

2025

Lehrplan / Programme

DFG / LFA

Fach / Matière

**Wahlfach / Gemeinsames Fach
Option / Enseignement commun**

**Klassenstufen 10, 11 und 12
Classes de 2nde, 1ère, Terminale**

Table des matières

1	Idées directrices.....	2
1.1	Finalités éducatifs.....	2
1.2	Objectifs	2
1.3	Enjeux méthodologiques	3
1.4	Evaluation	4
2	Contenus et compétences disciplinaires.....	5
2.1	Classe de seconde	6
2.1.1.	Module transversal : mesures et incertitudes	6
2.1.2.	Module A – Lien structure de la matière et propriétés physico-chimiques.	6
2.1.2.	Module B – Aspect énergétique des transformations – Thermodynamique	9
2.2	Classes de première et terminale.....	11
2.2.1.	Module transversal : mesures et incertitudes	11
2.2.2.	Module A – Lien structure de la matière et propriétés physico-chimiques	12
2.2.3.	Module B – Aspect énergétique des transformations – Thermodynamique	17
2.2.4.	Module C – Aspect cinétique des transformations	18
2.2.5.	Module D – Équilibres en solution aqueuse	19
2.2.6.	Module E – Transformations en chimie organique	22
3	Verbes consignes.....	25

1 Idées directrices

1.1 Finalités éducatifs

La chimie propose une analyse rationnelle des transformations de la matière qui s'appuie sur des principes à portée universelle validés par l'observation, l'expérimentation et la mesure.

Cette science a un lien fort avec les mathématiques qu'elle mobilise fréquemment dans le cadre d'une représentation modélisée de la réalité.

Les enseignements de chimie visent à renforcer la connaissance et la compréhension des principes qui régissent ces modèles. Ils développent également des compétences expérimentales permettant d'ancrer ces modélisations au monde réel et de les valider.

La chimie est au cœur de nombreuses innovations qui transforment continuellement la société dans laquelle nous vivons. Elle permet notamment d'appréhender les problématiques marquantes de notre époque et d'en proposer des solutions, dans des domaines variés allant de l'environnement à la chimie du vivant. L'enseignant peut ainsi s'appuyer sur nombreux contextes lourds d'enjeux pour rendre concrètes les notions enseignées.

Dans le cadre des lycées franco-allemands, l'enseignement de la chimie conjugue de manière équilibrée plusieurs finalités :

- présenter aux élèves les concepts centraux de la chimie dans un vaste domaine contextuel, pour décrire et analyser les transformations de la matière, qu'elles soient naturelles ou contrôlées ;
- motiver et préparer les élèves à une poursuite d'études dans les domaines scientifiques faisant intervenir la chimie en introduisant des méthodes et des objets d'étude qui seront mobilisés dans la suite de leur cursus ;
- former les élèves à la démarche scientifique, ses forces et ses limites. Les initier à ce mode collectif de construction des savoirs et leur donner des outils de validation des connaissances et des informations. Apprendre aux élèves quelques repères historiques de l'évolution des idées en chimie dans lesquels les scientifiques français et allemands ont joué un rôle essentiel.

La démarche scientifique ne connaît pas de frontière ; elle a pour vocation de construire un savoir à portée universelle dont l'internationalisme trouve toute sa place dans un établissement binational.

1.2 Objectifs

Les enseignements de chimie développent un ensemble de compétences qui sont mobilisées dans toute démarche scientifique. Ces compétences, précisées dans le tableau suivant, structurent la formation et l'évaluation des élèves. Quelques exemples de capacités associées précisent les contours de chaque compétence, l'ensemble n'ayant pas vocation à constituer un cadre rigide.

Compétences	Quelques exemples de capacités associées
S'approprier	Énoncer une problématique. Rechercher et organiser l'information en lien avec la problématique étudiée. Représenter la situation par un schéma.
Analyser/ Raisonner	Formuler une hypothèse. Proposer une stratégie de résolution pour répondre à la problématique. Planifier des tâches. Choisir un modèle ou des lois pertinentes. Choisir, élaborer, justifier un protocole.

Réaliser	Mettre en œuvre les étapes d'une démarche. Utiliser un modèle. Faire des prévisions avec un modèle. Effectuer des procédures courantes (calculs, représentations, collectes de données, évaluation d'ordres de grandeur, analogies, etc.) Mettre en œuvre un protocole expérimental en respectant les règles de sécurité.
Valider	Faire preuve d'esprit critique, procéder à des tests de vraisemblance. Identifier des sources d'incertitude, estimer une incertitude, comparer à une valeur de référence. Confronter un modèle à des résultats expérimentaux. Proposer d'éventuelles améliorations de la démarche ou du modèle.
Communiquer	À l'écrit comme à l'oral : – présenter une démarche de manière argumentée, synthétique et cohérente ; – utiliser un vocabulaire adapté et choisir des modes de représentation appropriés ; – échanger entre pairs.

Les enseignements de chimie développent par ailleurs des compétences transversales de nature variée.

Au-delà des contenus thématiques précisés ci-dessous, ces enseignements visent à développer l'esprit critique des élèves, en s'appuyant sur l'exemple de la méthode de validation des savoirs mobilisée dans la démarche scientifique au travers de la compétence « Valider ».

Ils ont aussi pour but de rendre plus précise leur compréhension des enjeux contemporains liés aux transitions énergétiques et climatiques ainsi qu'à la pollution de l'environnement, de façon à éclairer par des arguments rationnels les choix démocratiques qu'ils sont et seront amenés à faire.

La dimension collective de la construction scientifique des connaissances de chimie est un exemple sur lequel les enseignants doivent s'appuyer pour contribuer au développement des compétences de travail en équipe. Les activités expérimentales réalisées en classe, souvent en binôme, y participent notablement.

Les compétences expérimentales sont très présentes dans les enseignements de chimie, comme elles le sont dans la pratique quotidienne des chimistes professionnels. Chaque domaine d'étude fournit également aux professeurs de multiples exemples pour contextualiser leurs enseignements sur des exemples technologiques de la vie quotidienne.

1.3 Enjeux méthodologiques

Les approches didactiques mises en œuvre dans les programmes de chimie en Allemagne et en France diffèrent sur de nombreux plans (place de la modélisation, de l'argumentation collective, des activités expérimentales...). L'enseignant de chimie en lycée franco-allemand doit être conscient de ces différences et exploiter les avantages de chacune des approches, en les adaptant à son public. Il est très formateur de présenter aux élèves les démarches mises en œuvre dans le pays partenaire pour aborder telle ou telle notion : cette multiplicité de points de vue enrichit, chez les élèves, la compréhension des phénomènes et des lois abordées en chimie.

C'est dans cet esprit que ce programme est conçu : si certaines thématiques sont présentées selon une approche qui semblera familière aux enseignants français, d'autres seront plus conformes aux habitudes de leurs collègues allemands. Tous ont à gagner des pas de côté qu'ils seront amenés à faire, dans le sens d'une meilleure appréhension des pratiques de l'autre pays.

La dimension linguistique est fondamentale pour construire cette culture commune. Il est essentiel que les enseignants des deux pays apprennent à leurs élèves, dans les deux langues, les éléments de vocabulaire scientifique essentiels mobilisés dans chaque thématique. Cette formation doit être enrichie par des activités documentaires s'appuyant sur des textes scientifiques rédigés dans l'autre langue.

1.4 Evaluation

L'évaluation en chimie doit s'appuyer sur une variété de situations qui reflètent la diversité des approches mobilisées dans cette discipline : devoirs sur tables, interrogations de cours, quizz, activités expérimentales, comptes-rendus oraux en travaux pratiques, analyses documentaires, débats scientifiques, etc. Elle peut être individuelle ou collective. Elle constitue avant tout un élément fondamental d'amélioration des apprentissages. Sa dimension formative est primordiale, même dans les situations sommatives.

Ainsi, les évaluations, dont les attendus sont clairement explicités, doivent donner lieu à des retours rapides et détaillés des professeurs à leurs élèves. L'évaluation déportée (évaluation partielle ou totale par les pairs) est également conseillée. Des activités de remédiation différenciées peuvent être mises en place si nécessaire.

2 Contenus et compétences disciplinaires

Pour chaque enseignement, les tableaux qui suivent indiquent thème par thème l'ensemble des connaissances et des capacités dont l'assimilation est requise par les élèves. Aux « notions et contenus » placés en première colonne des tableaux correspondent une ou plusieurs « capacités exigibles » placées en seconde colonne. Les capacités exigibles privilégiant une approche expérimentale sont écrites en italique.

L'ensemble des thèmes abordés permet des contextualisations variées issues du quotidien, au premier rang desquels figurent l'analyse des causes et des conséquences de la transition climatique et énergétique. L'histoire de la chimie doit être mobilisée pour éclairer les notions présentées. La dimension épistémique de la démarche scientifique (construction collective du savoir scientifique, fonctionnement de la communauté scientifique, forces et limites de la démarche scientifique...) doit être présente dans les enseignements, à un niveau et avec un volume adapté.

Le professeur est libre d'aborder en classe de seconde et sur le cycle terminal (classes de première et de terminale) les thèmes, les connaissances et les capacités dans l'ordre de son choix. Toutefois, les programmes des enseignements du cycle terminal explicitent les éléments qu'il convient de traiter dès la classe de première.

Des capacités exigibles sont communes à l'ensemble des thèmes ou à plusieurs d'entre eux . Elles ne sont pas systématiquement rappelées :

- respecter les règles de sécurité liées au travail en laboratoire. Comprendre et respecter les précautions nécessaires pour l'emploi d'un composé chimique précisées dans son étiquetage ;
- analyser, contrôler et si possible minimiser les incertitudes de mesure ;
- mettre en œuvre un dispositif d'acquisition et de traitement de données : microcontrôleur, interface d'acquisition, tableur, langage de programmation.

2.1 Classe de seconde

2.1.1. Module transversal : mesures et incertitudes

Notions et contenus	Capacités exigibles
Variabilité de la mesure d'une grandeur physique.	Exploiter une série de mesures indépendantes d'une grandeur physique : histogramme, moyenne et écart-type. Discuter des causes de la variabilité d'une mesure et de l'influence de l'instrument de mesure et du protocole. Évaluer qualitativement la dispersion d'une série de mesures indépendantes. <i>Représenter l'histogramme associé à une série de mesures à l'aide d'un tableur.</i>
Incertitude-type.	Définir qualitativement une incertitude-type. Procéder à l'évaluation d'une incertitude-type par une approche statistique (évaluation de type A). Procéder à l'évaluation d'une incertitude-type par une autre approche que statistique (évaluation de type B).
Écriture du résultat d'une mesure.	Indiquer, avec un nombre adapté de chiffres significatifs, le résultat d'une mesure.
Comparaison de deux valeurs.	Comparer qualitativement un résultat à une valeur de référence.
Régression linéaire.	<i>Réaliser une régression linéaire afin d'obtenir les valeurs des paramètres d'un modèle.</i>

2.1.2. Module A – Lien structure de la matière et propriétés physico-chimiques

Notions et contenus	Capacités exigibles
Corps pur, mélange – Description et composition d'un système.	
Corps purs et mélanges au quotidien. Espèce chimique, corps pur, mélanges d'espèces chimiques, mélanges homogènes et hétérogènes. Identification d'espèces chimiques dans un échantillon de matière par des mesures physiques ou des tests chimiques.	Citer des exemples courants de corps purs et de mélanges homogènes et hétérogènes. Distinguer un mélange homogène d'un mélange hétérogène. Identifier, à partir de valeurs de référence, une espèce chimique par ses températures de changement d'état, sa masse volumique ou par des tests chimiques. Citer des tests chimiques courants de présence d'eau, de dihydrogène, de dioxygène,

Composition massique d'un mélange. Composition volumique d'un mélange. Cas de l'air.	de dioxyde de carbone. Citer la valeur de la masse volumique de l'eau liquide et la comparer à celles d'autres corps purs et mélanges. Citer la composition approchée de l'air et l'ordre de grandeur de la valeur de sa masse volumique. Établir la composition d'un échantillon à partir de données expérimentales. <i>Mesurer des volumes et des masses pour estimer la composition de mélanges.</i>
Les solutions aqueuses, un exemple de mélange. Solvant, soluté. Concentration en masse, solubilité d'un soluté dans un solvant donné.	Identifier le soluté et le solvant à partir de la composition ou du mode opératoire de préparation d'une solution. Déterminer la valeur de la concentration en masse d'un soluté à partir du mode opératoire de préparation d'une solution par dissolution ou par dilution. <i>Mesurer des masses pour étudier la variabilité du volume mesuré par une pièce de verrerie ; choisir et utiliser la verrerie adaptée pour préparer une solution par dissolution ou par dilution.</i>
Du macroscopique au microscopique, de l'espèce chimique à l'entité. Espèces moléculaires, espèces ioniques, électroneutralité de la matière au niveau macroscopique. Entités chimiques : molécules, atomes, ions.	Définir une espèce chimique comme une collection d'un nombre très élevé d'entités identiques. Exploiter l'électroneutralité de la matière pour associer des espèces ioniques et citer des formules de composés ioniques. Déterminer la formule d'un composé ionique constitué d'un seul type de cation et d'un seul type d'anion, tous deux fournis.
Le noyau de l'atome, siège de sa masse et de son identité. Numéro atomique, nombre de masse, écriture conventionnelle : A_ZX ou AX. Élément chimique. Isotopie. Masse et charge électrique d'un électron, d'un proton et d'un neutron, charge électrique élémentaire, neutralité de l'atome.	Citer l'ordre de grandeur de la masse et la charge d'un proton, d'un neutron, d'un électron. Décrire la constitution des atomes à l'aide du modèle noyau-cortège électronique.
Compter les entités dans un échantillon de matière. Nombre d'entités dans un échantillon.	Déterminer la masse molaire d'une entité à

Définition de la mole. Constante d'Avogadro. Masse molaire d'un élément. Quantité de matière dans un échantillon. Concentration en quantité de matière.	partir de sa formule brute et de la masse molaire des éléments qui la composent. Déterminer le nombre d'entités et la quantité de matière d'une espèce dans une masse d'échantillon. Convertir une concentration en masse en une concentration en quantité de matière et réciproquement
Titre massique et densité d'une solution.	Déterminer la concentration en masse ou en quantité de matière d'une solution à partir de son titre massique et de sa densité. <i>Réaliser une solution de concentration donnée en soluté apporté à partir d'une solution de titre massique et de densité fournis.</i>
Modèle quantique de l'atome	
Quantification des niveaux énergétiques Spectre de raies atomiques et quantification des niveaux énergétiques électroniques. Relation de Planck-Einstein.	Relier longueurs d'onde d'émission ou d'absorption et diagramme de niveaux d'énergie électroniques. Citer les ordres de grandeur des énergies d'ionisation et des distances caractéristiques dans l'atome. Évaluer la différence d'énergie entre deux niveaux à partir de la longueur d'onde et réciproquement.
Le tableau périodique des éléments : une première approche Organisation par blocs.	Situer dans le tableau les familles suivantes et en citer des propriétés remarquables : métaux alcalins et alcalino-terreux, halogènes et gaz nobles.
La liaison chimique	
Modèle de la liaison covalente Modèle de Lewis de la liaison covalente Liaison covalente localisée ; longueur de la liaison covalente.	Décrire l'établissement d'une liaison covalente comme la mise en commun de deux électrons de valence et donner un ordre de grandeur de la longueur de liaison associée.
Schéma de Lewis d'une molécule ou d'un ion monoatomique ou polyatomique (étude limitée aux éléments des blocs s et p).	Établir un ou des schémas de Lewis pertinent(s) pour une molécule ou un ion.
Structure et réactivité des molécules organiques	
Représentation des entités organiques. Formules brutes, semi-développées, développées.	Passer d'un mode de représentation à un autre. Identifier et nommer les groupes caractéris-

Squelettes carbonés saturés, groupes caractéristiques (niveau microscopique) et familles fonctionnelles (niveau macroscopique). Alcanes, alcènes, alcynes : éléments de nomenclature. Lien entre le nom d'une espèce et sa structure.	tiques associés aux familles fonctionnelles suivantes : alcool et acide carboxylique. Nommer les hydrocarbures à chaînes courtes (chaîne < 10 atomes de carbone). Connaître les noms usuels éthylène (pour éthène) et acétylène (pour éthyne). Nommer des molécules simples possédant un seul groupe caractéristique (alcool ou acide carboxylique) et représenter des molécules simples à partir de leur nom.
Méthodes analytiques	
Spectroscopie UV-visible. Utilisation à des fins quantitatives (en chimie analytique). Absorbance. Loi de Beer-Lambert. Coefficient d'absorption molaire.	Déterminer la concentration d'un soluté à partir de données expérimentales relatives à l'absorbance de solutions de concentrations connues (gamme étalon). Citer et utiliser la loi de Beer-Lambert. <i>Proposer et mettre en œuvre un protocole pour réaliser une gamme étalon et déterminer la concentration d'une espèce colorée en solution par des mesures d'absorbance.</i>
Chromatographies. Principes généraux de la chromatographie : phase stationnaire, phase mobile, éluant. Chromatographie sur couche mince (CCM) : révélation, rapport frontal.	Identifier une phase stationnaire, une phase mobile. Interpréter les rapports frontaux de différentes espèces lors d'une analyse par CCM. <i>Identifier les composants d'un mélange homogène à l'aide d'une CCM.</i>

2.1.2. Module B – Aspect énergétique des transformations – Thermodynamique

Notions et contenus	Capacités exigibles
Description de la composition d'un système siège d'une transformation chimique	
Modèle du gaz parfait. Masse volumique, température thermodynamique, pression. Équation d'état du gaz parfait	Relier qualitativement les valeurs des grandeurs macroscopiques mesurées aux propriétés du système à l'échelle microscopique. Exploiter l'équation d'état du gaz parfait pour décrire le comportement d'un gaz. Identifier les limites du modèle du gaz parfait Citer les phases liquide et solide comme des phases condensées et en décrire les caractéristiques.

Modèle de la phase condensée indilatable et incompressible. Modélisation macroscopique d'une transformation par une réaction chimique. Écriture symbolique d'une réaction chimique. Stœchiométrie. Notion d'espèce spectatrice. État initial, état final. Réactif limitant.	Modéliser, à partir de données expérimentales, une transformation par une réaction, établir l'équation de réaction associée et l'ajuster. Décrire qualitativement l'évolution des quantités de matière des espèces chimiques lors d'une transformation. Identifier le réactif limitant à partir des quantités de matière des réactifs et de l'équation de réaction.
--	--

2.2 Classes de première et terminale

Il convient de commencer par traiter en classe de première les modules ou parties de modules suivantes :

- module transversal : Mesures et incertitudes, en dehors de tout ce qui concerne les incertitudes-types composées qui peut n'être abordé qu'en classe de terminale ;
- module A : Lien structure de la matière et propriétés physico-chimiques ;
- module B : Aspect énergétique des transformations – Thermodynamique ;
- module C : nécessaire pour les acides/ bases et pour module D
- module D : Équilibres en solution aqueuse, en dehors des transformations rédox.

Les modules D et E sont traités en classe de terminale.

2.2.1. Module transversal : mesures et incertitudes

Notions et contenus	Capacités exigibles
Variabilité de la mesure d'une grandeur physique.	Exploiter une série de mesures indépendantes d'une grandeur physique : histogramme, moyenne et écart-type. Discuter des causes de la variabilité d'une mesure et de l'influence de l'instrument de mesure et du protocole. Évaluer qualitativement la dispersion d'une série de mesures indépendantes. <i>Représenter l'histogramme associé à une série de mesures à l'aide d'un tableur ou d'un langage de programmation.</i>
Incertitude-type.	Définir qualitativement une incertitude-type. Procéder à l'évaluation d'une incertitude-type par une approche statistique (évaluation de type A). Expliquer l'intérêt de réaliser un grand nombre de mesures pour diminuer l'incertitude-type sur la valeur moyenne. Procéder à l'évaluation d'une incertitude-type par une autre approche que statistique (évaluation de type B).
Écriture du résultat d'une mesure.	Indiquer, avec un nombre adapté de chiffres significatifs, le résultat d'une mesure.
Régression linéaire.	<i>Réaliser une régression linéaire afin d'obtenir les valeurs des paramètres d'un modèle.</i>

2.2.2. Module A – Lien structure de la matière et propriétés physico-chimiques

Notions et contenus	Capacités exigibles
Modèle quantique de l'atome	
Le cortège électronique de l'atome Notion d'orbitale atomique : probabilité de présence des électrons, nombres quantiques n et l. Allures des orbitales atomiques s et p. Configuration électronique d'un atome à l'état fondamental et position dans le tableau périodique des éléments (blocs s et p). Électrons de cœur et électrons de valence. Notion d'espèce radicalaire	Définir qualitativement une orbitale atomique en termes de probabilité de présence. Nommer les nombres quantiques principaux et secondaire et décrire qualitativement leur signification. Décrire les formes des orbitales atomiques s et p. Établir la configuration électronique d'un atome dans son état fondamental à partir de sa position dans le tableau périodique des éléments, pour les trois premières périodes. En déduire la configuration électronique des ions monoatomiques usuels. Déterminer le nombre d'électrons non appariés d'un atome dans son état fondamental.
Configuration électronique. Établissement de la configuration électronique d'un atome à l'état fondamental : nombres quantiques m_l et m_s ; règles de remplissage.	Établir la configuration électronique d'un atome dans son état fondamental à partir de son numéro atomique, pour les 4 premières périodes.
Tableau périodique et propriétés physico-chimiques Lien entre propriétés atomiques et tableau périodique : électronégativité, polarisabilité. Organisation par blocs.	Comparer les électronégativités et les polarisabilités de deux atomes à partir des positions des éléments associés dans le tableau périodique. Situer dans le tableau les familles suivantes et en citer des propriétés remarquables : métaux alcalins et alcalino-terreux, halogènes et gaz nobles.
La liaison chimique	
Modèle de la liaison covalente Modèle de Lewis de la liaison covalente Liaison covalente localisée ; longueur et énergie de la liaison covalente.	Décrire l'établissement d'une liaison covalente comme la mise en commun de deux électrons de valence et donner un ordre de grandeur de l'énergie et de la longueur de liaison associée. Associer qualitativement l'énergie d'une liaison entre deux atomes à l'énergie nécessaire pour rompre cette liaison.

Modèle de la liaison covalente délocalisée : mésomérie.	Identifier les enchaînements donnant lieu à une délocalisation électronique dans une entité et représenter les formules mésomères limites d'une entité chimique. Mettre en évidence une éventuelle délocalisation électronique à partir de données sur les longueurs de liaison, ou d'autres grandeurs expérimentales.
Géométrie et polarité des entités chimiques Structure géométrique d'une molécule ou d'un ion polyatomique. Modèle VSEPR. Représentation de Cram.	Associer qualitativement la géométrie d'une entité à la minimisation de son énergie. Prévoir et interpréter les structures de type AX _n avec $n \leq 4$ et AX _p E _q , avec $p+q = 3$ ou 4 .
Électronégativité : définition, liaison polarisée, moment dipolaire, molécule polaire.	Comparer les électronégativités de deux atomes à partir de données ou de leurs positions dans le tableau périodique. Décrire la liaison C-H comme non polarisée, et citer O, N et Cl (ou halogènes) comme des éléments plus électronégatifs que C. Prévoir la polarisation d'une liaison en comparant les électronégativités des atomes qui la constituent. Relier l'existence ou non d'un moment dipolaire permanent à la structure géométrique d'une molécule. Déterminer direction et sens du vecteur moment dipolaire d'une liaison ou d'une molécule.
Liaisons intermoléculaires	
Polarisabilité, dipôle permanent, dipôle induit, dipôle instantané. Interactions de van der Waals (Debye, Keesom, London) et liaison hydrogène.	Définir les notions de dipôles permanent, dipôle instantané, dipôle induit. Indiquer les ordres de grandeurs des énergies mises en jeu. Lier la polarisabilité d'un atome à sa position dans le tableau périodique. Prévoir ou interpréter les températures de changement d'état de corps purs moléculaires par l'existence d'interactions de van der Waals ou de liaisons hydrogène. <i>Mettre en évidence expérimentalement l'existence des interactions intermoléculaires et l'influence de quelques facteurs sur leur intensité.</i>
Grandeurs caractéristiques et propriétés de solvants moléculaires : caractère polaire ou apolaire, caractère protogène.	Associer une propriété d'un solvant moléculaire à une ou des grandeurs caractéristiques. Interpréter la miscibilité totale, partielle ou

Mise en solution d'une espèce chimique moléculaire ou ionique.	nulle de deux solvants. Interpréter la solubilité d'une espèce chimique moléculaire ou ionique.
--	---

Structure et réactivité des molécules organiques	
Représentation des entités organiques. Formules brutes, semi-développées, développées, topologiques. Squelettes carbonés saturés, groupes caractéristiques (niveau microscopique) et familles fonctionnelles (niveau macroscopique). Lien entre le nom et la structure.	Passer d'un mode de représentation à un autre. Identifier et nommer les groupes caractéristiques associés aux familles fonctionnelles suivantes : alcool, aldéhyde, cétone, acide carboxylique et amine. Identifier les familles des esters et des amides. Nommer des molécules simples possédant un seul groupe caractéristique (excepté les amines) et représenter des molécules simples à partir de leur nom.
Stéréoisomérisation de configuration : chiralité, énantiomérie, diastéréoisomérisation, descripteurs stéréochimiques <i>R</i>, <i>S</i>, <i>Z</i>, <i>E</i>. Représentation de Cram. Activité optique, mélange racémique, pouvoir rotatoire. Loi de Biot.	Identifier le descripteur stéréochimique d'un centre stéréogène. Citer et utiliser les règles de Cahn, Ingold et Prelog. Déterminer la relation d'isomérisation entre deux stéréoisomères. Comparer les propriétés physico-chimiques de deux énantiomères et de deux diastéréoisomères. Citer et exploiter la loi de Biot. <i>Déterminer la composition d'un système chimique ou suivre une transformation chimique en utilisant l'activité optique.</i>
Hydrocarbures Alcanes, alcènes, alcynes : relation structure / propriétés physico-chimiques.	Citer l'influence de la longueur de la chaîne, des ramifications et des insaturations sur les températures de changement d'état. Citer et utiliser les propriétés des hydrocarbures en tant que solvants. Citer et définir les termes hydrophobes, hydrophile,
Composés oxygénés Alcools, cétones, aldéhydes, cétones, acides carboxyliques, esters : éléments de nomenclature. Relation structure / propriétés physico-chimiques.	Définir et reconnaître les classes des alcools. Expliquer la solubilité des espèces des différentes familles fonctionnelles dans l'eau ou dans les solvants organiques en s'appuyant sur les interactions intermoléculaires. Expliquer les différences de températures de

Réactivité en chimie organique : nucléophilie, électrophilie, acidité, basicité.	changement d'état entre des composés oxygénés de chaîne carbonée similaires appartenant à des familles différentes. Connaitre quelques noms usuels : acide formique, acide acétique, formaldéhyde, acétone, glycérol. Par exemple : Herstellung von Ethanol durch alkoholische Gärung Oxidation der Alkanole Expliquer la réactivité d'une espèce organique à partir de la structure de ses groupes caractéristiques (nucléophilie, électrophilie, acidité, basicité). Identifier les sites électrophiles et nucléophiles d'une molécule polyfonctionnelle. <i>Mettre en œuvre des tests caractéristiques de composés oxygénés.</i> <i>Mettre en œuvre une synthèse d'un composé oxygéné et le caractériser.</i>
Acides gras, lipides : structure, propriétés physico-chimiques. Triglycérides. Amphiphilie : espèces chimiques amphiphiles, micelles, structure schématique des membranes cellulaires. Émulsions.	Distinguer lipides simples (esters de glycérols ou d'alcools gras) et lipides complexes (phospholipides ou glycolipides). Distinguer la partie hydrophile de la partie hydrophobe d'un lipide. Expliquer l'évolution de la solubilité des acides gras dans l'eau et de leur température de fusion avec la structure de leur chaîne carbonée. Prévoir le caractère amphiphile d'une entité à partir de sa structure et interpréter sa solubilité dans un solvant. Interpréter la structure d'une association d'entités amphiphiles (micelle, bicouche, membrane cellulaire). Nommer des exemples d'émulsions de la vie courante. Décrire la structure d'une émulsion en distinguant phase dispersée et phase continue. Interpréter les propriétés détergentes ou émulsifiantes des espèces chimiques amphiphiles.

Méthodes analytiques	
Ondes électromagnétiques et spectroscopie. Domaines des ondes électromagnétiques. Relation entre longueur d'onde, célérité de la lumière et fréquence. Le photon. Énergie d'un photon. Description qualitative de l'interaction lumière-matière : absorption et émission. Méthodes d'analyse spectroscopiques (infrarouge, UV-Visible). Utilisation à des fins quantitatives (en chimie analytique) et qualitative (identification de groupes caractéristiques en chimie organique). Absorbance, spectre d'absorption, couleur d'une espèce en solution. Loi de Beer-Lambert. Coefficient d'absorption molaire.	Utiliser une échelle de fréquences ou de longueurs d'onde pour identifier un domaine spectral. Indiquer l'ordre de grandeur des fréquences ou des longueurs d'onde des ondes électromagnétiques utilisées dans divers domaines d'application (imagerie médicale, optique visible, signaux wifi, micro-ondes, etc.). Indiquer et utiliser la relation de Planck-Einstein. Identifier, à partir d'un spectre infrarouge et de tables de nombres d'onde de vibration, une liaison ou un groupe caractéristique dans une entité chimique organique. Expliquer ou prévoir la couleur d'une espèce en solution à partir de son spectre UV-visible. Déterminer la concentration d'un soluté à partir de données expérimentales relatives à l'absorbance de solutions de concentrations connues (gamme étalon). Indiquer et utiliser la loi de Beer-Lambert. Indiquer ses limites. Indiquer les facteurs desquels le coefficient d'absorption molaire d'une espèce en solution dépend (solvant, température, longueur d'onde). <i>Réaliser le spectre d'absorption UV-visible d'une espèce chimique.</i> <i>Proposer et mettre en œuvre un protocole pour réaliser une gamme étalon et déterminer la concentration d'une espèce colorée en solution par des mesures d'absorbance.</i> Expliquer le fonctionnement de la révélation d'une CCM sous UV. Comparer les caractéristiques d'une espèce synthétisée avec celles d'une espèce commerciale en interprétant des spectres IR pour : - confirmer qu'une transformation chimique a bien eu lieu, - trouver que l'espèce chimique analysée est celle attendue, - repérer et identifier d'éventuelles impuretés. (spectres IR fourni) Exploiter, à partir de valeurs de référence, un spectre d'absorption infrarouge.
Chromatographies. Principes généraux de la chromatographie : phase stationnaire, phase mobile, éluant.	Identifier une phase stationnaire, une phase mobile.

Chromatographie sur couche mince (CCM) : révélation, rapport frontal.	Interpréter les rapports frontaux de différentes espèces lors d'une analyse par CCM. <i>Identifier les composants d'un mélange homogène à l'aide d'une CCM.</i> Justifier le choix d'un éluant adapté à la réalisation d'une CCM. Proposer et mettre en œuvre un protocole d'identification par CCM d'une espèce chimique. <i>Mettre en œuvre une analyse qualitative en chromatographie, notamment pour caractériser un produit synthétiser.</i>
---	--

2.2.3. Module B – Aspect énergétique des transformations – Thermodynamique

Notions et contenus	Capacités exigibles
Description de la composition d'un système siège d'une transformation chimique	
État initial, notion d'avancement (mol), état final. Avancement final, avancement maximal. Taux d'avancement. Réactif limitant. Transformations totale et non totale, notion d'équilibre thermodynamique. Mélanges stœchiométriques.	Identifier le réactif limitant à partir des quantités de matière des réactifs et de l'équation de réaction. Déterminer la composition du système dans l'état final en fonction de sa composition initiale pour une transformation considérée comme totale. Déterminer l'avancement final d'une réaction à partir de la description de l'état final et comparer à l'avancement maximal.
Évolution et équilibre d'un système siège d'une transformation chimique.	
Système en équilibre chimique : modèle de l'équilibre dynamique. Constante thermodynamique d'équilibre K°. Loi d'action des masses.	Modéliser l'état d'équilibre à partir d'un modèle pratique (TP) et numérique ou Exprimer la constante thermodynamique d'équilibre pour un système siège d'une transformation chimique donnée Interpréter la valeur de la constante thermodynamique d'équilibre en termes de réaction thermodynamiquement favorable ou défavorable. Déterminer la composition chimique d'un système dans l'état final, en distinguant les cas d'équilibre chimique et de transformation totale, pour une transformation modélisée par une réaction chimique.
Principe de modération.	Énoncer et utiliser le principe de modération

	pour décrire et justifier les facteurs qui modifient l'état d'équilibre chimique d'un système physico-chimique (changement de température, de pression, de composition).
--	--

2.2.4. Module C – Aspect cinétique des transformations

Notions et contenus	Capacités exigibles
Évolution temporelle d'un système siège d'une transformation chimique	
Transformations lentes et rapides. Vitesses volumiques de consommation d'un réactif et de formation d'un produit. Temps de demi-vie d'un réactif. Vitesse volumique de réaction pour une transformation modélisée par une réaction chimique unique. Temps de demi-réaction d'une transformation totale ou non.	À partir de données concernant l'évolution des concentrations en quantité de matière en fonction du temps, tracer un graphe représentant l'évolution des concentrations et justifier l'allure de la courbe. Décrire et justifier l'évolution de la vitesse d'une réaction. Relier la vitesse volumique de réaction à la vitesse volumique de consommation d'un réactif ou de formation d'un produit. À partir de données expérimentales, déterminer une vitesse volumique de disparition d'un réactif, une vitesse volumique d'apparition d'un produit, une vitesse volumique de réaction, un temps de demi-vie d'un réactif ou un temps de demi-réaction. <i>Mettre en œuvre une méthode physique ou chimique pour suivre l'évolution d'une concentration et déterminer la vitesse volumique de formation d'un produit ou de disparition d'un réactif.</i>
Loi de vitesse. Réactions sans ordre, réactions avec ordre simple. Ordre partiel, ordre global. Dégénérescence d'ordre, ordre apparent.	Formuler la loi de vitesse dans le cas d'une réaction chimique admettant un ordre, en se limitant strictement à des cas d'ordre 1 ou se ramenant à un tel cas par dégénérescence de l'ordre ou conditions initiales stœchiométriques. Déterminer un temps de demi-réaction à partir d'une loi de vitesse. <i>Déterminer une constante de vitesse à partir du suivi temporel d'une grandeur physique.</i>
Facteurs cinétiques Concentration, température, pression, état de surface	Reconnaître, dans un protocole, des opérations visant à augmenter ou à diminuer une vitesse de réaction.

Facteurs cinétiques en stratégie de synthèse et d'analyse : dilution, chauffage, reflux, trempe.	Indiquer des facteurs cinétiques à partir de données expérimentales.
Loi empirique d'Arrhenius et énergie d'activation.	Déterminer la valeur de l'énergie d'activation d'une réaction chimique à partir de valeurs de la constante cinétique à différentes températures.
Catalyse, catalyseur. Catalyse homogène, catalyse hétérogène, catalyse enzymatique.	Indiquer les propriétés d'un catalyseur et identifier un catalyseur à partir de données expérimentales. <i>Mettre en évidence des facteurs cinétiques et l'effet d'un catalyseur.</i>
Modélisation microscopique : mécanisme réactionnel	
Mécanisme réactionnel Acte élémentaire, intermédiaire réactionnel, formalisme de la flèche courbe. Modification du mécanisme par ajout d'un catalyseur.	À partir d'un mécanisme réactionnel fourni, nommer le ou les réactifs, le ou les produits, un intermédiaire réactionnel, un catalyseur et établir l'équation de la réaction qu'il modélise au niveau microscopique. Utiliser le formalisme des flèches courbes pour rendre compte d'un acte élémentaire et le relier aux caractères nucléophile et électrophile des entités.
Profil réactionnel, effet d'une modification de la température ou de l'ajout d'un catalyseur.	Représenter qualitativement le profil réactionnel d'un acte élémentaire (la coordonnée réactionnelle n'est pas au programme).

2.2.5. Module D – Équilibres en solution aqueuse

Notions et contenus	Capacités exigibles
Modéliser des transformation acide-base	
Réactions acide-base Transformation modélisée par des transferts d'ion hydrogène H^+ : acide et base de Brönsted, couple acide-base, réaction acide-base. Polyacide, polybase.	Indiquer, à partir d'observations ou de données expérimentales, un transfert d'ion hydrogène et les couples acide-base mis en jeu. Établir l'équation d'une réaction acide-base.
Couples acide-base de l'eau et de l'acide carbonique. Autoprotolyse de l'eau. Produit ionique de l'eau K_e et pK_e .	Modéliser l'ion hydrogène $H^+(aq)$ en solution aqueuse par l'ion oxonium $H_3O^+(aq)$. Écrire l'équation modélisant l'autoprotolyse de l'eau, exprimer sa constante d'équilibre et citer la valeur à 298 K.
	Identifier le caractère amphotère d'une espèce

Espèce amphotère.	chimique.
pH d'une solution aqueuse Notion de pH, lien avec la concentration en ion hydrogène. Constante d'acidité K_a (et pK_a) d'un couple acide-base, notion d'acide faible et de base faible dans l'eau. Réaction d'un acide ou d'une base avec l'eau, cas limite des acides forts et des bases fortes dans l'eau, échelle de pH. Solutions courantes d'acides et de bases.	Définir le pH d'une solution aqueuse. Déterminer, à partir de la valeur de la concentration en ion hydrogène, la valeur du pH de la solution et réciproquement, pour des solutions diluées. <i>Mesurer le pH de solutions d'acide chlorhydrique à l'aide d'un pH-mètre pour tester la relation entre le pH et la concentration en ion hydrogène apporté.</i> Associer la constante K_a à l'équation de réaction correspondante et en donner une expression. <i>Estimer la valeur de la constante d'acidité d'un couple acide-base à l'aide d'une mesure de pH.</i> Associer le caractère fort d'un acide (d'une base) à la transformation quasi-totale de cet acide (cette base) avec l'eau. Écrire l'équation d'une réaction acide-base, évaluer sa constante d'équilibre thermodynamique et discuter de son caractère quantitatif. Prévoir la composition finale d'une solution aqueuse de concentration donnée en acide fort ou faible apporté et en déduire la valeur de son pH. Comparer la force de différents acides ou de différentes bases dans l'eau. <i>Mesurer le pH de solutions d'acide ou de base de concentration donnée pour en déduire le caractère fort ou faible de l'acide ou de la base.</i> Citer des solutions aqueuses d'acides et de bases courantes et les formules des espèces dissoutes associées : acide chlorhydrique, acide nitrique, acide sulfurique, acide éthanoïque, soude, ammoniac.
Titration acide-base avec suivi colorimétrique. Définition et repérage de l'équivalence.	Relier qualitativement l'évolution des quantités de matière de réactifs et de produits à l'état final au volume de solution titrante ajoutée. Relier l'équivalence au changement de réactif limitant et à l'introduction des réactifs en proportions stœchiométriques.

	Établir la relation entre les quantités de matière de réactifs introduites pour atteindre l'équivalence. Justifier qu'un indicateur coloré est adapté à un titrage quand sa zone de virage est entièrement comprise dans le saut de pH. Expliquer ou prévoir le changement de couleur observé à l'équivalence d'un titrage mettant en jeu une espèce colorée. Exploiter les relations (fournies) donnant le pH de solution d'acide faible et de base faible dans les conditions usuelles pour estimer le pH d'un milieu ou pour choisir un indicateur coloré. <i>Mettre en œuvre un titrage acide-base suivi par utilisation d'un indicateur coloré.</i>
Titration acide-base suivie par pH-métrie.	Établir la composition du système après ajout d'un volume de solution titrante, la transformation étant considérée comme totale. Exploiter un titrage pour déterminer une quantité de matière, une concentration ou une masse. Exploiter des courbes réelles ou simulées pour justifier le choix d'un indicateur coloré. <i>Mettre en œuvre le suivi pH-métrique d'un titrage ayant pour support une réaction acide-base.</i> Analyser les courbes de titrage (forme dans le cas de titrage acide fort / base forte, forme dans le cas où une espèce a une acidité faible, pH à la demi-équivalence dans le cas d'un acide ou une base faible, pH à l'équivalence). Mettre en œuvre différentes méthodes de détermination du volume à l'équivalence : tangentes, dérivée première (extremum)
Transformations redox et applications	
Transformation modélisée par une réaction d'oxydo-réduction : oxydant, réducteur, couple oxydant-réducteur, demi-équation électrochimique.	À partir de données expérimentales, identifier le transfert d'électrons entre deux réactifs et le modéliser par des demi-équations électrochimiques. Établir une équation de la réaction entre un oxydant et un réducteur, les couples oxydant-réducteur étant donnés. <i>Mettre en œuvre des transformations modélisées par des réactions d'oxydo-réduction.</i> Lier la position d'un élément dans le tableau périodique et le caractère oxydant ou réducteur
Nombre d'oxydation	

Réaction d'oxydo-réduction support du titrage ; changement de réactif limitant au cours du titrage. Oxydants et réducteurs usuels.	du corps simple correspondant. Prévoir les nombres d'oxydation extrêmes d'un élément à partir de sa position dans le tableau périodique. Identifier l'oxydant et le réducteur d'un couple. <i>Réaliser un titrage mettant en jeu une réaction redox (suivi colorimétrique).</i> Citer des oxydants et des réducteurs usuels : eau de Javel, dioxygène, dichlore, acide ascorbique, dihydrogène, métaux.
Piles Pile, électrodes, demi-piles, pont salin ou membrane, tension à vide. Fonctionnement d'une pile ; réactions électrochimiques aux électrodes. Anode et cathode.	Justifier la nécessité de séparer les réactifs dans deux demi-piles et l'utilisation d'un pont salin. Modéliser et schématiser, à partir de résultats expérimentaux, le fonctionnement d'une pile. Définir anode et cathode. Décrire l'électrode standard à hydrogène. Décrire le fonctionnement d'une pile à partir d'une mesure de tension à vide ou à partir des potentiels d'électrode.
Électrolyses Passage forcé d'un courant pour réaliser une transformation chimique. Constitution et fonctionnement d'un électrolyseur. Stockage et conversion d'énergie chimique.	Modéliser et schématiser, à partir de résultats expérimentaux, les transferts d'électrons aux électrodes par des réactions électrochimiques. Nommer cathode et anode. Indiquer des intérêts industriels de l'électrolyse : production d'aluminium, raffinage du cuivre, production hydrogène, galvanisation, chromage, nickelage. Expliciter des exemples de dispositifs réalisant des conversions et stockages d'énergie chimique (piles, accumulateurs, organismes chlorophylliens) et les enjeux sociétaux associés.

2.2.6. Module E – Transformations en chimie organique

Notions et contenus	Capacités exigibles
Concepts généraux en chimie organique	
Nombre d'oxydation des éléments dans les composés organiques oxygénés. Combustion complète.	Développer une équation de réaction associée à une combustion complète d'hydrocarbures ou de composés organiques oxygénés ;

	Nommer les produits d'oxydations des alcools primaire et secondaire et développer les équations redox associées. <i>Utiliser des tests de reconnaissance liés à ces propriétés redox (Fehling, Tollens)</i>
Propriétés acide-base des composés organiques.	Indiquer les ordres de grandeur des pKa de quelques couples acide-base en chimie organique : acide carboxylique/carboxylate, alcool/alcoolate, ammonium/amine. Indiquer les représentations de Lewis associées.
Transformations en chimie organique	
Mécanisme réactionnel en chimie organique : acte élémentaire, intermédiaire réactionnel, formalisme de la flèche courbe.	Identifier un site nucléophile et un site électrophile. Représenter les flèches courbes d'un acte élémentaire dans un mécanisme réactionnel fourni, en justifiant leur sens.
Bilan réactionnel et type de transformation organique.	Distinguer le type de réaction, en termes de bilan (substitution, addition, élimination, redox, acide-base) ou de mécanisme réactionnel. Distinguer, en particulier, la différence entre un bilan de substitution et un mécanisme d'addition/élimination.
Stratégie de synthèse	
Étapes d'un protocole, caractérisation d'un produit de réaction.	Identifier, dans un protocole, les étapes de transformation des réactifs, d'isolement, de purification et d'analyse (identification, pureté) du produit synthétisé. Justifier, à partir des propriétés physico-chimiques des réactifs et produits, le choix de méthodes d'isolement, de purification (recristallisation, distillation fractionnée, chromatographie sur colonne) ou d'analyse. Distinguer le rôle d'un lavage ou d'une extraction dans un protocole de synthèse.
Rendement d'une synthèse.	Déterminer, à partir d'un protocole et de données expérimentales, le rendement d'une synthèse. Par exemple : synthèses industrielles Schématiser des dispositifs expérimentaux des étapes d'une synthèse et les légender. Choisir une méthode de caractérisation d'un produit synthétisé, notamment par comparaison avec des données tabulées

	(température de fusion, température d'ébullition, indice de réfraction) <i>Mettre en œuvre un montage à reflux pour synthétiser une espèce chimique organique. Isoler, purifier et analyser un produit formé.</i>
--	---

3 Verbes consignes

Verbes	Explications
déduire	Tirer des conclusions appropriées basées sur des résultats ou des données
estimer	Spécifier les valeurs de taille par des considérations raisonnées
analyser	Composants, propriétés ou liens importants avec une question spécifique
formuler, développer	Développer des formules chimiques, des équations, des équations de réaction (équations de mots ou de formules) ou des mécanismes de réaction
formuler des hypothèses	Formuler une hypothèse sur un fait inconnu, basée sur une base technique-ment solide
indiquer, nommer	Répertorier ou reproduire des formules, des règles, des faits, des termes ou des données sans explication
mesurer	Contextualiser des observations, des données, des résultats individuels ou des informations et en tirer des conclusions
justifier	Présenter les raisons ou les arguments en faveur d'une ligne de conduite ou d'un problème de manière compréhensible
calculer	Le calcul doit être présenté sur la base d'une seule approche
décrire	Formuler des observations, des structures, des faits, des méthodes, des procédures ou des relations de manière structurée et en utilisant un langage technique
évaluer	Le jugement factuel à porter doit être justifié à l'aide de critères techniques.
évaluer	Le jugement de valeur à porter doit être justifié en tenant compte des valeurs et des normes sociales.
représenter	Représenter des structures, des faits ou des relations de manière structurée et en utilisant un langage technique, également à l'aide de dessins et de tableaux
discuter	Comparer et peser les arguments d'une déclaration ou d'une thèse
expliquer	Rendre une situation compréhensible et accessible en se référant aux règles et repères scientifiques
expliciter	Présenter un fait clairement et le rendre compréhensible grâce à des informations supplémentaires
déterminer	Déterminer un résultat ou une connexion de manière informatique, graphique ou expérimentale
induire	A l'aide de lois connues, établir un lien entre des grandeurs chimiques ou physiques
interpréter,	Présenter les résultats scientifiques, les descriptions et les hypothèses dans un contexte compréhensible dans le contexte d'une question ou d'une hypothèse.
organiser	Classer systématiquement des concepts ou des objets en fonction de certaines caractéristiques
planifier	Développer et documenter des solutions (également expérimentales) à un problème donné
esquisser	Afficher clairement les faits, les processus, les structures ou les résultats sous forme graphique
étudier	Développer des faits ou des phénomènes en utilisant des méthodes de travail spécifiques à la matière
comparer	Identifier les similitudes et les différences en fonction de critères
représenter, dessiner	Représenter graphiquement des objets avec précision

2025

Lehrplan / Programme

DFG / LFA

Chemie / Chimie

Vertiefungsfach

Enseignement de spécialité

Klassenstufen 11 und 12

Classes 1^{ère} et Terminale

Table des matières

1.	Idées directrices	3
1.1.	Finalités éducatives	3
1.2.	Objectifs.....	3
1.3.	Enjeux méthodologiques.....	5
1.4.	Évaluation	5
2.	Contenus thématiques - Cycle terminal	6
2.1.	Module transversal : mesures et incertitudes	7
2.2.	Module A : Lien structure de la matière et propriétés physico-chimiques.....	8
2.3.	Module B : Aspect énergétique des transformations - Thermodynamique	16
2.4.	Module C : Aspect cinétique des transformations	20
2.5.	Module D : Équilibres en solution aqueuse.....	22
2.6.	Module E : Transformations en chimie organique	28
4	Verbes consignes.....	32

1. Idées directrices

1.1. Finalités éducatives

La chimie propose une analyse rationnelle des transformations de la matière qui s'appuie sur des principes à portée universelle validés par l'observation, l'expérimentation et la mesure.

Cette science a un lien fort avec les mathématiques qu'elle mobilise fréquemment dans le cadre d'une représentation modélisée de la réalité.

Les enseignements de chimie visent à renforcer la connaissance et la compréhension des principes qui régissent ces modèles. Ils développent également des compétences expérimentales permettant d'ancrer ces modélisations au monde réel et de les valider.

La chimie est au cœur de nombreuses innovations qui transforment continuellement la société dans laquelle nous vivons. Elle permet notamment d'appréhender les problématiques marquantes de notre époque et d'en proposer des solutions, dans des domaines variés allant de l'environnement à la chimie du vivant. L'enseignant peut ainsi s'appuyer sur nombreux contextes lourds d'enjeux pour rendre concrètes les notions enseignées.

Dans le cadre des lycées franco-allemands, l'enseignement de la chimie conjugue de manière équilibrée plusieurs finalités :

- présenter aux élèves les concepts centraux de la chimie dans un vaste domaine contextuel, pour décrire et analyser les transformations de la matière, qu'elles soient naturelles ou contrôlées ;
- motiver et préparer les élèves à une poursuite d'études dans les domaines scientifiques faisant intervenir la chimie en introduisant des méthodes et des objets d'étude qui seront mobilisés dans la suite de leur cursus ;
- former les élèves à la démarche scientifique, ses forces et ses limites. Les initier à ce mode collectif de construction des savoirs et leur donner des outils de validation des connaissances et des informations. Apprendre aux élèves quelques repères historiques de l'évolution des idées en chimie dans lesquels les scientifiques français et allemands ont joué un rôle essentiel.

La démarche scientifique ne connaît pas de frontière ; elle a pour vocation de construire un savoir à portée universelle dont l'internationalisme trouve toute sa place dans un établissement binational.

1.2. Objectifs

Les enseignements de chimie développent un ensemble de compétences qui sont mobilisées dans toute démarche scientifique. Ces compétences, précisées dans le tableau suivant, structurent la formation et l'évaluation des élèves. Quelques exemples de capacités associées précisent les contours de chaque compétence, l'ensemble n'ayant pas vocation à constituer un cadre rigide.

Compétences	Quelques exemples de capacités associées
S'approprier	Énoncer une problématique. Rechercher et organiser l'information en lien avec la problématique étudiée. Représenter la situation par un schéma.
Analyser/ Raisonner	Formuler une hypothèse. Proposer une stratégie de résolution pour répondre à la problématique. Planifier des tâches. Choisir un modèle ou des lois pertinentes. Choisir, élaborer, justifier un protocole.
Réaliser	Mettre en œuvre les étapes d'une démarche. Utiliser un modèle. Faire des prévisions avec un modèle. Effectuer des procédures courantes (calculs, représentations, collectes de données, évaluation d'ordres de grandeur, analogies, etc.) Mettre en œuvre un protocole expérimental en respectant les règles de sécurité.
Valider	Faire preuve d'esprit critique, procéder à des tests de vraisemblance. Identifier des sources d'incertitude, estimer une incertitude, comparer à une valeur de référence. Confronter un modèle à des résultats expérimentaux. Proposer d'éventuelles améliorations de la démarche ou du modèle.
Communiquer	À l'écrit comme à l'oral : – présenter une démarche de manière argumentée, synthétique et cohérente ; – utiliser un vocabulaire adapté et choisir des modes de représentation appropriés ; – échanger entre pairs.

Les enseignements de chimie développent par ailleurs des compétences transversales de nature variée.

Au-delà des contenus thématiques précisés ci-dessous, ces enseignements visent à développer l'esprit critique des élèves, en s'appuyant sur l'exemple de la méthode de validation des savoirs mobilisée dans la démarche scientifique au travers de la compétence « Valider ».

Ils ont aussi pour but de rendre plus précise leur compréhension des enjeux contemporains liés aux transitions énergétiques et climatiques ainsi qu'à la pollution de l'environnement, de façon à éclairer par des arguments rationnels les choix démocratiques qu'ils sont et seront amenés à faire.

La dimension collective de la construction scientifique des connaissances de chimie est un exemple sur lequel les enseignants doivent s'appuyer pour contribuer au développement des compétences de travail en équipe. Les activités expérimentales réalisées en classe, souvent en binôme, y participent notablement.

Les compétences expérimentales sont très présentes dans les enseignements de chimie, comme elles le sont dans la pratique quotidienne des chimistes professionnels. Chaque domaine d'étude fournit également aux professeurs de multiples exemples pour contextualiser leurs enseignements sur des exemples technologiques de la vie quotidienne.

1.3. Enjeux méthodologiques

Les approches didactiques mises en œuvre dans les programmes de chimie en Allemagne et en France et diffèrent sur de nombreux plans (place de la modélisation, de l'argumentation collective, des activités expérimentales...). L'enseignant de chimie en lycée franco-allemand doit être conscient de ces différences et exploiter les avantages de chacune des approches, en les adaptant à son public. Il est très formateur de présenter aux élèves les démarches mises en œuvre dans le pays partenaire pour aborder telle ou telle notion : cette multiplicité de points de vue enrichit, chez les élèves, la compréhension des phénomènes et des lois abordées en chimie.

C'est dans cet esprit que ce programme est conçu : si certaines thématiques sont présentées selon une approche qui semblera familière aux enseignants français, d'autres seront plus conformes aux habitudes de leurs collègues allemands. Tous ont à gagner des pas de côté qu'ils seront amenés à faire, dans le sens d'une meilleure appréhension des pratiques de l'autre pays.

La dimension linguistique est fondamentale pour construire cette culture commune. Il est essentiel que les enseignants des deux pays apprennent à leurs élèves, dans les deux langues, les éléments de vocabulaire scientifique essentiels mobilisés dans chaque thématique. Cette formation doit être enrichie par des activités documentaires s'appuyant sur des textes scientifiques rédigés dans l'autre langue.

1.4. Évaluation

L'évaluation en chimie doit s'appuyer sur une variété de situations qui reflètent la diversité des approches mobilisées dans cette discipline : devoirs sur tables, interrogations de cours, quizz, activités expérimentales, comptes-rendus oraux en travaux pratiques, analyses documentaires, débats scientifiques, etc. Elle peut être individuelle ou collective. Elle constitue avant tout un élément fondamental d'amélioration des apprentissages. Sa dimension formative est primordiale, même dans les situations sommatives.

Ainsi, les évaluations, dont les attendus sont clairement explicités, doivent donner lieu à des retours rapides et détaillés des professeurs à leurs élèves. L'évaluation déportée (évaluation partielle ou totale par les pairs) est également conseillée. Des activités de remédiation différenciées peuvent être mises en place si nécessaire.

2. Contenus thématiques - Cycle terminal

Pour chaque enseignement, les tableaux qui suivent indiquent thème par thème l'ensemble des connaissances et des capacités dont l'assimilation est requise par les élèves. Aux « notions et contenus » placés en première colonne des tableaux correspondent une ou plusieurs « capacités exigibles » placées en seconde colonne. Les capacités exigibles privilégiant une approche expérimentale sont écrites en italique.

L'ensemble des thèmes abordés permet des contextualisations variées issues du quotidien, au premier rang desquels figurent l'analyse des causes et des conséquences de la transition climatique et énergétique. L'histoire de la chimie doit être mobilisée pour éclairer les notions présentées. La dimension épistémique de la démarche scientifique (construction collective du savoir scientifique, fonctionnement de la communauté scientifique, forces et limites de la démarche scientifique...) doit être présente dans les enseignements, à un niveau et avec un volume adapté.

Le professeur est libre d'aborder sur le cycle terminal (classes de première et de terminale) les thèmes, les connaissances et les capacités dans l'ordre de son choix. Toutefois, on explicite dans ce qui suit les éléments qu'il convient de traiter dès la classe de première.

Des capacités exigibles sont communes à l'ensemble des thèmes ou à plusieurs d'entre eux. Elles ne sont pas systématiquement rappelées :

- respecter les règles de sécurité liées au travail en laboratoire. Comprendre et respecter les précautions nécessaires pour l'emploi d'un composé chimique précisées dans son étiquetage ;
- analyser, contrôler et si possible minimiser les incertitudes de mesure ;
- mettre en œuvre un dispositif d'acquisition et de traitement de données : microcontrôleur, interface d'acquisition, tableur, langage de programmation.

Il convient de commencer par traiter en classe de première les modules ou parties de modules suivantes :

- module transversal : Mesures et incertitudes, en dehors de tout ce qui concerne les incertitudes-types composées qui peut n'être abordé qu'en classe de terminale ;
- module A : Lien structure de la matière et propriétés physico-chimiques, en dehors du modèle des oscillateurs, des entités chimiques intervenant dans la chimie du vivant, des chromatographies CPG et CLHP, de la spectrométrie de masse ;
- module B : Aspect énergétique des transformations – Thermodynamique, en dehors des éléments mobilisant la fonction entropie et enthalpie libre ;
- module D : Équilibres en solution aqueuse, en dehors des transformations rédox ;
- module E : Transformations en chimie organique, avec en priorité les concepts généraux et les substitutions nucléophiles.

Les modules D et E sont plutôt traités en classe de terminale.

2.1. Module transversal : mesures et incertitudes

Notions et contenus	Capacités exigibles
Variabilité de la mesure d'une grandeur physique.	Exploiter une série de mesures indépendantes d'une grandeur physique : histogramme, moyenne et écart-type. Discuter des causes de la variabilité d'une mesure et de l'influence de l'instrument de mesure et du protocole. Évaluer qualitativement la dispersion d'une série de mesures indépendantes. <i>Représenter l'histogramme associé à une série de mesures à l'aide d'un tableur ou d'un langage de programmation.</i>
Incertitude-type.	Définir qualitativement une incertitude-type. Procéder à l'évaluation d'une incertitude-type par une approche statistique (évaluation de type A). Expliquer l'intérêt de réaliser un grand nombre de mesures pour diminuer l'incertitude-type sur la valeur moyenne. Procéder à l'évaluation d'une incertitude-type par une autre approche que statistique (évaluation de type B).
Incertitudes-types composées.	Évaluer, à l'aide d'une formule fournie, l'incertitude-type d'une grandeur s'exprimant en fonction d'autres grandeurs dont les incertitudes-types sont connues. Comparer entre elles les différentes contributions lors de l'évaluation d'une incertitude-type composée.
Écriture du résultat d'une mesure.	Indiquer, avec un nombre adapté de chiffres significatifs, le résultat d'une mesure.
Comparaison de deux valeurs ; écart normalisé.	Comparer deux valeurs dont les incertitudes-types sont connues à l'aide de leur écart normalisé.
Régression linéaire.	<i>Réaliser une régression linéaire afin d'obtenir les valeurs des paramètres d'un modèle.</i>

2.2. Module A : Lien structure de la matière et propriétés physico-chimiques

Notions et contenus	Capacités exigibles
Modèle quantique de l'atome	
Configuration électronique. Établissement de la configuration électronique d'un atome à l'état fondamental : Nombre quantique principal : n Nombre quantique secondaire : l Nombre quantique magnétique/tertiaire : m Nombre quantique de spin : s règles de remplissage (règle de Klechkowski, principe d'exclusion de Pauli, règle de Hund)	Établir la configuration électronique d'un atome dans son état fondamental à partir de son numéro atomique et les nombres quantiques, pour les 4 premières périodes. Expliquer la notion d'orbitale atomique (OA) et décrire les « formes » des orbitales s et p .
Tableau périodique et propriétés physico-chimiques : une première approche Lien entre propriétés atomiques et tableau périodique : électronégativité, polarisabilité. Organisation par blocs.	Comparer les électronégativités et les polarisabilités de deux atomes à partir des positions des éléments associés dans le tableau périodique. Situer dans le tableau les familles suivantes et en citer des propriétés remarquables : métaux alcalins et alcalino-terreux, halogènes et gaz nobles.
La liaison chimique	
Modèle de la liaison covalente Modèle de Lewis de la liaison covalente Liaison covalente localisée ; longueur et énergie de la liaison covalente. Modèle du potentiel harmonique : modélisation d'une molécule diatomique par un système masse-ressort : constante de raideur, loi de Hooke. Application à la spectroscopie IR.	Décrire l'établissement d'une liaison covalente comme la mise en commun de deux électrons de valence et donner un ordre de grandeur de l'énergie et de la longueur de liaison associée. Associer qualitativement l'énergie d'une liaison entre deux atomes à l'énergie nécessaire pour rompre cette liaison. Exploiter des données expérimentales fournies pour réaliser des comparaisons (multiplicité, longueur, nombre d'onde de bandes de vibration d'élongation), la loi de Hooke étant fournie le cas échéant. Comparer l'évolution de la longueur et de l'énergie associée entre une liaison C-C simple, double ou triple.

Évolution du modèle du potentiel harmonique : modèle de Morse de l'énergie potentielle pour une molécule diatomique. Comportements asymptotiques à courte et longue distance internucléaire	Exploiter une courbe d'énergie potentielle de Morse fournie pour évaluer l'énergie de dissociation d'une molécule diatomique. Étudier les comportements asymptotiques des deux modèles pour mettre en évidence les points forts et les limites des modèles.
Modèle quantique de la liaison chimique Recouvrement des Orbitales Atomiques (OA), notion de liaison σ et de liaison π .	Relier qualitativement à la notion de recouvrement des OA les différences d'ordres de grandeur des longueurs et des énergies des liaisons σ et π pour une liaison entre deux atomes de carbone. Décrire une liaison double comme résultant d'une liaison σ et d'une liaison π .
Modèle de la liaison covalente délocalisée : mésomérie.	Identifier les enchaînements donnant lieu à une délocalisation électronique dans une entité et représenter les formules mésomères limites d'une entité chimique. Mettre en évidence une éventuelle délocalisation électronique à partir de données sur les longueurs de liaison, ou d'autres grandeurs expérimentales.
Géométrie et polarité des entités chimiques Structure géométrique d'une molécule ou d'un ion polyatomique. Modèle VSEPR. Représentation de Cram.	Associer qualitativement la géométrie d'une entité à la minimisation de son énergie. Prévoir et interpréter les structures de type AX_n avec $n \leq 4$ et AX_pE_q , avec $p+q = 3$ ou 4.
Électronégativité : définition, liaison polarisée, moment dipolaire, molécule polaire.	Comparer les électronégativités de deux atomes à partir de données ou de leurs positions dans le tableau périodique. Décrire la liaison C-H comme non polarisée, et citer O, N et Cl (ou halogènes) comme des éléments plus électronégatifs que C. Prévoir la polarisation d'une liaison en comparant les électronégativités des atomes qui la constituent. Relier l'existence ou non d'un moment dipolaire permanent à la structure géométrique d'une molécule.

Modèle de la charge partielle et lien avec le moment dipolaire. Cas limite de la liaison purement ionique.	Évaluer la charge partielle portée par un atome à partir de données expérimentales.
Liaisons intermoléculaires. Polarisabilité, dipôle permanent, dipôle induit, dipôle instantané. Interactions de van der Waals (Debye, Keesom, London) et liaison hydrogène.	Définir les notions de dipôles permanent, dipôle instantané, dipôle induit. Indiquer les ordres de grandeurs des énergies mises en jeu. Lier la polarisabilité d'un atome à sa position dans le tableau périodique. Prévoir ou interpréter les températures de changement d'état de corps purs moléculaires par l'existence d'interactions de van der Waals ou de liaisons hydrogène en premier temps sur des petites molécules. Indication : Il est possible d'aborder les interactions intermoléculaires pour les structures secondaires et tertiaires des protéines et la double hélice de l'ADN <i>Mettre en évidence expérimentalement l'existence des interactions intermoléculaires et l'influence de quelques facteurs sur leur intensité.</i>
Grandeurs caractéristiques et propriétés de solvants moléculaires : caractère polaire ou apolaire, permittivité relative, caractère protogène. Mise en solution d'une espèce chimique moléculaire ou ionique.	Associer une propriété d'un solvant moléculaire à une ou des grandeurs caractéristiques. Interpréter la miscibilité totale, partielle ou nulle de deux solvants. Interpréter la solubilité d'une espèce chimique moléculaire ou ionique.
Structure et réactivité des molécules organiques	
Représentation des entités organiques. Formules brutes, semi-développées, développées, topologiques. Squelettes carbonés saturés, groupes caractéristiques (niveau microscopique) et familles fonctionnelles (niveau macroscopique). Lien entre le nom et la structure.	Passer d'un mode de représentation à un autre. Identifier et nommer les groupes caractéristiques associés aux familles fonctionnelles suivantes : alcool, aldéhyde, cétone, acide carboxylique et amine. Identifier les familles des esters, acides aminés et des amides. Nommer des molécules simples possédant un seul groupe caractéristique (excepté les amines)

	et représenter des molécules simples à partir de leur nom.
Stéréoisomérisation de conformation en série aliphatique ; ordre de grandeur de la barrière énergétique conformationnelle. Étude de l'éthane, du butane et du cyclohexane. Représentation de Newman.	Comparer la stabilité de plusieurs conformations. Interpréter la stabilité d'un conformère donné. Représenter les conformations chaise et bateau du cyclohexane. Identifier et représenter les positions axiales et équatoriales.
Stéréoisomérisation de configuration : chiralité, énantiomérisation, diastéréoisomérisation, descripteurs stéréochimiques <i>R</i> , <i>S</i> , <i>Z</i> , <i>E</i> . Représentation de Cram. Activité optique, mélange racémique, pouvoir rotatoire. Loi de Biot.	Identifier le descripteur stéréochimique d'un centre stéréogène. Citer et utiliser les règles de Cahn, Ingold et Prelog. Déterminer la relation d'isomérisation entre deux stéréoisomères. Comparer les propriétés physico-chimiques de deux énantiomères et de deux diastéréoisomères. Citer et exploiter la loi de Biot. <i>Déterminer la composition d'un système chimique ou suivre une transformation chimique en utilisant l'activité optique.</i>
Hydrocarbures Alcanes, alcènes, alcynes : relation structure / propriétés physico-chimiques.	Citer l'influence de la longueur de la chaîne, des ramifications et des insaturations sur les températures de changement d'état. Citer et utiliser les propriétés des hydrocarbures en tant que solvants. Citer et définir les termes hydrophobes, hydrophile,
Composés oxygénés Alcools, cétones, aldéhydes, cétones, acides carboxyliques, esters : éléments de nomenclature. Relation structure / propriétés physico-chimiques.	Définir et indiquer les classes des alcools. Expliquer la solubilité des espèces des différentes familles fonctionnelles dans l'eau ou dans les solvants organiques en s'appuyant sur les interactions intermoléculaires. Expliquer les différences de températures de changement d'état entre des composés oxygénés de chaîne carbonée similaires appartenant à des familles différentes. Connaitre quelques noms usuels : acide formique, acide acétique, formaldéhyde, acétone, glycérol.

Réactivité en chimie organique : nucléophilie, électrophilie, acidité, basicité.	Expliquer la réactivité d'une espèce organique à partir de la structure de ses groupes caractéristiques (nucléophilie, électrophilie, acidité, basicité). Identifier les sites électrophiles et nucléophiles d'une molécule polyfonctionnelle. <i>Mettre en œuvre des tests caractéristiques de composés oxygénés.</i> <i>Mettre en œuvre une synthèse d'un composé oxygéné et le caractériser.</i>
Entités chimiques intervenant dans la chimie du vivant	
Acides gras, lipides : structure, propriétés physico-chimiques. Triglycérides. Amphiphilie : espèces chimiques amphiphiles, micelles, structure schématique des membranes cellulaires. Émulsions.	Distinguer lipides simples (esters de glycérols ou d'alcools gras) et lipides complexes (phospholipides ou glycolipides). Distinguer la partie hydrophile de la partie hydrophobe d'un lipide. Expliquer l'évolution de la solubilité des acides gras dans l'eau et de leur température de fusion avec la structure de leur chaîne carbonée. Prévoir le caractère amphiphile d'une entité à partir de sa structure et interpréter sa solubilité dans un solvant. Interpréter la structure d'une association d'entités amphiphiles (micelle, bicouche, membrane cellulaire). Nommer des exemples d'émulsions de la vie courante. Décrire la structure d'une émulsion en distinguant phase dispersée et phase continue. Interpréter les propriétés détergentes ou émulsifiantes des espèces chimiques amphiphiles. <i>Expérience possible : Fabrication d'un Savon, Fabrication d'une émulsion (crème)</i> <i>Définir et déterminer expérimentalement une concentration micellaire critique.</i>
Acides aminés : structure et propriétés physico-chimiques. Solubilité dans l'eau et propriétés acide-base dans l'eau. Forme zwitterionique.	Indiquer la formule générale d'un acide α-aminé. Identifier les couples acide-base mis en jeu et citer l'ordre de grandeur de leurs pKa. Tracer le diagramme de prédominance des espèces dans l'eau et nommer l'état de protonation d'un acide α-aminé à un pH donné.

Structure covalente des peptides et des protéines. Liaison peptidique. Structure et conformation des protéines, propriétés physiques et chimiques, classification.	Décrire la structure de la liaison peptidique et reconnaître la famille des amides. Décrire les différents niveaux de structure tridimensionnelle des protéines (de la structure primaire à la structure quaternaire).
Méthodes analytiques	
Conductivité. Conductance, conductivité d'une solution ; loi de Kohlrausch. Conductivité ionique limite, Cas particulier des ions $H^+(aq)$ et $OH^-(aq)$	Citer et exploiter la loi de Kohlrausch pour déterminer une concentration ou une quantité de matière (gamme étalon ou mesure unique). Décrire le mode de fonctionnement du conductimètre et d'une cellule de conductimétrie. <i>Concevoir, réaliser et exploiter un dosage par étalonnage mettant en œuvre une mesure de conductance.</i> <i>Par exemple: dosage d'un aliment salé avec une solution de nitrate d'argent</i>
Ondes électromagnétiques et spectroscopie. Domaines des ondes électromagnétiques. Relation entre longueur d'onde, célérité de la lumière et fréquence. Le photon. Énergie d'un photon. Description qualitative de l'interaction lumière-matière : absorption et émission. Relation de Planck-Einstein. Méthodes d'analyse spectroscopiques (infrarouge, UV-Visible). Utilisation à des fins quantitatives (en chimie analytique) et qualitative (identification de groupes caractéristiques en chimie organique). Absorbance, spectre d'absorption, couleur d'une espèce en solution. Loi de Beer-Lambert. Coefficient d'absorption molaire.	Utiliser une échelle de fréquences ou de longueurs d'onde pour identifier un domaine spectral. Indiquer l'ordre de grandeur des fréquences ou des longueurs d'onde des ondes électromagnétiques utilisées dans divers domaines d'application (imagerie médicale, optique visible, signaux wifi, micro-ondes, etc.). Indiquer et utiliser la relation de Planck-Einstein. Identifier, à partir d'un spectre infrarouge et de tables de nombres d'onde de vibration, une liaison ou un groupe caractéristique dans une entité chimique organique. Expliquer ou prévoir la couleur d'une espèce en solution à partir de son spectre UV-visible. Déterminer la concentration d'un soluté à partir de données expérimentales relatives à l'absorbance de solutions de concentrations connues (gamme étalon). Indiquer et utiliser la loi de Beer-Lambert. Citer ses limites.

	Indiquer les facteurs desquels le coefficient d'absorption molaire d'une espèce en solution dépend (solvant, température, longueur d'onde). <i>Réaliser le spectre d'absorption UV-visible d'une espèce chimique.</i> <i>Proposer et mettre en œuvre un protocole pour réaliser une gamme étalon et déterminer la concentration d'une espèce colorée en solution par des mesures d'absorbance. Tester les limites d'utilisation du protocole. Déterminer un coefficient d'absorption molaire et le comparer à une valeur tabulée.</i> Expliquer le fonctionnement de la révélation d'une CCM sous UV. Connaître le terme chromophore. Comparer les caractéristiques d'une espèce synthétisée avec celles d'une espèce commerciale en interprétant des spectres IR pour : - confirmer qu'une transformation chimique a bien eu lieu, - trouver que l'espèce chimique analysée est celle attendue, - repérer et identifier d'éventuelles impuretés. (spectres IR fourni) Exploiter, à partir de valeurs de référence, un spectre d'absorption infrarouge.
Chromatographies. Principes généraux de la chromatographie : phase stationnaire, phase mobile, éluant. Chromatographie sur couche mince (CCM) : révélation, rapport frontal.	Identifier une phase stationnaire, une phase mobile. Interpréter les rapports frontaux de différentes espèces lors d'une analyse par CCM. <i>Identifier les composants d'un mélange homogène à l'aide d'une CCM.</i> Justifier le choix d'un éluant adapté à la réalisation d'une CCM.

Chromatographie en Phase Gazeuse (CPG), Chromatographie Liquide Haute Performance (CLHP) : injecteur, colonne, détecteur, temps de rétention.	Proposer et mettre en œuvre un protocole d'identification par CCM d'une espèce chimique. <i>Mettre en œuvre une analyse qualitative en chromatographie, notamment pour caractériser un produit synthétiser.</i> Décrire le principe d'une chromatographie en phase gaz ou une d'une chromatographie liquide haute performance. Définir les termes : éluant, colonne, injecteur, détecteur, temps de rétention. Exploiter un chromatogramme fourni afin d'en extraire des renseignements sur la composition d'un mélange.
Spectrométrie de masse. Principe de la spectrométrie de masse : ionisation, séparation dans un analyseur, détection. Spectres de masse : pic de base, pic moléculaire, massif isotopique.	Nommer sur une documentation les principaux éléments d'un spectromètre de masse. Utiliser un spectre de masse afin de déterminer la masse molaire d'une espèce chimique. Recueillir des informations sur des motifs structuraux d'une espèce chimique analysée, dans des cas simples, à l'aide d'un spectre de masse fourni et de documents sur l'ionisation effectuée ou sur les fragmentations observées. Indiquer la présence d'isotopes.

2.3. Module B : Aspect énergétique des transformations - Thermodynamique

Notions et contenus	Capacités exigibles
Description de la composition d'un système siège d'une transformation chimique	
État initial, notion d'avancement (mol), tableau d'avancement, état final. Avancement final, avancement maximal. Taux d'avancement. Réactif limitant. Transformations totale et non totale, notion d'équilibre thermodynamique. Mélanges stœchiométriques.	Représenter par le tableau d'avancement une transformation chimique à partir de l'équation de la réaction et des quantités de matière initiales des espèces chimiques. Identifier le réactif limitant à partir des quantités de matière des réactifs et de l'équation de réaction. Déterminer la composition du système dans l'état final en fonction de sa composition initiale pour une transformation considérée comme totale. Déterminer l'avancement final d'une réaction à partir de la description de l'état final et comparer à l'avancement maximal.
Bilan d'énergie d'un système siège d'une transformation chimique	
Système thermodynamique et énergie interne. Types de transformation thermodynamique d'un système : transformations isochore, isobare et monobare. Thermostat, transformations monotherme et isotherme.	Identifier et définir un système ouvert, fermé, isolé. Exploiter les conditions imposées par le milieu extérieur au système pour déterminer les conditions physiques de l'état d'équilibre final.
Caractéristiques d'une transformation chimique : conservation de la masse et des éléments ; conversion d'énergie. Énergie interne d'un système thermodynamique. Aspects microscopiques. Notion de grandeur d'état.	Indiquer les caractéristiques des réactions chimiques. Nommer différentes formes d'énergie en jeu lors d'une transformation chimique. Définir l'énergie interne d'un système thermodynamique. Citer les différentes contributions microscopiques à l'énergie interne d'un système. Définir la variation d'énergie interne d'un système comme la différence d'énergie interne entre l'état final et l'état initial.
Premier principe de la thermodynamique. Principe de conservation de l'énergie. Modes de transferts thermiques. Transformation adiabatique.	Distinguer le statut de la variation de l'énergie interne d'un système du statut des termes d'échange énergétique avec le milieu extérieur. Caractériser qualitativement les trois modes de transfert thermique : conduction, convection et rayonnement.

	Exprimer le premier principe de la thermodynamique entre deux états d'équilibre thermodynamique.
Travail des forces de pression. Cas des transformations isochores. Cas des transformations monobares.	Déterminer le travail des forces de pression dans le cas d'une transformation isochore. Déterminer le travail des forces de pression dans le cas d'une transformation monobare.
Fonction d'état enthalpie. Transformations monobares. Capacité thermique à pression constante d'un gaz parfait et d'une phase condensée. Transformation endothermique ou exothermique.	Définir l'enthalpie d'un système thermodynamique. Formuler le premier principe de la thermodynamique sous forme de bilan d'enthalpie dans le cas d'une transformation monobare avec équilibre mécanique dans l'état initial et dans l'état final. Formuler la variation d'enthalpie d'un gaz parfait ou d'une phase condensée indilatable et incompressible en fonction de la variation de température. Indiquer la valeur de la capacité thermique massique de l'eau liquide. Indiquer le transfert thermique en jeu lors de l'échauffement ou le refroidissement d'un composé dans un état physico-chimique donné. <i>Déterminer expérimentalement la capacité thermique d'un calorimètre.</i>
Changements d'états du corps pur. Enthalpie massique de changement d'état. Enthalpie massique de changement d'état.	Formuler la variation d'enthalpie pour un changement d'état donné. <i>Déterminer expérimentalement une enthalpie de changement d'état.</i>
État standard. État standard de référence. Enthalpie standard de réaction. Enthalpie standard de formation. Loi de Hess. Transfert thermique associé à une transformation chimique en réacteur monobare isotherme.	Définir l'état standard de référence d'une entité chimique. Définir l'enthalpie standard de formation d'un composé dans un état physico-chimique donné. Déterminer l'enthalpie standard d'une réaction à l'aide de données thermodynamiques et interpréter qualitativement son signe en termes de transformation exothermique ou endothermique. Formuler le transfert thermique associé une transformation chimique en réacteur monobare isotherme en fonction de l'avancement. <i>Déterminer expérimentalement l'enthalpie standard d'une réaction.</i>

Évolution d'un système siège d'une transformation chimique	
Fonction d'état entropie ; entropie massique et entropie molaire. Entropie molaire standard absolue.	Décrire qualitativement l'entropie comme une grandeur reliée au désordre d'un système thermodynamique. Interpréter les changements d'entropie comme une augmentation ou une diminution du désordre d'un système thermodynamique. Citer la valeur de l'entropie molaire standard absolue d'un corps pur cristallisé à 0 K.
Second principe de la thermodynamique pour un système fermé. Entropie échangée, entropie créée, bilan d'entropie.	Associer la création d'entropie au caractère réversible ou irréversible de la transformation.
Entropie standard de réaction.	Déterminer l'entropie standard d'une réaction à l'aide de données thermodynamiques et interpréter qualitativement son signe.
Fonction d'état enthalpie libre. Critère d'évolution et critère d'équilibre dans le cas d'un système physico-chimique en évolution spontanée à T et P constantes. Enthalpie libre de réaction. Enthalpie libre standard de réaction. Relation entre l'enthalpie libre standard de réaction, l'enthalpie standard de réaction et l'entropie standard de réaction. Notion d'activité d'un constituant physico-chimique. Quotient de réaction.	Définir l'enthalpie libre comme la grandeur $G = H - TS$. Nommer un critère d'évolution et un critère d'équilibre pour une transformation à T et P constantes en termes de variation d'enthalpie libre entre les états finaux et initiaux. Formuler une hypothèse sur le sens d'évolution d'un système physicochimique dans un état donné à l'aide de l'enthalpie libre de réaction. Formuler l'enthalpie libre standard d'une réaction donnée en fonction de son enthalpie standard de réaction et de son entropie standard de réaction. Développer le quotient de réaction pour un système siège d'une transformation chimique modélisée par une réaction chimique donnée en fonction des activités des constituants physico-chimiques dans le cadre de modèles de phases idéales (phases gazeuses, phases condensées ou solutions).
Équilibre d'un système siège d'une transformation chimique	
Système en équilibre chimique : modèle de l'équilibre dynamique.	Modéliser l'état d'équilibre d'un système physico-chimique siège d'une unique transformation chimique non totale comme résultant de deux réactions chimiques se produisant en sens inverse l'une de l'autre.

Constante thermodynamique d'équilibre K°. Loi d'action des masses. Relation entre K° et l'enthalpie libre molaire standard de réaction. Relation entre enthalpie libre de réaction, quotient de réaction et constante thermodynamique d'équilibre.	Développer la constante thermodynamique d'équilibre pour un système siège d'une transformation chimique donnée en fonction des activités à l'équilibre des constituants physico-chimiques dans le cadre de modèles de phases idéales. Indiquer la relation entre l'enthalpie libre standard de réaction et la constante thermodynamique d'équilibre. $\Delta_r G^0 = -RT \ln K$ Déterminer la valeur de la constante thermodynamique d'équilibre à une température quelconque. Interpréter la valeur de la constante thermodynamique d'équilibre en termes de réaction thermodynamiquement favorable ou défavorable. Développer l'enthalpie libre de réaction en fonction du quotient de réaction et de la constante thermodynamique d'équilibre. Déterminer la composition chimique d'un système dans l'état final, en distinguant les cas d'équilibre chimique et de transformation totale, pour une transformation modélisée par une réaction chimique.
Perturbation d'un système à l'équilibre chimique. Principe de modulation.	Comparer le quotient de réaction d'un système perturbé et la constante thermodynamique d'équilibre pour interpréter l'effet de la variation d'un paramètre d'influence sur un système initialement à l'équilibre chimique, à température constante. Énoncer et utiliser le principe de modulation pour décrire et justifier les facteurs qui modifient l'état d'équilibre chimique d'un système physico-chimique (changement de température, de pression, de composition), notamment dans le cadre d'un procédé industriel.

2.4. Module C : Aspect cinétique des transformations

Notions et contenus	Capacités exigibles
Évolution temporelle d'un système siège d'une transformation chimique	
Transformations lentes et rapides. Vitesses volumiques de consommation d'un réactif et de formation d'un produit. Temps de demi-vie d'un réactif. Vitesse volumique de réaction pour une transformation modélisée par une réaction chimique unique. Temps de demi-réaction d'une transformation totale ou non.	À partir de données concernant l'évolution des concentrations en quantité de matière en fonction du temps, tracer un graphe représentant l'évolution des concentrations et justifier l'allure de la courbe. Décrire et justifier l'évolution de la vitesse d'une réaction. Relier la vitesse volumique de réaction à la vitesse volumique de consommation d'un réactif ou de formation d'un produit. À partir de données expérimentales, déterminer une vitesse volumique de disparition d'un réactif, une vitesse volumique d'apparition d'un produit, une vitesse volumique de réaction, un temps de demi-vie d'un réactif ou un temps de demi-réaction. <i>Mettre en œuvre une méthode physique ou chimique pour suivre l'évolution d'une concentration et déterminer la vitesse volumique de formation d'un produit ou de disparition d'un réactif.</i>
Loi de vitesse. Réactions sans ordre, réactions avec ordre simple (0,1,2). Ordre partiel, ordre global. Dégénérescence d'ordre, ordre apparent.	Formuler la loi de vitesse dans le cas d'une réaction chimique admettant un ordre, en se limitant strictement à des cas d'ordre 0, 1 ou 2 pour un unique réactif, ou se ramenant à un tel cas par dégénérescence de l'ordre ou conditions initiales stœchiométriques. Déterminer un temps de demi-réaction à partir d'une loi de vitesse. Déterminer un ordre de réaction à l'aide de la méthode différentielle ou par la méthode intégrale. <i>Établir une loi de vitesse, déterminer des ordres partiels et la constante de vitesse à partir du suivi temporel d'une grandeur physique où chimique.</i>

Facteurs cinétiques Concentration, température, pression, état de surface Facteurs cinétiques en stratégie de synthèse et d'analyse : dilution, chauffage, reflux, trempe. Notions élémentaires de théorie des collisions : diagramme de distribution de Maxwell-Boltzmann Loi empirique d'Arrhenius et énergie d'activation. Catalyse, catalyseur. Catalyse homogène, catalyse hétérogène, catalyse enzymatique.	Reconnaître, dans un protocole, des opérations visant à augmenter ou à diminuer une vitesse de réaction. Indiquer des facteurs cinétiques à partir de données expérimentales. Interpréter l'influence des concentrations, de la pression et de la température sur la vitesse d'un acte élémentaire, en termes de fréquence et d'efficacité des chocs entre entités. Déterminer la valeur de l'énergie d'activation d'une réaction chimique à partir de valeurs de la constante cinétique à différentes températures. Indiquer les propriétés d'un catalyseur et identifier un catalyseur à partir de données expérimentales. Distinguer les types de catalyse et expliquer sommairement le principe de fonctionnement de chacun d'entre eux. <i>Mettre en évidence des facteurs cinétiques et l'effet d'un catalyseur.</i>
Modélisation microscopique : mécanisme réactionnel	
Mécanisme réactionnel Acte élémentaire, intermédiaire réactionnel, formalisme de la flèche courbe. Modification du mécanisme par ajout d'un catalyseur. Profil réactionnel, effet d'une modification de la température ou de l'ajout d'un catalyseur.	À partir d'un mécanisme réactionnel fourni, identifier le ou les réactifs, le ou les produits, un intermédiaire réactionnel, un catalyseur et établir l'équation de la réaction qu'il modélise au niveau microscopique. Utiliser le formalisme des flèches courbes pour rendre compte d'un acte élémentaire et le relier aux caractères nucléophile et électrophile des entités. Représenter qualitativement le profil réactionnel d'un acte élémentaire (la coordonnée réactionnelle n'est pas au programme).

2.5. Module D : Équilibres en solution aqueuse

Notions et contenus	Capacités exigibles
Modéliser des transformation acide-base	
Réactions acide-base Transformation modélisée par des transferts d'ion hydrogène H^+ : acide et base de Brönsted, couple acide-base, réaction acide-base. Polyacide, polybase. Couples acide-base de l'eau et de l'acide carbonique. Autoprotolyse de l'eau. Produit ionique de l'eau K_e et pK_e. Espèce amphotère.	Identifier, à partir d'observations ou de données expérimentales, un transfert d'ion hydrogène et les couples acide-base mis en jeu. Établir l'équation d'une réaction acide-base. Modéliser l'ion hydrogène $H^+(aq)$ en solution aqueuse par l'ion oxonium $H_3O^+(aq)$. Écrire l'équation modélisant l'autoprotolyse de l'eau, exprimer sa constante d'équilibre et citer la valeur à 298 K. Identifier le caractère amphotère d'une espèce chimique.
pH d'une solution aqueuse Notion de pH, lien avec la concentration en ion hydrogène. Constante d'acidité K_a (et pK_a) d'un couple acide-base, notion d'acide faible et de base faible dans l'eau. Réaction d'un acide ou d'une base avec l'eau, cas limite des acides forts et des bases fortes dans l'eau, échelle de pH.	Définir le pH d'une solution aqueuse. Déterminer, à partir de la valeur de la concentration en ion hydrogène, la valeur du pH de la solution et réciproquement, pour des solutions diluées. <i>Mesurer le pH de solutions d'acide chlorhydrique à l'aide d'un pH-mètre pour tester la relation entre le pH et la concentration en ion hydrogène apporté.</i> Associer la constante K_a à l'équation de réaction correspondante et en donner une expression. <i>Estimer la valeur de la constante d'acidité d'un couple acide-base à l'aide d'une mesure de pH.</i> Associer le caractère fort d'un acide (d'une base) à la transformation quasi-totale de cet acide (cette base) avec l'eau. Écrire l'équation d'une réaction acide-base, évaluer sa constante d'équilibre thermodynamique et discuter de son caractère quantitatif. Prévoir la composition finale d'une solution aqueuse de concentration donnée en acide fort

Solutions courantes d'acides et de bases.	ou faible apporté et en déduire la valeur de son pH. Comparer la force de différents acides ou de différentes bases dans l'eau. <i>Mesurer le pH de solutions d'acide ou de base de concentration donnée pour en déduire le caractère fort ou faible de l'acide ou de la base.</i> Citer des solutions aqueuses d'acides et de bases courantes et les formules des espèces dissoutes associées : acide chlorhydrique, acide nitrique, acide sulfurique, acide éthanoïque, soude, ammoniac.
Diagrammes de prédominance et de distribution d'un couple acide-base ; espèce prédominante Cas des acides α-aminés. Titration acide-base avec suivi colorimétrique. Définition et repérage de l'équivalence.	Représenter le diagramme de prédominance d'un couple acide-base. Exploiter un diagramme de prédominance ou de distribution fourni. Relier qualitativement l'évolution des quantités de matière de réactifs et de produits à l'état final au volume de solution titrante ajoutée. Relier l'équivalence au changement de réactif limitant et à l'introduction des réactifs en proportions stœchiométriques. Établir la relation entre les quantités de matière de réactifs introduites pour atteindre l'équivalence. Justifier qu'un indicateur coloré est adapté à un titrage quand sa zone de virage est entièrement comprise dans le saut de pH. Discuter de l'influence d'un mauvais choix d'indicateur. Expliquer le changement de couleur observé à l'équivalence d'un titrage mettant en jeu une espèce colorée ou formuler une hypothèse. Exploiter les relations (fournies) donnant le pH de solution d'acide faible et de base faible dans les conditions usuelles pour estimer le pH d'un milieu ou pour choisir un indicateur coloré. <i>Mettre en œuvre un titrage acide-base suivi par utilisation d'un indicateur coloré.</i>
Titration acide-base suivie par pH-métrie.	Établir la composition du système après ajout d'un volume de solution titrante, la transformation étant considérée comme totale.

	Exploiter un titrage pour déterminer une quantité de matière, une concentration ou une masse, y compris dans le cas de polybases ou polyacides. Exploiter des courbes réelles ou simulées pour justifier le choix d'un indicateur coloré. <i>Mettre en œuvre le suivi pH-métrique d'un titrage ayant pour support une réaction acide-base.</i> Analyser les courbes de titrage (forme dans le cas de titrage acide fort / base forte, forme dans le cas où une espèce a une acidité faible, pH à la demi-équivalence dans le cas d'un acide ou une base faible, pH à l'équivalence). Mettre en œuvre différentes méthodes de détermination du volume à l'équivalence : tangentes, dérivée première (extremum), dérivée seconde (passage par 0). Citer les propriétés d'une solution tampon. Préparer une solution tampon. Nommer quelques solutions tampons usuelles (tampon acétique, tampon ammoniacal, tampon phosphate)
Solution tampon, domaine d'Henderson	
Titration acide-base suivie par conductimétrie	Dans le cas d'un titrage avec suivi conductimétrique, justifier qualitativement l'évolution de la pente de la courbe à l'aide de données sur les conductivités ioniques molaires. <i>Mettre en œuvre le suivi conductimétrique d'un titrage.</i>
Équilibres de dissolution	
Réactions de dissolution ou de précipitation Constante thermodynamique associée à l'équilibre de dissolution, produit de solubilité K_s et pK_s. Solubilité et condition de précipitation.	Développer une équation de réaction modélisant un équilibre de précipitation et exprimer la constante thermodynamique associée. Exploiter des tables de données thermodynamiques afin de déterminer la solubilité d'une espèce chimique (solide, liquide ou gazeuse) ou formuler une hypothèse sur

Facteurs influençant la solubilité.	l'état de saturation ou de non-saturation d'une solution. Calculer les concentrations en ions d'une solution saturée obtenue par dissolution d'un sel. Identifier les facteurs influençant la solubilité dans un solvant d'une espèce (température, pH, effet d'ions communs) et formuler une hypothèse sur leur influence en utilisant le principe de modération (principe de « Le Chatelier »). Expliquer ou formuler une hypothèse sur la solubilité d'une espèce chimique dans un solvant par l'analyse des interactions intermoléculaires. <i>Mettre en œuvre un titrage ayant pour support une réaction de précipitation.</i>
Transformations redox et applications	
Transformation modélisée par une réaction d'oxydo-réduction : oxydant, réducteur, couple oxydant-réducteur, demi-équation électronique. Nombre d'oxydation Réaction d'oxydo-réduction support du titrage ; changement de réactif limitant au cours du titrage.	À partir de données expérimentales, identifier le transfert d'électrons entre deux réactifs et le modéliser par des demi-équations électroniques. Établir une équation de la réaction entre un oxydant et un réducteur, les couples oxydant-réducteur étant donnés. <i>Mettre en œuvre des transformations modélisées par des réactions d'oxydo-réduction.</i> Lier la position d'un élément dans le tableau périodique et le caractère oxydant ou réducteur du corps simple correspondant. Prévoir les nombres d'oxydation extrêmes d'un élément à partir de sa position dans le tableau périodique. Identifier l'oxydant et le réducteur d'un couple. <i>Réaliser un titrage mettant en jeu une réaction redox (suivi colorimétrique ou par potentiométrie, avec une électrode de mesure et une électrode de référence).</i>

Oxydants et réducteurs usuels.	Citer des oxydants et des réducteurs usuels : eau de Javel, dioxygène, dichlore, acide ascorbique, dihydrogène, métaux.
Modélisation d'une transformation d'oxydo-réduction catalysée : cycle catalytique. Illustration de l'importance des processus rédox dans le vivant.	Reconnaître un réactif, un catalyseur ou un précurseur de catalyseur, un intermédiaire réactionnel, un produit dans un cycle catalytique fourni. Développer les équations des actes élémentaires d'un cycle catalytique fourni. Développer l'équation de la réaction modélisant une transformation catalysée à partir du mécanisme présenté sous forme d'un cycle catalytique ↔ Illustrer par la chaîne respiratoire, la photosynthèse
Piles Pile, électrodes, demi-piles, pont salin ou membrane, tension à vide. Fonctionnement d'une pile ; réactions électrochimiques aux électrodes. Anode et cathode. Potentiel d'électrode, potentiel standard, formule de Nernst, électrodes de référence. Usure d'une pile, capacité électrique d'une pile.	Justifier la nécessité de séparer les réactifs dans deux demi-piles et l'utilisation d'un pont salin. Modéliser et schématiser, à partir de résultats expérimentaux, le fonctionnement d'une pile. Définir anode et cathode. Décrire l'électrode standard à hydrogène. Formuler le potentiel d'une électrode à l'aide de la relation de Nernst. Décrire le fonctionnement d'une pile à partir d'une mesure de tension à vide ou à partir des potentiels d'électrode. Déterminer la capacité électrique d'une pile à partir de sa constitution initiale et faire le lien avec la durée d'utilisation. <i>Réaliser une pile, déterminer sa tension à vide et la polarité des électrodes, identifier la transformation mise en jeu, illustrer le rôle du pont salin.</i>
Diagrammes de prédominance ou d'existence. Dismutation et médiamutation.	Utiliser les diagrammes de prédominance ou d'existence pour formuler des hypothèses sur les espèces incompatibles ou sur la nature des espèces majoritaires. Formuler qualitativement ou quantitativement des hypothèses sur le caractère thermodynamiquement favorisé ou défavorisé d'une réaction d'oxydo-réduction à partir des potentiels standard des couples.

Corrosion électrochimique. Lutte contre la corrosion. Micropile de corrosion.	Définir la corrosion électrochimique. Distinguer la corrosion acide de la corrosion par l'oxygène. Expliquer les méthodes de protection passive (anodisation de l'aluminium, galvanisation du fer, galvanoplastie) et active contre la corrosion (Protection cathodique contre la corrosion avec anode sacrificielle).
Électrolyses Passage forcé d'un courant pour réaliser une transformation chimique. Constitution et fonctionnement d'un électrolyseur. Rendement faradique. Stockage et conversion d'énergie chimique.	Modéliser et schématiser, à partir de résultats expérimentaux, les transferts d'électrons aux électrodes par des réactions électrochimiques. Identifier cathode et anode. Déterminer les variations de quantité de matière à partir de la durée de l'électrolyse et de la valeur de l'intensité du courant. Évaluer un rendement faradique. <i>Identifier les produits formés lors du passage forcé d'un courant dans un électrolyseur. Relier la durée, l'intensité du courant et les quantités de matière de produits formés.</i> Citer des intérêts industriels de l'électrolyse : production d'aluminium, raffinage du cuivre, production hydrogène, galvanisation, chromage, nickelage. Nommer des exemples de dispositifs réalisant des conversions et stockages d'énergie chimique (piles, accumulateurs, organismes chlorophylliens) et expliciter les enjeux sociétaux associés.

Accumulateurs. Accumulateurs : systèmes renversables. Accumulateur au plomb Batterie lithium-ion Piles à combustible H_2/O_2 . Carburant.	Identifier piles, électrolyseurs et accumulateurs comme des dispositifs mettant en jeu des conversions entre énergie chimique et énergie électrique. Expliquer le fonctionnement d'un accumulateur pendant le processus de charge et de décharge en utilisant les demi-équations électroniques respectives d'oxydation et de réduction ainsi que les équations redox, les couples oxydant-réducteur en jeu étant fournis. Comparer l'utilisation de différents types d'accumulateurs au regard de leur compatibilité environnementale et de leur viabilité économique, à l'aide de données fournies.
--	--

2.6. Module E : Transformations en chimie organique

Notions et contenus	Capacités exigibles
Concepts généraux en chimie organique	
Nombre d'oxydation des éléments dans les composés organiques oxygénés. Combustion complète.	Développer une équation de réaction associée à une combustion complète d'hydrocarbures ou de composés organiques oxygénés. Nommer les produits d'oxydations des alcools primaire et secondaire et écrire les équations redox associées. <i>Utiliser des tests de reconnaissance liés à ces propriétés redox (par exemple Fehling, Tollens)</i>
Propriétés acide-base des composés organiques. Influences des effets électroniques inductif et mésomère	Indiquer les ordres de grandeur des pKa de quelques couples acide-base en chimie organique : acide carboxylique/carboxylate, alcool/alcoolate, ammonium/amine, amine/amidure, phénol/phénolate. Donner les représentations de Lewis associées. Identifier les effets électroniques (inductif, mésomère, donneur, accepteur) d'un subsistant. Comparer la valeur de pKa de deux couples acide-base et expliquer à l'aide des effets électroniques. Discuter de la stabilité d'espèces, en particulier celles jouant le rôle d'intermédiaire réactionnel.

Transformations en chimie organique	
Mécanisme réactionnel en chimie organique : acte élémentaire, intermédiaire réactionnel, formalisme de la flèche courbe.	Identifier un site nucléophile et un site électrophile. Représenter les flèches courbes d'un acte élémentaire dans un mécanisme réactionnel fourni, en justifiant leur sens.
Bilan réactionnel et type de transformation organique. Substitution nucléophile aliphatique : mécanismes limites S_N2 et S_N1 ; Loi de vitesse. Stéréosélectivité et stéréospécificité.	Distinguer le type de réaction, en termes de bilan (substitution, addition, élimination, redox, acide-base) ou de mécanisme réactionnel. Distinguer, en particulier, la différence entre un bilan de substitution et un mécanisme d'addition/élimination. Représenter les mécanismes limites S_N2 et S_N1 . Justifier le choix d'un mécanisme limite S_N2 ou S_N1 par des facteurs structuraux des réactifs et par des résultats expérimentaux sur la stéréochimie des produits ou sur la loi de vitesse de la réaction. Définir stéréosélectivité et stéréospécificité. Formuler une hypothèse ou analyser la stéréosélectivité ou la stéréospécificité éventuelle d'une substitution nucléophile. Interpréter des différences de réactivité en termes de polarisabilité.
β -Élimination : mécanisme limite E2. Loi de vitesse. Régiosélectivité, stéréosélectivité et stéréospécificité.	Représenter le mécanisme limite E2. Définir la régiosélectivité. Formuler une hypothèse ou analyser la régiosélectivité, la stéréosélectivité et la stéréospécificité éventuelle d'une β -élimination sur un halogénoalcane acyclique. Interpréter la formation de produits indésirables par la compétition entre les réactions de substitution et d'élimination.
Construction du squelette carboné Synthèse et utilisation d'organomagnésiens mixtes. Préparation à partir des espèces halogénées. Propriétés nucléophiles et basiques des organomagnésiens mixtes. Intérêt des organométalliques dans la construction d'une chaîne carbonée. Addition nucléophile sur un aldéhyde, une cétone ou le dioxyde de carbone suivie d'une hydrolyse en milieu acide : mécanisme.	Déterminer le produit formé lors de la réaction d'un organomagnésien mixte sur un aldéhyde, une cétone ou le dioxyde de carbone et inversement, formuler une hypothèse sur les réactifs utilisés lors de la synthèse magnésienne d'un alcool ou d'un acide carboxylique. <i>Décrire et mettre en œuvre un protocole de préparation d'un organomagnésien mixte et de son utilisation pour créer une liaison carbone-</i>

	<i>carbone. Justifier les étapes et conditions expérimentales, y compris l'hydrolyse terminale.</i>
Addition électrophile d'un acide hypohalogéneux HX, H ₂ O en milieu acide, et d'un dihalogène X ₂ sur un alcène : mécanisme, régiosélectivité, aspects stéréochimiques.	Représenter les mécanismes d'addition électrophile de HX, H ₂ O, et Br ₂ sur un alcène. Prévoir ou analyser la régiosélectivité, la stéréosélectivité et la stéréospécificité éventuelle d'une addition électrophile.
Substitution électrophiles aromatique S _E Ar Monosubstitution : réactions de nitration, halogénéation, alkylation, acylation, de sulfonation. Polysubstitution : règles de Holleman	Représenter le mécanisme S _E Ar. Identifier et représenter l'espèce électrophile. Citer et appliquer les règles de Holleman dans le cas de composés monosubstitués.
Stratégie de synthèse	
Étapes d'un protocole, caractérisation d'un produit de réaction.	Identifier, dans un protocole, les étapes de transformation des réactifs, d'isolement, de purification et d'analyse (identification, pureté) du produit synthétisé. Justifier, à partir des propriétés physico-chimiques des réactifs et produits, le choix de méthodes d'isolement, de purification (recristallisation, distillation fractionnée, chromatographie sur colonne) ou d'analyse. Distinguer le rôle d'un lavage ou d'une extraction dans un protocole de synthèse.
Rendement d'une synthèse.	Déterminer, à partir d'un protocole et de données expérimentales, le rendement d'une synthèse. Schématiser des dispositifs expérimentaux des étapes d'une synthèse et les légender. Choisir une méthode de caractérisation d'un produit synthétisé, notamment par comparaison avec des données tabulées (température de fusion, température d'ébullition, indice de réfraction) <i>Mettre en œuvre un montage à reflux pour synthétiser une espèce chimique organique. Isoler, purifier et analyser un produit formé.</i>
Optimisation d'une étape de synthèse Optimisation de la vitesse de formation d'un produit et du rendement d'une synthèse.	Identifier, dans un protocole, les opérations réalisées pour optimiser la vitesse de formation d'un produit. Justifier l'augmentation du rendement d'une synthèse par introduction d'un excès d'un

	réactif ou par élimination d'un produit du milieu réactionnel. <i>Mettre en œuvre un protocole de synthèse pour étudier l'influence de la modification des conditions expérimentales sur le rendement ou la vitesse.</i>
Stratégie de synthèse multi-étapes Modification de groupe caractéristique, modification de chaîne carbonée. Protection / déprotection. Synthèses écoresponsables.	Développer une séquence réactionnelle de synthèse d'une espèce à partir de connaissances ou d'une banque de réactions. Identifier des étapes de protection / déprotection et justifier leur intérêt. <i>Mettre en œuvre un protocole de synthèse conduisant à la modification d'un groupe caractéristique ou d'une chaîne carbonée.</i> Discuter l'impact environnemental d'une synthèse et proposer des améliorations à l'aide de données fournies, par exemple en termes d'énergie, de formation et valorisation de sous-produits et de choix des réactifs et solvants.

4 Verbes consignes

Verbes	Explications
déduire	Tirer des conclusions appropriées basées sur des résultats ou des données
estimer	Spécifier les valeurs de taille par des considérations raisonnées
analyser	Composants, propriétés ou liens importants avec une question spécifique
formuler, développer	Développer des formules chimiques, des équations, des équations de réaction (équations de mots ou de formules) ou des mécanismes de réaction
formuler des hypothèses	Formuler une hypothèse sur un fait inconnu, basée sur une base techniquement solide
indiquer, nommer	Répertorier ou reproduire des formules, des règles, des faits, des termes ou des données sans explication
mesurer	Contextualiser des observations, des données, des résultats individuels ou des informations et en tirer des conclusions
justifier	Présenter les raisons ou les arguments en faveur d'une ligne de conduite ou d'un problème de manière compréhensible
calculer	Le calcul doit être présenté sur la base d'une seule approche
décrire	Formuler des observations, des structures, des faits, des méthodes, des procédures ou des relations de manière structurée et en utilisant un langage technique
évaluer	Le jugement factuel à porter doit être justifié à l'aide de critères techniques.
évaluer	Le jugement de valeur à porter doit être justifié en tenant compte des valeurs et des normes sociales.
représenter	Représenter des structures, des faits ou des relations de manière structurée et en utilisant un langage technique, également à l'aide de dessins et de tableaux
discuter	Comparer et peser les arguments d'une déclaration ou d'une thèse
expliquer	Rendre une situation compréhensible et accessible en se référant aux règles et repères scientifiques
expliciter	Présenter un fait clairement et le rendre compréhensible grâce à des informations supplémentaires
déterminer	Déterminer un résultat ou une connexion de manière informatique, graphique ou expérimentale
induire	A l'aide de lois connues, établir un lien entre des grandeurs chimiques ou physiques
interpréter,	Présenter les résultats scientifiques, les descriptions et les hypothèses dans un contexte compréhensible dans le contexte d'une question ou d'une hypothèse.
organiser	Classer systématiquement des concepts ou des objets en fonction de certaines caractéristiques
planifier	Développer et documenter des solutions (également expérimentales) à un problème donné
esquisser	Afficher clairement les faits, les processus, les structures ou les résultats sous forme graphique
étudier	Développer des faits ou des phénomènes en utilisant des méthodes de travail spécifiques à la matière
comparer	Identifier les similitudes et les différences en fonction de critères
représenter, dessiner	Représenter graphiquement des objets avec précision

2025

Lehrplan / Programme

DFG / LFA

Chemie / Chimie

Gemeinsames Fach

Enseignement commun

Klassenstufen 10, 11 und 12

Classes de 2nde, 1ère, Terminale

Inhaltsverzeichnis

1. Leitgedanken	3
1.1. Bildungsziele	3
1.2. Zielsetzungen	3
1.3. Methodische Herausforderungen	5
1.4. Leistungsbewertung	5
2. Fachliche Inhalte und Kompetenzen	7
2.1. Klassenstufe 10	7
2.1.1. Querschnittsmodul: Messungen und Unsicherheiten	7
2.1.2. Modul A: Zusammenhang zwischen Struktur der Materie und physikalisch-chemischen Eigenschaften	8
2.1.4. Modul B: Energieaspekt von Umwandlungen – Thermodynamik	12
2.2. Klassenstufen 11 und 12	12
2.2.1. Querschnittsmodul: Messungen und Unsicherheiten	13
2.2.2. Modul A - Zusammenhang zwischen Struktur der Materie und physikalisch-chemischen Eigenschaften	14
2.2.3. Modul B - Energieaspekt von Umwandlungen – Thermodynamik	20
2.2.4. Modul C - Kinetischer Aspekt von Umwandlungen	21
2.2.5. Modul D - Gleichgewichte in wässrigen Lösungen	23
2.2.6. Modul E - Umwandlungen in der organischen Chemie	28
3. Operatoren	30

1. Leitgedanken

1.1. Bildungsziele

Die Chemie bietet eine rationale Analyse der Stoffumwandlungen, die sich auf universell gültige Prinzipien stützt, die durch Beobachtung, Experimente und Messungen bestätigt werden.

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

Der Chemieunterricht zielt darauf ab, die Kenntnis und das Verständnis der Prinzipien, die diesen Modellen zugrunde liegen, zu verbessern. Außerdem werden experimentelle Fähigkeiten entwickelt, die es ermöglichen, diese Modelle in der realen Welt zu verankern und zu validieren.

Die Chemie steht im Mittelpunkt zahlreicher Innovationen, die die Gesellschaft, in der wir leben, ständig verändern. Sie ermöglicht es, die wichtigsten Probleme unserer Zeit zu verstehen und Lösungen vorzuschlagen, und zwar in verschiedenen Bereichen, die von der Umwelt bis zur Chemie der Lebewesen reichen. Die Lehrkraft kann sich also auf zahlreiche Kontexte stützen, die mit großen Herausforderungen verbunden sind, um die im Unterricht vermittelten Konzepte konkret zu machen.

Im Rahmen der deutsch-französischen Gymnasien vereint der Chemieunterricht in ausgewogener Weise mehrere Ziele:

- den Schülerinnen und Schülern die zentralen Konzepte der Chemie in einem breiten Kontextbereich vorstellen, um natürliche und gesteuerte Umwandlungen von Materie zu beschreiben und zu analysieren;
- Die Schülerinnen und Schüler sollen motiviert und auf ein Studium in naturwissenschaftlichen Bereichen mit Chemie vorbereitet werden, indem Methoden und Untersuchungsgegenstände eingeführt werden, die im weiteren Verlauf ihrer Ausbildung mobilisiert werden;
- die Schülerinnen und Schüler mit dem wissenschaftlichen Ansatz, seinen Stärken und Grenzen vertraut machen. Sie in diese kollektive Art des Wissensaufbaus einzuführen und ihnen Instrumente zur Validierung von Wissen und Informationen an die Hand zu geben. Die Schülerinnen und Schüler sollen einige historische Anhaltspunkte für die Entwicklung der Ideen in der Chemie kennen lernen, bei denen deutsche und französische Wissenschaftler eine wesentliche Rolle gespielt haben.

Der wissenschaftliche Ansatz kennt keine Grenzen; er hat die Aufgabe, ein Wissen mit universeller Reichweite aufzubauen, dessen Internationalität in einer binationalen Schule ihren Platz findet.

1.2. Zielsetzungen

Der Chemieunterricht entwickelt eine Reihe von Kompetenzen, die bei jeder wissenschaftlichen Vorgehensweise mobilisiert werden. Diese Kompetenzen, die in der folgenden Tabelle aufgeführt sind, strukturieren die Ausbildung und die Beurteilung der Schüler. Einige Beispiele für die zugehörigen Fähigkeiten verdeutlichen die Konturen der einzelnen Kompetenzen, wobei die Gesamtheit keinen starren Rahmen bilden soll.

Kompetenzen	Einige Beispiele für assoziierte Fähigkeiten
Sich aneignen	Die Schülerinnen und Schüler: • formulieren eine Problemstellung.

	• suchen und organisieren Informationen im Zusammenhang mit der untersuchten Fragestellung. • stellen die Situation durch ein Schema dar.
Analysieren/ Begründen	Die Schülerinnen und Schüler: • formulieren eine Hypothese. • schlagen eine Lösungsstrategie vor, um das Problem zu lösen. • planen Aufgaben. • wählen ein Modell oder relevante Gesetze. • wählen ein Protokoll aus, erstellen und begründen es.
Verwirklichen	Die Schülerinnen und Schüler: • setzen die Schritte einer Vorgehensweise um. • verwenden eine Vorlage. • machen Vorhersagen mit einem Modell. • führen gängige Verfahren durch (Berechnungen, Darstellungen, Datensammlung, Bewertung von Größenordnungen, Analogien usw.). • führen ein Versuchsprotokoll unter Einhaltung der Sicherheitsvorschriften durch.
Bestätigen	Die Schülerinnen und Schüler: • denken kritisch, führen Plausibilitätstests durch. • identifizieren Quellen der Unsicherheit, schätzen eine Unsicherheit, vergleichen mit einem Referenzwert. • konfrontieren ein Modell mit experimentellen Ergebnissen. • schlagen mögliche Verbesserungen des Vorgehens oder des Modells vor.
Kommunizieren	In Wort und Schrift: Die Schülerinnen und Schüler: • stellen eine Vorgehensweise argumentativ, zusammenfassend und kohärent dar; • verwenden ein geeignetes Vokabular und wählen geeignete Darstellungsformen; • tauschen sich unter Gleichaltrigen aus.

Der Chemieunterricht entwickelt darüber hinaus bereichsübergreifende Kompetenzen unterschiedlicher Art.

Über die unten aufgeführten thematischen Inhalte hinaus zielt dieser Unterricht darauf ab, den kritischen Geist der Schülerinnen und Schüler zu entwickeln, indem er sich auf das Beispiel der Methode zur Validierung von Wissen stützt, die im Rahmen des wissenschaftlichen Vorgehens durch die Kompetenz "Validieren" mobilisiert wird.

Sie sollen auch ihr Verständnis der zeitgenössischen Herausforderungen im Zusammenhang mit dem Energie- und Klimawandel sowie der Umweltverschmutzung präzisieren, um die demokratischen Entscheidungen, die sie jetzt und in Zukunft treffen müssen, mit rationalen Argumenten zu beleuchten.

Die kollektive Dimension des wissenschaftlichen Aufbaus von Chemiewissen ist ein Beispiel dafür, wie Lehrerinnen und Lehrer zur Entwicklung von Teamfähigkeit beitragen können. Experimentelle Aktivitäten im Unterricht, die häufig in Partnerarbeit durchgeführt werden, tragen wesentlich dazu bei.

Experimentelle Fähigkeiten sind im Chemieunterricht sehr präsent, wie sie es auch in der täglichen Praxis von Berufschemikern sind. Jeder Lernbereich bietet den Lehrern außerdem zahlreiche Beispiele, um ihren Unterricht anhand von technologischen Beispielen aus dem Alltag zu kontextualisieren.

1.3. Methodische Herausforderungen

Die didaktischen Ansätze, die in den Chemielehrplänen in Deutschland und Frankreich umgesetzt werden, unterscheiden sich in vielen Bereichen (Stellenwert der Modellierung, der kollektiven Argumentation, der experimentellen Aktivitäten...). Der Chemielehrer an einem deutsch-französischen Gymnasium muss sich dieser Unterschiede bewusst sein und die Vorteile der einzelnen Ansätze nutzen, indem er sie an sein Publikum anpasst. Es ist sehr lehrreich, den Schülern die im Partnerland angewandten Ansätze zur Behandlung eines bestimmten Begriffs vorzustellen: Diese Vielzahl von Gesichtspunkten bereichert bei den Schülern das Verständnis der in der Chemie behandelten Phänomene und Gesetze.

In diesem Sinne ist dieses Programm konzipiert: Während einige Themen mit einem Ansatz präsentiert werden, der französischen Lehrern vertraut erscheinen wird, werden andere eher den Gewohnheiten ihrer deutschen Kollegen entsprechen. Alle profitieren von den Seitenschritten, die sie im Sinne eines besseren Verständnisses der Praktiken des anderen Landes machen werden.

Die sprachliche Dimension ist für den Aufbau dieser gemeinsamen Kultur von grundlegender Bedeutung. Es ist von entscheidender Bedeutung, dass die Lehrer beider Länder ihren Schülern in beiden Sprachen die wichtigsten Elemente des wissenschaftlichen Vokabulars beibringen, die in jedem Themenbereich mobilisiert werden. Diese Ausbildung muss durch dokumentarische Aktivitäten bereichert werden, die sich auf wissenschaftliche Texte stützen, die in der jeweils anderen Sprache verfasst wurden.

1.4. Leistungsbewertung

Die Beurteilung in Chemie sollte sich auf eine Vielzahl von Situationen stützen, die die Vielfalt der in diesem Fach mobilisierten Ansätze widerspiegeln: Tischaufgaben, Kursabfragen, Quiz, experimentelle Aktivitäten, mündliche Berichte in praktischen Arbeiten, Dokumentenanalysen, wissenschaftliche Debatten etc. Sie kann individuell oder kollektiv sein. Sie ist vor allem ein grundlegendes Element zur Verbesserung des Lernens. Ihre formative Dimension ist von entscheidender Bedeutung, selbst in summativen Situationen.

So sollten Beurteilungen, deren Erwartungen klar formuliert sind, zu schnellen und detaillierten Rückmeldungen der Lehrkräfte an ihre Schülerinnen und Schüler führen. Auch deportierte Bewertungen (teilweise oder vollständige Peer Reviews) sind empfehlenswert. Bei Bedarf können differenzierte Verbesserungsmaßnahmen durchgeführt werden.

Thematische Inhalte

In den folgenden Tabellen sind für jeden Unterricht die Kenntnisse und Fähigkeiten, die von den Schülern verlangt werden, nach Themen gegliedert. Den "Begriffen und Inhalten" in der ersten Spalte der Tabellen entsprechen eine oder mehrere "erforderliche Fähigkeiten" in der zweiten Spalte. Fähigkeiten, die einen experimentellen Ansatz bevorzugen, sind kursiv geschrieben

Die Gesamtheit der behandelten Themen ermöglicht vielfältige Kontextualisierungen aus dem Alltag, allen voran die Analyse der Ursachen und Folgen der Klima- und Energiewende. Die Geschichte der Chemie muss mobilisiert werden, um die vorgestellten Begriffe zu beleuchten. Die epistemische Dimension des wissenschaftlichen Vorgehens (kollektiver Aufbau von wissenschaftlichem Wissen, Funktionsweise der wissenschaftlichen Gemeinschaft, Stärken und Grenzen des wissenschaftlichen Vorgehens usw.) muss im Unterricht in angemessenem Umfang und auf angemessenem Niveau präsent sein.

Es steht dem Lehrer frei, in der Klassenstufe 10 und in den Klassenstufen 11 und 12 die Themen, Kenntnisse und Fähigkeiten in der von ihm gewählten Reihenfolge zu behandeln. In den Lehrplänen für den Unterricht in den Klassenstufen 11 und 12 wird jedoch explizit darauf hingewiesen, welche Elemente bereits in der Klassenstufe 11 behandelt werden sollten.

Die geforderten Fähigkeiten sind allen oder mehreren Themen gemeinsam. Sie werden nicht systematisch wiederholt:

- die Sicherheitsvorschriften für die Arbeit im Labor einzuhalten. Die Vorsichtsmaßnahmen für den Umgang mit einer chemischen Verbindung, die in der Etikettierung angegeben sind, verstehen und befolgen;
- Messunsicherheiten analysieren, kontrollieren und wenn möglich minimieren ;
- ein Gerät zur Datenerfassung und -verarbeitung implementieren: Mikrocontroller, Erfassungsschnittstelle, Tabellenkalkulation, Programmiersprache.

2. Fachliche Inhalte und Kompetenzen

2.1. Klassenstufe 10

2.1.1. Querschnittsmodul: Messungen und Unsicherheiten

Begriffe und Inhalte	Erforderliche Fähigkeiten
Variabilität bei der Messung einer physikalischen Größe.	Die Schülerinnen und Schüler: • werten eine Reihe von unabhängigen Messungen einer physikalischen Größe aus: Histogramm, Mittelwert und Standardabweichung. • erörtern die Ursachen für die Variabilität einer Messung und den Einfluss des Messinstruments und des Protokolls. • bewerten qualitativ die Streuung einer Reihe von unabhängigen Messungen. • <i>stellen das Histogramm, das mit einer Messreihe verbunden ist, mithilfe eines Tabellenkalkulationsprogramms dar.</i>
Standardunsicherheit.	Die Schülerinnen und Schüler: • definieren qualitativ eine Standardunsicherheit. • führen die Bewertung einer Standardunsicherheit mithilfe eines statistischen Ansatzes durch (Typ A-Bewertung). • führen die Bewertung einer Standardunsicherheit mit einem anderen als dem statistischen Ansatz durch (Bewertung vom Typ B).
Schreibt das Ergebnis einer Messung.	Die Schülerinnen und Schüler: • schreiben mit einer angemessenen Anzahl signifikanter Stellen das Ergebnis einer Messung.
Vergleich von zwei Werten.	Die Schülerinnen und Schüler: • vergleichen ein Ergebnis qualitativ mit einem Referenzwert.
Lineare Regression.	<i>Die Schülerinnen und Schüler:</i> • <i>führen eine lineare Regression durch, um die Werte der Parameter eines Modells zu erhalten.</i>

2.1.2. Modul A: Zusammenhang zwischen Struktur der Materie und physikalisch-chemischen Eigenschaften

Begriffe und Inhalte	Erforderliche Fähigkeiten
Reiner Körper, Gemisch - Beschreibung und Zusammensetzung eines Systems.	
Reine Körper und Mischungen im Alltag. Chemische Spezies, reiner Körper, Mischungen chemischer Spezies, homogene und heterogene Mischungen. Identifizierung von chemischen Spezies in einer Materialprobe durch physikalische Messungen oder chemische Tests. Massenzusammensetzung einer Mischung. Volumenzusammensetzung einer Mischung. Fall von Luft.	Die Schülerinnen und Schüler: • nennen gängige Beispiele für reine Körper sowie homogene und heterogene Gemische. • unterscheiden eine homogene Mischung von einer heterogenen Mischung. • identifizieren eine chemische Spezies anhand von Referenzwerten, ihrer Zustandsänderungstemperaturen, ihrer Dichte oder durch chemische Tests. • nennen gängige chemische Tests für das Vorhandensein von Wasser, Dihydrogen, Dioxygen und Kohlendioxid. • nennen den Wert der Dichte von flüssigem Wasser und vergleiche ihn mit den Werten anderer reiner Körper und Gemische. • nennen die ungefähre Zusammensetzung der Luft und die Größenordnung des Wertes ihrer Dichte. • stellen die Zusammensetzung einer Probe anhand von experimentellen Daten fest. • <i>messen Volumen und Massen, um die Zusammensetzung von Mischungen abzuschätzen.</i>
Wässrige Lösungen, ein Beispiel für das Mischen. Lösungsmittel, gelöster Stoff. Massenkonzentration, Löslichkeit eines gelösten Stoffes in einem bestimmten Lösungsmittel.	Die Schülerinnen und Schüler: • identifizieren den gelösten Stoff und das Lösungsmittel anhand der Zusammensetzung oder der Vorgehensweise bei der Herstellung einer Lösung. • bestimmen den Wert der Massenkonzentration eines gelösten Stoffes aus dem Verfahren zur Herstellung einer Lösung durch Auflösen oder Verdünnen. • <i>messen Massen, um die Variabilität des von einem Glasstück gemessenen Volumens zu untersuchen; sie wählen</i>

	<i>geeignete Glaswaren aus und verwenden sie, um eine Lösung durch Auflösen oder Verdünnen herzustellen.</i>
Vom Makroskopischen zum Mikroskopischen, von der chemischen Spezies zur Entität. Molekülspezies, ionische Spezies, Elektroneutralität der Materie auf makroskopischer Ebene. Chemische Einheiten: Moleküle, Atome, Ionen.	Die Schülerinnen und Schüler: • definieren eine chemische Spezies als eine Ansammlung einer sehr hohen Anzahl identischer Einheiten. • nutzen die Elektroneutralität der Materie aus, um ionische Spezies zu assoziieren und nennen Formeln für ionische Verbindungen. • bestimmen die Formel einer ionischen Verbindung, die aus einer einzigen Art von Kation und einer einzigen Art von Anion besteht, die beide bereitgestellt werden.
Der Atomkern, Sitz seiner Masse und Identität. Ordnungszahl, Massenzahl, herkömmliche Schreibweise: A_ZX oder AX . Chemisches Element. Isotopie. Masse und elektrische Ladung eines Elektrons, eines Protons und eines Neutrons, elektrische Elementarladung, Neutralität des Atoms.	Die Schülerinnen und Schüler: • nennen die Größenordnung der Masse und der Ladung eines Protons, eines Neutrons und eines Elektrons. • beschreiben den Aufbau von Atomen mithilfe des Kern-Elektronenkörper-Modells.
Zählen Sie die Entitäten in einer Materialprobe. Anzahl der Einheiten in einer Stichprobe. Definition von Mol. Avogadro-Konstante. Molmasse eines Elements. Menge des Materials in einer Probe. Konzentration als Stoffmenge.	Die Schülerinnen und Schüler: • bestimmen die molare Masse einer Einheit aus ihrer Summenformel und der molaren Masse der Elemente, aus denen sie besteht. • bestimmen die Anzahl der Einheiten und die Stoffmenge einer Spezies in einer Probenmasse. • rechnen eine Massenkonzentration in eine Stoffmengenkonzentration um und umgekehrt.
Massentiter und Dichte einer Lösung.	Die Schülerinnen und Schüler: • bestimmen die Massen- oder Stoffmengenkonzentration einer Lösung aus ihrem Massengehalt und ihrer Dichte. • stellen aus einer Lösung mit dem angegebenen Massengehalt und der angegebenen Dichte eine Lösung mit einer

	<i>bestimmten Konzentration des zugeführten gelösten Stoffes her.</i>
Quantenmodell des Atoms	
Quantifizierung von Energieniveaus Atomare Linienspektren und Quantifizierung von elektronischen Energieniveaus. Planck-Einstein-Beziehung.	Die Schülerinnen und Schüler: • verbinden die Wellenlängen von Emissions- oder Absorptionswellen mit dem Diagramm der elektronischen Energieniveaus. • nennen die Größenordnungen der Ionisierungsenergien und der charakteristischen Abstände im Atom. • beurteilen den Energieunterschied zwischen zwei Niveaus anhand der Wellenlänge und umgekehrt.
Das Periodensystem der Elemente: ein erster Organisation nach Blöcken.	Die Schülerinnen und Schüler: • ordnen die folgenden Familien in der Tabelle an und nennen ihre bemerkenswerten Eigenschaften: Alkali- und Erdalkalimetalle, Halogene und Edelgase
Die chemische Bindung	
Modell der kovalenten Bindung Lewis-Modell der kovalenten Bindung Lokalisierte kovalente Bindung; Länge der kovalenten Bindung.	Die Schülerinnen und Schüler: • beschreiben die Herstellung einer kovalenten Bindung als die Zusammenführung von zwei Valenzelektronen und geben eine Größenordnung für die zugehörige Bindungslänge an.
Lewis-Schema eines monoatomaren oder polyatomaren Moleküls oder Ions (Studium auf Elemente der Blöcke s und p beschränkt).	Die Schülerinnen und Schüler: • erstellen ein oder mehrere relevante Lewis-Schemata für ein Molekül oder ein Ion.
Struktur und Reaktivität organischer Moleküle	
Darstellung der organischen Einheiten. Summenformeln, Halbentwicklungsformeln, Entwicklungsformeln. Gesättigte Kohlenstoffgerüste, charakteristische Gruppen (mikroskopische Ebene) und funktionelle Familien (makroskopische Ebene).	Die Schülerinnen und Schüler: • wechseln von einer Darstellungsform in eine andere. • identifizieren und benennen die charakteristischen Gruppen, die mit den folgenden funktionellen Familien verbunden sind: Alkohol und Carbonsäure.

Alkane, Alkene, Alkine: Elemente der Nomenklatur. Verbindung zwischen dem Namen einer Art und ihrer Struktur.	• nennen die kurzkettigen Kohlenwasserstoffe (Kette < 10 Kohlenstoffatome). • kennen die gebräuchlichen Namen Ethylen (für Ethen) und Acetylen (für Ethin). • nennen einfache Moleküle mit einer einzigen charakteristischen Gruppe (Alkohol oder Carbonsäure) und stellen einfache Moleküle anhand ihres Namens dar.
Analytische Methoden	
UV-sichtbare Spektroskopie. Verwendung für quantitative Zwecke (in der analytischen Chemie). Absorption. Gesetz von Beer-Lambert. Molarer Absorptionskoeffizient.	Die Schülerinnen und Schüler: • bestimmen die Konzentration eines gelösten Stoffes aus experimentellen Daten zur Extinktion von Lösungen mit bekannten Konzentrationen (Standardreihe). • zitieren das Beer-Lambert-Gesetz zitieren und wenden es an. • <i>schlagen ein Protokoll vor und führen es durch, um eine Standardreihe herzustellen und die Konzentration einer farbigen Spezies in einer Lösung durch Extinktionsmessungen zu bestimmen.</i>
Chromatographien. Allgemeine Prinzipien der Chromatographie: stationäre Phase, mobile Phase, Elutionsmittel. Dünnschichtchromatographie (DCC): Entwicklung, Stirnverhältnis.	Die Schülerinnen und Schüler: • identifizieren eine stationäre Phase, eine mobile Phase. • interpretieren die Stirnverhältnisse verschiedener Arten bei der Analyse mit einer CCM. • <i>identifizieren die Bestandteile einer homogenen Mischung mithilfe einer CCM.</i>

2.1.4. Modul B: Energieaspekt von Umwandlungen – Thermodynamik

Begriffe und Inhalte	Erforderliche Fähigkeiten
Beschreibung der Zusammensetzung eines Systems, das Sitz einer chemischen Umwandlung ist	
Modell des perfekten Gases. Dichte, thermodynamische Temperatur, Druck. Zustandsgleichung für ein perfektes Gas Modell der undeformbaren und inkompressiblen kondensierten Phase. Makroskopische Modellierung einer Umwandlung durch eine chemische Reaktion. Symbolische Schreibweise einer chemischen Reaktion. Stöchiometrie. Begriff der Zuschauerart. Anfangszustand, Endzustand. Begrenzendes Reagenz.	Die Schülerinnen und Schüler: • bringen die Werte der gemessenen makroskopischen Größen qualitativ mit den Eigenschaften des Systems auf mikroskopischer Ebene in Verbindung. • nutzen die Zustandsgleichung des idealen Gases aus, um das Verhalten eines Gases zu beschreiben. • erkennen die Grenzen des Modells des perfekten Gases erkennen. • nennen die flüssige und die feste Phase als kondensierte Phasen und beschreiben ihre Eigenschaften. • modellieren ausgehend von experimentellen Daten eine Umwandlung durch eine Reaktion, stellen die zugehörige Reaktionsgleichung auf und passen sie an. • beschreiben qualitativ, wie sich die Stoffmengen der chemischen Spezies bei einer Umwandlung verändern. • identifizieren den limitierenden Reaktanten anhand der Stoffmengen der Reaktanten und der Reaktionsgleichung.

2.2. Klassenstufen 11 und 12

In der Klassenstufe 11 sollten zunächst die folgenden Module oder Teile von Modulen behandelt werden:

- Querschnittsmodul: Messungen und Unsicherheiten, abgesehen von allem, was mit zusammengesetzten Standardunsicherheiten zu tun hat, die möglicherweise erst in der Abschlussklasse behandelt werden;
- Modul A: Zusammenhang zwischen Struktur der Materie und physikalisch-chemischen Eigenschaften ;
- Modul B: Energetische Aspekte von Transformationen - Thermodynamik ;
- Modul C: notwendig für Säuren / Basen und für Modul D
- Modul D: Gleichgewichte in wässrigen Lösungen, außerhalb von Redoxumwandlungen.

Modul D sollte eher in der Abschlussklasse behandelt werden.

2.2.1. Querschnittsmodul: Messungen und Unsicherheiten

Begriffe und Inhalte	Erforderliche Fähigkeiten
Variabilität bei der Messung einer physikalischen Größe.	Die Schülerinnen und Schüler: • werten eine Reihe von unabhängigen Messungen einer physikalischen Größe aus: Histogramm, Mittelwert und Standardabweichung. • erörtern die Ursachen für die Variabilität einer Messung und den Einfluss des Messinstruments und des Protokolls. • bewerten qualitativ die Streuung einer Reihe von unabhängigen Messungen. • <i>stellen das zu einer Messreihe gehörende Histogramm mithilfe eines Tabellenkalkulationsprogramms oder einer Programmiersprache dar.</i>
Standardunsicherheit.	Die Schülerinnen und Schüler: • definieren qualitativ eine Standardunsicherheit. • führen die Bewertung einer Standardunsicherheit mithilfe eines statistischen Ansatzes durch (Typ A-Bewertung). • erklären, warum es sinnvoll ist, eine große Anzahl von Messungen durchzuführen, um die Standardunsicherheit des Mittelwerts zu verringern. • führen die Bewertung einer Standardunsicherheit mit einem anderen als dem statistischen Ansatz durch (Bewertung vom Typ B).
Schreiben des Ergebnisses einer Messung.	Die Schülerinnen und Schüler: • schreiben mit einer angemessenen Anzahl signifikanter Stellen das Ergebnis einer Messung.

Lineare Regression.	<i>Die Schülerinnen und Schüler:</i> • führen eine lineare Regression durch, um die Werte der Parameter eines Modells zu erhalten.
---------------------	---

2.2.2. Modul A - Zusammenhang zwischen Struktur der Materie und physikalisch-chemischen Eigenschaften

Begriffe und Inhalte	Erforderliche Fähigkeiten
Quantenmodell des Atoms	
Die Elektronenhülle des Atoms Begriff des Atomorbitals: Wahrscheinlichkeit des Vorhandenseins von Elektronen, Quantenzahlen n und l. Verläufe der Atomorbitale s und p. Elektronenkonfiguration eines Atoms im Grundzustand und seine Position im Periodensystem der Elemente (Blöcke s und p). Kernelektronen und Valenzelektronen. Begriff der radikalischen Spezies	Die Schülerinnen und Schüler: • definieren ein Atomorbitale qualitativ in Bezug auf die Wahrscheinlichkeit seines Vorhandenseins. • nennen die Haupt- und Nebenquantenzahlen und beschreibe qualitativ ihre Bedeutung. • beschreiben Sie die Formen der Atomorbitale s und p. • erstellen die Elektronenkonfiguration eines Atoms in seinem Grundzustand anhand seiner Position im Periodensystem der Elemente für die ersten drei Perioden. • leiten daraus die Elektronenkonfiguration der üblichen einatomigen Ionen ab. • bestimmen die Anzahl der ungepaarten Elektronen eines Atoms in seinem Grundzustand.
Elektronische Konfiguration. Etablierung der Elektronenkonfiguration eines Atoms im Grundzustand: Quantenzahlen m_l und m_s; Füllungsregeln.	Die Schülerinnen und Schüler: • erstellen die Elektronenkonfiguration eines Atoms in seinem Grundzustand anhand seiner Ordnungszahl für die ersten 4 Perioden.
Periodensystem und physikalisch-chemische Eigenschaften Zusammenhang zwischen atomaren Eigenschaften und dem Periodensystem: Elektronegativität, Polarisierbarkeit. Organisation nach Blöcken.	Die Schülerinnen und Schüler: • vergleichen die Elektronegativität und Polarisierbarkeit von zwei Atomen anhand der Positionen der zugehörigen Elemente im Periodensystem. • ordnen die folgenden Familien in der Tabelle an und nennen bemerkenswerte Eigenschaften: Alkali- und Erdalkalimetalle, Halogene und Edelgase
Die chemische Bindung	

Modell der kovalenten Bindung Lewis-Modell der kovalenten Bindung Lokalisierte kovalente Bindung; Länge und Energie der kovalenten Bindung.	Die Schülerinnen und Schüler: • beschreiben die Entstehung einer kovalenten Bindung als Zusammenführung von zwei Valenzelektronen und geben eine Größenordnung der Energie und der damit verbundenen Bindungslänge an. • verbinden die Energie einer Bindung zwischen zwei Atomen qualitativ mit der Energie, die nötig ist, um diese Bindung zu brechen.
Modell der delokalisierten kovalenten Bindung: Mesomerie.	Die Schülerinnen und Schüler: • identifizieren Verkettungen, die zu einer elektronischen Delokalisierung in einer Einheit führen, und stellen die mesomeren Grenzformeln einer chemischen Einheit dar. • zeigen eine mögliche elektronische Delokalisierung anhand von Daten zu Bindungslängen oder anderen experimentellen Größen auf.
Geometrie und Polarität chemischer Einheiten Geometrische Struktur eines Moleküls oder eines polyatomaren Ions. VSEPR-Modell. Cram-Darstellung.	Die Schülerinnen und Schüler: • verknüpfen qualitativ die Geometrie eines Entitäts mit der Minimierung seiner Energie. • sagen Strukturen vom Typ AX_n mit $n \leq 4$ und AX_pE_q, mit $p+q = 3$ oder 4, vorher und interpretieren sie.
Elektronegativität: Definition, polarisierte Bindung, Dipolmoment, polares Molekül.	Die Schülerinnen und Schüler: • vergleichen die Elektronegativität zweier Atome anhand von Daten oder ihrer Positionen im Periodensystem. • beschreiben die C-H-Bindung als unpolarisiert und nennen O, N und Cl (oder Halogene) als Elemente, die elektronegativer als C sind. • sagen die Polarisierung einer Bindung vorher durch Vergleich der Elektronegativität der Atome, aus denen sie besteht. • bringen die Existenz oder Nicht-Existenz eines permanenten Dipolmoments mit der geometrischen Struktur eines Moleküls in Verbindung.

	• bestimmen Richtung und Richtung des Dipolmomentvektors einer Bindung oder eines Moleküls.
Intermolekulare Bindungen	
Polarisierbarkeit, permanenter Dipol, induzierter Dipol, momentaner Dipol. Van-der-Waals-Wechselwirkungen (Debye, Keesom, London) und Wasserstoffbrückenbindung.	Die Schülerinnen und Schüler: • definieren die Begriffe Dauerdipol, Momentandipol und induzierter Dipol. Kenntnis der Größenordnungen der eingesetzten Energien. • verbinden die Polarisierbarkeit eines Atoms mit seiner Position im Periodensystem. • vorhersagen oder interpretieren die Temperaturen von Zustandsänderungen molekularer Reinkörper durch die Existenz von van der Waals-Wechselwirkungen oder Wasserstoffbrückenbindungen. • <i>weisen experimentell die Existenz intermolekularer Wechselwirkungen und des Einflusses einiger Faktoren auf ihre Intensität nach.</i>
Charakteristische Größen und Eigenschaften von molekularen Lösungsmitteln: polarer oder unpolarer Charakter, relative Permittivität, protogener Charakter. In-Lösung-Bringen einer molekularen oder ionischen chemischen Spezies.	Die Schülerinnen und Schüler: • bringen eine Eigenschaft eines molekularen Lösungsmittels mit einer oder mehreren charakteristischen Größen in Verbindung. • interpretieren die vollständige, teilweise oder gar keine Mischbarkeit zweier Lösungsmittel. • interpretieren die Löslichkeit einer molekularen oder ionischen chemischen Spezies.
Struktur und Reaktivität organischer Moleküle	
Darstellung von organischen Einheiten. Summenformeln, Halbentwicklungsformeln, Entwicklungsformeln, topologische Formeln. Gesättigte Kohlenstoffgerüste, charakteristische Gruppen (mikroskopische Ebene) und funktionelle Familien (makroskopische Ebene). Verbindung zwischen Namen und Struktur.	Die Schülerinnen und Schüler: • wechseln von einer Darstellungsform in eine andere. • identifizieren die charakteristischen Gruppen und benennen diejenigen, die mit den folgenden funktionellen Familien verbunden sind: Alkohol, Aldehyd, Keton, Carbonsäure und Amin. • identifizieren die Familien der Ester und Amide.

	• nennen einfache Moleküle mit nur einer charakteristischen Gruppe (außer Aminen) und stellen einfache Moleküle anhand ihres Namens dar.
Konfigurations-Stereoisomerie: Chiralität, Enantiomerie, Diastereoisomerie, stereochemische Deskriptoren <i>R</i>, <i>S</i>, <i>Z</i>, <i>E</i>. Darstellung von Cram. Optische Aktivität, racemische Mischung, Rotationsvermögen. Biot'sches Gesetz.	Die Schülerinnen und Schüler: • identifizieren den stereochemischen Deskriptor eines stereogenen Zentrums. • nennen und verwenden die Regeln von Cahn, Ingold und Prelog. • bestimmen die isomere Beziehung zwischen zwei Stereoisomeren. • vergleichen die physikalisch-chemischen Eigenschaften von zwei Enantiomeren und zwei Diastereoisomeren. • zitieren und nutzen das Gesetz von Biot. • <i>bestimmen die Zusammensetzung eines chemischen Systems oder verfolgen eine chemische Umwandlung mithilfe der optischen Aktivität.</i>
Kohlenwasserstoffe Alkane, Alkene, Alkine: Beziehung zwischen Struktur und physikalisch-chemischen Eigenschaften.	Die Schülerinnen und Schüler: • nennen den Einfluss von Kettenlänge, Verzweigungen und Ungesättigtheit auf die Temperaturen der Zustandsänderung. • nennen Eigenschaften von Kohlenwasserstoffen als Lösungsmittel und wenden sie an. • nennen und definieren die Begriffe hydrophob und hydrophil.
Sauerstoffhaltige Verbindungen Alkohole, Ketone, Aldehyde, Ketone, Carbonsäuren, Ester: Elemente der Nomenklatur. Beziehung zwischen Struktur und physikalisch-chemischen Eigenschaften.	Die Schülerinnen und Schüler: • definieren und erkennen die Klassen von Alkoholen definieren. • erklären die Löslichkeit von Spezies aus verschiedenen funktionellen Familien in Wasser oder organischen Lösungsmitteln anhand von intermolekularen Wechselwirkungen. • erklären die Unterschiede in den Zustandsänderungstemperaturen zwischen Sauerstoffverbindungen mit ähnlichen Kohlenstoffketten, die zu verschiedenen Familien gehören. • kennen einige gebräuchliche Namen: Ameisensäure, Essigsäure, Formaldehyd, Aceton, Glycerin.

Reaktivität in der organischen Chemie: Nukleophilie, Elektrophilie, Acidität, Basizität.	• erklären die Reaktivität einer organischen Spezies anhand der Struktur ihrer charakteristischen Gruppen (Nukleophilie, Elektrophilie, Acidität, Basizität). • identifizieren die elektrophilen und nukleophilen Stellen eines polyfunktionalen Moleküls. • <i>führen charakteristische Tests für Sauerstoffverbindungen durch.</i> • <i>führen eine Synthese einer Sauerstoffverbindung durch und charakterisieren sie.</i>
Analytische Methoden	
Elektromagnetische Wellen und Spektroskopie. Bereiche der elektromagnetischen Wellen. Beziehung zwischen Wellenlänge, Lichtgeschwindigkeit und Frequenz. Das Photon. Energie eines Photons. Qualitative Beschreibung der Wechselwirkung zwischen Licht und Materie: Absorption und Emission. Spektroskopische Analysemethoden (Infrarot, UV-Visibel). Verwendung für quantitative Zwecke (in der analytischen Chemie) und qualitative Zwecke (Identifizierung von charakteristischen Gruppen in der organischen Chemie). Absorptionsgrad, Absorptionsspektrum, Farbe einer Spezies in Lösung. Gesetz von Beer-Lambert. Molarer Absorptionskoeffizient.	Die Schülerinnen und Schüler: • verwenden eine Skala von Frequenzen oder Wellenlängen, um einen Spektralbereich zu identifizieren. • nennen die Größenordnung der Frequenzen oder Wellenlängen von elektromagnetischen Wellen, die in verschiedenen Anwendungsbereichen (medizinische Bildgebung, sichtbare Optik, Wifi-Signale, Mikrowellen usw.) verwendet werden. • zitieren die Planck-Einstein-Beziehung und wenden sie an. • identifizieren anhand eines Infrarotspektrums und von Schwingungswellenzahlentabellen eine Bindung oder eine charakteristische Gruppe in einer organischen chemischen Einheit. • erklären und sagen die Farbe einer Spezies in Lösung anhand ihres UV-visuellen Spektrums vorher. • bestimmen die Konzentration eines gelösten Stoffes aus experimentellen Daten zu der Extinktion von Lösungen mit bekannten Konzentrationen (Standardreihe). • zitieren das Beer-Lambert-Gesetz und wenden es an.

	• nennen seine Grenzen. • nennen die Faktoren, von denen der molare Absorptionskoeffizient einer Spezies in Lösung abhängt (Lösungsmittel, Temperatur, Wellenlänge). • <i>erstellen das UV-sichtbare Absorptionsspektrum einer chemischen Spezies.</i> • <i>schlagen ein Protokoll zur Herstellung einer Standardreihe und zur Bestimmung der Konzentration einer farbigen Spezies in einer Lösung durch Extinktionsmessungen vor und führen es durch.</i> • <i>testen die Grenzen der Anwendbarkeit des Protokolls.</i> • <i>bestimmen einen molaren Absorptionskoeffizienten und vergleichen ihn mit einem Tabellenwert.</i> • erklären, wie die Entwicklung eines CCM unter UV-Licht funktioniert. • vergleichen die Eigenschaften einer synthetisierten Spezies mit denen einer kommerziellen Spezies durch Interpretation von IR-Spektren, um: - zu bestätigen, dass eine chemische Umwandlung stattgefunden hat, - herauszufinden, dass die analysierte chemische Spezies die erwartete ist, - mögliche Verunreinigungen aufzuspüren und zu identifizieren. (IR-Spektren werden bereitgestellt) • werten anhand von Referenzwerten ein Infrarot-Absorptionsspektrum aus.
Chromatographien. Allgemeine Prinzipien der Chromatographie: stationäre Phase, mobile Phase, Elutionsmittel. Dünnschichtchromatographie (DCC): Entwicklung, Frontbericht.	Die Schülerinnen und Schüler: • identifizieren eine stationäre Phase, eine mobile Phase. • interpretieren die Stirnverhältnisse verschiedener Arten bei der Analyse mit einer CCM. • <i>identifizieren die Bestandteile einer homogenen Mischung mithilfe einer CCM.</i>

	• begründen die Wahl eines geeigneten Elutionsmittels für die Durchführung einer CCM. • schlagen ein Protokoll zur Identifizierung einer chemischen Spezies mittels CCM vor und führen es durch. • <i>führen eine qualitative Analyse in der Chromatographie durch, insbesondere um ein synthetisiertes Produkt zu charakterisieren.</i>
--	--

2.2.3. Modul B - Energieaspekt von Umwandlungen – Thermodynamik

Modul B - Energieaspekt von Umwandlungen - Thermodynamik	
Begriffe und Inhalte	Erforderliche Fähigkeiten
Beschreibung der Zusammensetzung eines Systems, das Sitz einer chemischen Umwandlung ist	
Anfangszustand, Begriff des Fortschritts (mol), Endzustand. Endgültige Beförderung, maximale Beförderung. Fortschrittsrate. Begrenzendes Reagenz. Vollständige und nicht vollständige Umwandlungen, Begriff des thermodynamischen Gleichgewichts. Stöchiometrische Mischungen.	Die Schülerinnen und Schüler: • identifizieren den limitierenden Reaktanten anhand der Stoffmengen der Reaktanten und der Reaktionsgleichung. • bestimmen die Zusammensetzung des Systems im Endzustand in Abhängigkeit von seiner ursprünglichen Zusammensetzung bei einer als vollständig betrachteten Umwandlung. • bestimmen den endgültigen Fortschritt einer Reaktion aus der Beschreibung des Endzustands und vergleichen ihn mit dem maximalen Fortschritt.
Entwicklung und Gleichgewicht eines Systems, in dem eine chemische Umwandlung stattfindet.	
System im chemischen Gleichgewicht: Modell des dynamischen Gleichgewichts. Thermodynamische Gleichgewichtskonstante K°. Gesetz der Massenwirkung.	Die Schülerinnen und Schüler: • modellieren den Gleichgewichtszustand eines physikalisch-chemischen Systems, in dem eine einzige nicht vollständige chemische Umwandlung stattfindet, als Ergebnis von zwei chemischen Reaktionen, die in entgegengesetzter Richtung zueinander ablaufen. • drücken die thermodynamische Gleichgewichtskonstante für ein System aus, in dem eine bestimmte chemische

	Umwandlung stattfindet, als Funktion der Gleichgewichtsaktivitäten der physikalisch-chemischen Bestandteile im Rahmen von Idealphasenmodellen. • interpretieren den Wert der thermodynamischen Gleichgewichtskonstante im Hinblick auf eine thermodynamisch günstige oder ungünstige Reaktion. • bestimmen die chemische Zusammensetzung eines Systems im Endzustand, wobei zwischen den Fällen des chemischen Gleichgewichts und der vollständigen Umwandlung unterschieden wird, für eine Umwandlung, die durch eine chemische Reaktion modelliert wird.
Grundsatz der Mäßigung.	Die Schülerinnen und Schüler: • nennen das Moderationsprinzip und wenden es an, um Faktoren zu beschreiben und zu begründen, die den chemischen Gleichgewichtszustand eines physikalisch-chemischen Systems verändern (Änderung der Temperatur, des Drucks, der Zusammensetzung).

2.2.4. Modul C - Kinetischer Aspekt von Umwandlungen

Begriffe und Inhalte	Erforderliche Fähigkeiten
Zeitliche Entwicklung eines Systems, in dem eine chemische Umwandlung stattfindet	
Langsame und schnelle Transformationen. Volumengeschwindigkeiten des Verbrauchs eines Reaktanten und der Bildung eines Produkts. Halbwertszeit eines Reaktanten. Reaktionsvolumengeschwindigkeit für eine Umwandlung, die durch eine einzelne chemische Reaktion modelliert wird. Halbwertszeit der Reaktion einer vollständigen oder nicht vollständigen Umwandlung.	Die Schülerinnen und Schüler: • zeichnen anhand von Daten über den zeitlichen Verlauf von Stoffmengenkonzentrationen ein Diagramm, das den Verlauf der Konzentrationen darstellt, und begründen den Verlauf der Kurve. • beschreiben und begründen die Entwicklung der Geschwindigkeit einer Reaktion. • bringen die Reaktionsvolumengeschwindigkeit mit der

	Volumengeschwindigkeit des Verbrauchs eines Reaktanten oder der Bildung eines Produkts in Verbindung. • bestimmen aus experimentellen Daten die Volumengeschwindigkeit des Verschwindens eines Reaktanten, die Volumengeschwindigkeit des Auftretens eines Produkts, die Volumengeschwindigkeit einer Reaktion, die Halbwertszeit eines Reaktanten oder die Halbwertszeit einer Reaktion. • <i>wenden eine physikalische oder chemische Methode an, um die Entwicklung einer Konzentration zu verfolgen und die Volumengeschwindigkeit der Bildung eines Produkts oder des Verschwindens eines Reaktanten zu bestimmen.</i>
Gesetz der Geschwindigkeit. Reaktionen ohne Ordnung, Reaktionen mit einfacher Ordnung. Partielle Ordnung, globale Ordnung. Entartung der Ordnung, scheinbare Ordnung.	Die Schülerinnen und Schüler: • drücken das Geschwindigkeitsgesetz für eine chemische Reaktion aus, die eine Ordnung zulässt, wobei man sich strikt auf Fälle der Ordnung 1 beschränkt oder sich durch Entartung der Ordnung oder stöchiometrische Anfangsbedingungen auf einen solchen Fall zurückführen lässt. • bestimmen eine Halbreaktionszeit aus einem Geschwindigkeitsgesetz. • <i>bestimmen eine Geschwindigkeitskonstante aus der zeitlichen Verfolgung einer physikalischen Größe.</i>
Faktoren Konzentration, Temperatur, Druck, Oberflächenbeschaffenheit Kinetische Faktoren in Synthese- und Analysestrategien: Verdünnung, Erhitzung, Rückfluss, Abschreckung. Empirisches Gesetz von Arrhenius und Aktivierungsenergie.	Die Schülerinnen und Schüler: • erkennen in einem Protokoll Operationen zur Erhöhung oder Verringerung einer Reaktionsgeschwindigkeit. • identifizieren Kinetische Faktoren anhand von experimentellen Daten. • bestimmen den Wert der Aktivierungsenergie einer chemischen Reaktion aus den Werten der kinetischen Konstante bei verschiedenen Temperaturen.

Katalyse, Katalysator. Homogene Katalyse, heterogene Katalyse, Enzymkatalyse.	• nennen die Eigenschaften eines Katalysators und identifizieren einen Katalysator anhand von experimentellen Daten. • <i>heben kinetische Faktoren und die Wirkung eines Katalysators hervor.</i>
Mikroskopische Modellierung: Reaktionsmechanismus	
Reaktionsmechanismus Elementarakt, Reaktionszwischenprodukt, Formalismus des gekrümmten Pfeils. Änderung des Mechanismus durch Hinzufügen eines Katalysators. Reaktionsprofil, Auswirkung einer Temperaturänderung oder der Zugabe eines Katalysators.	Die Schülerinnen und Schüler: • identifizieren anhand eines bereitgestellten Reaktionsmechanismus den/die Reaktanten, das/die Produkt(e), ein Reaktionszwischenprodukt, einen Katalysator und stellen die Gleichung der Reaktion auf, die er auf mikroskopischer Ebene modelliert. • verwenden den Formalismus der gekrümmten Pfeile, um einen elementaren Akt wiederzugeben und ihn mit den nukleophilen und elektrophilen Charakteren der Entitäten in Verbindung zu bringen. • stellen qualitativ das Reaktionsprofil eines Elementarakts dar (die Reaktionskoordinate steht nicht auf dem Lehrplan).

2.2.5. Modul D - Gleichgewichte in wässrigen Lösungen

Begriffe und Inhalte	Erforderliche Fähigkeiten
Modellierung von Säure-Base-Umwandlungen	
Säure-Base-Reaktionen Umwandlung, die durch Wasserstoffionentransfers H^+ modelliert wird: Brönsted-Säure und -Base, Säure-Base-Paar, Säure-Base-Reaktion. Polysäure, Polybase. Säure-Base-Paare von Wasser und Kohlensäure. Autoprotolyse von Wasser. Ionenprodukt von Wasser K_e und pK_e . Amphoterische Art.	Die Schülerinnen und Schüler: • identifizieren anhand von Beobachtungen oder experimentellen Daten eine Übertragung von Wasserstoffionen und die beteiligten Säure-Base-Paare. • stellen die Gleichung einer Säure-Base-Reaktion auf. Die Schülerinnen und Schüler: • modellieren das Wasserstoffion H^+ (aq) in wässriger Lösung durch das Oxoniumion H_3O^+ (aq). • schreiben die Gleichung, die die Autoprotolyse von Wasser modelliert,

	drücken die Gleichgewichtskonstante aus und nennen den Wert bei 298 K. • identifizieren den amphoteren Charakter einer chemischen Spezies.
pH-Wert einer wässrigen Lösung Begriff des pH-Werts, Zusammenhang mit der Wasserstoffionenkonzentration. Säurekonstante K_a (und pK_a) eines Säure-Base-Paares, Begriff der schwachen Säure und der schwachen Base in Wasser. Reaktion einer Säure oder Base mit Wasser, Grenzfall starker Säuren und starker Basen in Wasser, pH-Skala. Häufige Lösungen von Säuren und Basen.	Die Schülerinnen und Schüler: • definieren den pH-Wert einer wässrigen Lösung. • bestimmen aus dem Wert der Wasserstoffionenkonzentration den pH-Wert der Lösung und umgekehrt für verdünnte Lösungen. • <i>messen den pH-Wert von Salzsäurelösungen mit einem pH-Meter, um die Beziehung zwischen dem pH-Wert und der Konzentration des zugeführten Wasserstoffions zu testen.</i> • ordnen die Konstante K_a der entsprechenden Reaktionsgleichung zu und geben einen Ausdruck dafür an. • <i>schätzen den Wert der Säurekonstante eines Säure-Base-Paares mithilfe einer pH-Messung.</i> • bringen den starken Charakter einer Säure (einer Base) mit der fast vollständigen Umwandlung dieser Säure (dieser Base) mit Wasser in Verbindung. • schreiben die Gleichung einer Säure-Base-Reaktion, schätzen ihre thermodynamische Gleichgewichtskonstante und diskutieren, ob sie quantitativ ist. • sagen die endgültige Zusammensetzung einer wässrigen Lösung mit einer gegebenen Konzentration an zugeführter starker oder schwacher Säure und Ableitung des pH-Werts vorher. • vergleichen die Stärke verschiedener Säuren oder Basen in Wasser. • <i>messen den pH-Wert von Lösungen einer Säure oder Base mit einer bestimmten Konzentration, um daraus den starken oder</i>

	<i>schwachen Charakter der Säure oder Base abzuleiten.</i> • nennen gängige wässrige Lösungen von Säuren und Basen und die Formeln der zugehörigen gelösten Spezies: Salzsäure, Salpetersäure, Schwefelsäure, Ethansäure, Natronlauge, Ammoniak.
Säure-Base-Titration mit kolorimetrischer Verfolgung. Definition und Kennzeichnung der Äquivalenz.	Die Schülerinnen und Schüler: • bringen die Entwicklung der Stoffmengen der Reaktanten und Produkte im Endzustand qualitativ mit dem Volumen der zugegebenen Titrierlösung in Verbindung. • verbinden die Äquivalenz mit dem Wechsel des limitierenden Reagenzes und der Einführung der Reagenzien in stöchiometrischen Verhältnissen. • stellen die Beziehung zwischen den Materialmengen der Reaktanten her, die eingeführt werden, um die Äquivalenz zu erreichen. • begründen, dass ein Farbindikator für eine Titration geeignet ist, wenn seine Farbumschlagszone vollständig innerhalb des pH-Sprungs liegt. • erklären die Farbänderung am Äquivalenzpunkt einer Titration mit einer farbigen Spezies oder sagen sie vorher. • nutzen die (bereitgestellten) Beziehungen, die den pH-Wert der Lösung einer schwachen Säure und einer schwachen Base unter üblichen Bedingungen angeben, um den pH-Wert eines Mediums zu schätzen oder einen Farbindikator auszuwählen • <i>führen eine Säure-Base-Titration durch, gefolgt von der Verwendung eines Farbindikators.</i>
Säure-Base-Titration gefolgt von pH-Metrie.	Die Schülerinnen und Schüler: • erstellen die Zusammensetzung des Systems nach Zugabe eines Volumens an Titrierlösung, wobei die Umwandlung als vollständig betrachtet wird.

	• werten eine Titration aus, um eine Stoffmenge, eine Konzentration oder eine Masse zu bestimmen. • werten reale oder simulierte Kurven aus, um die Wahl eines Farbindikators zu begründen. • <i>führen die pH-metrische Überwachung einer Titration mit einer Säure-Base-Reaktion als Grundlage durch.</i> • analysieren Titrationskurven (Form im Fall einer Titration von starker Säure / starker Base, Form im Fall, dass eine Spezies eine schwache Acidität hat, pH-Wert bei der halben Äquivalenz im Fall einer schwachen Säure oder Base, pH-Wert bei der Äquivalenz). • wenden verschiedene Methoden zur Bestimmung des Äquivalenzvolumens an: Tangenten, erste Ableitung (Extremum), zweite Ableitung (Durchgang durch 0).
Säure-Base-Titration gefolgt von Leitfähigkeitsmessung	Die Schülerinnen und Schüler: • begründen bei einer Titration mit konduktometrischer Überwachung qualitativ den Verlauf der Steigung der Kurve anhand der Daten über die molaren Ionenleitfähigkeiten. • <i>führen die konduktometrische Überwachung einer Titration durch.</i>
Redox-Transformationen und Anwendungen	
Umwandlung, die durch eine Redoxreaktion modelliert wird: Oxidationsmittel, Reduktionsmittel, Oxidations- und Reduktionspaar, elektronische Halbgleichung. Oxidationszahl	Die Schülerinnen und Schüler: • identifizieren anhand von experimentellen Daten den Elektronentransfer zwischen zwei Reaktanten und modellieren ihn durch elektronische Halbgleichungen. • stellen eine Gleichung für die Reaktion zwischen einem Oxidationsmittel und einem Reduktionsmittel auf, wobei die Oxidations- und Reduktionspaare gegeben sind. • <i>führen Umwandlungen durch, die durch Redoxreaktionen modelliert werden.</i> • verknüpfen die Position eines Elements im Periodensystem und den oxidierenden oder reduzierenden Charakter des

Redoxreaktion, die die Titration unterstützt; Wechsel des limitierenden Reagenzes während der Titration. Übliche Oxidations- und Reduktionsmittel.	entsprechenden einfachen Körpers miteinander. • sagen die extremen Oxidationszahlen eines Elements anhand seiner Position im Periodensystem vorher. • identifizieren das Oxidationsmittel und das Reduktionsmittel eines Paares. <i>• führen eine Titration mit einer Redoxreaktion durch (kolorimetrische Überwachung).</i> • nennen übliche Oxidations- und Reduktionsmittel nennen: Bleiche, Sauerstoff, Dichlor, Ascorbinsäure, Dihydrogen, Metalle.
Batterien Batterie, Elektroden, Halbzellen, Salzbrücke oder Membran, Leerlaufspannung. Funktionsweise einer Batterie; elektrochemische Reaktionen an den Elektroden. Anode und Kathode. Elektrodenpotenzial, Standardpotenzial, Nernst-Formel, Referenzelektroden.	Die Schülerinnen und Schüler: • begründen die Notwendigkeit der Trennung der Reagenzien in zwei Halbzellen und die Verwendung einer Salzbrücke. • modellieren anhand von experimentellen Ergebnissen die Funktionsweise einer Batterie und stellen sie schematisch dar. • definieren Anode und Kathode. • beschreiben die Standard- Wasserstoffelektrode. • drücken das Potenzial einer Elektrode mithilfe der Nernst-Beziehung aus. • beschreiben die Funktionsweise einer Batterie anhand einer Spannungsmessung im Leerlauf oder anhand der Elektrodenpotenziale.
Elektrolysen Erzwungener Stromdurchgang, um eine chemische Umwandlung durchzuführen. Aufbau und Funktionsweise eines Elektrolyseurs.	Die Schülerinnen und Schüler: • modellieren und schematisieren anhand von experimentellen Ergebnissen die Übertragung von Elektronen an Elektroden durch elektrochemische Reaktionen. • identifizieren Kathode und Anode. • nennen industrielle Interessen an der Elektrolyse: Aluminiumherstellung, Kupferraffination, Wasserstoffherstellung,

Speicherung und Umwandlung chemischer Energie.	Galvanisierung, Verchromung, Vernickelung. • nennen Beispiele für Geräte, die chemische Energie umwandeln und speichern (Batterien, Akkumulatoren, chlorophyllhaltige Organismen), und die damit verbundenen gesellschaftlichen Herausforderungen.
--	---

2.2.6. Modul E - Umwandlungen in der organischen Chemie

Begriffe und Inhalte	Erforderliche Fähigkeiten
Allgemeine Konzepte der organischen Chemie	
Oxidationszahl der Elemente in sauerstoffhaltigen organischen Verbindungen. Vollständige Verbrennung.	Die Schülerinnen und Schüler: • schreiben eine Reaktionsgleichung, die mit einer vollständigen Verbrennung von Kohlenwasserstoffen oder organischen Sauerstoffverbindungen verbunden ist. • nennen die Oxidationsprodukte von primären und sekundären Alkoholen und schreiben die zugehörigen Redoxgleichungen. • <i>verwenden mit diesen Redox-Eigenschaften verbundene Erkennungstests (Fehling, Tollens).</i>
Säure-Base-Eigenschaften von organischen Verbindungen.	Die Schülerinnen und Schüler: • nennen die Größenordnungen der pKa-Werte einiger Säure-Base-Paare in der organischen Chemie: Carbonsäure/Carboxylat, Alkohol/Alkoholat, Ammonium/Amin. • geben die zugehörigen Lewis-Darstellungen an.
Umwandlungen in der organischen Chemie	
Reaktionsmechanismus in der organischen Chemie: Elementarakt, Reaktionszwischenprodukt, Kurvenpfeilformalismus.	Die Schülerinnen und Schüler: • identifizieren eine nukleophile und eine elektrophile Stelle. • stellen die gekrümmten Pfeile eines Elementarakts in einem bereitgestellten Reaktionsmechanismus dar und begründen ihre Bedeutung.

	Produkts aus, insbesondere durch Vergleich mit tabellierten Daten (Schmelztemperatur, Siedetemperatur, Brechungsindex). • <i>führen einen Rückflussaufbau durch, um eine organische chemische Spezies zu synthetisieren.</i> • <i>isolieren, reinigen und analysieren ein gebildetes Produkt.</i>
--	---

3. Operatoren

Operatoren	Erläuterung
ableiten	auf der Grundlage von Erkenntnissen oder Daten sachgerechte Schlüsse ziehen
abschätzen	durch begründete Überlegungen Größenwerte angeben
analysieren	wichtige Bestandteile, Eigenschaften oder Zusammenhänge auf eine bestimmte Fragestellung hin herausarbeiten, einen Sachverhalt experimentell prüfen
aufstellen, formulieren	chemische Formeln, Gleichungen, Reaktionsgleichungen (Wort- oder Formelgleichungen) oder Reaktionsmechanismen entwickeln
Hypothesen aufstellen	eine Vermutung über einen unbekannten Sachverhalt formulieren, die fachlich fundiert begründet wird
angeben, nennen	Formeln, Regeln, Sachverhalte, Begriffe oder Daten ohne Erläuterung aufzählen bzw. wiedergeben
auswerten	Beobachtungen, Daten, Einzelergebnisse oder Informationen in einen Zusammenhang stellen und daraus Schlussfolgerungen ziehen
begründen	Gründe oder Argumente für eine Vorgehensweise oder einen Sachverhalt nachvollziehbar darstellen
berechnen	Die Berechnung ist ausgehend von einem Ansatz darzustellen.
beschreiben	Beobachtungen, Strukturen, Sachverhalte, Methoden, Verfahren oder Zusammenhänge strukturiert und unter Verwendung der Fachsprache formulieren
beurteilen	Das zu fällende Sachurteil ist mithilfe fachlicher Kriterien zu begründen.
bewerten	Das zu fällende Werturteil ist unter Berücksichtigung gesellschaftlicher Werte und Normen zu begründen.
darstellen	Strukturen, Sachverhalte oder Zusammenhänge strukturiert und unter Verwendung der

	Fachsprache formulieren, auch mithilfe von Zeichnungen und Tabellen
diskutieren	Argumente zu einer Aussage oder These einander gegenüberstellen und abwägen
erklären	einen Sachverhalt nachvollziehbar und verständlich machen, indem man ihn auf Regeln und Gesetzmäßigkeiten zurückführt
erläutern	einen Sachverhalt veranschaulichend darstellen und durch zusätzliche Informationen verständlich machen
ermitteln	ein Ergebnis oder einen Zusammenhang rechnerisch, grafisch oder experimentell bestimmen
herleiten	mithilfe bekannter Gesetzmäßigkeiten einen Zusammenhang zwischen chemischen bzw. physikalischen Größen herstellen
interpretieren, deuten	naturwissenschaftliche Ergebnisse, Beschreibungen und Annahmen vor dem Hintergrund einer Fragestellung oder Hypothese in einen nachvollziehbaren Zusammenhang bringen
ordnen	Begriffe oder Gegenstände auf der Grundlage bestimmter Merkmale systematisch einteilen
planen	zu einem vorgegebenen Problem (auch experimentelle) Lösungswege entwickeln und dokumentieren
skizzieren	Sachverhalte, Prozesse, Strukturen oder Ergebnisse übersichtlich grafisch darstellen
untersuchen	Sachverhalte oder Phänomene mithilfe fachspezifischer Arbeitsweisen erschließen
vergleichen	Gemeinsamkeiten und Unterschiede kriteriengeleitet herausarbeiten
zeichnen	Objekte grafisch exakt darstellen

2025

Lehrplan / Programme

DFG / LFA

Chemie / Chimie

Vertiefungsfach /
Enseignement de spécialité

Klassenstufen 11 und 12 /
Classes de 1ère et Terminale

Inhaltsverzeichnis

1.	Leitgedanken	3
1.1.	Bildungsziele.....	3
1.2.	Zielsetzungen	3
1.3.	Methodische Herausforderungen	5
1.4.	Leistungsbewertung	5
2.	Fachliche Inhalte und Kompetenzen.....	6
2.1.	Querschnittsmodul: Messungen und Messunsicherheiten	7
2.2.	Modul A - Zusammenhang zwischen Struktur von Stoffen und physikalisch-chemischen Eigenschaften.....	8
2.3.	Modul B – Energetische Aspekte chemischer Reaktionen – Thermodynamik	16
2.4.	Modul C - Kinetik chemischer Reaktionen.....	21
2.5.	Modul D - Gleichgewichte in wässrigen Lösungen.....	23
2.6.	Modul E – Umwandlungen in der organischen Chemie	29
3.	Operatoren	33

1. Leitgedanken

1.1. Bildungsziele

Die Chemie bietet eine rationale Analyse der Stoffumwandlungen, die sich auf universell gültige Prinzipien stützt, die durch Beobachtung, Experiment und Messung bestätigt werden.

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

Der Chemieunterricht zielt darauf ab, die Kenntnisse und das Verständnis der Prinzipien, die diesen Modellen zugrunde liegen, zu verbessern. Außerdem werden experimentelle Fähigkeiten entwickelt, die es ermöglichen, diese Modelle in der realen Welt zu verankern und zu validieren.

Die Chemie steht im Mittelpunkt zahlreicher Innovationen, die die Gesellschaft, in der wir leben, kontinuierlich verändern. Sie ermöglicht es insbesondere, die wichtigsten Themen unserer Zeit zu verstehen und Lösungen vorzuschlagen und zwar in verschiedenen Bereichen, die von der Umwelt bis zur Chemie lebender Organismen reichen. Die Lehrkraft kann sich somit auf zahlreiche Kontexte zurückgreifen, die von großer Relevanz sind, um die im Unterricht vermittelten Konzepte zu konkretisieren.

An den Deutsch-Französischen Gymnasien vereint der Chemieunterricht mehrere Ziele in ausgewogener Weise:

- den Schülerinnen und Schülern die zentralen Konzepte der Chemie in einem breiten Kontextbereich vorstellen, um natürliche und kontrollierte Umwandlungen von Stoffen zu beschreiben und zu analysieren;
- die Schülerinnen und Schüler motivieren und auf ein Studium in naturwissenschaftlichen Bereichen, in denen Chemie eine Rolle spielt, vorbereitet werden, indem Methoden und Untersuchungsgegenstände eingeführt werden, die im weiteren Verlauf ihrer Bildungsgangs eingesetzt werden können;
- die Schülerinnen und Schüler mit der wissenschaftlichen Herangehensweise, ihren Stärken und Grenzen vertraut machen, sie in diese kollektive Art des Wissensaufbaus einführen und ihnen Instrumente zur Validierung von Wissen und Informationen an die Hand geben.
- den Schülerinnen und Schüler historische Meilensteine der Entwicklung von Ideen in der Chemie vermitteln, bei denen deutsche und französische Wissenschaftler eine wesentliche Rolle gespielt haben.

Der wissenschaftliche Ansatz kennt keine Grenzen; er hat die Aufgabe, Wissen universeller Reichweite aufzubauen, dessen Internationalität in einer binationalen Schule ihren Platz findet.

1.2. Zielsetzungen

Der Chemieunterricht entwickelt eine Reihe von Kompetenzen, die bei jeder wissenschaftlichen Herangehensweise zum Einsatz kommen. Diese Kompetenzen, die in der folgenden Tabelle aufgeführt sind, strukturieren den Bildungsgang und die Beurteilung der Schüler. Einige Beispiele zugehöriger Fähigkeiten verdeutlichen die Ausprägung der einzelnen übergeordneten Kompetenzen, wobei die Gesamtheit keinen starren Rahmen bilden soll.

Kompetenzen	Einige Beispiele für assoziierte Fähigkeiten
Sich aneignen	Die Schülerinnen und Schüler: • formulieren eine Problemstellung. • suchen und ordnen Informationen im Zusammenhang mit der untersuchten Fragestellung. • stellen die Situation durch ein Schema dar.

Analysieren/ Schließen	Die Schülerinnen und Schüler: • formulieren eine Hypothese. • schlagen eine Lösungsstrategie vor, um das Problem zu lösen. • planen Aufgaben. • wählen ein Modell oder relevante Gesetze aus. • wählen ein Protokoll (Verfahren) aus, erstellen und begründen es.
Durchführen	Die Schülerinnen und Schüler: • setzen die Schritte einer Vorgehensweise / eines Ansatzes um. • verwenden eine Vorlage. • treffen Vorhersagen mit einem Modell. • führen gängige Verfahren durch (Berechnungen, Darstellungen, Datensammlung, Bewertung von Größenordnungen, Analogien usw.). • führen ein Versuchsprotokoll unter Einhaltung der Sicherheitsvorschriften durch.
Validieren	Die Schülerinnen und Schüler: • denken kritisch, führen Plausibilitätstests durch. • identifizieren Quellen der (Mess)Unsicherheit, schätzen eine (Mess)Unsicherheit, vergleichen mit einem Referenzwert. • konfrontieren ein Modell mit experimentellen Ergebnissen. • schlagen mögliche Verbesserungen der Vorgehensweise / des Ansatzes oder des Modells vor.
Kommunizieren (schriftlich und mündlich)	Die Schülerinnen und Schüler: • stellen eine Vorgehensweise argumentativ, zusammenfassend und kohärent dar; • verwenden ein geeignetes Vokabular und wählen geeignete Darstellungsformen; • tauschen sich unter Gleichaltrigen aus.

Der Chemieunterricht entwickelt darüber hinaus Querschnittskompetenzen unterschiedlicher Art.

Über die fachlichen Inhalte hinaus fördert dieser Unterricht das kritische Denken der Lernenden, indem er die Validierung wissenschaftlicher Aussagen in den Mittelpunkt stellt (Kompetenz „Validieren“).

Er schärft zudem ihr Verständnis für aktuelle Herausforderungen wie die Energie- und Klimawende, damit sie demokratischen Entscheidungen, die sie jetzt und in Zukunft treffen müssen, mit rationalen Argumenten belegen zu können.

Die kollektive Dimension des wissenschaftlichen Aufbaus von Wissen im Bereich der Chemie ist ein Beispiel, Lehrkräfte orientierte sollten, um zur Entwicklung von Teamfähigkeit beizutragen. Experimentelle Aktivitäten im Unterricht, die auch in Partnerarbeit durchgeführt werden, tragen wesentlich dazu bei.

Experimentelle Kompetenzen sind integraler Bestandteil des Unterrichts, wie sie es auch in der täglichen Praxis von Chemikern sind. Jeder Lernbereich bietet Lehrkräften außerdem zahlreiche

Beispiele, um den Unterricht anhand von technologischen Beispielen aus dem Alltag zu kontextualisieren.

1.3. Methodische Herausforderungen

Die didaktischen Ansätze, die in den Chemielehrplänen in Deutschland und Frankreich umgesetzt werden, unterscheiden sich in mancherlei Hinsicht (Stellenwert der Modellierung, des gemeinsamen Argumentierens, des Experimentierens usw.). Chemielehrkräfte an Deutsch-Französischen Gymnasien müssen sich dieser Unterschiede bewusst sein und die Vorteile der einzelnen Ansätze nutzen, indem sie sie an ihre Schülerschaft anpassen. Es ist besonders lehrreich, den Schülerinnen und Schülern die jeweils andere Herangehensweise vorzustellen; der Perspektivwechsel vertieft das Verständnis chemischer Phänomene und Gesetze.

In diesem Sinne ist dieser Lehrplan konzipiert: Während einige Themen einen Ansatz aufweisen, der 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 für den Aufbau dieser gemeinsamen Kultur von grundlegender Bedeutung. Es ist von entscheidender Bedeutung, dass die Lehrkräfte beider Länder ihren Schülerinnen und Schülern in beiden Sprachen die wichtigsten Elemente des wissenschaftlichen Vokabulars vermitteln, die in den verschiedenen Themenbereichen eingesetzt werden. Der Unterricht soll durch die Arbeit an wissenschaftlich orientierten Originaltexten bereichert werden, die in der jeweiligen Partnersprache verfasst sind.

1.4. Leistungsbewertung

Die Leistungsbewertung in Chemie sollte sich auf eine Vielzahl von Situationen stützen, die die Vielfalt der in diesem Fach mobilisierten Ansätze widerspiegelt: schriftliche Leistungsmessung, Abfragen, Quiz, experimentelle Aktivitäten, Durchführung von Experimenten, Referate auch im Rahmen von praktischen Arbeiten, Dokumentenanalysen, wissenschaftliche Debatten etc. Sie kann individuell oder in Gruppen erfolgen (wobei auch hier die Bewertung jedes Gruppenmitglieds individuell erfolgt). Sie ist in erster Linie ein grundlegendes Element zur Verbesserung des Lernens. Ihre formative Dimension ist von entscheidender Bedeutung, 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 gegenseitige Bewertungen (teilweise oder vollständige Bewertungen durch Mitschülerinnen und Mitschüler / „Peer Reviews“) sind empfehlenswert. Bei Bedarf können differenzierte Förderungsmaßnahmen 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 müssen, nach Themen geordnet aufgeführt. Den "Begriffen und Inhalten" in der ersten Spalte der Tabellen entsprechen eine oder mehrere "verbindliche Kompetenzen" in der zweiten Spalte. Fähigkeiten, die einen experimentellen Ansatz bevorzugen, sind kursiv geschrieben

Die Themen erlauben vielfältige Alltagsbezüge – insbesondere die Analyse der Ursachen und Folgen der Klima- und Energiewende. Die Geschichte der Chemie dient als Hintergrund, um die vorgestellten Konzepte zu beleuchten. Die epistemische Dimension des wissenschaftlichen Vorgehens (kollektiver Aufbau von wissenschaftlichem Wissen, Funktionsweise der wissenschaftlichen Gemeinschaft, Stärken und Grenzen des wissenschaftlichen Vorgehens usw.) muss im Unterricht auf einem angemessenen Niveau und in einem angemessenen Umfang berücksichtigt werden.

Es steht den Lehrkräften frei, in der Klassenstufe 10 und in den Klassenstufen 11 und 12 die Themen, Kenntnisse und Fähigkeiten in der von ihm gewählten Reihenfolge zu behandeln. In den Lehrplänen für den Unterricht in den Klassenstufen 11 und 12 wird jedoch explizit darauf hingewiesen, welche Elemente bereits in der Klassenstufe 11 behandelt werden müssen.

Einige Kompetenzen und Fähigkeiten sind allen oder mehreren Themen gemeinsam und werden nicht in der tabellarischen Auflistung wiederholt:

- die Sicherheitsregeln im Zusammenhang mit der Arbeit im Labor einhalten. Die Vorsichtsmaßnahmen für den Umgang mit einer chemischen Verbindung, die die Etikettierung ausweist, verstehen und befolgen;
- Messunsicherheiten analysieren, kontrollieren und wenn möglich minimieren ;
- Datenerfassungs- und -verarbeitungssysteme einsetzen:: Mikrocontroller, Messinterface, Tabellenkalkulation, Programmiersprache.

In Klassenstufe 11 werden zunächst die folgenden Module oder Teile von Modulen behandelt:

- Querschnittsmodul: Messungen und Messunsicherheiten, mit Ausnahme die zusammengesetzte Standardunsicherheit betreffend, die in Klassenstufe 12 behandelt werden kann
- Modul A: Zusammenhang zwischen der Struktur von Stoffen und physikalisch-chemischen Eigenschaften, ausgenommen das Oszillatormodell, chemische Spezies aus der Biochemie, Gaschromatographie (GC) und Hochleistungsflüssigkeitschromatographie (HPLC), Massenspektrometrie ;
- Modul B: Energetische Aspekte chemischer Reaktionen - Thermodynamik, ausgenommen: Inhalte zur Entropie und freien Enthalpie mobilisieren ;
- Modul D: Gleichgewichte in wässrigen Lösungen, ausgenommen: von Redoxreaktionen/Redoxprozesse;
- Modul E: Reaktionen in der organischen Chemie, mit Priorität auf allgemeine Konzepte und nucleophile Substitutionen.

Die Module D und E werden in der Klassenstufe 12 behandelt.

2.1. Querschnittsmodul: Messungen und Messunsicherheiten

Begriffe und Inhalte	Erforderliche Kompetenzen
Variabilität bei der Messung einer physikalischen Größe	Die Schülerinnen und Schüler • werten eine Reihe von unabhängigen Messungen einer physikalischen Größe aus: Histogramm, Mittelwert und Standardabweichung, • diskutieren die Ursachen für die Streuung einer Messung und den Einfluss des Messgeräts und des Messprotokolls, • bewerten qualitativ die Streuung einer Reihe unabhängiger Messungen, • stellen das Histogramm einer Messreihe mit Hilfe einer Tabellenkalkulation oder einer Programmiersprache dar.
Standardunsicherheit	Die Schülerinnen und Schüler: • definieren qualitativ eine Standardunsicherheit, • ermitteln eine Standardunsicherheit mithilfe eines statistischen Ansatzes (Bewertung vom Typ A), • erläutern den Nutzen einer großen Anzahl von Messungen zur Verringerung der Standardunsicherheit des Mittelwerts, • ermitteln einer Standardunsicherheit mit einem anderen als dem statistischen Ansatz (Bewertung vom Typ B).
zusammengesetzte Standardunsicherheiten	Die Schülerinnen und Schüler: • schätzen Mithilfe einer gegebenen Formel die Standardunsicherheit einer Größe ab, die als Funktion anderer Größen mit bekannten Standardunsicherheiten ausgedrückt wird, • vergleichen die verschiedenen Beiträge bei der Bewertung einer zusammengesetzten Standardunsicherheit miteinander.
Angabe des Messergebnisses	Die Schülerinnen und Schüler • geben das Ergebnis einer Messung mit einer angemessenen Anzahl signifikanter Stellen an.

Vergleich zweier Werte; normierte Abweichung	Die Schülerinnen und Schüler: • vergleichen zwei Werte, deren Standardunsicherheiten bekannt sind, mithilfe ihrer normierten Abweichung.
Lineare Regression	Die Schülerinnen und Schüler: • führen eine lineare Regression durch, um die Parameter eines Modells zu erhalten.

2.2. Modul A - Zusammenhang zwischen Struktur von Stoffen und physikalisch-chemischen Eigenschaften

Begriffe und Inhalte	Erforderliche Kompetenzen
Quantenmodell des Atoms	
Elektronenkonfiguration: (Aufstellung der) Elektronenkonfiguration eines Atoms im Grundzustand: Hauptquantenzahl: n Nebenquantenzahl: l Magnetische/tertiäre Quantenzahl: m Spinquantenzahl: s Auffüllregeln (Klechkowski-Regel, Pauli-Prinzip, Hund-Regel)	Die Schülerinnen und Schüler • erstellen die Elektronenkonfiguration eines Atoms im Grundzustand anhand seiner Ordnungszahl und den Quantenzahlen für die ersten 4 Perioden.. • erklären den Begriff 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 dem Periodensystem: Elektronegativität, Polarisierbarkeit Einteilung in Blöcke	Die Schülerinnen und Schüler • vergleichen die Elektronegativität und Polarisierbarkeit von zwei Atomen anhand der Positionen der zugehörigen Elemente im Periodensystem, • ordnen die folgenden Elementfamilien im Periodensystem ein und nennen ihre charakteristischen Eigenschaften: Alkali- und Erdalkalimetalle, Halogene und Edelgase
Die chemische Bindung	
Modell der kovalenten Bindung Lewis-Modell der kovalenten Bindung, Bindungslänge und Bindungsenergie der kovalenten Bindung	Die Schülerinnen und Schüler • beschreiben das Zustandekommen einer kovalenten Bindung als Zusammenführung von zwei Valenzelektronen und geben eine Größenordnung für die Bindungsenergie und die zugehörige Bindungslänge an,

Modell des harmonischen Potentials: Modellierung eines zweiatomigen Moleküls durch ein Masse-Feder-System: Federkonstante, Hookesches Gesetz. Anwendung auf die IR-Spektroskopie. Weiterentwicklung des Modells des harmonischen Potentials: Morse-Potenzial der potenziellen Energie für ein zweiatomiges Molekül. Asymptotisches Verhalten bei kleinen und großen Kernabständen.	• stellen den Zusammenhang zwischen der Bindungsenergie zwischen zwei Atomen mit der erforderlichen Energie zum Aufbrechen dieser Bindung. • nutzen gegebene experimentelle Daten, (Bindungsordnung, Bindungslänge, Wellenzahl von Streckschwingungsbändern) um Vergleiche anzustellen, gegebenenfalls unter Verwendung des Hookesche Gesetzes, • vergleichen die Veränderung von Bindungslänge und zugehöriger Bindungsenergie zwischen einer C-C-Einfach-, Doppel- oder Dreifachbindung. • nutzen eine gegebene Morse-Potenzialkurve, um die Dissoziationsenergie eines zweiatomigen Moleküls bestimmen, • untersuchen das asymptotische Verhalten der beiden Modelle, um die Stärken und Grenzen der jeweiligen Modelle aufzuzeigen.
Quantenmodell der chemischen Bindung Überlappung von Atomorbitalen (AO), Begriff der σ-Bindung und der π-Bindung	Die Schülerinnen und Schüler • verbinden qualitativ die Unterschiede in den Größenordnungen der Bindungslängen und Bindungsenergien der σ- und π-Bindungen für eine Bindung zwischen zwei Kohlenstoffatomen mit der Überlappung von Atomorbitalen. • beschreiben eine Doppelbindung als Kombination aus einer σ-Bindung und einer π-Bindung.
Modell der delokalisierten kovalenten Bindung: Mesomerie	Die Schülerinnen und Schüler • erkennen die Delokalisierung von Elektronen innerhalb einer Verbindung und stellen die mesomeren Grenzstrukturen einer chemischen Verbindung dar, • zeigen eine mögliche Delokalisierung von Elektronen anhand von Bindungslängen oder anderen experimentellen Größen auf.

	den Einfluss einiger Faktoren auf ihre Stärke nach.
Charakteristische Größen und Eigenschaften molekularer Lösungsmitteln: polarer oder unpolarer Charakter, relative Permittivität, protogener Charakter Lösen eines molekularen oder ionischen chemischen Stoffes	Die Schülerinnen und Schüler • bringen eine Eigenschaft eines molekularen Lösungsmittels mit einer oder mehreren charakteristischen Größen in Verbindung, • interpretieren die vollständige, teilweise oder fehlende Mischbarkeit zweier Lösungsmittel, • interpretieren die Löslichkeit einer molekularen oder ionischen chemischen Verbindung.
Struktur und Reaktivität organischer Moleküle	
Darstellung von organischen Verbindungen. Summenformeln, Halbstrukturformeln, Strukturformeln, Skelettformeln Gesättigte Kohlenstoffgerüste, charakteristische, funktionelle Gruppen (mikroskopische Ebene) und Stoffklassen Familien (makroskopische Ebene) Verbindung zwischen Name und Struktur	Die Schülerinnen und Schüler • wechseln von einer Darstellungsform in eine andere. • identifizieren und benennen die charakteristischen, funktionellen Gruppen der folgenden Stoffklassen: Alkohole, Aldehyde, Ketone, Carbonsäure und Amine. • identifizieren die Stoffklasse der Ester, Aminoester und der Amide. • nennen einfache Moleküle mit nur einer funktionellen Gruppe (außer Amine) und stellen einfache Moleküle anhand ihres Namens dar.
Konformationsanalyse in aliphatischen Reihen; Größenordnung der Rotationsbarriere Untersuchung von Ethan, Butan und Cyclohexan. Newman-Projektion	Die Schülerinnen und Schüler • vergleichen die Stabilität mehrerer Konformationen, • interpretieren die Stabilität eines bestimmten Konformers, • stellen die Sesselform und Bootform von Cyclohexan dar, • identifizieren die axiale und äquatoriale Position und stellen sie dar.
Konfigurationsisomerie: Chiralität, Enantiomerie, Diastereoisomerie, stereochemische Deskriptoren R, S, Z, E. Cram-Projektion Optische Aktivität, racemisches Gemisch, Drehvermögen; Biot'sches Gesetz	Die Schülerinnen und Schüler • identifizieren den stereochemischen Deskriptor eines stereogenen Zentrums, • nennen und verwenden die Regeln von Cahn, Ingold und Prelog, • bestimmen die Isomeriebeziehung zwischen zwei Stereoisomeren,

	• vergleichen die physikalisch-chemischen Eigenschaften von zwei Enantiomeren und zwei Diastereoisomeren, • geben und das Gesetz von Biot an und wenden es an, • bestimmen die Zusammensetzung eines chemischen Systems oder verfolgen eine chemische Reaktion anhand der optischen Aktivität.
Kohlenwasserstoffe Alkane, Alkene, Alkine: Zusammenhang zwischen Struktur und physikalisch-chemischen Eigenschaften	Die Schülerinnen und Schüler • nennen den Einfluss von Kettenlänge, Verzweigungen und Mehrfachbindungen auf die Schmel- und Siedetemperaturen. • nennen die Eigenschaften von Kohlenwasserstoffen als Lösungsmittel und wenden sie an. • nennen und definieren die Begriffe hydrophob und hydrophil.
Sauerstoffhaltige Verbindungen Alkohole, Aldehyde, Ketone, Carbonsäuren, Ester: Grundlagen der Nomenklatur. Zusammenhang zwischen Struktur und physikalisch-chemischen Eigenschaften Reaktivität in der organischen Chemie: Nukleophilie, Elektrophilie, Acidität, Basizität	Die Schülerinnen und Schüler • definieren und nennen die Klassen von Alkoholen, • erklären die Löslichkeit von Stoffen verschiedener Verbindungsklassen in Wasser oder organischen Lösungsmitteln anhand von zwischenmolekularen Wechselwirkungen, • erklären die Unterschiede in den Schmelz- und Siedetemperaturen von sauerstoffhaltigen Verbindungen mit ähnlicher Kohlenstoffkette, die zu verschiedenen Stoffklassen gehören, • kennen einige gebräuchliche Trivialnamen: Ameisensäure, Essigsäure, Formaldehyd, Aceton, Glycerin. • erklären die Reaktivität einer organischen Verbindung anhand der Struktur ihrer funktionellen Gruppen (Nukleophilie, Elektrophilie, Acidität, Basizität), • identifizieren die elektrophilen und nukleophilen Zentren in einem polyfunktionellem Molekül, • führen Nachweisreaktionen für sauerstoffhaltige Verbindungen durch, • führen eine Synthese einer sauerstoffhaltigen Verbindung durch und charakterisieren sie.

Chemische Verbindungen in biologischen Systemen / Naturstoffe	
Fettsäuren, Lipide: Struktur, physikalisch-chemische Eigenschaften. Triglyceride Amphiphilie: amphiphile Moleküle, Mizellen, schematischer Aufbau von Zellmembranen Emulsionen	Die Schülerinnen und Schüler • unterscheiden einfache Lipide (Glycerin- oder Fettalkoholester) und komplexe Lipide (Phospholipide oder Glycolipide), • unterscheiden den hydrophilen und hydrophoben Teil eines Lipids, • erklären, wie sich die Löslichkeit von Fettsäuren in Wasser und ihre Schmelztemperatur mit der Struktur ihrer Kohlenstoffkette verändern, • stellen Hypothesen über die amphiphile Eigenschaft eines Moleküls anhand seiner Struktur auf und erklären seine Löslichkeit in einem Lösungsmittel, • erklären von Anordnungen amphiphiler Moleküle (Mizelle, Doppelschicht, Zellmembran), • nennen Beispiele für Emulsionen aus dem Alltag, • beschreiben die Struktur einer Emulsion und unterscheiden dabei zwischen disperser und kontinuierlicher Phase, • interpretieren die waschaktiven oder emulgierenden Eigenschaften von amphiphilen Verbindungen/Stoffen, Mögliche Experimente: Herstellung von Seife, Herstellung einer Emulsion (Creme) Die Schülerinnen und Schüler, • definieren und bestimmen experimentell eine kritische Mizellenkonzentration.
Aminosäuren: Struktur und physikalisch-chemische Eigenschaften. Löslichkeit in Wasser und Säure-Base-Eigenschaften in wässriger Lösung. Zwitterionische Form Kovalente Struktur von Peptiden und von Proteinen; Peptidbindung	Die Schülerinnen und Schüler • geben die allgemeine Formel einer α-Aminosäure an, • identifizieren/kennzeichnen die beteiligten Säure-Base-Paare und nennen die Größenordnung ihrer pK_S-Werte, • zeichnen das Verteilungsdiagramm der (vorherrschenden) Spezies in wässriger Lösung und geben den Protonierungszustand einer α-Aminosäure bei einem gegebenen pH-Wert an, • beschreiben die Struktur der Peptidbindung und erkennen die Stoffklasse der Amide,

Struktur und Konformation von Proteinen, physikalische und chemische Eigenschaften, Klassifikation	• beschreiben die verschiedenen Ebenen der dreidimensionalen Struktur von Proteinen (von der Primärstruktur bis zur Quartärstruktur).
Analytische Methoden	
Leitfähigkeit Leitwert, Leitfähigkeit einer Lösung; Kohlrausch'sches Gesetz Grenzleitfähigkeit von Ionen, Sonderfall der Ionen H^+ (aq) und OH^- (aq)	Die Schülerinnen und Schüler • nennen und wenden das Kohlrauschsche Gesetz an, um eine Konzentration oder eine Stoffmenge zu bestimmen (über eine Kalibrierreihe oder Einzelmessung), • beschreiben die Funktionsweise eines Leitfähigkeitsmessgeräts und einer Leitfähigkeitsmesszelle, • planen eine Titration durch Kalibrierung, führen sie durch und werten sie aus. Beispiel: Bestimmung des Gehalts eines salzigen Lebensmittels mit einer Silbernitratlösung.
Elektromagnetische Wellen und Spektroskopie. Bereiche der elektromagnetischen Wellen Zusammenhang zwischen Wellenlänge, Lichtgeschwindigkeit und Frequenz Das Photon; Energie eines Photons; Qualitative Beschreibung der Wechselwirkung zwischen Licht und Materie: Absorption und Emission Planck-Einstein-Beziehung Spektroskopische Analysemethoden (Infrarot, UV/Vis); Verwendung für quantitative Zwecke (in der analytischen Chemie) und qualitative Zwecke (Identifizierung von funktionellen Gruppen in der organischen Chemie) Absorption, Absorptionsspektrum, Farbe einer Verbindung in Lösung Gesetz von Lambert-Beer; Molarer Extinktionskoeffizient	Die Schülerinnen und Schüler • verwenden eine Skala von Frequenzen oder Wellenlängen, um einen Spektralbereich zu identifizieren, • nennen die Größenordnung von Frequenzen oder Wellenlängen elektromagnetischer Wellen, die in verschiedenen Anwendungsbereichen (medizinische Bildgebung, sichtbare Optik, WLAN, Mikrowellen usw.) verwendet werden, • geben die Planck-Einstein-Beziehung an und wenden sie an, • identifizieren anhand eines Infrarotspektrums und mithilfe von Tabellen der Schwingungszahlen eine Bindung oder eine funktionelle Gruppe in einer organischen Verbindung, • erklären und sagen die Farbe einer gelösten Substanz anhand ihres UV-Vis-Spektrums vorher, • bestimmen die Konzentration eines gelösten Stoffes aus experimentellen Daten zu der Extinktion/Absorption von Lösungen mit bekannten Konzentrationen (Kalibrierreihe), • geben das Beer-Lambert-Gesetz an und wenden es an, • nennen seine Grenzen,

	• nennen die Faktoren, von denen der molare Absorptionskoeffizient einer Verbindung in Lösung abhängt (Lösungsmittel, Temperatur, Wellenlänge), • nehmen das UV-Vis Absorptionsspektrum einer chemischen Verbindung (auf), • planen und erstellen ein Versuchsprotokoll zur Herstellung einer Kalibrierreihe und zur Bestimmung der Konzentration einer farbigen Verbindung in Lösung durch, Extinktionsmessungen und führen es durch, • prüfen die Grenzen der Methode, • bestimmen einen molaren Absorptionskoeffizienten und vergleichen ihn dem Literaturwert, • erklären, wie die Sichtbarmachung einer DC-Platte unter UV-Licht funktioniert, • kennen den Begriff Chromophor, • vergleichen die Eigenschaften einer synthetisierten Substanz mit denen eines Produkts aus dem Handel durch Interpretation von IR-Spektren, um: - zu bestätigen, dass eine chemische Reaktion stattgefunden hat, - zu überprüfen, dass die analysierte chemische Substanz der erwarteten Substanz entspricht, - mögliche Verunreinigungen zu erkennen und zu identifizieren (IR-Spektren werden bereitgestellt), • werten anhand von Referenzwerten ein IR-Absorptionsspektrum aus.
Chromatographien Allgemeine Prinzipien der Chromatographie: stationäre Phase, mobile Phase, Lösungsmittel Dünnschichtchromatographie (DC), Rf-Wert	Die Schülerinnen und Schüler • erkennen eine stationäre Phase, eine mobile Phase, • interpretieren die Rf-Werte verschiedener Substanzen bei einer DC, • identifizieren die Bestandteile eines homogenen Gemisches mithilfe einer DC, • begründen die Wahl eines geeigneten Laufmittels für die Durchführung einer DC, • schlagen ein Experiment zur Identifizierung einer chemischen Verbindung mittels DC vor und führen es durch,

Gaschromatographie (GC), Hochleistungsflüssigkeitschromatographie (HPLC): Injektor, (Trenn)-Säule, Detektor, Retentionszeit.	• führen eine qualitative Analyse mittels Chromatographie durch, insbesondere zur Charakterisierung eines Syntheseproduktes, • beschreiben das Prinzip einer Gaschromatographie oder einer Hochleistungsflüssigkeitschromatographie, • definieren die Begriffe: Laufmittel, Säule, Injektor, Detektor, Retentionszeit, • werten ein gegebenes Chromatogramm aus, um daraus Informationen über die Zusammensetzung einer Stoffgemisches zu entnehmen.
Massenspektrometrie. Prinzip der Massenspektrometrie: Ionisation, Trennung in einem Analysator, Detektion Massenspektren: Basispeak, Molekülpeak, Isotopenmuster/Isotopenverteilung	Die Schülerinnen und Schüler • nennen in einer Abbildung die Hauptbestandteile eines Massenspektrometers, • verwenden ein Massenspektrum, um die molare Masse einer chemischen Verbindung zu bestimmen, • sammeln in einfachen Fällen Informationen zu Strukturmerkmalen einer analysierten Verbindung mithilfe eines gegebenen Massenspektrums sowie mithilfe von Informationen einer durchgeführten Ionisation oder beobachteten Fragmentierungen, • geben das Vorhandensein von Isotopen an.

2.3. Modul B – Energetische Aspekte chemischer Reaktionen – Thermodynamik

Begriffe und Inhalte	Erforderliche Kompetenzen
Beschreibung der Zusammensetzung eines Systems, in dem eine chemische Reaktion stattfindet:	
Anfangszustand, Begriff des Reaktionsfortschritts (mol), Konzentrations-Zeit-Tabelle, Endzustand Endgültige Reaktionsgeschwindigkeit, maximale Reaktionsgeschwindigkeit Reaktionsfortschrittsgrad Begrenzendes Reagenz/Reaktant Vollständige und unvollständige Reaktionen, Begriff des thermodynamischen Gleichgewichts Stöchiometrische Gemische	Die Schülerinnen und Schüler: • stellen anhand der Reaktionsgleichung und den Anfangsstoffmengen der chemischen Verbindungen die Konzentrations-Zeit-Tabelle einer chemischen Reaktion dar, • ermitteln den limitierenden Reaktanten anhand der Stoffmengen der Reaktanten/Edukte und der Reaktionsgleichung, • bestimmen die Zusammensetzung des Reaktionsgemisches im Endzustand in Abhängigkeit von seiner ursprünglichen Zusammensetzung bei einer als vollständig betrachteten Reaktion, • bestimmen den endgültigen Reaktionsfortschritt aus der Beschreibung des

	Endzustands und vergleichen ihn mit dem maximalen Reaktionsfortschritt.
Energiebilanz eines Systems, in dem eine chemische Reaktion stattfindet	
Thermodynamisches System und innere Energie Arten der thermodynamischen Zustandsänderungen eines Systems: isochore, isobare (Druck des Systems ist definiert und konstant, reversibel) und monobare (äußerer Druck konstant, irreversibel) Zustandsänderungen Thermostat, monotherme und isotherme Zustandsänderungen	Die Schülerinnen und Schüler: • erkennen und definieren ein offenes, geschlossenes und isoliertes System, • nutzen die dem System durch das äußere Umfeld vorgegebenen Bedingungen, um die physikalischen Bedingungen des Endzustands im Gleichgewichts zu bestimmen.
Merkmale einer chemischen Umwandlung: Erhaltung der Masse und der Elemente; Energieumwandlung. Innere Energie eines thermodynamischen Systems. Mikroskopische Aspekte. Begriff der Zustandsgröße.	Die Schülerinnen und Schüler: • nennen die Merkmale chemischer Reaktionen, • nennen verschiedene Energieformen, die bei einer chemischen Reaktion eine Rolle spielen. • definieren die innere Energie eines thermodynamischen Systems. • nennen die verschiedenen mikroskopischen Beiträge zur inneren Energie eines Systems, • definieren die Änderung der inneren Energie eines Systems als die Differenz der inneren Energie zwischen dem Endzustand und dem Anfangszustand.
Erster Hauptsatz der Thermodynamik Prinzip der Energieerhaltung. Arten der Wärmeübertragung Adiabatische Zustandsänderung	Die Schülerinnen und Schüler: • unterscheiden die Änderung der inneren Energie eines Systems von dem Energieaustausch mit der (äußeren) Umgebung, • charakterisieren qualitativ die drei Arten der Wärmeübertragung: Wärmeleitung, Konvektion und Strahlung, • formulieren den ersten Hauptsatz der Thermodynamik zwischen zwei thermodynamischen Gleichgewichtszuständen.
Arbeit der Druckkräfte Fälle von isochoren Zustandsänderungen. Fälle von monobaren Zustandsänderungen	Die Schülerinnen und Schüler • bestimmen die Arbeit der Druckkräfte bei einer isochoren Zustandsänderung, • ermitteln die Arbeit der Druckkräfte bei einer monobaren Zustandsänderung.

Zustandsgröße Enthalpie. Zustandsänderungen bei konstantem Druck Wärmekapazität bei konstantem Druck eines idealen Gases und einer kondensierten Phase. Endotherme oder exotherme Reaktion	Die Schülerinnen und Schüler • definieren die Enthalpie eines thermodynamischen Systems, • formulieren den ersten Hauptsatz der Thermodynamik in Form einer Enthalpiebilanz im Falle einer Zustandsänderung bei konstantem Druck mit mechanischem Gleichgewicht im Anfangszustand und im Endzustand, • formulieren die Enthalpieänderung eines idealen Gases oder einer unverdichtbaren und inkompressiblen kondensierten Phase in Abhängigkeit von der Temperaturänderung, • geben den Wert der spezifischen Wärmekapazität von flüssigem Wasser an, • geben die Wärmeübertragung an, die beim Erwärmen oder Abkühlen einer Verbindung in einem bestimmten physikalisch-chemischen Zustand stattfindet, • bestimmen experimentell die Wärmekapazität eines Kalorimeters.
Phasenübergänge eines Reinstoffes Spezifische Enthalpie des Phasenübergangs	Die Schülerinnen und Schüler • formulieren die Enthalpieänderung für einen gegebenen Phasenübergang, • bestimmen experimentell die Enthalpie eines Phasenübergangs.
Standardszustand. Bezugs-Standardzustand Standardreaktionsenthalpie Standardbildungsenthalpie; Hess'scher Satz Wärmeübertragung im Zusammenhang mit einer chemischen Reaktion in einem isothermen monobaren Reaktionssystem	Die Schülerinnen und Schüler • definieren die Standardbedingungen, • definieren die Standardbildungsenthalpie einer Verbindung in einem bestimmten physikalisch-chemischen Zustand, • bestimmen die Standardreaktionsenthalpie mithilfe thermodynamischer Daten und interpretieren qualitativ ihr Vorzeichen im Hinblick auf eine exotherme oder endotherme Reaktion, • formulieren die Wärmeübertragung, im Zusammenhang mit einer chemischen Reaktion in einem isothermen Reaktionsgefäß bei konstantem Druck in Abhängigkeit vom Reaktionsfortschritt, • bestimmen experimentell die Standardreaktionsenthalpie.

Zustandsänderungen eines Systems während einer chemischen Reaktion	
Zustandsgröße Entropie; spezifische Entropie und molare Entropie Absolute molare Standardentropie	Die Schülerinnen und Schüler • beschreiben die Entropie qualitativ als eine Größe, die mit der Unordnung eines thermodynamischen Systems zusammenhängt, • interpretieren Entropieänderungen als Zunahme oder Abnahme der Unordnung eines thermodynamischen Systems, • geben den Wert der absoluten molaren Standardentropie eines reinen, kristallinen oder festen Stoffes bei 0 K an.
Zweiter Hauptsatz der Thermodynamik für ein geschlossenes System; Ausgetauschte Entropie, erzeugte Entropie, Entropiebilanz	Die Schülerinnen und Schüler • deuten die Entropieänderungen in Bezug auf die Reversibilität einer Reaktion.
Standardreaktionsentropie	Die Schülerinnen und Schüler • bestimmen die Standardreaktionsentropie mithilfe thermodynamischer Daten und interpretieren qualitativ ihr Vorzeichen.
Zustandsgröße: Freie Enthalpie Kriterium für den Ablauf und das Gleichgewicht eines physikalisch-chemischen Systems bei spontaner Entwicklung unter konstanter Temperatur T und konstantem Druck p Freie Reaktionsenthalpie; freie Standardreaktionsenthalpie Zusammenhang zwischen der freien Standardreaktionsenthalpie, der Standardreaktionsenthalpie und der Standardreaktionsentropie Begriff der Aktivität eines physikalisch-chemischen Bestandteils; Reaktionsquotient	Die Schülerinnen und Schüler • definieren die freie Enthalpie als die Größe $G = H - TS$, • benennen ein Entwicklungskriterium und ein Gleichgewichtskriterium für eine chemische Reaktion bei konstanter Temperatur und konstantem Druck in Bezug auf die Änderung der freien Enthalpie zwischen End- und Anfangszustand, • formulieren eine Hypothese in Bezug auf die Reaktionsrichtung eines physikalisch-chemischen Systems in einem bestimmten Zustand mithilfe der freien Reaktionsenthalpie auf, • formulieren die freie Standardenthalpie einer gegebenen Reaktion als Funktion der Standardreaktionsenthalpie und der Standardreaktionsentropie, • stellen den Reaktionsquotienten für ein System, in dem eine chemische Reaktion stattfindet, als Funktion der Aktivitäten der physikalisch-chemischen Bestandteile/Komponenten unter Annahme idealer Phasenmodelle (Gasphasen, kondensierte Phasen oder Lösungen) auf.

Gleichgewicht eines Systems, in dem eine chemische Reaktion stattfindet	
Chemisches Gleichgewichtssystem: Modell des dynamischen Gleichgewichts Thermodynamische Gleichgewichtskonstante K°; Massenwirkungsgesetz Beziehung zwischen K° und der molaren Freien Standardreaktionsenthalpie Zusammenhang zwischen freier Reaktionsenthalpie, Reaktionsquotient und thermodynamischer Gleichgewichtskonstante	Die Schülerinnen und Schüler • veranschaulichen und beschreiben den Gleichgewichtszustand eines physikalisch-chemischen Systems mit einer unvollständig ablaufenden chemischen Reaktion, als Ergebnis zweier entgegengesetzt ablaufender Reaktionen modellhaft, • entwickeln die thermodynamische Gleichgewichtskonstante eines Systems, in dem eine bestimmte chemische Reaktion stattfindet, in Abhängigkeit von den Gleichgewichtsaktivitäten der physikalisch-chemischen Bestandteile im Rahmen idealer Phasenmodelle, • geben den Zusammenhang zwischen der freien Standardreaktionsenthalpie und der thermodynamischen Gleichgewichtskonstanten an, $\Delta_r G^0 = -RT \ln K$ • ermitteln den Wert der thermodynamischen Gleichgewichtskonstanten bei einer beliebigen Temperatur, • interpretieren den Wert der thermodynamischen Gleichgewichtskonstanten im Hinblick auf eine thermodynamisch begünstigte oder nicht begünstigte Reaktion, • entwickeln den Ausdruck für die freie Reaktionsenthalpie in Abhängigkeit vom Reaktionsquotienten und der thermodynamischen Gleichgewichtskonstante, • bestimmen die chemische Zusammensetzung eines Systems im Endzustand, wobei zwischen chemischem Gleichgewicht und vollständiger Umsetzung/Reaktion unterschieden wird, für eine durch eine chemische Reaktion modellierte Umwandlung.
Störung eines Systems im chemischen Gleichgewicht Prinzip des kleinsten Zwanges	Die Schülerinnen und Schüler • vergleichen den Reaktionsquotienten eines gestörten Systems mit der thermodynamischen Gleichgewichtskonstanten, um den Einfluss einer Parameteränderung auf ein ursprünglich im chemischen Gleichgewicht befindliches System bei konstanter Temperatur zu interpretieren.

	• formulieren das Prinzip des kleinsten Zwanges (Prinzip von Le Chatelier) und wenden es an, um die Einflussfaktoren zu beschreiben und zu begründen, die den chemischen Gleichgewichtszustand eines physikalisch-chemischen Systems verändern (Änderung der Temperatur, des Drucks, der Zusammensetzung), insbesondere im Kontext industrieller Verfahren.
--	---

2.4. Modul C - Kinetik chemischer Reaktionen

Begriffe und Inhalte	Erforderliche Fähigkeiten
Zeitlicher Verlauf einer chemischen Reaktion	
Langsame und schnelle Reaktionen Volumenspezifische Geschwindigkeiten des Stoffverbrauchs (Edukt) und der Bildung eines Produkts; Halbwertszeit eines Edukts Volumenspezifische Reaktionsgeschwindigkeit für eine durch eine einzelne chemische Reaktion modellierte Umwandlung. Halbwertszeit einer vollständigen oder nicht vollständigen Reaktion	Die Schülerinnen und Schüler • zeichnen anhand von Daten zum zeitlichen Verlauf der Stoffmengenkonzentrationen ein Diagramm, (das den Verlauf der Konzentrationen darstellt,) und begründen den Kurvenverlauf, • beschreiben und begründen die Veränderung der Reaktionsgeschwindigkeit, • setzen die volumenspezifische Reaktionsgeschwindigkeit mit der volumenspezifischen Verbrauchsgeschwindigkeit eines Edukts bzw. der Bildungsgeschwindigkeit eines Produkts in Beziehung, • bestimmen aus experimentellen Daten die volumenspezifische Verbrauchs- oder Bildungsgeschwindigkeit, die Reaktionsgeschwindigkeit, die Halbwertszeit eines Edukts oder die Halbwertszeit einer Reaktion, • wenden eine physikalische oder chemische Methode an, um den Konzentrationsverlauf zu verfolgen und die volumenspezifische Bildungsgeschwindigkeit eines Produkts oder die Verbrauchsgeschwindigkeit eines Edukts zu bestimmen.
Geschwindigkeitsgesetz Reaktionen ohne (definierte) Ordnung, Reaktionen mit einfacher Ordnung (0., 1. oder 2. Ordnung); partielle Ordnung, globale Ordnung Entartung der Ordnung, scheinbare Ordnung („Dégénérescence d'ordre, ordre apparent“)	Die Schülerinnen und Schüler: • formulieren das Geschwindigkeitsgesetz für eine chemische Reaktion mit definierter Ordnung, - beschränkt auf Reaktionen 0., 1. oder 2. Ordnung mit einem einzelnen Reaktanden oder auf Fälle, die durch Vereinfachung (z.B. scheinbare Ordnung oder

	stöchiometrische Anfangsbedingungen) zurückführbar sind, • bestimmen eine Halbwertszeit aus einem Geschwindigkeitsgesetz, • ermitteln eine Reaktionsordnung mithilfe der Differentialmethode oder der Integralmethode, • stellen ein Geschwindigkeitsgesetz auf und bestimmen partielle Reaktionsordnungen und die Geschwindigkeitskonstante aus dem zeitlichen Verlauf einer physikalischen oder chemischen Größe.
Kinetische Einflussgrößen Konzentration, Temperatur, Druck, Oberflächenbeschaffenheit Kinetische Faktoren in der Synthese- und Analysestrategie: Verdünnung, Erhitzen, Rückfluss, Abschrecken Grundlagen der Kollisionstheorie/Stoßtheorie: Maxwell-Boltzmann-Verteilungsdiagramm Arrhenius-Gesetz und Aktivierungsenergie Katalyse, Katalysator. Homogene Katalyse, heterogene Katalyse, Enzymkatalyse	Die Schülerinnen und Schüler: • erkennen in einem Versuchsprotokoll Maßnahmen, die auf eine Erhöhung oder Verringerung der Reaktionsgeschwindigkeit abzielen, • geben kinetische Einflussgrößen anhand von experimentellen Daten an, • interpretieren den Einfluss von Konzentration, Druck und Temperatur auf die Geschwindigkeit eines elementaren Reaktionsschritts anhand der Häufigkeit und Wirksamkeit der Stöße zwischen den Teilchen, • ermitteln (den Wert der)/die Aktivierungsenergie einer chemischen Reaktion aus Werten der Geschwindigkeitskonstanten bei verschiedenen Temperaturen. • nennen die Eigenschaften eines Katalysators und identifizieren einen Katalysator anhand experimenteller Daten, • unterscheiden die Arten der Katalyse und erklären in Grundzügen deren Funktionsweise, • weisen kinetische Einflussgrößen und die Wirkung eines Katalysators nach.
Mikroskopische Betrachtung: Reaktionsmechanismus	
Reaktionsmechanismus Elementarreaktion, Reaktionszwischenprodukt, Darstellung mittels gekrümmter Pfeile (Elektronenverschiebung) Veränderung des Reaktionsmechanismus durch Zugabe eines Katalysators	Die Schülerinnen und Schüler • geben anhand eines vorgegebenen Reaktionsmechanismus das/die Edukt(e), das/die Produkt(e), ein Reaktionszwischenprodukt, einen Katalysator

Energieprofil einer Reaktion, Einfluss von Temperaturänderung oder Zugabe eines Katalysators	an und formulieren die Reaktionsgleichung auf Teilchenebene, • verwenden den Formalismus der gekrümmten Pfeile, um eine Elementarreaktion darzustellen und erläutern dabei den Zusammenhang zu nukleophilen und elektrophilen Eigenschaften der Teilchen, • stellen qualitativ das Energieprofil einer Elementarreaktion dar (die Reaktionskoordinate ist nicht Bestandteil des Lehrplans).
--	---

2.5. Modul D - Gleichgewichte in wässrigen Lösungen

Begriffe und Inhalte	Erforderliche Fähigkeiten
Modellierung von Säure-Base-Umwandlungen	
Säure-Base-Reaktionen: Umwandlung, die durch Wasserstoffionentransfers H^+ modelliert wird: Brönsted-Säure und -Base, Säure-Base-Paar, Säure-Base-Reaktion Polysäure, Polybase Säure-Base-Paare von Wasser und Kohlensäure. Autoprotolyse von Wasser. Ionenprodukt von Wasser K_e und pK_e Amphoterische Art	Die Schülerinnen und Schüler: • geben, anhand von Beobachtungen oder experimentellen Daten, eine Übertragung von Wasserstoffionen und die beteiligten Säure-Base-Paare an, • stellen die Gleichung einer Säure-Base-Reaktion auf, • modellieren das Wasserstoffion H^+ (aq) in wässriger Lösung durch das Oxoniumion H_3O^+ (aq), • schreiben die Gleichung, die die Autoprotolyse von Wasser modelliert, drücken die Gleichgewichtskonstante aus und nennen den Wert bei 298 K, • erkennen den amphoteren Charakter eines chemischen Stoffes.
pH-Wert einer wässrigen Lösung: Begriff des pH-Werts, Zusammenhang mit der Wasserstoffionenkonzentration	Die Schülerinnen und Schüler • definieren den pH-Wert einer wässrigen Lösung, • bestimmen aus dem Wert der Wasserstoffionenkonzentration den pH-Wert der Lösung und umgekehrt für verdünnte Lösungen, • messen den pH-Wert von Salzsäurelösungen mit einem pH-Meter, um die Beziehung zwischen dem pH-Wert und der Konzentration des zugeführten Wasserstoffions zu prüfen, • ordnen die Konstante K_a der entsprechenden Reaktionsgleichung zu und geben einen Ausdruck dafür an,

Säurekonstante K_a (und pK_a) eines Säure-Base-Paares, Begriff der schwachen Säure und der schwachen Base in Wasser Reaktion einer Säure oder Base mit Wasser, Grenzfall starker Säuren und starker Basen in Wasser, pH-Skala Häufige Lösungen von Säuren und Basen.	• schätzen den Wert der Säurekonstante eines Säure-Base-Paares mithilfe einer pH-Messung, • bringen den starken Charakter einer Säure (einer Base) mit der fast vollständigen Umwandlung dieser Säure (dieser Base) mit Wasser in Verbindung, • schreiben die Gleichung einer Säure-Base-Reaktion, schätzen ihre thermodynamische Gleichgewichtskonstante und diskutieren, ob sie quantitativ ist, • sagen die endgültige Zusammensetzung einer wässrigen Lösung mit einer gegebenen Konzentration an zugeführter starker oder schwacher Säure und Ableitung des pH-Werts vorher, • vergleichen die Stärke verschiedener Säuren oder Basen in Wasser, • messen den pH-Wert von Lösungen einer Säure oder Base mit einer bestimmten Konzentration, um daraus den starken oder schwachen Charakter der Säure oder Base abzuleiten, • nennen gängige wässrige Lösungen von Säuren und Basen und die Formeln der zugehörigen gelösten Stoffe: Salzsäure, Salpetersäure, Schwefelsäure, Ethansäure, Natronlauge, Ammoniak.
Vorherrschafts- und Verteilungsdiagramme eines Säure-Base-Paares; vorherrschende Teilchen Bestimmung der Teilchen mit der größten Konzentration in einer Säure-oder Basenlösung bei bestimmten pH-Werten. („diagrammes de prédominance“ können hierbei benutzt werden; Beispiel von α-Aminosäuren) kolorimetrische Säure-Base-Titration, Definition und Bestimmung des Äquivalenzpunktes (ÄP)	Die Schülerinnen und Schüler: • stellen das Dominanzdiagramm eines Säure-Base-Paares dar, • werten ein gegebenes Dominanz- oder Verteilungsdiagramm aus, • schätzen die Änderung der Stoffmengen(konzentrationen) der Edukte und Produkte qualitativ in Abhängigkeit des Volumens der zugegebenen Titrierlösung ab, • geben an, dass am Äquivalenzpunkt die Stoffmengen von Maßlösung und der Probelösung gleich sind, • stellen die Beziehung auf: $n(\text{Edukte}) = n(\text{Produkte})$ am ÄP • begründen, dass ein Farbindikator für eine Titration geeignet ist, wenn sein Umschlagsbereich vollständig innerhalb des

	pH-Sprungs liegt (Wahl eines geeigneten Indikators), • diskutieren, welchen Einfluss eine falsche Wahl des Indikators hat, • stellen eine Hypothese auf bzgl des Farbumschlags des Indikators am ÄP • Berechnen pH-Werte schwacher Säuren und Basen mit gegebenen Formeln, • führen eine Säure-Base-Titration durch, mit Verwendung eines Farbindikators, • nutzen Sie die (gegebenen) Beziehungen, die den pH-Wert der Lösung einer schwachen Säure und einer schwachen Base unter üblichen Bedingungen angeben, um den pH-Wert eines Mediums abzuschätzen oder einen Farbindikator auszuwählen, • führen eine Säure-Base-Titration durch, gefolgt von der Verwendung eines Farbindikators.
Säure-Base-Titration mit pH- Messung	Die Schülerinnen und Schüler • ermitteln die Zusammensetzung des Systems nach Zugabe eines Volumens an Titrierlösung, wobei die Umwandlung als vollständig betrachtet wird, • ermitteln die Stoffmengen, Konzentrationen und Massen einer Probelösung mit Hilfe der Titration, auch bei mehrwertigen Säuren und Basen, • werten Titrationskurven aus, um die Wahl eines Farbindikators zu begründen, • führen eine Titration einer Säure-Base-Reaktion mit pH-Elektrode durch, • analysieren Titrationskurven auch hinsichtlich ihrer charakteristischen Punkte (pH bei Halbäquivalenzpunkt und ÄP) für die Fälle starke Säure/Base mit starker Base/Säure sowie schwache Säure/Base mit starker Base/Säure • wenden verschiedene Methoden zur Bestimmung des Volumens der Maßlösung am ÄP an: Tangenten-Verfahren, erste Ableitung (Extremum), zweite Ableitung (Verlauf durch 0).
Pufferlösung, Henderson-Hasselbalch Gleichung	• nennen die Eigenschaften einer Pufferlösung, • bereiten eine Pufferlösung vor, • geben einige gebräuchliche Pufferlösungen an (Essigpuffer, Ammoniakpuffer, Phosphatpuffer)
Konduktometrische Säure-Base-Titration	• begründen bei einer Titration mit konduktometrischer Überwachung qualitativ

	den Verlauf der Steigung der Kurve anhand der Daten über die molaren Ionenleitfähigkeiten, • führen eine konduktometrischen Titration durch..
Lösungsgleichgewichte	
Lösen von Stoffen und Fällungsreaktionen Formulierung des Löslichkeitsprodukts K_L und pK_L Löslichkeit und Ausfällungsbedingung Faktoren, die die Löslichkeit beeinflussen	Die Schülerinnen und Schüler • formulieren Gleichungen für Lösungsgleichgewichte und stellen den Term für K_L auf, • werten Tabellen mit K_L- bzw pK_L - Werten aus, um die Löslichkeit eines Teilchens (fest, flüssig oder gasförmig) zu bestimmen entscheiden, ob sich ein Stoff löst oder ausfällt, • berechnen die Ionenkonzentrationen einer gesättigten Lösung eines Salzes, • identifizieren Faktoren, die die Löslichkeit eines Stoffes in einem Lösungsmittel beeinflussen (Temperatur, pH-Wert, Konzentration eines Salzes in einer Lösung, die schon ein Ion des Salzes enthält) und und entscheiden mit Hilfe von Le Chatelier den Einfluss auf das Lösungsgleichgewicht, • Abschätzen der Löslichkeit eines Stoffes in einem Lösemittel anhand der intermolekularen Kräfte, • führen eine Fällungstiteration durch.
Redoxreaktionen und deren Anwendungen	
Redoxreaktionen: Oxidationsmittel, Reduktionsmittel, Oxidations- und Reduktionspaar, Teilgleichungen, Gesamtgleichung Oxidationszahl	Die Schülerinnen und Schüler • entscheiden mit Hilfe eines Experiments den Elektronenaustausch zwischen zwei Reaktanten und formulieren die beiden Teilgleichungen, • stellen eine Gesamtgleichung für die Reaktion zwischen einem Oxidationsmittel und einem Reduktionsmittel auf, wobei die Oxidations- und Reduktionspaare gegeben sind, • führen experimentell Redoxreaktionen durch • entscheiden anhand der Stellung im PSE, ob ein Element Reduktions- oder Oxidationsmittel ist, • Bestimmen die Oxidationszahlen eines Elements anhand der Zahl seiner Valenzelektronen, • identifizieren das Oxidationsmittel und das Reduktionsmittel eines Redoxpaares, • identifizieren das Oxidationsmittel und das Reduktionsmittel eines Redoxpaares,

Redoxreaktion, die die Titration unterstützt; Wechsel des limitierenden Reagenzes während der Titration Übliche Oxidations- und Reduktionsmittel	• führen eine Titration mit einer Redoxreaktion durch (kolorimetrisch oder potentiometrisch mit einer Mess- und einer Referenzelektrode), • nennen übliche Oxidations- und Reduktionsmittel: Bleiche, Sauerstoff, Chlor, Ascorbinsäure, Wasserstoff, Metalle.
Katalysezyklus darstellen als Veranschaulichung der Bedeutung von Redoxprozessen in Lebewesen	Die Schülerinnen und Schüler • erkennen einen Reaktanten, eines Katalysators oder einer Katalysatorvorstufe, eines Reaktionszwischenprodukts, eines Produkts in einem bereitgestellten katalytischen Zyklus, • stellen die Gleichungen für die Reaktionsschritte eines bereitgestellten katalytischen Zyklus auf, • stellen die Reaktionsgleichung, die eine katalysierte Umwandlung ausgehend von einem Mechanismus modelliert, der in Form eines katalytischen Zyklus dargestellt ist, auf. ↔ Die Schülerinnen und Schüler veranschaulichen durch die Atmungskette, die Photosynthese
Batterien: Batterie, Elektroden, Halbzellen, Salzbrücke oder semipermeable Membran, Leerlaufspannung Funktionsweise einer Batterie; elektrochemische Reaktionen an den Elektroden; Anode und Kathode Elektrodenpotenzial, Standardpotenzial, Nernst-Formel, Referenzelektroden. Verschleiß einer Batterie, Ladungsmenge Q einer Batterie	Die Schülerinnen und Schüler • begründen die Notwendigkeit der Trennung der Reagenzien in zwei Halbzellen und die Verwendung einer Salzbrücke, • erklären mit Hilfe von experimentellen Ergebnissen die Funktionsweise einer Batterie und stellen sie schematisch dar, • definieren Anode und Kathode, • beschreiben die Standard-Wasserstoffelektrode, • geben die Nernst-Gleichung für das Potenzial einer Elektrode an, • beschreiben die Funktionsweise einer Batterie anhand einer Spannungsmessung im Leerlauf oder anhand der Elektrodenpotenziale, • ermitteln die elektrische Kapazität einer Batterie aus ihrem anfänglichen Aufbau und stellen einen Zusammenhang mit der Nutzungsdauer her, • stellen eine Batterie her, ermitteln ihre Leerlaufspannung und die Polarität der Elektroden, geben die Gesamtgleichung der Reaktion an, erläutern die Rolle der Salzbrücke.
Dominanz- oder Existenzdiagramme	Die Schülerinnen und Schüler

Redoxdisproportionierung und Redoxkomproportionierung	• verwenden Dominanz- oder Existenzdiagramme, um Hypothesen aufzustellen über inkompatible Arten oder über die Art der überwiegenden Arten („diagrammes de prédominance“ können hierbei benutzt werden), • stellen Hypothesen qualitative oder quantitative Hypothesen auf bezüglich des Ablaufs von Redoxreaktionen bei Konkurrenzreaktionen anhand der Standardpotenziale der Paare und entscheiden, welche Elektrodenreaktionen ablaufen und welche nicht,
Elektrochemische Korrosion; Maßnahmen gegen die Korrosion; Lokalelemente	• definieren elektrochemische Korrosion, • unterscheiden Sie zwischen Säure- und Sauerstoffkorrosion, • erklären Methoden des passiven (Anodisieren von Aluminium, Verzinken von Eisen, Galvanisieren) und aktiven Korrosionsschutzes (Kathodischer Korrosionsschutz mit Opferanode).
Elektrolysen mit Hilfe von elektrischen Strom erzwungene Reaktionen Aufbau und Funktionsweise einer Elektrolysezelle Ausbeute der Elektrolyse Speicherung und Umwandlung chemischer Energie	Die Schülerinnen und Schüler • entscheiden mit Hilfe eines Experiments den Elektronenübertragung zwischen zwei Reaktanten und formulieren die beiden Teilgleichungen, • geben Kathode und Anode an, • ermitteln die Änderungen der Stoffmenge aus der Dauer der Elektrolyse und dem Wert der Stromstärke, • ermitteln (?) die Ausbeute der Elektrolyse, • nennen die Produkte, die bei einer Elektrolyse gebildet werden, • setzen die Dauer, die Stärke des Stroms und die Stoffmengen der gebildeten Produkte in Beziehung, • nennen industrielle Anwendungen an der Elektrolyse: Aluminiumherstellung, Kupferraffination, Wasserstoffherstellung, Verzinkung, Verchromung, Vernickelung, • nennen Beispiele für Geräte, die chemische Energie umwandeln und speichern (Batterien, Akkumulatoren, chlorophyllhaltige Organismen), und erläutern die damit verbundenen gesellschaftlichen Herausforderungen.

Akkumulatoren. Akkumulatoren: Umkehrbare Systeme Bleiakкумулятор Lithium-Ionen-Akku H ₂ /O ₂ -Brennstoffzellen	Die Schülerinnen und Schüler • nennen Batterien, Elektrolysezellen und Akkumulatoren als Energieumwandler, die chemische Energie in elektrische Energie umwandeln, • erklären die Funktionsweise eines Akkumulators während des Lade- und Entladevorgangs unter Verwendung der jeweiligen Teilgleichungen für Oxidation und Reduktion sowie der Redox-Gleichungen, wobei die beteiligten Oxidations- und Reduktionspaare angegeben werden, • vergleichen die Verwendung verschiedener Arten von Akkumulatoren im Hinblick auf ihre Umweltverträglichkeit und wirtschaftliche Rentabilität anhand der bereitgestellten Daten.
--	--

2.6 Modul E – Umwandlungen in der organischen Chemie

Begriffe und Inhalte	Erforderliche Fähigkeiten
Allgemeine Konzepte der organischen Chemie	
Oxidationszahl der Elemente in sauerstoffhaltigen organischen Verbindungen. Vollständige Verbrennung.	Die Schülerinnen und Schüler: • stellen eine Reaktionsgleichung vollständigen Verbrennung von Kohlenwasserstoffen oder organischen Sauerstoffverbindungen auf, • nennen die Oxidationsprodukte von primären und sekundären Alkoholen und stellen die zugehörigen Redoxgleichungen auf, • verwenden mit diesen Redox-Eigenschaften verbundene Nachweisreaktionen (Fehling, Tollens).
Säure-Base-Eigenschaften von organischen Verbindungen. Einflüsse von induktiven und mesomerischen Elektroneneffekten	Die Schülerinnen und Schüler: • nennen die Größenordnungen der pK_a-Werte einiger Säure-Base-Paare in der organischen Chemie: Carbonsäure/Carboxylat, Alkohol/Alkoholat, Ammonium/Amin, Amine/NH₂⁻ (Amid-Ion)/ Phenol/Phenolat-Ion, • geben die zugehörigen Lewis-Darstellungen an, • identifizieren die elektronischen Effekte (induktiver E., mesomerer E., Donator, Akzeptor) eines Substituenten,

	• vergleichen den pK_S-Wert von zwei Säure-Base-Paaren und erklären diese mithilfe von „elektronischen Effekten“, • diskutieren die Stabilität von Teilchen, insbesondere von solchen, die als Reaktionszwischenprodukt fungieren.
Umwandlungen in der organischen Chemie	
Reaktionsmechanismus in der organischen Chemie: Reaktionsschritte, Reaktionszwischenprodukte, Darstellung durch gebogene Pfeile	Die Schülerinnen und Schüler • erkennen ein nukleophiles und ein elektrophiles Zentrum, • stellen die gebogene Pfeile einer Teilreaktion in einem bereitgestellten Reaktionsmechanismus dar und begründen ihre Richtung.
Gesamtgleichung einer Reaktion und Reaktionstyp	Die Schülerinnen und Schüler • unterscheiden die Reaktionstypen anhand der Gesamtgleichung oder des Reaktionsmechanismus (Substitution, Addition, Eliminierung, Redox, Säure-Base), • unterscheiden insbesondere den Unterschied zwischen einer Substitutionsbilanz und einem Additions-/Eliminierungsmechanismus,
Aliphatische nukleophile Substitution: Grenzmechanismen S_N2 und S_N1 ; Geschwindigkeitsgesetz; Stereoselektivität und Stereospezifität	• stellen die Grenzmechanismen S_N2 und S_N1 dar, • begründen die Wahl eines S_N2- oder S_N1-Grenzmechanismus durch strukturelle Faktoren der Reaktanten und durch experimentelle Ergebnisse zur Stereochemie der Produkte oder zum Geschwindigkeitsgesetz der Reaktion, • definieren Stereoselektivität und Stereospezifität, • stellen eine Hypothese auf bzgl. der möglichen Stereoselektivität oder Stereospezifität einer nukleophilen Substitution oder analysieren diese, • interpretieren Unterschiede in der Reaktivität in Bezug auf die Polarisierbarkeit.
β -Eliminierung: Grenzmechanismus E2, Geschwindigkeitsgesetz, Regioselektivität, Stereoselektivität und Stereospezifität	Die Schülerinnen und Schüler • geben den Grenzmechanismus E2 an, • definieren Regioselektivität, • stellen eine Hypothese auf bzw. analysieren bzgl. der Regioselektivität, der Stereoselektivität und der möglichen Stereospezifität einer β-Eliminierung an einem acyclischen Halogenalkan,

	• interpretieren die Bildung unerwünschter Produkte durch die Konkurrenz zwischen Substitutions- und Eliminierungsreaktionen.
Aufbau des Kohlenstoffskeletts Synthese und Verwendung von gemischten Organomagnesiumverbindungen Herstellung aus halogenierten Spezies Nukleophile und basische Eigenschaften von halogenmetallorganischen Mg-Verbindungen Interesse an metallorganischen Verbindungen beim Aufbau einer Kohlenstoffkette; Nukleophile Addition an einen Aldehyd, ein Keton oder Kohlendioxid mit anschließender Hydrolyse in einem sauren Medium: Mechanismus	Die Schülerinnen und Schüler • ermitteln das Produkt, das bei der Reaktion eines gemischten Organomagnesiums mit einem Aldehyd, einem Keton oder Kohlendioxid gebildet wird, und umgekehrt, • stellen eine Hypothese auf bzgl. der Reagenzien, die bei der Magnesiumsynthese eines Alkohols oder einer Carbonsäure verwendet werden, • beschreiben ein Protokoll zur Herstellung eines Organylmagnesiumhalogenids und dessen Verwendung zur Herstellung einer Kohlenstoff-Kohlenstoff-Bindung und führen Sie es aus, • begründen die experimentellen Schritte und Bedingungen, einschließlich der abschließenden Hydrolyse.
Elektrophile Addition einer Halogenwasserstoff-Säure HX, H₂O in saurem Medium und eines Dihalogens X₂ an ein Alken: Mechanismus, Regioselektivität, stereochemische Aspekte.	Die Schülerinnen und Schüler • stellen den Mechanismen der elektrophilen Addition von HX, H₂O und Br₂ an ein Alken dar. Vorhersage oder Analyse der Regioselektivität, der Stereoselektivität und der möglichen Stereospezifität einer elektrophilen Addition.
Elektrophile Substitution aromatisch S_EAr Monosubstitution: Nitrations-, Halogenierungs-, Alkylierungs-, Acylierungs- und Sulfonierungsreaktionen Mehrfachsubstitution: o- und p-dirigierende und m-dirigierende Substituenten	Die Schülerinnen und Schüler • stellen den S_EAr-Mechanismus dar. Identifiziere die elektrophile Spezies und stellen sie dar, • nennen die Holleman-Regeln und wenden sie im Fall von monosubstituierten Verbindungen an.
Reaktionsbedingungen	
Anfertigung eines Protokolls, Charakterisierung eines Reaktionsprodukts	Die Schülerinnen und Schüler • erkennen in einem Protokoll die Schritte der Umwandlung von Stoffen, der Isolierung, der Reinigung und der Analyse (Identifizierung, Reinheit) des synthetisierten Produkts, • begründen anhand der physikalisch-chemischen Eigenschaften von Stoffen die Wahl von Methoden zur Isolierung, Reinigung (Umkristallisation, fraktionierte Destillation, Säulenchromatografie) oder Analyse, • unterscheiden die Bedeutung von Reinigen und Extraktion in einem Syntheseprotokoll,

Qualitative und quantitative Auswertung einer Synthesereaktion	• werten auf Grundlage eines Protokolls und experimenteller Daten eine Synthesereaktion qualitativ und quantitativ aus, • stellen Versuchsanordnungen der Syntheseschritte schematisch dar und beschriften die Darstellung, • wählen eine Methode zur Charakterisierung eines synthetisierten Produkts aus, insbesondere durch Vergleich mit tabellierten Daten (Schmelztemperatur, Siedetemperatur, Brechungsindex), • stellen eine organische Verbindung unter Verwendung eines Rückflusskühlers her, • isolieren, reinigen und analysieren ein gebildetes Produkt.
Optimierung eines Syntheseschritts Optimierung der Bildungsgeschwindigkeit eines Produkts und der Ausbeute einer Synthese	Die Schülerinnen und Schüler • unterscheiden in einem Protokoll die Arbeitsschritte, die durchgeführt werden, um die Bildungsgeschwindigkeit eines Produkts zu optimieren, • begründen die Erhöhung der Ausbeute einer Synthese durch Zuführung eines Edukts oder die Entfernung eines Produkts aus dem Reaktionsmedium, • erstellen ein Syntheseprotokoll durch, um den Einfluss veränderter Versuchsbedingungen auf die Ausbeute oder die Geschwindigkeit zu untersuchen.
Mehrstufige Synthesestrategie Änderung der funktionellen Gruppe, Änderung der Kohlenstoffkette Schutz / Deprotektion Ökologisch verantwortungsvolle Synthesen	Die Schülerinnen und Schüler • stellen einen Reaktionsablauf zur Synthese einer Verbindung auf, wobei eine Übersicht mit möglichen Reaktionen und Reaktionsbedingungen gegeben werden kann („banque de réaction“), • unterscheiden Schritte zum Schutz / zur Aufhebung des Schutzes und begründen ihren Nutzen, • führen einer Reaktion durch, die zur Änderung einer funktionellen Gruppe oder einer Kohlenstoffkette führt, • diskutieren die Umweltauswirkungen einer Reaktion und schlagen mithilfe bereitgestellter Daten Verbesserungen vor, z. B. in Bezug auf den Energieverbrauch, die Bildung und Verwertung von Nebenprodukten und die Wahl der Reagenzien und Lösungsmittel.

3. Operatoren¹

Operator	Erläuterung
ableiten	auf der Grundlage von Erkenntnissen oder Daten sachgerechte Schlüsse ziehen
abschätzen	durch begründete Überlegungen Größenwerte angeben
analysieren	wichtige Bestandteile, Eigenschaften oder Zusammenhänge auf eine bestimmte Fragestellung hin herausarbeiten, einen Sachverhalt experimentell prüfen
aufstellen, formulieren	chemische Formeln, Gleichungen, Reaktionsgleichungen (Wort- oder Formelgleichungen) oder Reaktionsmechanismen entwickeln
Hypothesen aufstellen	eine Vermutung über einen unbekannten Sachverhalt formulieren, die fachlich fundiert begründet wird
angeben, nennen	Formeln, Regeln, Sachverhalte, Begriffe oder Daten ohne Erläuterung aufzählen bzw. wiedergeben
auswerten	Beobachtungen, Daten, Einzelergebnisse oder Informationen in einen Zusammenhang stellen und daraus Schlussfolgerungen ziehen
begründen	Gründe oder Argumente für eine Vorgehensweise oder einen Sachverhalt nachvollziehbar darstellen
berechnen	Die Berechnung ist ausgehend von einem Ansatz darzustellen.
beschreiben	Beobachtungen, Strukturen, Sachverhalte, Methoden, Verfahren oder Zusammenhänge strukturiert und unter Verwendung der Fachsprache formulieren
beurteilen	Das zu fällende Sachurteil ist mithilfe fachlicher Kriterien zu begründen.
bewerten	Das zu fällende Werturteil ist unter Berücksichtigung gesellschaftlicher Werte und Normen zu begründen.
darstellen	Strukturen, Sachverhalte oder Zusammenhänge strukturiert und unter Verwendung der Fachsprache formulieren, auch mithilfe von Zeichnungen und Tabellen
diskutieren	Argumente zu einer Aussage oder These einander gegenüberstellen und abwägen
erklären	einen Sachverhalt nachvollziehbar und verständlich machen, indem man ihn auf Regeln und Gesetzmäßigkeiten zurückführt
erläutern	einen Sachverhalt veranschaulichend darstellen und durch zusätzliche Informationen verständlich machen
ermitteln	ein Ergebnis oder einen Zusammenhang rechnerisch, grafisch oder experimentell bestimmen
herleiten	mithilfe bekannter Gesetzmäßigkeiten einen Zusammenhang zwischen chemischen bzw. physikalischen Größen herstellen
interpretieren, deuten	naturwissenschaftliche Ergebnisse, Beschreibungen und Annahmen vor dem Hintergrund einer Fragestellung oder Hypothese in einen nachvollziehbaren Zusammenhang bringen
ordnen	Begriffe oder Gegenstände auf der Grundlage bestimmter Merkmale systematisch einteilen
planen	zu einem vorgegebenen Problem (auch experimentelle) Lösungswege entwickeln und dokumentieren
skizzieren	Sachverhalte, Prozesse, Strukturen oder Ergebnisse übersichtlich grafisch darstellen
untersuchen	Sachverhalte oder Phänomene mithilfe fachspezifischer Arbeitsweisen erschließen
vergleichen	Gemeinsamkeiten und Unterschiede kriteriengeleitet herausarbeiten
zeichnen	Objekte grafisch exakt darstellen

¹ Nach dem „Grundstock von Operatoren“ der Kultusministerkonferenz und des Instituts zur Qualitätsentwicklung im Bildungswesen für die naturwissenschaftlichen Fächer Stand 31.03.2022