

2026

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	2
1.1.	Finalités éducatives.....	2
1.2.	Objectifs.....	2
1.3.	Enjeux méthodologiques	4
1.4.	Évaluation.....	4
2.	Contenus thématiques - Cycle terminal.....	5
2.1	Module transversal : mesures et incertitudes	6
2.2	Module A : Lien structure de la matière et propriétés physico-chimiques	6
2.3	Module B : Aspect énergétique des transformations – Thermodynamique	13
2.4	Module C : Aspect cinétique des transformations chimique.....	17
2.5	Module D : Équilibres en solution aqueuse	18
2.6	Module E : Transformations en chimie organique.....	24
3.	Verbes consignes	27

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 peut 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.

Répartition des contenus dans les classes de première et de terminale

En chimie, les modules ou parties de modules mentionnées ci-dessous doivent être enseignés jusqu'à la fin de la classe de première. Si le module est indiqué sans exception, il doit être traité dans son intégralité en classe de première ; si certains contenus sont exclus, ceux-ci doivent être abordés en terminale. Le module E (2.6), qui n'est pas mentionné, doit être abordé en terminale.

- Module A (2.2) : Lien structure de la matière et propriétés physico-chimiques
à l'exception de : Composés de coordination ; Stéréoisomérie de configuration; des méthodes analytiques « Ondes électromagnétiques et spectroscopie » et « Chromatographies ».
- Module B (2.3) : Aspect énergétique des transformations – Thermodynamique
- Module C (2.4) : Aspect cinétique des transformations chimique
- Module D (2.5) : Équilibres en solution aqueuse
à l'exception des « Transformations redox et applications »

Le module transversal (2.1) doit être intégré dans les cours tout au long des classes de première et de terminale, quand cela s'avère pertinent. Il faut assurer de tenir compte de tous les contenus du module transversal jusqu'à la fin de la terminale.

2.1 Module transversal : mesures et incertitudes

Ce module n'est pas à traiter lors d'un chapitre dédié mais est pensé pour être mis en œuvre tout au long de la formation des élèves, en s'appuyant sur les diverses thématiques du programmes, en particulier lorsque le traitement de résultats expérimentaux ou de données issues de sources bibliographique est nécessaire.

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. Représenter l'histogramme associé à une série de mesures à l'aide d'un tableur ou d'un langage de programmation.
Incertitude-type.	Définir qualitativement une incertitude-type. Savoir calculer une moyenne et un écart-type d'une série de mesures. Assimiler l'incertitude-type sur une valeur à l'écart-type Expliquer l'intérêt de réaliser un grand nombre de mesures pour diminuer l'incertitude-type sur la valeur moyenne. Expliciter que l'incertitude-type est alors écart-type/racine(n)
Écriture du résultat d'une mesure.	Donner, avec un nombre adapté de chiffres significatifs, le résultat d'une mesure.
Régression linéaire.	Réaliser une régression linéaire afin d'obtenir les valeurs des paramètres d'un modèle.

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

Notions et contenus	Capacités exigibles
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, la formule de Planck-Einstein étant fournie. Donner les ordres de grandeur des énergies d'ionisation et des distances caractéristiques dans l'atome.
Configuration électronique. Établissement de la configuration électronique d'un atome à l'état fondamental : Nombre quantique principal : n	Établir la configuration électronique d'un atome dans son état fondamental à partir de son numéro atomique et les nombres quantiques,

Nombre quantique secondaire : l Nombre quantique magnétique/tertiaire : m Nombre quantique de spin : s	pour les 4 premières périodes
Règles de remplissage (règle de Klechkowski, principe d'exclusion de Pauli, règle de Hund)	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. Formation des ions	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. Déduire la formule de solides ioniques simples à partir du tableau périodique, à partir des ions constitutifs ou connaissant le nombre d'oxydation des éléments constitutifs.

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. Attribuer qualitativement l'énergie d'une liaison entre deux atomes à l'énergie nécessaire pour rompre cette liaison.
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.	Exploiter des données expérimentales pour réaliser des comparaisons qualitatives (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.
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 et les angles.
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, dans le cas de structures simples.

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. Représenter la polarisation d'une liaison à l'aide du modèle des charges partielles.
Liaisons intermoléculaires. Polarisabilité, dipôle permanent, dipôle induit, dipôle instantané. Interactions de van der Waals et liaison hydrogène.	Définir les notions de dipôles permanent, dipôle instantané, dipôle induit. Nommer les paramètres influençant l'influence des interactions de van der Waals. Reconnaître une situation dans laquelle une liaison hydrogène est créée. Indiquer les ordres de grandeurs des énergies mises en jeu dans les interactions de van der Waals et les liaisons hydrogène. 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. Mettre en évidence expérimentalement l'existence des interactions intermoléculaires et l'influence de quelques facteurs sur leur intensité. Indication : Il est possible d'aborder les interactions intermoléculaires pour les structures secondaires et tertiaires des protéines et la double hélice de l'ADN
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.
Mise en solution d'une espèce chimique moléculaire ou ionique.	interpréter la miscibilité totale, partielle ou nulle de deux solvants. Interpréter la solubilité d'une espèce chimique moléculaire et d'une espèce ionique.
Composés de coordination	
Représentation des composés de coordination Liaison de coordination : ion central, ligand, indice de coordination. Complexe hexaaqua d'un ion métallique.	Définir une liaison de coordination. Nommer des exemples courants de ligands : X^- , OH^- , CN^- , SCN^- , H_2O et NH_3 Nommer des éléments métalliques donnant des complexes : Fe, Co, Ni, Cu, Cr, Pt, Ag, Zn et Al Définir un complexe hexaaqua d'un ion métallique et donner sa formule, l'ion central étant fourni.

	Interpréter les propriétés acides d'un complexe hexaaqua en écrivant sa réaction de dissociation dans l'eau.
Structure et réactivité des molécules organiques	
Représentation des molécules organiques. Formules brutes, semi-développées, développées, topologiques. Squelettes carbonés saturés, groupes caractéristiques (niveau microscopique) et familles fonctionnelles (niveau macroscopique). Lien entre nom et structure d'une molécule organique. Isomérisation : isomérisation de chaîne, isomérisation de position, isomérisation fonctionnelle.	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, ester et amine. Identifier les familles des esters, acides aminés et des amides. Nommer des molécules simples possédant un seul groupe caractéristique (à l'exception des amines) et représenter des molécules simples à partir de leur nom. Représenter et nommer les isomères de squelette, les isomères de fonction et les isomères de position de molécules simples comportant un groupe fonctionnel (à l'exception des amines)
Stéréoisomérisation de conformation en série aliphatique ; ordre de grandeur de la barrière énergétique conformationnelle (optionnel). Étude de l'éthane et du butane. Représentation de Newman (optionnel).	Comparer la stabilité de plusieurs conformations (décalée, anti, éclipsée, décalée gauche). Interpréter la stabilité d'un conformère donné.
Stéréoisomérisation de configuration : chiralité, énantiomérisation, diastéréoisomérisation, descripteurs stéréochimiques R, S, Z, E. Représentation de Cram. Activité optique, mélange racémique, pouvoir rotatoire. Loi de Biot.	Identifier le descripteur stéréochimique d'un centre stéréogène. Nommer et exploiter les règles de Cahn, Ingold et Prelog, dans des cas où la détermination est simple. Déterminer la relation d'isomérisation entre deux stéréoisomères. Comparer les propriétés physico-chimiques de deux énantiomères et de deux diastéréoisomères. Exploiter la loi de Biot, celle-ci étant fournie.
Hydrocarbures Alcanes, alcènes, alcynes : relation structure / propriétés physico-chimiques.	Relier la longueur de la chaîne, des ramifications et des insaturations aux températures de changement d'état. Citer et définir les termes hydrophobe et hydrophile. Nommer et exploiter les propriétés des hydrocarbures en tant que solvants.
Composés oxygénés Alcools, cétones, aldéhydes, acides carboxyliques, esters : éléments de	Définir et indiquer les classes des alcools. Expliquer la solubilité des espèces des différentes

nomenclature. Relation structure / propriétés physico-chimiques.	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.
Cas particulier des esters.	Connaître les méthodes d'obtention des esters à partir d'un acide carboxylique. Donner le bilan de l'hydrolyse en milieu acide et en milieu basique. Citer de la saponification des triglycérides comme étant une source de savon. Connaître quelques noms usuels : acide formique, acide acétique, formaldéhyde, acétone, glycérol, acétaldéhyde.
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. Mettre en œuvre des tests caractéristiques de composés oxygénés. Mettre en œuvre une synthèse d'un composé oxygéné et le caractériser.
Entités chimiques intervenant dans la chimie du vivant	
Acides gras, lipides : structure, propriétés physico-chimiques. Triglycérides.	Décrire la structure des lipides simples (esters de glycérols ou d'alcools gras). 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.
Amphiphilie : espèces chimiques amphiphiles, micelles. Émulsions.	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). 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. Expérience possible : Fabrication d'un Savon, Fabrication d'une émulsion (crème)

Acides aminés : structure et propriétés physico-chimiques. Solubilité dans l'eau et propriétés acide-base dans l'eau. Forme zwitterionique.	Donner 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. Identifier l'état de protonation d'un acide α -aminé, à un pH donné. Décrire la structure de la liaison peptidique et identifier la famille des amides.
Structure covalente des peptides et des protéines. Liaison peptidique. Structure et conformation des protéines, propriétés physiques et chimiques, classification.	Décrire les différents niveaux de structure tridimensionnelle des protéines (de la structure primaire à la structure quaternaire). Nommer des sources de dénaturation des protéines.
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) ; dans le cas d'une solution aqueuse diluée. Décrire le mode de fonctionnement du conductimètre et d'une cellule de conductimétrie. Concevoir, réaliser et exploiter un dosage par étalonnage mettant en œuvre une mesure de conductance.
Ondes électromagnétiques et spectroscopie. Domaines des ondes électromagnétiques. Relation entre longueur d'onde, célérité de la lumière et fréquence. 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.	Exploiter une échelle de fréquences ou de longueurs d'onde pour identifier un domaine spectral. Donner 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, celle-ci étant fournie. 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). Citer et exploiter la loi de Beer-Lambert. Donner ses limites. Indiquer les facteurs desquels le coefficient d'absorption molaire d'une espèce en solution

	dépend (solvant, température, longueur d'onde). Réaliser le spectre d'absorption UV-visible d'une espèce chimique. 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. Expliquer le fonctionnement de la révélation d'une CCM sous UV. Définir 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. Identifier les composants d'un mélange homogène à l'aide d'une CCM. Proposer et mettre en œuvre un protocole d'identification par CCM d'une espèce chimique. Mettre en œuvre une analyse qualitative en chromatographie, notamment pour caractériser un produit synthétisé.

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, état final.	Identifier le réactif limitant à partir des quantités de matière des réactifs et de l'équation de
Avancement final, avancement maximal.	

Taux d'avancement. Réactif limitant. Transformations totale et non totale, notion d'équilibre thermodynamique. Mélanges stœchiométriques.	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.
Caractéristiques d'une transformation chimique : conservation de la masse et des éléments ; conversion d'énergie.	Donner les caractéristiques des réactions chimiques. Nommer différentes formes d'énergie en jeu lors d'une transformation chimique.
Énergie interne d'un système thermodynamique. Aspects microscopiques. Notion de grandeur d'état.	Définir l'énergie interne d'un système thermodynamique. 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. Décrire 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. Exprimer 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. Donner 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. Déterminer expérimentalement la capacité thermique d'un calorimètre.
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. Calculer l'enthalpie standard d'une réaction à l'aide de données thermodynamiques et interpréter qualitativement son signe en termes de transformation exothermique ou endothermique. Exprimer le transfert thermique associé une transformation chimique en réacteur monobare isotherme en fonction de l'avancement. Déterminer expérimentalement l'enthalpie standard d'une réaction.
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. Donner 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 (Q).	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. Exprimer l'enthalpie libre standard d'une réaction donnée en fonction de son enthalpie standard de réaction et de son entropie standard de réaction. Exprimer 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 condensées idéales : - $a = 1$ pour une phase solide ou une phase liquide (solvant) - $a = C/C^\circ$ pour une espèce en solution diluées
Équilibre d'un système siège d'une transformation chimique	
Système en équilibre chimique : modèle de l'équilibre dynamique.	Décrire 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. Interpréter la constante d'équilibre comme une mesure du rapport de vitesses entre les deux réactions opposées.
Constante thermodynamique d'équilibre K°. Loi d'action des masses. Relation entre K° et l'enthalpie libre molaire standard de réaction.	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. Donner la relation entre l'enthalpie libre standard de réaction et la constante thermodynamique d'équilibre. Déterminer la valeur de la constante thermodynamique d'équilibre à une température quelconque.
Relation entre enthalpie libre de réaction, quotient de réaction et constante thermodynamique d'équilibre.	Interpréter la valeur de la constante thermodynamique d'équilibre en termes de réaction thermodynamiquement favorable ou défavorable. Exprimer 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.
Perturbation d'un système à l'équilibre chimique.	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.
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), notamment dans le cadre d'un procédé industriel.
--	---

2.4 Module C : Aspect cinétique des transformations chimique

Notions et contenus	Capacités exigibles
Évolution temporelle d'un système siège d'une transformation chimique	
Transformations lentes et rapides. 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, représenter graphiquement l'évolution des concentrations et justifier l'allure de la courbe. Définir les vitesses volumiques de disparition d'un réactif et de formation d'un produit. Définir la vitesse volumique de réaction. 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 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.
Loi de vitesse. Réactions sans ordre, réactions avec ordre simple (0,1,2). Ordre partiel, ordre global. Dégénérescence d'ordre, ordre apparent.	Exprimer 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. 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. Établir une loi de vitesse, déterminer des ordres partiels et la constante de vitesse à partir du suivi temporel d'une grandeur physique ou chimique.
Facteurs cinétiques Concentration, température, pression, état de surface	Reconnaître, dans un protocole, des opérations visant à augmenter ou à diminuer une vitesse de

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	réaction. Reconnaitre des facteurs cinétiques à partir de données expérimentales. Interpréter qualitativement les diagrammes concentration-temps ; les diagrammes vitesse de réaction-temps, les diagrammes de distribution d'énergie de Maxwell-Boltzmann Interpréter l'influence des concentrations, de l'état de surface d'un solide, 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.
Catalyse, catalyseur. Catalyse homogène, catalyse hétérogène, catalyse enzymatique.	Savoir qu'un catalyseur augmente la vitesse d'une transformation, sans en changer l'état d'équilibre. 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. Mettre en évidence des facteurs cinétiques et l'effet d'un catalyseur.
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, 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.
Profil réactionnel, effet d'une modification de la température ou de l'ajout d'un catalyseur.	Exploiter 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), avec et sans catalyseur.

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	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

carbonique.	aqueuse par l'ion oxonium $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$.
Autoprotolyse de l'eau. Produit ionique de l'eau K_e et pK_e . Espèce amphotère.	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.	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. 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.
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.	Associer la constante K_a à l'équation de réaction correspondante et en donner une expression. Estimer la valeur de la constante d'acidité d'un couple acide-base à l'aide d'une mesure de pH. 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. 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.
Solutions courantes d'acides et de bases.	Citer des solutions aqueuses d'acides et de bases courantes et les formules des espèces dissoutes associées : acide chlorhydrique, acide nitrique, acide sulfurique, acide phosphorique, acide éthanoïque, soude, ammoniac.
Diagrammes de prédominance et de distribution d'un couple acide-base ; espèce prédominante Cas des acides α -aminés.	Représenter le diagramme de prédominance d'un couple acide-base. Exploiter un diagramme de prédominance ou de distribution fourni.
Titration acide-base avec suivi colorimétrique. Définition et repérage de l'équivalence.	Décrire 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. Mettre en œuvre un titrage acide-base suivi par utilisation d'un indicateur coloré.
Titrage acide-base suivi 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. Mettre en œuvre le suivi pH-métrique d'un titrage ayant pour support une réaction acide-base. 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 initial, à l'équivalence et final). Mettre en œuvre différentes méthodes de détermination du volume à l'équivalence : tangentes, dérivée première (extremum), dérivée seconde (passage par 0). Évaluer la composition du système à des points caractéristiques du titrage et calculer le pH (pH initial, demi-équivalence, équivalence), les formules étant fournies.
Solution tampon, domaine d'Henderson	Citer les propriétés d'une solution tampon.

Titrage acide-base suivi par conductimétrie	Préparer une solution tampon. Nommer quelques solutions tampons usuelles (tampon acétique, tampon ammoniacal, tampon phosphate) 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. Mettre en œuvre le suivi conductimétrique d'un titrage.
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 .	Développer une équation de réaction modélisant un équilibre de précipitation et exprimer la constante thermodynamique associée.
Solubilité et condition de précipitation.	Exploiter des tables de données thermodynamiques afin de déterminer la solubilité d'une espèce chimique (solide, liquide ou gazeuse) ou formuler une hypothèse sur 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. Relier la solubilité et le produit de solubilité dans le cas de sels simples (stœchiométrie 1 : 1)
Facteurs influençant la solubilité.	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. Mettre en œuvre un titrage ayant pour support une réaction de précipitation.
Transformations redox et applications	
Transformation modélisée par une réaction d'oxydo-réduction : oxydant, réducteur, couple oxydant-réducteur, demi-équation électronique.	À partir de données expérimentales, identifier le transfert d'électrons entre deux réactifs et le modéliser par des demi-équations électroniques. Établir la demi-équation électronique d'un couple fourni, dans le sens de la réduction ou le sens de l'oxydation. Établir une équation de la réaction (incluant les contre-ions le cas échéant, en milieu acide ou basique) entre un oxydant et un réducteur, les couples oxydant-réducteur étant donnés.

Nombre d'oxydation Réaction d'oxydo-réduction support du titrage ; changement de réactif limitant au cours du titrage. Oxydants et réducteurs usuels.	Mettre en œuvre des transformations modélisées par des réactions d'oxydo-réduction. 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. Réaliser un titrage mettant en jeu une réaction redox (suivi colorimétrique). 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. Potentiel d'électrode, potentiel standard, formule de Nernst, électrodes de référence. Dismutation et médiamutation.	Justifier l'intérêt 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 et savoir qu'elle joue le rôle de référence pour la mesure du potentiel standard d'un couple oxydant-réducteur. Exprimer le potentiel d'une électrode à l'aide de la relation de Nernst. Exprimer, le cas échéant, la dépendance d'un potentiel d'électrode au pH, le couple oxydant-réducteur étant fourni. Décrire le fonctionnement d'une pile à partir d'une mesure de tension à vide ou à partir des potentiels d'électrode. Exprimer la tension mesurée aux bornes d'une pile (force électromotrice) en fonctions des potentiels d'électrode.
Usure d'une pile, capacité électrique d'une pile.	Déterminer la capacité électrique d'une pile à partir de sa constitution initiale et faire le lien avec la durée d'utilisation. 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.
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, dans des cas présentant des surtensions ou non. Rendement faradique.	Modéliser et schématiser, à partir de résultats expérimentaux, les transferts d'électrons aux électrodes par des réactions électrochimiques. Identifier cathode et anode. Expliquer le principe de fonctionnement d'un électrolyseur. Déterminer la quantité d'électricité (Q) circulant en fonction de l'intensité moyenne du courant et de la durée d'une électrolyse. Relier la quantité d'électricité à la quantité de matière d'électrons échangés ($Q = nF$). 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. 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 Citer des intérêts industriels de l'électrolyse : production d'aluminium, raffinage du cuivre, production hydrogène, galvanisation, chromage, nickelage. Comparer les caractéristiques et d'une pile et d'un électrolyseur.
Stockage et conversion d'énergie chimique.	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. 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.	Proposer 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. Utiliser des tests de reconnaissance liés à ces propriétés redox (par exemple Fehling, Tollens)
Propriétés acide-base des composés organiques.	Donner 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.
Influences des effets électroniques inductif et mésomère	Identifier les effets électroniques (inductif, mésomère, donneur, accepteur) d'un substituant. 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, en s'appuyant notamment sur les effets électroniques ou la polarisation des liaisons.
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 sur les exemples de l'estérification et de la saponification.
Substitution nucléophile aliphatique : mécanismes limites SN2 et SN1 ; Loi de vitesse. Stéréosélectivité et stéréospécificité.	Représenter les mécanismes limites SN2 et SN1 Justifier le choix d'un mécanisme limite SN2 ou SN1 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.
Polymérisation par addition radicalaire (AR) : amorceur radicalaire, monomère, polymère, motif de répétition.	Écrire la structure de différents polymères (PE, PP, PVC, PS) à partir de monomères donnés et représenter la formule de Lewis de leur motif de répétition. Écrire le mécanisme réactionnel de la polymérisation par addition radicalaire. Définir les termes monomère, polymère, amorceur radicalaire, radical, initiation, propagation, réactions de terminaison. Réaliser une expérience de synthèse d'un matériau polymère. Rechercher des informations sur des matériaux plastiques modernes et discuter de manière critique leur importance pour la société, l'économie, l'environnement et le développement durable.
Addition électrophile d'un acide hypohalogéneux HX, H ₂ O en milieu acide, et d'un dihalogène X ₂ sur un alcène : mécanisme et régiosélectivité Markovnikov.	Représenter les mécanismes d'addition électrophile de HX, H₂O, et Br₂ sur un alcène. Comparer le mécanisme de la substitution radicalaire vu en seconde avec celui de l'addition électrophile en ce qui concerne les étapes du mécanisme, le bilan énergétique et les conditions de réaction. Prévoir ou analyser la régiosélectivité d'une addition électrophile.
Substitution électrophiles aromatique S _E Ar. Le benzène, un composé aromatique. Monosubstitution : exemple des réactions d'halogénéation.	Représenter les deux formules mésomères du benzène et justifier qualitativement sa stabilité. Représenter le mécanisme S_EAr.
Stratégie de synthèse Les notions développées dans la partie « stratégie de synthèses » peuvent être abordées au fur et à mesure que les divers concepts de chimie organique développés dans les autres blocs sont travaillés en classe.	
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) ou d'analyse. Distinguer le rôle d'un lavage ou d'une extraction

Rendement d'une synthèse.	dans un protocole de 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) Mettre en œuvre un montage à reflux pour synthétiser une espèce chimique organique. Isoler, purifier et analyser un produit formé.
Optimisation d'une étape de synthèse Optimisation de la vitesse de formation d'un produit et du rendement d'une synthèse (industrielle ou en laboratoire).	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. Mettre en œuvre un protocole de synthèse pour étudier l'influence de la modification des conditions expérimentales sur le rendement ou la vitesse.
Stratégie de synthèse multi-étapes Modification de groupe caractéristique, modification de chaîne carbonée. Protection / déprotection. Synthèses écoresponsables.	Développer ou expliquer une séquence réactionnelle de synthèse d'une espèce à partir de connaissances ou d'exemples de réactions fournis. Identifier des étapes de protection / déprotection et justifier leur intérêt. Il n'est pas attendu de connaître de groupes protecteurs, mais de savoir utiliser des données. Mettre en œuvre un protocole de synthèse conduisant à la modification d'un groupe caractéristique ou d'une chaîne carbonée. 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.

3. Verbes consignes

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

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

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