

2026

Lehrplan / Programme

DFG / LFA

Chemie / Chimie

Gemeinsames Fach - Wahlfach /
Enseignement commun - Option

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	4
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
2.1.3	Module B – Aspect énergétique des transformations – Thermodynamique	9
2.2	Classes de première et terminale	10
2.2.1	Module transversal : mesures et incertitudes.....	10
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.....	16
2.2.4	Module C : Aspect cinétique des transformations chimique.....	18
2.2.5	Module D : Équilibres en solution aqueuse.....	19
2.2.6	Module E : Transformations en chimie organique	23
3	Verbes consignes.....	26

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 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 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

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.	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.
Écriture du résultat d'une mesure.	Donner, 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.

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, de dioxyde de carbone.
Composition massique d'un mélange. Composition volumique d'un mélange. Cas de l'air.	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. Déterminer la composition d'un échantillon à partir de données expérimentales. Mesurer des volumes et des masses pour estimer

	la composition de mélanges.
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. Identifier les composants d'un mélange homogène à l'aide d'une CCM.
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. 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.
Le noyau de l'atome, siège de sa masse et de son identité. Numéro atomique, nombre de masse, écriture conventionnelle. 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.
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.
Compter les entités dans un échantillon de matière. Nombre d'entités dans un échantillon. Définition de la mole. Constante d'Avogadro. Masse molaire d'un élément. Quantité de matière dans un échantillon. Concentration en quantité de matière.	Déterminer la masse molaire d'une entité à 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.	Calculer la concentration en masse ou en

Les solutions aqueuses, un exemple de mélange.	quantité de matière d'une solution à partir de son titre massique et de sa densité. Réaliser une solution de concentration donnée en soluté apporté à partir d'une solution de titre massique et de densité fournis.
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. Justifier la disposition des éléments dans le tableau périodique des éléments Citer et justifier les propriétés des corps simples de groupes principaux et expliquer les variations de propriétés dans une période et dans une colonne donnée Déduire les propriétés métalliques ou d'un non-métalliques d'un corps simple de la structure de l'atome ou de la position dans le tableau périodique
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. Limiter aux molécules pouvant être dessinées sans charge formelle.
Structure et réactivité des molécules organiques	
Représentation des entités organiques. Formules brutes, semi-développées, développées. Squelettes carbonés saturés, groupes caractéristiques (niveau microscopique) et familles fonctionnelles (niveau macroscopique). Alcanes, alcènes, alcynes : éléments de nomenclature.	Passer d'un mode de représentation à un autre. Identifier et nommer les groupes caractéristiques associés aux familles fonctionnelles suivantes : alcool, acide carboxylique, aldéhyde et cétone, halogénoalcane. Nommer et représenter les hydrocarbures à chaînes courtes (chaîne contenant moins de 10 atomes de carbone).
Lien entre le nom d'une espèce et sa structure.	Citer les noms usuels éthylène (pour éthène) et acétylène (pour éthyne).
Isomérisie (isomérisie de chaîne, isomérisie de position, isomérisie cis/trans)	Identifier des isomères d'alcanes et d'alcènes, et nommer la relation d'isomérisie présente. Nommer des molécules simples possédant un seul groupe caractéristique (alcool, acide carboxylique, aldéhyde et cétone, halogénoalcane) et représenter des molécules simples à partir de leur nom.
Un exemple de transformation : la bromation des	Citer la réaction d'halogénéation

alcanes.	comme une substitution radicalaire. Écrire le mécanisme d'une substitution radicalaire, la réaction modélisant la transformation étant donnée et identifier les différentes étapes (amorçage, propagation, terminaison). Définir les notions de radical et de substitution et les reconnaître dans un mécanisme.
Matériaux polymères	
Polymère, macromolécule, monomère et motif de répétition.	Identifier les groupes fonctionnels présents dans une macromolécule (PP, PS, PVC, PE). Définir les notions de monomère, de macromolécule et de polymère. Exploiter la notation abrégée d'un polymère (avec des parenthèses et l'indice n) pour représenter schématiquement une macromolécule, et réciproquement. Identifier le motif de répétition dans une macromolécule dont la structure est donnée (aucune connaissance de synthèse n'est exigible). Discuter des problématiques environnementales liées à la fabrication et à l'utilisation de matériaux polymères.

2.1.3 Module B – Aspect énergétique des transformations – Thermodynamique

Notions et contenus	Capacités exigibles
Description de la composition d'un système siège d'une transformation chimique	
Modèle du gaz parfait. Masse volumique, température thermodynamique, pression. Équation d'état du gaz parfait Volume molaire d'un gaz.	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 Définir et exploiter le volume molaire d'un gaz.
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.	Citer les phase liquide et solide comme des phases condensées et en déduire les caractéristiques liées à la masse volumique et au volume massique (aucune connaissance sur les coefficients de dilatation ou de α) Modéliser, à partir de données expérimentales, une transformation chimique par une réaction. 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.
Titration 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, l'équation de la réaction support du titrage étant fournie. 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. Mettre en œuvre un titrage avec suivi colorimétrique.
--	--

2.2 Classes de première et 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 (2.2.6), qui n'est pas mentionné, doit être abordé en terminale.

- Module A (2.2.2) : Lien structure de la matière et propriétés physico-chimiques à l'exception de: Méthodes analytiques
- Module B (2.2.3) : Aspect énergétique des transformations – Thermodynamique
- Module C (2.2.4) : Aspect cinétique des transformations chimique
- Module D (2.2.5) : Équilibres en solution aqueuse à l'exception de : Titrage acide–base avec suivi colorimétrique ; titrage acide-base suivi par pH-métrie; titrage acide-base suivi par conductimétrie ; réaction d'oxydo-réduction support du titrage ; piles ; corrosion électrochimique ; lutte contre la corrosion ; électrolyse ; accumulateurs.

Le module transversal (2.2.1) 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.

2.2.1 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 bibliographiques 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.

2.2.2 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	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
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.	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.
Formation des ions	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 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 .
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 AXpEq, avec $p+q = 3$ ou 4 , ne présentant pas de situation de mésomérie.
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.	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. Citer les paramètres influençant l'influence des interactions de van der Waals. Reconnaître une situation dans laquelle une liaison hydrogène est créée. 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 Mettre en évidence expérimentalement l'existence des interactions intermoléculaires et l'influence de quelques facteurs sur leur intensité.
Grandeurs caractéristiques et propriétés de solvants moléculaires : caractère polaire ou apolaire.	Associer une propriété d'un solvant moléculaire à une ou des grandeurs caractéristiques. Interpréter la miscibilité totale, partielle ou nulle de deux solvants.
Mise en solution d'une espèce chimique moléculaire ou ionique.	Interpréter la solubilité d'une espèce chimique moléculaire et d'une espèce ionique.
Structure et réactivité des molécules organiques	
Représentation des molécules organiques. Formules brutes, semi-développées, développées, topologiques.	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.
Squelettes carbonés saturés, groupes	

caractéristiques (niveau microscopique) et familles fonctionnelles (niveau macroscopique).	Identifier les familles des esters, acides aminés et des amides.
Lien entre nom et structure d'une molécule organique.	Nommer des molécules simples possédant un seul groupe caractéristique (à l'exception des amines) et représenter des molécules simples à partir de leur nom.
Isomérisation : isomérisation de chaîne, isomérisation de position, isomérisation fonctionnelle.	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).
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. Citer et utiliser les propriétés des hydrocarbures en tant que solvants.
Composés oxygénés Alcools, cétones, aldéhydes, 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.
Cas particulier des esters.	Connaitre 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. Connaitre 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)
Méthodes analytiques	
Ondes électromagnétiques et spectroscopie.	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.).
Spectroscopie UV-Visible. Utilisation à des fins quantitatives (en chimie analytique)	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).
Absorbance, spectre d'absorption, couleur d'une espèce en solution. Loi de Beer-Lambert. Coefficient d'absorption molaire.	Citer et exploiter la loi de Beer-Lambert. Donner ses limites. La loi de Beer-Lambert doit être fournie. 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. Expliquer le fonctionnement de la révélation d'une CCM sous UV. Définir le terme chromophore.

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.
--	---

2.2.3 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. 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.
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.	Définir l'énergie interne d'un système thermodynamique.
Premier principe de la thermodynamique. Principe de conservation de l'énergie. 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. Exprimer le premier principe de la thermodynamique entre deux états d'équilibre thermodynamique.
Fonction d'état enthalpie.	Définir l'enthalpie d'un système

Capacité thermique à pression constante d'un gaz parfait et d'une phase condensée. Transformation endothermique ou exothermique.	thermodynamique. 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.	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. Déterminer expérimentalement l'enthalpie standard d'une réaction.
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. 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.	Exprimer 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. 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.
Lien entre sens de réaction et comparaison entre Q et K°	Comparer le quotient de réaction d'un système et la constante d'équilibre pour interpréter son sens d'évolution.
Perturbation d'un système à l'équilibre chimique.	Comparer le quotient de réaction d'un système perturbé et la constante 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 (principe de Le Chatelier)	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.
---	---

2.2.4 Module C : Aspect cinétique des transformations chimiques

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.	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.
Vitesse volumique de réaction pour une transformation modélisée par une réaction chimique unique.	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.
Temps de demi-réaction d'une transformation totale ou non.	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.
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.	Reconnaître des facteurs cinétiques à partir de données expérimentales.
Notions de théorie des collisions	Interpréter qualitativement les diagrammes concentration-temps ; les diagrammes vitesse de réaction-temps. On s'appuiera qualitativement sur la théorie des collisions, sans exiger de connaissances.

	Représenter qualitativement le profil réactionnel d'un acte élémentaire (la coordonnée réactionnelle n'est pas au programme), avec et sans catalyseur.
Profil réactionnel, effet d'une modification de la température ou de l'ajout d'un catalyseur	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.

2.2.5 Module D : Équilibres en solution aqueuse

Notions et contenus	Capacités exigibles
Modéliser des transformations 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. 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.	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	Associer la constante K_a à l'équation de réaction

acide-base, notion d'acide faible et de base faible dans l'eau.	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.
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 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. 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.
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. Mettre en œuvre un titrage acide-base suivi par utilisation d'un indicateur coloré.
Titration 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 On n'étudiera ni les mélanges, ni les polyacides ou les polybases. Exploiter une courbe de titrage (fournie ou établie) pour déterminer une quantité de matière, une concentration ou une masse, par détermination graphique de l'équivalence. Exploiter des courbes réelles ou simulées pour justifier le choix d'un indicateur coloré. Mettre en œuvre le suivi pH-métrie d'un

Titrage acide-base suivi par conductimétrie	titrage ayant pour support une réaction acide-base. Analyser les courbes de titrage (leur forme dans le cas de titrage acide fort / base forte, la valeur du pH initial et du pH final. Mettre en œuvre différentes méthodes de détermination du volume à l'équivalence : tangentes, dérivée première (extremum), dérivée seconde (passage par 0). 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.
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. 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.
Nombre d'oxydation	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.
Réaction d'oxydo-réduction support du titrage ; changement de réactif limitant au cours du titrage. Oxydants et réducteurs usuels.	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	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

Usure d'une pile, capacité électrique d'une pile.	oxydant-réducteur. Décrire le fonctionnement d'une pile à partir d'une mesure de tension à vide. Exprimer la tension mesurée aux bornes d'une pile (force électromotrice) en fonctions 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. 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.	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) et active contre la corrosion (protection cathodique contre la corrosion avec anode sacrificielle) à l'aide d'un exemple.
Électrolyse 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 et dans des situations ne présentant pas de surtensions, 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 (aucune connaissance n'est d'exigible) Comparer les caractéristiques d'une pile et d'un électrolyseur. 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. 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.

2.2.6 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. Utiliser des tests de reconnaissance liés à ces propriétés redox (par exemple Fehling, Tollens)
Propriétés acide-base des composés organiques. Influences des effets électroniques inductif.	Donner les ordres de grandeur des pK _a de quelques couples acide-base en chimie organique : acide carboxylique/carboxylate, alcool/alcoolate, ammonium/amine. Donner les représentations de Lewis associées. Identifier les effets inductifs (donneur, accepteur) d'un substituant. Comparer la valeur de pK _a de deux couples acide-base et expliquer à l'aide des effets inductifs 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. Utiliser le formalisme des flèches courbes pour rendre compte d'un acte élémentaire et le relier aux caractères nucléophile et électrophile des entités. Représenter les flèches courbes d'un acte élémentaire dans un mécanisme réactionnel

	fourni.
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. On pourra s'appuyer sur des exemples de mécanismes de transformations biologiques ou industrielles.
Addition électrophile d'un acide hypohalogéneux HX, et d'eau H ₂ O en milieu acide sur un alcène : mécanisme et régiosélectivité Markovnikov.	Représenter les mécanismes d'addition électrophile de HX, H ₂ O, 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.
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 dans
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) 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.
Synthèses écoresponsables	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	interprétieren, 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

