

Jahresplanung für das Leistungsfach Chemie – 5h – spiralcurricularer Ansatz

Vorbemerkungen:

A) zu den zu Grunde gelegte formale Rahmenbedingungen:

Kontingent der zur Verfügung stehenden Unterrichtsstunden (US) im Leistungsfach Chemie in der Kursstufe:

→ ca. 32 „sicher nutzbare“ Schulwochen/Schuljahr (unter Berücksichtigung von Feiertagen, Studienfahrten, Wandertagen, Studientage, Ausfälle durch dienstliche Abwesenheiten (z. B. Lehrerfortbildungen), etc.)

→ bei 5 US/Woche ergeben das ca. 160 US/Schuljahr

→ bei Betrachtung des Zeitraums vor den schriftlichen Abiturprüfungen (11-1, 11-2, 12-1) ergibt das ein Kontingent von ca. 280 US

→ bei Berücksichtigung von ca. 25 US für die Leistungsmessung (Klausuren, Nachbesprechungen, GFS, etc.) sowie ca. 25 US für die unmittelbare Abiturvorbereitung ergibt das ein **final verfügbares Unterrichtskontingent von ca. 230 US vor den schriftlichen Abiturprüfungen**

➔ **Für diese ca. 230 US wurde die Jahresplanung konzipiert und aufgeteilt**

→ für den Zeitraum zwischen den schriftlichen und den mündlichen Abiturprüfungen können ca. 5 Wochen angesetzt werden, was ein **Kontingent für die Zeit nach den schriftlichen Abiturprüfungen von ca. 25 US** ergibt.

B) zur Anordnung der Themenblöcke in der Jahresplanung

→ Die im Folgenden dargestellte curriculare Anordnung der Themen verfolgt das Ziel, wesentliche Aspekte im Leistungsfach Chemie spiralcurricular im Unterrichtsgang wiederaufgreifen zu können, um ein nachhaltiges Einüben zu erreichen und ggf. ein „Verstehen im zweiten Anlauf“ zu ermöglichen.

→ Hierbei sollen sich Themen mit einem stoffchemischen Schwerpunkt mit Themen, die einen theoretisch-mathematisierenden Schwerpunkt besitzen, möglichst abwechseln.

→ Das für das chemische Verständnis in der Kursstufe wesentliche Kapitel „Chemische Energetik“ soll als Grundlagenwissen möglichst früh zur Verfügung stehen.

→ Weiterhin soll eine gute Anknüpfung an den Chemieunterricht der Mittelstufe gewährleistet werden.

C) zur Detailtiefe der Themenblöcke in der Jahresplanung

→ Themenblöcke mit stark von der im Bildungsplan abgebildeten „Standardreihenfolge“ abweichender Gestaltung sind detaillierter ausgeführt

→ Themenblöcke, deren innere Abfolge für den zu Grunde gelegten Ansatz unwesentlich sind, sind teilweise weniger detailliert dargestellt



→ Der Beginn mit einem stoffchemischen Kapitel ermöglicht eine optimale Anknüpfung an den Chemieunterricht der Mittelstufe. Gleichzeitig wird die Erweiterung des Stoffkanons bzw. die vertiefte Betrachtung von makromolekularen Stoffen, die in der Kursstufe mehrere Themenblöcke zentral prägt, eingeführt.

Unterrichtsinhalte

Hinweise zur Anordnung

1.1 Die Naturstoffklasse „Kohlenhydrate“

1.1.1 Begriffsklärung „Kohlenhydrate“

1.1.2 Allgemeine Summenformel von Kohlenhydraten

1.2 Glucose

1.2.1 Stoffeigenschaften der Glucose

1.2.2 Versuche zur Strukturaufklärung des Glucose-Moleküls

EXKURS *Wiederholung Stoffklassen der organischen Chemie, funktionelle Gruppen organischer Moleküle und zugehörige Nachweisreaktionen*

Stationenzirkel:

- 1) *Alkane*
- 2) *Alkene*
- 3) *Alkohole*
- 4) *Alkanale und Alkanone*
- 5) *Carbonsäuren*
- 6) *Carbonsäureester*

→ Mit dem Exkurs „Wiederholung Stoffklassen der organischen Chemie, funktionelle Gruppen organischer Moleküle und zugehörige Nachweisreaktionen“ wird zum einen die Grundlage für die Versuche zur Strukturaufklärung des Glucose-Moleküls gelegt. Zum anderen können gleichzeitig folgende Ziele erreicht werden:

- a) *optimale Anknüpfung der Kursstufe an die Klassenstufe 10*
- b) *gute Möglichkeit, das Vorwissen, den Leistungsstand, das chemische Verständnis sowie die Selbstständigkeit beim praktischen Experimentieren der Schülerinnen und Schüler zu Beginn der Kursstufe kennenzulernen*
- c) *gute Möglichkeit, den Stand des Vorwissens und der Anwendung der Fachsprache gleich zu Beginn an zentralen und wesentlichen Aspekten im sich neu formierenden Kurs zusammenzuführen*

→ Bei der Betrachtung einer quantitativen Veresterung von Glucose können erstmalig einfach stöchiometrische Aspekte einfließen, die der Wiederholung/Auffrischung/ggf. Ergänzung der Vorkenntnisse aus der



Mittelstufe dienen. Werden die zentralen Größen **n**, **m** und **M** hier bereits aufgegriffen und angewandt, stehen sie zur weiteren Vertiefung während des gesamten Unterrichtsgangs zur Verfügung und können entsprechend erweitert werden (z. B. Verwendung molarer Größen im Kapitel „Chemische Energetik – Teil I“, Berechnungen mithilfe des MWG im Kapitel „Chemische Gleichgewicht“ (dort Erweiterung um die Größe *c*), etc.).

1.2.3 Mögliche Strukturen des Glucose-Moleküls

EXKURS *Isomeriephänomene organischer Moleküle*

- 1) Konstitutionsisomerie
- 2) E-/Z-Isomerie als ein Beispiel der Konfigurationsisomerie
- 3) Enantiomere als weiteres Beispiel der Konfigurationsisomerie
- 4) Die FISCHER-Projektion

➔ Mit dem Exkurs „Isomeriephänomene organischer Moleküle“ werden zum einen die beiden aus der Mittelstufe bekannten Isomeriephänomene wiederholt und ggf. fachsprachlich sauber im sich neu formierenden Kurs zusammengeführt, zum anderen wird die Basis für die Betrachtung von Enantiomeren und Diastereomeren gelegt.

1.3 Chiralität und ihre Auswirkungen – optisch aktive Stoffe

1.3.1 Experimentelle Bestimmung der optischen Aktivität

1.3.2 Nomenklatur optisch aktiver Stoffe

1.3.3 Bedeutung der Chiralität – der CONTERGAN-Skandal

1.4 Aldosen

1.4.1 Stammbaum der D-Aldosen

1.4.2 Struktur des D-Glucose-Moleküls in der FISCHER-Projektion

1.5 Die intramolekulare Halbacetalbildung

1.5.1 Halbacetal- und Acetalbildung

1.5.2 HAWORTH-Projektion

1.5.3 Nomenklatur der Anomere

1.5.4 Mutarotation

➔ An dieser Stelle ist eine sinnvoll didaktisch reduzierte Einführung der Notation mit Gleichgewichtspfeilen zu beachten.

1.6 Ketosen

1.6.1 Fructose



- 1.6.2 Struktur des D-Fructose-Moleküls in der FISCHER-Projektion
- 1.6.3 Fructofuranose-Moleküle in der HAWORTH-Projektion
- 1.6.4 Keto-Endiol-Tautomerie
- 1.7 Di-, Oligo- und Polysaccharide
 - 1.7.1 Acetalbildung aus zwei Monosacchariden
 - 1.7.2 Disaccharide
 - 1.7.3 Glycosidische Bindung
 - 1.7.4 Reduzierende und nichtreduzierende Zucker
 - 1.7.5 Cyclodextrine – eine Variante der Oligosaccharide
 - 1.7.6 Polysaccharide
- 1.8 Kohlenhydrate als nachwachsende Rohstoffe

*EXKURS Redoxreaktionen
 Bestimmung und Anwendung von
 Oxidationszahlen zur Identifikation von Redox-
 Vorgängen
 Aufstellen von Redoxgleichungen*

- 1.9 Nachweisreaktionen für Kohlenhydrate
 - 1.9.1 TOLLENS-Probe
 - 1.9.2 BENEDICT-Probe
 - 1.9.3 GOD-Test
 - 1.9.4 Stärke-Nachweis mit LUGOL'sche Lösung
- 1.10 ZUSAMMENFASSUNG Kohlenhydrate

➔ Der sehr umfangreiche Themenblock „Elektrochemie“, der gegen Ende des Unterrichtsganges platziert ist, soll durch Vorwegnahme der Teilaspekte „Redoxreaktionen“, „Bestimmung und Anwendung von Oxidationszahlen zur Identifikation von Redox-Vorgängen“ und „Aufstellen von Redoxgleichungen“ vorentlastet werden. Durch die frühe Positionierung können diese wesentlichen Grundlagen der Redox-Chemie über einen langen Zeitraum eingestreut und geübt werden (erstmalig im unmittelbaren Anschluss bei der Detailbetrachtung der Nachweisreaktionen für „reduzierende Zucker“, im weiteren Verlauf des Unterrichtsgangs z. B. bei der Detailbetrachtung von geeigneten Beispielreaktionen in den Kapiteln Chemische Energetik oder Reaktionskinetik, bei der Detailbetrachtung des Aldehydnachweises bei der Anwendung auf Benzaldehyd, bei der Betrachtung der Oxidationsstufen der Stoffklassen, etc.)



→ der Themenblock „Chemische Energetik“ wird aufgeteilt: Im ersten Kursstufenhalbjahr werden alle Grundlagen, die für den weiteren Unterricht relevant sind, eingeführt. Zur Vermittlung dieser Grundlagen ist die experimentell aufwändige und in der Auswertung umfangreiche praktische Durchführung von kalorimetrischen Messungen nicht erforderlich – es reicht ein einfaches grundlegendes Verständnis, dass thermische Energieübertragungen durch Messung der Temperaturdifferenz in einer definierten Umgebung quantitativ zugänglich sind.

Die praktischen kalorimetrischen Messungen werden gegen Ende des Unterrichtsgangs in einem Teil II platziert. Auch wird erst hier auf Basis der bereits eingeführten Reaktionsenthalpieänderung $\Delta_r H$ die Definition von Standardbildungsenthalpien sowie der Satz von HESS thematisiert, um Standardreaktionsenthalpien aus tabellierten Werten berechnen zu können.

Unterrichtsinhalte	Hinweise zur Anordnung
2.1 Chemische Energie	→ Einführung über „Energie in Nahrungsmitteln“ als Gelenkstelle zu den Kohlenhydraten bietet sich an
2.1.1 System und Umgebung	
2.2 Austausch von Energie zwischen System und Umgebung	
2.2.1 Die Innere Energie U	
2.2.2 Energieübertragung am Beispiel Explosionsrohr	
2.2.2.1 Isochore Prozessführung (V konstant)	
2.2.2.2 Isobare Prozessführung (p konstant)	
2.2.3 Volumenarbeit bei isobarer Prozessführung	
2.3 Die Enthalpieänderung ΔH	
2.4 Brennwert und Heizwert	
2.5 „Freiwilligkeit“ chemischer Reaktionen	
2.6 Die Entropie S	
2.6.1 Die Entropie S als „Maß für die Unordnung“	
2.6.2 Statistische Beschreibung des Ordnungszustands	
2.6.3 Statistische Definition der Entropie S	



- 2.6.4 Berechnung der Standardreaktionsentropieänderung aus molaren Standardentropien
- 2.7 Betrachtung der Änderung der Gesamtentropie (in System und Umgebung)
 - 2.7.1 Berechnung der Änderung der Gesamtentropie
 - 2.7.2 Die Freie Enthalpie G und die GIBBS-HELMHOLTZ-Gleichung
 - 2.7.3 Grenzen energetischer Betrachtungen
- 2.8 ZUSAMMENFASSUNG Chemische Energetik – Teil I

3. Naturstoffe – Teil II – Fette

ca. 20 Stunden

→ An dieser Stelle werden die im Rahmen des Exkurses „Wiederholung Stoffklassen der organischen Chemie, funktionelle Gruppen organischer Moleküle und zugehörige Nachweisreaktionen“ bereits aufgegriffenen Vorkenntnisse aus der Mittelstufe erneut vertieft und angewandt (u. a. Untersuchung von Stoffeigenschaften, Ester, gesättigte/ungesättigte Verbindungen (inkl. Nachweis)) und erweitert (z. B. Hydrierung bei der Fetthärtung, alkalische Hydrolyse bei der Verseifung)

→ Durch die Thematisierung einer zweiten Speichersubstanz lassen sich leicht geeignete Übungsaufgaben generieren, die wesentliche Aspekte der Themenblöcke Kohlenhydrate und Chemische Energetik – Teil I spiralcurricular aufgreifen (z. B. vergleichende Betrachtung von Standardreaktionsenthalpien bei der Verbrennung von Kohlenhydraten und Fetten, vergleichende Betrachtung der Energiedichte der beiden Stoffklassen, Berechnung einer zur Erzeugung einer bestimmten Energie erforderlichen aufzunehmenden Masse an Fetten/Kohlenhydraten, etc.)

Unterrichtsinhalte

Hinweise zur Anordnung

- 3.1 Stoffeigenschaften von Fetten
 - 3.1.1 Löslichkeit
 - 3.1.2 Fette und Öle – Schmelzbereiche
 - 3.1.3 Abgrenzung: Fette Öle vs. mineralische Öle



- 3.1.4 Brennbarkeit und die Gefahr von Fettbränden
- 3.1.5 Nachweis von Fetten
- 3.2 Struktur von Fett-Molekülen
 - 3.2.1 Fett-Moleküle sind Fettsäureester
 - 3.2.2 Gesättigte und ungesättigte Fette
 - 3.2.3 Nachweis ungesättigter Fettbausteine
- 3.3 Bedeutung der Fette
 - 3.3.1 Fette als physiologische Energiespeicher
 - 3.3.2 Ernährungsphysiologische Bedeutung der Fette
- 3.4 Reaktionen von Fetten
 - 3.4.1 Fetalterung
 - 3.4.2 Fetthärtung
 - 3.4.3 Verseifung
- 3.5 ZUSAMMENFASSUNG Fette

4. Reaktionskinetik

ca. 10 Stunden

→ Das Stundenkontingent des Themenblocks „Reaktionskinetik“ ist streng genommen dem Schulcurriculum zuzuordnen (alternativ kann es dem Themenblock „Chemische Gleichgewichte“ zugerechnet werden und dessen Stundenkontingent entsprechend angepasst werden).

Unterrichtsinhalte

Hinweise zur Anordnung

- 4.1 Rekapitulation Bewegungsdiagramme
- 4.2 Untersuchung der Reaktionsgeschwindigkeit



4.3 Geschwindigkeitsgleichungen

4.4 Das Kollisionsmodell – Einflussfaktoren auf die Reaktionsgeschwindigkeit

4.5 Die Aktivierungsenergie

4.6 Einfluss eines Katalysators

→ Die Aspekte „Aktivierungsenergie“ und „Einfluss von Katalysatoren“ werden hier erstmalig thematisiert und Vorwissen aus der Mittelstufe reaktiviert, dass die Detailbetrachtung des Einflusses eines Katalysators auf das chemische Gleichgewicht später auf der Basis garantiert vorhandener Vorkenntnisse erfolgen kann.

4.7 Enzyme

→ Einführung der Enzyme als Biokatalysatoren, ohne dass der strukturelle Aufbau bekannt sein muss. Wird dieser im Kapitel „Proteine“ geklärt, können Aspekte der Katalyse, des chemischen Gleichgewichts, etc. wieder aufgegriffen werden

5. Chemische Gleichgewichte

ca. 20 Stunden

Unterrichtsinhalte

Hinweise zur Anordnung

5.1 Einführung Chemische Gleichgewichte

5.1.1 Vergleich einiger chemischer Reaktionen

5.1.2 Zur Erinnerung: Aussagekraft von $\Delta_r G^0$

5.1.3 Die Estersynthese – eine umkehrbare Reaktion

→ Da die GIBBS-HELMHOLTZ-Gleichung aus dem Kapitel „Chemische Energetik – Teil I“ zur Verfügung steht, kann die Erweiterung des Betrachtungsspektrums chemischer Reaktionen um den Fall „Chemisches Gleichgewicht“ sauber geleistet werden. Hierbei können energetische Berechnungen wiederholt und geübt werden.

5.2 Das Chemische Gleichgewicht – ein dynamisches Gleichgewicht

5.2.1 Energetisches Kriterium zum Ablauf chemischer Reaktionen

5.2.2 Simulation eines dynamischen Gleichgewichts

5.2.3 Kinetische Bedingung für ein chemisches Gleichgewicht



- 5.3 Das Massenwirkungsgesetz
- 5.4 Beeinflussung des Chemischen Gleichgewichts
 - 5.4.1 Änderung der Stoffmengenkonzentrationen c
 - 5.4.2 Änderung des Drucks p (bzw. des Volumens V)
 - 5.4.3 Änderung der Temperatur T
 - 5.4.4 Einfluss eines Katalysators
 - 5.4.5 Das Prinzip von LE CHATELIER und BRAUN – eine Zusammenfassung der Einflussfaktoren
- 5.5 Die Ammoniaksynthese nach HABER und BOSCH
- 5.6 ZUSAMMENFASSUNG Chemische Gleichgewichte

➔ An dieser Stelle werden quantitative und stöchiometrische Betrachtungen chemischer Reaktionen aufgegriffen, um den Aspekt „chemisches Gleichgewicht“ erweitert und intensiv geübt.

6. Aromaten

ca. 15 Stunden

➔ Der Themenblock „Aromaten“ steht einerseits als „stoffchemisches Intermezzo“ zwischen den beiden Gleichgewichtskapiteln. Hierdurch steht das Kapitel „Säure-Base-Gleichgewichte“ in einem größeren zeitlichen Abstand zur Neueinführung des chemischen Gleichgewichts, sodass der spiralcurriculare Aspekt des Wiederaufgreifens und Erweiterns betont wird.

Darüber hinaus ermöglicht die Positionierung des Kapitels „Aromaten“ an dieser Stelle, dass im Kapitel „Säure-Base-Gleichgewichte“ die Mesomerie-Stabilisierung des Carboxylat-Ions thematisiert werden kann, die für die Gleichgewichtslage mitentscheidend ist.

Für das Kapitel „Proteine“ stehen die für das Verständnis der aromatischen Reste erforderlichen Kenntnisse der Notation zur Verfügung. Ebenso die Basis für das Verstehen der Mesomeriestabilisierung der Peptidbindung.

Bezüglich des Kapitels „Kunststoffe“ werden ebenfalls die Voraussetzungen für die Notation aromatischer Bausteine gelegt und dann entsprechend wieder aufgegriffen (z. B. Styrol, Terephthalsäure).

Unterrichtsinhalte

Hinweise zur Anordnung

- 6.1 „Benzol – ein (nicht nur historisch betrachtet) sehr



bedeutender Stoff“

- 6.1.1 Die Stoffeigenschaften von Benzol
- 6.1.2 Benzol, ein gesundheitsgefährdender Stoff?
- 6.1.3 Die Strukturformel des Benzol-Moleküls von August Kekulé
- 6.1.4 Experimentelle Überprüfung der Kekulé-Strukturformel
 - 6.1.4.1 Bestimmung der Bindungslängen und Bindungswinkel
 - 6.1.4.2 Energetische Untersuchung der Reaktionen von Benzol, z. B. der Hydrierung
 - 6.1.4.3 Reaktion mit Brom
 - 6.1.4.4 Untersuchung der Elektronendichteverteilung im Benzol-Molekül
- 6.1.5 Visualisierung des Benzol-Moleküls mit ChemSketch

6.2 Mesomerie

- 6.2.1 Mesomeriestabilisierung
- 6.2.2 Delokalisierte π -Elektronensysteme
- 6.2.3 Mesomere Grenzformeln
- 6.2.4 Stabilisierung durch Delokalisierung

6.3 Benzolderivate

6.4 Polyzyklische Aromaten

6.5 Heterozyklische Aromaten

6.6 ZUSAMMENFASSUNG Aromaten

➔ Bei der vergleichenden Betrachtung der räumlichen Geometrie eines Benzol-Moleküls mit Cyclo-Hexan-, Cyclohexen- und Cyclohexadien-Molekülen können als Ergänzung Monosaccharide in der halbacetalischen Ringstruktur aufgegriffen werden (Sessel-/Wanne-Form der realen Konformation vs. der planaren HAWORTH-Notation), um die besondere Geometrie der Aromaten weiter zu betonen.



→ Der Themenblock „Säure-Base-Gleichgewichte“ greift zum einen das chemische Gleichgewicht und die zugehörige mathematische Beschreibung über das MWG auf, gleichzeitig knüpft es an das Vorwissen zur Säure-Base-Theorie aus der Mittelstufe an und führt diese Betrachtungsebenen zusammen. In diesem Zusammenhang werden quantitative Größen und Berechnungen erneut aufgegriffen und intensiv geübt.

Im Zusammenhang mit der Titrationskurve schwacher Säuren bzw. Basen oder der Pufferbetrachtung werden die Betrachtung der Verschiebung chemischer Gleichgewichte und deren Beschreibung mithilfe des Prinzips von Le Chatelier und Braun vertieft, erweitert und geübt.

Unterrichtsinhalte

Hinweise zur Anordnung

- 7.1 Einführung Säure-Base-Gleichgewichte
- 7.2 Die Autoprotolyse der Wasser-Moleküle
 - 7.2.1 Die elektrische Leitfähigkeit von reinem Wasser
 - 7.2.2 Gedankenexperimente zu Größenordnungen
 - 7.2.3 Das Ionenprodukt des Wassers
 - 7.2.4 Die Bedeutung des Ionenprodukts des Wassers für die Säure-Base-Gleichgewichte
- 7.3 Der **pH**-Wert
 - 7.3.1 Die **pH**-Skala
 - 7.3.2 Veranschaulichung logarithmischer Skalen und Größenordnungen
 - 7.3.3 Berechnung des **pH**-Werts
- 7.4 Die Säure-Base-Theorie nach BRØNSTED und LOWRY
 - 7.4.1 Die Protolyse
 - 7.4.2 Korrespondierende Säure-Base-Paare
 - 7.4.3 „Molekulare Gemeinsamkeiten“ von BRØNSTED-Säuren und BRØNSTED –Basen



- 7.4.4 Anorganische Säuren und ihre Säurerestionen
- 7.5 Die Stärke von Säuren und Basen
 - 7.5.1 Die Säure- bzw. Basenstärke
 - 7.5.2 pK_s - und pK_B -Werte korrespondierender Säure-Base-Paare
 - 7.5.3 Der Zusammenhang zwischen pK_s - und pK_B -Wert
 - 7.5.4 Tabellierte pK_s - und pK_B -Werte
- 7.6 Die Berechnung des pH -Werts
 - 7.6.1 Die exakte Berechnung des pH -Werts einer Säure
 - 7.6.2 SONDERFALL 1 – Sinnvolle Näherung bei der Berechnung des pH -Wertes sehr starker Protolyte
 - 7.6.3 SONDERFALL 2 – Sinnvolle Näherung bei der Berechnung des pH -Wertes schwacher Protolyte (1)
 - 7.6.4 Überblick: „Wann kommt welche Formel zur Anwendung?“
- 7.7 Die Säure-Base-Titration sehr starker Säuren und Basen
 - 7.7.1 Aufnahme einer Titrationskurve
 - 7.7.2 Der Kurvenverlauf einer Titrationskurve
 - 7.7.3 Die Säure-Base-Titration in der Laborpraxis
 - 7.7.3.1 Umschlagbereiche verschiedener Indikatoren
 - 7.7.3.2 Auswerteformel für die Titration einer starken Säure mit einer starken Base
 - 7.7.3.3 Arbeit mit Simulationen von Säure-Base-Titrationsen
- 7.8 Puffersysteme
 - 7.8.1 Die Pufferwirkung
 - 7.8.2 Herstellung einer Pufferlösung
 - 7.8.3 Die HENDERSON-HASSELBALCH-GLEICHUNG
- 7.9 Die Säure-Base-Titration schwacher Säuren und Basen



7.9.1	Aufnahme einer Titrationskurve	
7.9.2	Vergleichende Betrachtung der Titrationskurven: Titration einer starken Säure mit einer starken Base vs. Titration einer schwachen Säure mit einer starken Base	
7.9.3	Erklärung des Kurvenverlaufs bei der Titration einer schwachen Säure mit einer starken Base	
7.9.4	Die Säure-Base-Titration einer schwachen Säure/Base in der Laborpraxis	
7.10	Indikatoren	
7.10.1	Funktionsprinzip von Indikatoren	
7.10.2	Bestimmung des Farbverhältnisses und Veränderung der Indikator-Gleichgewichte	
7.10.3	Universalindikator genauer untersucht	➔ <i>Chromatografie: Aufgreifen und Erweitern der Aspekte des chemischen Gleichgewichts bei der Betrachtung von physikalischen Fließ-Gleichgewichten.</i>
7.11	ZUSAMMENFASSUNG Säure-Base-Gleichgewichte	

8. Naturstoffe – Teil III – Proteine

ca. 20 Stunden

Unterrichtsinhalte		Hinweise zur Anordnung
8.1	Aminocarbonsäuren	
8.1.1	Stoffeigenschaften von Aminocarbonsäuren	
8.1.2	Strukturformeln der Aminocarbonsäure-Moleküle	
8.1.3	„Zwitter-Ionen-Struktur“ der Aminocarbonsäure-Moleküle	➔ <i>Wiederaufgreifen der Protolyse-Gleichgewichte und Anwenden in einer intramolekularen Reaktion.</i>
8.1.4	Proteinogene Aminocarbonsäuren	
8.1.5	Chiralität bei Aminocarbonsäuren	➔ <i>Wiederaufgreifen der Isomeriebetrachtungen aus dem Kapitel „Kohlenhydrate“.</i>
8.1.6	Nomenklatur der Aminocarbonsäuren	



- 8.1.7 Strukturen der Aminocarbonsäure-Moleküle in wässrigen Lösungen bei unterschiedlichen **pH**-Werten
- 8.1.8 Isoelektrischer Punkt (IEP) einer Aminocarbonsäure
- 8.1.9 Elektrophorese eines Aminocarbonsäure-Gemisches
- 8.1.10 Chromatografie eines Aminocarbonsäure-Gemisches
- 8.1.11 Nachweisreaktionen für Aminocarbonsäuren
 - 8.1.11.1 Ninhydrin-Nachweis
 - 8.1.11.2 Biuret-Nachweis

→ Anwendung der Gleichgewichtsbetrachtung von Säure-Base-Gleichgewichten.
→ Aufgreifen und Erweitern der Aspekte des chemischen Gleichgewichts bei der Betrachtung von physikalischen Fließ-Gleichgewichten.

8.2 Peptide

- 8.2.1 Peptidbindung
- 8.2.2 Mesomeriestabilisierung der Peptidbindung
- 8.2.3 Dipeptide/Oligopeptide/Polypeptide
- 8.2.4 Peptidspaltung/Hydrolyse

→ Wiederaufgreifen der Mesomeriestabilisierung und der Notation mesomerer Grenzformeln aus dem Kapitel „Aromaten“

8.3 Proteine

- 8.3.1 Struktur der Proteine – Visualisierung mit PYMOL
- 8.3.2 Strukturebenen der Proteine
- 8.3.3 Denaturierung von Proteinen
- 8.3.4 Biuret-Reaktion: Nachweis von Proteinen und Peptiden (Peptidbindung)
- 8.3.5 Xanthoprotein-Reaktion

8.4 Funktionen der Proteine

- 8.4.1 Protein-Typen
 - 8.4.1.1 Speicherproteine
 - 8.4.1.2 Enzyme
 - 8.4.1.3 Toxine
 - 8.4.1.4 Membranproteine
 - 8.4.1.5 Strukturproteine

→ s. o. Wiederaufgreifen der Funktionalität der Enzyme aus dem Kapitel „Reaktionskinetik“



8.4.1.6	Transportproteine
8.4.1.7	Hormone
8.4.1.8	Abwehrproteine
8.5	ZUSAMMENFASSUNG Proteine

9. Kunststoffe

ca. 20 Stunden

→ Der Themenblock „Kunststoffe“ greift neben dem Grundprinzip „Vom Monomer zum Polymer“ auch die Verknüpfungsreaktionen der Naturstoffklassen auf (Kondensation, Veresterung), die z. B. durch eine Gegenüberstellung (Peptid-Bindung vs. Amid-Bindung) wiederholt und geübt werden können (Anmerkung: Die Verknüpfung „Die Natur als Vorbild“ ist didaktisch wert- und sinnvoll, auch wenn sie nicht der historischen Entwicklung der Chemie entspricht).

Unterrichtsinhalte	Hinweise zur Anordnung
--------------------	------------------------

9.1	Kunststoffe – eine Einführung
9.1.1	Beschreibung von Werkstoffeigenschaften
9.1.2	Hermann Staudinger: „Makromoleküle“/„Polymere“
9.1.3	Erklärung von Werkstoffeigenschaften auf der molekularen Ebene
9.2	Verarbeitung und Recycling von Kunststoffen
9.3	Kunststoffsynthese
9.3.1	Vom Monomer zum Polymer – Gedankenspiele zur Größenordnung
9.3.2	Radikalische Kettenpolymerisation
9.3.2.1	Radikalbildung
9.3.2.2	Reaktionsmechanismus der radikalischen Kettenpolymerisation



- 9.3.2.3 Polydispersität bei Kunststoffen
- 9.3.3 Polykondensation
 - 9.3.3.1 Wiederholung: Die Estersynthese – eine Kondensationsreaktion
 - 9.3.3.2 Vom Ester zum Polyester
 - 9.3.3.3 PET-Synthese
 - 9.3.3.4 Polylactidsynthese
 - 9.3.3.5 Polyamidsynthese
 - 9.3.3.6 Verstreckung von Polyamid-Fasern
- 9.3.4 Polyaddition
 - 9.3.4.1 Die Isocyanat-Gruppe – eine weitere funktionelle Gruppe
 - 9.3.4.2 Polyurethan-Synthese
 - 9.3.4.3 Reaktionsmechanismus der Polyurethan-Synthese
 - 9.3.4.4 Schäumen von Polyurethanen
 - 9.3.4.5 Epoxidharze
- 9.4 Schreibweise von Reaktionsgleichungen für Polymersynthesen
- 9.5 Modifikation von Kunststoffen
 - 9.5.1 Vernetzung und Copolymerisation
 - 9.5.2 Einsatz von Additiven
- 9.6 Superabsorbierende Polymernetzwerke
- 9.7 Kunststoffe und ihr Einsatz kritisch betrachtet
 - 9.7.1 Eintrag von Kunststoffpartikeln in Organismen und die Umwelt
 - 9.7.2 Biopolymere
 - 9.7.3 Schadstoffe Kunststoffen und ihre Auswirkungen



10. Elektrochemie

ca. 20 Stunden

➔ Im Themenblock „Elektrochemie“ werden Grundprinzipien des Donator-Akzeptor-Prinzips aus der Säure-Base-Chemie mit den im einführenden Exkurs zur Redoxreaktion gelegten Grundlagen zusammengeführt (korrespondierende Paare, Betrachtung von Aufnahme- bzw. Abgabepotenzialen und entsprechende Tabellierung, Detailbetrachtung der Standardwasserstoffelektrode, etc.).

Bei der Betrachtung der elektrochemischen Doppelschicht werden grundlegende Aspekte der Betrachtung chemischer Gleichgewichte aufgegriffen und angewandt.

Grundlagen der chemischen Energetik kommen bei der vergleichenden Betrachtung von GALVANI'scher Zelle und der Elektrolyse zum Tragen.

Unterrichtsinhalte	Hinweise zur Anordnung
10.1 Redoxreaktionen und korrespondierende Redoxpaare	
10.2 Redoxreihe der Metalle/Metall-Ionen	
10.3 GALVANI'sche Zellen	
10.3.1 DANIELL-Element	
10.3.2 Elektrochemische Doppelschicht	
10.3.3 Elektrodenpotenziale	
10.3.4 Zellspannung	
10.4 Elektrochemische Spannungsreihe	
10.4.1 Standardwasserstoffelektrode	
10.4.2 Bestimmung von Standardpotenzialen	
10.4.3 Beurteilung elektrochemischer Reaktionen mithilfe der Standardpotenzial-Tabelle	
10.4.4 Berechnung der Zellspannung	



- 10.4.5 Abhängigkeit des Elektrodenpotenziale von der Stoffmengenkonzentration an Ionen in einer Halbzelle
- 10.4.6 NERNST-Gleichung
- 10.5 Elektrolyse
 - 10.5.1 Aufbau und Betrieb einer Elektrolysezelle
 - 10.5.2 Elektrodenreaktionen
 - 10.5.3 Zersetzungs- und Überspannung
 - 10.5.4 Elektrolyse und GALVANI'sche Zelle im Vergleich
- 10.6 Technische Batterien (Primärzellen)
 - 10.6.1 Zink-Kohle-Zelle
 - 10.6.2 Alkali-Mangan-Zelle
 - 10.6.3 Zink-Luft-Zelle
- 10.7 Akkumulatoren (Sekundärzellen)
 - 10.7.1 Blei-Akkumulator
 - 10.7.2 Lithium-Ionen-Akkumulator
- 10.8 Wasserstofftechnologie
 - 10.8.1 Brennstoffzellen
 - 10.8.2 Elektrolyse von Wasser
 - 10.8.3 Wasserstoffkreislauf
 - 10.8.4 Chancen und Probleme der Wasserstofftechnologie
- 10.9 ZUSAMMENFASSUNG Elektrochemie



→ Wie oben erwähnt, wird anknüpfend an den Teil I die Festlegung eines Bezugszustands für Standardbildungsenthalpien thematisiert, um dann auf Basis des Satzes von HESS die Berechnung von Standardreaktionsenthalpien durchführen zu können.

Da die operative Vorgehensweise der der Berechnung von Standardreaktionsentropien auf Basis absoluter tabellierter Größen gleicht und diese im Idealfall während des gesamten Unterrichtsganges an verschiedenen Stellen zur Übung eingestreut wurde, stellt die Berechnung von Standardbildungsenthalpien keinerlei Problem für die Lernenden dar.

Abschließend wird die praktische Durchführung kalorimetrischer Messungen behandelt, die somit neben der Übung der Auswertung einer kalorimetrischen Messung optimale Anknüpfungspunkte zur Wiederholung der einzelnen Themengebiete im Zuge der finalen Abiturvorbereitung bietet (z. Kalorimetrische Bestimmung der Reaktionsenthalpie einer Eisensulfidsynthese, Ermittlung der Verbrennungsenthalpie von Kohlenstoff, Bestimmung einer Neutralisationsenthalpie, Bestimmung der Reaktionsenthalpie einer Redoxreaktion (z. B. Kupfersulfat-Lösung reagiert mit Zinkpulver), Erfahren einer Verdampfungsenthalpie (Verdampfen von Desinfektionsmittel auf der Hand) als Beispiel für eine „Nicht-Reaktions-Enthalpie“).

Unterrichtsinhalte**Hinweise zur Anordnung****11.1 Die Enthalpieänderung ΔH**

11.1.1 Definitionen spezieller Enthalpieänderungen

11.1.2 Die molare Standardbildungsenthalpie $\Delta_f H_m^0$

11.1.3 Der Satz von HESS

11.1.4 Berechnung von Standardreaktionsenthalpien aus molaren Standardbildungsenthalpien

11.2 Kalorimetrie

11.2.1 Grundprinzip der Kalorimetrie – Schaffung einer „definierten Umgebung“

11.2.2 Übertragung von thermischer Energie zwischen zwei Systemen

11.2.3 Quantitative Betrachtung des Messprinzips

11.2.4 Wärmekapazität und spezifische Wärmekapazität

11.2.5 Aufbau des Kalorimeters

11.2.6 Wärmekapazität des Kalorimeters – Kalorimeterkonstante



- 11.2.7 Experimentelle Bestimmung verschiedener Reaktionsenthalpien
- 11.2.7.1 Ermittlung der Reaktionsenthalpie einer Eisensulfidsynthese
- 11.2.7.2 Ermittlung der Verbrennungsenthalpie von Kohlenstoff
- 11.2.7.3 Bestimmung einer Neutralisationsenthalpie
- 11.2.7.4 Bestimmung der Reaktionsenthalpie einer Redoxreaktion
- 11.2.8 Phasenübergangsenthalpie
- 11.3 ZUSAMMENFASSUNG Chemische Energetik – Teil II

12. Chemie in Wissenschaft, Forschung und Anwendung

ca. 25 Stunden

→ Der für die Zeit nach dem schriftlichen Abitur vorgesehen Themenblock „Chemie in Wissenschaft, Forschung und Anwendung“ soll durch einen Schwerpunktthemenerlass für die Abiturprüfung Chemie ausgeklammert werden.

→ Neben der inhaltsbezogenen Kompetenz zum Orbitalmodell soll in einem zweiten Thema exemplarisch an einem Beispiel (hier als Beispiel „Farbstoffe“) die Forschungs- und Entwicklung in diesem Gebiet beleuchtet werden.

Unterrichtsinhalte

Hinweise zur Anordnung

- 12.1 Atombau und chemische Bindung
 - 12.1.1 Atommodelle
 - 12.1.1.1 Atommodelle im Wandel der Zeit
 - 12.1.1.2 Schalenmodell der Atomhülle
 - 12.1.1.2.1 Interpretation von Linienspektren
 - 12.1.1.2.2 Quantisierung von Energie
 - 12.1.1.2.3 Energieniveaus und Quantenzahlen
 - 12.1.1.3 Wellenmechanisches Atommodell
 - 12.1.1.3.1 Welle-Teilchen-Dualismus



- 12.1.1.3.2 Unschärferelation
- 12.1.1.3.3 Grenzen des Schalenmodells der Atomhülle
- 12.1.1.3.4 Die SCHRÖDINGER-Gleichung
- 12.1.1.3.5 Orbitale und das Orbitalmodell
- 12.1.1.4 Elektronenkonfiguration der Atome
 - 12.1.1.4.1 PAULI-Prinzip
 - 12.1.1.4.2 Energieprinzip und HUND'sche Regel
- 12.1.1.5 Aufbau des Periodensystems
- 12.1.2 Elektronenpaarbindung
 - 12.1.2.1 Überlappung von Atomorbitalen zu Molekülorbitalen
 - 12.1.2.2 σ -Bindung
 - 12.1.2.3 Hybridisierung
 - 12.1.2.4 π -Bindung
 - 12.1.2.5 Molekülgeometrien
- 12.2 Forschungs- und Entwicklungsstand (z. B.) im Bereich Farbstoffe
- 12.3 ZUSAMMENFASSUNG Chemie in Wissenschaft, Forschung und Anwendung

