

Programme de Physique-Chimie de TB 1^{ère} année

Les objectifs généraux de la formation en deux années

La filière TB constitue la première étape d'une formation d'ingénieurs et de vétérinaires proposée aux bacheliers de la voie technologique, reposant sur la connaissance du monde du vivant, sur la compréhension des lois de la matière et sur l'interaction entre l'Homme et son environnement. Les domaines d'activités visés lors de l'insertion professionnelle à l'issue de la formation sont variés et les responsabilités touchent à des secteurs vitaux pour la société, tels que la santé animale, l'agriculture, l'agroalimentaire, l'eau, l'environnement, la prospection minière, l'aménagement du territoire.

La formation dispensée en classe préparatoire vise à donner à tous les élèves un socle de compétences et de capacités spécifiques et interdisciplinaires, tout en développant chez eux des attitudes telles que la curiosité, le sens critique ou la prise de décision. Les compétences acquises par les élèves doivent pouvoir être réinvesties tout au long de leur formation et de leur vie professionnelle.

L'enseignement de physique-chimie poursuit la construction de **compétences scientifiques**, cognitives et réflexives, déjà ébauchées au lycée. Les étudiants doivent maîtriser la démarche scientifique, être en mesure d'identifier un problème scientifique et de mobiliser les ressources pertinentes pour le résoudre, maîtriser la recherche d'informations et la conduite d'un raisonnement, analyser de manière critique la qualité d'une mesure et les limites d'une modélisation. Pendant cette formation, les étudiants doivent aussi acquérir des **compétences en autonomie et créativité** : autonomie de réflexion et de modélisation, prise d'initiative, recul critique sont propices au développement de l'esprit d'innovation. La formation en physique-chimie contribue aussi à l'acquisition de **compétences organisationnelles et sociales**, notamment lors du travail partagé au sein d'un groupe au cours des activités expérimentales ou documentaires. Et il participe à la consolidation des **compétences de communication**, écrite ou orale.

La formation en physique et chimie en première année

Le programme de physique-chimie de la classe de TB1 s'inscrit entre deux continuités : en amont avec les programmes du lycée, en aval avec les enseignements dispensés dans les grandes écoles, et plus généralement les poursuites d'études universitaires. Il est conçu pour amener progressivement tous les étudiants au niveau requis non seulement pour poursuivre avec succès un cursus de vétérinaire, d'ingénieur, de chercheur, d'enseignant, de scientifique, mais encore pour permettre de se former tout au long de la vie.

A travers l'enseignement de la physique et de la chimie, il s'agit de renforcer chez l'étudiant les compétences inhérentes à la pratique de la démarche scientifique et de ses grandes étapes : observer et mesurer, comprendre et modéliser, agir pour créer, pour produire, pour appliquer cette science aux réalisations humaines. Ces compétences ne sauraient être opérationnelles sans connaissances, ni savoir-faire ou capacités. C'est pourquoi ce programme définit un socle de connaissances et de capacités, conçu pour être accessible à tous les étudiants, en organisant de façon progressive leur introduction au cours de la

première année. L'acquisition de ce socle par les étudiants constitue un objectif prioritaire pour le professeur.

Parce que la physique et la chimie sont avant tout des sciences expérimentales, parce que l'expérience intervient dans chacune des étapes de la démarche scientifique, parce qu'une démarche scientifique rigoureuse développe l'observation, l'investigation, la créativité et l'analyse critique, l'expérience est mise au cœur de l'enseignement de la discipline, en cours et lors des séances de travaux pratiques. Les activités expérimentales répondent à la nécessité de se confronter au réel, nécessité que l'ingénieur, le chercheur, le scientifique auront inévitablement à prendre en compte dans l'exercice de leur activité, notamment dans le domaine de la mesure.

Pour acquérir sa validité, l'expérience nécessite le support d'un modèle. La notion même de modèle est centrale pour la discipline. Par conséquent modéliser est une compétence essentielle développée en TB1. Pour apprendre à l'étudiant à modéliser de façon autonome, il convient de lui faire découvrir les différentes facettes de la physique et de la chimie, qui toutes peuvent le guider dans la compréhension des phénomènes. Ainsi le professeur doit rechercher un point d'équilibre entre des approches complémentaires : conceptuelle et expérimentale, abstraite et concrète, théorique et appliquée, inductive et déductive, qualitative et quantitative.

La construction d'un modèle passe par l'utilisation nécessaire des mathématiques, symboles et méthodes, dont le fondateur de la physique expérimentale, Galilée, énonçait déjà qu'elles étaient le langage dans lequel est écrit le monde. Si les mathématiques sont un outil puissant de modélisation, que l'étudiant doit maîtriser, elles sont parfois plus contraignantes lorsqu'il s'agit d'en extraire une solution. L'évolution des techniques permet désormais d'utiliser aussi l'approche numérique afin de faire porter prioritairement l'attention des étudiants sur l'interprétation et la discussion des résultats plutôt que sur une technique d'obtention. Cette approche permet en outre une modélisation plus fine du monde réel, par exemple par la prise en compte d'effets non linéaires. C'est aussi l'occasion pour l'étudiant d'exploiter les compétences acquises en informatique. C'est enfin l'opportunité de mener avec le professeur de mathématiques d'éventuelles démarches collaboratives.

Les liens de la physique et de la chimie avec les sciences de la vie et de la Terre doivent aussi être soulignés : les exemples choisis par le professeur pour illustrer les enseignements de physique et de chimie doivent être préférentiellement en lien avec la biologie ou les sciences de la Terre. Là aussi c'est l'opportunité de mener d'éventuelles démarches collaboratives avec le professeur de sciences de la vie et de la Terre.

Enfin l'autonomie de l'étudiant et la prise d'initiative sont développées à travers la pratique d'activités du type « résolution de problèmes », qui visent à apprendre à mobiliser des savoirs et des savoir-faire pour répondre à un questionnement ou atteindre un but.

Le programme est organisé en trois parties :

1. dans la première partie sont décrites les compétences que la pratique de la « **démarche scientifique** » permet de développer à travers certaines de ces composantes : la démarche expérimentale, les approches documentaires et la résolution de problèmes. Ces compétences et les capacités associées seront exercées et mises en œuvre dans des situations variées tout au long de la première année en s'appuyant sur les autres parties du programme. Elles continueront à l'être en deuxième année. Leur acquisition doit donc faire l'objet d'un suivi dans la durée. Les compétences mentionnées dans cette partie tissent des liens transversaux entre les différentes rubriques du programme, contribuant ainsi à souligner l'idée d'une science constituée de domaines interdépendants.

2. dans la deuxième partie, intitulée « **formation expérimentale** », sont décrites les méthodes et les capacités expérimentales que les élèves doivent maîtriser à la fin de l'année scolaire. Leur mise en œuvre à travers les activités doit s'appuyer sur des problématiques concrètes contenant celles identifiées en gras dans la troisième partie. Elles doivent faire l'objet de la part du professeur d'une programmation visant à s'assurer de l'apprentissage progressif de l'ensemble des capacités attendues.
3. dans la troisième partie sont décrites les connaissances et capacités associées aux **contenus disciplinaires**. Elles sont organisées en deux colonnes : à la première colonne « notions et contenus » correspond une ou plusieurs « capacités exigibles » de la deuxième colonne. Celle-ci met ainsi en valeur les éléments clefs constituant le socle de connaissances et de capacités dont l'assimilation par tous les étudiants est requise. Elle est organisée sur deux semestres. L'évaluation vise à mesurer le degré de maîtrise du socle ainsi défini et le niveau d'autonomie et d'initiative des étudiants. Lors de la conception des évaluations, on veillera soigneusement à identifier les capacités mobilisées afin d'en élargir le plus possible le spectre. La progression dans les contenus disciplinaires est organisée en deux semestres. Pour faciliter la progressivité des acquisitions, au premier semestre les grandeurs physiques introduites sont essentiellement des grandeurs scalaires dépendant du temps et éventuellement d'une variable d'espace ; et on utilise les grandeurs physiques vectorielles au deuxième semestre. Certains items de cette troisième partie, **identifiés en caractères gras**, se prêtent particulièrement à une approche expérimentale. Ils doivent être abordés, au choix, à travers des expériences de cours exploitées de manière approfondie et collective, ou lors de séances de travaux pratiques où l'autonomie et l'initiative individuelle de l'étudiant sont davantage privilégiées. D'autres items sont signalés comme devant être abordés au moyen d'une approche documentaire.

Ce programme indique les objectifs de formation à atteindre pour tous les étudiants. Il ne représente en aucun cas une progression imposée pour chaque semestre. Comme le rappellent les programmes du lycée, la liberté pédagogique de l'enseignant est le pendant de la liberté scientifique du chercheur.

Dans le cadre de cette liberté pédagogique, le professeur, pédagogue et didacticien, organise son enseignement en respectant trois grands principes directeurs :

- il doit privilégier la mise en activité des étudiants en évitant le dogmatisme : l'acquisition des connaissances, des capacités et des compétences sera d'autant plus efficace que les étudiants seront acteurs de leur formation. Les supports pédagogiques utilisés doivent notamment aider à la réflexion, la participation et l'autonomie des élèves. La formation expérimentale, l'approche documentaire, la résolution de problèmes favorisent cette mise en activité.
- il doit savoir recourir à la mise en contexte des contenus scientifiques : le questionnement scientifique peut être introduit à partir de phénomènes naturels, de procédés ou d'objets technologiques. Lorsque le thème traité s'y prête, le professeur peut le mettre en perspective avec l'histoire des sciences et des techniques, des questions d'actualité ou des débats d'idées. L'enseignant peut ainsi avoir intérêt à mettre son enseignement « en culture » si cela rend sa démarche plus naturelle et motivante auprès des élèves.
- il contribue à la nécessaire mise en cohérence des enseignements scientifiques ; la progression en physique-chimie doit être articulée avec celles mise en œuvre dans les autres disciplines, mathématiques, informatique et sciences de la vie et de la Terre..

Démarche scientifique

1. Démarche expérimentale

La physique et la chimie sont des sciences à la fois théoriques et expérimentales. Ces deux composantes de la démarche scientifique s'enrichissent mutuellement, leur intrication est un élément essentiel de son enseignement.

Ce programme fait donc une large place à la méthodologie expérimentale, selon deux axes forts et complémentaires :

- Le premier a trait à la formation expérimentale à laquelle l'intégralité de la deuxième partie est consacrée. Compte tenu du volume horaire dédié aux travaux pratiques, ceux-ci doivent permettre l'acquisition de compétences spécifiques décrites dans cette partie, de capacités dans le domaine de la mesure et des incertitudes et de savoir-faire techniques. Cette composante importante de la formation de praticien, d'ingénieur ou de chercheur a vocation à être évaluée de manière appropriée dans l'esprit décrit dans cette partie.
- Le second concerne l'identification, tout au long du programme, dans la troisième partie (contenus disciplinaires), de problématiques se prêtant particulièrement à une approche expérimentale. Ces items, **identifiés en gras**, doivent être abordés, au choix, à travers des expériences de cours exploitées de manière approfondie et collective, ou lors de séances de travaux pratiques où l'autonomie et l'initiative individuelle de l'étudiant sont davantage privilégiées.

Les expériences de cours et les séances de travaux pratiques répondent à des objectifs complémentaires :

- Les expériences de cours doivent susciter un questionnement actif et collectif autour d'une expérience bien choisie permettant de faire évoluer la réflexion théorique et la modélisation, d'aboutir à des lois simplificatrices et unificatrices, de dégager des concepts transversaux entre différents domaines de la physique.
- Les séances de travaux pratiques doivent permettre, dans une approche contextualisée, suscitée par une problématique clairement identifiée, et chaque fois que cela est possible transversale, l'acquisition de savoir-faire techniques, de connaissances dans le domaine de la mesure et de l'évaluation de sa précision, d'autonomie dans la mise en œuvre de protocoles simples associés à la quantification des grandeurs physiques les plus souvent mesurées.

La liste de matériel jointe en annexe de ce programme précise le cadre technique dans lequel les étudiants doivent savoir évoluer en autonomie avec une information minimale. Son placement en annexe du programme, et non à l'intérieur de la partie dédiée à la formation expérimentale, est délibéré : il exclut l'organisation de séances de travaux pratiques dédiées à un appareil donné et centrées seulement sur l'acquisition des compétences techniques associées.

Compétences spécifiques mobilisées lors des activités expérimentales

Les activités expérimentales en CPGE mobilisent les compétences spécifiques qui figurent dans le tableau ci-dessous. Des capacités associées sont explicitées afin de préciser les contours de chaque compétence, elles ne constituent donc pas une liste exhaustive et peuvent parfois relever de plusieurs domaines de compétences.

Les compétences doivent être acquises à l'issue de la formation expérimentale en CPGE, le niveau d'exigence est naturellement à mettre en perspective avec celui des autres parties du programme de la filière concernée. Elles nécessitent d'être régulièrement mobilisées par les élèves et sont évaluées en s'appuyant, par exemple, sur l'utilisation de grilles d'évaluation.

L'ordre de présentation de celles-ci ne préjuge pas d'un ordre de mobilisation de ces compétences lors d'une séance ou d'une séquence. Certaines ne sont d'ailleurs pas propres à la seule méthodologie expérimentale, et s'inscrivent plus largement dans la démarche scientifique, voire toute activité de nature éducative et formatrice (communiquer, autonomie, travail en équipe, etc.).

Compétence	Exemples de capacités associées
S'approprier	<ul style="list-style-type: none"> - rechercher, extraire et organiser l'information en lien avec une situation expérimentale - énoncer une problématique d'approche expérimentale. - définir les objectifs correspondants.
Analyser	<ul style="list-style-type: none"> - formuler et échanger des hypothèses. - proposer une stratégie pour répondre à la problématique. - proposer un modèle associé. - choisir, concevoir ou justifier un protocole ou un dispositif expérimental. - évaluer l'ordre de grandeur d'un phénomène et de ses variations.
Réaliser	<ul style="list-style-type: none"> - mettre en œuvre un protocole. - utiliser (avec la notice) le matériel de manière adaptée. - mettre en œuvre des règles de sécurité adéquates. - effectuer des représentations graphiques à partir de données expérimentales.
Valider	<ul style="list-style-type: none"> - exploiter des observations, des mesures en identifiant les sources d'erreurs et en estimant les incertitudes. - confronter un modèle à des résultats expérimentaux. - confirmer ou infirmer une hypothèse, une information. - analyser les résultats de manière critique. - proposer des améliorations de la démarche ou du modèle.
Communiquer	<ul style="list-style-type: none"> - à l'écrit comme à l'oral : <ul style="list-style-type: none"> o présenter les étapes de son travail de manière synthétique, organisée, cohérente et compréhensible ; o utiliser un vocabulaire scientifique adapté ; o s'appuyer sur des schémas, des graphes adaptés. - faire preuve d'écoute, confronter son point de vue.
Être autonome, faire preuve d'initiative	<ul style="list-style-type: none"> - travailler seul ou en équipe. - solliciter une aide de manière pertinente. - s'impliquer, prendre des décisions, anticiper.

Concernant la compétence « **Communiquer** », l'aptitude à rédiger un compte-rendu écrit constitue un objectif de la formation. Dans ce cadre, doivent être développées les capacités à définir la problématique du questionnement, à décrire les méthodes, en particulier expérimentales, utilisées pour y répondre, à présenter les résultats obtenus et l'exploitation, graphique ou numérique, qui en a été faite, et à analyser les réponses apportées au questionnement initial et leur qualité. Les activités expérimentales sont aussi l'occasion de travailler l'expression orale lors d'un point de situation ou d'une synthèse finale par exemple. Le but est de préparer les étudiants de CPGE à la présentation des travaux et projets qu'ils auront à conduire et à exposer au cours de leur formation en école d'ingénieur et, plus généralement, dans le cadre de leur métier de chercheur ou d'ingénieur

La compétence « **Être autonome, faire preuve d'initiative** » est par nature transversale et participe à la définition du niveau de maîtrise des autres compétences. Le recours à des

activités s'appuyant sur les questions ouvertes est particulièrement adapté pour former les élèves à l'autonomie et l'initiative.

2. Résolution de problèmes

Dans l'acquisition de l'autonomie, la « résolution de problèmes » est une activité intermédiaire entre l'exercice cadré qui permet de s'exercer à de nouvelles méthodes, et la démarche par projet, pour laquelle le but à atteindre n'est pas explicite. Cette activité est adaptée tant à une évaluation écrite où l'étudiant progresse en complète autonomie qu'à une évaluation orale pouvant s'enrichir d'une interaction avec un examinateur qualifié.

Il s'agit pour l'étudiant de mobiliser ses connaissances, capacités et compétences afin d'aborder une situation dans laquelle il doit atteindre un but bien précis, mais pour laquelle le chemin à suivre n'est pas indiqué. Ce n'est donc pas un « problème ouvert » pour lequel on soumet une situation en demandant « Que se passe-t-il ? ». L'objectif à atteindre doit être clairement donné et le travail porte sur la démarche à suivre, l'obtention du résultat et son regard critique.

La résolution de problèmes permet de se confronter à des situations où plusieurs approches sont possibles, qu'il s'agisse de la méthode mise en œuvre ou du degré de précision recherché. Ces situations se prêtent bien à une résolution progressive pour laquelle un premier modèle permettra d'obtenir rapidement un résultat, qui sera ensuite discuté et amélioré. Cette résolution étagée doit permettre à tous les élèves d'aborder le problème selon leur rythme en s'appuyant sur les compétences qu'ils maîtrisent.

C'est sur la façon d'appréhender une question scientifique, sur le choix raisonné de la méthode de résolution et sur les moyens de vérification qu'est centrée la formation de l'élève lors de la démarche de résolution de problèmes. La résolution de problèmes mobilise les compétences qui figurent dans le tableau ci-dessous. Des capacités associées sont explicitées afin de préciser les contours de chaque compétence, elles ne constituent donc pas une liste exhaustive et peuvent parfois relever de plusieurs domaines de compétences.

Compétence	Exemples de capacités associées
S'approprier le problème	Faire un schéma modèle. Identifier les grandeurs pertinentes, leur attribuer un symbole. Évaluer quantitativement les grandeurs inconnues et non précisées. Relier le problème à une situation modèle connue (réaction chimique voisine ...).
Etablir une stratégie de résolution (analyser)	Décomposer le problème en des problèmes plus simples. Commencer par une version simplifiée. Expliciter la modélisation choisie (définition du système, ...). Déterminer et énoncer les lois qui seront utilisées, le type de réaction mise en œuvre, ...
Mettre en œuvre la stratégie (réaliser)	Mener la démarche jusqu'au bout afin de répondre explicitement à la question posée. Savoir mener efficacement les calculs analytiques et la traduction numérique. Utiliser l'analyse dimensionnelle.
Avoir un regard critique sur les résultats obtenus (valider).	S'assurer que l'on a répondu à la question posée. Vérifier la pertinence du résultat trouvé, notamment en comparant avec des estimations ou ordres de grandeurs connus. Comparer le résultat obtenu avec le résultat d'une autre approche (mesure expérimentale donnée ou déduite d'un

	document joint, simulation numérique, autre voie de synthèse...).
	Étudier des cas limites plus simples dont la solution est plus facilement vérifiable ou bien déjà connue.
Communiquer.	Présenter la solution, ou la rédiger, en en expliquant le raisonnement et les résultats.

3. Approches documentaires

Dans un monde où le volume d'informations disponibles rend en pratique difficile l'accès raisonné à la connaissance, il importe de continuer le travail commencé au collège et au lycée sur la recherche, l'extraction et l'organisation de l'information afin de permettre l'accès à la connaissance en toute autonomie avec la prise de conscience de l'existence d'un continuum de niveaux de compétence sur un domaine donné, de la méconnaissance (et donc la découverte) à la maîtrise totale.

Le programme de physique-chimie prévoit qu'un certain nombre de rubriques, identifiées dans la colonne « capacités exigibles » relèvent d'une « **approche documentaire** ». L'objectif est double ; il s'agit :

- dans la perspective d'une formation tout au long de la vie, d'habituer les étudiants à se cultiver différemment en utilisant des documents au support varié (texte, vidéo, photo...), démarche dans laquelle ils sont acteurs de leur formation ;
- d'acquérir des éléments de culture (grandes idées, étapes d'une démarche scientifique, raisonnements, ordres de grandeurs) dans les domaines de la physique et de la chimie du XX^{ème} et XXI^{ème} siècle et de leurs applications.

Ces approches documentaires sont aussi l'occasion d'apporter des éléments de compréhension de la construction du "savoir scientifique" : histoire des sciences, débats d'idées, avancée de la recherche sur des sujets contemporains, contribution des sciences à des questions sociétales ou au développement industriel... Elles doivent permettre de développer des compétences d'analyse et de synthèse. Elles reposent sur l'utilisation d'articles de revues scientifiques spécialisées ou de vulgarisation, de documents extraits de sites institutionnels ou reconnus par la communauté scientifique, d'ouvrages scientifiques de référence, ou encore sur une vidéo, une photo ou un document produit par le professeur. Elle sensibilise également les étudiants à la diversité des supports de l'information, et au crédit que l'on peut accorder à une information.

Quelle que soit la façon d'aborder ces approches documentaires, le rôle du professeur est de travailler à un niveau adapté à sa classe et d'assurer une synthèse de ce qu'il convient de retenir. Elles doivent être en cohérence avec le socle du programme. Elles peuvent être l'occasion d'acquérir de nouvelles connaissances ou d'approcher de nouveaux modèles mais il faut proscrire toute dérive en particulier calculatoire.

Formation expérimentale

Cette partie, spécifiquement dédiée à la pratique de la formation expérimentale lors des séances de travaux pratiques, vient compléter la liste des thèmes d'étude – en gras dans la partie « contenus disciplinaires » – à partir desquels la problématique d'une séance peut être définie.

D'une part, elle précise les connaissances et savoir-faire qui doivent être acquis dans le domaine de la **mesure** et de l'évaluation des **incertitudes**, dans la continuité de la nouvelle épreuve d'Évaluation des Compétences Expérimentales (ECE) de Terminale S, avec

cependant un niveau d'exigence plus élevé qui correspond à celui des deux premières années d'enseignement supérieur.

D'autre part, elle présente de façon détaillée l'ensemble des **capacités expérimentales** qui doivent être acquises et pratiquées en autonomie par les étudiants à l'issue de leur première année de CPGE.

1. Mesures et incertitudes

Pour pratiquer une démarche expérimentale autonome et raisonnée, les étudiants doivent posséder de solides connaissances et savoir-faire dans le domaine des mesures et des incertitudes : celles-ci interviennent aussi bien en amont au moment de l'analyse du protocole, du choix des instruments de mesure..., qu'en aval lors de la validation et de l'analyse critique des résultats obtenus.

Les étudiants doivent avoir conscience de la variabilité des résultats obtenus lors d'un processus de mesure, en connaître les origines, et comprendre et s'approprier ainsi les objectifs visés par l'évaluation des incertitudes. Les compétences acquises pourront être réinvesties dans le cadre des travaux d'initiative personnelle encadrés.

Les notions explicitées ci-dessous sur le thème « mesures et incertitudes » s'inscrivent dans la continuité de celles abordées dans les programmes du cycle terminal des filières scientifiques du lycée général et technologique. Les objectifs sont identiques, certains aspects sont approfondis : utilisation du vocabulaire de base de la métrologie, connaissance de la loi des incertitudes composées, ... ; une première approche sur la validation d'une loi physique est proposée. Les capacités identifiées sont abordées dès la première année et doivent être maîtrisées à l'issue des deux années de formation. Les activités expérimentales permettent de les introduire et de les acquérir de manière progressive et authentique. Elles doivent régulièrement faire l'objet d'un apprentissage intégré et d'une évaluation.

Notions et contenus	Capacités exigibles
Erreur ; composante aléatoire et composante systématique de l'erreur.	<p>Utiliser le vocabulaire de base de la métrologie : mesurage, valeur vraie, grandeur d'influence, erreur aléatoire, erreur systématique.</p> <p>Identifier les sources d'erreurs lors d'une mesure.</p>
<p>Notion d'incertitude, incertitude-type.</p> <p>Évaluation d'une incertitude-type.</p>	<p>Savoir que l'incertitude est un paramètre associé au résultat d'un mesurage, qui caractérise la dispersion des valeurs qui peuvent être raisonnablement attribuées à la grandeur mesurée.</p> <p>Procéder à l'évaluation de type A de l'incertitude-type (incertitude de répétabilité).</p> <p>Procéder à l'évaluation de type B de l'incertitude-type dans des cas simples (instruments gradués) ou à l'aide de données fournies par le constructeur.</p>
Incertitude-type composée.	Évaluer l'incertitude-type d'une mesure obtenue à l'issue de la mise en œuvre d'un protocole présentant plusieurs sources d'erreurs

Incertitude élargie.	<p>indépendantes dans les cas simples d'une expression de la valeur mesurée sous la forme d'une somme, d'une différence, d'un produit ou d'un quotient ou bien à l'aide d'une formule fournie ou d'un logiciel.</p> <p>Comparer les incertitudes associées à chaque source d'erreurs.</p> <p>Associer un niveau de confiance de 95 % à une incertitude élargie.</p>
Présentation d'un résultat expérimental.	<p>Exprimer le résultat d'une mesure par une valeur et une incertitude associée à un niveau de confiance.</p> <p>Présenter une valeur à l'aide de la notation scientifique adaptée à la précision des mesures et/ou des données.</p>
Vérification d'une loi physique ou validation d'un modèle ; ajustement de données expérimentales à l'aide d'une fonction de référence modélisant le phénomène.	<p>Utiliser un logiciel de régression linéaire.</p> <p>Expliquer en quoi le coefficient de corrélation n'est pas un outil adapté pour juger de la validité d'un modèle linéaire.</p> <p>Juger qualitativement si des données expérimentales avec incertitudes sont en accord avec un modèle linéaire.</p> <p>Extraire à l'aide d'un logiciel les incertitudes sur la pente et sur l'ordonnée à l'origine dans le cas de données en accord avec un modèle linéaire.</p>

2. Méthodes expérimentales

Cette partie présente l'ensemble des méthodes expérimentales que les étudiants doivent acquérir durant les deux années de formation pendant les séances de travaux pratiques. Les capacités sont acquises plus particulièrement en liaison avec un thème du programme, ce qui ne constitue pas une incitation à limiter une activité expérimentale à un seul thème.

Le choix des activités peut être réalisé en fonction de la progression de l'enseignement des concepts tout en maintenant un équilibre entre les deux années de préparation. Ces activités sont l'occasion pour l'étudiant de développer le sens de l'initiative, le respect des règles de sécurité pour l'homme et pour l'environnement. Il doit connaître le principe des techniques indiquées et en réaliser la mise en œuvre expérimentale. Des notices simplifiées de fonctionnement et de réglage des appareils utilisés doivent lui être fournies.

Nature et méthodes	Capacités exigibles
<p>Règles de sécurité</p> <p>Techniques :</p> <ul style="list-style-type: none"> - chauffage à reflux, - addition d'un réactif au cours d'une 	<p>Interpréter la fiche de sécurité et l'étiquetage d'un produit.</p> <p>Respecter les règles élémentaires de sécurité dans le cadre d'un travail en laboratoire.</p> <p>Installer et utiliser un montage de chauffage à reflux.</p>

<p>réaction, - réaction en conditions anhydres, - traitement d'un brut réactionnel, - séparation et purification,</p> <p>Analyse et suivi : - chromatographie sur couche mince, - dosage de prélèvements, - température de fusion, - indice de réfraction, - pouvoir rotatoire, - rendement.</p>	<p>Utiliser une ampoule de coulée. Conduire une réaction en milieu anhydre. Réaliser les opérations suivantes : filtration sous vide, extraction liquide-liquide, lavage, séchage d'une phase organique, élimination d'un solvant à l'aide d'un évaporateur rotatif, essorage et séchage d'un solide. Mettre en œuvre les techniques suivantes : relargage, distillation fractionnée sous pression atmosphérique, hydrodistillation, recristallisation.</p> <p>Réaliser une chromatographie sur couche mince. Réaliser un prélèvement et effectuer un dosage Utiliser un banc Köfler, un réfractomètre, un polarimètre. Définir et calculer le rendement d'une réaction. Mesurer une masse, un volume.</p>
--	---

Contenus disciplinaires

Les thèmes traités en première année

L'enseignement de physique-chimie est organisé en **thèmes**, poursuivant des objectifs de formation précisés en notions et capacités attendues. Dans les thèmes, les illustrations et les exemples ont avantage à s'appuyer sur la vie quotidienne, la recherche ou l'histoire des sciences, en balayant les domaines du vivant, de l'environnement ou de l'industrie. La première année est rythmée par cinq thèmes, répartis entre les deux semestres. Chaque thème poursuit des objectifs de formation spécifique et de transférabilité des compétences acquises. **Les activités documentaires et expérimentales sont précisées au regard des notions et capacités exigibles**, mais leur mise en œuvre est laissée à l'**appréciation pédagogique** du professeur, qui détermine notamment le choix des études de cas

Chaque thème comporte une brève introduction, qui fixe le cadre et les limites d'étude, suivie d'un tableau qui détaille les connaissances et capacités associées. Les notions abordées, qui doivent être connues des étudiants, figurent dans la colonne de gauche. La colonne de droite précise et encadre les capacités exigibles relatives à chaque notion.

En outre l'étudiant doit maîtriser les capacités transversales suivantes :

Notions	Capacités exigibles
Analyse dimensionnelle.	Vérifier l'homogénéité d'une expression littérale à partir d'une analyse dimensionnelle des termes présents. Définir un ordre de grandeur (durée, longueur) par analyse dimensionnelle d'une équation modélisant un phénomène.
Ordres de grandeur, puissances de 10, nombre de décimales.	Présenter une valeur à l'aide de la notation scientifique adaptée à la précision des

	données et/ou des mesures.
Résolution numérique d'équations et l'intégration numérique d'équations différentielles.	Utiliser un logiciel de calcul. Donner l'intérêt et les limites d'une résolution numérique d'une équation.

Premier semestre

I. Structure de la matière

La matière, sous différents états, est constituée d'atomes et de molécules en interaction. Au niveau microscopique, sa structure spatiale joue un rôle déterminant sur ses propriétés dans le monde du vivant et en synthèse organique.

L'enseignement de la structure de la matière illustre, sans prétendre à l'exhaustivité, l'organisation de la matière de l'échelle atomique à l'échelle supramoléculaire. Il explicite, de façon succincte et sans aucun débordement théorique, des concepts sur la structure des atomes, dont la finalité est de pouvoir lire et utiliser la classification périodique. La structure des molécules est envisagée sous le seul formalisme de Lewis, et leur géométrie est étudiée dans le cadre du modèle de Gillespie. L'exposé sur les interactions intermoléculaires est étroitement ancré aux applications en milieu biologique et en synthèse. Les états de la matière et les changements d'état font l'objet d'une étude ancrée à l'observation des phénomènes naturels. Les notions de stéréochimie s'inscrivent dans la continuité des notions introduites en classe de première. Elles visent à instruire sur les liens essentiels entre structure spatiale et réactivité. L'importance de la structure tridimensionnelle des molécules est illustrée par des exemples tirés du monde du vivant.

Notions et contenus	Capacités exigibles
1. La structure de l'atome	
Quantification de l'énergie dans l'atome. Principe d'émission d'une lampe spectrale.	Relier les niveaux d'énergie de l'atome aux nombres quantiques.
Configuration électronique d'un atome ou d'un ion à l'état fondamental : principe d'exclusion de Pauli, règle de Klechkowsky, règle de Hund.	Déterminer la structure électronique d'un atome ou d'un ion à l'état fondamental.
Classification Périodique. Energie d'ionisation, affinité électronique et électronégativité de Pauling : évolution dans la classification périodique. Analogie et évolution des propriétés sur quelques exemples. Importance des éléments de transition en biologie.	Localiser les principales familles ou blocs dans la classification périodique. Extraire des informations sur un élément chimique de la classification périodique. Relier structure électronique et place d'un élément dans la classification périodique.
2. De l'atome aux édifices chimiques	
Liaison covalente : définition, propriétés. Modèle de Lewis, règle de l'octet et ses limites. Limite du modèle de Lewis : mésométrie, conjugaison, mésométrie.	Utiliser la règle de l'octet pour représenter quelques molécules simples. Utiliser le modèle de Lewis y compris dans les cas d'hypervalence ou de lacune électronique (ozone, dioxyde de soufre...) Ecrire les formes mésomères dans quelques cas simples, en particulier en chimie organique.
Méthode V.S.E.P.R.	Prévoir la géométrie de molécules simples jusqu'à AX ₆ . Construire des modèles moléculaires et

	utiliser un logiciel de modélisation pour représenter et visualiser dans l'espace des molécules.
3. Cohésion et forces intermoléculaires	
Interaction de Van der Waals Liaison hydrogène inter et intramoléculaire Importance de ces interactions dans les milieux biologiques : bases azotés, α -aminoacides, protéines, ADN...	Comparer les ordres de grandeur des énergies dans les cas des liaisons de Van de Waals et covalente. Interpréter la cohésion des solides atomiques et moléculaires. Prévoir la solubilité d'une espèce dans l'eau. Approche documentaire : exploiter un document pour comprendre l'importance de ces interactions dans les molécules et systèmes biologiques (en lien avec l'enseignement de biotechnologie).
4. Les états de la matière	
Etats solide, liquide et gazeux. Etat condensé et état fluide. Les différentes échelles d'étude de la matière : microscopique, mésoscopique et macroscopique.	Définir et caractériser les différents états de la matière. Définir les différentes échelles d'étude de la matière et préciser leur intérêt. Décrire le niveau microscopique uniquement de manière qualitative.
5. Description d'un système	
Système isolé, fermé et ouvert. Paramètres ou variables d'état : définition, caractère intensif ou extensif. Fonction d'état et équation d'état. Homogénéité, phases.	Définir et reconnaître chaque type de système. Illustrer les définitions à l'aide d'exemples, entre autres issus du monde du vivant. Présenter les paramètres usuellement utilisées pour la description d'un système thermodynamique : pression, température, volume etc. Reconnaître et exploiter le caractère extensif ou intensif d'une variable d'état. Citer et définir les fonctions d'état usuellement utilisées en thermodynamique. Définir les grandeurs : fraction molaire, fraction massique, concentration molaire, concentration massique, masse volumique, densité.
Equilibre thermique : principe 0 de la thermodynamique, température absolue et température Celsius.	Enoncer et utiliser le principe 0 de la thermodynamique. Définir la température à partir de l'équilibre thermique. Utiliser les échelles Kelvin et Celsius, sans aucun développement calculatoire sur la construction de ces deux échelles.
Equilibre thermodynamique : définition.	Faire le lien entre l'équilibre thermodynamique et les équilibres mécanique, chimique et thermique.
6. Modèle macroscopique du gaz parfait	
Equation d'état.	Présenter succinctement l'allure des isothermes de gaz réels en coordonnées d'Amagat. Définir le gaz parfait comme limite du gaz réel et déduire son équation d'état.
Mélange idéal de gaz parfaits. Pression partielle.	Donner la définition de la pression partielle. Justifier et utiliser la loi de Dalton.

7. Fluides réels et phases condensées	
Fluides réels : équation d'état $f(P, V, T) = 0$. Coefficients thermoélastiques : α et χ_T .	Analyser une équation d'état sur une étude de cas (équation de Van der Waals ou autre équation non mémorisée) pour montrer les liens entre les termes correctifs et la nature attractive ou répulsive des interactions. Présenter une analyse qualitative de la signification des coefficients thermoélastiques. Traiter une application dans un cas simple sans développement calculatoire excessif ni établissement d'une équation d'état à partir des coefficients.
Phases condensées dans le cadre du modèle incompressible et indilatable.	Connaître les ordres de grandeurs des valeurs de α et χ_T pour une phase condensée. Discuter les hypothèses du modèle à partir de calculs d'ordre de grandeur. Approche documentaire : conduire une étude documentaire issue du monde géologique pour montrer les limites du modèle.
8. Stéréochimie	
8.1. Utiliser la représentation adaptée pour décrire la géométrie d'une molécule	
Représentation spatiale des molécules : en perspective et en projections de Cram, Newman et Fischer.	Représenter une molécule en choisissant la représentation la mieux adaptée. Passer d'une représentation à une autre.
Conformation, études de cas : éthane, butane, cyclohexane. Isomérisie cis-trans, substituant axial et équatorial, interconversion chaise-chaise.	Utiliser la représentation de Newman et passer d'une écriture perspective à la représentation Newman. Exploiter une échelle d'énergie pour discuter de la stabilité d'un conformère.
Stéréoisomérisie de configuration Z et E, R et S. Chiralité, énantiomérisie, diastéréoisomérisie.	Prévoir si une molécule présente une stéréoisomérisie de configuration et écrire les différents stéréoisomères de configuration, en utilisant la représentation adaptée. Construire des modèles moléculaires et utiliser un logiciel de modélisation pour représenter et visualiser des molécules.
Activité optique, mélange racémique. Loi de Biot.	Relier activité optique et structure moléculaire. Utiliser la loi de Biot. Discuter de la pureté énantiométrique d'un mélange. Connaître la définition d'un mélange racémique. Activité : mettre en œuvre une activité expérimentale pour mesurer un pouvoir rotatoire.
Lien entre stéréoisomérisie et propriétés biologiques.	Approche documentaire Extraire et exploiter des informations sur les propriétés (et la réactivité) des stéréoisomères.
Nomenclature D et L des oses et des α -aminoacides. Conséquence sur la structure chirale de l'hélice α protéique.	Identifier les groupes caractéristiques et les atomes de carbone asymétriques d'un ose ou d'un α -aminoacide. Utiliser la représentation de Fischer. Interpréter la structure spatiale protéique.
8.2. Structure spatiale et réactivité	
Aspect macroscopique : modification de chaîne ou de groupe, réactions d'addition,	Reconnaître le type de réaction à partir de l'équation bilan.

de substitution, d'élimination. Aspect microscopique : liaison polarisée, site donneur et site accepteur de doublet d'électrons, site nucléophile ou électrophile.	Citer un exemple par type de réaction. Identifier un site nucléophile, un site électrophile. Reconnaître des nucléophiles usuels. Placer les flèches entre site donneur et site accepteur dans une étape d'un mécanisme.
Réactivité des dérivés monohalogénés d'alcane : - substitution nucléophile : mécanismes limites de types SN1 et SN2, - réaction d'élimination : mécanisme limite de type E1, règle de Zaitsev. Compétition entre SN1 et E1.	Ecrire les mécanismes du programme. Préciser les conséquences stéréochimiques des mécanismes limites. Discuter de la compétition entre les deux mécanismes en fonction de la stabilité du carbocation. Déterminer la régiosélectivité de l'élimination. Reconnaître les conditions favorisant l'élimination.

II. Équilibre macroscopique de la matière

L'équilibre apparent de la matière (à l'échelle humaine) peut se décrire grâce à un petit nombre de paramètres et d'outils prédictifs.

L'enseignement de l'équilibre macroscopique de la matière balaie le spectre des équilibres chimiques et mécaniques. L'équilibre chimique est introduit comme une donnée expérimentale, et l'existence d'une constante d'équilibre est admise. Les applications sont limitées à l'étude des réactions acido-basiques et d'oxydoréduction en solution aqueuse. L'enseignement d'acido-basicité a pour objectif de se limiter à des études de cas simples dont on perçoit l'intérêt en analyse ou en milieu biologique. L'enseignement d'oxydoréduction vise essentiellement à illustrer le concept prévisionnel de potentiel redox, pour prévoir le sens des échanges entre couples redox dans un système chimique ou électrochimique. Il n'induit pas de développement théorique. L'équilibre mécanique fait l'objet d'une approche descriptive à l'échelle macroscopique mettant en jeu des forces simples. Il suscite l'étude de cas du fluide en équilibre, dont le champ d'application contient des éléments de la vie quotidienne.

Notions et contenus	Capacités exigibles
1. Les outils de description d'un système chimique en réaction	
Avancement d'une réaction chimique ; taux d'avancement.	Traduire une transformation par une équation bilan. Construire un tableau d'avancement et l'utiliser.
Activité d'un constituant dans un mélange idéal de constituants gazeux, liquides et solides et dans une solution aqueuse idéale. Equilibre chimique ; quotient de réaction Q_R et constante d'équilibre K° .	Exprimer l'activité d'un constituant dans le cas de l'idéalité. Expliciter une constante d'équilibre K° et un quotient de réaction Q_R . Justifier le sens d'évolution d'un système. Déterminer la composition d'un système à l'équilibre chimique.
Notion de transformation quantitative ou limitée.	Mettre en relation l'état final avec le caractère total ou limité d'une transformation.
2. Les réactions acido-basiques	
Couples acide-base en solution aqueuse Diagrammes de prédominance. Détermination du pH d'une solution par la méthode de la réaction prédominante : cas d'un acide faible, d'une base faible, d'une	Comparer la force de deux acides, de deux bases. Lire et exploiter un diagramme de prédominance, une courbe de distribution. Déterminer le pH d'une solution, en se limitant aux cas où une réaction est nettement

<p>espèce amphotère. Exemple des α-aminoacides.</p> <p>Solutions tampon : propriétés, sans aspect quantitatif sur le pouvoir tampon.</p>	<p>prépondérante. Poser les hypothèses adaptées et les vérifier dans un calcul de détermination de pH. Préparer une solution titrée par dissolution, mélange ou dilution. Utiliser un simulateur pour prévoir la composition d'une solution à l'équilibre. Expliciter les propriétés des solutions tampon et leur intérêt dans les milieux biologiques.</p>
<p>3. Les réactions d'oxydoréduction</p>	
<p>Couples rédox.</p> <p>Pile électrochimique, potentiel d'électrode, formule de Nernst, potentiel standard.</p> <p>Réaction rédox. Constante d'équilibre, prévision du sens d'évolution spontané selon une réaction rédox.</p>	<p>Identifier l'oxydant et le réducteur dans un couple, en utilisant les nombres d'oxydation. Equilibrer une demi-équation rédox. Appliquer la formule de Nernst dans des cas simples. Prédire le sens de fonctionnement d'une pile. Equilibrer une réaction rédox. Exprimer la constante d'équilibre rédox en fonction des potentiels E°. Prédire le sens spontané d'une réaction rédox. Déterminer les caractéristiques du système à l'équilibre. illustrer les échanges électroniques et les couplages en lien avec les enseignements de biotechnologie et de SVT. Réaliser une pile Approche documentaire conduire une activité documentaire sur une pile à combustible.</p>
<p>4. Equilibre d'un point matériel</p>	
<p>Masse d'un point matériel.</p> <p>Force : représentation vectorielle, cause du mouvement, cause de l'équilibre</p> <p>Exemples de forces</p>	<p>Illustrer qualitativement le rôle de la masse en dynamique, lorsqu'il est question de relier le mouvement à ses causes.</p> <p>Décomposer une force dans une base. Connaître et utiliser les caractéristiques des forces usuellement rencontrées en mécanique du point : poids, poussée d'Archimède, tension exercée par un fil, force de rappel d'un ressort, force de frottement fluide proportionnelle à la vitesse, réaction d'un support sans frottement, force électrique subie par une particule chargée dans un champ électrique uniforme, d'origine non étudiée et non explicitée.</p>
<p>5. Statique des fluides</p>	
<p>Milieu continu. Définition de la particule de fluide.</p> <p>Champ de force dans un fluide au repos.</p>	<p>Illustrer l'intérêt de l'échelle mésoscopique. Utiliser le fait que les variables d'état d'un fluide varient continûment à l'échelle macroscopique.</p> <p>Distinguer les forces volumiques (actions à distance ou interactions de longue portée : force de pesanteur) et les forces surfaciques (actions à courte portée : force de contact, pression). Etablir l'expression de la force volumique de pesanteur s'exerçant sur la particule de fluide. Etablir l'expression de la résultante des forces</p>

	surfacique de pression s'exerçant sur la particule de fluide.
Principe fondamental de la statique des fluides Applications : Cas des fluides homogènes et incompressibles. Mesure de pression : baromètre, manomètre Cas de l'atmosphère isotherme.	Expliciter le principe dans le cas du champ de pesanteur uniforme, sans faire intervenir le gradient du champ de pression. Reconnaître la difficulté d'intégrer cette relation si la masse volumique ne peut pas être considérée comme une constante. Connaître les unités de pression (Pascal, bar et millimètre de mercure), sans tenir aucun développement calculatoire concernant ces échelles. Apprécier les limites de validité du modèle de pression dans un gaz, considérée en général comme uniforme en thermodynamique.
Résultante des forces pressantes appliquées sur une surface.	Réaliser une étude limitée à des surfaces planes ou cylindriques en utilisant les symétries sans développement calculatoire excessif ni détermination du point d'application.
Théorème d'Archimède, énoncé sans démonstration	Conduire une étude limitée aux corps flottants. Approche documentaire conduire une étude documentaire sur la flottaison d'un corps ou le ballon dirigeable.

Deuxième semestre

III. Evolution temporelle

La connaissance de l'état initial et des lois qui régissent le système permet de prévoir son évolution au cours du temps.

L'étude de l'évolution temporelle d'un système vise aussi bien à comprendre son devenir chimique et son devenir mécanique. Les notions de cinétique chimique sont essentiellement illustrées par des exemples pris chez les êtres vivants, dans l'environnement et en synthèse. L'aspect cinétique des processus radioactifs est placé dans un contexte environnemental, industriel ou médical. Les éléments de cinétique formelle induisent l'usage d'un formalisme mathématique rigoureux, et la nécessité d'une confrontation du modèle avec des données expérimentales. La résolution analytique se limite cependant aux cas les plus simples de réactions d'ordre 0, 1 et 2, des cas plus complexes pouvant être éventuellement traités à l'aide de simulation numérique. La présentation des mécanismes réactionnels est conçue essentiellement dans le but d'éclairer la réactivité en chimie organique et de comprendre finement le rôle et le choix du catalyseur. Les notions de cinématique et de dynamique du point matériel ont pour objet de présenter aux élèves les liens qui unissent force, mouvement et énergie, sans aborder la notion de puissance mécanique. Les référentiels galiléens sont utilisés sans justification de leur existence. Reposant sur la maîtrise de grandeurs vectorielles dépendantes du temps, l'enseignement se limite à des modélisations simples dont la résolution analytique reste accessible au profil des étudiants de la filière. L'utilisation de l'outil numérique et de logiciels d'intégration peut être l'occasion d'étudier des cas plus complexes, proches de la réalité.

Notions et contenus	Capacités exigibles
1. Vitesse de réaction	
Avancement d'une transformation. Vitesse de réaction dans l'unique cas où le volume est constant.	Etablir un tableau d'avancement adossé à une équation de réaction. Exprimer la vitesse à partir des coefficients

Temps de $\frac{1}{2}$ réaction. Facteurs de la cinétique : concentration, température, pression, catalyse.	stœchiométriques algébriques et des concentrations. Discuter sur les facteurs influençant la vitesse. Mettre en évidence expérimentalement l'influence de la température et d'un catalyseur sur la vitesse d'une réaction.
Ordre : exemples de réaction avec ordre et de réaction sans ordre. Constante de vitesse. Dégénérescence de l'ordre. Cas de la décroissance radioactive, période radioactive.	Appliquer les méthodes de simplification pour déterminer une loi de vitesse (mélange stœchiométrique, dégénérescence de l'ordre). Pratiquer une démarche expérimentale ou exploiter des données pour vérifier une hypothèse d'ordre, déterminer une constante de vitesse.
Loi d'Arrhénius et énergie d'activation.	Utiliser la loi d'Arrhénius et discuter sur l'énergie d'activation et savoir les utiliser dans des exemples pris dans la chimie organique ou environnementale.
2. Mécanisme de réaction	
Décomposition d'une réaction globale en actes élémentaires et molécularité. Loi de Van't Hoff.	Différencier le bilan macroscopique et l'acte élémentaire à partir d'exemples. Exploiter des informations pour établir la loi de vitesse.
Intermédiaires réactionnels.	Utiliser l'effet inductif pour discuter de la stabilité d'un intermédiaire réactionnel.
Approximation de l'état quasi stationnaire. Etape cinétiquement déterminante. Cas d'un pré-équilibre rapide.	Utiliser les approximations dans quelques cas simples.
Notion de chemin réactionnel, postulat de Hammond.	Commenter l'allure d'un diagramme « énergie-coordonnée de réaction » dans quelques cas simples.
3. Catalyse	
Action catalytique Catalyse homogène et catalyse hétérogène. Auto-catalyse.	Préciser les caractéristiques de l'action catalytique à partir quelques exemples pris dans les domaines de l'oxydoréduction, l'acido-basicité et la chimie organique.
Choix d'un catalyseur, sélectivité	Approche documentaire : justifier le choix d'un catalyseur pour une réaction au regard du contexte réactionnel et des objectifs.
4. Cinématique du point matériel	
Définition de la cinématique. Point matériel. Référentiel : définition, référentiel terrestre. Repère d'espace, base de projection. Description du mouvement : Vecteur position. Vecteur vitesse et vecteur déplacement élémentaire. Vecteur accélération. Etudes de cas simples.	Commenter la relativité du mouvement fonction du point de vue de l'observateur. Distinguer référentiel et repère. Utiliser les coordonnées cartésiennes, polaires et cylindriques. Expliciter les expressions de la vitesse et de l'accélération en coordonnées polaires et cylindriques. Choisir le repérage le mieux adapté à la situation d'étude. Etudier des mouvements simples sans recourir aux coordonnées sphériques ni à la

	base de Frénet : rectiligne (uniforme ou non), circulaire (uniforme ou non), parabolique, hélicoïdal, elliptique etc.....
5. Dynamique du point matériel en référentiel galiléen	
Première loi de Newton ou principe d'inertie. Référentiel galiléen : définition, référentiel terrestre.	Utiliser le référentiel terrestre en considérant qu'il est galiléen. Analyser des applications simples.
Deuxième loi de Newton ou principe fondamental de la dynamique pour un point matériel de masse invariable dans le temps.	Définir le système étudié et le référentiel d'étude. Faire l'inventaire des forces extérieures appliquées au système. Faire un schéma décrivant la situation étudiée. Dédire la trajectoire à partir des forces appliquées au point matériel, en se limitant exclusivement aux études de cas en référentiel galiléen, et maîtriser également la démarche inverse.
Troisième loi de Newton ou principe des interactions réciproques.	Utiliser la troisième loi de Newton pour expliquer la propulsion.
6. Energie d'un point matériel en référentiel galiléen	
Travail élémentaire et travail fini d'une force appliquée à un point matériel.	Effectuer des calculs dans des cas simples. Traiter le cas du travail d'une force constante et l'exemple du travail du poids.
Energie cinétique : définition Théorème de l'énergie cinétique en référentiel galiléen : démonstration et applications.	Retrouver par le théorème de l'énergie cinétique des résultats déjà obtenus par la deuxième loi de Newton.
Force dite conservative : définition, exemples. Energie potentielle associée.	Utiliser la relation $\vec{F} \cdot d\vec{l} = -dE_p$, sans recourir au gradient. Mettre en évidence le fait que l'énergie potentielle associée à une force conservative n'est fonction que de la position. Traiter les exemples de l'énergie potentielle de pesanteur et de l'énergie potentielle élastique.
Energie mécanique. Théorème de l'énergie mécanique en référentiel galiléen : démonstration et applications.	Retrouver par le théorème de l'énergie mécanique des résultats déjà obtenus par le théorème de l'énergie cinétique ou la deuxième loi de Newton. Illustrer les cas de conservation ou de non conservation de l'énergie mécanique. Mettre en oeuvre une expérience illustrant la conservation de l'énergie mécanique (approchée) et la non conservation de l'énergie mécanique, selon la prise en compte des frottements (dans l'air et dans un liquide visqueux) ; utiliser un logiciel d'acquisition de données.

IV. Analyse et synthèse

On a recours à des techniques d'analyse afin d'identifier et de quantifier une espèce chimique. La synthèse organique vise à reproduire des molécules présentes dans des substances naturelles ou à en élaborer de nouvelles.

L'approche de l'enseignement d'analyse est résolument expérimentale, les techniques d'analyse visant à identifier et à quantifier une espèce chimique. La synthèse organique tend à reproduire des molécules présentes dans des substances naturelles ou à en élaborer de nouvelles. On se limite aux titrages acido-basiques et à l'exploitation de données d'analyse spectroscopique. L'entrée dans la chimie organique de synthèse se fait en douceur par l'explicitation de la réactivité de quelques fonctions essentielles. Le but est de donner quelques outils permettant de comprendre que des réactions interviennent dans des grands cycles métaboliques et dans les synthèses industrielles. Les éléments d'interprétation d'une stratégie de synthèse sont renforcés par l'utilisation de données spectroscopiques (UV visible, infra-rouge et résonance magnétique nucléaire du proton).

Notions et contenus	Capacités exigibles
1. Mesures et contrôles	
Titration acido-basique.	Ecrire et exploiter l'équation de la réaction de titrage. Déterminer graphiquement et par calcul le pH en un point remarquable du titrage. Repérer le point équivalent lors d'un titrage suivi par pH-métrie, conductimétrie ou à l'aide d'indicateurs colorés. Tracer et exploiter une courbe de titrage (sur papier et logiciel tableur).
Electrodes.	Décrire les électrodes utilisées usuellement : 1 ^{ère} , 2 ^{ème} et 3 ^{ème} espèces, électrode spécifique de verre. Choisir les électrodes en fonction des mesures à réaliser et réaliser le montage d'une mesure de pH, ou d'une mesure de ddp.
2. Spectroscopie	
Spectroscopie UV –Visible Principe de l'interaction rayonnement matière appliqué à l'absorption dans le domaine de l'UV-visible. Lien entre la couleur perçue et la longueur d'onde au maximum d'absorption pour des substances organiques ou inorganiques.	Commenter les ordres de grandeurs des énergies et des longueurs d'onde du domaine de l'UV-visible. Réaliser et exploiter des spectres UV-Visible. Choisir une longueur d'onde d'étude et réaliser un titrage par spectrophotométrie.
Loi de Beer-Lambert.	Appliquer la loi de Beer Lambert.
Spectroscopie IR Utilisation des spectres IR pour contrôler une formule : identification de groupes caractéristiques.	Exploiter un spectre IR pour identifier des groupes caractéristiques à l'aide de tables de données.
Spectroscopie RMN du proton Identification de molécules organiques à l'aide du déplacement chimique, de l'intégration et de la multiplicité du signal	Identifier les protons équivalents. Relier la multiplicité du signal au nombre de voisins. Associer le spectre RMN à la structure d'une molécule, dans des cas simples, à

(règle des (n+1) uplets) en se limitant au couplage du 1 ^{er} ordre.	l'aide de tables de données.
	Déterminer la structure d'une molécule par analyse de données spectroscopiques UV-visible, IR et/ou RMN.
3. Réactivité en chimie organique	
3.1. Les alcènes	
Addition électrophiles de HX, H ₂ O et Br ₂ : mécanismes. Addition radicalaire de HBr : mécanisme, effet Kharasch. Hydrogénation catalytique. Coupure oxydante : ozonolyse et action du permanganate de potassium concentré.	Ecrire les mécanismes d'additions de HX, H ₂ O et Br ₂ . Relier les effets électroniques d'un substituant à la régiosélectivité ou à la stéréosélectivité d'une réaction. Ecrire les équations des réactions d'hydrogénation et de coupure oxydante sans préciser les mécanismes.
3.2. Les organomagnésiens	
Préparation des organomagnésiens mixtes : conditions expérimentales, réactions de synthèse et annexes. Nucléophilie et basicité des organomagnésiens : - substitution sur les dérivés à hydrogène mobile (eau, acides), - substitutions sur les dérivés halogénés (RX, CuCl ₂ , I ₂), - additions sur les époxydes, les dérivés carbonylés et sur le dioxyde de carbone (en excès), - addition-élimination sur les dérivés d'acide carboxylique.	Décrire la préparation d'un organomagnésien sans expliciter les mécanismes de la synthèse et des réactions annexes. Ecrire les équations des réactions. Expliciter les mécanismes dans le seul cas de l'action sur un dérivé carbonylé. Commenter le rôle d'intermédiaire de synthèse des organomagnésiens pour transformer les chaînes et les fonctions en synthèse. Réaliser la synthèse d'un organomagnésien et l'utiliser pour un dosage ou une synthèse.
3.3. Les alcools	
Acido-basicité des alcools. Influence du noyau benzénique sur l'acido-basicité, dans le cas des phénols. Nucléophilie des alcools : - protection de la fonction alcool par la synthèse de Williamson et déprotection, - estérification sur un acide carboxylique et sur un chlorure d'acide. Electrophilie des alcools : - préparation d'un dérivé halogéné à partir d'un alcool par action de HX, PCl ₃ , PBr ₃ et SOCl ₂ , - déshydratation intramoléculaire d'un alcool en milieu acide : formation d'un alcène. Oxydation des alcools, à l'air, par des oxydants minéraux.	Ecrire les formes acide et basique d'un couple alcool/ alcoolate et du couple phénol/phénolate. Comparer l'acidité d'un alcool et d'un phénol. Discuter de la pertinence à protéger la fonction alcool. Ecrire les équations des réactions. Comparer l'estérification sur un acide carboxylique et sur un chlorure d'acide en synthèse. Expliciter le mécanisme de l'action de HX et le mécanisme de la déshydratation dans le cas d'un alcool tertiaire. Discuter de la régiosélectivité et du contrôle thermodynamique de la déshydratation des alcools. Reconnaître l'oxydant et le réducteur. Citer des exemples illustrant les rôles de l'oxydant et des conditions opératoires sur la

	<p>nature du produit d'oxydation.</p> <p>Approche documentaire commenter quelques exemples d'estérification et d'oxydation des fonctions alcool dans le monde du vivant et dans l'industrie (cosmétique, agroalimentaire...).</p> <p>Réaliser une synthèse illustrant la réactivité d'un alcool.</p>
--	--

V. Bilans d'énergie en thermodynamique

Le principe de la conservation de l'énergie permet d'établir des bilans énergétiques en vue de comprendre les transformations des systèmes macroscopiques.

L'analyse de bilans énergétiques simples sur des transformations clairement identifiées constitue l'une des bases de la formation. L'enseignement du premier principe permet de conjuguer la mise en place de l'outil des fonctions d'état et l'analyse de quelques expériences (détentes du GP, changement d'état du corps pur, réaction chimique, calorimétrie). Un aspect important de l'enseignement vise à préciser que le premier principe ne se démontre pas, et que la conservation de l'énergie repose sur la notion de transferts.

Notions et contenus	Capacités exigibles
1. Evolution d'un système fermé	
<p>Système thermodynamique et milieu extérieur : définitions.</p> <p>Transformations thermodynamiques élémentaires et finies : définitions.</p> <p>Réversibilité : définition, causes d'irréversibilité d'une transformation.</p>	<p>Choisir et délimiter un système, définir son milieu extérieur.</p> <p>Distinguer une transformation élémentaire et une transformation finie.</p> <p>Définir une transformation réversible.</p> <p>Identifier les causes d'irréversibilité d'une transformation.</p>
<p>Transformations usuelles en thermodynamique.</p>	<p>Caractériser une évolution : isotherme, isobare, isochore, monobare, monotherme, adiabatique réversible, pour un gaz parfait.</p> <p>Reconnaître une transformation cyclique et en donner une illustration.</p> <p>Exploiter le diagramme de Watt : $P = f(V)$.</p>
2. Bilan d'énergie en thermodynamique	
2.1. Premier principe	
<p>Energie totale d'un système.</p> <p>Premier principe de la thermodynamique : conservation de l'énergie pour une transformation élémentaire et pour une transformation finie.</p> <p>Convention algébrique utilisée pour les transferts d'énergie : énergie algébriquement reçue par le système.</p> <p>Travail des forces extérieures de pression W : définition, explicitation.</p>	<p>Enoncer le premier principe de la thermodynamique dans le cas général faisant intervenir l'énergie mécanique macroscopique.</p> <p>Utiliser à bon escient les notations « d » pour désigner des petites variations de fonction d'état et « δ » pour des petites quantités d'énergie échangée.</p> <p>Utiliser à bon escient les notations W et Q en proscrivant les notations ΔW et ΔQ.</p> <p>Etablir et utiliser la relation $W = - \int_{E.I}^{E.F} P_{EXT} \cdot dV$ qui devient, dans le cas d'une transformation réversible, $W = - \int_{E.I}^{E.F} P \cdot dV .$</p>

<p>Transfert thermique Q : définition, interprétation qualitative, transformation adiabatique, source de chaleur.</p>	<p>Distinguer les qualificatifs « calorifugé » (qui caractérise une enceinte) et « adiabatique » (qui caractérise la transformation qui s'y déroule). Commenter le sens des transferts et relier aux signes de W et Q.</p>
<p>2.2. Fonction d'état énergie interne U</p>	
<p>Energie interne U : définition, caractère extensif admis.</p> <p>Cas du gaz parfait :</p> <ul style="list-style-type: none"> - détente de Joule Gay-Lussac, - première loi de Joule, - expressions de U pour un gaz parfait monomoléculaire ou bimoléculaire, sans justification. <p>Capacité thermique à volume constant C_v : définition par la dérivée partielle de l'énergie interne par rapport à la température, cas du gaz parfait, du gaz parfait monoatomique et du gaz parfait diatomique.</p> <p>Cas d'une phase condensée dans le modèle incompressible et indilatable.</p>	<p>Illustrer et utiliser l'extensivité de l'énergie interne. Définir, en lien avec le cours de mécanique, l'énergie interne comme étant l'énergie mécanique d'origine microscopique : $U = E_{C_{micro}} + E_{p_{micro}}$ Commenter l'approche expérimentale (détente de Joule Gay Lussac), permettant de déduire qu'un gaz parfait obéit à la première loi de Joule. Expliciter la différentielle de U en variable T et V, et préciser l'expression dans le cas du gaz parfait. Enoncer la première loi de Joule.</p> <p>Illustrer la définition de C_v en évitant tout développement calculatoire excessif. Comparer la propriété de C_v dans le cas général d'un gaz ($C_v = C_v(T)$) au cas des gaz parfaits. Commenter qualitativement la croissance de C_v avec l'atomicité du gaz.</p> <p>Utiliser, dans le cas des études de systèmes usuels en phase condensée, la relation $dU = C_v(T)dT$ et simplifier le modèle dans un domaine de température pas trop étendu, pour lequel C_v est indépendant de T.</p>
<p>2.3. Fonction d'état enthalpie H</p>	
<p>Enthalpie H : définition, caractère extensif admis.</p> <p>Cas du gaz parfait :</p> <ul style="list-style-type: none"> - détente de Joule Thomson, - deuxième loi de Joule, - expressions de H pour un gaz parfait monomoléculaire ou bimoléculaire, sans justification. <p>Capacité thermique à pression constante C_p : définition par la dérivée partielle de</p>	<p>Exprimer le transfert thermique lors d'une évolution monobare en utilisant la fonction enthalpie.</p> <p>Approche documentaire commenter l'approche expérimentale (détente de Joule Thomson), permettant de déduire qu'un gaz parfait obéit à la deuxième loi de Joule. Expliciter la différentielle de H en variable T et P, et préciser l'expression dans le cas du gaz parfait. Enoncer la deuxième loi de Joule. Relier la première loi de Joule et la deuxième loi de Joule pour le gaz parfait.</p> <p>Illustrer la définition de C_p en évitant tout développement calculatoire excessif.</p>

l'enthalpie par rapport à la température, cas du gaz parfait, du gaz parfait monoatomique et du gaz parfait diatomique.	Comparer la propriété de C_p dans le cas général d'un gaz ($C_p = C_p(T)$) au cas des gaz parfaits. Déduire la relation de Mayer pour un gaz parfait à partir des deux lois de Joule. Définir et préciser les valeurs de γ pour les cas usuels de gaz parfaits monoatomiques, diatomiques et leurs mélanges respectifs.
Coefficient γ pour un gaz parfait	Utiliser à bon escient la relation approchée $dU \approx dH = CdT$, en confondant alors C_p et C_v .
Cas d'une phase condensée dans le modèle incompressible et indilatable.	
2.4. Changement d'état d'un corps pur	
Nature des changements d'état.	Nommer les changements d'état réversibles et citer des changements d'état irréversibles.
Diagramme d'état en coordonnées (P,T). Point critique, point triple.	Lire le diagramme (P,T) : domaines, transformations isobares, transformations isothermes.
Enthalpie de changement d'état d'un corps pur à pression et température fixées.	Définir l'enthalpie de changement d'état d'un corps pur et commenter qualitativement son signe.
Diagramme d'état de Clapeyron (P,v) pour le changement d'état liquide-gaz.	Lire le diagramme (P,V) pour le changement d'état liquide-gaz.
Composition d'un mélange liquide-vapeur. Théorème des moments chimiques.	Utiliser les fractions massiques et le théorème des moments chimiques. Lire et exploiter le diagramme d'état en coordonnées de Clapeyron (P,v), en excluant toute étude au voisinage du point critique, et toute étude sur les propriétés du fluide supercritique. Activité : exposer le principe de fonctionnement de la machine de Cailletet.
3. Applications du premier principe à la chimie	
3.1. Description d'un système fermé en réaction chimique	
Etat standard d'un constituant pour un gaz, ou un état condensé : définition, exemples. Grandeur molaire et grandeur molaire standard appliquée à une fonction d'état d'un corps pur : définition, exemples.	Décrire l'état standard d'un constituant. Définir le volume molaire et l'enthalpie molaire d'un constituant pur dans un état quelconque puis dans un état standard ; traiter le cas du gaz parfait. Apprécier qualitativement la distinction entre grandeur molaire d'un constituant pur et grandeur molaire partielle d'un constituant d'un mélange, sur l'exemple du volume des mélanges de liquides.
Grandeur de réaction et grandeur standard de réaction : définitions, exemples.	Définir l'enthalpie de réaction $\Delta_r H$ et l'enthalpie standard de réaction $\Delta_r H^\circ$. Justifier qualitativement et utiliser l'approximation de l'équivalence des deux grandeurs.
3.2. Application du premier principe	
Variation de l'énergie interne ΔU et de l'enthalpie ΔH du système des réactants pendant la transformation « réaction chimique » à volume constant, à pression constante.	Relier les variations des fonctions d'état ΔU et ΔH aux transferts thermiques. Expliciter la variation ΔH pendant la réaction en fonction de l'enthalpie standard de

<p>Réaction endothermique et exothermique.</p>	<p>réaction $\Delta_r H^\circ$. Analyser les unités de ces deux grandeurs. Analyser le signe du transfert thermique. Donner la définition d'une réaction endothermique / exothermique. Citer la variation de $\Delta_r H^\circ$ avec la température sans développement calculatoire, et utiliser l'approximation d'Ellingham sur un intervalle de température réduit.</p>
<p>Enthalpie molaire standard de formation $\Delta_f H^\circ$ d'un corps pur : définition, loi de Hess. Energie de liaison : définition</p>	<p>Expliciter la réaction de formation d'un corps pur. Appliquer la loi de Hess dans quelques cas simples. Utiliser des données tabulées pour calculer un transfert thermique, une enthalpie de réaction, une énergie de liaison.</p>
<p>Calorimétrie. Etude de cas simples se limitant à un système fermé, en excluant la méthode des régimes permanents et la microcalorimétrie.</p>	<p>Choisir un système d'étude en calorimétrie et appliquer le premier principe de la thermodynamique. Déterminer la valeur en eau d'un calorimètre. Déterminer une grandeur thermodynamique (capacité thermique, enthalpie de changement d'état, enthalpie de réaction ou enthalpie de mise en solution) par calorimétrie.</p>