

Programme de Physique-Chimie en 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, offerte aux bacheliers de la voie technologique, reposant sur la connaissance du monde du vivant, sur la compréhension des sciences et technologies appliquées à l'Homme et à 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, les plantes, l'agroalimentaire, l'eau, l'environnement.

L'objectif de la première étape de la formation est de donner à tous les élèves un socle raisonnable de connaissances scientifiques et technologiques, un éventail de capacités spécifiques ou interdisciplinaires, tout en développant chez eux des attitudes éclairées comme la curiosité, le sens critique ou la prise de décision. Les compétences acquises par les élèves doivent être transférables tout au long de la poursuite de la formation et de la vie professionnelle.

La discipline physique-chimie contribue fortement à cette formation, non seulement parce qu'elle induit une réflexion sur les lois de l'univers, comportant un ancrage résolument expérimental et une maîtrise du modèle, mais aussi parce qu'elle ouvre des perspectives exploratoires sur les liens au monde du vivant.

La formation de physique-chimie en TB doit répondre à plusieurs exigences :

- prendre en compte l'évolution de l'enseignement de physique-chimie inscrite dans la réforme du lycée mise en place aux rentrées 2010, 2011 et 2012,
- prendre en compte les attentes des grandes écoles, qui dispensent la deuxième étape de la formation d'ingénieurs et de vétérinaires,
- faciliter la fluidité des parcours et les passerelles avec les réorientations en STS ou en IUT,
- prendre en compte l'exigence de soutien pendant le premier semestre de la formation,
- limiter le nombre de connaissances au sens strict, au profit de méthodes et d'outils transférables,
- renforcer les activités expérimentales, en développant la démarche scientifique,
- développer la culture générale scientifique, en suscitant le support de ressources actualisées et diversifiées,
- renforcer les liens aux autres disciplines, notamment les mathématiques, la biotechnologie et les sciences de la vie et de la terre.

Les compétences développées par la formation de physique-chimie au cours des deux années

L'enseignement de physique-chimie en TB doit contribuer à l'acquisition par les élèves de **compétences organisationnelles et sociales**, notamment lors du travail partagé au sein d'un groupe lors des séances de travaux pratiques ou pendant la réalisation d'un TIPE. Il participe également à la consolidation des **compétences de communication**, écrite ou orale, en suscitant l'exploitation de ressources ou de résultats, en mettant l'accent sur l'explicitation, l'argumentation et le dialogue, en favorisant l'usage des TIC. Cet enseignement poursuit la construction de **compétences spécifiques du champ scientifique**, à la fois cognitives et réflexives, déjà ébauchées au Lycée. Les élèves doivent notamment être en mesure d'identifier un problème sous ses aspects scientifique, technique ou culturel, et de mobiliser des ressources pertinentes, pour proposer une démarche de résolution structurée. Ils doivent apprendre à maîtriser la pratique expérimentale, en utilisant les techniques courantes d'analyse, de mesure et de synthèse, tout en respectant les règles de sécurité et de protection de l'environnement. Les élèves doivent pratiquer la démarche scientifique et par conséquent maîtriser la recherche d'informations, l'observation des phénomènes, l'identification des paramètres, la mise en place d'une investigation, la conduite d'un raisonnement. L'analyse de résultats doit s'accompagner d'une réflexion critique sur l'ordre de grandeur, l'incertitude, la démarche, et d'un travail sur la modélisation et ses limites. Pendant la formation, les élèves doivent aussi acquérir des **compétences en autonomie et créativité** ; autonomie de réflexion, prise d'initiative, recul critique, aptitude à concevoir des perspectives sont propices au développement de l'esprit d'innovation.

Compétences	Capacités
Compétences réflexives et cognitives	
Construire une argumentation scientifique	Rechercher, hiérarchiser et exploiter des informations Résoudre un problème complexe Analyser un document scientifique Réaliser une activité expérimentale Analyser un contexte scientifique, technique, environnemental Définir des objectifs Mettre en œuvre et conduire un projet
Utiliser et critiquer un modèle	
Mettre en œuvre la démarche d'investigation	
Mettre en œuvre une expérience	
Mobiliser des ressources dans plusieurs champs disciplinaires	
Compétences en autonomie et créativité	
Concevoir un modèle	
Concevoir un plan d'expérience	
Envisager des perspectives	
Travailler en projet	
Compétences de communication	
Utiliser différents supports de communication	Produire un travail écrit Concevoir un exposé oral Répondre à des questions Choisir des arguments pertinents
Maîtriser la langue	
Participer à un dialogue	
Présenter un argumentaire	
Compétences organisationnelles et sociales	
Travailler avec ses pairs	Travailler en binôme, en groupe Travailler en laboratoire et en CDI Rechercher des informations à l'université, en école ou à l'extérieur du système éducatif
S'adapter aux règles de vie au sein de l'établissement	
Etablir des liens à d'autres milieux professionnels	

Les capacités transversales sur les champs de la résolution, de la mesure et du résultat sont acquises au cours de la formation dans les différents domaines d'études. Elles dépassent le cadre de la simple thématique des notions du programme. Elles constituent un socle méthodologique transférable pendant la poursuite d'études et pendant la vie professionnelle.

Notions	Capacités transversales attendues
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.
Mesures physiques.	Expliciter une erreur de mesure. Calculer une incertitude par une méthode statistique (cas d'une série de mesures, <i>type A</i>) Calculer une incertitude sur une seule mesure (<i>type B</i>).
Traitement des résultats.	Mettre en œuvre une régression linéaire. Présenter des résultats à l'aide d'un graphique adapté Interpréter des résultats. Rédiger le compte-rendu d'une activité expérimentale.

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 attendues, mais leur mise en œuvre est laissée à l'appréciation pédagogique du professeur, qui détermine notamment le choix des études de cas. Les techniques d'analyse et de synthèse contenues dans les attendus de la formation sont également précisées dans le corps du programme.

I. Structure de la matière

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.

II. Équilibre macroscopique de la matière

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 rédox 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.

III. Évolution temporelle

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.

IV. Analyse et synthèse

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).

La partie expérimentale regroupe les compétences expérimentales en chimie organique attendues à la fin des deux années de TB. 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.

V. Bilans d'énergie en thermodynamique

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.

Le rythme des enseignements en première année

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.

Notions	Capacités attendues
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 : mésomérie, conjugaison, mésomérie. Méthode V.S.E.P.R.	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. Prévoir la géométrie de molécules simples jusqu'à AX ₆ . Activité : 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 der Waals et covalente. Interpréter la cohésion des solides atomiques et moléculaires. Prévoir la solubilité d'une espèce dans l'eau. Activité : 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	
Etat 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.	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

Homogénéité, phases.	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.	Énoncer 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. Activité : 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. Isomérisation 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.
Stéréoisomérisation de configuration Z et E, R et S. Chiralité, énantiomérisation, diastéréoisomérisation.	Prévoir si une molécule présente une stéréoisomérisation de configuration et écrire les différents stéréoisomères de configuration, en utilisant la représentation adaptée. Activité : 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 énantiomérique d'un mélange. Connaître la définition d'un mélange racémique. Activité : mettre en œuvre une activité expérimentale pour mesurer un pouvoir rotatoire.
Lien entre stéréoisomérisation et propriétés biologiques.	Extraire et exploiter des informations sur les propriétés (et la réactivité) des stéréoisomères. Activité : conduire une étude documentaire.
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, de substitution, d'élimination. Aspect microscopique : liaison polarisée, site donneur et site accepteur de doublet d'électrons, site nucléophile ou électrophile.	Reconnaître le type de réaction à partir de l'équation bilan. 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.

Notions	Capacités attendues
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 espèce amphotère. Exemple des α -aminoacides. Solutions tampon : propriétés, sans aspect quantitatif sur le pouvoir tampon.	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 prépondérante. Poser les hypothèses adaptées et les vérifier dans un calcul de détermination de pH. Activité : préparer une solution titrée par dissolution, mélange ou dilution. Activité : 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.
3. Les réactions d'oxydoréduction	
Couples rédox. Pile électrochimique, potentiel d'électrode, formule de Nernst, potentiel standard. Réaction rédox. Constante d'équilibre, prévision du sens d'évolution spontané selon une réaction rédox.	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. Activité : illustrer les échanges électroniques et les couplages en lien avec les enseignements de biotechnologie et de SVT.

	Activité : réaliser une pile, conduire une activité documentaire sur une pile à combustible.
4. Equilibre d'un point matériel	
Masse d'un point matériel.	Illustrer qualitativement le rôle de la masse en dynamique, lorsqu'il est question de relier le mouvement à ses causes.
Force : représentation vectorielle, cause du mouvement, cause de l'équilibre Exemples de forces	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.
5. Statique des fluides	
Milieu continu. Définition de la particule de fluide. Champ de force dans un fluide au repos.	Illustrer l'intérêt de l'échelle mésoscopique. Utiliser le fait que les variables d'état d'un fluide varient continûment à l'échelle macroscopique. 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 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. Activité : 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.

Notions	Capacités attendues
1. Vitesse de réaction	
<p>Avancement d'une transformation. Vitesse de réaction dans l'unique cas où le volume est constant. Temps de ½ réaction.</p> <p>Facteurs de la cinétique : concentration, température, pression, catalyse.</p>	<p>Etablir un tableau d'avancement adossé à une équation de réaction. Exprimer la vitesse à partir des coefficients stœchiométriques algébriques et des concentrations. Discuter sur les facteurs influençant la vitesse. Activité : mettre en évidence expérimentalement l'influence de la température et d'un catalyseur sur la vitesse d'une réaction.</p>
<p>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.</p>	<p>Appliquer les méthodes de simplification pour déterminer une loi de vitesse (mélange stœchiométrique, dégénérescence de l'ordre). Activité : pratiquer une démarche expérimentale ou exploiter des données pour vérifier une hypothèse d'ordre, déterminer une constante de vitesse.</p>
<p>Loi d'Arrhénius et énergie d'activation.</p>	<p>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.</p>
2. Mécanisme de réaction	
<p>Décomposition d'une réaction globale en actes élémentaires et molécularité. Loi de Van't Hoff.</p>	<p>Différencier le bilan macroscopique et l'acte élémentaire à partir d'exemples. Exploiter des informations pour établir la loi de vitesse.</p>
<p>Intermédiaires réactionnels.</p>	<p>Utiliser l'effet inductif pour discuter de la stabilité d'un intermédiaire réactionnel.</p>
<p>Approximation de l'état quasi stationnaire. Etape cinétiquement déterminante. Cas d'un pré-équilibre rapide.</p>	<p>Utiliser les approximations dans quelques cas simples.</p>
<p>Notion de chemin réactionnel, postulat de Hammond.</p>	<p>Commenter l'allure d'un diagramme « énergie-coordonnée de réaction » dans quelques cas simples.</p>
3. Catalyse	
<p>Action catalytique Catalyse homogène et catalyse hétérogène. Auto-catalyse.</p>	<p>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.</p>
<p>Choix d'un catalyseur, sélectivité</p>	<p>Activité : conduire une étude documentaire pour justifier le choix d'un catalyseur pour une réaction au regard du contexte réactionnel et des objectifs.</p>
4. Cinématique du point matériel	
<p>Définition de la cinématique. Point matériel. Référentiel : définition, référentiel terrestre. Repère d'espace, base de projection.</p> <p>Description du mouvement : Vecteur position. Vecteur vitesse et vecteur déplacement élémentaire. Vecteur accélération. Etudes de cas simples.</p>	<p>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.....</p>
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. Energie mécanique. Théorème de l'énergie mécanique en référentiel galiléen : démonstration et applications.	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 de son point d'application. Traiter les exemples de l'énergie potentielle de pesanteur et de l'énergie potentielle élastique. 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. Activité : 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.

Notions	Capacités attendues
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. Activité : repérer le point équivalent lors d'un titrage suivi par pH-métrie, conductimétrie ou à l'aide d'indicateurs colorés. Activité : 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. Activité : 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	Commenter les ordres de grandeurs des énergies et des

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. Loi de Beer-Lambert.	longueurs d'onde du domaine de l'UV-visible. Activité : réaliser et exploiter des spectres UV-Visible. Activité : choisir une longueur d'onde d'étude et réaliser un titrage par spectrophotométrie. Appliquer la loi de Beer Lambert.
Spectroscopie IR Utilisation des spectres IR pour contrôler une formule : identification de groupes caractéristiques.	Activité : 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 (règle des (n+1) uplets) en se limitant au couplage du 1 ^{er} ordre.	Identifier les protons équivalents. Relier la multiplicité du signal au nombre de voisins. Activité : associer le spectre RMN à la structure d'une molécule, dans des cas simples, à l'aide de tables de données.
	Activité : 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 carbonyles 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 carbonyle. Commenter le rôle d'intermédiaire de synthèse des organomagnésiens pour transformer les chaînes et les fonctions en synthèse. Activité : 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 nature du produit d'oxydation. Activité : commenter quelques exemples d'estérification et d'oxydation des fonctions alcool dans le monde du vivant et dans l'industrie (cosmétique, agroalimentaire...) Activité : réaliser une synthèse illustrant la réactivité d'un alcool.
3.4. Aspect expérimentaux	
Règles de sécurité	Interpréter la fiche de sécurité et l'étiquetage d'un produit. Respecter les règles élémentaires de sécurité dans le cadre d'un travail en laboratoire.

<p>Techniques :</p> <ul style="list-style-type: none"> - chauffage à reflux, - addition d'un réactif au cours d'une réaction, - réaction en conditions anhydres, - traitement d'un brut réactionnel, - séparation et purification, <p>Analyse et suivi :</p> <ul style="list-style-type: none"> - chromatographie sur couche mince, - dosage de prélèvements, - température de fusion, - indice de réfraction, - pouvoir rotatoire, - rendement. 	<p>Installer et utiliser un montage de chauffage à reflux. 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. 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>
---	---

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.

Notions	Capacités attendues
1. Evolution d'un système fermé	
<p>Système thermodynamique et milieu extérieur : définitions. Transformations thermodynamiques élémentaires et finies : définitions. Réversibilité : définition, causes d'irréversibilité d'une transformation.</p>	<p>Choisir et délimiter un système, définir son milieu extérieur. Distinguer une transformation élémentaire et une transformation finie. Définir une transformation réversible. 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. Reconnaître une transformation cyclique et en donner une illustration. 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. Premier principe de la thermodynamique : conservation de l'énergie pour une transformation élémentaire et pour une transformation finie. 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>Transfert thermique Q : définition, interprétation qualitative, transformation adiabatique, source de chaleur.</p>	<p>Enoncer le premier principe de la thermodynamique dans le cas général faisant intervenir l'énergie mécanique macroscopique. 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. Utiliser à bon escient les notations W et Q en proscrivant les notations ΔW et ΔQ.</p> <p>Etablir et utiliser la relation $W = - \int_{E.I}^{E.F} P_{EXT} . dV$ qui devient, dans le cas d'une transformation réversible,</p> $W = - \int_{E.I}^{E.F} P . dV .$ <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>
2.2. Fonction d'état énergie interne U	

<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 :</p> $U = E_{C_{micro}} + E_{p_{micro}} .$ <p>Activité : commenter l'approche expérimentale (détente de Joule Gay Lussac), permettant de déduire qu'un gaz parfait obéit à la première loi de Joule.</p> <p>Expliciter la différentielle de U en variable T et V, et préciser l'expression dans le cas du gaz parfait.</p> <p>Enoncer la première loi de Joule.</p> <p>Illustrer la définition de C_v en évitant tout développement calculatoire excessif.</p> <p>Comparer la propriété de C_v dans le cas général d'un gaz ($C_v = C_v(T)$) au cas des gaz parfaits.</p> <p>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>
2.3. Fonction d'état enthalpie H	
<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 l'enthalpie par rapport à la température, cas du gaz parfait, du gaz parfait monoatomique et du gaz parfait diatomique.</p> <p>Coefficient γ pour un GP.</p> <p>Cas d'une phase condensée dans le modèle incompressible et indilatable.</p>	<p>Exprimer le transfert thermique lors d'une évolution monobare en utilisant la fonction enthalpie.</p> <p>Activité : commenter l'approche expérimentale (détente de Joule Thomson), permettant de déduire qu'un gaz parfait obéit à la deuxième loi de Joule.</p> <p>Expliciter la différentielle de H en variable T et P, et préciser l'expression dans le cas du gaz parfait.</p> <p>Enoncer la deuxième loi de Joule.</p> <p>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> <p>Comparer la propriété de C_p dans le cas général d'un gaz ($C_p = C_p(T)$) au cas des gaz parfaits.</p> <p>Déduire la relation de Mayer pour un gaz parfait à partir des deux lois de Joule.</p> <p>Définir et préciser les valeurs de γ pour les cas usuels de gaz parfaits monoatomiques, diatomiques et leurs mélanges respectifs.</p> <p>Utiliser à bon escient la relation approchée $dU \approx dH = CdT$, en confondant alors C_p et C_v.</p>
2.4. Changement d'état d'un corps pur	
<p>Nature des changements d'état.</p> <p>Diagramme d'état en coordonnées (P, T).</p> <p>Point critique, point triple.</p> <p>Enthalpie de changement d'état d'un corps pur à pression et température fixées.</p> <p>Diagramme d'état de Clapeyron (P, V) pour le changement d'état liquide-gaz.</p> <p>Composition d'un mélange liquide-vapeur.</p> <p>Théorème des moments chimiques.</p>	<p>Nommer les changements d'état réversibles et citer des changements d'état irréversibles.</p> <p>Lire le diagramme (P, T) : domaines, transformations isobares, transformations isothermes.</p> <p>Définir l'enthalpie de changement d'état d'un corps pur et commenter qualitativement son signe.</p> <p>Lire le diagramme (P, V) pour le changement d'état liquide-gaz.</p> <p>Utiliser les fractions massiques et le théorème des moments chimiques.</p> <p>Activité : 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</p>

	<p>supercritique. Activité : exposer le principe de fonctionnement de la machine de Cailletet.</p>
<p>3. Applications du premier principe à la chimie</p>	
<p>3.1. Description d'un système fermé en réaction chimique</p>	
<p>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.</p> <p>Grandeur de réaction et grandeur standard de réaction : définitions, exemples.</p>	<p>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. 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.</p>
<p>3.2. Application du premier principe</p>	
<p>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. Réaction endothermique et exothermique.</p>	<p>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 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. Activité : déterminer une grandeur thermodynamique (capacité thermique, enthalpie de changement d'état, enthalpie de réaction ou enthalpie de mise en solution) par calorimétrie.</p>