricht genügen die ersten beiden.)



- Wasserstoffbrücken als Ursache der besonders hohen Siedetemperaturen folgender Beispiele:

Verbindungen mit H-Brücken	Siedetemperaturen im Vergleich		Verbindungen ohne H-Brücken
H ₂ O (M = 18 g/mol)	100 °C	-60 °C	H ₂ S (M = 34 g/mol)
HF (M = 20 g/mol)	19,5 °C	-85 °C	HCl (M = 36 g/mol)
CH ₃ OH (M = 32 g/mol)	65 °C	-19 °C	CH ₂ O (30 g/mol)

- Vergleich der Stärke zwischenmolekularer Kräfte:
Vergleich der Stärke von Dipol-Kräften und Van-der-Waals-Kräften über Vergleich der Siedetemperaturen von Molekülen vergleichbarer Größe (Masse und Oberfläche):
z. B.

Verbindung	Siedetemperatur
CH ₂ O	- 19 °C
C ₂ H ₆	- 89 °C

- z. B.: Trotz des Vorhandenseins der „starken“ Wasserstoffbrücken hat Wasser eine geringere Siedetemperatur als Iod, bei dem „nur“ Van-der-Waals-Kräfte zwischen den Molekülen auftreten. Das Iod-Molekül ist deutlich größer und schwerer als ein Wasser-Molekül.
- Vergleich der Löslichkeit verschiedener Verbindungen (z. B. Wasser, Speiseöl, Heptan, Paraffin, Ethanol) mit Erarbeitung der Begriffe hydrophil, hydrophob, lipophil, lipophob
 - Anwendung des Struktur-Eigenschafts-Konzepts: „Similia similibus solvuntur.“ – „Ähnliches löst sich in Ähnlichem.“

Basiskonzepte und Kompetenzorientierung

- zwischenmolekulare Kräfte als Ursache für Stoffeigenschaften (Stoff-Teilchen-Konzept, Struktur-Eigenschafts-Konzept)
- Planung und Durchführung von Untersuchungen und Experimenten (Erkenntnisgewinnung: In diesem Stoffbereich bietet es sich aufgrund der einfach durchzuführenden Experimente an, verstärkt schülerzentriert und kompetenzorientiert zu arbeiten.)

Vorschläge für Experimente

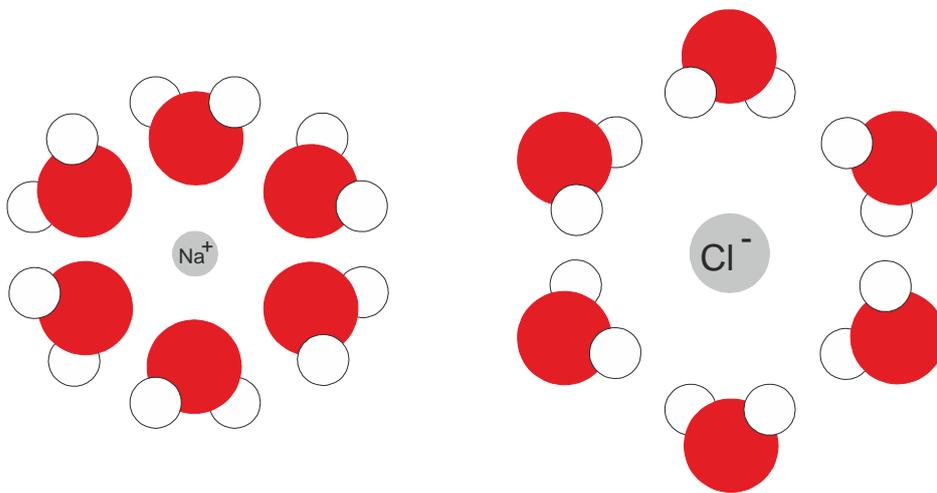
- Löslichkeit von lipophilen und hydrophilen Stoffen ineinander (z. B. als Schülerübung)
- Bestimmung der Siedetemperatur von Wasser in Abhängigkeit vom Luftdruck (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher“, Versuch 5-11) (z. B. als Schülerübung)
- Vergleich der Tropfenzahl und -größe von Wasser und Ethanol beim Auslauf aus 1 ml-Pipetten (z. B. als Schülerübung)

Eigenschaften und Bedeutung des Wassers

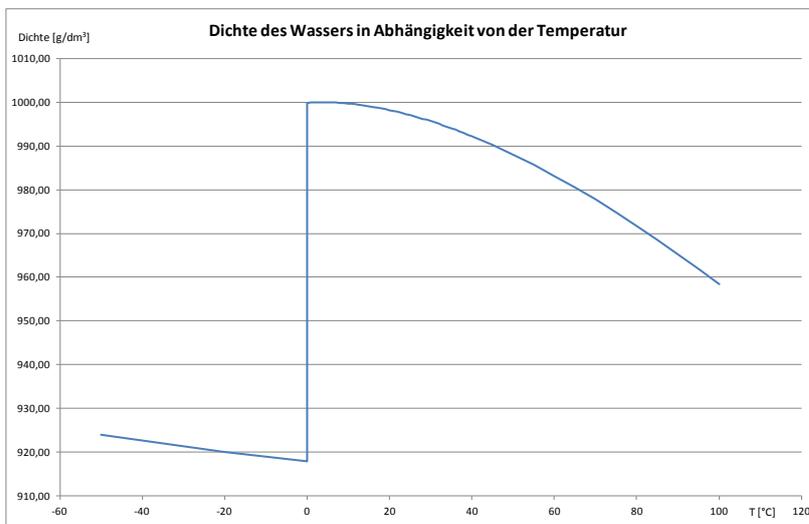
Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

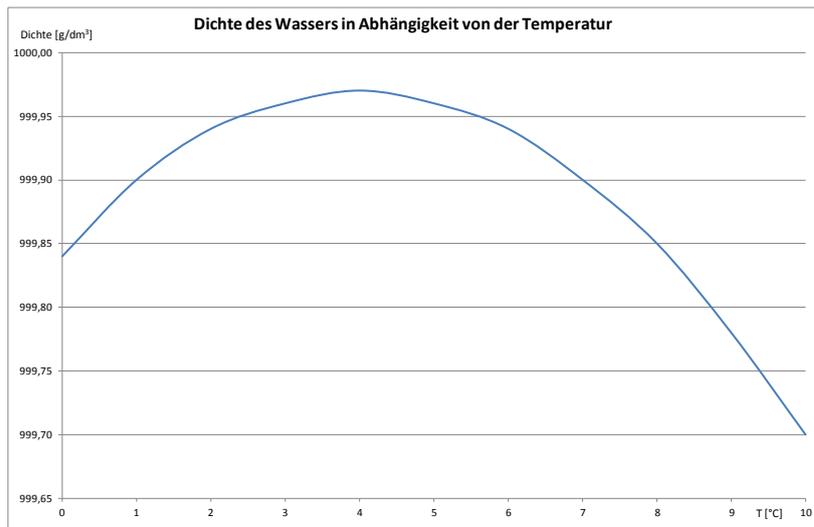
Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Bedeutung des Wassers als Lösungsmittel in lebenden Zellen (Cytoplasma)
- Bei Wasser als Lösungsmittel werden Hydrathüllen um polare/geladene Teilchen mit entsprechender Orientierung der Wassermoleküle gebildet.



- Dichteanomalie des Wassers:
 - Gewässer frieren von oben nach unten zu. → Eis schwimmt auf Wasser.
 - bei 0 °C: $\rho(\text{Wasser}) = 999,84 \text{ g/l}$, $\rho(\text{Eis}) = 918 \text{ g/l}$ (*Struktur-Eigenschafts-Konzept*)
 - Wasser hat bei 4 °C seine größte Dichte. → Wasser mit einer Temperatur von 4 °C am Boden sichert im Winter das Überleben der Lebewesen im Wasser.





- möglicher fachübergreifender Aspekt: Ökosystem See (→B 10.3)

Hinweise auf Materialien und Literatur

- Interaktive Flash-Folien der Universität Wuppertal:
 - http://www.chemie-interaktiv.net/html_flash/ff_wasser_dichteanomalie.swf
 - <http://www.chemie-interaktiv.net/bilder/dichteanomalie.swf>

C 10.2 Protonenübergänge

Stoffverteilungsplan

	Lehrplan	Stundenthema
1	saure und basische Lösungen; Indikatoren	sauer und basisch als Phänomen; Kennzeichen saurer und basischer Lösungen
2	Säure als Protonendonator, Base als Protonenakzeptor, Ampholyt; Säure-Base-Reaktionen als Protonenübergänge	Definition nach Brönsted, Protolysereaktionen an einfachen Beispielen
3		
4	Stoffmengenkonzentration, Bedeutung des pH-Werts	pH-Skala, Definition der Stoffmengenkonzentration, pH-Werte im Alltag
5		
6	Neutralisation	Protonenübergang zwischen Oxonium- und Hydroxid-Ionen, Salzbildung
7	Säure-Base-Titration	Planung, Durchführung und Auswertung einer Titration; Endpunktsbestimmung; Berechnung des Stoffumsatzes [alternativ: Titration von Speiseessig beim Thema „organische Säuren“]
8		

Saure und basische Lösungen; Indikatoren

Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Zitronensaft, Mineralwasser, verd. Salzsäure, verd. Ameisensäure (Entkalker), Speiseessig, verd. Schwefelsäure (Bleiakku) als Beispiele saurer Lösungen
- Natronlauge, Backpulver-Lösung und Seifenwasser als Beispiele basischer Lösungen
- Indikatoren: typische Färbung, qualitative Aussagen (z. B. Lackmus, Phenolphthalein, Bromthymolblau, Universalindikator, Blaukrautsaft)
- Kennzeichen saurer Lösungen: saurer Geschmack, typische Färbung von Indikatoren, Reaktion mit unedlen Metallen unter Bildung von Wasserstoff, ätzende Wirkung saurer Lösungen
- Kennzeichen basischer Lösungen: seifig, typische Färbung von Indikatoren, ätzende Wirkung basischer Lösungen (Der Begriff „alkalische Lösung“ ist zu vermeiden, da er sich nur auf Lösungen von Alkalimetallhydroxiden bezieht.)

Basiskonzepte und Kompetenzorientierung

- Verwendung von Indikatoren (Erkenntnisgewinnung: qualitative Untersuchungen)

Vorschläge für Experimente

- Zugabe von Blaukrautsaft und anderen Indikatoren (z. B. Phenolphthalein, Lackmus, Bromthymolblau, Universalindikator) zu sauren und basischen Lösungen (Essig, Seifenlauge) (z. B. Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher“, Versuche 12-7 und 12-10)
- Reaktion von Salzsäure bzw. Essigessenz mit Magnesium (z. B. mit einem Metallspitzer aus Magnesium)

Säure als Protonendonator, Base als Protonenakzeptor, Ampholyt; Säure-Base-Reaktionen als Protonenübergänge

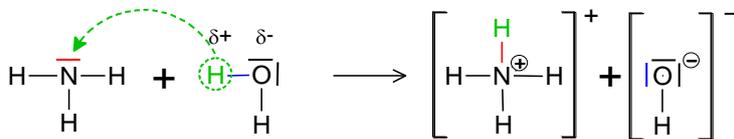
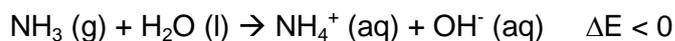
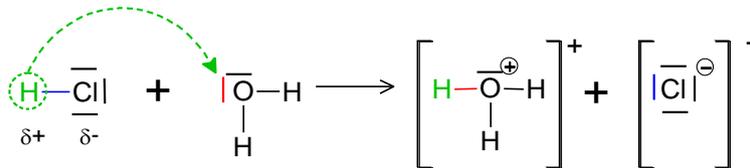
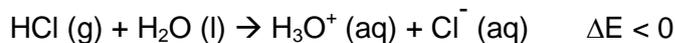
Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Grundlagen in den Lehrplänen der Jgst. 9-10

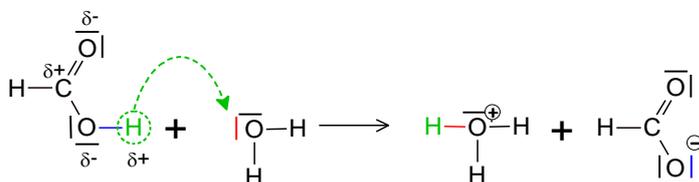
- C 10.1 Molekülstruktur und Stoffeigenschaften: polare Atombindung

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Protolysereaktionen als exotherme Reaktionen:



- Definition nach Brönsted: Säuren als Protonendonatoren (strukturelle Voraussetzung: polar gebundenes Wasserstoffatom), Basen als Protonenakzeptoren (strukturelle Voraussetzung: freies Elektronenpaar), korrespondierende Säure-Base-Paare
- Keine Definition nach Arrhenius; Reaktion zwischen Metall-/Nichtmetalloxid und Wasser steht nicht im Lehrplan.
- Unterschiede: Säure – saure Lösung, Base – basische Lösung
- Oxonium-Ionen als Kennzeichen saurer Lösungen (Salzsäure als wässrige Lösung, die Oxonium- ($\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$) und Chlorid-Ionen ($\text{Cl}^-(\text{aq})$) enthält)
- Hydroxid-Ionen als Kennzeichen basischer Lösungen (Natronlauge als wässrige Lösung, die Natrium-Ionen ($\text{Na}^+(\text{aq})$) und Hydroxid-Ionen ($\text{OH}^-(\text{aq})$) enthält)
- Wasser als Ampholyt
- Protolysereaktion in der Gasphase: $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g}) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(\text{s})$
- schrittweise Protolyse mehrwertiger Säuren nicht nötig
- Formulierung von Protolysereaktionen bei organischen Säuren: Methansäure, Ethansäure; Erklärung der Acidität durch die stärkere Polarität der O-H-Bindung in der Carboxylgruppe im Gegensatz zu Alkanolen (Mesomerie bei Alkanoat-Ionen erst in Jgst. 11):



Basiskonzepte und Kompetenzorientierung

- Brönsted-Säuren und -Basen (Donator-Akzeptor-Konzept)

Vorschläge für Experimente

- Salzsäure-Springbrunnen bzw. Ammoniak-Springbrunnen (z. B. Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher“, Versuche 12-1 f.)
- Leitfähigkeitsmessung beim Einleiten von Wasserstoffchlorid-Gas in Wasser
- Erzeugung von Ammoniumchlorid-Rauch (Salmiak-Rauch)

Bedeutung des pH-Werts, Stoffmengenkonzentration

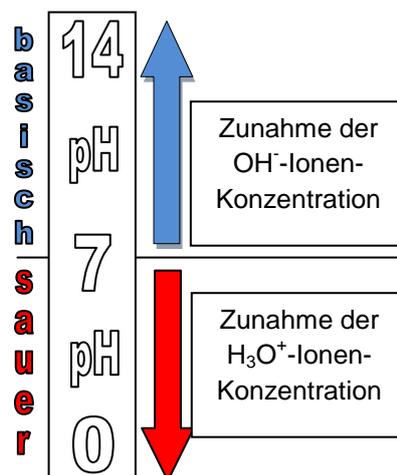
Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Grundlagen in den Lehrplänen der Jgst. 9-10

- C 9.4 Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen: Stoffmenge, molare Masse, einfache Berechnungen unter Verwendung von Größengleichungen

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- pH-Skala als Maß für eine quantitative Erfassung der Begriffe: stark saure, schwach saure, neutrale, schwach basische und stark basische Lösung



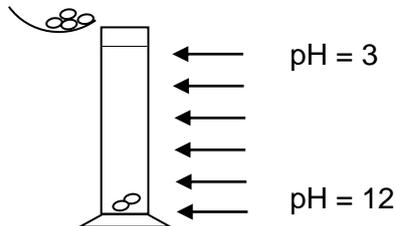
- Definition der Stoffmengenkonzentration $c(X) = n(X)/V(\text{Lösung})$ mit Wiederholung der Begriffe Stoffmenge n und molare Masse M
- pH-Wert-Berechnungen erst in Q12 nicht nötig
- hohe Stoffmengenkonzentrationen von Oxonium-Ionen in sauren Lösungen
- hohe Stoffmengenkonzentrationen von Hydroxid-Ionen in basischen Lösungen
- pH-Werte im Alltag, z. B. Verdauung, Nahrungsmittel, Haut, Regenwasser

Basiskonzepte und Kompetenzorientierung

- Beachtung von Sicherheits- und Umweltaspekten beim Experimentieren: Entsorgung von sauren und basischen Lösungen (z. B. Demonstrationsexperiment: Messung von pH-Werten bei zunehmender Verdünnung einer sauren oder basischen Lösung) (Erkenntnisgewinnung)

Vorschläge für Experimente

- Messung von pH-Werten verschiedener Lösungen (z. B. Cola, Mineralwasser, Leitungswasser, Seifenlauge) mit Indikatorpapierstreifen, evtl. mit pH-Elektrode
- Auflösen von Natriumhydroxid in angesäuertem, mit Universalindikator gefärbtem Wasser im Standzylinder



Neutralisation

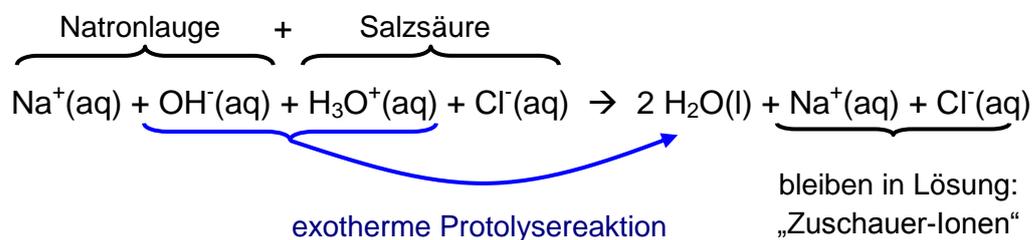
Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Grundlagen in den Lehrplänen der Jgst. 9-10

- C 9.3 Chemische Bindung: Salze - Ionenbindung

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Gleiche (äquivalente) Stoffmengen an Oxonium- und Hydroxid-Ionen führen zu vollständiger Neutralisation.
- Protonenübergang zwischen Oxonium- und Hydroxid-Ionen mit Salzbildung (Stoffebene: Eine saure Lösung reagiert mit einer basischen Lösung zu einem Salz und Wasser. Teilchenebene: Oxonium-Ionen reagieren mit Hydroxid-Ionen zu Wassermolekülen.) :



- Anwendungsbeispiele: Antazida, kontrollierte Entsorgung von sauren und basischen Lösungen

Basiskonzepte und Kompetenzorientierung

- exotherme Protolysereaktion (Donator-Akzeptor-Konzept, Energie-Konzept)

Vorschläge für Experimente

- Eindampfen einer Lösung nach Neutralisationsreaktion

Säure-Base-Titration

Grundlagen in den Lehrplänen der Jgst. 9-10

- C 9.4 Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen: Stoffmenge, molare Masse, einfache Berechnungen unter Verwendung von Größengleichungen

Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Planung, Durchführung und Auswertung einer Titration
- Endpunktsbestimmung mithilfe eines geeigneten Indikators

- Berechnung des Stoffumsatzes für einprotonige Säuren und Basen nach den Formeln:
 $n(\text{Säure}) = n(\text{Base})$ und $n = c \cdot V$:
 - a) Reaktionsgleichung formulieren: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$
 - b) Zahlenverhältnis der Stoffmengen ermitteln: $n(\text{Säure}) : n(\text{Base})$
 z. B.: $n(\text{HCl}) : n(\text{NaOH}) = 1 : 1 \rightarrow n(\text{HCl}) = n(\text{NaOH})$
 - c) Die Stoffmengen werden durch das Produkt aus Konzentration c und Volumen V ersetzt: $n = c \cdot V$;
 $c(\text{Base}) \cdot V(\text{basische Lsg.}) = c(\text{Säure}) \cdot V(\text{saure Lsg.})$.
 $c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH(aq)}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl(aq)})$.
 - d) Berechnung der gesuchten Konzentration, z. B. Natronlauge
 $c(\text{NaOH}) = (c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl(aq)})) / V(\text{NaOH(aq)})$

Basiskonzepte und Kompetenzorientierung

- Durchführung einer Säure-Base-Titration (Erkenntnisgewinnung: quantitative Untersuchungen)

Vorschläge für Experimente

- Titration einer Natronlauge unbekannter Konzentration mit verdünnter Salzsäure bekannter Konzentration (Zeitbedarf bei Durchführung im Schülerpraktikum mit 1 ml-Kunststoffspritzen inkl. Berechnung: 1 Unterrichtsstunde: 0,5-0,8 ml 0,1 molare Natronlauge in einem leinen Gefäß vorlegen (z. B. wellplate oder Eppendorf-Gefäß), Indikator zugeben, Schülerinnen und Schüler tropfen aus der Spritze langsam 0,1 molare Salzsäure zu.)

C 10.4 Reaktionsverhalten organischer Verbindungen (I)

Stoffverteilungsplan

	Lehrplan	Stundenthema
1	Vorstellen wichtiger Vertreter aus Alltag und Technik	Gewinnung von Kohlenwasserstoffen aus Erdöl, Brennbarkeit, Löslichkeit
2		Kohlenstoffkreislauf und Treibhauseffekt
3	homologe Reihe der Alkane	Nomenklatur nach IUPAC
4		Konstitutionsisomerie und Siedetemperaturen
5		
6	Vergleich der Halogenierung von Alkanen und Alkenen	Nomenklatur der Alkene, E/Z-Isomerie
7		Vergleich Substitution – Addition
8	Umweltrelevanz von Halogenalkanen	Verwendung, Ozonthermatik

Vorstellen wichtiger Vertreter der Kohlenwasserstoffe aus Alltag und Technik

Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Grundlagen in den Lehrplänen der Jgst. 9-10

- C 9.1 Stoffe und Reaktionen: Stoffgemische
- C 9.3 Chemische Bindung: Molekular gebaute Stoffe - Elektronenpaarbindung
- C 10.1 Molekülstruktur und Stoffeigenschaften: zwischenmolekulare Kräfte

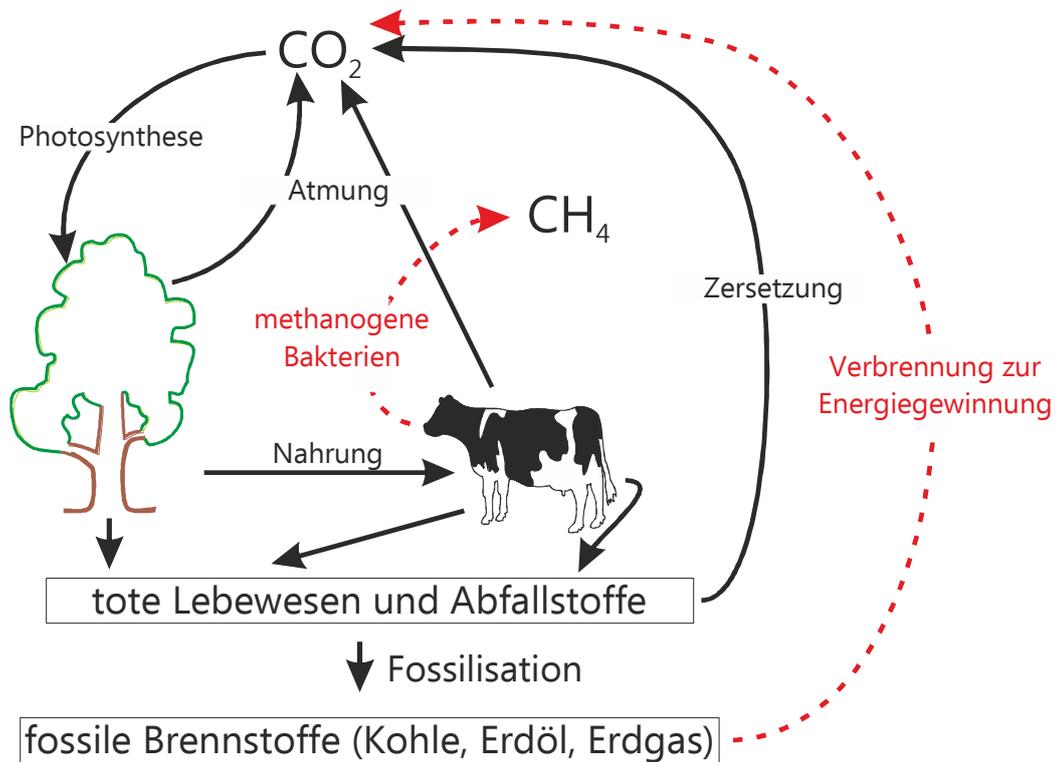
Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- wichtige Vertreter der Kohlenwasserstoffe:

Vertreter	typisches Vorkommen	Verwendung
C ₁ bis C ₄	Erdgas/Erdöl	Brennstoff
C ₅ bis C ₁₀₀	Erdöl	Brennstoff, Rohstoff für die chem. Industrie
Aromaten	Erdöl, Steinkohlenteer	Rohstoffe für die chem. Industrie

- Vorstellen konkreter Vertreter wie z. B. Methan, Heptan, Octan, Paraffine
- Vorstellen der Gewinnung aus Erdöl durch Destillation (Betrachtung der Erdölförderung und der fraktionierten Destillation steht nicht im Lehrplan)
- Kohlenwasserstoffe bestehen aus unpolaren Molekülen (Löslichkeit)
- Brennbarkeit von Kohlenwasserstoffen:
 - rußende Flamme: Hinweis auf einen hohen Kohlenstoff-Anteil
 - Aufstellen von Reaktionsgleichungen

- Vorstellen des Kohlenstoffkreislaufs und seiner Bedeutung für den Treibhauseffekt (Hinweis auf Wirkung des Methans)



- anthropogener Einfluss auf den Kohlenstoffdioxid-Gehalt der Atmosphäre

Basiskonzepte und Kompetenzorientierung

- Löslichkeit von Kohlenwasserstoffen (Struktur-Eigenschafts-Konzept)

Vorschläge für Experimente

- Löslichkeit verschiedener Kohlenwasserstoffe in Benzin bzw. Wasser (z. B. Akademiebericht 475 „Chemie – aber sicher!“, Versuch 14-7)
- Verbrennung verschiedener Kohlenwasserstoffe (z. B. Vergleich PE und PET)

Homologe Reihe der Alkane

Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

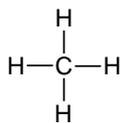
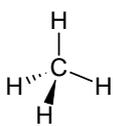
Grundlagen in den Lehrplänen der Jgst. 9-10

- C 9.3 Chemische Bindung: Molekular gebaute Stoffe - Elektronenpaarbindung
- C10.1 Molekülstruktur und Stoffeigenschaften: zwischenmolekulare Kräfte

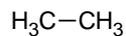
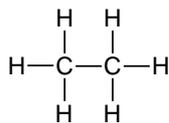
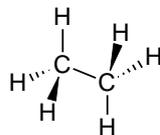
Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Struktur der Alkane bis zu Decan
- Darstellung der Moleküle in Keilstrichschreibweise als Valenzstrich- und Halbstrukturformeln. Den Schülerinnen und Schülern sollte dabei die Notwendigkeit der Vereinfachung der Formelschreibweise vor allem für eine bessere Lesbarkeit klar werden.

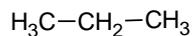
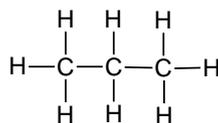
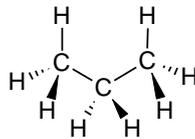
Methan



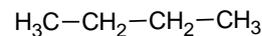
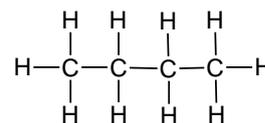
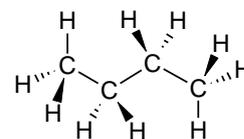
Ethan



Propan



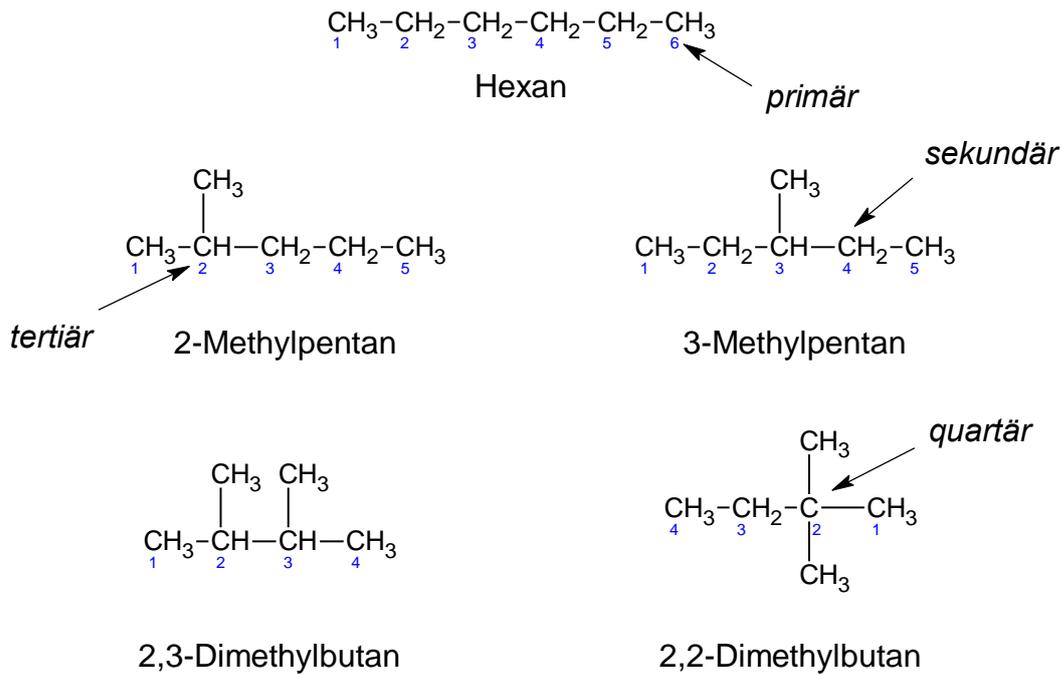
Butan



- Übungen in beide Richtungen: vorgegebene Strukturformel → Ermittlung des Nomenklaturname bzw. vorgegebener Name → Ermittlung der Strukturformel; z. B. an den Konstitutionsisomeren des Hexans

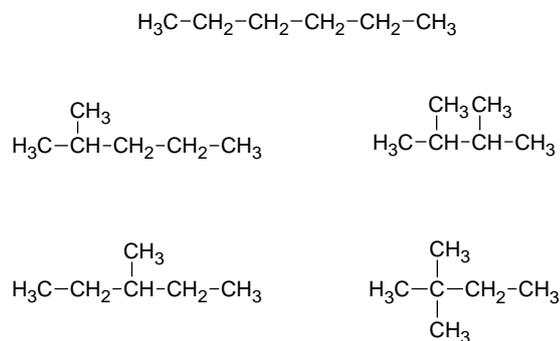
Nomenklaturregeln nach IUPAC (vereinfacht)

1. Längste durchgehende Kohlenstoffkette ermitteln und benennen
2. Nummerierung der C-Atome der längsten Kette so, dass die Verknüpfungsstellen möglichst kleine Zahlen erhalten
3. Seitenketten benennen und alphabetisch geordnet dem Namen der längsten Kette voranstellen (Endung -yl)
4. Anzahl der gleichen Seitenketten ermitteln und durch griechische Vorsilbe (di-, tri-, tetra-, ...) kennzeichnen
5. Verknüpfungsstelle durch vorangestellte arabische Ziffer ausdrücken



- primäre, sekundäre, tertiäre und quartäre Kohlenstoff-Atome (s. Abb.)
- Konstitutionsisomerie und Siedetemperaturen
 - Konstitutionsisomere: Moleküle mit gleicher Summenformel, aber unterschiedlicher Verknüpfung der Atome

Isomere Verbindungen von C ₆ H ₁₄	Sdt. [°C]
n-Hexan	69
3-Methylpentan	63
2-Methylpentan	60
2,3-Dimethylbutan	58
2,2-Dimethylbutan	50



- Die Siedetemperaturen konstitutionsisomerer Alkane sinken mit steigendem Verzweigungsgrad der Moleküle. (Vorsicht: kein Vergleich 3-Methylpentan mit 2-Methylpentan)
- Behandlung der Konformationsisomerie nicht nötig.

Basiskonzepte und Kompetenzorientierung

- Unterschiede in den Siedetemperaturen bei Konstitutionsisomeren (Struktur-Eigenschafts-Konzept)
- Verwendung unterschiedlicher Schreibweisen zur Darstellung von Molekülen (Kommunikation)

Vorschläge für Experimente

- Arbeiten mit Molekülbaukästen

Vergleich der Halogenierung von Alkanen und Alkenen

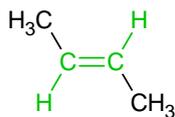
Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Grundlagen in den Lehrplänen der Jgst. 9-10

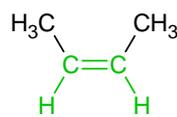
- C 9.3 Chemische Bindung: Molekular gebaute Stoffe - Elektronenpaarbindung
- C 10.1 Molekülstruktur und Stoffeigenschaften: räumlicher Bau von Molekülen

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Nomenklatur einfacher Alkene mit E/Z-Isomerie als Voraussetzung für C 10.4 Fette (keine Priorität nach CIP-Konvention)



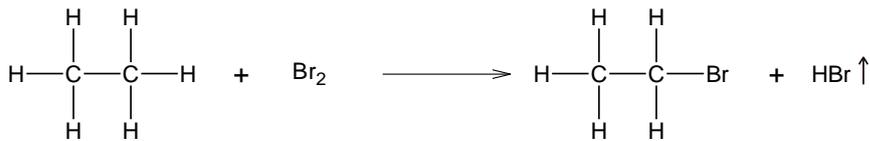
(E)-But-2-en

 $\vartheta(\text{E-Isomer}) = +1 \text{ } ^\circ\text{C}$


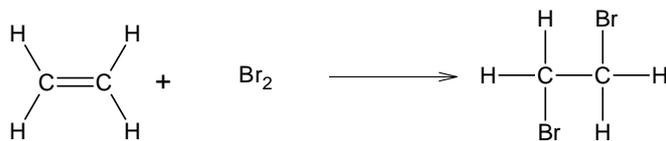
(Z)-But-2-en

 $\vartheta(\text{Z-Isomer}) = +4 \text{ } ^\circ\text{C}$

- Erarbeitung der Substitution aus dem Experiment: keine Betrachtung des Mechanismus (Lichtenergie ist Aktivierungsenergie)
- Erarbeitung der Addition aus dem Experiment: keine Betrachtung des Mechanismus



Bromethan



1,2-Dibromethan

Vorschläge für Experimente

- Halogenierung von Heptan und Hexen im Vergleich (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher“, Versuch 14-3)

Umweltrelevanz von Halogenalkanen

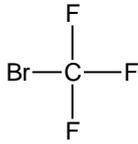
Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Grundlagen in den Lehrplänen der Jgst. 9-10

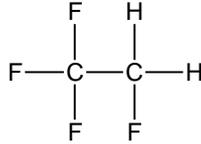
- B 10.3 Grundlegende Wechselbeziehungen zwischen Lebewesen: Bedeutung und Gefährdung von Ökosystemen
- B 10.4 Angewandte Biologie: Landwirtschaft

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

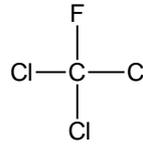
- Vorstellen der vielfältigen Einsatzbereiche von Halogenkohlenwasserstoffen: Feuerlöschmittel, Kältemittel, Treibgase, Pestizide; Vorstellen einiger Vertreter; Problem: Langlebigkeit, Anreicherung in der Nahrungskette, Zerstörung der Ozonschicht



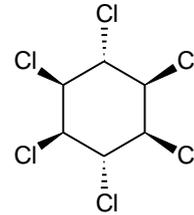
Bromtrifluormethan
(Feuerlöschmittel)



Tetrafluorethan
(Kältemittel)

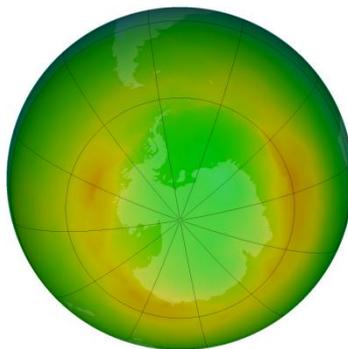


Trichlorfluormethan
(Treibgas)

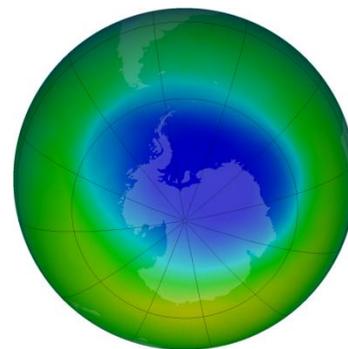
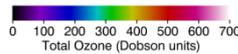


Hexachlorcyclohexan
= Lindan
(Insektizid)

- Das Ziel ist die generelle Reduktion der Halogenkohlenwasserstoffe. Allerdings stehen zum einen bisher nicht für alle Halogenkohlenwasserstoffe geeignete Ersatzstoffe zur Verfügung, zum anderen werden aus verschiedenen Gründen (z. B. Kosten, Sicherheit, Vorschriften) nicht in allen Ländern Ersatzstoffe verwendet.
- Ozonschicht der Erde, Ozonloch



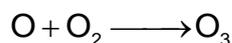
Oktober 1979



Oktober 2011

Ozonloch auf der Südhalbkugel (Daten von <http://ozonewatch.gsfc.nasa.gov>)

- vereinfachter Ozon-Sauerstoff-Kreislauf:



- Zerstörung des Ozons durch FCKW (vereinfacht):
Abspaltung von Chloratomen unter dem Einfluss von Sonnenlicht in den oberen Atmosphärenschichten (20-30 km Höhe). Ein abgespaltenes Chloratom ist dabei in der Lage, bis zu 100.000 Ozonmoleküle zu zerstören. (Reaktionsgleichungen müssen nicht behandelt werden.)

C 10.4 Reaktionsverhalten organischer Verbindungen (II)

Stoffverteilungsplan

	Lehrplan	Stundenthema
1	Funktionelle Gruppen: Alkohole, Carbonylverbindungen und Carbonsäuren	Nomenklatur (auch der Halogenalkane und mehrfunktioneller Verbindungen)
2		
3		
4	Alkohole	Bedeutung der Alkohole, physiologische Wirkung des Ethanols, alkoholische Gärung
5		Strukturmerkmal, Siedetemperaturen
6		Anwendung des Struktur-Eigenschaft-Konzepts: Siedetemperaturen, Löslichkeit und Viskosität isomerer und mehrwertiger Alkohole
7		
8		

Funktionelle Gruppen: Alkohole, Carbonylverbindungen und Carbonsäuren

Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

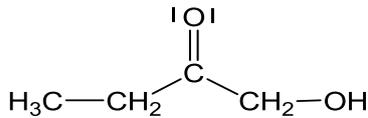
Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Es bietet sich an, die Nomenklatur von Kohlenwasserstoffen mit funktionellen Gruppen als Block einzuführen und zu üben.
- z. B: Verwendung von aus dem Alltag bekannten Stoffen (Trivialnamen wegen Alltagsbezug, kein Lernstoff) zum Lernen und Üben der Nomenklatur

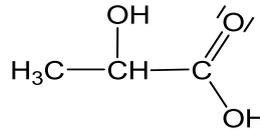
Trivialnamen	IUPAC-Namen	Vorkommen/Verwendung
Milchsäure	2-Hydroxypropansäure	Joghurt
Aceton	Propanon	Nagellackentferner
Chloroform	Trichlormethan	Lösungsmittel
Isopropanol	Propan-2-ol	Desinfektionsmittel
Glycerin	Propan-1,2,3-triol	Kosmetika
Buttersäure	Butansäure	alter Schweiß
Weinsäure	2,3-Dihydroxybutandisäure	Früchte
Sorbinsäure	(E,E)-Hexa-2,4-diensäure	Konservierungsmittel
Fructose	1,3,4,5,6-Pentahydroxyhexan-2-on	Obst

- Begriff: funktionelle Gruppe
- Möglichkeit des Einsatzes von Molekülbaukästen: Die Schülerinnen und Schüler bauen und benennen Moleküle. (Achtung: Bei manchen Verbindungen sind Enantiomere möglich, die aber in dieser Jahrgangsstufe nicht thematisiert werden.)

- Bei mehrfunktionellen Verbindungen auf die Priorität achten: Die Endungen -ol, -on, -al, -säure können nicht gleichzeitig verwendet werden.



1-Hydroxybutan-2-on



2-Hydroxypropansäure

- Vertreter folgender Stoffklassen sollten die Schülerinnen und Schüler benennen können:
 - einfache Derivate der Kohlenwasserstoffe:
 - Halogenalkane, z. B. 2-Chlorbutan, nicht aber z. B. 2-Brom-3,5-dichlor-4-fluorocetan
 - Hydroxyverbindungen
 - Alkohole als Alkanole, -diele
 - Carbonylverbindungen
 - Aldehyde: endständige Carbonylgruppe
 - Ketone: nicht endständige Carbonylgruppe
 - Carbonsäuren als Alkansäuren

Basiskonzepte und Kompetenzorientierung

- Verwendung von Fachsprache (Kommunikation)

Alkohole

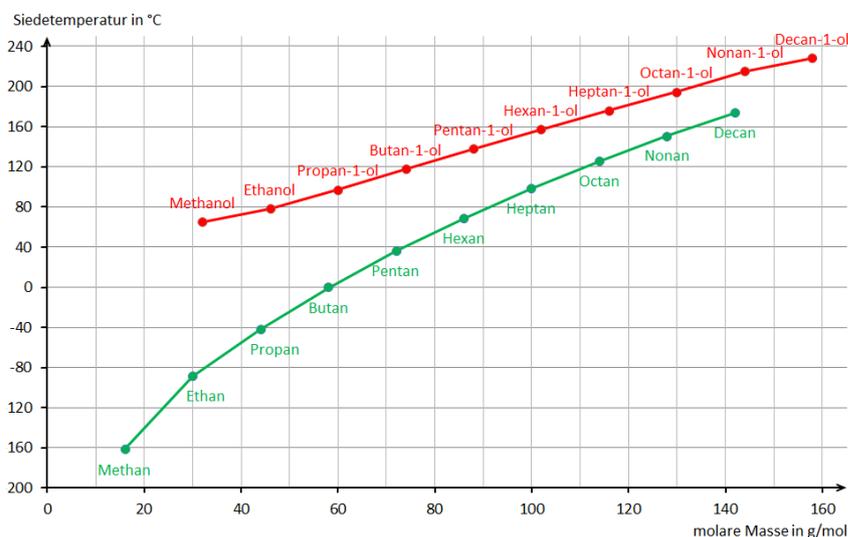
Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Grundlagen in den Lehrplänen der Jgst. 9-10

- C 10.1 Molekülstruktur und Stoffeigenschaften: zwischenmolekulare Kräfte

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Bedeutung der Alkohole als Brennstoffe (z. B. E10, Fondue-Rechaud), Lösungsmittel (z. B. Ethanol in Medikamenten, Parfum), Frostschutzmittel (z. B. Ethandiol), Genussmittel/Droge (Ethanol) und Industriechemikalie (z. B. Methanol)
- physiologische Wirkung von Ethanol, Gefahren des Konsums alkoholischer Getränke; Hinweis auf alkoholische Gärung.
- Strukturmerkmale der Alkohole: Alkoholmoleküle enthalten (mindestens) eine Hydroxygruppe (polar) und einen Alkylrest (unpolar).
- Vergleich der Siedetemperaturen der homologen Reihe der primären Alkanole mit denen der homologen Reihe der n-Alkane:



Bei den Alkanolen setzen sich die zwischenmolekularen Kräfte aus Wasserstoffbrücken und Van-der-Waals-Kräften zusammen.

- Alkanole haben höhere Siedetemperaturen als Alkane vergleichbarer Masse: Wasserstoffbrücken sind stärkere zwischenmolekulare Kräfte als Van-der-Waals-Kräfte.
- Mit zunehmender Länge des Alkylrestes nimmt der Anteil der Van-der-Waals-Kräfte an den zwischenmolekularen Kräften stetig zu:
Folglich nimmt mit zunehmender Länge des Alkylrestes die Differenz der Siedetemperaturen zu den Alkanen vergleichbarer Masse ab.
- isomere Alkohole: primäre, sekundäre und tertiäre Alkohole; Vergleich der Siedetemperaturen z. B.

Alkohol	Siedetemperatur ϑ_b
Butan-1-ol	118 °C
Butan-2-ol	99 °C
2-Methylpropan-2-ol	82,5 °C

Bei isomeren Alkoholen nimmt die Siedetemperatur in der Reihenfolge primär > sekundär > tertiär ab. Grund: Abnahme der Moleküloberfläche

- Löslichkeit: Vergleich der Löslichkeit von verschiedenen Alkoholen in Wasser und Benzin
mehrwertige Alkohole: Wiederholung der physikalischen Eigenschaften (Siedetemperatur, Löslichkeit, Viskosität), z. B. Propan-1-ol, Propan-1,2-diol, Propan-1,2,3-triol

Basiskonzepte und Kompetenzorientierung

- Vergleich der physikalischen Eigenschaften (Siedetemperaturen, Löslichkeiten, Viskosität) (Struktur-Eigenschafts-Konzept)
- Planung und Durchführung von Untersuchungen und Experimenten (Erkenntnisgewinnung: In diesem Stoffbereich bietet es sich aufgrund der einfach durchzuführenden Experimente an, verstärkt schülerzentriert und kompetenzorientiert zu arbeiten.)

Vorschläge für Experimente

- alkoholische Gärung
- amphiphiler Charakter von Ethanol: Ethanol wird sowohl in angefärbtes Wasser als auch in angefärbtes Benzin gegeben.
- Löslichkeit von Alkoholen (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher“, Versuch 15-15)
- Viskositätsvergleich: Stärke der zwischenmolekularen Kräfte kann durch die unterschiedliche Auslaufgeschwindigkeit verschiedener Alkohole aus einer Glas-Pipette verdeutlicht werden, z. B. mit Ethanol und Ethandiol oder mit Propan-1-ol, Propan-1,2-diol, Propan-1,2,3-triol.
- Löslichkeit: experimentelle Aufgabenstellungen im Akademiebericht Nr. 434, Aufgabe Nr. 42 (Löslichkeit von Alkanolen Variante 1) und Nr. 43 (Löslichkeit von Alkanolen Variante 2).

C 10.3 Elektronenübergänge / C 10.4 Reaktionsverhalten organischer Verbindungen (III)

Stoffverteilungsplan

	Lehrplan	Stundenthema
1	Elektronenübergänge, Oxidierbarkeit von Alkoholen und Carbonylverbindungen	Oxidation als Elektronenabgabe, Reduktion als Elektronenaufnahme; Oxidationsmittel, Reduktionsmittel
2		Oxidationszahl
3		
4		Redoxreaktionen als Elektronenübergänge, Aufstellen von Teil- und Gesamtgleichungen
5		
6		Oxidierbarkeit von primären, sekundären und tertiären Alkoholen
7		technische Anwendung von Redoxreaktionen: z. B. Brennstoffzelle
8		technische Anwendung von Redoxreaktionen: z. B. Bleiakku

Elektronenübergänge, Oxidierbarkeit von Alkoholen und Carbonylverbindungen

Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Grundlagen in den Lehrplänen der Jgst. 9-10

- C 9.2 Atombau und gekürztes Periodensystem der Elemente (PSE): Ionisierung von Metall- und Nichtmetallatomen

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

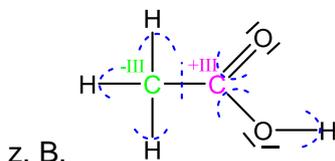
- Überleitung von Alkoholen zum Thema Redoxreaktionen über das Phänomen der Entstehung von Essig aus Wein: Ethanol reagiert mit Sauerstoff der Luft zu einer Carbonsäure, der Essigsäure.
- Einführung Redoxreaktion: forschend-entwickelnd durch gut beobachtbare Reaktion zwischen Metallsalzlösung und unedlem Metall, z. B. Eisennagel in Kupfersulfatlösung
- Visualisierung auf der Teilchenebene: Animation der Abt. Chemiedidaktik der Universität Wuppertal (<http://www.chemiedidaktik.uni-wuppertal.de> → Flash-Animationen → Die Reaktion von Eisen in CuSO₄-Lösung)
- folgende Begriffe am Beispiel einführen:
 - Reduktion/Elektronenaufnahme
 - Oxidation/Elektronenabgabe
 - Elektronenakzeptor/Oxidationsmittel
 - Elektronendonator/Reduktionsmittel
- Keine Einführung dieser Fachbegriffe über Verbrennungsvorgänge, damit keine Fehlvorstellungen über den Begriff der Oxidation als Reaktion mit Sauerstoff entstehen: Die Reaktion von Magnesium mit Sauerstoff ist keine Oxidation, sondern eine Redoxreaktion, bei der Magnesium oxidiert und Sauerstoff reduziert wird.

- Einführung der Oxidationszahlen (OZ) anhand der Summenformeln anorganischer Stoffe und Teilchen
- Regeln zum Ermitteln von Oxidationszahlen:

	Oxidationszahl	Beispiel
Elemente	OZ = 0	Fluor (F ₂): OZ(F) = 0
Atom-Ionen	OZ = Ladung	Eisen(III)-Ion (Fe ³⁺): OZ(Fe) = +3
Verbindungen aus verschiedenen Atomen (1-5 mit absteigender Priorität):		
1. Metallatome	OZ > 0	
2. Fluoratome	OZ = -1	
3. Wasserstoffatome	OZ = +1	
4. Sauerstoffatome	OZ = -2	
5. Chlor-, Brom-, Iodatome	OZ = -1	
Moleküle	ΣOZ = 0	Schwefelsäure (H ₂ SO ₄): 2 OZ(H) + OZ(S) + 4 OZ(O) = 0 2 (+1) + OZ(S) + 4 (-2) = 0 + OZ(S) = +6
Molekül-Ionen	ΣOZ = Ladung des Ions	Nitrat-Ion (NO ₃ ⁻): OZ(N) + 3 OZ(O) = -1 OZ(N) + 3 (-2) = -1 OZ(N) = +5

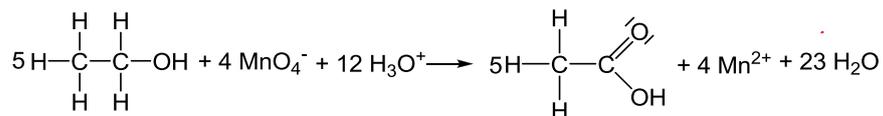
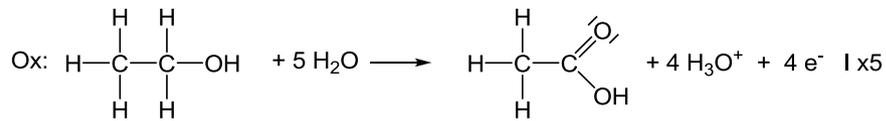
Man erkennt eine Reduktion an der Verringerung der OZ, eine Oxidation an der Vergrößerung der OZ.

- weitere Beispiele: Permanganation (MnO₄⁻), Mangan(IV)-oxid (MnO₂), Kupfer(II)-oxid (CuO), Kupfer(I)-oxid (Cu₂O)
- Bestimmung der Oxidationszahlen bei organischen Verbindungen an der Strukturformel: Bei Redoxreaktionen organischer Stoffe ändert sich formal meist nur die Oxidationszahl des Kohlenstoffatoms der funktionellen Gruppe. Somit genügt es, die Oxidationszahlen der Kohlenstoffatome zu bestimmen, indem man die Bindungselektronen entsprechend der Elektronegativität (EN) zuordnet:
 - Bei einer EN-Differenz werden dem elektronegativeren Atom alle Bindungselektronen zugeordnet.
 - Bei gleicher EN wird das Bindungselektronenpaar geteilt.
 - Die Oxidationszahl wird über Differenz zwischen der Valenzelektronenzahl des Atoms im Grundzustand und der Summe der zugeordneten Bindungselektronen ermittelt.

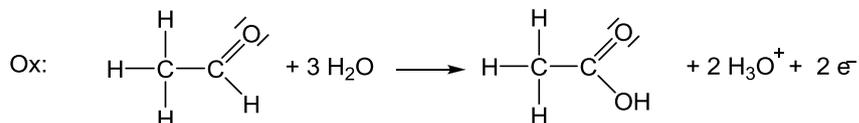
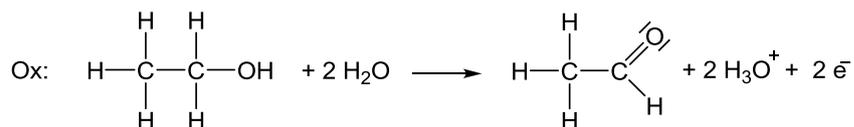


- Aufstellen von Redoxgleichungen für verschiedene Reaktionen anorganischer und organischer Stoffe in wässriger Lösung, z. B. nach folgendem Schema: mit Teilgleichungen beginnen:
 1. a) Edukt und Produkt (korrespondierendes Redoxpaar) zuordnen
b) Atomzahlen auf Edukt- und Produktseite angleichen, z. B. 2 Cu²⁺ → Cu₂O
 2. Oxidationszahlen bestimmen
 3. Elektronenausgleich: Ausgleich des Unterschieds der OZ durch Elektronen
 4. Ladungsausgleich in saurer Lösung mit Oxonium-Ionen und in basischer mit Hydroxid-Ionen (In neutraler Lösung ist beides möglich.)
 5. Stoffausgleich mit Wasser
 6. Gesamtgleichung erstellen (ggf. Multiplikation der Teilgleichungen nötig)

- Reaktion zwischen Ethanol und saurer Kaliumpermanganatlösung als Beispiel für eine Redoxreaktion, an der anorganische und organische Stoffe beteiligt sind: Die Entfärbung der Lösung lässt schlussfolgern, dass Permanganat-Ionen zu Mangan(II)-Ionen reduziert wurden und Ethanol oxidiert wurde. Das starke Oxidationsmittel Permanganat oxidiert primäre Alkanole zu Carbonsäuren.



- Die Oxidation von primären Alkoholen zu Carbonsäuren verläuft über die Bildung des Aldehyds. Dies kann durch das Aufstellen folgender Oxidationsteilgleichungen verdeutlicht werden:



- An dieser Stelle kann auf die Oxidation des Ethanols zu Ethanal im Körper hingewiesen werden.

- Unterscheidung zwischen der Oxidierbarkeit von primären, sekundären und tertiären Alkoholen, z. B. bei Butan-1-ol, Butan-2-ol, 2-Methylpropan-2-ol. Man spricht hier nur von einer Oxidation unter Beibehaltung des C-Gerüsts; natürlich kann jeder Alkohol zu Kohlenstoffdioxid und Wasser oxidiert werden.
- Technische Anwendungen von Redoxreaktionen, an denen auch das Erstellen von Redoxreaktionen geübt werden kann.
Auswahl aus z. B. folgenden Anwendungen:
 - Methanol- oder Ethanolbrennstoffzelle: Brennstoffzelle als Zukunftstechnologie (Umwandlung von der chemischen Energie eines Brennstoffs direkt in elektrische Energie ohne Verbrennung (*Energiekonzept*))
 - Wasserstoffbrennstoffzelle: Chemismus einfacher als der der Methanol- oder Ethanolbrennstoffzelle
 - Bleiakku als Beispiel für einen Akkumulator: alte Technologie, aber weltweit im Einsatz. (Redoxgleichungen ohne Sulfat-Ionen)
 - Lithiumzelle: große Alltagsbedeutung, Verwendung in Uhren, Computern, Herzschrittmachern
 - Silberoxid-Zink-Batterie: große Alltagsbedeutung, typ. Knopfzelle
 - nicht empfehlenswert: Leclanché-Element; historisch bedeutsam, aber eher komplizierte chemische Vorgänge

Basiskonzepte und Kompetenzorientierung

- Redoxreaktionen als Elektronenübergänge (Donator-Akzeptor-Konzept)
- Modellcharakter der Oxidationszahlen (Erkenntnisgewinnung)
- Oxidierbarkeit von primären, sekundären und tertiären Alkoholen (Struktur-Eigenschafts-Konzept)

Vorschläge für Experimente

- Eisennagel in Kupfersulfatlösung tauchen (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher“, Versuch 23-2))
- Ethanol mit saurer Kaliumpermanganat-Lösung
- Oxidation von Alkoholen mit KMnO_4 (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher“, Versuch 15-18)
- Getränkedosen-Batterie (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher“, Versuch 23-15)
- PEM-Brennstoffzelle: wird von verschiedenen Lehrmittelherstellern als Demonstrationsexperiment angeboten (Solarwasserstoffkonzept).
- Bleiakku mit Bleiplatten in 30%-iger Schwefelsäure demonstrieren: Spannung anlegen (Laden), dann Motor anschließen (Entladen).
- Elektrolyse einer CuCl_2 - oder ZnCl_2 -Lösung im Tropfenmaßstab (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher“, Versuch 13-3)

C 10.4 Reaktionsverhalten organischer Verbindungen (IV)

Stoffverteilungsplan

	Lehrplan	Stundenthema
1	Aldehyde und Ketone	physikalische Eigenschaften von Aldehyden und Ketonen
2		wichtige Vertreter: Methanal und Propanon
3	Kohlenhydrate als multifunktionelle Verbindungen	Fehlingprobe bei Glucose
4		offenkettige Form und Ringform bei Glucose, Stärke
5		

Aldehyde und Ketone

Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Nomenklatur ist bekannt.
- Wiederholung: Aldehyde sind Oxidationsprodukte primärer Alkohole. Ketone sind Oxidationsprodukte sekundärer Alkohole.
- Vergleich der physikalischen Eigenschaften (Siedetemperatur und Löslichkeit) mit Alkoholen und Alkanen: Aldehyde siedend niedriger als vergleichbare Alkohole, aber höher als vergleichbare Alkane. Begründung: Aldehydmoleküle können keine Wasserstoffbrücken untereinander ausbilden, enthalten aber eine polare Gruppe mit Dipoleigenschaften.
- Vergleich der chemischen Eigenschaften: Frage der Oxidierbarkeit von Ethanal und Propanon z. B. mit saurer Kaliumpermanganat-Lösung
- Technisch bedeutsame Vertreter sind Methanal (Formaldehyd) und Propanon (Aceton).
Kontexte für den Unterricht:
 - Methanal ist
 - ein Konservierungsmittel für tierische Präparate und medizinische Gewebeproben, da es Fäulnis jahrelang verhindert (u. a. durch Protein-Vernetzung).
 - ein nicht unwesentlicher Bestandteil des Zigarettenrauchs.
 - toxisch.
 - unverzichtbar für die Herstellung vieler Kunststoffe und Kleber, z. B. Bakelit und Spanplattenkleber.
 - eine wichtige Grundchemikalie für die chemische Industrie.
 - Propanon ist
 - das wichtigste Lösungsmittel für Klebstoffe, Kunststoffe (Nagellackentferner) und Bauschaumverunreinigungen.
 - leichtentzündlich.
 - eine wichtige Grundchemikalie für die chemische Industrie.

Basiskonzepte und Kompetenzorientierung

- Vergleich der physikalischen Eigenschaften von Alkanen, Alkoholen und Carbonylverbindungen (Struktur-Eigenschafts-Konzept)

Vorschläge für Experimente

- Reaktion von Ethanal und Propanon mit saurer Kaliumpermanganat-Lösung

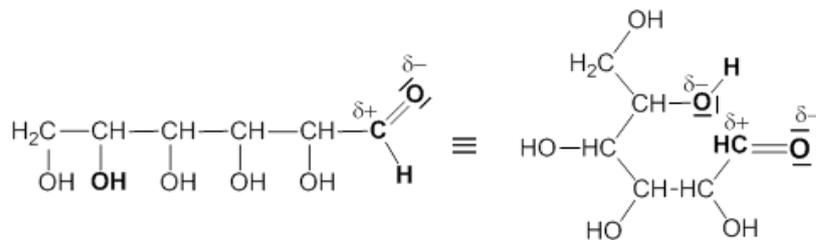
- Nachweis von Methanal im Zigarettenrauch: Durch eine Waschflasche mit Schiffscher Base wird mithilfe einer Wasserstrahlpumpe der Rauch einer Zigarette gezogen.
- „Versenken“ eines Styroporschiffes in Aceton

Kohlenhydrate als multifunktionelle Verbindungen

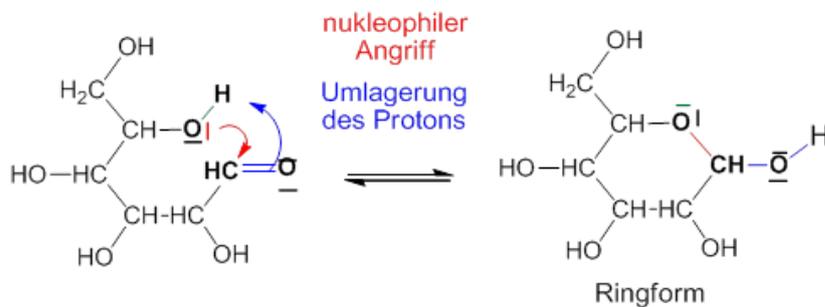
Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

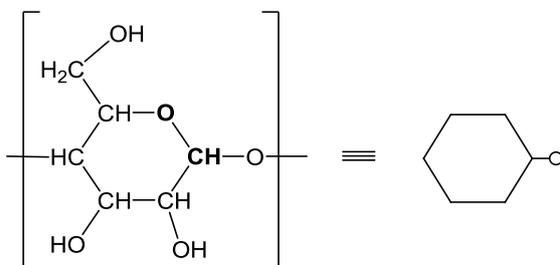
- Zucker sind Hydroxycarbonylverbindungen: Glucose ist Pentahydroxyhexanal.
- Nachweis von Aldehyden am Beispiel der Glucose: Fehling-Probe (historisch als Nachweis von Zuckern im Urin anstelle der Geschmacksprobe)
- offenkettige Form und Ringschluss der Glucose: Fischer- und Haworth-Projektion sind nicht geeignet, da die Schülerinnen und Schüler keine Stereochemie kennen. Die Ringform wird aber zum Verständnis des Stärkeaufbaus benötigt.
- Vorschlag zur Darstellung von Glucose ohne Berücksichtigung der Stereochemie:



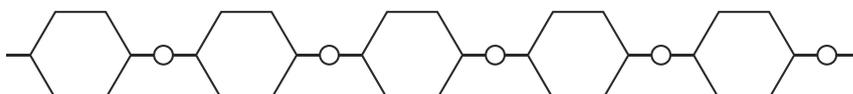
- Vorschlag zur Darstellung des Ringschluss der Glucose:



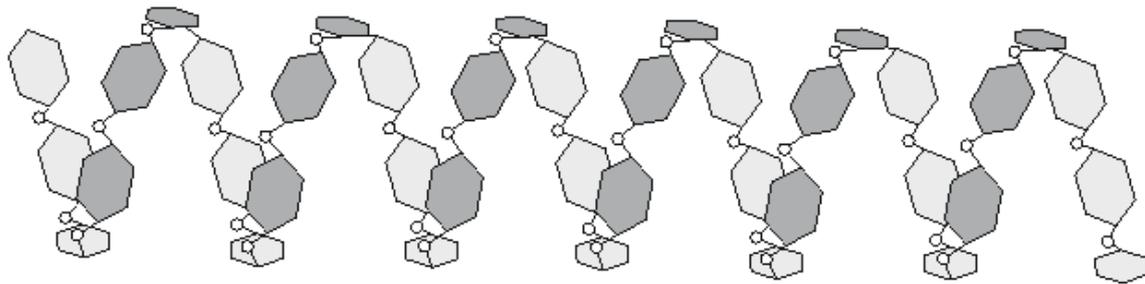
- Aufbau von Stärke-Molekülen durch Kondensation von Glucose-Molekülen
- Vorschlag zur Darstellung des Aufbaus der Stärke:



Viele Glucosebausteine sind zu einem Riesenmolekül verknüpft:



Spiralstruktur:



- Nachweis von Stärke: Iod-Stärke-Reaktion
- Hinweis auf Ernährung und Stoffwechsel (B 10.1.): Bei der Verdauung wird Stärke in Glucose aufgespalten.

Basiskonzepte und Kompetenzorientierung

- Fehling-Probe, Iod-Stärke-Reaktion (Erkenntnisgewinnung: qualitative Untersuchungen)

Vorschläge für Experimente

- Fehling-Probe im Löffel (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher“, Versuch 15-4)
- Iod-Stärke-Reaktion

C 10.4 Reaktionsverhalten organischer Verbindungen (V)

Stoffverteilungsplan

	Lehrplan	Stundenthema
1	Carbonsäuren	Acidität der Carboxy-Gruppe, physikalische Eigenschaften von Carbonsäuren
2	Aminocarbonsäuren und Proteine	Aufbau der Aminosäuren, Zwitterionenstruktur, Peptidbindung; biologische Bedeutung der Proteine; Molekülstrukturen von Proteinen am Computer
3		
4	Veresterung als reversible Reaktion, chemisches Gleichgewicht; Fette als Ester	Estersynthese – Esterhydrolyse; Herstellung verschiedener Ester; Aufbau von Fett- und Ölmolekülen; Eigenschaften und Verwendung
5		
6		
7		

Carbonsäuren

Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Grundlagen in den Lehrplänen der Jgst. 9-10

- C 10.2 Protonenübergänge

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Wiederholung: Acidität der Carboxy-Gruppe
- Anwendung des Struktur-Eigenschafts-Konzepts: verschiedene Carbonsäuren und deren physikalische Eigenschaften (Siedetemperatur, Löslichkeit)
- gesättigte und ungesättigte Fettsäuren in Z-Konfiguration
- ggf. Säure-Base-Titration (falls nicht bei C 10.2): Titration mit Speiseessig; Berechnung des Stoffumsatzes

Basiskonzepte und Kompetenzorientierung

- Carbonsäuren als Brönsted-Säuren (Donator-Akzeptor-Konzept, Struktur-Eigenschafts-Konzept)

Vorschläge für Experimente

- Acidität von Carbonsäuren Löffel (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher“, Versuch 15-8)

Aminocarbonsäuren und Proteine

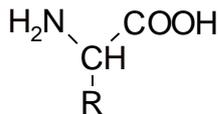
Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Grundlagen in den Lehrplänen der Jgst. 9-10

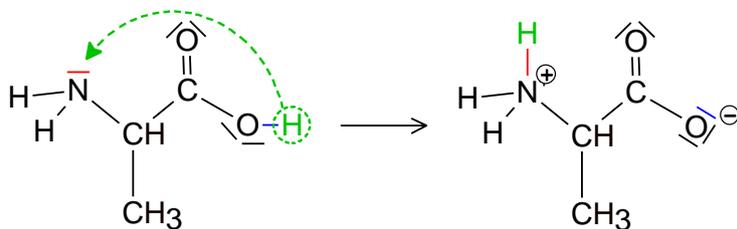
- C 10.2 Protonenübergänge

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Grundbauplan von Aminosäuren: funktionelle Gruppen, keine Thematisierung der unterschiedlichen Reste



- intramolekulare Protolyse: Zwitterionenstruktur von z. B. Alanin



- Kondensation von zwei Aminosäuren (Bildung einer Peptidbindung) führt zu einem Dipeptid: $\text{AS}_1 + \text{AS}_2 \rightarrow \text{AS}_1\text{-AS}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- Kondensation von vielen Aminosäuren führt zu einem Polypeptid.
- Aufbau der natürlich vorkommenden Proteine aus bis zu zwanzig verschiedenen Aminosäuren (\rightarrow Bio 9.3)
- biologische Bedeutung der Proteine: Strukturproteine, Enzyme
- ggf. Visualisierung der Molekülstrukturen von Proteinen am Computer

Hinweise auf Materialien und Literatur

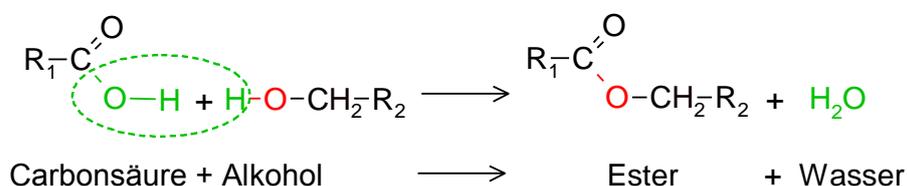
- Proteindatenbanken: <http://www.pdb.org>, <http://proteopedia.org>
- Programme zur 3-D-Darstellung von Proteinen: <http://jmol.sourceforge.net/>, <http://rasmol.org/>

Veresterung als reversible Reaktion, chemisches Gleichgewicht; Fette als Ester

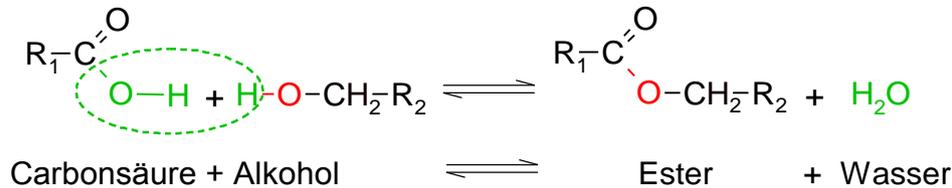
Überlegungen zur Umsetzung des Lehrplans

Vorschläge zu Inhalten und Niveau

- Herstellung von Ethansäureethylester; dieser wird in angefärbtes Wasser eingeleitet: Der Ester schwimmt auf dem Wasser. Daraus kann die Estersynthese entwickelt werden.
- Estersynthese: säurekatalysierte Kondensationsreaktion zwischen einem Alkohol und einer Carbonsäure (kein Mechanismus)



- Herstellung verschiedene Ester im Schülerexperiment
- Aufbau eines Fettmoleküls: Erarbeitung, dass es sich bei Fetten um Ester handelt → Moleküle enthalten Ester-Gruppe als funktionelle Gruppe, Ableiten der Bestandteile (Fettsäuren, Propan-1,2,3-triol)
- Fettverdauung (→ Bio 10.1): Ester können gespalten werden. → Esterhydrolyse
- chemisches Gleichgewicht nur unter den Gesichtspunkten: Umkehrbarkeit einer chemischen Reaktion und unvollständiger Stoffumsatz (kein MWG)



- Gleichgewichtspfeil in der Reaktionsgleichung zeigt die Umkehrbarkeit dieser chemischen Reaktion an.
- Bedeutung von Fetten und Ölen in der Ernährung und als nachwachsende Rohstoffe

Basiskonzepte und Kompetenzorientierung

- Reversibilität chemischer Reaktionen (Gleichgewichts-Konzept)

Vorschläge für Experimente

- Demonstrationsexperiment zur Veresterung (Ethansäureethylester); Produkt in angefärbtes Wasser einleiten (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher“, Versuch 16-5)
- Esterhydrolyse im Handversuch (z. B. nach Akademiebericht Nr. 475 „Chemie – aber sicher“, Versuch 16-3)
- Praktikum zur Estersynthese:
 - Essigsäure/Ethanol-Gemisch + konz. Schwefelsäure → Ethansäureethylester (Klebstoffgeruch)
 - Essigsäure/n-Pentanol-Gemisch + wasserfreies Zinnchlorid → Ethansäurepentylester (Birnenengeruch)
 - Butansäure/Ethanol-Gemisch + konz. Phosphorsäure → Butansäureethylester (Ananasgeruch)
 - Benzoesäure/Ethanol + konz. Schwefelsäure → Benzoesäureethylester (Pfefferminzgeruch)