|  |
| --- |
|  Jahresplanung für das Leistungsfach Chemie – 5h – sprialcurricularer Ansatz |

***Vorbemerkungen:***

1. ***zu den zu Grunde gelegte formale Rahmenbedingungen:***Kontingent der zur Vefügung 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.

1. ***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.

1. ***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

|  |  |
| --- | --- |
| 1. Naturstoffe – Teil I – Kohlenhydrate | ca. 30 Stunden |

*🡺 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 Stoffe n, die in der Kursstufe mehrere Themenblöcke zentral prägt, eingeführt.*

|  |  |
| --- | --- |
| Unterrichtsinhalte | Hinweise zur Anordnung |
| Die Naturstoffklasse „Kohlenhydrate“Begriffsklärung „Kohlenhydrate“Allgemeine Summenformel von KohlenhydratenGlucoseStoffeigenschaften der GlucoseVersuche zur Strukturaufklärung des Glucose-MolekülsWiederholung 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*

Mögliche Strukturen des Glucose-MolekülsIsomeriephänomene organischer Moleküle1. Konstitutionsisomerie
2. E-/Z-Isomerie als ein Beispiel der Konfigurationsisomerie
3. Enantiomere als weiteres Beispiel der Konfigurationsisomerie
4. Die FISCHER-Projektion

Chiralität und ihre Auswirkungen – optisch aktive StoffeExperimentelle Bestimmung der optischen AktivitätNomenklatur optisch aktiver StoffeBedeutung der Chiralität – der CONTERGAN-SkandalAldosenStammbaum der D-AldosenStruktur des D-Glucose-Moleküls in der FISCHER-ProjektionDie intramolekulare HalbacetalbildungHalbacetal- und AcetalbildungHAWORTH-ProjektionNomenklatur der AnomereMutarotation KetosenFructoseStruktur des D-Fructose-Moleküls in der FISCHER-ProjektionFructofuranose-Moleküle in der HAWORTH-ProjektionKeto-Endiol-TautomerieDi-, Oligo- und PolysaccharideAcetalbildung aus zwei MonosaccharidenDisaccharideGlycosidische BindungReduzierende und nichtreduzierende ZuckerCyclodextrine – eine Variante der OligosaccharidePolysaccharideKohlenhydrate als nachwachsende RohstoffeRedoxreaktionenBestimmung und Anwendung von Oxidationszahlen zur Identifikation von Redox-Vorgängen Aufstellen von RedoxgleichungenNachweisreaktionen für KohlenhydrateTOLLENS-ProbeBENEDICT-ProbeGOD-TestStärke-Nachweis mit LUGOL’sche LösungZUSAMMENFASSUNG Kohlenhydrate | 🡺 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:1. optimale Anknüpfung der Kursstufe an die Klassenstufe 10
2. gute Möglichkeit, das Vorwissen, den Leistungsstand, das chemische Verständnis sowie die Selbstständigkeit beim praktischen Experimentieren der Schülerinnen und Schüler zu Beginn der Kursstufe kennenzulernen
3. 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 Unterrichtsgans 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.).🡺 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.🡺 An dieser Stelle ist eine sinnvoll didaktisch reduzierte Einführung der Notation mit Gleichgewichtspfeilen zu beachten.🡺 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.)  |

|  |  |
| --- | --- |
| 2. Chemische Energetik – Teil I | ca. 25 Stunden |

🡺 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 $Δ\_{r}H$ die Definition von Standardbildungsenthalpien sowie der Satz von HESS thematisiert, um Standardreaktionsenthalpien aus tabellierten Werten berechnen zu können.

|  |  |
| --- | --- |
| Unterrichtsinhalte | Hinweise zur Anordnung |
| Chemische EnergieSystem und UmgebungAustausch von Energie zwischen System und UmgebungDie Innere Energie $U$Energieübertragung am Beispiel ExplosionsrohrIsochore Prozessführung ($V$ konstant)Isobare Prozessführung ($p$ konstant)Volumenarbeit bei isobarer ProzessführungDie Enthalpieänderung $ΔH$Brennwert und Heizwert „Freiwilligkeit“ chemischer ReaktionenDie Entropie $S$Die Entropie $S$ als „Maß für die Unordnung“Statistische Beschreibung des OrdnungszustandsStatistische Definition der Entropie $S$Berechnung der Standardreaktionsentropieänderung aus molaren StandardentropienBetrachtung der Änderung der Gesamtentropie (in System und Umgebung)Berechnung der Änderung der GesamtentropieDie Freie Enthalpie $G$ und die GIBBS-HELMHOLTZ-GleichungGrenzen energetischer BetrachtungenZUSAMMENFASSUNG Chemische Energetik – Teil I | *🡺 Einführung über „Energie in Nahrungsmitteln“ als Gelenkstelle zu den Kohlenhydraten bietet sich an* |

|  |  |
| --- | --- |
| 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 |
| 1.

Stoffeigenschaften von FettenLöslichkeit Fette und Öle – SchmelzbereicheAbgrenzung: Fette Öle vs. mineralische ÖleBrennbarkeit und die Gefahr von Fettbränden Nachweis von Fetten Struktur von Fett-MolekülenFett-Moleküle sind FettsäureesterGesättigte und ungesättigte FetteNachweis ungesättigter FettbausteineBedeutung der FetteFette als physiologische EnergiespeicherErnährungsphysiologische Bedeutung der FetteReaktionen von FettenFettalterungFetthärtungVerseifungZUSAMMENFASSUNG 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 |
| 1.

Rekapitulation BewegungsdiagrammeUntersuchung der ReaktionsgeschwindigkeitGeschwindigkeitsgleichungenDas Kollisionsmodell – Einflussfaktoren auf die ReaktionsgeschwindigkeitDie AktivierungsenergieEinfluss eines KatalysatorsEnzyme | 🡺 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.🡺 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 |
| 1.

Einführung Chemische GleichgewichteVergleich einiger chemischer ReaktionenZur Erinnerung: Aussagekraft von $Δ\_{r}G^{0}$Die Estersynthese – eine umkehrbare ReaktionDas Chemische Gleichgewicht – ein dynamisches GleichgewichtEnergetisches Kriterium zum Ablauf chemischer ReaktionenSimulation eines dynamischen GleichgewichtsKinetische Bedingung für ein chemisches GleichgewichtDas MassenwirkungsgesetzBeeinflussung des Chemischen GleichgewichtsÄnderung der Stoffmengenkonzentrationen $c$Änderung des Drucks $p$ (bzw. des Volumens $V$) Änderung der Temperatur $T$Einfluss eines KatalysatorsDas Prinzip von LE CHATELIER und BRAUN – eine Zusammenfassung der EinflussfaktorenDie Ammoniaksynthese nach HABER und BOSCHZUSAMMENFASSUNG Chemische Gleichgewichte | 🡺 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.🡺 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 |
| 1.

„Benzol – ein *(nicht nur historisch betrachtet)* sehr bedeutender Stoff“Die Stoffeigenschaften von BenzolBenzol, ein gesundheitsgefährdender Stoff?Die Strukturformel des Benzol-Moleküls von August KekuléExperimentelle Überprüfung der Kekulé-StrukturformelBestimmung der Bindungslängen und BindungswinkelEnergetische Untersuchung der Reaktionen von Benzol, z. B. der Hydrierung Reaktion mit BromUntersuchung der Elektronendichteverteilung im Benzol-MolekülVisualisierung des Benzol-Moleküls mit ChemSketchMesomerieMesomeriestabilisierungDelokalisierte $π$-ElektronensystemeMesomere GrenzformelnStabilisierung durch DelokalisierungBenzolderivate Polyzyklische AromatenHeterozyklische AromatenZUSAMMENFASSUNG 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. |

|  |  |
| --- | --- |
| 7. Säure-Base-Gleichgewichte | ca. 30 Stunden |

🡺 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 |
| 1.

Einführung Säure-Base-GleichgewichteDie Autoprotolyse der Wasser-MoleküleDie elektrische Leitfähigkeit von reinem WasserGedankenexperimente zu GrößenordnungenDas Ionenprodukt des WassersDie Bedeutung des Ionenprodukts des Wassers für die Säure-Base-GleichgewichteDer $pH$-WertDie $pH$-SkalaVeranschaulichung logarithmischer Skalen und GrößenordnungenBerechnung des $pH$-WertsDie Säure-Base-Theorie nach BRØNSTED und LOWRYDie ProtolyseKorrespondierende Säure-Base-Paare„Molekulare Gemeinsamkeiten“ von BRØNSTED-Säuren und BRØNSTED –BasenAnorganische Säuren und ihre SäurerestionenDie Stärke von Säuren und BasenDie Säure- bzw. Basenstärke$pK\_{s}$- und $pK\_{B}$-Werte korrespondierender Säure-Base-PaareDer Zusammenhang zwischen $pK\_{s}$- und $pK\_{B}$-WertTabellierte $pK\_{s}$- und $pK\_{B}$-WerteDie Berechnung des $pH$-WertsDie exakte Berechnung des $pH$-Werts einer SäureSONDERFALL 1 – Sinnvolle Näherung bei der Berechnung des $pH$-Wertes sehr starker ProtolyteSONDERFALL 2 – Sinnvolle Näherung bei der Berechnung des $pH$-Wertes schwacher Protolyte (1)Überblick: „Wann kommt welche Formel zur Anwendung?“Die Säure-Base-Titration sehr starker Säuren und BasenAufnahme einer Titrationskurve Der Kurvenverlauf einer TitrationskurveDie Säure-Base-Titration in der LaborpraxisUmschlagbereiche verschiedener IndikatorenAuswerteformel für die Titration einer starken Säure mit einer starken BaseArbeit mit Simulationen von Säure-Base-TitrationenPuffersystemeDie PufferwirkungHerstellung einer PufferlösungDie HENDERSON-HASSELBALCH-GLEICHUNGDie Säure-Base-Titration schwacher Säuren und BasenAufnahme einer Titrationskurve Vergleichende Betrachtung der Titrationskurven: Titration einer starken Säure mit einer starken Base vs. Titration einer schwachen Säure mit einer starken BaseErklärung des Kurvenverlaufs bei der Titration einer schwachen Säure mit einer starken BaseDie Säure-Base-Titration einer schwachen Säure/Base in der LaborpraxisIndikatorenFunktionsprinzip von IndikatorenBestimmung des Farbverhältnisses und Veränderung der Indikator-GleichgewichteUniversalindikator genauer untersuchtZUSAMMENFASSUNG Säure-Base-Gleichgewichte | 🡺 Chromatografie: Aufgreifen und Erweitern der Aspekte des chemischen Gleichgewichts bei der Betrachtung von physikalischen Fließ-Gleichgewichten. |

|  |  |
| --- | --- |
| 8. Naturstoffe – Teil III – Proteine | ca. 20 Stunden |

|  |  |
| --- | --- |
| Unterrichtsinhalte | Hinweise zur Anordnung |
| 1.

AminocarbonsäurenStoffeigenschaften von AminocarbonsäurenStrukturformeln der Aminocarbonsäure-Moleküle„Zwitter-Ionen-Struktur“ der Aminocarbonsäure-MoleküleProteinogene AminocarbonsäurenChiralität bei AminocarbonsäurenNomenklatur der AminocarbonsäurenStrukturen der Aminocarbonsäure-Moleküle in wässrigen Lösungen bei unterschiedlichen $pH$-WertenIsoelektrischer Punkt (IEP) einer AminocarbonsäureElektrophorese eines Aminocarbonsäure-GemischesChromatografie eines Aminocarbonsäure-GemischesNachweisreaktionen für AminocarbonsäurenNinhydrin-Nachweis Biuret-NachweisPeptidePeptidbindungMesomeriestabilisierung der PeptidbindungDipeptide/Oligopeptide/PolypeptidePeptidspaltung/HydrolyseProteineStruktur der Proteine – Visualisierung mit PYMOLStrukturebenen der ProteineDenaturierung von ProteinenBiuret-Reaktion: Nachweis von Proteinen und Peptiden (Peptidbindung)Xanthoprotein-ReaktionFunktionen der ProteineProtein-TypenSpeicherproteineEnzymeToxineMembranproteineStrukturproteineTransportproteineHormoneAbwehrproteineZUSAMMENFASSUNG Proteine | 🡺 Wiederaufgreifen der Protolyse-Gleichgewichte und Anwenden in einer intramolekularen Reaktion.🡺 Wiederaufgreifen der Isomeriebetrachtungen aus dem Kapitel „Kohlenhydrate“.*🡺 Anwendung der Gleichgewichtsbetrachtung von Säue-Base-Gleichgewichten.*🡺 Aufgreifen und Erweitern der Aspekte des chemischen Gleichgewichts bei der Betrachtung von physikalischen Fließ-Gleichgewichten.🡺 Wiederaufgreifen der Mesomeriestabilisierung und der Notation mesomerer Grenzformeln aus dem Kapitel „Aromaten“🡺 s. o. Wiederaufgreifen der Funktionalität der Enzyme aus dem Kapitel „Reaktionskinetik“ |

|  |  |
| --- | --- |
| 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 |
| 1.

Kunststoffe – eine EinführungBeschreibung von WerkstoffeigenschaftenHermann Staudinger: „Makromoleküle“/„Polymere“Erklärung von Werkstoffeigenschaften auf der molekularen EbeneVerarbeitung und Recycling von KunststoffenKunststoffsyntheseVom Monomer zum Polymer – Gedankenspiele zur GrößenordnungRadikalische KettenpolymerisationRadikalbildungReaktionsmechanismus der radikalischen KettenpolymerisationPolydispersität bei KunststoffenPolykondensationWiederholung: Die Estersynthese – eine KondensationsreaktionVom Ester zum PolyesterPET-SynthesePolylactidsynthesePolyamidsyntheseVerstreckung von Polyamid-FasernPolyadditionDie Isocyanat-Gruppe – eine weitere funktionelle GruppePolyurethan-SyntheseReaktionsmechanismus der Polyurethan-SyntheseSchäumen von PolyurethanenEpoxidharze Schreibweise von Reaktionsgleichungen für PolymersynthesenModifikation von KunststoffenVernetzung und CopolymerisationEinsatz von AdditivenSuperabsorbierende PolymernetzwerkeKunststoffe und ihr Einsatz kritisch betrachtetEintrag von Kunststoffpartikeln in Organismen und die UmweltBiopolymereSchadstoffe Kunststoffen und ihre AuswirkungenZUSAMMENFASUNG Kunststoffe |  |

|  |  |
| --- | --- |
| 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 |
| 1.

Redoxreaktionen und korrespondierende RedoxpaareRedoxreihe der Metalle/Metall-IonenGALVANI’sche ZellenDANIELL-ElementElektrochemische DoppelschichtElektrodenpotenzialeZellspannungElektrochemische SpannungsreiheStandardwasserstoffelektrodeBestimmung von StandardpotenzialenBeurteilung elektrochemischer Reaktionen mithilfe der Standardpotenzial-TabelleBerechnung der ZellspannungAbhängigkeit des Elektrodenpotenziale von der Stoffmengenkonzentration an Ionen in einer HalbzelleNERNST-GleichungElektrolyseAufbau und Betrieb einer ElektrolysezelleElektrodenreaktionenZersetzungs- und ÜberspannungElektrolyse und GALVANI’sche Zelle im VergleichTechnische Batterien (Primärzellen)Zink-Kohle-ZelleAlkali-Mangan-ZelleZink-Luft-ZelleAkkumulatoren (Sekundärzellen)Blei-AkkumulatorLithium-Ionen-AkkumulatorWasserstofftechnologieBrennstoffzellenElektrolyse von WasserWasserstoffkreislaufChancen und Probleme der WasserstofftechnologieZUSAMMENFASSUNG Elektrochemie |  |

|  |  |
| --- | --- |
| 11. Chemische Energetik – Teil II | ca. 20 Stunden |

*🡺 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 |
| 1.

Die Enthalpieänderung $ΔH$Definitionen spezieller EnthalpieänderungenDie molare Standardbildungsenthalpie $Δ\_{f}H\_{m}^{0}$Der Satz von HESSBerechnung von Standardreaktionsenthalpien aus molaren StandardbildungsenthalpienKalorimetrieGrundprinzip der Kalorimetrie – Schaffung einer „definierten Umgebung“Übertragung von thermischer Energie zwischen zwei SystemenQuantitative Betrachtung des MessprinzipsWärmekapazität und spezifische WärmekapazitätAufbau des KalorimetersWärmekapazität des Kalorimeters – KalorimeterkonstanteExperimentelle Bestimmung verschiedener ReaktionsenthalpienErmittlung der Reaktionsenthalpie einer EisensulfidsyntheseErmittlung der Verbrennungsenthalpie von KohlenstoffBestimmung einer NeutralisationsenthalpieBestimmung der Reaktionsenthalpie einer RedoxreaktionPhasenübergangsenthalpieZUSAMMENFASSUNG 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 Forschung- und Entwicklung in diesem Gebiet beleuchtet werden.*

|  |  |
| --- | --- |
| Unterrichtsinhalte | Hinweise zur Anordnung |
| Atombau und chemische BindungAtommodelleAtommodelle im Wandel der ZeitSchalenmodell der AtomhülleInterpretation von LinienspektrenQuantisierung von EnergieEnergieniveaus und QuantenzahlenWellenmechanisches AtommodellWelle-Teilchen-DualismusUnschärferelationGrenzen des Schalenmodells der AtomhülleDie SCHRÖDINGER-GleichungOrbitale und das OrbitalmodellElektronenkonfiguration der AtomePAULI-PrinzipEnergieprinzip und HUND’sche RegelAufbau des PeriodensystemsElektronenpaarbindungÜberlappung von Atomorbitalen zu Molekülorbitalen$σ$-BindungHybridisierung$π$-BindungMolekülgeometrienForschungs- und Entwicklungsstand (z. B.) im Bereich FarbstoffeZUSAMMENFASSUNG Chemie in Wissenschaft, Forschung und Anwendung |  |