

Gymnasiale Oberstufe Saar (GOS)

Lehrplan Chemie

G-Kurs

Februar 2008

LEHRPLAN FÜR DEN G-KURS CHEMIE IN DER HAUPTPHASE DER GYMNASIALEN OBERSTUFE

Vorbemerkung

Im Chemieunterricht in der Hauptphase der gymnasialen Oberstufe wird das fachsystematische Lehren und Lernen weiter ausgebaut. Dies geschieht durch konsequente Weiterentwicklung der bereits in der Sekundarstufe I und in der Einführungsphase angelegten zentralen Basiskonzepte,

- des Teilchenkonzepts,
- des Donator-Akzeptor-Konzepts,
- des Struktur-Eigenschaften-Konzepts,
- des Energie-Konzepts.

Neben diesen Basiskonzepten treten im Verlauf des Grundkurses im 1. Jahr der Hauptphase

- das Reaktionsgeschwindigkeits-Konzept und
- das Gleichgewichts-Konzept hinzu.

Im Rahmen des Struktur-Eigenschaften-Konzeptes werden im 2. Jahr der Hauptphase

- Struktur-Reaktion-Beziehungen entwickelt.

Diese Basiskonzepte sind eng untereinander vernetzt und werden im Verlauf des Oberstufenunterrichts an verschiedenen Stellen des Lehrplans immer wieder gezielt angesprochen und Verbindungen aufgezeigt. Komplexe Themen machen deutlich, dass die Umsetzung chemischer Kenntnisse in alltäglichen, technischen und industriellen Zusammenhängen grundlegende Bedeutung für Entscheidungen und Bewertungen im ökonomischen, ökologischen und sozialen Bereich hat.

Dabei sollen sowohl Schülerinnen und Schüler, die nach der Schule ein naturwissenschaftliches oder verwandtes Studium anstreben als auch diejenigen, die für ihr weiteres Leben - voraussichtlich - keine vertieften Kenntnisse im Fach Chemie benötigen, adäquate Kompetenzen erwerben.

An dieser Stelle können Kompetenzen aus folgenden Kompetenzbereichen genannt werden:

- Fachkenntnisse
- Fachmethoden
- Kommunikation
- Reflexion.

Im Verlauf der Hauptphase sollen die Schüler folgende handlungsbezogene

Fähigkeiten erwerben oder weiter entwickeln:

- die Fähigkeit, Arbeitsprozesse selbst zu organisieren und Arbeitsvorhaben zu verfolgen,
- die Fähigkeit, Experimente selbst zu planen und auszuwerten,
- die Fähigkeit, Ergebnisse unter Anwendung der Fachsprache verständlich zu verbalisieren, im Zusammenhang darzustellen und adressatenbezogen zu präsentieren,
- die Team-, Kooperations- und Kommunikationsfähigkeit durch gemeinsames Experimentieren oder andere Formen der Gruppenarbeit weiter zu entwickeln.

Über die fachbezogenen Fähigkeiten geben die Lerninhalte im G-Kurs der Oberstufe in den nachfolgenden Themen Auskunft:

Jahrgangsstufe 11

Thema 20: Orbitalmodell und chemische Bindung (25 Std.)

Thema 21: Energie chemischer Reaktionen (8 Std.)

Thema 22: Reaktionsgeschwindigkeit (8 Std.)

Thema 23: Chemisches Gleichgewicht und MWG (15 Std.)

Thema 24 Protolysen (20 Std)

Jahrgangsstufe 12

Thema 25: Redoxreaktionen (25 Std.)

Thema 26: Organische Chemie (40 Std.)

Stoffverteilungsplan

Chemie, G-Kurs, 1. Halbjahr der Hauptphase		4 Wochenstunden
verbindliche Inhalte		Stunden
Orbitalmodell und chemische Bindung		25
Energie chemischer Reaktionen		8
Reaktionsgeschwindigkeit		8

Chemie, G-Kurs, 2. Halbjahr der Hauptphase		4 Wochenstunden
verbindliche Inhalte		Stunden
Chemisches Gleichgewicht und MWG		15
Protolysen		20

Chemie, G-Kurs, 3. Halbjahr der Hauptphase		4 Wochenstunden
verbindliche Inhalte		Stunden
Redox-Reaktionen		25
Organische Chemie (1)		10

Chemie, G-Kurs, 4. Halbjahr der Hauptphase		4 Wochenstunden
verbindliche Inhalte		Stunden
Organische Chemie (2)		30

Chemie G-Kurs		1. Jahr der Hauptphase
Thema 20: Orbitalmodell und chemische Bindung		25 Stunden
Verbindliche Inhalte	Vorschläge und Hinweise	
<p>Das Orbitalmodell</p> <p>Das differenzierte Energiestufen-Modell (Schalenmodell mit Unterschalen)</p> <p>Das Orbital</p> <ul style="list-style-type: none"> • Aussagen des Orbitalmodells <ul style="list-style-type: none"> • Definition des Begriffs „Orbital“ <ul style="list-style-type: none"> • Zusammenhang zwischen der Orbitalform und dem Energiegehalt der entsprechenden Elektronen • bildhafte Darstellung von s- und p-Orbitalen • besondere Stabilität vollbesetzter Energieniveaus <p>Die Elektronenkonfigurationen der Atome</p> <ul style="list-style-type: none"> • Prinzipien der Elektroneneinordnung in die Atomhülle • Angabe von Elektronenkonfigurationen der Hauptgruppenelemente <p>Zusammenhänge zwischen der Elektronenkonfiguration und der Stellung eines Elements im PSE</p>	<p>Auch dieses Modell kann über die Interpretation der Ionisierungsenergien oder über die Auswertung von Spektren hergeleitet werden.</p> <p>Ausgehend vom Energiestufen-Modell und den Erkenntnissen HEISENBERGS soll in einfacher und anschaulicher Weise an den Orbitalbegriff herangeführt werden. Hier soll auch auf Quantenzahlen und Quantenzahl-Kombinationen eingegangen werden.</p> <p>Definitionsvorschlag: Unter einem Orbital versteht man den Raum in der Nähe eines Atomkerns, in dem sich maximal zwei Elektronen mit großer Wahrscheinlichkeit (z.B. 90 %) aufhalten.</p> <p>Anwendung der Besetzungsregeln (Energie-Prinzip, HUND-Regel, PAULI-Prinzip)</p> <p>Als Merkhilfe für die Reihenfolge der Elektroneneinordnung in die Hülle bietet sich das Schachbrettschema oder ein ähnliches Schema an.</p> <p>Angabe mit Hilfe der Elektronenzellen-Schreibweise nach PAULING (Kästchenschreibweise) und durch Buchstaben-Zahlen-Kombinationen</p> <p>Elektronenkonfiguration der Hauptgruppen- und der Nebengruppenelemente</p> <p>Hinweis auf Lanthanoide und Actinoide</p> <p>Medienhinweise: VHS-Video: „Einführung in die Ionenlehre“ (4202010) „Atom- und Orbitalmodell“ (4202142)</p> <p>Computersimulation: „ODYSSEY“, AV-Medienkatalog LPM (6660014)</p>	

Chemie G-Kurs	1. Jahr der Hauptphase
Thema 20: Orbitalmodell und chemische Bindung	25 Stunden
Verbindliche Inhalte	Vorschläge und Hinweise
<p>Die Ionenbindung</p> <p>Die Bildung von Ionen aus Atomen</p> <ul style="list-style-type: none"> • Oktett-Regel • Ionenladung <p>Die Kräfte in Ionenverbindungen</p> <ul style="list-style-type: none"> • COULOMB-Gesetz • Räumliche Wirkung der elektrostatischen Kräfte und Gitterbildung <p>Verhältnisformeln salzartiger Stoffe</p> <p>Struktur und Eigenschaften von Ionenverbindungen</p> <ul style="list-style-type: none"> • Gitterenergie • Zusammenhang zwischen Ionenladung, Ionenradius und Gitterenergie • Beziehungen zwischen Gitterenergie und physikalischen Eigenschaften bei Salzen <p>Die Atombindung (Elektronenpaarbindung)</p> <p>Die Valenzstrich-Schreibweise (LEWIS-Formel) bei Molekülverbindungen</p> <p>Die Bindung in unpolaren, zweiatomigen Molekülen</p> <ul style="list-style-type: none"> • Entstehung von Molekülorbitalen • Elektrostatische Kräfte als Bindekräfte 	<p>Der aus der Klassenstufe 9 bekannte Stoff soll wiederholt und vertieft werden.</p> <p>Anhand der Elektronenkonfigurationen von Ionen einiger Nebengruppenelemente soll verdeutlicht werden, dass diese Regel nur mit Einschränkungen gilt.</p> <p>Das COULOMB-Gesetz kann hier in der vereinfachten Form angegeben werden:</p> $F \sim \frac{Q_1 \cdot Q_2}{r^2}$ <p>Unterschied zwischen den Verhältnisformeln von Ionenverbindungen und Molekülformeln</p> <p>Die Gitterenergie soll an dieser Stelle nur als Maß für die Stärke der Bindungen zwischen den Gitterbausteinen betrachtet werden.</p> <p>Schmelztemperatur, Siedetemperatur, Härte</p> <p>Hier soll auch auf die in der Klassenstufe 10 (Organische Chemie) besprochenen Beispiele unter Anwendung der Oktettregel Bezug genommen werden.</p> <p>Geeignete Beispiele: H₂, F₂, Cl₂, Br₂, I₂</p> <p>Unter Molekülorbitalen versteht man Orbitale, die nicht dem einzelnen Atom, sondern dem Gesamtmolekül zugeordnet werden.</p> <p>Auf die Möglichkeit zur Bildung von Molekülorbitalen aus einem doppelt besetzten und einem leeren Atomorbital soll hingewiesen werden. Beispiele: Anlagerung von Protonen an Wasser- bzw. Ammoniak-Moleküle (vgl. „Protolysen“).</p>

Chemie G-Kurs		1. Jahr der Hauptphase
Thema 20: Orbitalmodell und chemische Bindung		25 Stunden
Verbindliche Inhalte	Vorschläge und Hinweise	
<p>Die polare Atombindung</p> <ul style="list-style-type: none"> • Elektronegativität • Dipolcharakter und Molekülgeometrie • Übergänge zwischen Atombindung und Ionenbindung <p>Erweiterung des Orbitalmodells durch das Hybridisierungskonzept</p> <ul style="list-style-type: none"> • sp^3-, sp^2-, sp- Hybridisierung des Kohlenstoff-Atoms • Hybridisierung des Stickstoff-Atoms und des Sauerstoff-Atoms • Energieniveauschemata von Kohlenstoff, Sauerstoff und Stickstoff im Grund- und im Hybridzustand <p>Mehrfachbindungen (σ- und π-Bindungen)</p> <ul style="list-style-type: none"> • Zusammenhang zwischen Bindigkeit, Bindungslänge und Bindungsenergie <p>Zeichnungen von Orbitalbildern geeigneter Moleküle</p> <p>Die Metallbindung Metallgitter und Elektronengas-Modell</p>	<p>Definitionsvorschläge:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Die Elektronegativität ist ein Maß für die Fähigkeit eines Atoms Bindungselektronen anzuziehen. • Ein Dipol-Molekül ist ein Molekül mit je einem positiven und einem negativen Ladungsschwerpunkt. <p>Es bietet sich an, die Chlor-Verbindungen der 3. Periode des PSE miteinander zu vergleichen.</p> <p>Hier kann vom Widerspruch zwischen dem Bau des Methan-Moleküls und den Bindungsmöglichkeiten des Kohlenstoff-Atoms im Grundzustand ausgegangen werden.</p> <p>Definitionsvorschlag: Unter Hybridisierung versteht man die Verschmelzung verschiedener Atomorbitale mit unterschiedlichem Energiegehalt zu energetisch gleichwertigen Orbitalen unter Energiezufuhr.</p> <p>Definitionsvorschläge:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Unter der Bindigkeit eines Atoms versteht man die Anzahl der Atombindungen, die ein bestimmtes Atom eingehen kann. • Die Bindungsenergie entspricht dem zur Aufspaltung einer Bindung notwendigen Energiebetrag. <p>An geeigneter Stelle in diesem Kapitel sollen die Begriffe Ionenladung und Partialladung gegeneinander abgegrenzt werden.</p> <p>Orbitalbilder von Molekülen mit Hybridisierung z.B. Methan, Ethan, Ethen, Ethin, Kohlenstoffdioxid, Ammoniak, Wasser, und solchen ohne Hybridisierung z.B. Monophosphan, Schwefelwasserstoff</p> <p>Zur Vervollständigung des Themas „Chemische Bindung“ soll an dieser Stelle der Zusammenhang von Metallstruktur und metallischen Eigenschaften, z.B. Verformbarkeit und Leitfähigkeit, durch das Elektronengas-Modell veranschaulicht werden.</p>	

Chemie G-Kurs		1. Jahr der Hauptphase
Thema 20: Orbitalmodell und chemische Bindung		25 Stunden
Verbindliche Inhalte	Vorschläge und Hinweise	
Zwischenmolekulare Kräfte	Die verschiedenen zwischenmolekularen Kräfte können mit Hilfe vergleichender Betrachtungen der Siedetemperaturen von Molekülverbindungen eingeführt werden. Die Schüler sollen deutlich unterscheiden zwischen den Bindungen innerhalb eines Moleküls und den Wechselwirkungen der Moleküle untereinander.	
VAN-DER-WAALS-Kräfte	Auf die Stärke der VAN-DER-WAALS-Kräfte in Abhängigkeit von der Molekülgröße bzw. der Molekülmasse soll eingegangen werden.	
Dipol-Dipol-Kräfte	Die Begriffe „induzierter Dipol“ und „permanenter Dipol“ sollen deutlich unterschieden werden.	
Wasserstoffbrücken	Beispiele: Wasser, Ammoniak, Fluorwasserstoff, Alkohol, Eisessig	
Struktur-Eigenschaft-Beziehungen	Zusammenfassend sollen an geeigneten Stoffen, welche die verschiedenen Bindungstypen repräsentieren, folgende Merkmale betrachtet werden: <ul style="list-style-type: none"> • Struktur des Feststoffes • elektrische Leitfähigkeit • Schmelz- und Siedetemperatur • Löseverhalten Hier soll auch in knapper Form auf Atom- und Molekülgitter eingegangen werden.	
Chemische Fachbegriffe:	Medienhinweise:	
<ul style="list-style-type: none"> • Anregungszustand • Atombindung • Atom- / Molekülorbitale • Bindigkeit • Bindungsenergie • Bindungslänge • Bindungswinkel • Coulomb-Kraft / Elektrostatische Kraft • Dipol • Dipol-Dipol-Kräfte • Elektronegativität • freie / bindende Elektronenpaare • Gitterenergie • Hybridisierung / Hybridzustand • Ionenbindung • Partialladung / Ionenladung • polare / unpolare Atombindung • Metallische Bindung • σ-Bindung / π-Bindung • Valenzstrichformel / LEWIS-Formel • VAN-DER-WAALS-Kräfte • Wasserstoffbrücken • Zwischenmolekulare Kräfte 	VHS-Video: „Chemische Verbindungen“ (4281046) „Das Wasser - eine faszinierende Flüssigkeit“ (4201791) „Einführung in die Ionenlehre“ (4202010) Computersimulation: „ODYSSEY“, AV-Medienkatalog LPM (6660014)	

Chemie G-Kurs		1. Jahr der Hauptphase
Thema 21: Energie chemischer Reaktionen		8 Stunden
Verbindliche Inhalte	Vorschläge und Hinweise	
<p>Energie chemischer Reaktionen</p> <ul style="list-style-type: none"> • Energieformen bei chemischen Reaktionen • Reaktion und Umgebung • Energieerhaltungssatz <p>Enthalpie (H)</p> <ul style="list-style-type: none"> • Standardenthalpie (ΔH°) • Standard-Bildungsenthalpie ($\Delta_f H^\circ_m$) • Reaktionsenthalpie ($\Delta_r H^\circ_m$) 	<p>In diesem Thema soll der aus der Mittelstufe bekannte Energieumsatz bei chemischen Reaktionen präzisiert, erweitert und vertieft werden.</p> <p>chemische Energie, Wärme, Licht, Druck, elektrische Energie, mechanische Arbeit</p> <p>offene, geschlossene, isolierte Systeme</p> <p>Definitionsvorschlag: Die Summe aller Energieformen in einem isolierten System ist konstant.</p> <p>Umschreibung: „Wärmeinhalt“ von Stoffen bei konstantem Druck</p> <p>Absolute Enthalpiewerte von Stoffen können nicht gemessen oder berechnet werden.</p> <p>Zur Berechnung von Enthalpien wurde die Enthalpie (H) eines Elementes im energieärmsten Zustand unter Standardbedingungen (25°C, 1000 hPa) willkürlich null gesetzt.</p> <p>Definitionsvorschlag: Unter der Bildungsenthalpie versteht man die bei der Synthese eines Mols eines Stoffes aus den Elementen bei konstantem Druck freigesetzte oder gebundene Wärmemenge. Standard-Bildungsenthalpien von Verbindungen können Tabellen entnommen werden.</p> <p>Mögliches Experiment: Bestimmung der Bildungsenthalpie von FeS</p> <p>Definitionsvorschlag: Die Enthalpieänderung (ΔH) einer Reaktion ist die bei konstantem Druck aufgenommene ($\Delta H > 0$) oder abgegebene ($\Delta H < 0$) Wärmemenge.</p> <p>Die Reaktionsenthalpie einer Reaktion kann aus den Standard-Bildungsenthalpien der Edukte und Produkte berechnet werden: $\Delta_r H^\circ_m = \sum \Delta_f H^\circ_m(\text{Produkte}) - \sum \Delta_f H^\circ_m(\text{Edukte})$ </p> <p>Berechnung der Verbrennungsenthalpie handelsüblicher Mengen von Brennstoffen und Nährstoffen</p> <p>Mögliches Experiment: Neutralisationsenthalpie HCl + NaOH</p>	

Chemie G-Kurs		1. Jahr der Hauptphase
Thema 21: Energie chemischer Reaktionen		8 Stunden
Verbindliche Inhalte	Vorschläge und Hinweise	
<ul style="list-style-type: none"> Satz von HESS 	<p>Definitionsvorschlag: Die Enthalpieänderung zwischen zwei Zuständen ist unabhängig vom Reaktionsweg. z.B. $2\text{ C} + 2\text{ O}_2 \rightarrow 2\text{ CO}_2$ $2\text{ C} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{ CO}$; $2\text{ CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{ CO}_2$</p> <p>Verbrennung von Nährstoffen im Kalorimeter und in der lebenden Zelle</p>	
<p>Entropie (S)</p> <ul style="list-style-type: none"> Entropieänderungen (ΔS) 	<p>Definitionsvorschlag: Die Entropie (S) ist ein Maß für die Unordnung eines Systems. Die Entropie eines ideal-kristallisierten Reinstoffs ist am absoluten Nullpunkt null ($T = 0, S = 0$).</p> <p>Absolute Entropiewerte können bestimmt werden.</p> <p>Änderung der Entropie: Aggregatzustand, Temperatur, Masse der Feinteilchen, Löse- und Fällungsreaktionen bei Feststoffen, Flüssigkeiten, Löseprozessen bei Gasen, ...</p> $\Delta_r S^\circ_m = \sum S^\circ_m (\text{Produkte}) - \sum S^\circ_m (\text{Edukte})$ <p>Die Standard-Entropien (1013 hPa, 25°C) für viele Stoffe können Tabellen entnommen werden.</p>	
<ul style="list-style-type: none"> Prinzip des Entropie-Maximums 	<p>Bei spontanen irreversiblen Reaktionen nimmt die Entropie eines Systems und der Umgebung insgesamt zu.</p> $\Delta S_{\text{gesamt}} = \Delta S_{\text{System}} + \Delta S_{\text{Umgebung}} > 0$	
<p>Freie Enthalpie (G)</p>	<p>Mögliche Experimente:</p> <ul style="list-style-type: none"> Lösen von Ammoniumchlorid, Natriumthiosulfat oder Kaliumnitrat in Wasser Reaktion von Bariumhydroxid mit Ammoniumiodid Entropiezunahme bei Sprengstoffen <p>Eine Reaktion verläuft spontan, wenn die Freie Enthalpie abnimmt. exergonische ($\Delta G < 0$) und endergonische ($\Delta G > 0$) Reaktionen</p> <p>GIBBS-HELMHOLTZ-Gleichung: $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$</p> <p>Im „normalen“ Temperaturbereich entscheidet hauptsächlich die Enthalpieänderung ΔH über den Reaktionsablauf. Im „höheren“ Temperaturbereich hat die Entropieänderung durch den Temperaturfaktor T zunehmend Einfluss auf den Reaktionsverlauf.</p>	

Verbindliche Inhalte

Vorschläge und Hinweise

Chemische Fachbegriffe:

- endergonische Reaktion
- endotherme Reaktion
- Energieerhaltungssatz
- Enthalpie
- Entropie
- exergonische Reaktion
- exotherme Reaktion
- freie Enthalpie
- GIBBS-HELMHOLTZ-Gleichung
- offenes, geschlossenes, isoliertes System
- Reaktionsenthalpie
- Satz von HESS
- Standardenthalpie

Hier sollen Reaktionen betrachtet werden, die oberhalb einer bestimmten Temperatur (endotherm, exergonisch) eintreten.

Mögliche Experimente:

- Thermolyse von Ag_2O
- $\text{NaHCO}_3 (\text{aq}) + \text{HCl} (\text{aq}) \rightarrow \text{NaCl} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{CO}_2 (\text{g})$
- Kalkbrennen:
 $\text{CaCO}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$

Literatur:

„Chemie heute“, Schroedel-Verlag, Hannover
 „Elemente Chemie“, Ernst Klett Verlag, Stuttgart
 „Chemie“, Dickerson / Geis, Verlag Chemie
 „Datensammlung Chemie“, Verlag Chemie

Medienhinweise:

„Chemische Reaktionen und Energie“ (4610521)
 DVD/CD - Kurzfilme, SLS

Computersimulation:

„ODYSSEY“, AV-MedienKatalog LPM (6660014)

Chemie G-Kurs	1. Jahr der Hauptphase
Thema 22: Die Reaktionsgeschwindigkeit	8 Stunden
Verbindliche Inhalte	Vorschläge und Hinweise
<p>Die Geschwindigkeit chemischer Reaktionen</p> <ul style="list-style-type: none"> • Beispiele unterschiedlich schneller Reaktionen • Die Reaktionsgeschwindigkeit 	<p>Die Unterrichtseinheit soll genutzt werden, das Erstellen und Interpretieren von Diagrammen zu üben (z.B. Konzentrations-Zeit-Diagramm, Reaktionsgeschwindigkeits-Zeit-Diagramm, Energie-Reaktionsweg-Diagramm, MAXWELL-BOLTZMANN-Energieverteilungs-Diagramm).</p> <p>Mögliche Experimente:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Methan- oder Mehlstaubexplosion • Reaktionen von Magnesium und Calcium mit einer wässrigen Phenolphthalein-Lösung (Projektionsversuch) • Reaktionen von saurer Permanganat-Lösung mit Oxalsäure (langsam) bzw mit Sulfid-Lösung (schnell). <p>Definitionsvorschlag: Die Reaktionsgeschwindigkeit ist der Quotient aus dem Betrag der Konzentrationsänderung eines Reaktionspartners und der dazu benötigten Zeit. $v = \Delta c / \Delta t$</p>
<p>Reaktionsgeschwindigkeit und Grenzfläche bei heterogenen Reaktionen</p>	<p>Mögliche Experimente: Reaktion von verdünnter Salzsäure mit Marmorstücken gleicher Masse aber unterschiedlicher Oberfläche. Bestimmung der Masse des gebildeten Kohlenstoffdioxids in kurzen Zeitabständen mit Hilfe einer überschaligen elektronischen Waage.</p>
<p>Reaktionsgeschwindigkeit und Konzentration bzw. Partialdruck der Edukte</p> <ul style="list-style-type: none"> • Einfluss von Änderungen der Teilchenkonzentrationen • Kollisionstheorie 	<p>Mögliche Experimente:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Zerfall von Thiosulfat in saurer Lösung ($S_2O_3^{2-} + 2H^+ \rightarrow SO_2 + H_2O + S$) oder • LANDOLTScher Zeitversuch <p>Der Einfluss der verschiedenen Faktoren auf die Reaktionsgeschwindigkeit lässt sich in einfacher Weise mit der Kollisionstheorie erklären. Für bimolekulare Reaktionen ergibt sich so eine einfache Hinführung zur Reaktionsgeschwindigkeitsgleichung und zur Herleitung des MWG. Soll das MWG nicht über die Reaktionsgeschwindigkeit hergeleitet werden, so kann auf die Hinführung der Reaktionsgeschwindigkeitsgleichung verzichtet werden.</p>
<p>Reaktionsgeschwindigkeit und Temperatur</p> <ul style="list-style-type: none"> • RGT-Regel • Begründung des Temperatureinflusses auf die Reaktionsgeschwindigkeit mit Hilfe der MAXWELL-BOLTZMANN-Energieverteilungskurve 	<p>Mögliche Experimente:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Zerfall von Thiosulfat in saurer Lösung oder • LANDOLTScher Zeitversuch <p>Die Wirkung von Temperaturänderungen auf biochemische Reaktionen soll in einfacher Weise behandelt werden (Hitzenaturierung).</p>

Verbindliche Inhalte

Vorschläge und Hinweise

Reaktionsgeschwindigkeit und Katalysatoren

- Einfluss von Katalysatoren auf Aktivierungsenergie und Reaktionsweg
- Begründung der Katalysatorwirkung auf die Reaktionsgeschwindigkeit mit Hilfe der MAXWELL-BOLTZMANN-Energieverteilungskurve

Beispiel einer in Natur oder Technik bedeutsamen katalysierten Reaktion

Chemische Fachbegriffe:

- Biokatalysator / Enzym
- homogene / heterogene Katalyse
- Katalysator / Inhibitor
- Katalysatorgift
- MAXWELL-BOLTZMANN-Energieverteilungskurve
- Partialdruck
- Reaktionsgeschwindigkeit
- RGT-Regel

Mögliche Experimente:

- Zerfall von Wasserstoffperoxid (Katalysator Platin / Braunstein)
- Zerfall von Wasserstoffperoxid unter der katalytischen Wirkung von Chromat-Ionen mit der Bildung eines deutlich erkennbaren, braunen, instabilen Zwischenprodukts
- Hemmung des durch Kaliumiodid katalysierten Zerfalls von Wasserstoffperoxid durch Phosphorsäure

Mögliche Beispiele:

- Autoabgas-Katalysator
- Enzymatisch gesteuerte Reaktionen, z.B. Wasserstoffperoxid-Spaltung durch Katalase oder Harnstoffspaltung durch Urease
- Vergiftung eines Katalysators

Medienhinweise:

VHS-Video:

- „Reaktionsgeschwindigkeit“ (4209734)
- „Katalytische Reaktionen“ (4201985)
- „Der Autoabgas-Katalysator“ (4201005)
- „Der Autoabgas-Katalysator“ (4252381)
- „Enzyme formen das Lebendige“ (4253154)

Computersimulation:

- „ODYSSEY“, AV-Medienkatalog LPM (6660014)

Kontextorientierte Unterrichtseinheit:

- „Der Bombardierkäfer“, LPM

Chemie G-Kurs	1. Jahr der Hauptphase
Thema 23: Chemisches Gleichgewicht, MWG und Löslichkeit	15 Stunden
Verbindliche Inhalte	Vorschläge und Hinweise
<p>Umkehrbare Reaktionen</p> <p>Chemisches Gleichgewicht</p> <ul style="list-style-type: none"> • notwendige Voraussetzungen • das chemische Gleichgewicht als dynamischer Prozess <p>Das Massenwirkungsgesetz</p> <ul style="list-style-type: none"> • Wortlaut und mathematische Formulierung • Aussagen der Gleichgewichtskonstanten <p>Beeinflussung der Lage des chemischen Gleichgewichts</p> <ul style="list-style-type: none"> • durch Temperaturänderungen • durch Konzentrationsänderungen • durch Druckänderungen • das Prinzip von LE CHATELIER und BRAUN („Prinzip vom kleinsten Zwang“) <p>Die Wirkung von Katalysatoren auf Gleichgewichtsreaktionen</p>	<p>Mögliche Experimente: Bildung und Zerfall von Kohlensäure oder andere in der Sekundarstufe I behandelte geeignete Reaktionen wie Bildung und Zerfall von Calciumhydrogencarbonat oder Ammoniumchlorid.</p> <p>Mögliches Experiment: Leitfähigkeitsuntersuchung am Calciumsulfat-Gleichgewicht:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Gleichgewichtseinstellung von der Eduktseite: Herstellung einer gesättigten Calciumsulfatlösung; die Leitfähigkeit der Lösung ist ein Maß für die Lage des Gleichgewichts. • Gleichgewichtseinstellung von der Produktseite: Titration einer Calciumhydroxidlösung mit Schwefelsäure; die Leitfähigkeit am Äquivalenzpunkt ist ein Maß für die Lage des Gleichgewichts. <p>Die Gleichgewichtseinstellung kann sowohl mit Hilfe von Modellexperimenten (z.B. Wasserstandsgleichgewicht) als auch mit Hilfe von Simulationsprogrammen am PC verdeutlicht werden.</p> <p>Auf eine „Herleitung“ des MWG aus Reaktionsgeschwindigkeitsgleichungen kann verzichtet werden.</p> <p>Mögliche Experimente:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Temperatur- und Druckabhängigkeit des $\text{NO}_2/\text{N}_2\text{O}_4$ - Gleichgewichts im Kolbenprober • Temperatur- und Konzentrationsabhängigkeit des Eisen(III)-thiocyanat-Gleichgewichts <p>Formulierungsvorschlag: Übt man auf ein im Gleichgewicht befindliches chemisches System durch Änderung der äußeren Bedingungen einen Zwang aus, so verschiebt sich das Gleichgewicht in die Richtung, in der es dem Zwang ausweicht.</p> <p>Katalysatoreinfluss auf die Geschwindigkeit der Gleichgewichtseinstellung</p>

Chemie G-Kurs	1. Jahr der Hauptphase
Thema 23: Chemisches Gleichgewicht, MWG und Löslichkeit	15 Stunden
Verbindliche Inhalte	Vorschläge und Hinweise
<p>Anwendung des MWG und des Prinzips von LE CHATELIER und BRAUN auf chemisch-technische oder biologische Prozesse</p> <p>Fließgleichgewicht</p> <p>Anwendung des MWG auf Lösegleichgewichte bei Salzen des Typs AB</p> <ul style="list-style-type: none"> • Herleitung des Löslichkeitsprodukts aus dem MWG • Berechnung von Sättigungskonzentrationen bei gegebenem Löslichkeitsprodukt und umgekehrt • Wirkung gleichioniger Zusätze <p>Chemische Fachbegriffe:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Bodenkörper • dynamisches Gleichgewicht • Fließgleichgewicht • gesättigte Lösung • Ionenprodukt • Löslichkeit • MWG • Prinzip von LE CHATELIER und BRAUN („Prinzip vom kleinsten Zwang“) • Sättigungskonzentration • umkehrbare Reaktionen 	<p>z.B. HABER-BOSCH-Verfahren oder Doppelkontaktverfahren der Schwefelsäure-Synthese oder BOUDOUARD-Gleichgewicht</p> <p>Die Diskussion über vorteilhafte Reaktionsbedingungen bei chemisch-technischen Prozessen soll auch zum Erstellen und Interpretieren von Diagrammen genutzt werden.</p> <p>Formulierungsvorschlag: Bei einem Fließgleichgewicht wird in einem offenen System eine gleichbleibende Konzentration eines Reaktionsteilnehmers dadurch erreicht, dass in der gleichen Zeit genau so viel dieses Stoffes das System verlässt, wie neu gebildet wird. Der Zustand des chemischen Gleichgewichts wird dabei nicht erreicht.</p> <p>Trotz seiner großen biologischen und wirtschaftlichen Bedeutung ist aus Zeitgründen nur eine knappe Behandlung des Themas „Fließgleichgewicht“ vorgesehen.</p> <p>Medienhinweise: VHS-Video: „Modelle zum chemischen Gleichgewicht“ (4201203) „Das chemische Gleichgewicht“ (4209735) „Ammoniak-Synthese“ (4210257) „Beeinflussung chemischer Reaktionen“ (4209737) „Katalytische Reaktionen“ (4201985)</p> <p>Simulationsprogramm: „ODYSSEY“, AV-Medienkatalog LPM (6660014)</p> <p>Kontextorientierte Unterrichtseinheit: „Sprudel und Co“, LPM</p>

Chemie G-Kurs		1. Jahr der Hauptphase
Thema 24: Protolysen		20 Stunden
Verbindliche Inhalte	Vorschläge und Hinweise	
<p>Säuren und Basen nach BRÖNSTED</p> <ul style="list-style-type: none"> • korrespondierende Säure-Base-Paare • Ampholyte (amphotere Teilchen) • Vergleich der Säure-Base-Konzepte von ARRHENIUS und BRÖNSTED <p>Anwendung des MWG auf Protolyse-Gleichgewichte</p> <ul style="list-style-type: none"> • Protolyse-Gleichungen • Autoprotolyse und Ionenprodukt des Wassers 	<p>1923: Erweiterte Säure-Base-Theorie durch BRÖNSTED und LOWRY</p> <p>Mögliche Experimente:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Einleiten von Ammoniak-Gas in Wasser und Überprüfung des Milieus der Lösung • Reaktion von Ammoniak-Gas mit Chlorwasserstoff-Gas <p>Definitionsvorschläge:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Säuren sind Protonendonatoren. • Basen sind Protonenakzeptoren. • Korrespondierende Säure-Base-Paare sind Teilchenpaare, die durch Protonenabgabe bzw. -aufnahme ineinander übergehen können. • Ampholyte (amphotere Teilchen) sind Teilchen, die je nach Reaktionspartner als Säure oder als Base wirken können. • Oxonium-Ion: H_3O^+ • Hydronium-Ion: hydratisiertes Oxonium-Ion $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ <p>Bei dem Vergleich soll deutlich werden, dass die Begriffe Säure / Base keine Stoffeigenschaften sondern Funktionen bezeichnen. Ein Stoff kann nur dann als Säure wirken, wenn ein geeigneter Protonenakzeptor vorliegt (Donator-Akzeptor-Prinzip).</p> <p>Nach Brönsted können nicht nur neutrale Teilchen, sondern auch Bestandteile von Salzen (Ionen) als Säuren bzw. Basen wirken. Der moderne Säure-Base-Begriff ist nicht mehr auf wässrige Systeme beschränkt.</p> <p>Herleitung des Ionenprodukts des Wassers Hier können auch Autoprotolysen anderer Systeme erwähnt werden.</p>	

Chemie G-Kurs		1. Jahr der Hauptphase	
Thema 24: Protolysen		20 Stunden	
Verbindliche Inhalte		Vorschläge und Hinweise	
<ul style="list-style-type: none"> pH- und pOH-Wert 	<p>Definitionsvorschlag: Der pH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus des Zahlenwertes der in mol · l⁻¹ angegebenen Oxoniumionen-Konzentration.</p> $\text{pH} = -\lg \{c(\text{H}_3\text{O}^+)\} \quad \{c\} = \frac{c}{\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}}$ <p>Die Temperaturabhängigkeit des Ionenprodukts des Wassers und damit auch des pH-Wertes sollen erwähnt werden. Kenntnis des pH-Werts bzw. der pH-Bereiche neutraler, saurer und alkalischer Lösungen (bei 24°C)</p> <p>Mögliche Experimente:</p> <ul style="list-style-type: none"> pH-Bestimmungen mit einem Universalindikator pH-Bestimmung einiger Naturstoffe mit dem pH-Meter <p>Hinweis auf sauren Regen</p>		
<p>Die Stärke von Säuren und Basen</p> <ul style="list-style-type: none"> K_S- und pK_S-Wert K_B- und pK_B-Wert die Stärke korrespondierender Säure-Base-Paare 	<p>Mögliches Experiment: pH-Bestimmung verdünnter, gleich konzentrierter Salz- und Essigsäure mit dem pH-Meter</p> <p>Herleitung von Säure- bzw. Basekonstante aus der Protolysegleichung einer Säure bzw. Base; Definitionen von Säure- und Baseexponent</p> <p>Herleitung und Anwendung der Beziehungen:</p> <ul style="list-style-type: none"> K_S · K_B = K_W = 10⁻¹⁴ mol² · l⁻² pK_S + pK_B = 14 		
<p>Voraussagen und Berechnungen zu Protolysen</p> <ul style="list-style-type: none"> Voraussagen zum Ablauf von Protolyse-Reaktionen anhand von Säure- und Basekonstanten pH-Wert-Berechnungen starker Säuren und Basen Berechnungen von Ausgangskonzentrationen starker Säuren und Basen unter Verwendung von pH-Werten Voraussage des pH-Bereichs von Salzlösungen 	<p>Hier genügt: Stärkere Säure und stärkere Base reagieren zur schwächeren Säure und schwächeren Base.</p> <p>Bei pH-Berechnungen von Schwefelsäure-Lösungen kann Schwefelsäure wie eine einprotonige Säure behandelt werden. Die Vernachlässigung der zweiten Protolysestufe verursacht nur einen minimalen Fehler.</p> <p>Mögliche Experimente: Bestimmung des pH-Bereichs verschiedener Salzlösungen (z.B. NH₄Cl, NaCl, CH₃-COONa, CH₃-COONH₄) Die Schüler sollen in der Lage sein, den pH-Bereich einer Salzlösung anhand gegebener pK_S- bzw. pK_B-Werte abzuschätzen. Auf die saure Wirkung kleiner, hochgeladener, hydratisierter Metall-Ionen muss nicht eingegangen werden. Der Begriff „Salzprotolyse“ soll vermieden werden.</p>		

Chemie G-Kurs		1. Jahr der Hauptphase
Thema 24: Protolysen		20 Stunden
Verbindliche Inhalte	Vorschläge und Hinweise	
Protolyse-Gleichgewichte in Indikator-Lösungen <ul style="list-style-type: none"> • Funktionsweise von Säure-Base-Indikatoren • Umschlagsbereiche von Indikatoren • Beispiele für Indikatoren 	<p>Definitionsvorschlag: Säure-Base-Indikatoren sind organische Säure-Base-Paare, bei denen die Indikatorsäure eine andere Farbe aufweist als die korrespondierende Base.</p> <p>Herleitung und Anwendung der Beziehung: $\text{pH} = \text{pK}_s(\text{HIn}) \pm 1$</p> <p>Als Beispiele für Indikatoren sollen erwähnt werden: Methylorange, Lackmus, Bromthymolblau, Phenolphthalein, Universalindikator Indikatormischungen: Universalindikator</p>	
Protolyse-Gleichgewichte in Puffer-Lösungen <ul style="list-style-type: none"> • Funktionsweise von Puffersystemen • pH-Wert von Puffersystemen • Beispiele für Puffersysteme • Bedeutung von Puffersystemen 	<p>Definitionsvorschlag: Pufferlösungen sind Lösungen, deren pH-Wert sich bei mäßiger Säure- oder Basezugabe nur wenig ändert. Es sind meist Lösungen schwacher Säuren (Basen) und ihrer korrespondierenden Basen (Säuren).</p> <p>Mögliches Experiment: Tropfenweise Zugabe einer starken Säure bzw. Base zu:</p> <p>a) einer wässrigen Bromthymolblau-Lösung (etwa pH 7). b) einer äquimolaren $\text{NaH}_2\text{PO}_4 / \text{Na}_2\text{HPO}_4$ – Pufferlösung, die mit Bromthymolblau angefärbt ist (etwa pH 7,1).</p> <p>Bei Problemen mit dem logarithmischen Rechnen kann die HENDERSON-HASSELBALCH-Gleichung als Potenzfunktion auch direkt aus dem MWG abgeleitet werden: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = K_s \cdot c(\text{HA}) / c(\text{A}^-)$ $\text{pH} = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+)$</p> <p>Carbonat-, Phosphatpuffer</p> <p>Auf die biologische Bedeutung der Puffer soll eingegangen werden.</p>	
Neutralisationstitrationsen und ihre Auswertung: <ul style="list-style-type: none"> • Titrationsen starker Säuren bzw. Basen mit starken Basen bzw. Säuren • Erstellen der Titrationskurven einer starken Säure mit einer starken Base und einer starken Base mit einer starken Säure • Experimentelle Aufnahme der Titrationskurve einer schwachen Säure mit einer starken Base • Indikatorwahl und Fehlerbetrachtung 	<p>Mögliche Experimente: Schülerübungen zur Konzentrationsbestimmung einer starken Säure bzw. Base mit Hilfe einer Titration pH-Sprung, Äquivalenzpunkt</p> <p>Eine rechnerische Herleitung wird nicht verlangt (Graphische Darstellung des Pufferbereichs)</p>	

Chemie G-Kurs		1. Jahr der Hauptphase
Thema 24: Protolysen		20 Stunden
Verbindliche Inhalte	Vorschläge und Hinweise	
<p>Chemische Fachbegriffe:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Ampholyt, amphoterer Teilchen • Äquivalenzpunkt • Autoprotolyse • Donator-Akzeptor-Prinzip • Indikator • Ionenprodukt des Wassers • korrespondierendes (konjugiertes) Säure-Base-Paar • Neutralpunkt • Oxonium-Ion, Hydronium-Ion • pH-Sprung • pH-Wert, pOH-Wert • Puffer • Säureexponent, Baseexponent • Säurekonstante, Basekonstante • Titrationskurve • Umschlagsbereiche von Indikatoren 	<p>Medienhinweise:</p> <p>VHS-Video: „Säuren und Basen“ (4201201) „Säuren und Basen“, Telekolleg, (4209738) „Säuren und Basen“, Schulfernsehen, (4281047) „Protolysen“, Telekolleg, (4209740)</p> <p>Computersimulation: „ODYSSEY“, AV-Medienkatalog LPM (6660014)</p> <p>Kontextorientierte Unterrichtseinheit: „Protolysen: Helicobacter pylori“, LPM</p>	

Verbindliche Inhalte	Vorschläge und Hinweise
<p>Der erweiterte Redoxbegriff</p> <ul style="list-style-type: none"> • Redoxreaktionen als Elektronenübertragungsreaktionen • Oxidation und Reduktion • Oxidations- und Reduktionsmittel • korrespondierende Redoxpaare • Redox-Amphoterie <p>• Donator-Akzeptor-Prinzip</p> <p>Erstellen von Redoxgleichungen</p> <ul style="list-style-type: none"> • Oxidationszahl <ul style="list-style-type: none"> • Interpretation von Oxidationszahl-Änderungen • Teilgleichungen für Oxidation und Reduktion, Redoxgleichung <p>Redoxreihe unterschiedlich edler Metalle und Nichtmetalle</p>	<p>Mögliche Experimente:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Verbrennung von Eisenwolle in einer Sauerstoff- und in einer Chlor-Atmosphäre • Thermit-Reaktion <p>Definitionsvorschläge:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Oxidationsmittel sind Stoffe (oder Elektroden), die Elektronen aufnehmen. (Elektronenakzeptoren) • Reduktionsmittel sind Stoffe (oder Elektroden), die Elektronen abgeben. (Elektronendonatoren) • Korrespondierende Redoxpaare sind Teilchenpaare, die durch Elektronenaufnahme bzw. -abgabe ineinander übergehen. <p>Der Unterricht soll deutlich machen, dass das Donator-Akzeptor-Prinzip nicht nur für Protolysen und Redoxreaktionen gilt, sondern dass der Austausch von Teilchen oder Energie zwischen den Bausteinen der Materie eines der grundlegenden Prinzipien der Chemie darstellt („Basiskonzept“). Eine Gegenüberstellung analoger Sachverhalte bei Redoxreaktionen und Protolysen am Ende der Unterrichtsreihe kann das Prinzip verdeutlichen.</p> <p>Definitionsvorschlag:</p> <p>Die Oxidationszahl entspricht der Ladung, die ein Atom in einem Teilchen besäße, wenn dieses nur aus Atom-Ionen bestünde.</p> <p>Auf die Formulierung der Stoffgleichungen mit den Gegenionen soll verzichtet werden.</p> <p>Mögliche Experimente:</p> <p>Redoxreaktionen zwischen Metallen und Metall-Ionen edlerer Metalle bzw. zwischen Halogenen und Halogenid-Ionen</p> <p>Aus Zeitgründen sollen nur wenige Metalle und Nichtmetalle in ihrem Reduktions- bzw. Oxidationsvermögen miteinander verglichen werden. Bereits hier besteht die Möglichkeit, Wasserstoff in die Betrachtungen mit einzubeziehen.</p>

Chemie G-Kurs	2. Jahr der Hauptphase
Thema 25: Redoxreaktionen	25 Stunden
Verbindliche Inhalte	Vorschläge und Hinweise
<p>Galvanische Elemente</p> <ul style="list-style-type: none"> • Konstruktionsprinzip galvanischer Elemente • Entstehung der Potenzialdifferenz (Spannung) zwischen den Halbzellen • qualitative Abhängigkeiten der Redoxpotenziale • DANIELL-Element <p>Standardpotenziale U_H^0 (E^0)</p> <ul style="list-style-type: none"> • Standard-Wasserstoffhalbzelle • Spannungsreihe • Voraussagen bzw. Ausschluss von Redoxreaktionen <p>Berechnung der Spannung galvanischer Elemente anhand vorgegebener Potenziale</p> <p>Elektrolysen als erzwungene Redoxreaktionen</p> <p>Technische Anwendung der Elektrolyse</p> <ul style="list-style-type: none"> • Die Gewinnung von Aluminium durch Schmelzflusselektrolyse 	<p>Mögliche Experimente:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Konstruktion unterschiedlich gestalteter galvanischer Elemente mit jeweils gleicher Kombination der Redoxsysteme (z.B. Daniell-Element) • Untersuchung des Einflusses der Zellkonstruktion und der Elektrodenfläche auf Spannung und Stromstärke <p>Die unterschiedlichen Potenziale der Halbzellen lassen sich durch die unterschiedliche Lösungstensionen (bzw. Elektronendrucke) und der Ausbildung eines dynamischen Gleichgewichts zwischen Atomen, Ionen und Elektronen in einer Doppelschicht an der Elektrodenoberfläche modellhaft erklären.</p> <p>Die Abhängigkeit der Potenziale vom Stoff (Redoxpaar), von der Konzentration, dem pH-Wert und der Temperatur soll kurz dargestellt werden.</p> <p>Definitionsvorschläge:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Als galvanisches Element bezeichnet man eine Anordnung aus zwei verschiedenen, räumlich getrennten Redoxsystemen. • Anode: Ort der Oxidation • Katode: Ort der Reduktion <p>Definitionsvorschläge:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Als Standardpotenzial U_H^0 (E^0) bezeichnet man die Spannung, die ein Halbelement unter Standardbedingungen gegen die Standard-Wasserstoffhalbzelle zeigt. Standardbedingungen: Druck $p = 1000 \text{ hPa}$, Temp. $\vartheta = 25 \text{ }^\circ\text{C}$, Konz. $c = 1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ • Die Standard-Wasserstoffhalbzelle ist eine von Wasserstoff unter Standardbedingungen umspülte, platinierete Platin-Elektrode, die in eine Lösung der Oxoniumionen-Konzentration $1 \text{ mol}\cdot\text{l}^{-1}$ eintaucht. <p>$U = U_H(\text{Akzeptor}) - U_H(\text{Donator})$</p> <p>Mögliches Experiment: Elektrolyse eines DANIELL-Elementes Polarisationsspannung</p> <p>Im Zusammenhang mit der Aluminium-Gewinnung sollen auch ökonomische und ökologische Aspekte betrachtet werden.</p>

Chemie G-Kurs	2. Jahr der Hauptphase
Thema 25: Redoxreaktionen	25 Stunden
Verbindliche Inhalte	Vorschläge und Hinweise
<p>Wichtige elektrochemische Stromquellen</p> <ul style="list-style-type: none"> • Aufbau und chemische Reaktionen des Primärelements Alkali-Mangan-Batterie • Aufbau des Blei-Akkumulators und seine chemischen Reaktionen beim Laden und Entladen • Prinzip der Wasserstoff-Sauerstoff-Brennstoffzelle <p>Elektrochemische Korrosion</p> <ul style="list-style-type: none"> • Säure- und Sauerstoff-Korrosion • Lokalelemente und ihre Wirkung auf Korrosionsvorgänge • Korrosionsschutz <p>Chemische Fachbegriffe:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Abscheidungspotenzial • Akkumulator • Brennstoffzelle • Diaphragma / Salzbrücke • Galvanische Zelle / Galvanisches Element • Halbzelle / Halbelement • katodischer Korrosionsschutz • Korrosion / Korrosionsschutz • Lokalelement • Opferanode • Oxidation / Reduktion • Oxidationszahl • Polarisationsspannung • Potenzial • Potentialdifferenz / Spannung U • Primärelement • Redoxreaktion § Standardpotenzial U_H^0 (E^0) § Standardwasserstoffelektrode § Zersetzungsspannung 	<p>Mögliches Experiment: „Zerlegen“ einer handelsüblichen Gleichstromquelle</p> <p>Mögliches Experiment: Laden und Entladen eines Modellakkumulators</p> <p>Mögliches Experiment: Stromerzeugung mit dem Modell einer „Knallgaszelle“</p> <p>Definitionsvorschlag: Eine Brennstoffzelle ist ein galvanisches Element, bei dem das Reduktionsmittel („Brennstoff“) und das Oxidationsmittel kontinuierlich von außen zugeführt werden.</p> <p>Anhand der behandelten Beispiele sollen exemplarisch Probleme der Konstruktion, der Anwendung und der Entsorgung elektrochemischer Stromquellen besprochen werden.</p> <p>Definitionsvorschläge:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Unter Korrosion versteht man die von der Oberfläche ausgehende Zerstörung eines Metalls durch elektrochemische Reaktionen mit seiner Umgebung. • Lokalelemente sind galvanische Elemente, die aus zwei verschiedenen, aneinander grenzenden Metallen bestehen, deren Grenzfläche in eine Elektrolyt-Lösung taucht. <p>Korrosionsschutz durch:</p> <ul style="list-style-type: none"> - metallische und nicht-metallische Überzüge - Passivierungsvorgänge - „Opferanoden“ (katodischen Schutz) <p>Medienhinweise: Kontextorientierte Unterrichtseinheit „Strom ohne Steckdose - mobile Energiequellen“, LPM</p>

Verbindliche Inhalte **Vorschläge und Hinweise**

<p>1. Bindung, Struktur, Eigenschaft, Stoffgruppe</p> <p>1.1 Bindungsverhältnisse in organischen Verbindungen</p> <ul style="list-style-type: none"> • Kohlenstoff-Kohlenstoff-Bindungen • unpolare und polare Atombindungen <p>1.2 Zusammenhang von Molekülstruktur und Eigenschaften</p> <ul style="list-style-type: none"> • Molekülstruktur und Schmelz- bzw. Siedetemperaturen • Molekülstruktur und hydrophiler bzw. hydrophober Charakter 	<p>Knappe Wiederholung unter Verwendung bekannter organischer Stoffe</p> <p>Hybridisierungen bei Kohlenstoff-Atomen, Bindungsverhältnisse bei Einfach-, Doppel- und Dreifachbindungen</p> <p>Unpolare bzw. schwach polare Verbindungen (z.B. Alkane, Alkene, Alkine, Cycloalkane)</p> <ul style="list-style-type: none"> - van der Waals-Kräfte als zwischenmolekulare Kräfte - relativ niedrige Schmelz- und Siedetemperaturen - Einfluss von Molekülgröße und -form auf Schmelz- und Siedetemperatur <p>Polare Stoffe ohne extrem polar gebundene Wasserstoff-Atome (z.B. Halogenalkane, Ketone, Aldehyde)</p> <ul style="list-style-type: none"> - Dipol-Dipol-Wechselwirkung - höhere Schmelz- und Siedetemperaturen <p>Polare Stoffe mit extrem polar gebundenen Wasserstoff-Atomen (z.B. Alkohole, Carbonsäuren, Amine)</p> <ul style="list-style-type: none"> - Wasserstoffbrücken - relativ hohe Schmelz- und Siedetemperaturen - Hinweis auf die Bildung von Dimeren bei Carbonsäuren <p>Wasserlöslichkeit bzw. Löslichkeit in fettähnlichen Lösemitteln als Funktion der Polarität der Teilchen und ihrer zwischenmolekularen Kräfte</p>
---	--

Chemie G-Kurs		2. Jahr der Hauptphase
Thema 26: Organische Chemie		40 Stunden
Verbindliche Inhalte	Vorschläge und Hinweise	
<p>1.3 Stoffklasse, funktionelle Gruppe, Nomenklatur</p> <ul style="list-style-type: none"> • Stoffklassen und funktionelle Gruppen • Nomenklatur organischer Stoffe <p>1.4 Isomeriearten</p> <ul style="list-style-type: none"> • Strukturisomerie • Stereoisomerie <p>Chemische Fachbegriffe (vgl. Thema 15):</p> <ul style="list-style-type: none"> • cis-trans-Isomerie • Gerüstisomerie • Stellungsisomerie • Stereoisomerie • Strukturisomerie 	<p>Wiederholung: Thema 11 / 15 (sp / mn-Zweig)</p> <p>Tabellarische Zusammenfassung der Stoffklassen mit Strukturformel und Benennung der funktionellen Gruppen sowie wichtigen Vertretern</p> <ul style="list-style-type: none"> - Alkane und Halogenalkane - Alkene, Alkine - aliphatische Alkohole (Alkanole) - Alkanale - Alkanone - Carbonsäuren - Carbonsäureester - Amine - Aminocarbonsäuren <p>Wiederholung: Thema 11 / 15 (sp / mn-Zweig) Beschränkung auf einfache Beispiele: Die Benennung von Verbindungen mit verzweigten Seitenketten wird nicht verlangt.</p> <p>Umschreibung und Beispiele zu den Arten der Isomerie</p> <p>Strukturisomerie (Konstitutionsisomerie): Die Isomere unterscheiden sich durch die Verknüpfung der Atome bzw. die Reihenfolge der Atome.</p> <ul style="list-style-type: none"> - Stellungsisomerie - Gerüstisomerie <p>Stereoisomerie: Die Isomere besitzen die gleiche Konstitution, aber unterschiedliche Anordnungen der Atome im Raum.</p> <ul style="list-style-type: none"> - cis-trans-Isomerie <p>Die optische Isomerie soll erst bei der Behandlung der Milchsäure ergänzt werden.</p>	

Chemie G-Kurs	2. Jahr der Hauptphase
Thema 26: Organische Chemie	40 Stunden
Verbindliche Inhalte	Vorschläge und Hinweise
<p>2 Anorganische Reaktionstypen in der organischen Chemie</p> <p>2.1 Redoxreaktionen</p> <ul style="list-style-type: none"> • Oxidationszahlen in organ. Verbindungen • Oxidation von primären und sekundären Alkoholen zu Aldehyden bzw. Ketonen • Reduktion der Aldehyde bzw. Ketone zu Alkoholen • Oxidation der Aldehyde zu Carbonsäuren • Unterscheidung von Aldehyden und Ketonen durch Redoxreaktionen • Reduktionswirkung der Methansäure <p>2.2 Protolyse-Reaktionen</p> <ul style="list-style-type: none"> • Säurecharakter von Alkansäuren und Basecharakter von Alkanoaten • Basecharakter von Alkoholaten 	<p>Umschreibung: Die Oxidationszahl eines Atoms in irgendeiner chemischen Einheit gibt die Ladung an, die dieses Atom hätte, wenn die Elektronen jeder Bindung dem jeweils stärker elektronegativen Atom zugeordnet wären.</p> <p>Oxidationsreihen: Alkan - primärer Alkohol - Aldehyd - Carbonsäure Alkan - sekundärer Alkohol - Keton</p> <p>Mögliche Experimente: Oxidation von Ethanol-Dampf an Pt- oder Cu-Katalysatoren; Nachweis des gebildeten Ethanal mit fuchsin-schwefliger Säure auf Filterpapier</p> <p>Oxidation von Ethanol zu Ethansäure mit Dichromat; Destillation der Ethansäure</p> <p>Mögliche Experimente: FEHLING-Probe TOLLENS-Probe Probe mit SCHIFFs Reagenz</p> <p>Methansäure lässt sich im Gegensatz zu anderen Carbonsäuren im Bereich der Carboxylgruppe oxidieren, da sie auch als Hydroxyaldehyd aufgefasst werden kann.</p> <p>Mögliches Experiment: Oxidation von Methansäure durch heiße Silbernitrat-Lösung; Nachweis des gebildeten CO₂, Parallelversuch mit Ethansäure</p> <p>Mögliche Experimente: Reaktion von Magnesium mit Ethansäure Nachweis des alkalischen Milieus einer Natriummethanoat-Lösung Vergleich der pH-Werte gleich konzentrierter Salzsäure- und Ethansäure-Lösungen</p>

Chemie G-Kurs		2. Jahr der Hauptphase
Thema 26: Organische Chemie		40 Stunden
Verbindliche Inhalte	Vorschläge und Hinweise	
<ul style="list-style-type: none"> • Basecharakter der aliphatischen Amine • Ampholytcharakter der Aminocarbonsäuren <ul style="list-style-type: none"> • Zwitterion • Isoelektrischer Punkt • Puffereigenschaften <p>Chemische Fachbegriffe:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Alkanoat • Alkoholat • Amine • Aminogruppe • Isoelektrischer Punkt • Zwitterion <p>3. Organische Reaktionstypen</p> <p>3.1 Reaktionen am Kohlenstoffgerüst</p> <ul style="list-style-type: none"> • Alkane und radikalische Substitution <ul style="list-style-type: none"> • Alkane, Cycloalkane • Zusammenhang von Molekülstruktur und Eigenschaften • Radikalische Substitution, S_R-Mechanismus • Bedeutung der Alkane, Alkan-Derivate 	<p>Mögliches Experiment: Überprüfung der pH-Werte gleich konzentrierter Ammoniak- und Methylamin-Lösungen (c etwa 1 mol/l)</p> <p>Definitionsvorschlag: Der IEP ist der pH-Wert, bei dem die Summe aller elektrischen Ladungen der Aminosäuremoleküle gleich null ist und die Konzentration der Zwitterionen ein Maximum erreicht.</p> <p>Wdh.: Homologe Reihe, Nomenklatur, Isomerie, freie Drehbarkeit, Konformation Alkancharakter Wdh.: Schmelz- und Siedetemperatur, Löslichkeit</p> <p>Mögliches Experiment: Bromierung von Hexan</p> <p>Erdöl, Erdgas, Kraftstoffe, Lösemittel; Petrochemie als „Baumschema“</p>	

Chemie G-Kurs		2. Jahr der Hauptphase
Thema 26: Organische Chemie		40 Stunden
Verbindliche Inhalte	Vorschläge und Hinweise	
<ul style="list-style-type: none"> • Alkene, Alkine und Reaktionsmechanismen <ul style="list-style-type: none"> • Zusammenhang von Molekülstruktur und Eigenschaften • Elektrophile Addition, A_E-Mechanismus • Einfluss des I-Effektes • Bedeutung der Alkene und Alkine • Polymerisationsreaktionen A_R - Mechanismus • Aromatische Kohlenwasserstoffe und ihre Reaktionsmechanismen <ul style="list-style-type: none"> • Benzol und Benzolderivate • Zusammenhang von Molekülstruktur und Eigenschaften • Mesomerie, Mesomerie-Energie • Elektrophile Substitution, S_E-Mechanismus • Methylbenzole • Kern- und Seitenkettensubstitution • Bedeutung <p>Chemische Fachausdrücke:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Elektrophil • Elektrophile Addition • Elektrophile Substitution • Heterolyse • Homolyse • I-Effekt • Kern-, Seitenketten-Substitution • Mesomerie, Mesomerie-Energie • Radikal • Radikalische Substitution 	<p>Wdh.: homologe Reihen, Nomenklatur, Isomerie, Smt. und Sdt., Löslichkeit</p> <p>Mögliches Experiment: Reaktion mit Br₂</p> <p>Ausgangsstoffe zur Kunststoffherstellung, Phytohormon zur Reifung von Früchten, Brenngas beim autogenen Schweißen</p> <p>Bildung von PE, PP, PS (Mechanismus) Herstellung von Kunststoffen für alle Lebensbereiche</p> <p>Bindungsverhältnisse, Schmelz- und Siedetemperatur, Löslichkeit, Nomenklatur</p> <p>Mögliches Experiment: Bromierung von Toluol</p> <p>Nomenklatur, Substituentenstellung (ortho-, meta-, para- Stellung)</p> <p>Kälte-Katalysator-Kern Siedehitze-Sonnenlicht-Seitenkette</p> <p>Antiklopfmittel in Benzin, Hinweis auf Giftigkeit (Gefahrstoffsymbole an Tankstellen), Lösemittel</p> <p>Ausgangsstoffe für Kunststoffe, Arzneimittel, Sprengstoffe, Waschmittel und Farbstoffe</p> <p>Auf die krebserregende Wirkung von Benzol ist hinzuweisen.</p>	

Chemie G-Kurs		2. Jahr der Hauptphase
Thema 26: Organische Chemie		40 Stunden
Verbindliche Inhalte	Vorschläge und Hinweise	
3.2 Reaktionen an funktionellen Gruppen <ul style="list-style-type: none"> Halogenkohlenwasserstoffe <ul style="list-style-type: none"> Zusammenhang von Molekülstruktur und Eigenschaften Nukleophile Substitution, S_N- Mechanismus Bedeutung und Verwendung Alkohole, Alkanole <ul style="list-style-type: none"> Zusammenhang von Molekülstruktur und Eigenschaften Nukleophile Substitution, S_N- Mechanismus Veresterung mit anorganischen Säuren Bedeutung und Verwendung der Alkohole Bedeutung und Verwendung der anorganischen Ester Carbonyl: Aldehyde und Ketone <ul style="list-style-type: none"> Zusammenhang von Molekülstruktur und Eigenschaften Bedeutung von Formaldehyd, Acetaldehyd Bedeutung von Aceton 	<p>Schmelz- und Siedetemperatur, Löslichkeit</p> <p>Mögliches Experiment: Reaktion von Jodmethan mit OH⁻ zu Methanol</p> <p>PVC, Kältespray, Vereisungen, Lösemittel FCKW und Umwelt</p> <p>Wdh.: Homologe Reihe, Nomenklatur, Einteilung der Alkohole, Isomerie, funktionelle Gruppe, Schmelz- und Siedetemperatur, Löslichkeit</p> <p>Mögliches Experiment: Bildung von Schwefelsäureethylester</p> <p>Lösemittel, Zusatz zu Treibstoffen, Treibstoff, Frostschutzmittel, Bremsflüssigkeit, Pharmazie, Desinfektionsmittel</p> <p>Waschmittelherstellung Hinweis auf Vorkommen und Verwendung der Salpetersäureester und Phosphorsäureester</p> <p>Wdh.: Homologe Reihe, Nomenklatur, funktionelle Gruppe, Schmelz- und Siedetemperatur, Löslichkeit</p> <p>Herstellung von Kunststoffen, Konservierungsstoff z.B. anatomischer Präparate Herstellung von Essigsäure, Farbstoffen, Arzneimitteln Giftigkeit, krebserzeugende Wirkung</p> <p>Wichtiges technisches Lösemittel Herstellung von Duftstoffen „acetonfreier“ Nagellackentferner</p>	

Chemie G-Kurs		2. Jahr der Hauptphase
Thema 26: Organische Chemie		40 Stunden
Verbindliche Inhalte	Vorschläge und Hinweise	
<ul style="list-style-type: none"> • Carbonsäuren , Carbonsäureester und Carbonsäuresalze • Monocarbonsäuren • Ungesättigte Carbonsäuren • Zusammenhang von Molekülstruktur und Eigenschaften • Acidität von Carbonsäuren • Milchsäure • Vorkommen und Bedeutung Ameisensäure Essigsäure Butansäure Höhere Fettsäuren • Nukleophile Substitution, S_N-Mechanismus säurekatalysierte Veresterung und Ester-spaltung • Fette • Alkalische Verseifung der Carbonsäureester • Wirkungsweise der Seifenanionen <p>Chemische Fachbegriffe:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Asymmetrisches Kohlenstoffatom • Ester • Esterspaltung • Fette • Nukleophil • Nukleophile Substitution • Optische Aktivität • Seifen • Spiegelbildisomerie • Tenside 	<p>Wdh.: Homologe Reihe, Nomenklatur, funktionelle Gruppe Trivialnamen: Ameisensäure, Essigsäure, Propionsäure, Buttersäure,..., Palmitinsäure, Stearinsäure Öl-, Linol- und Linolensäure</p> <p>Schmelz- und Siedetemperatur, Dimerisierung, Löslichkeit</p> <p>Verstärkung der Acidität: - I-Effekt - Mesomeriestabilisierung des Anions</p> <p>optische Aktivität, Spiegelbildisomerie, asymmetrisches C-Atom, D- und L-Reihe</p> <p>In der Natur im Gift der Ameisen und in den Brennhaaren der Brennnessel Oxidation von Ethanol (katalysiert durch Essigbakterien), im Haushalt die gebräuchlichste Säure Buttersäure, im Schweiß von Warmblütern, in ranzigen Fetten Palmitin-, Stearinsäure (tierische Fete) Öl-, Linol-, Linolensäure (pflanzl. Fette und Öle)</p> <p>Gleichgewichtsreaktion, Kondensationsreaktion</p> <p>Ester des Glycerins mit höheren Fettsäuren</p> <p>Alkalisalze, Calciumsalze, z. B. Palmitate</p> <p>Tensid-Funktion, Waschwirkung</p>	

Chemie G-Kurs		2. Jahr der Hauptphase
Thema 26: Organische Chemie		40 Stunden
Verbindliche Inhalte	Vorschläge und Hinweise	
<ul style="list-style-type: none"> • Aminosäuren, Peptidbindung <ul style="list-style-type: none"> • Einteilung, Nomenklatur, Isomerie • Zusammenhang von Molekülstruktur und Eigenschaften • saure, basische, neutrale Aminosäuren • Reaktionen der Aminosäuren: Peptidbindung • Bedeutung • Polypeptide und Eiweiße / Proteine <ul style="list-style-type: none"> • Struktur und Eigenschaften <ul style="list-style-type: none"> • Nachweis • Denaturierung • Vorkommen und Bedeutung 	<p>α-Aminosäuren, L-Aminosäuren</p> <p>Schmelz- und Siedetemperatur, Löslichkeit, Zwitterion</p> <p>Einfluss zusätzlicher funktionellen Gruppen der Aminosäuren auf Zwitterion und IEP</p> <p>Reaktionsmechanismus Kondensationsreaktion (Addition-Eliminierung)</p> <p>Bausteine der Polypeptide und Proteine</p> <p>vertiefende chemische Betrachtung der bereits in Klassenstufe 10 / Biologie eingeführten Eiweiße</p> <p>Aminosäuresequenz, in biologischen Systemen genetisch festgelegt → Primärstruktur</p> <p>Konformation der Peptidkette durch H-Brücken: Faltblatt-Struktur, α-Helix-Struktur Beide Strukturen kommen oft gleichzeitig in einer Polypeptidkette vor. → Sekundärstruktur</p> <p>Dreidimensionale Ausbreitung der Polypeptidkette im Raum → Tertiärstruktur</p> <p>Bindungen und Wechselwirkungen:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Wasserstoffbrücken - Atombindungen (Ester-, Säureamid-, Disulfidbindungen) - Ionenbindungen - VAN-DER-WAALS-Kräfte <p>Zusammenlagerung mehrerer Polypeptidketten zu einem Eiweißmolekül → Quartärstruktur</p> <p>Mögliche Experimente:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Xanthoproteinreaktion • Biuretreaktion <p>Mögliche Experimente:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Denaturierung durch Hitze • Denaturierung mit konz. Salzsäure, konz. Salzlösungen, Schwermetall-Ionen <p>- unlösliche Gerüsteiweiße, lösliche Enzym-Eiweiße</p>	

Chemie G-Kurs		2. Jahr der Hauptphase
Thema 26: Organische Chemie		40 Stunden
Verbindliche Inhalte	Vorschläge und Hinweise	
<p>Chemische Fachausdrücke:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Aminosäuren • Denaturierung • Faltblatt-Struktur • Kondensationsreaktion • Nukleophile Addition • Nukleophile Substitution • Peptidbindung • Polypeptide • Primär-, Sekundär-, Tertiär-, Quartärstruktur • Proteine • α-Helix-Struktur 	<p>Medienhinweise:</p> <p>VHS-Video:</p> <p>„Erdölverarbeitung“, FWU 4201475 „Methan, der einfachste Kohlenwasserstoff“, FWU 4201792, FWU 4601043 „Erdöl - ein Rohstoff...“ FWU 4201913 „Der Kohlenwasserstoff“, FWU 4253899 „Brennendes Eis“, FWU 4284797 „Ausgewählte Kohlenwasserstoffe, -derivate 1“ (auch Ethanol), FWU 4253840 „Ausgewählte Kohlenwasserstoffe, -derivate 2“ (auch Glycerin), FWU 4253841 „Genetik“ FWU 4240112 „Gentechnologie“, FWU 4240113</p> <p>OH-Folien:</p> <p>„Aminosäuren, Bausteine des Lebens“ 11. Folienserie des Fonds der Chem. Industrie</p> <p>Computersimulation:</p> <p>„ODYSSEY“, AV-Medienkatalog LPM (6660014)</p>	