

2026

Lehrplan / Programme

DFG / LFA

Chemie / Chimie

Vertiefungsfach /

Enseignement de spécialité

Klassenstufen 11 und 12

Classes 1^{ère} et Terminale

Inhalt

1 Leitgedanken	2
1.1 Bildungsziele.....	2
1.2 Ziele	2
1.3 Methodische Herausforderungen	4
1.4 Leistungsbewertung	4
2 Fachliche Inhalte und Kompetenzen.....	5
2.1 Querschnittsmodul: Messungen und Messunsicherheiten	6
2.2 Modul A: Zusammenhang zwischen der Struktur von Stoffen und den physikalisch-chemischen Eigenschaften	7
2.3 Modul B: Energetischer Aspekt chemischer Reaktionen – Thermodynamik.....	14
2.4 Modul C: Kinetischer Aspekt chemischer Reaktionen.....	18
2.5 Modul D: Gleichgewichte in wässriger Lösung	20
2.6 Modul E: Reaktionen in der organischen Chemie	26
3 Operatoren.....	31

1 Leitgedanken

1.1 Bildungsziele

Die Chemie bietet eine rationale Analyse der chemischen Reaktion, die sich auf universell gültige Prinzipien stützt, die durch Beobachtung, Experimentieren und Messen bestätigt sind.

Diese Wissenschaft hat eine starke Verbindung zur Mathematik, die häufig im Rahmen einer modellhaften Darstellung der Realität herangezogen wird.

Der Chemieunterricht zielt darauf ab, die Kenntnis und das Verständnis der Prinzipien, die diese Modelle regeln, zu vertiefen. Außerdem werden experimentelle Kompetenzen entwickelt, die es ermöglichen, diese Modellierungen in der realen Welt zu verankern und sie zu überprüfen.

Die Chemie steht im Zentrum zahlreicher Innovationen, die die Gesellschaft, in der wir leben, kontinuierlich verändern. Sie ermöglicht insbesondere, die prägenden Problemstellungen unserer Zeit zu erfassen und Lösungen dafür vorzuschlagen, in vielfältigen Bereichen, die von der Umwelt bis zur Chemie in biologischen Systemen reichen. Die Lehrkraft kann somit auf zahlreiche Kontexte mit großen Herausforderungen zurückgreifen, um die vermittelten Konzepte zu konkretisieren.

An den Deutsch-Französischen Gymnasien verbindet der Chemieunterricht mehrere Zielsetzungen:

- den Schülerinnen und Schülern die zentralen Konzepte der Chemie in einem weiten Kontextbereich zu präsentieren, um eine natürliche oder kontrollierte chemische Reaktion zu beschreiben und zu analysieren;
- die Schülerinnen und Schüler zu motivieren und auf ein Studium in wissenschaftlichen Bereichen vorzubereiten, in denen die Chemie eine Rolle spielt, indem Methoden und Untersuchungsgegenstände eingeführt werden, die im weiteren Verlauf ihres Bildungsgangs genutzt werden;
- die Schülerinnen und Schüler in die wissenschaftliche Vorgehensweise, ihre Stärken und ihre Grenzen, einzuarbeiten. Sie in diese kollektive Art der Wissensk Konstruktion einzuführen und ihnen Werkzeuge zur Validierung von Kenntnissen und Informationen an die Hand zu geben. Den Schülerinnen und Schülern einige historische Orientierungspunkte der Entwicklung von Ideen in der Chemie zu vermitteln, in denen französische und deutsche Wissenschaftlerinnen und Wissenschaftler eine wesentliche Rolle gespielt haben.

Die wissenschaftliche Vorgehensweise kennt keine Grenze; sie hat die Aufgabe, ein universell gültiges Wissen aufzubauen, dessen Internationalismus in einer binationalen Schule seinen Platz findet.

1.2 Ziele

Der Chemieunterricht entwickelt eine Reihe von Kompetenzen, die bei jedem wissenschaftlichen Vorgehen zum Einsatz kommen. Diese Kompetenzen, in folgender Tabelle präzisiert, strukturieren den Bildungsgang und die Beurteilung der Schülerinnen und Schüler. Einige Beispiele zugehöriger Fähigkeiten präzisieren die Konturen jeder Kompetenz, wobei die Gesamtheit keinen starren Rahmen bilden soll.

Kompetenzen	einige Beispiele zugehöriger Fähigkeiten
Sich aneignen	Eine Fragestellung formulieren, Informationen in Verbindung mit der untersuchten Fragestellung suchen und organisieren, Die Situation durch ein Schema darstellen.
Analysieren / Begründen	Eine Hypothese formulieren, eine Lösungsstrategie vorschlagen, um die Hypothese zu überprüfen; Versuche planen, ein Modell oder relevante Gesetze auswählen, eine Versuchsvorschrift/Verfahren auswählen, ausarbeiten, begründen.
Durchführen	die Schritte einer Versuchsvorschrift/eines Verfahrens umsetzen; ein Modell verwenden, mit einem Modell Vorhersagen machen, übliche Verfahren ausführen (Berechnungen, Darstellungen, Datenerhebungen, Abschätzungen von Größenordnungen, Analogien usw.), eine Versuchsvorschrift unter Einhaltung der Sicherheitsregeln umsetzen.
Validieren	Kritisch denken, Plausibilitätstests durchführen, Ursachen von Messunsicherheiten identifizieren, eine Messunsicherheit abschätzen, mit einem Referenzwert vergleichen, ein Modell mit Versuchsergebnissen gegenüberstellen, eventuelle Verbesserungen des Vorgehens oder des Modells entwickeln.
Kommunizieren	Schriftlich wie mündlich: - eine Vorgehensweise argumentierend, zusammenfassend und kohärent darstellen, - Fachsprache verwenden und geeignete Darstellungsformen wählen, - sich mit Gleichaltrigen austauschen.

Der Chemieunterricht entwickelt darüber hinaus fachübergreifende Kompetenzen unterschiedlicher Art.

Über die unten präzisierten fachlichen Inhalte hinaus fördert der Unterricht das kritische Denken der Schülerinnen und Schüler, indem er die Validierung wissenschaftlicher Aussagen in den Mittelpunkt stellt, die im wissenschaftlichen Vorgehen durch die Kompetenz „Validieren“ zum Tragen kommt.

Er hat ebenfalls das Ziel, ihr Verständnis für aktuelle Herausforderungen im Zusammenhang mit Energie- und Klimawandel sowie Umweltverschmutzung zu schärfen, um die demokratischen Entscheidungen, die sie treffen und künftig treffen werden, durch rationale Argumente belegen zu können.

Der kollektive Ansatz bei dem wissenschaftlichen Aufbau chemischer Kenntnisse ist ein Beispiel, auf das sich die Lehrenden stützen sollten, um zur Entwicklung der Teamfähigkeit beizutragen. Die im Unterricht durchgeführten experimentellen Aktivitäten, oft in Partnerarbeit, tragen wesentlich dazu bei.

Experimentellen Kompetenzen sind im Chemieunterricht sehr präsent, wie sie es auch in der täglichen Praxis professioneller Chemikerinnen und Chemiker sind. Jeder Lernbereich liefert den Lehrkräften ebenfalls zahlreiche Beispiele, um ihren Unterricht anhand technologischer Beispiele aus dem Alltagsleben zu kontextualisieren.

1.3 Methodische Herausforderungen

Die didaktischen Ansätze, die in den Chemielehrplänen in Deutschland und in Frankreich umgesetzt werden, unterscheiden sich in mancherlei Hinsicht (Stellenwert der Modellierung, des gemeinsamen Argumentierens, des Experimentierens ...). Eine Chemielehrkraft an einem Deutsch-Französischen Gymnasium soll sich dieser Unterschiede bewusst sein und die Vorteile jedes Ansatzes nutzen, indem sie diese an ihre Schülerschaft anpasst. Es ist sehr lehrreich, den Schülerinnen und Schülern die Vorgehensweisen vorzustellen, die im Partnerland zur Behandlung eines Themas eingesetzt werden: Diese Vielfalt an Sichtweisen bereichert das Verständnis chemischer Phänomene und Gesetze.

In diesem Sinne ist dieser Lehrplan konzipiert: Während einige Themen einen Ansatz aufweisen, der den französischen Lehrkräften vertraut erscheint, werden andere eher den Gewohnheiten ihrer deutschen Kolleginnen und Kollegen entsprechen. Alle werden von den Schritten, die sie im Sinne eines besseren Verständnisses der Gepflogenheiten des Partnerlandes machen werden, profitieren.

Die sprachliche Dimension ist grundlegend, um diese gemeinsame Kultur aufzubauen. Es ist wesentlich, dass die Lehrkräfte beider Länder ihren Schülerinnen und Schülern in beiden Sprachen die wesentlichen wissenschaftlichen Vokabeln vermitteln, die in jeder Thematik eingesetzt werden. Diese Ausbildung soll durch die Arbeit mit wissenschaftlichen Texten bereichert werden, die in der jeweils anderen Sprache verfasst sind.

1.4 Leistungsbewertung

Die Leistungsbewertung im Fach Chemie soll sich auf eine Vielzahl von Situationen stützen, die die Vielfalt der in dieser Disziplin eingesetzten Ansätze widerspiegeln: schriftliche Leistungsmessung/Klassenarbeiten, Abfragen, Quiz, experimentelle Aktivitäten, mündliche Berichte/Referate im Rahmen praktischer Arbeiten, analysieren und auswerten von wissenschaftlichen Texten, Diagrammen usw., wissenschaftliche Debatten usw. Sie kann individuell oder kollektiv erfolgen (wobei auch hier die Bewertung jedes Gruppenmitglieds individuell erfolgt). Sie stellt vor allem ein grundlegendes Element zur Verbesserung der Lernprozesse dar. Ihre formative Dimension ist vorrangig, selbst in Bewertungssituationen, in denen der summative Aspekt im Vordergrund steht.

Daher soll Leistungsmessung, bei der Erwartungshorizonte klar zu formulieren sind, zu schnellen und detaillierten Rückmeldungen der Lehrkräfte an ihre Schülerinnen und Schüler führen. Auch die gegenseitige Bewertung (teilweise oder vollständige Bewertung durch die Mitschülerinnen und Mitschüler) wird empfohlen. Bei Bedarf können differenzierte Fördermaßnahmen durchgeführt werden.

2 Fachliche Inhalte und Kompetenzen

In den folgenden Tabellen sind das erforderliche Fachwissen und die zugehörigen Kompetenzen, die von den Lernenden beherrscht werden sollen, nach Themen geordnet aufgeführt. Den „Begriffen und Inhalten“ in der ersten Spalte entsprechen eine oder mehrere „verbindliche Kompetenzen“ in der zweiten Spalte. Kompetenzen, die durch experimentelles Arbeiten entwickelt und angewendet werden, sind kursiv geschrieben.

Die Gesamtheit der Themen ermöglicht vielfältige Alltagsbezüge, insbesondere die Analyse der Ursachen und Folgen des Klima- und Energiewandels. Die Geschichte der Chemie kann herangezogen werden, um die vorgestellten Konzepte zu beleuchten. Die Dimension wissenschaftlicher Erkenntnisprozesse (die gemeinsame Entstehung wissenschaftlichen Wissens, die Funktionsweise/Arbeitsweise der wissenschaftlichen Gemeinschaft, Reflexion über Stärken und Grenzen wissenschaftlicher Methoden ...) soll im Unterricht in angemessenem Umfang und auf angemessenem Niveau berücksichtigt werden.

Der Lehrkraft steht es frei, die Themen, Inhalte und Kompetenzen der Klassenstufen 11 und 12 in der Reihenfolge ihrer Wahl zu behandeln.

Einige verbindliche Kompetenzen sind allen oder mehreren Themen gemeinsam. Sie werden nicht systematisch erneut aufgeführt:

- die Sicherheitsregeln im Labor einhalten. Die notwendigen Vorsichtsmaßnahmen für die Verwendung einer chemischen Verbindung, wie sie in ihrer Kennzeichnung angegeben sind, berücksichtigen und umsetzen;
- Messunsicherheiten analysieren, kontrollieren und wenn möglich minimieren;
- Digitale Werkzeuge zur Datenerfassung- und -verarbeitung nutzen: Steuereinheiten (Microcontroller), Datenerfassungseinheiten, Tabellenkalkulationen, Programmiersprachen

Aufteilung der Inhalte in den Klassenstufen 11 und 12

Im Fach Chemie sollen bis Ende der Klassenstufe 11 die im Folgenden aufgeführten Module oder Teile von Modulen behandelt werden. Wenn das Modul ohne Ausnahmen genannt wird, soll das gesamte Modul in der Klassenstufe 11 behandelt werden; wenn Inhalte ausgenommen sind, sollen diese ausgenommenen Inhalte in der Klassenstufe 12 behandelt werden. Das nicht genannte Modul E (2.6) soll in Klassenstufe 12 behandelt werden.

- Modul A (2.2): Zusammenhang zwischen der Struktur von Stoffen und den physikalisch-chemischen Eigenschaften
ausgenommen: Koordinative Bindung; Konfigurationsstereoisomere; analytische Methoden „Elektromagnetische Wellen und Spektroskopie“ und „Chromatographie“.
- Modul B (2.3): Energetischer Aspekt chemischer Reaktionen – Thermodynamik
- Modul C (2.4): Kinetischer Aspekt chemischer Reaktionen
- Modul D (2.5) : Gleichgewichte in wässriger Lösung
ausgenommen: Redox-Reaktionen und ihre Anwendungen

Das Querschnittsmodul (2.1) soll über die gesamte Klasse 11 und 12 immer dann in den Unterricht integriert werden, wenn es sinnvoll ist. Am Ende der Klasse 12 muss gewährleistet sein, dass alle Inhalte des Querschnittsmoduls unterrichtet wurden.

2.1 Querschnittsmodul: Messungen und Messunsicherheiten

Dieses Modul wird nicht in einem eigenen Kapitel behandelt, sondern soll während der Klassenstufen 11 und 12 kontinuierlich umgesetzt werden. Es stützt sich auf die verschiedenen Themenbereiche des Lehrplans, insbesondere dann, wenn die Auswertung experimenteller Ergebnisse oder von Daten aus bibliographischen Quellen erforderlich ist.

Begriffe und Inhalte	Erwartete Kompetenzen
Schwankungen bei der Messung einer physikalischen Größe	Die Schülerinnen und Schüler - wenden eine Reihe unabhängiger Messungen einer physikalischen Größe an: Histogramm, Mittelwert und Standardabweichung, - diskutieren die Ursachen der Variabilität einer Messung sowie den Einfluss des Messinstruments und des Protokolls/der Versuchsvorschrift, - beurteilen die Streuung einer Reihe unabhängiger Messungen qualitativ, - stellen das mit einer Messreihe verbundene Histogramm mithilfe einer Tabellenkalkulation oder einer Programmiersprache dar.
Standardunsicherheit	Die Schülerinnen und Schüler - definieren eine Standardunsicherheit qualitativ, - berechnen den Mittelwert und die Standardabweichung einer Messreihe, - setzen die Standardunsicherheit eines Wertes mit der Standardabweichung gleich, - erklären, warum es sinnvoll ist, eine große Anzahl von Messungen durchzuführen, um die Standardunsicherheit des Mittelwerts zu verringern, - erläutern die Berechnung der Standardunsicherheit als Quotient aus der Standardabweichung und der Wurzel der Anzahl der Messungen (n).
Schreibweise von Messergebnissen	Die Schülerinnen und Schüler geben das Ergebnis einer Messung mit einer angemessenen Anzahl signifikanter Stellen an.
Lineare Regression	Die Schülerinnen und Schüler führen eine lineare Regression durch, um Werte der Parameter eines Modells zu erhalten.

2.2 Modul A: Zusammenhang zwischen der Struktur von Stoffen und den physikalisch-chemischen Eigenschaften

Begriffe und Inhalte	Erwartete Kompetenzen
Quantenmodell des Atoms	
Quantisierung der Energieniveaus Linienspektrum von Atomen und Quantisierung der elektronischen Energieniveaus Planck-Einstein-Beziehung	Die Schülerinnen und Schüler - interpretieren Energieniveaudiagramme und berechnen daraus mithilfe der vorgegebenen Planck-Einstein-Formel Emissions- oder Absorptionswellenlängen, - geben die Größenordnungen der Ionisierungsenergien und der charakteristischen Abstände im Atom an.
Elektronenkonfiguration Bestimmung der Elektronenkonfiguration eines Atoms im Grundzustand: Hauptquantenzahl (n) Nebenquantenzahl (l) Magnetquantenzahl (m) Spinquantenzahl (s) Auffüllregeln (Klechkowski-Regel (n + l-Regel) Pauli-Prinzip, Hundsche Regel)	Die Schülerinnen und Schüler - leiten die Elektronenkonfiguration eines Atoms im Grundzustand aus seiner Ordnungszahl und den Quantenzahlen für die ersten vier Perioden her, - erklären die Vorstellung des Atomorbitals (AO) und beschreiben die Formen der s- und p-Orbitale.
Periodensystem und physikalisch-chemische Eigenschaften: eine erste Annäherung Zusammenhang zwischen atomaren Eigenschaften und Periodensystem: Elektronegativität, Polarisierbarkeit. Blockstruktur (orbitalbasierte Einteilung) des Periodensystems Ionenbildung	Die Schülerinnen und Schüler - vergleichen die Elektronegativitäten und die Polarisierbarkeiten zweier Atome anhand der Positionen der zugehörigen Elemente im Periodensystem, - ermitteln die Position der folgenden Elementfamilien im Periodensystem und nennen einige ihrer charakteristischen Eigenschaften: Alkalimetalle und Erdalkalimetalle, Halogene und Edelgase, - leiten die Formel einfacher ionischer Feststoffe aus dem Periodensystem ab – entweder aus den beteiligten Ionen oder unter Kenntnis der Oxidationszahlen der beteiligten Elemente.
Die chemische Bindung	
Modell der kovalenten Bindung Lewis-Modell der kovalenten Bindung Lokalisierte kovalente Bindung (zweiatomige kovalente Bindung) ; Bindungslänge und Bindungsenergie Modell des harmonischen Potentials:	Die Schülerinnen und Schüler - beschreiben, dass die Bildung einer kovalenten Bindung durch zwei gemeinsame Valenzelektronen entsteht und geben typische Größenordnungen für die zugehörige Bindungsenergie und Bindungslänge an, - ordnen qualitativ die Energie einer Bindung zwischen zwei Atomen der Energie zu, die notwendig ist, um diese Bindung zu lösen,

Modellierung eines zweiatomigen Moleküls durch ein Masse-Feder-System: Federkonstante, Hooke'sches Gesetz. Anwendung auf die IR-Spektroskopie	- werten experimentelle Daten aus, um qualitative Vergleiche anzustellen (Multiplizität, Bindungslänge, Wellenzahl von Valenzschwingungsbanden), wobei gegebenenfalls das Hooke'sche Gesetz bereitgestellt wird, - vergleichen die Entwicklung der Bindungslänge und der zugehörigen Energie zwischen einer C–C-Einfach-, Doppel- oder Dreifachbindung.
Quantenmodell der chemischen Bindung Überlappung von Atomorbitalen (AO), σ -Bindung, π -Bindung	Die Schülerinnen und Schüler - ordnen die Unterschiede in den Größenordnungen der Längen und Energien von σ- und π-Bindungen für eine Bindung zwischen zwei Kohlenstoffatomen qualitativ dem Begriff der Überlappung von Atomorbitalen zu, - beschreiben eine Doppelbindung als Ergebnis einer σ-Bindung und einer π-Bindung.
Modell der delokalisierten kovalenten Bindung: Mesomerie	Die Schülerinnen und Schüler - identifizieren Strukturabschnitte, die zu einer Elektronendelokalisierung in einer Verbindung führen und stellen die Grenzformeln (Mesomerieformeln) einer chemischen Verbindung dar, - weisen eine mögliche Elektronendelokalisierung anhand von Daten zu Bindungslängen und Bindungswinkeln nach.
Geometrie und Polarität chemischer Teilchen Geometrische Struktur eines Moleküls oder eines mehratomigen Ions VSEPR-Modell (Elektronenpaarabstoßungsmodell) Cram-Darstellung (Keilstrichformel)	Die Schülerinnen und Schüler - ordnen die räumliche Struktur eines Moleküls oder mehratomigen Ions qualitativ der Minimierung ihrer Energie zu, - schätzen die Geometrie ab und werten die Geometrie der Typen AX_n ($n \leq 4$) und AX_pE_q ($p+q = 3$ oder 4) aus.
Elektronegativität: Definition, polare Bindung, Dipolmoment, polares Molekül	Die Schülerinnen und Schüler - vergleichen die Elektronegativitäten zweier Atome anhand gegebener Daten oder ihrer Position im Periodensystem, - beschreiben die C–H-Bindung als nicht polarisiert, - benennen O, N und Cl (bzw. Halogene) als stärker elektronegative Elemente im Vergleich zu Kohlenstoff, - leiten die Richtung der Bindungspolarisation aus dem Vergleich der Elektronegativitäten der beteiligten Atome ab, - erklären, ob ein Molekül ein permanentes Dipolmoment besitzt, indem sie die räumliche Struktur berücksichtigen,

Modell der partiellen Ladung und Zusammenhang mit dem Dipolmoment Grenzfall der rein ionischen Bindung	• beurteilen partielle Ladungen von Atomen anhand experimenteller Daten, • stellen Bindungspolaritäten mithilfe des Modells der partiellen Ladungen (δ^+/δ^-) dar.
Intermolekulare Wechselwirkungen Polarisierbarkeit, permanenter Dipol, induzierter Dipol, momentaner Dipol Van-der-Waals-Wechselwirkungen und Wasserstoffbrückenbindung	Die Schülerinnen und Schüler • geben jeweils eine Definition für die Begriffe permanenter Dipol, momentaner Dipol und induzierter Dipol an, • benennen Parameter, die die Stärke der Van-der-Waals-Wechselwirkungen beeinflussen, • beurteilen anhand struktureller Kriterien, ob Wasserstoffbrückenbindungen möglich sind, • geben die Größenordnungen der Energien an, die bei Van-der-Waals-Wechselwirkungen eine Rolle spielen, • erklären den Zusammenhang zwischen Polarisierbarkeit und Position im Periodensystem, • schätzen oder werten Schmelz- und Siedetemperaturen molekularer Stoffe aus, indem sie die Stärke von Van-der-Waals-Wechselwirkungen und die Wasserstoffbrückenbindungen fachgerecht begründen, • weisen experimentell nach, dass intermolekulare Wechselwirkungen existieren, und zeigen, wie verschiedene Faktoren ihre Stärke beeinflussen. Hinweis: Es ist möglich, intermolekulare Wechselwirkungen im Zusammenhang mit Sekundär- und Tertiärstrukturen von Proteinen sowie der Doppelhelix der DNA zu behandeln.

Charakteristische Größen und Eigenschaften molekularer Lösungsmittel: polarer oder unpolarer Charakter, protogener Charakter (saurer Charakter/Protonendonator)	Die Schülerinnen und Schüler
Lösen einer molekularen oder ionischen chemischen Spezies in einem Lösungsmittel	- ordnen die Eigenschaft eines molekularen Lösungsmittels einer oder mehreren charakteristischen Größen zu, - werten die vollständige, teilweise oder fehlende Mischbarkeit zweier Lösungsmittel aus, - werten die Löslichkeit eines molekularen und ionischen Stoffes aus.
Koordinative Bindung	
Darstellung organischer Moleküle Koordinative Bindung: Hexaaquakomplex, Zentralion, Ligand, Koordinationszahl	Die Schülerinnen und Schüler
	- geben eine Definition für den Begriff koordinative Bindung an, - nennen Hal^-; OH^-, CN^-, SCN^-, H_2O und NH_3 als Beispiele für Liganden, - nennen Fe, Co, Ni, Cu, Cr, Pt, Ag, Zn, Al als Beispiele für komplexbildende Elemente, - beschreiben einen Hexaaqua-Komplex eines Metallions und geben seine Formel an, wobei das Zentralion vorgegeben ist - werten die sauren Eigenschaften eines Hexaaqua-Komplexes aus, indem sie seine Dissoziationsreaktion in Wasser formulieren.
Struktur und Reaktivität organischer Moleküle	
Darstellung organischer Moleküle Summenformel, Halbstrukturformel, Strukturformel und Skelettformel	Die Schülerinnen und Schüler
Gesättigte Kohlenstoffgerüste, funktionelle Gruppen (mikroskopische Ebene) und Stoffklassen (makroskopische Ebene)	- zeichnen organische Moleküle in verschiedenen Darstellungsformen, - identifizieren und benennen die funktionellen Gruppen der Stoffklassen Alkohole, Aldehyde, Ketone, Carbonsäuren, Ester, Amine und Amide, - identifizieren Moleküle der Stoffklassen Ester, Aminosäuren und Amide.
Zusammenhang zwischen dem Namen und der Struktur eines organischen Moleküls	- benennen einfache organische Moleküle mit einer funktionellen Gruppe (außer Amine), - zeichnen einfache Moleküle bei gegebenem Namen,
Isomerie: Skelettisomerie, Stellungsisomerie, Funktionsisomerie	zeichnen und benennen Gerüstisomere, Funktionsisomere und Stellungsisomere von einfachen Molekülen mit einer funktionellen Gruppe (außer Amine).
Konformationsisomerie in aliphatischen Reihen; Größenordnung der konformationellen Energiebarriere, Untersuchung von Ethan und Butan, Newman-Projektion.	Die Schülerinnen und Schüler
	- vergleichen die Stabilität mehrerer Konformationen (gestaffelt, anti, ekliptisch, gauche), - werten die Stabilität eines gegebenen Konformers aus.
Konfigurationsstereoisomerie: Chiralität, Enantiomerie, Diastereomerie, stereochemische	Die Schülerinnen und Schüler
	identifizieren die stereochemische

Deskriptoren R, S, Z, E. Cram-Darstellung Optische Aktivität, Racemat, Drehvermögen Biot-Gesetz	Konfigurationsbezeichnung eines Stereozentrums (Chiralitätszentrums), - nennen die Cahn-Ingold-Prelog-Regeln und wenden diese bei einfachen stereochemischen Verbindungen an, - ermitteln die Art der vorliegenden Isomerie zweier Stereoisomeren, - vergleichen die physikalisch-chemischen Eigenschaften zweier Enantiomere und zweier Diastereomere, - wenden bei angegebener Formel das Biot-Gesetz an.
Kohlenwasserstoffe Alkane, Alkene, Alkine: Zusammenhang zwischen Struktur und physikalisch-chemischen Eigenschaften.	Die Schülerinnen und Schüler - ermitteln die Beziehung zwischen Kettenlänge, Verzweigungsgrad sowie Ungesättigtheit und den Schmelz- und Siedetemperaturen, - nennen und geben eine Definition für die Begriffe hydrophil und hydrophob an, - nennen Eigenschaften von Kohlenwasserstoffen als Lösungsmittel und geben Verwendungsmöglichkeiten an.
Sauerstoffhaltige Verbindungen Alkohole, Ketone, Aldehyde, Carbonsäuren und Ester: Grundlagen der Nomenklatur Zusammenhang zwischen Struktur und physikalisch-chemischen Eigenschaften spezifischen Besonderheiten von Estern Reaktivität in der organischen Chemie: Nukleophilie, Elektrophilie, Acidität, Basizität	Die Schülerinnen und Schüler - geben eine Definition für Alkohole an und ordnen sie den verschiedenen Klassen zu, - erklären mit Hilfe der intermolekularen Wechselwirkungen die Löslichkeit sauerstoffhaltiger Verbindungen in Wasser und organischen Lösungsmitteln, - erklären die unterschiedlichen Schmelz- und Siedetemperaturen von sauerstoffhaltigen Verbindungen unterschiedlicher Stoffklassen mit ähnlicher Kohlenstoffkette, - beschreiben Methoden zur Esterherstellung mit Hilfe einer Reaktionsgleichung, - beschreiben die saure und die basische Hydrolyse eines Esters mit Hilfe einer Reaktionsgleichung, - nennen die Verseifung von Glyceriden als Grundlage der Seifenherstellung, - nennen im Alltag gebräuchliche Trivialnamen: Ameisensäure, Essigsäure, Formaldehyd, Aceton, Glycerol, Acetaldehyd, - erklären die Reaktivität einer organischen Verbindung aufgrund ihrer funktionellen Gruppe (Nukleophilie, Elektrophilie, Acidität, Basizität), - identifizieren in organischen Verbindungen mit mehreren funktionellen Gruppen elektrophile und nukleophile Stellen, - führen Nachweisreaktionen für

	sauerstoffhaltige organische Verbindungen durch, • führen eine Synthese einer sauerstoffhaltigen organischen Verbindung durch und weisen diese nach.
Organische Verbindungen in biologischen Systemen	
Fettsäuren, Lipide: Struktur, physikalisch-chemische Eigenschaften. Triglyceride Amphiphilie : amphiphile Verbindungen, Micellen Emulsionen	Die Schülerinnen und Schüler • beschreiben die Struktur einfacher Lipide (Ester aus Glycerol oder Fettalkoholen), • ermitteln den hydrophilen und den hydrophoben Teil eines Lipids, • erklären die Löslichkeit in Wasser und die Schmelztemperatur von Fettsäuren in Abhängigkeit von der Struktur der Kohlenstoffkette, • leiten die amphiphile Eigenschaft einer Verbindung ab und werten die Löslichkeit in einem Lösungsmittel aus, • werten die Strukturen der Zusammenlagerung amphiphiler Moleküle (Micellen) aus, • nennen Beispiele für Emulsionen aus dem Alltag, • beschreiben die Struktur einer Emulsion durch Unterscheidung zwischen dispergierter und kontinuierlicher Phase, • werten die detergierende oder emulgierende Eigenschaften amphiphiler Stoffe aus. Mögliche Experimente: Herstellung einer Seife, Herstellung einer Emulsion (Creme)
Aminosäuren: Struktur und physikalisch-chemische Eigenschaften. Löslichkeit in Wasser und Säure-Base-Eigenschaften in Wasser Zwitterionenform Kovalente Struktur der Peptide und der Proteine. Peptidbindung. Struktur und Konformation der Proteine, physikalische und chemische Eigenschaften, Klassifizierung	Die Schülerinnen und Schüler • geben die allgemeine Formel einer α-Aminosäure an, • identifizieren die beteiligten Säure-Base-Paare und nennen die Größenordnung ihrer pK_s-Werte, • identifizieren bei gegebenem pH-Wert den Protonierungszustand einer α-Aminosäure • beschreiben die Struktur der Peptidbindung und identifizieren die Familie der Amide, • beschreiben die verschiedenen Ebenen der dreidimensionalen Proteinstruktur (Primär- bis Quartärstruktur), • nennen Faktoren die zur Denaturierung von Eiweißen führen.
Analytische Methoden	
Leitfähigkeit Leitwert, Leitfähigkeit einer Lösung;	Die Schülerinnen und Schüler • nennen das Kohlrausch-Gesetz und wenden

Kohlrausch-Gesetz. Grenzionenleitfähigkeit, Sonderfall der Ionen $H^+(aq)$ und $OH^-(aq)$	es an, um aus Leitfähigkeitsmessungen die Konzentration oder die Stoffmenge einer verdünnten wässrigen Lösung zu bestimmen – entweder mithilfe einer Eichreihe oder durch eine Einzelmessung, • beschreiben die Funktionsweise eines Leitfähigkeitsmessgeräts und einer Leitfähigkeitsmesszelle, • führen eine Konzentrationsbestimmung mittels Leitfähigkeitsmessung (Dosierung über eine Eichreihe) und werten die Messwerte fachgerecht aus.
Elektromagnetische Wellen und Spektroskopie Bereiche des elektromagnetischen Spektrums Zusammenhang zwischen Wellenlänge, Lichtgeschwindigkeit und Frequenz Qualitative Beschreibung der Wechselwirkung zwischen Licht und Materie: Absorption und Emission Planck-Einstein-Beziehung Spektroskopische Analysemethoden (Infrarot, UV-Vis) Einsatz zu quantitativen Zwecken (in der analytischen Chemie) und zu qualitativen Zwecken (Identifikation charakteristischer Gruppen in der organischen Chemie) Absorbanz, Absorptionsspektrum, Farbe eines gelösten Stoffes Beer-Lambert-Gesetz, Molarer Absorptionskoeffizient	Die Schülerinnen und Schüler • wenden eine Frequenz- oder Wellenlängenskala an, um einen Spektralbereich zu identifizieren, • geben die Größenordnung der Frequenzen oder Wellenlängen elektromagnetischer Wellen an, die in verschiedenen Anwendungsbereichen verwendet werden (medizinische Bildgebung, sichtbare Optik, WLAN-Signale, Mikrowellen usw.), • nennen und wenden die vorgegebene Planck-Einstein-Beziehung an, • identifizieren eine Bindung oder eine funktionelle Gruppe in einer organischen Verbindung anhand eines Infrarotspektrums und Tabellen der Schwingungswellenzahlen, • erklären die Farbe eines gelösten Stoffes anhand des UV-sichtbaren Spektrums oder schätzen diese ab, • ermitteln die Konzentration eines gelösten Stoffes aus experimentellen Daten zur Absorbanz von Lösungen bekannter Konzentration (Eichreihe), • geben das Beer-Lambert-Gesetz an, wenden es zur Berechnung von Konzentrationen an und nennen die Grenzen seiner Gültigkeit, • geben die Faktoren an, von denen der molare Absorptionskoeffizient eines gelösten Stoffes abhängig ist (Lösungsmittel, Temperatur, Wellenlänge), • ermitteln das UV-Vis-Absorptionsspektrum einer chemischen Verbindung, • planen und führen einen Versuch zur Herstellung einer Eichreihe durch und ermitteln daraus die Konzentration eines gefärbten Stoffes in Lösung mithilfe von Absorbanzmessungen (Extinktionsmessungen), • prüfen die Anwendbarkeit des

	Protokolls/Versuchsvorschrifts, ermitteln den molaren Absorptionskoeffizienten und vergleichen diesen mit einem tabelliertem Wert, • erklären die Funktionsweise der Sichtbarmachung einer Dünnschichtchromatographie-Platte (DC-Platte) unter UV-Licht, • geben eine Definition für den Begriff Chromophor an, • vergleichen durch Interpretation bereitgestellter IR-Spektren die Eigenschaften eines synthetisierten chemischen Stoffes mit denen eines kommerziellen Stoffes, um - eine tatsächliche chemische Reaktion zu bestätigen - den zu erwartenden Stoff zu bestätigen - eventuelle Verunreinigungen zu erkennen und zu identifizieren, • erläutern ein IR-Absorptionsspektrum mithilfe von Referenzwerten.
Chromatographie Allgemeine Prinzipien der Chromatographie: stationäre Phase, mobile Phase, Laufmittel Dünnschichtchromatographie (DC): Sichtbarmachung, Frontverhältnis (Rf-Wert)	Die Schülerinnen und Schüler • identifizieren die stationäre Phase und die mobile Phase, • werten die Frontverhältnisse (Rf-Werte) verschiedener Stoffe bei einer DC-Analyse aus, • identifizieren die Bestandteile eines homogenen Gemisches mittels DC, • planen einen Versuch zur Identifizierung eines Stoffes mittels DC und führen diesen durch, • führen eine qualitative Analyse mittels Chromatographie, insbesondere zur Charakterisierung eines synthetisierten Produkts, durch.

2.3 Modul B: Energetischer Aspekt chemischer Reaktionen – Thermodynamik

Begriffe und Inhalte	Erwartete Kompetenzen
Beschreibung der Zusammensetzung eines Systems, indem eine chemische Reaktion abläuft.	
Anfangszustand, Endzustand Endumsatz, maximaler Umsatz Umsatzgrad begrenzender Reaktant Vollständige und unvollständige Umwandlungen, thermodynamisches Gleichgewicht Stöchiometrische Gemische	Die Schülerinnen und Schüler • Identifizieren den begrenzenden Reaktanten aus den Stoffmengen der Reaktanten und der Reaktionsgleichung, • ermitteln die Zusammensetzung des Systems im Endzustand in Abhängigkeit von der Anfangszusammensetzung für eine als vollständig betrachtete chemische Reaktion,

	ermitteln den Endumsatz einer Reaktion aus der Beschreibung des Endzustands und vergleichen ihn mit dem maximalen Umsatz.
Energiebilanz eines Systems während einer chemischen Reaktion	
Thermodynamisches System und innere Energie Arten thermodynamischer Zustandsänderungen eines Systems: isochore, isobare und monobare Zustandsänderung Thermostat, eintherme (konstanter Wärmekontakt) und isotherme Zustandsänderung	Die Schülerinnen und Schüler identifizieren offene, geschlossene und isolierte Systeme und geben eine Definition an.
Kennzeichen einer chemischen Reaktion: Massenerhaltung und Elementerhaltung; Energieumwandlung Innere Energie eines thermodynamischen Systems, Mikroskopische Aspekte Thermodynamische Zustandsgröße	Die Schülerinnen und Schüler - geben die Kennzeichen einer chemischen Reaktion an, - nennen die an chemischen Reaktionen beteiligten verschiedenen Energieformen, - nennen eine Definition für den Begriff Innere Energie, - beschreiben die Änderung der Inneren Energie eines System als Differenz zwischen der inneren Energie im Endzustand und der Inneren Energie im Anfangszustand.
Erster Hauptsatz der Thermodynamik Energieerhaltungssatz, Formen des Wärmeaustauschs, Adiabatische Zustandsänderung (Zustandsänderung ohne Wärmeaustausch)	Die Schülerinnen und Schüler - unterscheiden die Änderung der inneren Energie eines Systems von den Energieaustauschgrößen mit der Umgebung, - beschreiben die Arten des Wärmeaustauschs: Wärmeleitung, Konvektion, Strahlung, - geben den ersten Hauptsatz der Thermodynamik für zwei Gleichgewichtszustände eines Systems an.
Zustandsänderungen bei konstantem Volumen (isochor), Zustandsänderungen bei konstantem Druck (isobar)	Die Schülerinnen und Schüler - ermitteln die Druckarbeit bei einer isochoren Zustandsänderung, - ermitteln die Druckarbeit bei einer isobaren Zustandsänderung.
Zustandsgröße Enthalpie. Zustandsänderung bei konstantem Druck Wärmekapazität bei konstantem Druck für ein ideales Gas und für eine kondensierte Phase. Endotherme und exotherme Reaktionen	Die Schülerinnen und Schüler - geben eine Definition für die Enthalpie eines thermodynamischen Systems an, - beschreiben den ersten Hauptsatz der Thermodynamik als Enthalpiebilanz für Zustandsänderungen bei konstantem Druck unter der Voraussetzung mechanischen Gleichgewichts in Anfangs- und Endzustand, - geben die Enthalpieänderung eines idealen Gases sowie einer unverdichtbaren, inkompressiblen kondensierten Phase in Abhängigkeit von der Temperaturänderung an, - geben den Wert der spezifischen,

	- Wärmekapazität von flüssigem Wasser an, geben den Wärmeaustausch an, der beim Erwärmen oder Abkühlen eines Stoffes in einem definierten physikalisch-chemischen Zustand erfolgt, - ermitteln experimentell die Wärmekapazität eines Kalorimeters.
Standardbedingungen, Standardreferenzzustand Standardreaktionsenthalpie Standardbildungsenthalpie, Satz von Hess Wärmeaustausch bei einer chemischen Reaktion in einem isothermen System bei konstantem Druck	Die Schülerinnen und Schüler - geben eine Definition für den Standardreferenzzustand eines Stoffes an, - geben eine Definition für die Standardbildungsenthalpie einer Verbindung in einem festgelegten physikalisch-chemischen Zustand an, - berechnen die Standardreaktionsenthalpie mithilfe thermodynamischer Daten und werten ihr Vorzeichen qualitativ als Hinweis auf eine exotherme oder endotherme Reaktion aus, - beschreiben den Wärmeaustausch, der bei einer chemischen Reaktion in einem isothermen System bei konstantem Druck auftritt, in Abhängigkeit vom Reaktionsumsatz, - ermitteln experimentell die Standardreaktionsenthalpie.
Veränderung eines Systems im Verlauf einer chemischen Reaktion	
Zustandsgröße Entropie, spezifische Entropie (massenspezifische Entropie) und molare Entropie Absolute molare Standardentropie	Die Schülerinnen und Schüler - beschreiben die Entropie qualitativ als eine Größe, die den Ordnungsgrad eines thermodynamischen Systems beschreibt, - werten die Entropieänderungen als Zunahme oder Abnahme des Ordnungsgrades eines thermodynamischen Systems aus, - geben den Wert der absoluten molaren Standardentropie eines reinen kristallinen Stoffes bei 0 K an.
Zweiter Hauptsatz der Thermodynamik für ein geschlossenes System. Übertragene Entropie Produzierte Entropie. Entropiebilanz	Die Schülerinnen und Schüler stellen den Zusammenhang zwischen Entropieerzeugung und dem reversiblen bzw. irreversiblen Verlauf eines Prozesses dar.
Standardreaktionsentropie	Die Schülerinnen und Schüler ermitteln die Standardreaktionsentropie mithilfe thermodynamischer Daten und werten ihr Vorzeichen qualitativ aus.
Zustandsgröße freie Enthalpie Kriterium für die Richtung der spontanen Entwicklung und das Gleichgewicht eines	Die Schülerinnen und Schüler - geben eine Definition für die freie Enthalpie als die thermodynamische Größe $G = H - TS$ an, - benennen ein Kriterium für die spontane

physikalisch-chemischen Systems bei konstanter Temperatur und konstantem Druck freie Reaktionsenthalpie, Freie Standard-Reaktionsenthalpie, Beziehung zwischen der freien Standardreaktionsenthalpie, der Standardreaktionsenthalpie und der Standardreaktionsentropie einer Reaktion Begriff der Aktivität eines physikalisch-chemischen Stoffes Reaktionsquotient (Q)	Entwicklung und ein Kriterium für das Gleichgewicht einer Reaktion bei konstanter Temperatur und konstantem Druck anhand der Änderung der freien Enthalpie zwischen Anfangs- und Endzustand, - stellen auf Grundlage der freien Reaktionsenthalpie eine Hypothese über die Entwicklungsrichtung eines physikalisch-chemischen Systems auf, - stellen die freie Standardreaktionsenthalpie einer gegebenen Reaktion in Abhängigkeit von ihrer Standardreaktionsenthalpie und ihrer Standardreaktionsentropie dar, - stellen den Reaktionsquotienten für ein System, das einem chemischen Prozess unterliegt und durch eine gegebene Reaktionsgleichung beschrieben wird, in Abhängigkeit von den Aktivitäten der an der Reaktion beteiligten Reaktionspartner im Rahmen idealer kondensierter Phasen dar: $a=1$ für einen festen Stoff oder eine reine flüssige Phase (Lösungsmittel) $a=c/c^\circ$ für einen verdünnt gelösten Reaktionspartner
Chemisches Gleichgewicht	
Im chemischen Gleichgewicht befindliches System: Modell des dynamischen Gleichgewichts Thermodynamische Gleichgewichtskonstante K_c, Massenwirkungsgesetz, Beziehung zwischen K_c und der molaren Standardreaktionsenthalpie der Reaktion Beziehung zwischen Standardreaktionsenthalpie,	Die Schülerinnen und Schüler - beschreiben den Gleichgewichtszustand eines physikalisch-chemischen Systems, in dem eine einzige nicht vollständige chemische Umwandlung stattfindet, als Ergebnis zweier chemischer Reaktionen, die in entgegengesetzter Richtung ablaufen, - werten die Gleichgewichtskonstante als Maß für das Verhältnis der Geschwindigkeiten der beiden entgegengesetzten Reaktionen (Hin- und Rückreaktion) aus, - stellen die thermodynamische Gleichgewichtskonstante für ein System, in dem eine gegebene chemische Umwandlung stattfindet, in Abhängigkeit von den Gleichgewichtsaktivitäten der physikalisch-chemischen Bestandteile im Rahmen idealer Phasenmodelle auf, - geben die Beziehung zwischen der freien Standardreaktionsenthalpie und der thermodynamischen Gleichgewichtskonstante an, - ermitteln den Wert der thermodynamischen Gleichgewichtskonstante bei einer beliebigen Temperatur, - werten die Bedeutung des Wertes der

Reaktionsquotient und thermodynamischer Gleichgewichtskonstante	thermodynamischen Gleichgewichtskonstanten im Hinblick auf eine thermodynamisch begünstigte oder benachteiligte Reaktion aus, • leiten die freie Reaktionsenthalpie als Funktion des Reaktionsquotienten und der thermodynamischen Gleichgewichtskonstanten her, • ermitteln die chemische Zusammensetzung eines Systems im Endzustand und unterscheiden dabei zwischen chemischem Gleichgewicht und vollständiger Umsetzung.
Störung eines Systems im chemischen Gleichgewicht	Die Schülerinnen und Schüler • vergleichen den Reaktionsquotienten mit der Gleichgewichtskonstante, um auszuwerten, wie die Änderung eines Einflussparameters die Lage eines Systems beeinflusst, das sich ursprünglich bei konstanter Temperatur im chemischen Gleichgewicht befand, • beschreiben und begründen mithilfe des Prinzips von Le Chatelier und Braun, wie Änderungen von Temperatur, Druck oder Zusammensetzung das Gleichgewicht eines Systems beeinflussen, insbesondere im Rahmen eines industriellen Verfahrens.
Prinzip von Le Chatelier und Braun	

2.4 Modul C: Kinetischer Aspekt chemischer Reaktionen

Begriffe und Inhalte	Erwartete Kompetenzen
Zeitliche Entwicklung einer chemischen Umwandlung	
Langsame und schnelle Reaktionen Reaktionsgeschwindigkeit pro Volumeneinheit bei einer chemischen Umwandlung, die durch eine einzelne Reaktionsgleichung beschrieben wird Halbwertszeit einer vollständigen oder unvollständigen Reaktion	Die Schülerinnen und Schüler • zeichnen aus Daten zur zeitlichen Entwicklung der Stoffmengenkonzentrationen einen Graphen und begründen die Form der Kurven fachlich, • geben eine Definition für die volumenspezifische Geschwindigkeit des Verbrauchs eines Reaktanten und der Bildung eines Produkts an, • nennen eine Definition für die volumenspezifische Reaktionsgeschwindigkeit, • beschreiben und begründen die Entwicklung der Reaktionsgeschwindigkeit einer Reaktion, • erläutern den Zusammenhang zwischen der volumenspezifischen Reaktionsgeschwindigkeit und der volumenspezifischen Verbrauchs- bzw. Bildungsrate, • ermitteln aus experimentellen Daten die volumenspezifische Geschwindigkeit des

	Verbrauchs eines Reaktanten, die volumenspezifische Geschwindigkeit der Bildung eines Produkts, die volumenspezifische Reaktionsgeschwindigkeit, die Halbwertszeit eines Reaktanten oder die Halbwertszeit einer Reaktion, wenden eine physikalische oder chemische Methode an, um die Entwicklung einer Konzentration zu verfolgen und die volumenspezifische Geschwindigkeit der Bildung eines Produkts oder des Verbrauchs eines Reaktanten zu bestimmen.
Reaktionsgeschwindigkeitsgesetz Reaktionen ohne definierte Reaktionsordnung; Reaktionen mit einfacher Reaktionsordnung (0., 1. oder 2. Ordnung), Partielle Reaktionsordnung, Gesamtordnung Ordnungsminderung, scheinbare Ordnung	Die Schülerinnen und Schüler - stellen das Geschwindigkeitsgesetz für eine chemische Reaktion, die eine Reaktionsordnung besitzt, auf, wobei man sich strikt auf Reaktionen 0., 1. oder 2. Ordnung mit einem einzigen Reaktanten beschränkt oder diese Fälle durch Vereinfachung der Reaktionsordnung darauf zurückführt, - ermitteln aus einem Geschwindigkeitsgesetz die Halbwertszeit einer Reaktion, - ermitteln die Reaktionsordnung mithilfe der differentiellen Methode oder der integralen Methode, - leiten das Geschwindigkeitsgesetz aus dem zeitlichen Verlauf einer physikalischen oder chemischen Größe her, - ermitteln die partiellen Reaktionsordnungen und ermitteln die Geschwindigkeitskonstanten.
Kinetische Faktoren Konzentration, Temperatur, Druck, Oberfläche bzw. Oberflächenbeschaffenheit Kinetische Faktoren in Synthese- und Analysestrategien: Verdünnung, Erwärmen, Rückfluss, Abschrecken Grundbegriffe der Stoßtheorie: Maxwell-Boltzmann-Verteilungsdiagramm	Die Schülerinnen und Schüler - erkennen in einer Versuchsvorschrift/einem Protokoll Maßnahmen, die die Reaktionsgeschwindigkeit erhöhen oder vermindern, - geben aus experimentellen Daten kinetische Einflussgrößen an, - werten qualitativ Konzentration-Zeit-Diagramme, Reaktionsgeschwindigkeit-Zeit-Diagramme und Maxwell-Boltzmann-Verteilungen aus, - werten den Einfluss von Konzentration, Oberflächenbeschaffenheit eines Feststoffs, Druck und Temperatur auf die Geschwindigkeit eines elementaren Reaktionsschritts im Hinblick auf Häufigkeit und Wirksamkeit der Teilchenstöße aus,

Katalyse, Katalysator; Homogene Katalyse, heterogene Katalyse, enzymatische Katalyse	• geben an, dass ein Katalysator die Geschwindigkeit einer Reaktion erhöht ohne die Gleichgewichtslage zu verändern, • nennen die Eigenschaften eines Katalysators an und identifizieren einen Katalysator anhand experimenteller Daten, • unterscheiden die verschiedenen Arten der Katalyse und erklären das jeweilige Wirkprinzip/Funktionsprinzip in den Grundzügen, • weisen kinetische Faktoren und die Wirkung eines Katalysators nach.
Mikroskopische Modellierung : Reaktionsmechanismus	
Reaktionsmechanismus Elementarreaktion, reaktives Zwischenprodukt, Pfeilschreibweise Veränderung des Mechanismus durch Zugabe eines Katalysators Reaktionsprofil (Energie-Verlaufs-Diagramm): Einfluss einer Temperaturänderung oder der Zugabe eines Katalysators	Die Schülerinnen und Schüler • identifizieren aus einem gegebenen Reaktionsmechanismus die Edukte, Produkte, ein reaktives Zwischenprodukt und einen Katalysator und leiten die durch den Mechanismus modellierte Reaktionsgleichung auf mikroskopischer Ebene her, • wenden die gekrümmten Pfeilschreibweise an, um einen elementaren Reaktionsschritt darzustellen und ihn mit den nukleophilen und elektrophilen Eigenschaften der beteiligten Teilchen in Beziehung zu setzen, • zeichnen das qualitative Energieverlaufdiagramm eines elementaren Reaktionsschritts mit und ohne Katalysator (die Reaktionskoordinate ist nicht Bestandteil des Lehrplans).

2.5 Modul D: Gleichgewichte in wässriger Lösung

Begriffe und Inhalte	Erwartete Kompetenzen
Säure-Base-Reaktionen modellieren	
Säure-Base-Reaktionen Säure-Base-Reaktionen als Protonen(H^+)-Übertragungen modellieren: Brønsted- Säuren und -Basen, Säure-Base-Paare, Säure-Base-Reaktion Mehrprotonige Säuren und Basen Säure-Base-Paare von Wasser und Kohlensäure. Autoprotolyse des Wassers. Ionenprodukt des Wassers K_w und pK_w Amphotere Teilchen	Die Schülerinnen und Schüler • identifizieren anhand von Beobachtungen oder experimentellen Daten einen Protonenübergang (H^+-Transfer) und die beteiligten Säure-Base-Paare, • stellen die Reaktionsgleichung einer Säure-Base-Reaktion auf (Protolysegleichung), • stellen das Wasserstoffion $H^+(aq)$ in wässriger Lösung durch das Oxoniumion $H_3O^+(aq)$ dar, • stellen die Gleichung der Autoprotolyse des Wassers auf, geben die Gleichgewichtskonstante an und nennen deren Wert bei 298 K,

	identifizieren den amphoteren Charakter anhand von Reaktionen.
pH-Wert einer wässrigen Lösung Begriff des pH-Werts und Zusammenhang mit der Konzentration an Wasserstoffionen Säurekonstante K_s (und pK_s) eines Säure-Base-Paares; Begriff der schwachen Säure und schwachen Base in wässriger Lösung Reaktion einer Säure oder Base mit Wasser; Grenzfälle starker Säuren und starker Basen in wässriger Lösung; pH-Skala relevante Säure- und Basenlösungen	Die Schülerinnen und Schüler - nennen eine Definition für den Begriff pH-Wert einer wässrigen Lösung, - ermitteln aus der Konzentration an Wasserstoffionen den pH-Wert einer verdünnten Lösung und umgekehrt, - messen den pH-Werte von Salzsäurelösungen mithilfe eines pH-Meters, um den Zusammenhang zwischen pH-Wert und zugeführter Wasserstoffionenkonzentration zu überprüfen, - leiten die Säurekonstante K_s aus der zugehörigen Reaktionsgleichung ab und geben ihren Ausdruck an, - schätzen den Wert der Säurekonstanten eines Säure-Base-Paares mithilfe einer pH-Messung ab, - begründen die Stärke einer Säure (oder Base) anhand ihrer vollständigen Protolyse in Wasser, - stellen die Gleichung einer Säure-Base-Reaktion auf, beurteilen ihre thermodynamische Gleichgewichtskonstante und diskutieren den quantitativen Charakter der Reaktion, - schätzen die Zusammensetzung einer wässrigen Lösung mit gegebener Konzentration einer starken oder schwachen Säure ab und leiten daraus den pH-Wert ab, - vergleichen die Stärke verschiedener Säuren oder Basen in wässriger Lösung, - messen den pH-Wert von Säure- oder Basenlösungen definierter Konzentration, um deren Stärke (stark oder schwach) zu bestimmen, - benennen wässrige Lösungen gängiger Säuren und Basen und geben die Formeln der zugehörigen gelösten Stoffe an: Salzsäure, Salpetersäure, Schwefelsäure, Phosphorsäure, Ethansäure, Natronlauge, Ammoniak.
Überlagerungs- und Verteilungsdiagramme eines Säure-Base-Paares; vorherrschende Teilchen am Beispiel von α -Aminosäuren	Die Schülerinnen und Schüler - stellen das Überlagerungsdiagramm (Prädominanzdiagramm) eines Säure-Base-Paares dar, - werten ein gegebenes Prädominanz- oder Verteilungsdiagramm aus,

Säure-Base-Titration mit Farbindikator: Definition und Bestimmung des Äquivalenzpunkts	• beschreiben die qualitative Entwicklung der Stoffmengen von Edukten und Produkten im Endzustand in Abhängigkeit vom zugegebenen Volumen der Maßlösung, • werten den Äquivalenzpunkt als Umschlagpunkt des limitierenden Reaktanden und als Moment stöchiometrischer Reagenzienzugabe aus, • leiten den Zusammenhang zwischen den eingesetzten Stoffmengen der Reaktanden und dem Erreichen des Äquivalenzpunkts her, • begründen, warum ein Farbindikator für eine Titration geeignet ist, wenn sein Umschlagsbereich vollständig im pH-Sprung liegt, • diskutieren die Auswirkungen einer ungeeigneten Indikatorwahl, • erklären den beim Äquivalenzpunkt beobachteten Farbumschlag bei einer Titration mit farbigen Stoffen oder stellen eine Hypothese dazu auf, • wenden die gegebenen Beziehungen zur Berechnung des pH-Werts schwacher Säuren und Basen unter üblichen Bedingungen an, um den pH-Wert eines Mediums abzuschätzen oder einen geeigneten Farbindikator auszuwählen, • führen eine Säure-Base-Titration mit einem geeigneten Farbindikator durch
Säure-Base-Titration mit pH-Verfolgung	Die Schülerinnen und Schüler • leiten die Zusammensetzung des Systems nach Zugabe eines Volumens der Maßlösung ermitteln, wobei die Reaktion als vollständig betrachtet wird, her • wenden eine Titration an, um eine Stoffmenge, Konzentration oder Masse zu ermitteln – auch im Fall von Polybasen oder Polysäuren, • wenden Titrationskurven an, um den optimalen Farbindikator für den Äquivalenzpunkt zu begründen, • führen eine Säure-Base-Titration mit pH-metrischer Kontrolle durch, • analysieren Titrationskurven (Kurvenverlauf im Fall einer Titration einer starken Säure mit einer starken Base, Kurvenverlauf im Fall einer schwachen Säure oder Base, pH-Wert am Halbäquivalenzpunkt im Fall einer schwachen Säure oder Base, Anfangs- und End-pH, pH-Wert am Äquivalenzpunkt),

Puffersysteme, Gültigkeitsbereich der Henderson-Hasselbalch-Gleichung Leitfähigkeitstitation	• führen die Bestimmung des Äquivalenzpunkts mithilfe verschiedener Verfahren durch: grafische Tangentenmethode, Analyse der ersten Ableitung (Maximum/Minimum) sowie der zweiten Ableitung (Nullstelle), • beurteilen die Zusammensetzung des Systems an charakteristischen Punkten der Titration und berechnen den pH-Wert (Anfangs-pH, pH am Halbäquivalenzpunkt, pH am Äquivalenzpunkt), wobei die Formeln gegeben sind, • geben die Eigenschaften einer Pufferlösung an, • stellen eine Pufferlösung her, • (be)nennen gebräuchliche Pufferlösungen (Essigsäure/Acetat-Puffer, Ammoniak/Ammonium-Puffer, Hydrogenphosphat/Phosphat-Puffer), • begründen qualitativ, wie sich die Steigung der Leitfähigkeitskurve während der Titration verändert, gestützt auf molare Ionenleitfähigkeiten, • führen eine Leitfähigkeitstitation durch.
Löslichkeitsgleichgewichte	
Lösungs- oder Fällungsreaktionen Thermodynamische Konstante im Zusammenhang mit dem Löslichkeitsgleichgewicht, Löslichkeitsprodukt K_L und pK_L Löslichkeit und Fällungsbedingung Faktoren, die die Löslichkeit beeinflussen	Die Schülerinnen und Schüler • stellen die Reaktionsgleichung für ein Fällungsgleichgewicht auf und geben die zugehörige thermodynamische Konstante an, • wenden thermodynamische Daten an, um die Löslichkeit einer Substanz (fest, flüssig oder gasförmig) zu ermitteln oder stellen eine Hypothese über den Sättigungs- oder Untersättigungszustand einer Lösung auf, • berechnen die Ionenkonzentrationen einer gesättigten Lösung, die durch die Auflösung eines Salzes entsteht, • leiten aus dem Löslichkeitsprodukt die Löslichkeit eines einfach stöchiometrischen Salzes (1:1) her, • identifizieren Einflussfaktoren (Temperatur, pH-Wert, gemeinsame Ionen) auf die Löslichkeit und stellen eine Hypothese zu deren Wirkung unter Anwendung des Prinzips von Le Chatelier und Braun auf, • erklären die Löslichkeit eines Stoffes durch Analyse intermolekulare Wechselwirkungen oder stellen eine Hypothese dazu auf, • führen eine Fällungstitation durch.

Redox-Reaktionen und ihre Anwendungen	
Redoxreaktion: Oxidationsmittel, Reduktionsmittel, Redoxpaar, Teilgleichung (Elektronenbilanzgleichung) Oxidationszahl Redoxreaktion als Grundlage der Titration; Wechsel des limitierenden Reaktanden im Verlauf der Titration. gängige Oxidations- und Reduktionsmittel	Die Schülerinnen und Schüler - identifizieren aus experimentellen Daten den Elektronentransfer zwischen zwei Teilchen und stellen die Teilgleichungen auf, - stellen die Redoxgleichung (Teilgleichung für Reduktion, Teilgleichung für Oxidation, Redoxgleichung mit Gegenionen) zwischen einem Oxidationsmittel und einem Reduktionsmittel im Sauren und Alkalischen auf, wobei die Redoxpaare gegeben sind, - führen eine Redoxreaktion durch und werten diese mit Hilfe der Redoxgleichungen aus, - leiten aus der Stellung eines Elements im Periodensystem das Oxidations- oder Reduktionsvermögen des zugehörigen einfachen Stoffes ab, - leiten die höchste und niedrigste Oxidationszahl eines Elements auf Grundlage seiner Position im PSE begründet ab, - identifizieren Oxidations- und Reduktionsmittel eines Redoxpaares, - führen eine Redox Titration mit einem Redoxindikator durch, - nennen gängige Oxidations- und Reduktionsmittel: Bleichmittel, Sauerstoff, Chlor, Ascorbinsäure, Wasserstoff, Metalle.
Galvanische Zellen Zelle, Elektroden, Halbzellen, Salzbrücke oder Membran, Leerlaufspannung Funktionsweise einer galvanischen Zelle; elektrochemische Reaktionen an den Elektroden Anode und Kathode Elektrodenpotenzial, Standardpotenzial, Nernst-Gleichung, Referenzelektroden Disproportionierung und Komproportionierung	Die Schülerinnen und Schüler - begründen die Funktion der Salzbrücke und die Notwendigkeit getrennter Halbzellen für den Stromfluss in einer galvanischen Zelle, - skizzieren anhand experimenteller Daten den Aufbau und die Funktionsweise einer galvanischen Zelle, - nennen eine Definition für Anode und Kathode, - beschreiben die Standard-Wasserstoff-Elektrode (SHE) als Referenzelektrode zur Bestimmung des Standardredoxpotenzials eines Redoxpaares, - berechnen das Elektrodenpotenzial mithilfe der Nernst-Gleichung, - stellen gegebenenfalls die pH-Abhängigkeit des Elektrodenpotenzials eines vorgegebenen Redoxpaares mithilfe der Nernst-Gleichung dar, - beschreiben die Funktionsweise einer galvanischen Zelle anhand der Leerlaufspannung oder der Elektrodenpotenziale,

Verschleiß einer galvanischen Zelle, elektrische Kapazität einer Zelle	• beschreiben die an den Polen einer galvanischen Zelle gemessenen Spannung (elektromotorische Kraft (EMK)) als Differenz der Elektrodenpotenziale, • ermitteln die elektrische Kapazität einer galvanischen Zelle aus ihrer Anfangszusammensetzung und beurteilen die Nutzungsdauer, • bauen eine galvanischen Zelle auf, bestimmen deren Leerlaufspannung, die Polarität der Elektroden, identifizieren die Teilgleichungen der zugrunde liegenden Redoxreaktion und stellen die Funktion der Salzbrücke dar.
Elektrochemische Korrosion, Korrosionsschutz, Lokalelement	Die Schülerinnen und Schüler • nennen eine Definition für elektrochemische Korrosion, • vergleichen Säurekorrosion mit Sauerstoffkorrosion, • erklären die passiven Schutzmethoden (Eloxieren, Verzinkung von Eisen, Galvanoplastik) und die aktiven Schutzmethoden gegen Korrosion (kathodischer Korrosionsschutz mit Opferanode).
Elektrolysen Erzwungener Stromfluss zur Durchführung einer chemischen Reaktion Aufbau und Funktionsweise einer Elektrolysezelle mit und ohne Überspannungseffekte Faraday-Ausbeute (faradayischer Wirkungsgrad)	Die Schülerinnen und Schüler • leiten aus experimentellen Ergebnissen die Elektronenübertragungen an den Elektroden ab und skizzieren diese, • identifizieren Anode und Kathode, • erklären das Funktionsprinzip einer Elektrolysezelle, • ermitteln die transportierte elektrische Ladungsmenge Q aus der mittleren Stromstärke und der Dauer einer Elektrolyse und stellen den Zusammenhang zwischen Ladungsmenge und Stoffmenge der ausgetauschten Elektronen über $Q=nF$ dar, • ermitteln die Änderungen der Stoffmenge aus der Dauer der Elektrolyse und dem Wert der Stromstärke, • beurteilen eine Faraday-Ausbeute, • identifizieren die bei erzwungenem Stromfluss in einer Elektrolysezelle entstehenden Produkte, • stellen den Zusammenhang zwischen der Stoffmenge der gebildeten Produkte und Dauer und Stromstärke der Elektrolyse dar, • nennen industrielle Anwendungen der Elektrolyse: Aluminiumproduktion, Kupferraffination, Wasserstoffproduktion,

Speicherung und Umwandlung chemischer Energie	Verzinkung, Verchromung, Vernickelung, • vergleichen Eigenschaften einer galvanischen Zelle und einer Elektrolysezelle, • nennen Beispiele für Vorrichtungen, die chemische Energie umwandeln oder speichern (Batterien, Akkumulatoren, chlorophyllhaltige Organismen) und erläutern die damit verbundenen gesellschaftlichen Herausforderungen.
Akkumulatoren Akkumulatoren: umkehrbare Systeme Lithiumionen-Akku Wasserstoff-/Sauerstoff-Brennstoffzellen, Brennstoff	Die Schülerinnen und Schüler • identifizieren Batterien, Elektrolysezellen und Akkumulatoren als Vorrichtungen ein, die Umwandlungen zwischen chemischer und elektrischer Energie ermöglichen, • erklären den Betrieb eines Akkumulators während des Lade- und Entladevorgangs, indem sie die jeweiligen Oxidations- und Reduktionsteilgleichungen sowie die Redoxgleichungen verwenden, wobei die beteiligten Oxidations- und Reduktionspaare vorgegeben sind, • vergleichen anhand bereitgestellter Daten die Nutzung verschiedener Akkumulatortypen hinsichtlich ihrer Umweltverträglichkeit und ihrer wirtschaftlichen Tragfähigkeit.

2.6 Modul E: Reaktionen in der organischen Chemie

Begriffe und Inhalte	Erwartete Kompetenzen
Allgemeine Konzepte der organischen Chemie	
Oxidationszahl der Elemente in sauerstoffhaltigen organischen Verbindungen, vollständige Verbrennung	Die Schülerinnen und Schüler • stellen die Reaktionsgleichung für die vollständige Verbrennung von Kohlenwasserstoffen oder sauerstoffhaltigen organischen Verbindungen auf, • benennen die Oxidationsprodukte primärer und sekundärer Alkohole und stellen die zugehörigen Redoxgleichungen auf, • führen Nachweisreaktionen, die auf den Redoxeigenschaften der Stoffe beruhen (z. B. Fehling- oder Tollens-Test) durch.
Säure-Base-Eigenschaften organischer Verbindungen	Die Schülerinnen und Schüler • geben die Größenordnungen der pK_a-Werte ausgewählter organischer Säure-Base-Paare (Carbonsäure/Carboxylat, Alkohol/Alkoholat, Ammonium/Amin, Amin/Amid, Phenol/Phenolat) an, • geben die entsprechenden Lewis-Strukturen an, • identifizieren die elektronischen induktiven und mesomeren Effekte

	Effekte eines Substituenten (induktiver Effekt, mesomerer Effekt, elektronenschiebend, elektronenziehend) • vergleichen die pK_s-Werte zweier Säure-Base-Paare und erklären die Unterschiede mithilfe elektronischer Effekte, • diskutieren die Stabilität chemischer Substanzen, insbesondere jener, die als Reaktionszwischenstufen auftreten.
Reaktionen in der organischen Chemie	
Reaktionsmechanismus in der organischen Chemie: elementarer Reaktionsschritt, Zwischenprodukt, Darstellung mit gekrümmten Elektronenpfeilen	Die Schülerinnen und Schüler • identifizieren nukleophile und elektrophile Zentren in organischen Molekülen, • stellen die gekrümmten Pfeile eines elementaren Reaktionsschritts in einem vorgegebenen Mechanismus dar und begründen deren Richtung mithilfe elektronischer Effekte und der Polarisierung von Bindungen.
Reaktionsbilanz und Art der organischen Reaktion Aliphatische nukleophile Substitution: Grenzmechanismen S_N2 und S_N1; Geschwindigkeitsgesetz. Stereoselektivität und Stereospezifität	Die Schülerinnen und Schüler • ermitteln den Reaktionstyp anhand der Gesamtbilanz (Substitution, Addition, Eliminierung, Redox, Säure-Base) oder anhand des zugrunde liegenden Reaktionsmechanismus, • vergleichen insbesondere den Unterschied zwischen einer Substitutionsbilanz und einem Additions-/Eliminierungsmechanismus an den Beispielen der Esterbildung und der Verseifung, • stellen die Grenzmechanismen S_N2 und S_N1 dar, • begründen die Wahl eines Grenzmechanismus (S_N2 oder S_N1) anhand struktureller Merkmale der Reaktanten und anhand experimenteller Ergebnisse zur Stereochemie der Produkte oder zur Geschwindigkeitsgleichung der Reaktion, • geben jeweils eine Definition für Stereoselektivität und Stereospezifität an, • stellen eine Hypothese auf oder analysieren die mögliche Stereoselektivität oder Stereospezifität einer nukleophilen Substitution, • interpretieren Unterschiede in der Reaktivität im Hinblick auf die Polarisierbarkeit.
Polymerisation durch Radikalische Addition (A_R): Radikalstarter, Monomer, Polymer, Strukturausschnitt	Die Schülerinnen und Schüler

	- stellen die Formeln verschiedener Polymere (PE, PP, PVC, PS) aus vorgegebenen Monomeren auf und stellen Strukturausschnitte in der Valenzstrichformel-Schreibweise dar, - stellen den Reaktionsmechanismus der radikalischen Addition dar, - geben jeweils eine Definition und erläutern die Begriffe Monomer, Polymer, Radikalstarter, Radikal, Kettenstart, Kettenverlängerung, Kettenabbruchreaktionen - führen einen Versuch zur Herstellung eines Polymers durch - recherchieren moderne Kunststoffe und diskutieren kritisch die Bedeutung hinsichtlich Gesellschaft, Wirtschaft, Umwelt und Nachhaltigkeit (ökologischer Fußabdruck, Mikroplastik, globale Ressourcennutzung, Recycling, Upcycling etc.).
Elektrophile Addition einer Halogenwasserstoffsäure HX, von H ₂ O in saurem Medium und eines Dihalogens X ₂ an ein Alken: Mechanismus und Markovnikov-Regioselektivität	Die Schülerinnen und Schüler - stellen die elektrophilen Additionsmechanismen von HX, H₂O und Br₂ an ein Alken dar, - vergleichen den in der 10. Klasse behandelten Mechanismus der radikalischen Substitution mit dem Mechanismus der elektrophilen Addition im Hinblick auf die einzelnen Reaktionsschritte, die Energiebilanz und die Reaktionsbedingungen. - leiten die Regioselektivität einer elektrophilen Addition ab oder analysieren sie.
Aromatische elektrophile Substitution (S _{EA} r). Benzol, eine aromatische Verbindung. Monosubstitution: Beispiel der Halogenierungsreaktionen.	Die Schülerinnen und Schüler - stellen die beiden mesomeren Formeln des Benzols dar und begründen seine Stabilität qualitativ, - stellen den S_{EA}r-Mechanismus dar,
Synthesestrategien Die in dem Abschnitt ‚Synthesestrategie‘ beschriebenen Inhalte und Kompetenzen können nach und nach anhand der im Unterricht entwickelten organisch-chemischen Inhalte unterrichtet werden.	
Schritte eines Protokolls/einer Versuchsvorschrift, Charakterisierung eines Reaktionsprodukts	Die Schülerinnen und Schüler - identifizieren in einem Protokoll/einer Versuchsvorschrift die Schritte der Reaktion der Reaktanten, der Isolierung, der Reinigung sowie der Analyse (Identifizierung und Reinheit) des synthetisierten Produkts, - begründen ausgehend von den physikalisch-chemischen Eigenschaften der Reaktanten und Produkte die Wahl geeigneter Methoden zur Isolierung, Reinigung (Umkristallisation, fraktionierte

Ausbeute einer Synthese	Destillation) oder Analyse, • unterscheiden in einem Syntheseprotokoll/in einer Synthesevorschrift die Rolle eines Waschschritts von der einer Extraktion, • ermitteln anhand eines Protokolls/einer Versuchsvorschrift und experimenteller Daten den Wirkungsgrad einer Synthese, • skizzieren die experimentellen Aufbauten der einzelnen Schritte einer Synthese in einer beschrifteten Skizze schematisch, • wählen eine geeignete Methode zur Charakterisierung eines synthetisierten Produkts aus, insbesondere durch den Vergleich mit tabellierten Daten (Schmelztemperatur, Siedetemperatur, Brechungsindex), • führen einen Rückfluss zur Synthese einer organischen chemischen Verbindung durch, • isolieren, reinigen und analysieren ein gebildetes Produkt.
Optimierung eines Syntheseschritts Optimierung der Geschwindigkeit der Produktbildung und der Ausbeute einer Synthese (industriell oder im Labor)	Die Schülerinnen und Schüler • identifizieren in einem Protokoll/Versuchsvorschrift (Anleitung) die Maßnahmen, die zur Optimierung der Geschwindigkeit der Produktbildung durchgeführt werden, • begründen die Erhöhung der Ausbeute einer Synthese durch das Einführen eines Überschusses eines Reaktanten oder durch das Entfernen eines Produkts aus dem Reaktionsmedium, • führen einen Versuch anhand eines Syntheseprotokolls/Synthesevorschrift durch, um den Einfluss der Veränderung der experimentellen Bedingungen auf die Ausbeute oder die Geschwindigkeit zu untersuchen.
Strategie einer mehrstufigen Synthese Modifikation einer funktionellen Gruppe, Modifikation einer Kohlenstoffkette, Schutz / Entfernung der Schutzgruppe	Die Schülerinnen und Schüler • planen oder erklären eine Reaktionssequenz zur Synthese einer Verbindung auf der Grundlage bereitgestellter Kenntnisse oder gegebener Reaktionsbeispiele, • identifizieren Schritte des Schutzens und der Entfernung der Schutzgruppe und begründen deren Nutzen, Die Schülerinnen und Schüler müssen keine Schutzgruppen kennen, sollen jedoch bereitgestellte Daten sachgerecht nutzen können.

umweltverträgliche, nachhaltige Synthesen	• führen anhand eines Syntheseprotokolls/einer Synthesevorschrift einen Versuch zur Veränderung einer funktionellen Gruppe oder einer Kohlenstoffkette, • diskutieren die Umweltwirkung einer Synthese und entwickeln mithilfe bereitgestellter Daten Verbesserungsmöglichkeiten, etwa in Bezug auf Energie, die Bildung und Verwertung von Nebenprodukten sowie die Wahl der Reagenzien und Lösungsmittel.
---	---

3 Operatoren

Définition	Opérateur/ Verbe consigne	Operator	Definition
Tirer un résultat ou une conclusion appropriés à partir de résultats ou de données obtenues auparavant.	(en) déduire, conclure AFB II-III	ableiten, schließen auf AFB II-III	auf der Grundlage von Erkenntnissen (Vorwissen bzw. zuvor ermittelte Ergebnissen) sachgerechte Schlüsse ziehen
Affecter une valeur approchée ou un ordre de grandeur à l'aide de considérations raisonnées.	estimer AFB I-II	schätzen, abschätzen AFB I-II	durch begründete Überlegungen Größenordnungen angeben
Décrire et mettre en lien différentes ressources pour en déduire quelque chose de nouveau, en faire une synthèse ou encore élaborer une démarche expérimentale.	analyser AFB II	analysieren AFB II	wichtige Bestandteile, Eigenschaften oder Zusammenhänge auf eine bestimmte Fragestellung hin herausarbeiten; In Chemie zusätzlich: einen Sachverhalt experimentell prüfen
Utiliser des formules, des équations, des lois, des conditions, des résultats expérimentaux, etc., pour prouver, déduire ou expliquer d'autres phénomènes.	exploiter AFB II-III	anwenden AFB II-III	Formeln, Gleichungen, Gesetze, Bedingungen, Versuchsergebnisse etc. zum Nachweis, zur Herleitung, zur Erklärung anderer Phänomene verwenden
Suggérer une information, un raisonnement (une équation, une équation de réaction, une démarche, etc.).	proposer AFB II	aufstellen AFB II	Formeln, Gleichungen, Reaktionsgleichungen entwickeln
Emettre une supposition justifiée.	formuler une hypothèse AFB III	eine Hypo- these aufstel- len AFB III	eine begründete Vermutung formulieren
Associer une signification aux observations, aux données, aux résultats et/ou à des informations et en tirer des conclusions.	interpréter AFB II-III	auswerten AFB II-III	Beobachtungen, Daten, Einzelergebnisse oder andere Aspekte in einen Zusammenhang stellen, um daraus Schlussfolgerungen zu ziehen
Fonder une démarche ou faire comprendre une situation en se basant sur des éléments objectifs.	justifier AFB II-III	begründen AFB II-III	Gründe oder Argumente für eine Vorgehensweise oder einen Sachverhalt nachvollziehbar darstellen

Mobiliser des connaissances pour reconnaître et nommer précisément des observations, des éléments, des faits, des concepts, des données à partir d'un document.	identifier AFB I-II	identifizieren AFB I-II	Beobachtungen, Elemente, Sachverhalte, Begriffe, Daten, Fakten, Strukturen erkennen und benennen
Obtenir une valeur numérique d'une grandeur avec un calcul.	calculer AFB I-III	berechnen AFB I-III	Ergebnisse (von einem Ansatz oder einer Formel) ausgehend durch Rechenoperationen gewinnen
Rendre compte d'observations, des schémas, des faits, des méthodes, des procédures ou des relations de manière structurée en utilisant un langage adapté.	décrire AFB I-II	beschreiben AFB I-II	Beobachtungen, Strukturen, Sachverhalte, Methoden, Verfahren oder Zusammenhänge strukturiert und unter Verwendung der Fachsprache formulieren
Formuler un avis factuel à l'aide de critères scientifiques ou techniques.	critiquer AFB III	beurteilen AFB III	Das zu fällende Sachurteil ist mithilfe fachlicher Kriterien zu begründen.
Formuler une appréciation en tenant compte des valeurs et des normes sociales.	évaluer AFB III	bewerten AFB III	Das zu fällende Werturteil ist unter Berücksichtigung gesellschaftlicher Werte und Normen zu begründen.
Rendre compte de faits, de relations de causalité, de relations de corrélations en utilisant un langage approprié ou des représentations graphiques (p. ex. dessins, croquis, tableaux)	représenter AFB II	darstellen AFB II	Strukturen, Sachverhalte oder Zusammenhänge strukturiert und unter Verwendung der Fachsprache formulieren, auch mithilfe graphischer Darstellungen (z.B. Zeichnungen oder Skizzen und Tabellen)
Procéder à une analyse critique en comparant et en examinant des arguments scientifiques.	discuter de AFB II-III	diskutieren AFB II-III	Argumente zu einer Aussage oder These einander gegenüberstellen und abwägen
Mobiliser des concepts en lien avec le problème et les relier pour le rendre compréhensible.	expliquer AFB II	erklären AFB II	Strukturen, Prozesse oder Zusammenhänge des Sachverhalts erfassen und auf allgemeine Aussagen oder Gesetze zurückführen
Mobiliser des concepts en lien avec le problème et les relier pour le rendre compréhensible avec l'aide éventuelle d'autres informations ou des exemples.	expliciter AFB II-III	erläutern AFB II-III	Strukturen, Prozesse oder Zusammenhänge des Sachverhalts erfassen und auf allgemeine Aussagen oder Gesetze zurückführen und durch zusätzliche Informationen oder Beispiele verständlich machen
Tirer un résultat ou une relation par un calcul ou par l'exploitation ou par la réalisation d'un graphique ou d'une expérience.	déterminer AFB II	ermitteln AFB II	ein Ergebnis oder einen Zusammenhang rechnerisch, grafisch oder experimentell bestimmen

Déterminer un résultat en explicitant le raisonnement qui y conduit.	établir AFB II-III	herleiten AFB II-III	mithilfe bekannter Gesetzmäßigkeiten einen Zusammenhang zwischen chemischen bzw. physikalischen Größen herstellen
Mettre en relation des observations ou des résultats pour les rendre davantage explicite dans le contexte d'une question ou d'une hypothèse.	commenter AFB III	interpréter, deuten AFB III	naturwissenschaftliche Ergebnisse, Beschreibungen und Annahmen vor dem Hintergrund einer Fragestellung oder Hypothese in einen nachvollziehbaren Zusammenhang bringen
Répertorier ou reproduire des formules, des règles, des faits, des termes ou des données sans explication.	nommer, donner AFB I	(be)nennen, angeben AFB I	Formeln, Regeln, Sachverhalte, Begriffe oder Daten ohne Erläuterung aufzählen bzw. wiedergeben
Organiser des concepts ou des objets en fonction de caractéristiques.	classer AFB I-II	ordnen AFB I-II	Begriffe oder Gegenstände auf der Grundlage bestimmter Merkmale systematisch einteilen
Suggérer une démarche éventuellement expérimentale ou une de ses étapes à un problème.	proposer AFB II-III	planen AFB II-III	zu einem vorgegebenen Problem (auch experimentelle) Lösungswege (oder Teilschritte) entwickeln und dokumentieren
Illustrer de manière claire et simplifiée des faits, des organisations, des processus, des expérimentations, ou des résultats.	schématiser AFB I-II	skizzieren AFB I-II	Sachverhalte, Prozesse, Strukturen oder Versuche/Ergebnisse übersichtlich grafisch darstellen
Développer des faits ou des phénomènes en utilisant des méthodes de travail spécifiques.	étudier AFB II	untersuchen AFB II	Sachverhalte oder Phänomene mithilfe fachspezifischer Arbeitsweisen erschließen
Inventorier les similitudes et les différences.	comparer AFB II	vergleichen AFB II	Gemeinsamkeiten und Unterschiede herausarbeiten
Créer une représentation graphique, claire et précise.	représenter AFB I-II	zeichnen AFB I-II	eine anschauliche und hinreichend exakte grafische Darstellung anfertigen
Associer des caractéristiques ou des résultats entre eux.	attribuer AFB I-II	zuordnen AFB I-II	charakteristische Merkmale oder Ergebnisse aufeinander beziehen