**Bezug zum Bildungsplan des Gymnasiums 2016 V2**

**Leistungsfach Chemie**

|  |  |
| --- | --- |
| In den folgenden Tabellen sind in Spalte 1 die inhaltsbezogenen Kompetenzen des Bildungsplans 2016 V2 Baden-Württemberg (Überarbeitung vom 25.03.2022) für das Leistungsfach Chemie aufgelistet. Spalte 2 zeigt die Lerneinheiten des Buchs „Elemente Chemie Kursstufe“ (ISBN 978-3-12-756910-0), die sich mit diesen Zielsetzungen beschäftigen.  In der Auseinandersetzung mit den Informationen, den Abbildungen, den Aufgaben und den Versuchen der genannten Lerneinheiten können Sie die im Bildungsplan beschriebenen Kompetenzen erwerben. |  |

|  |  |
| --- | --- |
| **Chemische Energetik (Leistungsfach)** | **Bezug zu meinem Buch** |
| **Ich kann …** |  |
| (1) Merkmale offener, geschlossener und isolierter Systeme beschreiben. | 1.1 Systeme und Größen der chemischen Energetik |
| (2) chemische Reaktionen unter stofflichen und energetischen Aspekten (exotherm, endotherm, Brennwert, Heizwert) erläutern. | 1.1 Systeme und Größen der chemischen Energetik  1.6 Verbrennungsenthalpien |
| (3) eine kalorimetrische Messung planen, durchführen und auswerten (Reaktionsenthalpie). | 1.2 Innere Energie und Enthalpie  1.3 Praktikum: Kalorimetrie  1.4 Praktikum: Kalorimetrische Ermittlung von Enthalpien |
| (4) den Satz von der Erhaltung der Energie (1. Hauptsatz der Thermodynamik) bei der Berechnung von Reaktionsenthalpien und Bildungsenthalpien anwenden (Satz von Hess). | 1.7 Bildungsenthalpien und Reaktionsenthalpien |
| (5) die Entropie als Maß für die Anzahl von Realisierungs­möglichkeiten eines Zustands beschreiben. | 1.11 Entropie und Wahrscheinlichkeit |
| (6) Änderungen der Entropie bei chemischen Reaktionen erläutern (2. Hauptsatz der Thermodynamik). | 1.9 Die Richtung spontaner Vorgänge  1.10 Reaktionsentropien |
| (7) Berechnungen mithilfe der Gibbs-Helmholtz-Gleichung durchführen, um chemische Reaktionen energetisch zu klassifizieren (freie Reaktionsenthalpie, exergonische und endergonische Reaktionen, Einfluss der Temperatur). | 1.12 Die freie Enthalpie |
| (8) an Beispielen die Grenzen der energetischen Betrachtungs­weise diskutieren (metastabiler Zustand, homogene und heterogene Katalyse, unvollständig ablaufende Reaktionen). | 1.14 Metastabile Systeme und Katalyse  1.15 Methan-Herstellung (Power-to-Gas)  1.17 Exkurs: Freie Enthalpie und chemisches Gleichgewicht |

|  |  |
| --- | --- |
| **Chemisches Gleichgewicht (Leistungsfach)** | **Bezug zu meinem Buch** |
| **Ich kann …** |  |
| (1) die Umkehrbarkeit einer Reaktion als Voraussetzung für die Einstellung eines Gleichgewichts nennen. | 2.10 Chemische Reaktion und Gleichgewichtseinstellung |
| (2) die Reaktionsgeschwindigkeit und ihre Abhängigkeit von der Konzentration und der Temperatur beschreiben und auf der Teilchenebene erklären (RGT-Regel, Stoßtheorie, Reaktions­rate). | 2.1 Die Geschwindigkeit von Reaktionen  2.3 Reaktionsgeschwindigkeit und Konzentration  2.6 Reaktionsgeschwindigkeit und Temperatur |
| (3) die Veresterung als umkehrbare Reaktion erläutern (Reaktionsmechanismus, Carbokation, nucleophiler Angriff). | 2.11 Der Reaktionsmechanismus der Veresterung |
| (4) die Einstellung des chemischen Gleichgewichts aufgrund der Angleichung der Reaktionsraten der Hin- und Rückreaktion erklären. | 2.10 Chemische Reaktion und Gleichgewichtseinstellung  2.18 Das Massenwirkungsgesetz |
| (5) Gleichgewichtskonzentrationen experimentell ermitteln (Estergleichgewicht). | 2.10 Chemische Reaktion und Gleichgewichtseinstellung (V1)  2.12 Praktikum: Umkehrbarkeit und Gleichgewicht (V1) |
| (6) ein Modellexperiment zur Gleichgewichtseinstellung durchführen und auswerten. | 2.13 Impulse: Gleichgewichtseinstellung im Modell |
| (7) mithilfe des Massenwirkungsgesetzes Berechnungen zur Lage von homogenen Gleichgewichten durchführen (Gleichgewichts­konstante *Kc*, Gleichgewichtskonzentration). | 2.19 Fachmethode: Berechnungen zum Massen­wirkungsgesetz |
| (8) das Massenwirkungsgesetz auf Löslichkeitsgleichgewichte anwenden (Lösungsvorgang, Wechselwirkung zwischen Ionen und Dipolmolekülen, heterogenes Gleichgewicht, Löslichkeits-Produkte *K*L). | 2.20 Löslichkeitsgleichgewichte |
| (9) Möglichkeiten zur Beeinflussung der Lage von chemischen Gleichgewichten mit dem Prinzip von Le Chatelier erklären (Konzentrationsänderung, Druckänderung und Temperatur­änderung). | 2.14 Beeinflussung des chemischen Gleichgewichts |
| (10) die Reaktionsbedingungen (Temperatur, Druck, Konzentration, Katalysator) bei der großtechnischen Ammoniaksynthese unter dem Aspekt der Erhöhung der Ammoniakausbeute diskutieren und die Leistungen von Haber und Bosch darstellen. | 2.16 Die Ammoniak-Synthese |
| (11) die gesellschaftliche Bedeutung der Ammoniaksynthese erläutern. | 2.16 Die Ammoniak-Synthese |

|  |  |
| --- | --- |
| **Säure-Base-Gleichgewichte (Leistungsfach)** | **Bezug zu meinem Buch** |
| **Ich kann …** |  |
| (1) Säure-Base-Reaktionen mithilfe der Theorie von Brønsted beschreiben (Donator-Akzeptor-Prinzip). | 3.1 Die Säure-Base-Theorie nach Brønsted |
| (2) das Konzept des chemischen Gleichgewichts auf Säure-Base-Reaktionen mit Wasser anwenden (HCl, HNO3, H2SO4, H2CO3, H3PO4, NH3, O2-, CH3COOH, konjugierte Säure-Base-Paare, Wasser-Molekül als amphoteres Teilchen). | 3.1 Die Säure-Base-Theorie nach Brønsted |
| (3) Nachweise für Ammonium- und Carbonat-Ionen durchführen und erklären. | 3.5 Protolysen bei Nachweisreaktionen  3.6 Praktikum: Nachweisreaktionen |
| (4) die Säurekonstante *K*S aus dem Massenwirkungsgesetz ab­leiten. | 3.3 Die Stärke von Säuren und Basen |
| (5) Säuren und Basen mithilfe der p*K*s-Werte (Säurestärke) beziehungsweise p*K*B-Werte (Basenstärke) klassifizieren. | 3.3 Die Stärke von Säuren und Basen |
| (6) die Definition des pH-Werts nennen. | 3.2 Autoprotolyse des Wassers und pH-Wert |
| (7) die Autoprotolyse des Wassers und ihren Zusammenhang mit dem pH-Wert des Wassers erläutern. | 3.2 Autoprotolyse des Wassers und pH-Wert |
| (8) pH-Werte von Lösungen starker einprotoniger Säuren, starker Basen und von Hydroxid-Lösungen rechnerisch ermitteln. | 3.7 Säurestärke und pH-Wert saurer Lösungen  3.8 Basenstärke und pH-Wert alkalischer Lösungen |
| (9) im Näherungsverfahren pH-Werte für Lösungen schwacher Säuren und Basen rechnerisch ermitteln. | 3.7 Säurestärke und pH-Wert saurer Lösungen  3.8 Basenstärke und pH-Wert alkalischer Lösungen |
| (10) Säure-Base-Titrationen zur Konzentrationsbestimmung planen, durchführen und auswerten. | 3.11 Praktikum: Titration mit Endpunktbestimmung  3.19 Praktikum: Säuren und Basen in Produkten des Alltags |
| (11) die Titration von Salzsäure und verdünnter Essigsäure mit Natronlauge durchführen, die Veränderung des pH-Werts während der Titration erklären sowie den pH-Wert charakte­ristischer Punkte einer Titrationskurve ermitteln (Äquivalenzpunkt, Halbäquivalenzpunkt). | 3.12 pH-metrische Titration  3.13 Halbtitration |
| (12) die Titrationskurve mehrprotoniger Säuren erklären. | 3.12 pH-metrische Titration |
| (13) eine konduktometrische Messung durchführen und auswerten. | 3.16 Konduktometrische Titration |
| (14) das Konzept des Säure-Base-Gleichgewichts auf Indikatoren anwenden. | 3.14 Titration und Indikator |
| (15) eine Dünnschichtchromatografie zur Ermittlung von Bestand­teilen des Universalindikators durchführen und erklären (*R*F-Wert, stationäre Phase, mobile Phase). | 3.15 Dünnschichtchromatografie |
| (16) die Wirkungsweise von Puffersystemen und deren Bedeutung an Beispielen erklären und den pH-Wert von Pufferlösungen berechnen (Henderson-Hasselbalch-Gleichung). | 3.10 Puffersysteme |
| **Naturstoffe (Leistungsfach)** | **Bezug zu meinem Buch** |
| **Ich kann …** |  |
| (1) die Chiralität eines Moleküls mit dem Vorhandensein eines asymmetrisch substituierten Kohlenstoff-Atoms erklären. | 4.7 Spiegelbildisomerie und optische Aktivität |
| (2) die räumliche Struktur geeigneter Moleküle in der Fischer-Projektion darstellen und benennen (D- und L-Form). | 4.8 Fischer-Projektionsformeln |
| (3) die Struktur eines Aldose- und eines Ketose-Moleküls in der Fischer-Projektion vergleichen (Carbonylgruppe). | 4.8 Fischer-Projektionsformeln |
| (4) den Ringschluss bei Monosacchariden als Halbacetalbildung erläutern (nucleophiler Angriff) und den Zusammenhang zwischen Fischer-Projektionsformeln und Haworth-Projektionsformeln darstellen (D-Glucose, D-Fructose, α-Form, β-Form). | 4.9 Halbacetale und Vollacetale  4.11 Glucose und Fructose |
| (5) D-Glucose, Maltose und Saccharose auf ihre reduzierende Wirkung untersuchen (Benedict-Probe oder Tollens-Probe) und die Untersuchungsergebnisse erklären. | 4.17 Praktikum: Kohlenhydrate |
| (6) den Glucosenachweis durchführen und beschreiben (GOD-Test). | 4.17 Praktikum: Kohlenhydrate |
| (7) die Bildung von Di-, Oligo- und Polysacchariden erläutern (Acetalbildung, glycosidische Verknüpfung). | 4.11 Glucose und Fructose  4.13 Maltose, Saccharose, Lactose  4.14 Stärke und Cellulose |
| (8) die räumliche Struktur von Disacchariden, Oligosacchariden und Polysacchariden beschreiben (Saccharose, Maltose, Stärke, Cellulose). | 4.13 Maltose, Saccharose, Lactose  4.14 Stärke und Cellulose |
| (9) Vorkommen von Monosacchariden, Disacchariden und Poly­sacchariden nennen und ihre Eigenschaften erklären. | 4.11 Glucose und Fructose  4.13 Maltose, Saccharose, Lactose  4.14 Stärke und Cellulose |
| (10) die Verwendung von Kohlenhydraten als nachwachsende Rohstoffe bewerten. | 4.16 Stärke − nicht nur zum Essen |
| (11) die Struktur von Fettmolekülen beschreiben (gesättigte und ungesättigte Fettsäuren, Glycerin, Ester). | 4.1 Aufbau und Eigenschaften von Fetten |
| (12) die Eigenschaften von Fetten erklären (hydrophob, lipophil, Konsistenz, Addition von Halogenen). | 4.1 Aufbau und Eigenschaften von Fetten  4.3 Fette und Additionsreaktionen |
| (13) Fette und Kohlenhydrate als Energieträger in Lebewesen vergleichen. | 4.2 Fette als Nährstoffe und Treibstoffe |
| (14) die Struktur von L-α-Aminosäuren beschreiben (Aminogruppe). | 4.18 Strukturen der Aminosäuren |
| (15) die Bildung und Hydrolyse einer Peptidbindung beschreiben. | 4.22 Peptide und Peptidbindung |
| (16) Nachweise für Aminosäuren und Proteine durchführen und beschreiben (Ninhydrin-Reaktion und Biuret-Reaktion). | 4.25 Eigenschaften und Nachweis von Proteinen |
| (17) die koordinative Bindung am Beispiel von Nachweisreaktionen in der Naturstoffchemie als Wechselwirkung zwischen Metall-Kationen und Teilchen mit freien Elektronenpaaren beschreiben (Tollens-Probe oder Benedict-Probe, Biuret-Reaktion). | 4.29 Komplexverbindungen beim Nachweis von Naturstoffen |
| (18) die Primär-, Sekundär-, Tertiär- und Quartärstruktur von Proteinen erläutern. | 4.23 Struktur von Peptiden und Proteinen |
| (19) Versuche zur Denaturierung von Proteinen durchführen und auswerten. | 4.26 Denaturierung von Proteinen |

|  |  |
| --- | --- |
| **Aromaten und Reaktionsmechanismen (Leistungsfach)** | **Bezug zu meinem Buch** |
| **Ich kann …** |  |
| (1) Eigenschaften, Vorkommen und Verwendung von Benzen/Benzol beschreiben. | 5.1 Benzol − ein Aromat |
| (2) am Beispiel aromatischer Verbindungen die mögliche Gesundheitsgefährdung durch einen Stoff beschreiben (Expositions-Risiko-Beziehung). | 5.13 Fachmethode: Die Dosis macht das Gift |
| (3) Grenzen bisher erarbeiteter Bindungsmodelle und unerwartete Eigenschaften des Benzens/Benzols aus der besonderen Molekülstruktur erklären (Kekulé, delokalisiertes Elektronen-ringsystem, Mesomeriestabilisierung, Substitution statt Addition). | 5.1 Benzol − ein Aromat  5.2 Bindungsverhältnisse im Benzol-Molekül 5.3 Mesomerie und Aromatizität |
| (4) die Mechanismen der elektrophilen Addition an Alkene und der elektrophilen Substitution an Benzol (Erstsubstitution, Arenium-Ion) beschreiben. | 5.6 Halogenierung von Benzol  5.7 Reaktionsmechanismen im Vergleich |
| (5) Substitutionsreaktionen (SE, SN, SR) anhand struktureller Voraussetzungen des Eduktmoleküls und des angreifenden Teilchens (Elektrophil, Nucleophil, Radikal) vergleichen. | 5.7 Reaktionsmechanismen im Vergleich |

|  |  |
| --- | --- |
| **Kunststoffe (Leistungsfach)** | **Bezug zu meinem Buch** |
| **Ich kann …** |  |
| (1) den Zusammenhang zwischen den Eigenschaften von Kunst­stoffen und ihrer Struktur erläutern (Thermoplaste, Duromere, Elastomere, Vernetzungsgrad, kristalline und amorphe Bereiche). | 6.1 Eigenschaften und Strukturen der Kunststoffe |
| (2) die Prinzipien wichtiger Kunststoffsynthesen mithilfe chemischer Formeln darstellen (Polymerisation, Polykondensation, Poly­addition). | 6.2 Polymerisation  6.3 Polykondensation  6.4 Polyaddition |
| (3) Strukturformeln der Monomere und sinnvolle Strukturformel-ausschnitte der Polymere darstellen und benennen (Polyethen, Polypropen, Polyvinylchlorid, Polystyrol, Polyethylentere­phthalat, Polymilchsäure, Polyamide, Polyurethane). | 6.2 Polymerisation  6.3 Polykondensation  6.4 Polyaddition  6.12 Impulse: Biologisch abbaubare Kunststoffe |
| (4) den Reaktionsmechanismus der radikalischen Polymerisation beschreiben (Radikalbildung, Kettenstart, Kettenwachstum, Kettenabbruch). | 6.2 Polymerisation |
| (5) einen Versuch zur Herstellung eines Polymerisats und eines Polykondensats planen und durchführen. | 6.2 Polymerisation  6.3 Polykondensation |
| (6) Möglichkeiten zur Beeinflussung der Eigenschaften eines Kunststoffs begründen (Wahl der Monomere, Weichmacher, Reaktionsbedingungen). | 6.2 Polymerisation |
| (7) die Verarbeitungsmöglichkeiten von Kunststoffen beschreiben (Spritzgießen, Tiefziehen, Kalandrieren, Extrudieren). | 6.5 Verarbeitung von Kunststoffen |
| (8) die unterschiedlichen Verwertungsmöglichkeiten für Kunststoff­abfälle bewerten (Werkstoffrecycling, Rohstoffrecycling, energetische Verwertung, Kompostierung). | 6.9 Verwertung von Kunststoffabfall  6.12 Impulse: Biologisch abbaubare Kunststoffe |
| (9) die Nutzung nachwachsender Rohstoffe zur Herstellung von Kunststoffen erläutern. | 4.16 Stärke − nicht nur zum Essen  6.11 Impulse: Biologisch abbaubare Kunststoffe |

|  |  |
| --- | --- |
| **Elektrochemie (Leistungsfach)** | **Bezug zu meinem Buch** |
| **Ich kann …** |  |
| (1) das Donator-Akzeptor-Prinzip auf Reaktionen mit Elektronen­übergang anwenden (Oxidation, Reduktion, Redoxpaare). | 7.1 Oxidation und Reduktion |
| (2) Reaktionen zwischen Metallen und Metallsalzlösungen durch­führen und das Reduktions- beziehungsweise das Oxidations­vermögen der Teilchen vergleichen. | 7.6 Die Redoxreihe |
| (3) Oxidationszahlen zur Identifizierung von Redoxreaktionen und zur Formulierung von Reaktionsgleichungen von Redox­reaktionen anwenden. | 7.2 Oxidationszahlen  7.3 Fachmethode: Aufstellen einer Redoxgleichung |
| (4) eine Iodometrie durchführen und daran das Prinzip der Redoxtitration erläutern. | 7.4 Redoxtitrationen  7.5 Praktikum: Iodometrie und Permanganometrie |
| (5) den Aufbau einer galvanischen Zelle (Daniell-Element) und einer Elektrolysezelle beschreiben. | 7.7 Galvanische Zellen  7.14 Elektrolysen in wässrigen Lösungen |
| (6) Zellspannungen galvanischer Zellen experimentell ermitteln. | 7.7 Galvanische Zellen  7.10 Praktikum: Spannungen und Standardpotentiale (V1, evtl. V2) |
| (7) die wesentlichen Prozesse in galvanischen Zellen und Elektrolysezellen darstellen und vergleichen (Elektroden-reaktionen, Anode, Kathode, Zellspannung, Zersetzungs-spannung, Faraday-Gesetz). | 7.7 Galvanische Zellen  7.14 Elektrolysen in wässrigen Lösungen  7.18 Quantitative Betrachtung der Elektrolyse |
| (8) die Zellspannung mithilfe von Gleichgewichtsbetrachtungen an den elektrochemischen Doppelschichten erklären. | 7.7 Galvanische Zellen |
| (9) den Aufbau und die Funktion der Standard-Wasserstoff-Halbzelle erläutern. | 7.8 Die elektrochemische Spannungsreihe |
| (10) Standardpotenziale zur Vorhersage von elektrochemischen Reaktionen und zur Berechnung von Zellspannungen unter Standardbedingungen anwenden. | 7.8 Die elektrochemische Spannungsreihe |
| (11) die Abhängigkeit der Zellspannung von der Ionen-Konzentration in galvanischen Zellen erläutern und Zellspannungen bei verschiedenen Ionenkonzentrationen rechnerisch ermitteln (Nernst-Gleichung). | 7.11 Die Nernst-Gleichung  7.13 Fachmethode: Berechnung einer Potentialdifferenz |
| (12) die Korrosion von Metallen als elektrochemische Reaktion erklären (Sauerstoffkorrosion und Säurekorrosion) und Methoden des Korrosionsschutzes erläutern (Opferanode). | 7.26 Korrosion und Korrosionsschutz  7.27 Praktikum: Korrosion  7.28 Praktikum: Korrosionsschutz |
| (13) das Phänomen der Überspannung beschreiben. | 7.14 Elektrolysen in wässrigen Lösungen |
| (14) Möglichkeiten und Probleme der elektrochemischen Speicherung von Energie in Batterien und Akkumulatoren (Bleiakkumulator) erläutern. | 7.19 Batterien  7.21 Akkumulatoren  7.24 Energiespeicherung |
| (15) aktuelle Entwicklungen bei elektrochemischen Stromquellen unter dem Aspekt der Nachhaltigkeit diskutieren (Brennstoff-zellen). | 7.23 Brennstoffzellen  7.24 Energiespeicherung  7.25 Praktikum: Experimente mit Brennstoffzellen |

|  |  |
| --- | --- |
| **Chemie in Wissenschaft, Forschung und Anwendung (Leistungsfach)** | **Bezug zu meinem Buch** |
| **Ich kann …** |  |
| (1) den energetischen Zustand der Elektronen in der Atomhülle mithilfe des Orbitalmodells beschreiben und dieses Modell auf die chemische Bindung in einfachen Molekülen anwenden. | 8.3 Atomorbitale  8.4 Molekülorbitale und Hybridisierung |
| (2) die Eigenschaften von Nanopartikeln und nanostrukturierten Oberflächen erklären (Nanodimension, superhydrophob, Lotos-Effekt). | 9.3 Praktikum: Nanochemie  9.4 Nanomaterialien in der Anwendung |
| (3) Anwendungsmöglichkeiten von Nanomaterialien beschreiben sowie Chancen und Risiken bewerten. | 9.2 Neue Materialien aus Kohlenstoff  9.4 Nanomaterialien in der Anwendung |
| (4) anwendungsorientierte Forschung und Entwicklung am Beispiel einer weiteren ausgewählten Stoffgruppe aus wissenschafts-historischer, aktueller und zukunftsorientierter Perspektive erläutern (zum Beispiel Farbstoffe, Waschmittel, Pharma-zeutika, Komplexverbindungen, Silikone). | 5.10 Exkurs: ASS – ein Jahrhundertarzneimittel  5.12 Exkurs: Wirkungsweise von Schmerzmitteln  6.11 Exkurs: Silikone  10 Seifen und Waschmittel  11 Organische Farbstoffe  12 Komplexverbindungen |