

Annexe 2

PROGRAMMES DE PHYSIQUE ET DE CHIMIE DES CLASSES DE PREMIÈRE ANNÉE

I - PHYSIQUE

Objectifs de formation

Les classes préparatoires BCPST constituent la première étape d'une formation d'ingénieurs appliquée à des domaines d'activités particulièrement diversifiées. Ils vont du monde végétal et animal jusqu'à la prospection minière et l'aménagement du territoire. Le programme s'attache à donner une formation scientifique généraliste, mais pas superficielle, et à donner les outils de travail de base.

Les objectifs de formation en physique et chimie s'inscrivent dans la continuité des réformes engagées dans le secondaire. Ils s'efforcent :

- d'adapter notre programme à l'évolution des compétences acquises dans le secondaire ;
- de limiter le nombre de techniques, essentiellement mathématiques, afin d'assurer la meilleure maîtrise possible de celles qui resteront au programme ;
- d'éviter une accumulation excessive des connaissances, en proposant des limites clairement établies dans les commentaires et des allègements notables par rapport au programme de 1995 ;
- de renforcer les liens entre les disciplines scientifiques et proposer des passerelles vers la biologie et les sciences de la terre ;
- d'améliorer la continuité de l'enseignement de physique et chimie sur les deux années de préparation ;
- de renforcer l'enseignement à caractère expérimental par une démarche pédagogique différente et l'introduction de travaux pratiques-cours.

A - Électrocinétique et électronique

L'objectif de cette partie est de fournir le support théorique nécessaire à la réalisation de montages expérimentaux et de mesures.

On évitera les situations artificielles donnant lieu à des calculs compliqués. Par exemple, l'étude d'un groupement de résistances autre que série ou parallèle est hors programme.

Tous les aspects de l'électrocinétique (y compris les courants alternatifs) sont abordés dès la première année, mais quelques points délicats ne seront étudiés qu'en deuxième année avec l'électronique.

I - Électrocinétique	
1. Régime indépendant du temps	
Dipôles linéaires élémentaires : - conducteur ohmique, - source de tension idéale, - source de courant idéale. Modélisation d'un dipôle linéaire actif par une source de tension ou une source de courant. Puissance électrocinétique reçue par un dipôle.	Seuls les circuits linéaires sont au programme de première année.
Conservation de la charge : loi des nœuds. Unicité du potentiel : loi des mailles.	Les théorèmes de Thévenin et de Norton sont hors programme ; le théorème de superposition ne sera présenté qu'en deuxième année.
2. Régime transitoire	
Réponse d'un circuit R , C ou R , L à un échelon de tension.	L'étude des circuits R , C et R , L sera menée en travaux pratiques.
3. Oscillations libres : circuit L, C	On insistera sur l'analogie mécanique.
4. Régime sinusoïdal forcé	
Passage du régime transitoire au régime sinusoïdal forcé pour un circuit R , L , C série. Notation complexe et représentation géométrique. Impédance. Impédance complexe.	Lors de l'établissement d'un régime sinusoïdal forcé, la durée du régime transitoire est quasiment négligeable ; cette propriété sera admise après avoir visualisé la solution complète. Dans quelques cas, l'emploi d'un logiciel est recommandé. La manipulation des grandeurs complexes sera coordonnée avec le cours de mathématiques. On se limitera en première année au circuit R , L , C série ; les réseaux (et les fonctions de transfert) seront étudiés en deuxième année.
Définition des valeurs efficaces et de la puissance moyenne.	Tout autre développement sur la puissance est hors programme.

B - Mécanique

Il s'agit d'un enseignement de mécanique au sens large et non pas de mécanique du point. Le but est d'introduire des concepts dont les applications sont très riches dans d'autres domaines de la physique : thermodynamique, mécanique des fluides ainsi qu'en chimie.

I - Présentation des interactions et éléments de statique	
1. Forces	
a. Principe des actions réciproques (ou 3ème loi de Newton)	On commentera l'appellation classique : "action et réaction".
b. Exemples de forces	Toute autre loi de force devra être fournie au candidat.
Forces appliquées en un point matériel : - Force de gravitation et force de Coulomb - Actions exercées par un ressort Exemples de forces réparties : - en volume : le poids - en surface : force pressante force de liaison sans frottement force de frottement fluide	La présentation des forces réparties, donnera l'occasion de rencontrer les intégrales doubles et triples que l'on présentera comme des sommations. Aucune technique de calcul n'est à développer. La mécanique des fluides permettra de préciser l'hypothèse de continuité d'un milieu. On se limitera aux forces proportionnelles à la vitesse.
c. Moment d'une force par rapport à un axe fixe	On évitera l'utilisation du produit vectoriel en utilisant la notion de bras de levier. On n'envisagera pas le cas d'un moment réparti (en volume, en surface...).
2. Équilibre d'un solide	On se contentera d'énoncer les deux conditions nécessaires d'équilibre : nullité de la résultante des forces extérieures et nullité du moment résultant. Aucune autre connaissance spécifique n'est exigible.
3. Statique des fluides	
a. Milieux continus ; définition d'une particule de fluide.	
b. Théorème d'Archimède	On évoquera l'équilibre de la croûte terrestre (principe de l'isostasie).
c. Équation de la statique des fluides	
Établissement de l'équation : $dP = -\rho g dz$ Cas d'un fluide de masse volumique fixée Modèle de l'atmosphère isotherme	On supposera le fluide en équilibre dans un référentiel galiléen, à température uniforme, dans un champ de pesanteur uniforme. On supposera l'axe des z vertical et orienté vers le haut. Le gradient ne sera utilisé qu'en deuxième année. On pourra signaler, en prévision de la dynamique des fluides, que la pression motrice (définie par la somme $P + \rho gz$) est uniforme. L'expression obtenue permettra de rencontrer le facteur de Boltzmann.
d. Mesure de pressions (baromètre, manomètre, capteur) Notion de pression différentielle (mesurée par rapport à la pression atmosphérique locale)	Toute approche métrologique est exclue ; les appareils seront présentés en travaux pratiques. On profitera de ce bref chapitre pour signaler quelques unités (hors système international) encore usitées. Les définitions de ces unités ne sont pas exigibles.
e. Résultante des forces pressantes appliquées sur une surface	
Si la pression est uniforme, la résultante des forces pressantes exercées sur une surface fermée est nulle. Calculs de forces résultantes	On présentera la convention d'orientation des surfaces fermées (vers l'extérieur). On vérifiera cette propriété dans le cas simple d'un parallélepède rectangle et on admettra que la propriété est générale. On apprendra à rechercher la direction résultante à l'aide de considérations de symétrie. Il s'agit ici d'un premier contact, aucun calcul effectif d'intégrales multiples ne sera demandé en première année. La détermination du point d'application est hors programme. Pour des éléments soumis à la fois à la pression atmosphérique et à des forces exercées par des liquides, on constatera sur des exemples l'intérêt de la pression différentielle.

II - Cinématique	
1. Référentiel, repère, bases de projection	
	On montera l'intérêt de choisir un système de coordonnées adapté à la symétrie du système étudié. On présentera les symétries du cylindre, du cylindre infiniment long et de la sphère. Les démonstrations des expressions de la vitesse et de l'accélération en coordonnées cylindriques doivent être connues. Tout calcul de cinématique en coordonnées sphériques est hors programme. L'utilisation du trièdre de Frenet est hors programme.
2. Loi de composition des vitesses pour deux repères en translation	On envisagera les translations rectiligne et circulaire.
3. Référentiels galiléens	La loi de composition des accélérations est strictement hors programme mais on pourra montrer que l'accélération est la même dans deux référentiels qui sont en translation rectiligne et uniforme, l'un par rapport à l'autre.
III - Mécanique du point matériel	
1. Énoncés de la 2ème loi de Newton (ou principe fondamental de la dynamique).	On signalera la formulation utilisant la quantité de mouvement qui sera surtout utile en deuxième année
2. Applications de la 2ème loi de Newton	Toute étude en référentiel non galiléen est hors programme. On donnera des exemples où la loi de force est connue et l'équation différentielle permet de déterminer la trajectoire et des exemples où la trajectoire est imposée et l'équation différentielle permet de déterminer les forces de liaison. En calcul formel, on se limitera aux équations différentielles linéaires du premier ordre et du second ordre (à coefficients constants) ; pour des cas plus difficiles on montrera en travaux dirigés l'intérêt de la méthode numérique d'Euler (à l'aide d'un logiciel). Le théorème du moment cinétique n'étant plus au programme, le seul mouvement orbital pouvant être étudié dans un champ newtonien sera le mouvement circulaire uniforme.
3. Énergie d'un point matériel	
a. Théorème de l'énergie cinétique	
Puissance d'une force appliquée à un point matériel. Travail. Démonstration et applications du théorème de l'énergie cinétique.	Pour éviter de ne considérer que des forces conservatives, on calculera, dans un ou deux exemples simples, le travail d'une force de frottement.
b. Énergie potentielle et énergie mécanique Approche à une dimension ; introduction de la notion d'énergie potentielle dans le cas d'un point matériel assujéti à se déplacer sur un axe. Notion de force conservative	Dans le cas d'un problème à une dimension (x) une force est conservative si elle ne dépend que de la coordonnée x . On insistera sur la conséquence pratique : lorsque l'on sait que la force est conservative, pour le calcul du travail on choisit le chemin sur lequel le calcul est le plus simple.
Énergie potentielle fonction de la distance à un point fixe : cas gravitationnel et cas coulombien.	On admettra - avant vérification en deuxième année - que les forces de gravitation et les forces coulombiennes sont conservatives. La notion de gradient ne sera utilisée qu'en deuxième année. On montrera que dans le cadre de la convention de nullité de l'énergie potentielle à l'infini, le signe de l'énergie potentielle donne la nature (attractive ou répulsive) de la force.
c. Énergie mécanique	
Bilan d'énergie mécanique lorsqu'il y a simultanément travail de forces conservatives et non conservatives.	Dans le cadre de cette même convention le signe de l'énergie mécanique permet de distinguer si le point matériel est lié ou libre.
4. Voisinage de l'équilibre	
a. Équilibre stable et équilibre instable b. Systèmes conservatifs unidimensionnels. Vibration au voisinage de l'équilibre. Approximation harmonique.	Les systèmes dissipatifs seront envisagés seulement en deuxième année.

C - Thermodynamique

Le programme de première année se limite à des études macroscopiques de systèmes fermés de composition fixée. Le seul mélange explicitement étudié en première année sera le mélange idéal de gaz parfaits.

L'utilisation des lois générales de la thermodynamique pour des systèmes ouverts n'est abordée qu'en deuxième année.

Cet enseignement propose une étude des systèmes fondée sur le concept de fonction d'état.

Lorsque le système étudié ne relève ni du modèle du gaz parfait ni de celui d'une phase condensée incompressible et indilatable, les expressions des équations d'état et des fonctions d'état devront être fournies.

Les coefficients calorimétriques (autres que C_p et C_v) sont hors programme. La relation de Mayer ne sera envisagée que dans le cas du gaz parfait.

Le professeur a la possibilité de s'appuyer, de façon purement qualitative, sur des notions microscopiques statistiques (pression et température cinétique, interprétation statistique de l'entropie) pour améliorer la description des propriétés macroscopiques et en faciliter la compréhension. Il signalera l'importance du facteur exponentiel de Boltzmann. Cependant aucune autre notion quantitative d'origine microscopique n'est exigible ; par exemple, les rapports $\gamma = C_p/C_v$ des gaz devront être donnés par les énoncés.

I - Les états de la matière	
1. Introduction à la thermodynamique	
Niveaux d'observation de la matière (microscopique, mésoscopique et macroscopique)	L'étude au niveau microscopique est envisagée seulement qualitativement.
2. Description d'un système. Système ouvert, système fermé. Homogénéité, phases. Variables d'état, grandeurs intensives, grandeurs extensives, fonction d'état, équation d'état.	En première année, on utilisera uniquement des systèmes fermés. On donnera pour des exemples très simples le nombre de variables nécessaires pour décrire un système ; en particulier il suffit de deux variables pour décrire un système fermé monophasé homogène de composition fixée au repos. Un tel système est dit divariant.
Température absolue et température Celsius. Système en équilibre macroscopique global	La température sera définie à partir de l'équilibre thermique. On mentionnera quelques thermomètres usuels sans aucun développement quantitatif.
3. Modèle macroscopique du gaz parfait	
a. Équation d'état du gaz parfait	On présentera très brièvement l'allure des isothermes de gaz réels en coordonnées d'Amagat. Le gaz parfait sera défini comme limite du gaz réel et l'on en déduira son équation d'état.
b. Mélange idéal de gaz parfaits ; pressions partielles.	Les mélanges de gaz sont traités en vue du cours de chimie.
4. Fluides réels et phases condensées.	
Fluides réels : équation d'état $f(P, V, T) = 0$. Dilatation et compressibilité d'un fluide.	On présentera un exemple d'équation d'état (celle de Van der Waals ou une autre) en montrant les liens entre les termes correctifs et la nature (attractive ou répulsive) des interactions. La mémorisation de la formule n'est pas exigible. On se bornera à définir les coefficients α et χ_T , on écrira la différentielle de $V(T, P)$: $dV = V(\alpha dT - \chi_T dP)$; le coefficient β est hors programme.
Phases condensées.	Les phases condensées seront étudiées dans le cadre du modèle incompressible et indilatable. Quelques calculs d'ordre de grandeur permettront d'en discuter les hypothèses. On signalera que dans les conditions de pression régnant dans les planètes un solide est significativement compressible.
5. États d'un corps pur.	
Diagramme d'état en coordonnées (P, T) ; Point critique, point triple. Diagramme d'état en coordonnées (P, V). Théorème des moments dans le cadre de l'équilibre liquide-vapeur.	Sont exclues : - toute étude au voisinage du point critique, - les propriétés du fluide supercritique.
II - Évolutions d'un système fermé	
1. Définitions	
Transformations élémentaires Transformations finies, chemins, cycles	
2. Échanges énergétiques	On réservera la notation d pour les grandeurs élémentaires qui sont des différentielles exactes et δ pour les autres quantités élémentaires. Les notations ΔW et ΔQ sont rigoureusement proscrites.

a. Travail des forces de pression (ou transfert mécanique). Puissance mécanique. Transformations isobares, monobares et isochores.	Les puissances pourront être notées : \dot{W} et \dot{Q} On calculera W_{Pression} pour quelques transformations classiques du gaz parfait.
b. Transfert thermique. Puissance thermique. Notion d'adiabaticité. Sources de chaleur, transformations isothermes et monothermes.	Pour préciser certaines caractéristiques des transferts thermiques (durée, sens de l'échange) on introduira, sans citer la loi de Fourier, la notion de résistance thermique. On signalera que ce concept n'est valable qu'en régime permanent.
III Bilan d'énergie.	
1. Premier principe	
Principe d'équivalence ou de conservation. Énergie totale, énergie interne.	La convention algébrique utilisée pour les échanges d'énergie ; énergie algébriquement reçue par le système, sera clairement indiquée. Un objectif majeur est d'apprendre aux étudiants à évaluer le transfert thermique lors d'une évolution non adiabatique en utilisant le premier principe. On signalera l'énoncé du premier principe dans le cas général faisant intervenir l'énergie cinétique macroscopique et des travaux autres que ceux des forces pressantes. (On n'évoquera pas la difficulté qu'il peut y avoir à distinguer l'énergie cinétique macroscopique de l'énergie interne.) On décrira l'expérience de Joule-Mayer.
2. Fonction d'état énergie interne U.	
Capacité thermique à volume constant Énergie interne d'un gaz parfait. (Première loi de Joule) Énergie interne d'un gaz réel. Énergie interne d'une phase condensée dans le modèle incompressible et indilatable	La capacité thermique C_V sera définie comme la dérivée partielle de l'énergie interne par rapport à la température. La première loi de Joule sera admise en attendant d'être justifiée en deuxième année. L'exemple de l'énergie interne d'un gaz parfait monoatomique permettra de donner une interprétation microscopique de l'énergie interne. Dans le cas des gaz parfaits non monoatomiques, tout développement sur la capacité C_V est hors programme ; on signalera cependant que cette grandeur dépend, en général, de la température. L'expression de l'énergie interne d'un gaz réel dans le modèle choisi (Van der Waals ou autre) sera donnée sans que sa mémorisation ne soit exigible. Il s'agit d'utiliser la relation $dU = C(T) dT$ dans le cas où l'on peut confondre C_p et C_v .
3. Fonction d'état enthalpie H	
Capacité thermique à pression constante Enthalpie d'un gaz parfait (seconde loi de Joule) Enthalpie d'une phase condensée dans le modèle incompressible et indilatable Enthalpie de changement d'état d'un corps pur à pression et température fixées.	La capacité thermique C_p sera définie comme la dérivée partielle de l'enthalpie par rapport à la température. La seconde loi de Joule est une conséquence de la première loi de Joule, laquelle est admise. Il s'agit d'utiliser la relation approchée $dH \approx dU = C(T) dT$ dans le cas où l'on peut confondre C_p et C_v et si la variation de pression reste modérée On établira le lien avec l'enthalpie de réaction introduite dans le cours de chimie. On signalera la nécessité d'introduire une variable supplémentaire pour décrire le système ; ce point sera développé en deuxième année.
4. Applications du premier principe	
- Détente de Joule Gay-Lussac - Bilans énergétiques lors des transitions de phase.	Des éléments de calorimétrie seront donnés en travaux pratiques.
IV - Bilan d'entropie	
1. Second principe : principe d'évolution.	
Fonction d'état entropie S . Entropie créée, entropie échangée. Transformations réversibles et irréversibles	On indiquera que la variation élémentaire d'entropie dS peut s'écrire : $dS = \delta S_{\text{cr}} + \delta S_{\text{ech}}$ On distinguera la réversibilité mécanique (approximation raisonnable en l'absence de frottements solides) de la réversibilité thermique (impossible à atteindre).

Transformations monothermes (ou isothermes) d'un système fermé	Une transformation réversible a une durée infinie (condition nécessaire mais non suffisante de réversibilité). On évitera d'utiliser le qualificatif quasi statique. Dans le cas d'un système fermé, l'entropie échangée est le quotient du transfert thermique par la température de l'interface. La nullité de l'entropie créée est le critère de réversibilité.
2. Identité thermodynamique fondamentale	
Relation entre U, S et les autres grandeurs extensives	Pour un système à l'équilibre, les relations entre grandeurs thermodynamiques peuvent toutes être déduites de celle reliant l'énergie interne, l'entropie et les autres grandeurs extensives. Cette propriété est complémentaire des 1 ^{er} et 2 ^e principes. En première année, ce paragraphe ne sera développé que dans le cas du système divariant défini à l'alinéa suivant.
Identité thermodynamique dans le cas d'un système divariant : $dU = TdS - PdV$	On insistera sur les conditions restreintes de la validité de cette identité (système fermé homogène de composition fixée) par comparaison avec l'utilisation du premier principe.
Définitions thermodynamiques de la température et de la pression	Notion de grandeur intensive conjuguée à une grandeur extensive : la température et l'opposé de la pression sont définis comme les dérivées partielles de la fonction $U(S, V)$. Pour la pression et la température, l'identité entre les définitions thermodynamiques et celles utilisées jusque là seront simplement affirmées.
Représentation enthalpique ($dH = TdS + VdP$) de l'identité thermodynamique.	Cette expression découle simplement de la définition de l'enthalpie, que l'on envisage ici comme une fonction de S et de P. On sensibilisera les étudiants au choix crucial des variables. On indiquera que, si la composition n'est pas fixée ou que le système n'est pas fermé, il faut faire intervenir d'autres grandeurs extensives : les quantités de matière des constituants, dont les variables intensives conjuguées sont les potentiels chimiques. Ce point ne sera développé qu'en deuxième année.
3. Applications du second principe.	
- Entropie d'un gaz parfait. - Transformation isentropique du gaz parfait. Loi de Laplace. - Entropie d'une phase condensée dans le modèle indilatable et incompressible. - Bilan entropique lors d'un changement d'état isobare isotherme et réversible d'un corps pur.	
4. Machines thermiques	
Application du premier et du deuxième principe aux machines thermiques cycliques monothermes et dithermes. Description de cycles thermodynamiques de fluides.	On montrera qu'un cycle monotherme n'est jamais moteur. En exercice, en première année, on se limitera aux cycles de gaz parfaits. On envisagera en cours un cycle avec changements d'état.

D - Optique

Il s'agira ici essentiellement de consolider les connaissances acquises en second cycle.

On signalera que les ondes sismiques ont des comportements tout à fait similaires (réflexion et réfraction).

I - Optique géométrique	
1. Les outils du modèle	
Sources lumineuses ponctuelles, rayons lumineux, Limites du modèle.	Toute étude de la diffraction est hors programme.
2. Lois de la réflexion.	
Miroir plan. Définitions : système optique, point objet, point image, point réel, point virtuel, stigmatisme.	Les lois de Descartes ne seront pas justifiées.
3. Lois de la réfraction.	
Angle de réfraction limite. Réflexion totale. Dioptre plan. Stigmatisme approché.	On présentera l'approximation de Gauss.
4. Lentilles sphériques minces	
(dans l'approximation de Gauss) Formules de conjugaison avec origine au centre et aux foyers, grandissement.	On reliera l'approximation de Gauss au choix des échelles sur les schémas. Les lois des lentilles ne seront pas démontrées. L'étude des systèmes centrés est hors programme. Les définitions des grandeurs caractéristiques des instruments d'optique (grossissement, puissance, etc...) sont hors programme.

TRAVAUX PRATIQUES

L'enseignement à caractère expérimental est développé autour de deux approches complémentaires : les séances de travaux pratiques et les séances de travaux pratiques-cours.

1 - Travaux pratiques

Le programme de T.P. regroupe les thèmes des deux années de préparation.

L'initiative de la démarche expérimentale est laissée à l'étudiant, néanmoins guidé par un protocole détaillé. Aucun principe de fonctionnement d'appareil de mesure n'est à connaître (balance, multimètre, générateur B.F., oscilloscope, millivoltmètre).

Le professeur insistera sur les règles de sécurité à mettre en œuvre. Les étudiants devront savoir manipuler l'ensemble des instruments cités dans la colonne matériel. Une notice simplifiée indiquant les principales fonctions et réglages devra être fournie à l'étudiant lors de l'évaluation. Le choix des thèmes des séances de travaux pratiques se fera en fonction de la progression des enseignements théoriques. Une liste de thèmes est donnée à titre indicatif. Une partie de ces activités pourra être réalisée en TP-cours.

Thermodynamique

Thèmes	Matériel	Commentaires
Mesure d'enthalpie de changement de phase Mesure d'enthalpie de réaction Pression de vapeur saturante en fonction de la température	Balance électronique. Calorimètre.	

Optique

Thèmes	Matériel	Commentaires
Utilisation d'un banc d'optique ; réalisation de systèmes simples mettant en jeu des lentilles sphériques minces.	Banc d'optique Lentilles	
Mise en évidence qualitative des phénomènes d'interférences et de diffraction. Réseau, détermination du pas, mesure de longueur d'onde.	Laser Lampe spectrale. Réseau Goniomètre	On insistera sur les règles de sécurité relatives à l'emploi des sources de lumière. Le spectroscopie à réseau devra être fourni réglé à l'étudiant.

Électricité

Thèmes	Matériel	Commentaires
Maîtrise de l'utilisation de l'oscilloscope : - choix des points de branchement de l'oscilloscope sur le circuit, - entrée en continu OU en alternatif, - réglage de la synchronisation, - tracé de courbes XY.	Oscilloscope Générateur B.F.	Problèmes liés à la masse
Tracé de caractéristiques de dipôles linéaires et non linéaires. Circuits RC, RL, RLC série en régimes transitoire et sinusoïdal forcé. Tracé des courbes de gain en tension et de déphasage de filtres passifs simples utilisant uniquement des dipôles R et C.	Multimètre numérique. Alimentation stabilisée	Aucune caractéristique de dipôle non linéaire n'a à être connue. Les limitations en courant et en tension seront fournies à l'étudiant. Le schéma du filtre passif étudié sera fourni à l'étudiant.
Amplificateur opérationnel : - montages élémentaires avec résistances : suiveur, amplificateur non inverseur, amplificateur inverseur... - mesure de l'impédance d'entrée et de l'impédance de sortie d'un montage comprenant un amplificateur opérationnel en régime indépendant du temps, - montages intégrateur, et dérivateur, - filtres actifs simples.		Les schémas de montage devront être fournis à l'étudiant. On montrera expérimentalement à cette occasion les limitations du modèle de l'A.O. idéal (saturation et influence de la fréquence). Les autres écarts à ce modèle sont hors programme. Le schéma du filtre actif étudié sera fourni à l'étudiant.

Mécanique des fluides

Thèmes	Matériel	Commentaires
Lois de Poiseuille et de Darcy : mesure des débits en fonction du diamètre du tube et de la porosité du milieu traversé, mesure des viscosités.		

2 - Travaux pratiques-cours

L'introduction des TP-cours est destinée à favoriser l'assimilation de concepts nouveaux par une amélioration de la démarche pédagogique. En effectifs réduits, l'enseignant et les élèves réalisent des expériences dont le contenu permet une appropriation immédiate de concepts de cours introduits pendant la séance. Cet enseignement pourra être soit à caractère purement expérimental soit complété par une analyse de données numériques à l'aide de tableurs ou de logiciels dédiés.

Les thèmes des séances de TP-cours de première année, sont les suivants :

- Utilisation de l'oscilloscope
- Circuits RC, RL, RLC série en régime(s) transitoire ou (et) sinusoïdal forcé.
- Présentation des lois de l'optique géométrique.
- Réalisation de systèmes simples mettant en jeu des lentilles sphériques minces.

II - CHIMIE

Objectifs de formation

Les grandes lignes des objectifs de formation en chimie sont les mêmes que celles de physique.

A - Atomes et édifices chimiques

1. Classification périodique des éléments	
Lecture du tableau périodique. Structure en blocs, nombres quantiques n , l et m . Configuration électronique d'un atome : quantification de l'énergie, principe d'exclusion de Pauli, règle de Klechkowsky, règle de Hund. Probabilité de présence de l'électron, densité électronique. Représentation graphique des orbitales s , p et d .	La classification périodique servira de point de départ pour retrouver la configuration électronique des éléments. On signalera les analogies dans les groupes (colonnes) et les évolutions entre les groupes (lignes). On signalera l'importance des métaux de transition en biologie et en sciences de la Terre. On définira l'énergie d'ionisation et l'électronégativité (au sens de Pauling uniquement). Une étude exhaustive de l'atome d'hydrogène, le modèle de Bohr, la règle de Ritz et le modèle de Slater sont hors programme. L'équation de Schrödinger n'est pas au programme.
2. Molécules diatomiques et polyatomiques	
Liaison covalente : représentation de Lewis pour les molécules simples, règle de l'octet et ses limites (existence de lacune électronique et de composés hypervalents), prévision de leur géométrie par la méthode de Répulsion des Paires Électroniques de la Couche de Valence (dite VSEPR).	On définira la longueur de la liaison, l'énergie de liaison et le moment dipolaire. Dans tous les cas, on précisera les doublets non-liants, lacunes et électrons libres des molécules étudiées. On montrera que ces caractères peuvent être présents dans des espèces de charges variées. La notion de liaison dative ne sera en aucun cas utilisée. La liaison ionique est hors programme.
3. Liaisons covalentes délocalisées	
Conjugaison, énergie de résonance. Mésomérie, formules mésomères. Aromaticité.	On donnera une représentation spatiale simplifiée des OM liantes σ et π (sans aucun calcul) en s'appuyant sur des considérations de symétrie. On donnera la condition des $4n + 2$ électrons.
4. Existence de forces intermoléculaires	
Liaison hydrogène. Forces de Van der Waals.	L'étude des forces intermoléculaires est exclusivement descriptive. On fournira un ordre de grandeur des énergies mises en jeu et on soulignera les conséquences sur les propriétés physiques. En relation avec l'enseignement de biologie, des exemples simples pourront être proposés parmi les systèmes moléculaires organisés, les acides nucléiques et les protéines. Pour cela, on s'appuiera sur les seules notions du programme de première année.

B - Cinétique chimique

1. Vitesse de réaction globale en système fermé	
Notion de vitesse de réaction globale. Étude expérimentale : systèmes homogènes. Facteurs de la cinétique (concentrations, température, pression, catalyse). Suivi de la cinétique d'une réaction par des méthodes instrumentales. Notion expérimentale d'ordre : exemple de réactions avec ordre et de réactions sans ordre. Loi d'Arrhénius. Énergie d'activation.	On présentera la loi de Beer-Lambert. On insistera sur le caractère non exclusif de la spectrophotométrie UV-visible.
2. Notion de mécanisme	
Décomposition d'une réaction globale en actes élémentaires.	Le professeur illustrera ces notions à l'aide d'exemples de réactions par stades ou de réactions en chaîne. On présentera l'halogénéation des alcanes. On montrera à l'occasion d'une simulation les fondements du modèle de l'état stationnaire ou du pré-équilibre.
Étape déterminant la vitesse. Molécularité de l'acte élémentaire. Intermédiaires réactionnels : radicaux, ions positifs et négatifs.	
Notion de chemin réactionnel.	Toute étude de la théorie des collisions est hors programme. On présentera le diagramme : énergie potentielle / coordonnée de réaction.
Notions de contrôle cinétique et thermodynamique. Postulat de Hammond.	Cette partie pourra servir d'introduction à l'étude des mécanismes de substitution et d'élimination en chimie organique.
3. Catalyse	
Caractères généraux de l'action catalytique. Catalyse homogène. Catalyse enzymatique à un seul substrat : constante de Michaelis, vitesse maximale.	On se limitera à citer un exemple de catalyse acido-basique et un exemple de catalyse d'oxydoréduction. Ces notions seront reprises à l'occasion du cours de chimie organique. La présentation de la catalyse enzymatique sera coordonnée avec l'enseignement de biologie.

C - Thermodynamique chimique

L'introduction de concepts de thermodynamique chimique a pour objectif de formaliser l'analyse d'un système chimique par la manipulation d'outils proposés dès la classe de terminale S. Les réactions acide-base en solution aqueuse constituent, en première année, une des applications de cette partie.

1. Description d'un système fermé en réaction chimique	
Avancement de la réaction. État standard d'un constituant pur : gaz parfait et état condensé ; grandeur molaire standard. Activité d'un constituant dans un mélange.	On se limitera aux cas d'un mélange idéal de constituants gazeux, liquide et solide.
2. Application du premier principe de la thermodynamique à la chimie	
Enthalpie de réaction. Enthalpie de formation. Loi de Hess.	On définira l'enthalpie de réaction : $\Delta_r H = \left(\frac{H}{\xi} \right)_{P,T}$ On se limitera à des systèmes idéaux pour lesquels, l'enthalpie de réaction s'identifie à l'enthalpie standard de réaction. On écrira la relation entre la quantité de chaleur reçue par le système réagissant à pression et température constantes, l'enthalpie de réaction et l'avancement de la réaction. La chaleur de réaction à volume constant et la loi de Kirchhoff sont hors programme.
Énergie d'ionisation, affinité électronique, énergie de liaison.	L'énergie de liaison, l'énergie d'ionisation et l'affinité électronique seront assimilées à des enthalpies de réaction. L'énergie réticulaire et le cycle de Born-Haber sont hors programme.

3. Évolution à température et pression constantes, d'un système chimique : critère d'évolution, critère d'équilibre	
Constante thermodynamique d'équilibre. Influence de la température sur K° , loi de Van't Hoff. Quotient de réaction Q_r et calcul de sa valeur pour un état quelconque. Composition d'un système à l'équilibre chimique. Détermination du sens de l'évolution pour une transformation spontanée, à pression et température constantes, par la comparaison de K° et Q_r .	Ces expressions seront démontrées en deuxième année. On illustrera la manipulation de Q_r et K° à l'aide d'exemples simples, limités à une seule transformation chimique.

D - Solutions aqueuses

En première année, on n'étudie que les équilibres acido-basiques.

Les calculs effectués dans le cours seront précédés d'une analyse physico-chimique et porteront sur quelques exemples simples sans procéder à une étude exhaustive de tous les cas.

Acido-basité	
Couples acido-basiques en solution aqueuse. Diagrammes de prédominance. Propriétés des solutions équivalentes. Déterminations du pH d'une solution par la méthode de la réaction prépondérante. Cas particulier des acides α -aminés, point isoélectrique. Analyse de courbes de dosage, effet tampon.	On utilisera la formulation de Brönsted. Les calculs de pH se limiteront à établir le pH, dans le domaine de concentration où l'autoprotolyse du solvant n'intervient pas, de systèmes tels que le pH d'un acide faible, d'une base faible ou d'une espèce amphotère en solution. On étudiera des cas simples et réalistes où existe une réaction nettement prépondérante. L'utilisation des formules démontrées devra s'accompagner de la vérification des hypothèses limitant leur application. La simulation numérique sera utilisée à titre d'outil. On ne décrira ni les phénomènes de membrane ni ceux intervenant dans le fonctionnement de l'électrode de verre.

E - Chimie organique

On illustrera par des exemples concrets (substrats, réactifs dans les conditions de la chimie "fine") les notions présentées.

On utilisera la nomenclature officielle définie par l'Union Internationale de Chimie Pure et Appliquée (IUPAC).

Les réactions et les mécanismes explicitement mentionnés dans le programme sont les seuls exigibles.

L'étude des préparations et des propriétés physiques est hors programme.

1. Formules brutes, formules développées. Structure stérique des molécules.	
Représentations : perspective et projection de Cram, Newman et Fischer.	
Règles élémentaires de la nomenclature en chimie organique.	On se limitera aux séries aliphatiques et monocycliques et aux fonctions du programme. La nomenclature des hétérocycles est hors programme. Aucune question de cours ne pourra être posée.
Conformation.	Conformation de l'éthane et du butane. Dans le cas du cyclohexane, on définira les termes suivants : - substituant axial, équatorial (notion d'isomérisme cis-trans), - interconversion chaise-chaise. Les autres conformations sont exclues.
Configuration ; isomérisme autour d'une double liaison (nomenclature E, Z).	
Configuration absolue d'un atome (nomenclature R, S ; nomenclature D, L pour les sucres et les acides α -aminés). Cas de molécules à deux carbones asymétriques.	La nomenclature érythro-thréo est hors programme. On soulignera la réduction du nombre de stéréoisomères dans le cas de composés symétriques.
Structures cycliques du glucose, anomérisme, mutarotation.	Représentation en perspective, formules de Haworth.
2. Alcènes.	
Addition électrophile.	Interprétation des données cinétiques et de la régiosélectivité de la réaction d'addition électrophile par les effets électroniques (inductifs et mésomères) d'un substituant. Stéréosélectivité de l'halogénéation. Régiosélectivité de l'hydrohalogénéation et de l'hydratation. L'effet Kharasch et la caractérisation des alcènes par des réactions d'addition électrophile sont hors programme. Les notions de syn et anti seront présentées.
Équation bilan de l'hydrogénation.	Les réactions d'oxydation des alcènes seront présentées en deuxième année.

3. Dérivés monohalogénés des alcanes.	
Substitution nucléophile : cas limites des mécanismes SN1 et SN2. Réactions d'élimination : cas limites des mécanismes E1 et E2.	Dans les deux cas, les aspects stéréochimiques seront discutés. Le rôle du solvant est hors programme.
4. Alcools.	
Activation du groupement alcool. Comparaison des groupes partants OH ⁻ , H ₂ O, ion paratoluène-sulfonate. Application à l'élimination et à la substitution.	Le test de Lucas est hors programme. On illustrera la formation des éthers par la synthèse de Williamson.
Oxydation par les sels de chrome VI en dérivés carbonylés ou en acides carboxyliques.	On n'omettra pas de signaler la toxicité des sels de chrome(VI).
5. Aldéhydes et cétones.	
	Toute étude comparative des aldéhydes et des cétones est hors programme, toutefois on signalera le caractère réducteur des aldéhydes. On illustrera certaines réactions à partir d'exemples issus de la chimie des sucres. L'objectif est de proposer des outils permettant de comprendre une partie de la réactivité des sucres et leurs intérêts en biologie.
Addition nucléophile : intermédiaire tétraédrique. Évolution.	
Acétalisation en milieu acide, mécanisme. Protection réciproque de la fonction carbonyle et des diols vicinaux. Cyclisation du glucose, mutarotation. Hydrolyse du saccharose.	On signalera que la réaction d'acétalisation peut être vue non seulement comme une réaction de protection de la fonction carbonyle mais aussi comme une protection des diols vicinaux. La formation de polysaccharides est hors programme.
Identification de la fonction carbonyle : test à la 2,4-DNPH.	Le test sera vu en travaux pratiques. La formation d'osazones est hors programme.
Notion de tautométrie.	On signalera l'équilibre possible d'isomérisation entre le glucose et le fructose.
Réaction en α du groupement carbonyle : obtention d'un carbanion en α d'un groupement électro - attracteur, énolates. Aldolisation, cétolisation, crotonisation en milieu basique, mécanisme.	On signalera l'utilisation possible des amidures. On n'abordera pas le problème de la O-alkylation. On signalera le mécanisme d'élimination par carbanion (E1 _{CB})
Équation-bilan de l'oxydation des aldéhydes.	La réaction de Cannizarro est hors programme. La dégradation des sucres par oxydation forte et coupure du squelette carboné est hors programme.
Réduction en alcools par NaBH ₄ .	On signalera l'analogie avec NADH, sans toutefois entrer dans des considérations de stéréosélectivité.

TRAVAUX PRATIQUES

Comme en physique, l'enseignement à caractère expérimental est développé autour de deux approches complémentaires : les séances de travaux pratiques et les séances de travaux pratiques-cours.

1 - Travaux pratiques

Le programme de T.P. regroupe les thèmes des deux années de préparation.

L'initiative de la démarche expérimentale est laissée à l'étudiant, néanmoins guidé par un protocole détaillé. Aucun principe de fonctionnement d'appareil de mesure n'est à connaître (pH-mètre, conductimètre, spectrophotomètre).

Le professeur insistera sur les règles de sécurité à mettre en œuvre. Les étudiants devront savoir manipuler l'ensemble des instruments cités dans la colonne matériel. Une notice simplifiée indiquant les principales fonctions et réglages devra être fournie à l'étudiant lors de l'évaluation.

Le choix des thèmes des séances de travaux pratiques se fera en fonction de la progression des enseignements théoriques. Une liste de thèmes est donnée à titre indicatif. Une partie de ces activités pourra être réalisée en TP-cours.

Chimie organique

Thèmes	Matériel	Commentaires
Présentation des règles de sécurité dans un laboratoire de chimie.		On insistera en particulier sur le port des lunettes de sécurité et l'utilisation des poires
Techniques de la chimie organique : - Montage d'une expérience à reflux, - Montage en condition anhydre, - Extraction par lavage et décantation, - Filtration sous vide, - Évaporation sous vide, - Distillation, - Entraînement à la vapeur, - Recristallisation, prise d'un point de fusion, - Mesure d'un pouvoir rotatoire, - Chromatographie.	Verrerie rodée : ballon, réfrigérant, ampoule de coulée isobare. Ampoule à décanter. Évaporateur rotatif. Montage de distillation à pression atmosphérique. Dispositif de l'entraînement à la vapeur avec générateur. Appareil à point de fusion. Polarimètre. Séparation sur couche mince.	Le protocole opératoire détaillé devra être fourni à l'étudiant. Les montages sous gaz inerte sont hors programme.
Utilisation de modèles moléculaires Interprétation de spectres RMN et IR	Modèles moléculaires	On restera strictement dans le cadre du programme

Chimie physique et chimie des solution

Thèmes	Matériel	Commentaires
Dosages volumétriques à l'aide d'indicateurs colorés Tracé et exploitation de courbes de titrages acido-basiques et de titrage par précipitation Détermination de constantes d'équilibre : constantes d'acidité, produits de solubilité.	Électrode de référence Électrode de verre pH-mètre Cellule conductimétrique Conductimètre	
Vérification de la loi de Beer-Lambert Étude d'un indicateur coloré Cinétique chimique : vérification de l'ordre d'une réaction et détermination de la constante de vitesse. Influence de la température. Tracé et exploitation de courbes de titrages rédox Détermination expérimentale de potentiels standard et de constantes thermodynamiques Détermination de la formule d'un complexe et de sa constante de dissociation Étude d'un diagramme binaire	Spectrophotomètre Électrode métallique Millivoltmètre	Les produits utilisés devront être non toxiques.

2 - Travaux pratiques-cours

L'introduction des TP-cours est destinée à favoriser l'assimilation de concepts nouveaux par une amélioration de la démarche pédagogique. En effectifs réduits, l'enseignant et les élèves réalisent des expériences dont le contenu permet une appropriation immédiate de concepts de cours introduits pendant la séance. Cet enseignement pourra être soit à caractère purement expérimental soit complété par une analyse de données numériques à l'aide de tableurs ou de logiciels dédiés.

Les thèmes des séances de TP-cours de première année, sont les suivants :

- Manipulation de modèles moléculaires, structure des molécules en chimie organique.
- Description des électrodes manipulées en chimie des solutions.
- Analyse de courbes de dosages pH-métriques.