

Programme de Chimie inorganique 1^{ère} année BG

Table des matières

Volume horaire	3
Table approches documentaires	4
Table travaux pratiques	4
Avant-propos	5
Formation disciplinaire	5
Formation expérimentale	5
Approches documentaires	5
<i>Recommandations</i>	5
Thème 1 : Structure de la matière : Atomistique	6
Chapitre 1 : Structure de l'atome	7
Chapitre 2 : Tableau périodique	12
Chapitre 3 : Liaisons chimiques et solvants	13
Chapitre 4 : Chimie de coordination	16
Thème 2 : Cristallographie	17
Chapitre 5 : Introduction et notions de base de la cristallographie	18
Chapitre 6 : Cristaux métalliques	20
Chapitre 7 : Cristaux ioniques	21
Thème 3 : Thermodynamique	22
Chapitre 8 : Introduction à la thermodynamique chimique-Notions, principes et applications	23
Annexe bibliographique	29

Volume horaire

SECTION BG-CHIMIE GENERALE

		Volume horaire hebdomadaire	C	TD	TP	Coefficient
		4H30min	2h 45min	45min	1h	X (à réviser)
semestre 1	Chimie gen		2h 45 min	45 min		X
Semestre 2	Chimie gen		1h 15 min	15 min		X/2
	Chimie Org		1h 30 min	30min		X/2

Découpage horaire

Thème	Chapitre	semaine	Cours/h	TD/h	C+TD/h	
Atomistique	1. Structure de l'atome	3	8,25	2,25	10,5	semestre 1
	2. Tableau périodique	2	5,5	1,5	7	
	3. Liaisons chimiques et solvants	3,5	9,625	2,625	12,25	
	4. Chimie de coordination	2	5,5	1,5	7	
Cristallographie	5. Introduction et notions de base de la cristallographie	2	5,5	1,5	7	Semestre 2
	6. Cristaux métalliques	1,5	4,125	1,125	5,25	
	7. Cristaux ionique	3	3,75	0,75	4,5	
Thermodynamique Chimique	8. Introduction à la thermodynamique chimique- Notions, principes et applications	11	13,75	2,75	16,5	
Total		28	56	14	70	

Table approches documentaires

Approche Doc. 1 : Application de la radioactivité en géologie et dans le domaine médical.	8
Approche Doc. 2 : Théorie de champ cristallin.	16
Approche Doc. 3 : Corréler des propriétés des matériaux à la nature de la cohésion cristalline.	20
Approche Doc. 4 : Corréler des propriétés des matériaux à la structure cristalline.	20
Approche Doc. 5 : Histoire de la cristallographie.	20
Approche Doc. 6 : Importance des bases de données thermodynamiques des grandeurs standard dans les applications industrielles.	28

Table travaux pratiques

TP 1 : Préparation d'une solution titrée.	15
TP 2 : Dosage acido-basique suivi simultanément par virage d'un indicateur coloré et par pH-métrie.	15
TP 3 : Spectrophotométrie.	16
TP 4 : Étude des structures métalliques compactes.	21
TP 5 : Étude des structures ioniques types.	21
TP 6: Détermination expérimentale de la chaleur par calorimétrie.	24
TP 7: Vérification de la loi de Hess par calorimétrie.	24

Avant-propos

Les programmes de chimie des classes préparatoires sont organisés comme suit :

Formation disciplinaire

Les programmes définissent les objectifs de l'enseignement et décrivent les connaissances et les capacités exigibles des étudiants ; ils précisent aussi certains points de terminologie et certaines notations. Ils fixent clairement les limites à respecter tant au niveau de l'enseignement que des épreuves d'évaluation.

Dans chaque semestre, le programme est décliné en chapitres, chaque chapitre comporte un texte présenté en trois colonnes : à gauche figurent les contenus du programme ; au milieu les capacités exigibles des étudiants et à droite les commentaires dans les quelles on précise quelques notations, définitions, activités proposées pour illustrer les différentes notions du programme et les limites du programme.

Les parties indiquées dans la colonne de droite comme étant « hors programme », ne doivent pas être traitées et ne peuvent faire l'objet d'aucune épreuve d'évaluation.

L'enseignant conduit en toute liberté, dans le respect de la cohérence de la formation globale, l'organisation de son enseignement et le choix de ses méthodes. En particulier, la chronologie retenue dans la présentation des différents chapitres de chaque semestre ne doit pas être interprétée comme un modèle de progression. Cependant, la progression retenue au cours d'un semestre doit respecter les objectifs de l'enseignement dispensé au cours de cette période.

Formation expérimentale

L'approche expérimentale est censée développer chez l'étudiant des capacités expérimentales, comme l'observation, la rigueur, la créativité, l'esprit d'initiative, et le sens critique. Dans l'approche expérimentale, le travail ne se limite pas uniquement à la réalisation d'une série de manipulations, mais doit accorder une grande importance à l'analyse et à la réflexion sur les phénomènes étudiés.

L'outil informatique est un moyen très commode pour étudier l'influence de la variation de certains paramètres sur l'évolution d'un phénomène dans le cadre d'un modèle donné. Cependant, pour concentrer tout l'effort sur la chimie, aucune connaissance approfondie du matériel informatique ou des logiciels utilisés ne doit être exigée. Dans le même ordre d'idée, si la rédaction d'un compte-rendu est une activité primordiale, elle ne doit pas prendre une importance excessive par rapport au travail expérimental proprement dit.

La liste des TP proposée est à titre indicatif. Le contenu et la progression des TP seraient adapté aux conditions de chaque établissement. Des connaissances de bases d'ordre expérimentales tels que (verreries usuelles, montages de dosages volumétrique, préparation des solutions titrées,... les techniques de base de séparation et de purification en chimie organique) peuvent faire l'objet d'évaluation.

Approches documentaires

La démarche documentaire avec différents outils permet de développer chez l'apprenant une meilleure maîtrise de l'information. Parmi les objectifs de cette approche, on peut citer : savoir rechercher (méthodologie), utiliser et traiter (réflexion) et communiquer l'information. Elle permet aussi d'habituer l'étudiant à se cultiver et à être un apprenant à vie.

Le contenu des approches documentaires ne peuvent faire l'objet d'aucune épreuve d'évaluation.

Recommandations

Afin d'homogénéiser les notations utilisées par les enseignants. On propose d'adopter les recommandations de l'UICPA (Union Internationale de Chimie Pure et Appliquée) pour tout ce qui est conventions de vocabulaire ou d'écriture. Des préconisations et des suggestions sont proposées, mais il ne s'agit en aucun cas de prescriptions qui entravent la liberté pédagogique de l'enseignant dans le cadre général du programme.

Thème 1 : Structure de la matière : Atomistique

Ce thème donne une description microscopique de la matière à l'aide de modèles simples pour la constitution des atomes, des ions et des molécules. L'étude de la classification périodique des éléments est un outil essentiel de la chimie qui nous permet par la suite de tirer des informations, de prévoir la réactivité des corps simples et de déterminer la nature de la liaison chimique. La géométrie des molécules est déterminée par le modèle de Gillespie. L'étude des interactions intermoléculaires constitue essentiellement un support à l'interprétation des propriétés physico-chimiques. Cette partie du programme, dont le contenu s'articule entre la modélisation (approche conceptuelle) et le réel (approche expérimentale), est une occasion à l'étudiant pour apprendre à modéliser et à valider d'une manière autonome pour une meilleure compréhension des phénomènes chimiques, souvent complexes.

Chapitre 1 : Structure de l'atome

Contenu	Capacités exigibles	Commentaires
1.1. Préambule <ul style="list-style-type: none">✓ Atomes, isotopes, abondance isotopique et masse molaire.✓ Ordres de grandeurs de la taille d'un atome et des masses ; charges de l'électron et du noyau (protons et neutrons).		<ul style="list-style-type: none">❖ Les structures de l'atome et du noyau ont été vues dans les classes antérieures ; elles sont rappelées sommairement.❖ L'usage d'un vocabulaire précis est indispensable : élément, atome, corps simple, corps composé, corps pur, espèce chimique, entité chimique.
✓ Principe de la fission. Radioactivité α , β^+ , β^- et γ . Décroissance radioactive.		
✓ Postulats de Bohr et les expressions des énergies et du rayon.		<ul style="list-style-type: none">❖ Se limiter à énoncer les postulats de Bohr.❖ Ce modèle est introduit brièvement et ne fera pas l'objet d'application.❖ Les expressions de l'énergie pour un système monoélectronique (atome d'hydrogène et ions hydrogénoïdes) et du rayon sont données sans démonstration.

1.2. Atome selon le modèle quantique		
1.2.1. Dualité onde-corpuscule	<p>➤ Retenir que le théorème d'incertitude d'Heisenberg ne s'applique que pour un corpuscule.</p>	<ul style="list-style-type: none"> ❖ Les travaux de Planck, Einstein et De Broglie sont énoncés pour évoquer que la nature quantique de la matière entraîne l'équivalence entre des propriétés ondulatoires (fréquence et vecteur d'onde) et corpusculaires (quantité de mouvement et impulsion). ❖ Le principe d'incertitude (ou Théorème d'indétermination) de Heisenberg est énoncé pour rappeler que, pour un corpuscule en mouvement, on ne peut pas connaître simultanément sa position et sa vitesse avec une précision supérieure à un certain seuil. ❖ Le terme « incertitude » est le terme historique pour ce principe. Le nom de « théorème d'indétermination » est recommandé.

Approche Doc. 1 : Application de la radioactivité en géologie et dans le domaine médical.

Contenu	Capacités exigibles	Commentaires
1.2.2. La Fonction d'onde (Ψ)		
a) Équation de Schrödinger	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Reconnaître chaque terme de l'équation de Schrödinger. ➤ Savoir que résoudre l'équation de Schrödinger revient à chercher l'ensemble des couples (Ψ_i, E_i) où Ψ_i : fonction propre, E_i : valeur propre 	<ul style="list-style-type: none"> ❖ Définir brièvement chaque terme de l'équation de Schrödinger. ❖ L'équation de Schrödinger décrit l'évolution dans le temps du comportement ondulatoire d'une particule massive non relativiste et notamment l'électron.
b) Propriétés de la fonction propre		<ul style="list-style-type: none"> ❖ Les solutions de cette équation (Ψ) permettent d'accéder à l'énergie de la particule considérée et à la probabilité de son existence dans un point de l'espace à un instant donné. ❖ La résolution mathématique est hors programme. ❖ On se limite à interpréter $\psi ^2 = \frac{dP}{dV}$ comme la densité de probabilité de présence d'un électron en un point. ❖ La probabilité de présence de l'électron ne s'annule jamais.
c) Solutions dégénérées		<ul style="list-style-type: none"> ❖ . Se limiter à la définition de la dégénérescence :deux fonctions propres dégénérées sont associées à la même valeur propre.

Contenu	Capacités exigibles	Commentaires
1.2.3. Système monoélectronique		
a) Équation de Schrödinger		<ul style="list-style-type: none"> ❖ Donner l'expression de l'énergie potentielle. ❖ Présenter les coordonnées sphériques.
b) Nombres quantiques : n , l et m_l	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Donner la signification de chaque nombre quantique. 	
c) Fonctions propres ψ_{n,l,m_l}		<ul style="list-style-type: none"> ❖ Chaque fonction propre est caractérisée par un ensemble de trois nombres quantiques (n, l, m_l). Son énergie dépend du nombre quantique principal n.
d) Nomenclature des fonctions propres		<ul style="list-style-type: none"> ❖ 1s, 2s, 2p, 3d ...
e) Description et représentation graphique conventionnelle d'une fonction propre.	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Connaître la forme de chaque fonction propre 	<ul style="list-style-type: none"> ❖ On se limitera à la représentation des fonctions 1s, 2s, 2p et 3d. ❖ Les expressions mathématiques des fonctions d'onde peuvent être données. ❖ Ces expressions ne sont ni à établir ni à retenir.
1.2.4. Spin électronique (m_s ou s).	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Décrire l'état d'un électron (n, l, m_l et s). 	<ul style="list-style-type: none"> ❖ L'électron d'un système monoélectronique est caractérisé par quatre nombres quantiques : n, l, m_l, m_s
1.2.5. Les atomes polyélectroniques		<ul style="list-style-type: none"> ❖
a) L'approximation orbitale		<ul style="list-style-type: none"> ❖ Donner l'expression de l'énergie potentielle. ❖ Equation de Schrödinger impossible à résoudre. ❖ Nécessité d'une approximation : approximation orbitale. ❖ L'orbitale atomique est une fonction d'onde monoélectronique χ résultant de l'approximation orbitale (rigoureusement cette appellation n'est pas utilisée pour l'atome d'hydrogène où on parle simplement de fonction propre ψ).
b) Nomenclature et propriétés des orbitales atomiques		<ul style="list-style-type: none"> ❖ Adopter les mêmes nomenclature et propriétés que celles des fonctions propres d'un système monoélectronique.

Contenu	Capacités exigibles	Commentaires
c) Configuration électronique d'un atome :	➤ Déterminer, à l'aide des règles de remplissage, la configuration électronique d'un atome ou d'un ion à l'état fondamental.	
<i>c.1) Règles de remplissage</i>		
- Principe d'exclusion de Pauli		
- Règle de Klechkowsky	<ul style="list-style-type: none"> • Connaître des exceptions à la règle de Klechkowsky, On se limitera aux anomalies associées aux orbitales « d » (Cr, Cu, Rh et Ag). 	❖ L'énergie d'une orbitale atomique dépend des deux nombres quantiques n et l .
- Règle de Hund		❖ Conséquence : diamagnétisme, paramagnétisme.
<i>c.2) Électrons de cœur et électrons de valence</i>	<ul style="list-style-type: none"> • Construire un schéma de remplissage des sous couches de valence et préciser le nombre des électrons de valence. • Prévoir la configuration électronique d'un ion monoatomique. 	<ul style="list-style-type: none"> ❖ Pour les applications, les éléments traités doivent appartenir aux cinq premières périodes. ❖ Les électrons d'une orbitale $(n-1)d$ non saturée sont des électrons de valence. Les électrons d'une orbitale $(n-1)d$ saturée sont des électrons de cœur. ❖ Insister sur le fait que pour un ion monoatomique la valeur de numéro atomique Z ne change pas.

Chapitre 2 : Tableau périodique

Contenu	Capacités exigibles	Commentaires
1. Architecture du tableau périodique : (Notions de : période, groupe et blocs).	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Localiser dans le tableau périodique les blocs : s, p, d et f. ➤ Relier la position d'un élément dans le tableau périodique à sa configuration électronique. ➤ Situer dans le tableau les alcalins, les alcalino-terreux, les chalcogènes, les halogènes et les gaz rares. 	❖ Critères actuels de la classification (Z et électrons de valence).
2. Propriétés des éléments : Définition et évolution		
2.1. Rayons atomique et ionique	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Comparer les propriétés des éléments selon leurs positions dans le tableau périodique. 	❖ Définir le rayon atomique comme étant le rayon d'une orbitale atomique appartenant à la couche de valence (le rayon de l'orbitale étant la distance noyau-électron pour laquelle la densité de probabilité radiale est maximale).
2.2. Énergie de la 1^{ère} ionisation et étude des ionisations successives		
2.3. Affinité et attachement électronique		
2.4. Électronégativité		❖ Signaler la présence de plusieurs échelles d'électronégativité et se limiter à l'étude de celle de Pauling.
2.5. Caractère oxydo-réducteur	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Relier les degrés d'oxydation d'un atome à sa structure de la couche de valence et son emplacement dans le tableau périodique. ➤ Repérer les éléments à pouvoir réducteur (métaux) et ceux à pouvoir oxydant (<i>e.g.</i> les halogènes et les chalcogènes). ➤ Reconnaître les métaux des non métaux et métaux de transition. 	

Chapitre 3 : Liaisons chimiques et solvants

Contenu	Capacités exigibles	Commentaires
1. Liaisons covalentes 1.1. Modèle de Lewis : - Liaison covalente localisée (simple ou multiple) - Liaison covalente délocalisée - Notions de mésomérie et formes limites	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Présenter le modèle de Lewis et de la règle de l'octet. ➤ Établir un ou des schémas de Lewis pour une entité donnée. ➤ Identifier les écarts à la règle de l'octet. 	<ul style="list-style-type: none"> ❖ Traiter les cas des molécules et des ions polyatomiques. ❖ Donner les formes limites de résonance à partir d'exemples simples (e.g. O₃, CO₃²⁻, SO₃).
1.2. Géométrie d'un édifice moléculaire, Modèle VSEPR	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Identifier et présenter les structures de types AX_nE_p, avec : n+p = 2 à 6. ➤ Prévoir et interpréter les déformations angulaires (effets de l'électronégativité de l'atome central et des atomes périphériques, de la présence des doublets non liants et/ou de la liaison multiple) et leurs conséquences. 	<ul style="list-style-type: none"> ❖ Présentation de la règle de Gillespie (répulsion des paires d'électrons de la couche de valence). ❖ Utiliser la terminologie 'figure de répulsion' et 'géométrie de l'édifice'.
1.3. Polarité d'une molécule -Polarité de la liaison		
- Moment dipolaire d'une molécule (Molécules polaires et apolaires)	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Déterminer la direction et le sens du vecteur moment dipolaire d'une liaison et d'une molécule. ➤ Relier la structure géométrique d'une molécule à l'existence ou non d'un moment dipolaire permanent. 	<ul style="list-style-type: none"> ❖ Adopter le sens du vecteur moment dipolaire du pôle (-) au pôle (+). ❖ Le calcul du pourcentage ionique d'une liaison covalente polarisé est hors programme.

Contenu	Capacités exigibles	Commentaires
2. Liaisons ioniques	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Corréler la nature des interactions, qui assurent la cohésion des édifices aux positions relatives des éléments dans la classification périodique. 	<ul style="list-style-type: none"> ❖ Présenter la liaison ionique comme étant une limite de la liaison covalente. ❖ Corréler le caractère ionique d'une liaison à la différence d'électronégativité des éléments chimiques. ❖ les ordres de grandeurs des liaisons ioniques sont donnés à titre indicatif ; ils ne sont pas à retenir.
3. Liaisons métalliques	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Corréler les propriétés physicochimiques (conduction thermique et électrique, T_{fus}, T_{sub}, $T_{\text{évap}}$, ...) à la nature des interactions intervenantes. 	<ul style="list-style-type: none"> ❖ Corréler le caractère métallique de la liaison au pouvoir réducteur des métaux. ❖ La théorie des bandes est hors programme. ❖ Les expressions des énergies et leurs ordres de grandeurs sont donnés à titre indicatif ; ils ne sont pas à retenir.
4. Liaisons de faibles énergies - Interactions de Van der Waals (de Keesom, de Debye et de London). - Liaisons hydrogène inter et intra-moléculaires. - Effet du type de liaison sur quelques propriétés physiques des corps purs liquide, telles que la température de vaporisation.		<ul style="list-style-type: none"> ❖ Mise en évidence de la présence de forces intermoléculaires qui augmentent quand la distance inter-particules (atomes, molécules ou édifices ioniques) diminue au cours d'un refroidissement ou une compression. ❖ Les notions de la polarisabilité, des moments dipolaires, induit et instantané et les définitions des forces de Van der Waals sont données d'une manière succincte. ❖ Les expressions des énergies et leurs ordres de grandeurs sont donnés à titre indicatif ; ils ne sont pas à retenir.

3. Solvant		
3.1. Mise en solution d'une espèce chimique moléculaire ou ionique.		
3.1.1. Définitions : solvant-soluté-dissolution		
3.1.2. Caractéristiques des solvants moléculaires. - <i>Permittivité relative (pouvoir dissociant),</i> - <i>Solvants protique et aprotique</i> - <i>Solvants polaire et apolaire,</i>		
3.1.3. Solubilisation et solubilité.	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Interpréter la miscibilité ou la non- miscibilité de deux solvants. ➤ Justifier et proposer le choix d'un solvant adapté à la dissolution d'une espèce donnée. 	

TP 1 : Préparation d'une solution titrée.

TP 2 : Dosage acido-basique suivi simultanément par virage d'un indicateur coloré et par pH-métrie.

Chapitre 4 : Chimie de coordination

Contenu	Capacités exigibles	Commentaires
1. Définitions :		
<ul style="list-style-type: none"> - Composés de coordination. - Ligand (monodentate, polydentate). - Liaison métal-ligand. 		<ul style="list-style-type: none"> ❖ Se limiter aux complexes des métaux de transition. ❖ l'hybridation des orbitales atomiques du métal est hors programme.
2. Nomenclature	➤ Nommer un complexe en appliquant les règles de l'IUPAC.	❖ Les règles de Nomenclature de l'IUPAC doivent être connues
3. Structure idéale octaédrique.		❖ L'effet Jahn-Teller est hors programme
4. Théorie du champ cristallin.		
4.1. Présentation élémentaire de la levée de la dégénérescence dans le cas des complexes octaédriques.	➤ Relier la nature de champ cristallin (fort ou faible) à la nature du cation métallique et celle du ligand.	❖ Représenter les orbitales d et expliquer la levée partielle de la dégénérescence suite à l'interaction avec les ligands.
4.2. Aspect énergétique : <ul style="list-style-type: none"> - influence du ligand - influence de l'ion central - énergie de stabilisation du champ cristallin. 		<ul style="list-style-type: none"> ❖ Étudier le cas d'un champ fort et celui d'un champ faible). ❖ Calculer l'énergie de stabilisation du champ cristallin et déterminer la configuration électronique.
4.3. Applications au magnétisme.	➤ Exprimer le moment magnétique en fonction du magnéton de Bohr.	<ul style="list-style-type: none"> ❖ Toute présentation dans le cadre de la théorie des groupes est hors programme. ❖ Préciser la relation entre le spin électronique et le nombre d'électrons célibataires (champ fort, champ faible).
4.4. Applications aux spectres d'absorption par transition électronique (couleur des complexes).	➤ Interpréter la couleur d'un complexe à partir de l'énergie de l'éclatement Δ_o .	

Approche Doc. 2 : Théorie de champ cristallin.

TP 3 : Spectrophotométrie.

Thème 2 : Cristallographie

Cette partie structurale est un prolongement de l'architecture de la matière. Elle présente une occasion pour relier la position d'un élément dans le tableau périodique et la nature des interactions des entités correspondantes dans le matériau solide.

À travers le contenu et les capacités exigées, sont développées des compétences qui pourront être par la suite valorisées, consolidées ou réinvesties, l'étudiant doit :

- Décrire le modèle d'un cristal parfait et déterminer ses caractéristiques structurales.
- Confronter les prédictions faites avec ce modèle aux valeurs expérimentales mesurées sur le solide réel.
- Corréler les caractéristiques cristallographiques à des propriétés du matériau.

Chapitre 5 : Introduction et notions de base de la cristallographie

Contenu	Capacités exigibles	Commentaires
1. États solide de la matière - État solide cristallin - État solide amorphe - Comparaison de quelques propriétés macroscopiques de matériaux cristallisés et amorphes.	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Relier des propriétés physiques à la structure microscopique (Notions d'isotropie et anisotropie). ➤ Allure de la courbe d'analyse thermique d'un solide cristallin (Palier isotherme/T de fusion) et celle d'un solide amorphe (point vitreux / T de vitrification). 	
2. Classification des solides cristallisés : (Cohésion cristalline et propriétés)	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Relier la nature du solide cristallisé et ses propriétés à la nature des liaisons qu'il présente. 	<ul style="list-style-type: none"> ❖ Classer les solides cristallisés : Solide cristallisé métallique, ionique, covalent et moléculaire.
3. Notions élémentaires de la cristallographie Cristal et Cristallographie, Structure, symétrie cristalline, motifs, nœuds, réseau, maille, systèmes cristallins, modes de réseaux cristallins et réseaux de Bravais. Nombre de groupements formulaires par maille (Z), multiplicité, Coordinence, Compacité, Masse volumique. Rangée réticulaire [u v w], Plan réticulaire (h k l), indices de Miller.	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Exprimer la valeur de la masse volumique d'un solide cristallin, à partir des données structurales. ➤ Identifier un plan et une rangée réticulaire et les représenter. 	<ul style="list-style-type: none"> ❖ Cristal parfait : Arrangement régulier et périodique d'atomes, de molécules ou d'ions. ❖ On présentera les principales opérations de symétrie (translation, inversion, axe direct et miroir). La notion de symétrie cristalline ne fera pas l'objet d'applications. ❖ La connaissance des 14 réseaux de Bravais n'est pas exigible. Seule la connaissance des caractéristiques géométriques des réseaux cubiques et hexagonale est exigible. ❖ La connaissance des vecteurs de translation permise et les coordonnées réduites¹ (x,y,z) des quatre modes de réseaux est exigible (F, I, P et à faces opposées centrées).

¹Les coordonnées réduites sont définies par : $x = X/a$; $y = Y/b$; $z = Z/c$

Ref : E.R. Cohen, T. Cvitas, J.G. Frey, B. Holmström, K. Kuchitsu, R. Marquardt, I. Mills, F. Pavese, M. Quark, J. Stohner, H.L. Strauss, M. Takami and A.J. Thor, "Quantities, Units and Symbols in Physical Chemistry". International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC) Green Book, troisième édition, IUPAC & RSC Publishing, Cambridge (2008).page36

Contenu	Capacités exigibles	Commentaires
<p>Expression de la distance interréticulaire d_{hkl} dans le cas d'une maille cubique en fonction de h, k et l</p>		<ul style="list-style-type: none"> ❖ L'établissement de l'expression de d_{hkl} n'est pas exigible.
<p>4. Rayons X et phénomène de diffraction -Loi de Bragg -Règles d'extinction selon le mode de réseau</p>	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Déterminer le mode de réseau d'un système cubique moyennant les règles d'extinction et identifier un solide cristallin par DRX (TP). 	<ul style="list-style-type: none"> ❖ Les rayons X et le phénomène de diffraction doivent être présentés très brièvement. ❖ Établir la loi de Bragg. ❖ La démonstration des règles d'extinction, qui se rapportent au mode de réseau, n'est pas exigible. ❖ Signaler que la caractérisation d'un cristal se fait à partir d'un diffractogramme.

Chapitre 6 : Cristaux métalliques

Contenu	Capacités exigibles	Commentaires
1. Assemblages compacts et pseudo-compacts		
1.1. Description du modèle		❖ Modèle : Atome assimilé à une sphère rigide.
1.2. Séquences d'empilements compacts AB et ABC	➤ Préciser la coordinence et identifier la maille	❖ L'étude de la structure hc est effectuée, en se basant sur la maille (prisme droit à base losange).
1.2.1. Maille cubique à faces centrées compacte (cfc)	➤ Exprimer les paramètres de la maille cfc, hc et cc en fonction du rayon métallique.	
1.2.2. Maille hexagonale compacte (hc)	➤ Représenter et décrire la maille cfc, hc et cc. ➤ Localiser et dénombrer les sites tétraédriques et octaédriques d'une maille cfc.	❖ Pour les structures hc et cc, l'étude des sites interstitiels est hors programme.
1.3. Cubique centré (cc)	➤ Déterminer les rayons des sites (habitabilité) dans le cas du cfc. ➤ Calculer la population et la masse volumique.	

Approche Doc. 3 : Corréler des propriétés des matériaux à la nature de la cohésion cristalline.

Approche Doc. 4 : Corréler des propriétés des matériaux à la structure cristalline.

Approche Doc. 5 : Histoire de la cristallographie.

Chapitre 7 : Cristaux ioniques

Contenu	Capacités exigibles	Commentaires
1. Modèle du cristal ionique parfait Description et conditions de stabilité.		❖ Modèle de la structure ionique : l'ion est considéré en tant qu'une sphère rigide et les interactions entre les ions sont purement électrostatiques. ❖ Conditions de stabilité : Neutralité électrique et contact anion-cation.
2. Cristaux ioniques parfaits 2.1. Structures type MX - Cristaux type CsCl - Cristaux type NaCl	➤ Déduire la nature de la liaison par comparaison des données théoriques du modèle ionique avec les données expérimentales.	❖ Le modèle d'un cristal purement ionique est validé, si l'écart relatif entre la valeur théorique et la valeur expérimentale du paramètre de la maille (ou de la distance anion-cation) n'est pas significatif. ❖ Pour chaque structure type : <ul style="list-style-type: none"> ○ Représenter la maille et son contenu en perspective et en projection. ○ décrire la maille ○ Préciser : la coordinence Anion/Cations et Cation/Anions, le groupement formulaire et leurs nombres. ○ Établir la relation entre le type structural et le rapport des rayons ioniques r^+/r^-. ○ - Calculer la masse volumique et la compacité.

TP 4 : Étude des structures métalliques compactes.

TP 5 : Étude des structures ioniques types.2

²L'usage de logiciel(s) pour la visualisation des sites, le dépouillement d'un diagramme de drx d'un matériau et son identification est fortement recommandé

Thème 3 : Thermodynamique

La thermodynamique s'intéresse aux différentes formes d'énergie, en particulier, aux transformations entre chaleur et travail. Elle est construite à partir de principes, en définissant ses lois et ses objets. La thermochimie et la thermodynamique de l'équilibre sont des disciplines essentielles pour l'ingénieur. Elles ont des applications dans tous les domaines industriels.

À travers le contenu et les capacités exigées, sont développées des compétences qui pourront être par la suite valorisées, consolidées ou réinvesties, l'étudiant doit :

- Maîtriser les notions fondamentales de la thermodynamique et utiliser avec précision le langage approprié ;
- Décrire l'évolution et les échanges énergétiques d'un système lors d'une réaction chimique ;

Chapitre 8 : Introduction à la thermodynamique chimique-Notions, principes et applications

Contenu	Capacités exigibles	Commentaires
1- Principales définitions		❖ Adopter les conventions actuelles de l'IUPAC.
1.1. Thermodynamique et grandeurs thermodynamiques		❖ Se limiter à signaler l'existence des grandeurs thermodynamiques.
1.2. Systèmes		
1.2.1. Définitions	➤ Définir, système ouvert, fermé et isolé.	
1.2.2. Description de l'état d'un système		❖ Précision de la nature chimique, l'état physique et la proportion de chaque constituant et les grandeurs thermodynamiques d'un système.
<i>a) Notions de phases physico-chimiques</i>		❖ Systèmes homogène et hétérogène, phases, mélange (une phase a plus qu'un constituant) et solution.
<i>b) Variables d'état (physiques et de composition)</i>	➤ Définir les variables d'état intensives (e.g. T, p, C _i , x _i et W _i) et extensives (e.g. n _i , V).	❖ Fraction molaire (y _i pour un constituant « i » d'une phase gazeuse et x _i pour un constituant « i » d'une phase condensée). ❖ Fraction massique (W _i ^φ pour un constituant « i » d'une phase φ). ❖ Pression partielle (p _i si i est un gaz). ❖ Concentration molaire (C _i , si i est un soluté).
<i>c) Équation d'état</i>	➤ Définir l'équation d'état. ➤ Différentier entre variables dépendantes et indépendantes.	❖ Donner l'expression $p \times V^{gaz} = n^{gaz} \times R \times T$ (loi des gaz parfaits) en tant qu'un exemple d'équation d'état. ❖ Insister sur l'importance des systèmes d'unités et sur l'utilisation des unités dans le système international (S.I.).

Contenu	Capacités exigibles	Commentaires
1.2.3. Transformations d'un système	➤ Définir : <ul style="list-style-type: none"> ○ Transformations physique, chimique, isochore, monotherme, monobare, isobare et isotherme. ○ Transformation adiabatique. ○ Transformations réversible et irréversible. ○ État d'équilibre 	❖ On se limite à définir l'état d'équilibre à l'échelle macroscopique (constance des caractéristiques) par opposition à un système en cours de transformation.
1.2.4. Fonction d'état	➤ Définir la fonction d'état	❖ Expression différentielle d'une fonction d'état F qui dépend des variables d'état (x, y, z ₁ , ..., z _j), elle est continue sa différentielle est $dF = \left(\frac{\partial F}{\partial x}\right)_{y,z} \times dx + \left(\frac{\partial F}{\partial y}\right)_{x,z} \times dy + \sum_i \left(\frac{\partial F}{\partial z_i}\right)_{x,y,z_{j \neq i}} \times dz_i$
2. Échanges d'énergie		
2.1. Convention de signe		
2.2. Échange de chaleur	➤ Préciser l'origine de la chaleur (modifications au niveau des liaisons et interactions des états initial et final). ➤ Définir les termes endothermique, exothermique et athermique	❖ Chaleurs de transformations à pression constante et à volume constant : Capacités calorifiques et chaleurs massiques (molaires) c _p (C _p) et c _v (C _v). ❖ Chaleurs de transformations physiques (température constante).
2.3. Échange de travail	➤ Distinguer le travail des transformations réversible et irréversible	❖ On s'intéresse uniquement au travail volumique de compression et de décompression d'un gaz parfait (δW = - p _{ext} dV).

TP 6: Détermination expérimentale de la chaleur par calorimétrie.

TP 7: Vérification de la loi de Hess par calorimétrie.

Contenu	Capacités exigibles	Commentaires
3. Premier principe de la thermodynamique		
3.1. Notion d'énergie interne U 3.2. Énoncé du premier principe		<ul style="list-style-type: none"> ❖ Le symbole Δ désigne l'opérateur variation : $\Delta X = X_{\text{final}} - X_{\text{initial}}$ ❖ Variation de l'énergie interne : $\Delta U = W + Q$ ❖ Pour une évolution infinitésimale : $dU = \delta W + \delta Q$
3.3. Applications du premier principe		
3.3.1. Transformation isotherme	➤ Connaitre la loi de Joule.	❖ Énoncé uniquement la loi de Joule.
3.3.2. Transformation isochore		❖ $\Delta U = Q_v$
3.3.3. Transformation isobare -définition de l'enthalpie H		<ul style="list-style-type: none"> ❖ L'enthalpie : $H = U + p \times V$ ❖ $\Delta H = Q_p$
3.3.4. Enthalpies de changements d'état physique		❖ Enthalpies de changements d'état d'un corps pur. $\Delta_{\text{vap}}H$, $\Delta_{\text{fus}}H$ et $\Delta_{\text{sub}}H$.
3.4. Applications à la réaction chimique		❖
3.4.1. Avancement d'une réaction ξ		<ul style="list-style-type: none"> ❖ Avancement : $\xi = \frac{n_i - n_i^{(0)}}{\nu_i}$ <ul style="list-style-type: none"> • $n_i^{(0)}$: quantité de matière initiale. • ν_i : coefficients stœchiométriques comptés positivement pour les produits, négativement pour les réactifs.
3.4.2. Grandeurs de réaction $\Delta_r X$	<ul style="list-style-type: none"> ➤ Définir une grandeur de réaction. $\Delta_r X = \left(\frac{\partial X}{\partial \xi} \right)_{T,p}$ ➤ Différencier entre la variation d'une grandeur : $\Delta X = X_{\text{final}} - X_{\text{initial}}$ et une grandeur de réaction : $\Delta_r X$. 	❖ La grandeur standard de réaction $\Delta_r X^\circ$ $\Delta_r X^\circ = \left(\frac{\partial X^\circ}{\partial \xi} \right)_{T,p}$

Contenu	Capacités exigibles	Commentaires
3.4.3. Relation entre $\Delta_r H$ et $\Delta_r U$	➤ Établir la relation entre $\Delta_r H$ et $\Delta_r U$	❖ Donner la relation entre les grandeurs standard $\Delta_r H^\circ$ et $\Delta_r U^\circ$
3.4.4. Grandeurs de formation d'un constituant		
<i>a) Définition de la réaction de formation</i>		
<i>b) Enthalpie de formation</i>		❖ Enthalpie standard de formation.
<i>c) Détermination de l'enthalpie de réaction</i>		
<i>i) Détermination expérimentale : Calorimétrie</i>		❖ Introduire brièvement la technique de calorimétrie ❖ La détermination expérimentale de l'enthalpie de la réaction est traitée en TP.
<i>ii) Détermination par le calcul : loi de Hess</i>	➤ Utiliser la loi de Hess. ➤ Élaborer un cycle.	❖ À partir des enthalpies standard de formation ou à partir d'un bilan d'autres réactions. ❖ La détermination de la température de flamme est à traiter en TD (cas d'une chambre de combustion).
α) Détermination à partir des enthalpies standard de formation		
β) Détermination à partir des enthalpies de liaison	➤ Définir l'enthalpie de liaison	❖ Dissociation d'une liaison AB : Enthalpies standard de liaison $\Delta_{diss} H^\circ$.
γ) Cycle de Born-Haber	➤ Déterminer l'enthalpie standard réticulaire d'un cristal ionique.	➤ Dissociation d'un solide ionique : Enthalpie réticulaire $\Delta_{ret} H^\circ$. ➤ Ionisation d'une espèce : Enthalpie standard d'ionisation $\Delta_{ion} H^\circ$. ➤ Attachement électronique d'une espèce. Enthalpie standard d'attachement électronique $\Delta_{att} H^\circ$.
3.4.5. Influence de la température sur $\Delta_r H$ sans changement d'état physique (Loi de Kirchhoff) et avec un changement d'état physique.	➤ Utiliser la loi de Kirchhoff	

Contenu	Capacités exigibles	Commentaires
4. Deuxième principe de la thermodynamique		
4.1. Définition de la fonction entropie (S)		
4.2. Énoncé du second principe		
4.3. Variation d'entropie d'un système subissant soit une transformation isotherme réversible d'un gaz parfait, soit une transformation isotherme irréversible d'un gaz parfait.		
4.4. Calcul de la variation d'entropie d'un corps pur		❖ Exprimer la variation de l'entropie d'un corps pur dans le cas : <ul style="list-style-type: none"> ○ de la variation de température ○ d'un changement d'état physique $\Delta_{fus}S$, $\Delta_{vap}S$ et $\Delta_{sub}S$. .
5. Troisième principe de la thermodynamique		
5.1. Énoncé du troisième principe		
5.2. Calcul de l'entropie absolue d'un corps donné à un état donné.		❖ Traiter le cas d'un corps à l'état gazeux.

Contenu	Capacités exigibles	Commentaires
6- Enthalpie libre		
6.1. Définition de l'enthalpie libre G et intérêt de cette fonction.		
6.2. Enthalpie libre de réaction		<ul style="list-style-type: none"> ❖ Établir les conditions thermodynamiques de la spontanéité d'une transformation et de l'établissement d'un état d'équilibre dans un système fermé. ❖ À signaler que l'affinité chimique $A = -\Delta_r G$
6.3. Expressions de l'enthalpie libre d'une réaction $\Delta_r G(T)$		
a) En fonction de $\Delta_r H(T)$ et $\Delta_r S(T)$.		❖ $\Delta_r G = \Delta_r H - T \times \Delta_r S$
b) En fonction des enthalpies libres de formation		❖ $\Delta_r G = \sum_i \nu_i \times \Delta_f G$

Approche Doc. 6 : Importance des bases de données thermodynamiques des grandeurs standard dans les applications industrielles³.

³Le but est de montrer comment la collecte des grandeurs thermodynamiques de référence permet d'accéder à des grandeurs thermochimiques telles que les enthalpies standard de réaction nécessaires à la conception de procédé.

Annexe bibliographique

E.R. Cohen, T. Cvitas, J.G. Frey, B. Holmström, K. Kuchitsu, R. Marquardt, I. Mills, F. Pavese, M. Quark, J. Stohner, H.L. Strauss, M. Takami and A.J. Thor, *"Quantities, Units and Symbols in Physical Chemistry"*. International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC) Green Book, troisième édition, IUPAC & RSC Publishing, Cambridge (2008).

D. Balou, E. Fabritius, A. *"Toute la chimie 2^e période"*. Édition Ellipses (2004).

Yves Jean, François Volatron, *"Atomistique et liaison chimique : cours et exercices corrigés"*, Ediscience International (1995).

Programme de Chimie organique 1^{ère} année BG

Table des matières

Volume horaire	3
SECTION BG1-organique.....	3
Table approches documentaires.....	4
Table travaux pratiques.....	4
Thème : Chimie Organique.....	5
Chapitre 1 : Formules des composés organiques.....	6
Chapitre 2 : Nomenclature systématique en chimie organique	7
Chapitre 3 : Stéréoisomérie.....	8
Chapitre 4 : Effets électroniques.....	10
Chapitre 5 : Méthodes spectroscopiques de détermination de structures des composés organiques : IR et RMN ¹ H	11

Volume horaire

SECTION BG1-organique

		Volume horaire hebdomadaire	C	TD	TP	Coefficient
		4H30min	2h 45min	45min	1h	X (à réviser)
semestre 1	Chimie gen		2h 45 min	45 min		X
Semestre 2	Chimie gen		1h 15 min	15 min		X/2
	Chimie Org		1h 30 min	30min		X/2

Découpage horaire

Thème	Chapitre	semaine	Cours/h	TD/h
Chimie organique	1. Formules des composés organiques	1,5	2,25	0,75
	2. Nomenclature systématique	1,5	2,25	0,75
	3. Stéréoisomérisation	5	7,5	2,5
	4. Effets électroniques	3	4,5	1,5
	5. Méthodes spectroscopiques de détermination de structures des composés organiques Méthodes spectroscopiques de détermination de structures des composés organiques : IR et RMN ¹ H	3	4,5	1,5
Total		14	21	7

Table approches documentaires

Approche Doc. 1 : Les énantiomères et leurs activités biologiques. 9

Table travaux pratiques

TP 1 : Stéréochimie des molécules organiques..... 9

TP 2 : extraction-recristallisation..... 9

TP 3 : dépouillements spectres IR-RMN 11

Thème : Chimie Organique

Objectif :

La chimie organique est présente dans les systèmes biologiques à travers les transformations que peuvent subir les molécules biologiques (acides aminés, glucides, lipides, acides nucléiques, ...). Dans cette partie, nous nous intéressons, dans un premier temps, à la description des molécules organiques aussi bien sur le plan constitutionnel que tridimensionnel. Cette partie est fondamentale dans la mesure où elle permettra aux étudiants, entre autres, de bien suivre leur cours de biochimie et de comprendre les mécanismes réactionnels qui seront enseignés en deuxième année.

Nous donnons également à ce niveau, une étude des effets électroniques et leur influence sur l'acidité et la basicité des composés organiques.

Cet enseignement sera clôturé par les méthodes spectroscopiques de détermination de structure des composés organiques (IR et RMN ^1H). Les données spectroscopiques aidera les étudiants à trancher entre des structures possibles d'un produit de synthèse.

Chapitre 1 : Formules des composés organiques

Contenu	Capacités exigibles	Commentaires
1- Présentation de l'atome de carbone		❖ On présente l'hybridation sp^3 (sur le méthane), sp^2 (sur l'éthylène) et sp (sur l'acétylène)
2- Analyse élémentaire qualitative et quantitative	<i>Retrouver une formule brute compatible avec les résultats de l'analyse qualitative et quantitative.</i>	❖ Dans l'analyse qualitative on cite brièvement et à titre indicatif les méthodes (réactions) de détection de C, H, O et N. ❖ L'analyse quantitative doit être bien détaillée. ❖ Les techniques de détermination des masses molaires sont hors programme.
3-Formule brute et nombre d'insaturations	<i>Déterminer la relation d'isomérisation entre deux structures</i>	
4- Formule de constitution : développée plane, semi-développée et topologique		
5- Isomérisation de constitution (chaîne, fonction, position et tautomérie)		❖ On explique la tautomérie sur l'équilibre céto-énolique

Chapitre 2 : Nomenclature systématique en chimie organique

Contenu	Capacités exigibles	Commentaires
1- Hydrocarbures acycliques (alcane, alcènes et alcynes)	<i>Utiliser le nom systématique d'un composé pour déterminer le squelette et la fonction chimique</i>	La distribution de fascicules regroupant les règles de nomenclature est nécessaire mais pas suffisante.
2- Hydrocarbures cycliques		
3- Composés monofonctionnels		<ul style="list-style-type: none">❖ Les fonctions à étudier sont : acide carboxylique, ester, halogénure d'acide, amide, nitrile, aldéhyde, cétone, alcool, amine, éther-oxyde, dérivé halogéné.❖ Ces composés sont traités par ordre décroissant de priorité <p>On donne le préfixe et suffixe relatif à chaque fonction</p>
4- composés à plusieurs fonctions		

Chapitre 3 : Stéréoisomérisation

Contenu	Capacités exigibles	Commentaires
1-Représentation spatiale : a) représentation de Cram b) projection de Newman c) projection de Fischer	➤ <i>Reconnaitre si deux molécules sont des conformères, des énantiomères ou des diastéréoisomères.</i>	❖ On donne les deux représentations syn- et anti-périplanaire (Cram). On doit respecter les règles de représentation Fisher (le plus oxydé vers le haut et la chaîne la plus longue sur la verticale)
2-Stéréoisomérisation de conformation et de configuration	➤ <i>Capable de discuter la stabilité relative de deux stéréoisomères de conformation.</i>	On définit la forme éclipsée et décalée (Newman)
a) Analyse conformationnelle : * Série linéaire		Encombrement stérique (Ethane et Butane et on présente leurs diagrammes énergétiques) ❖ Répulsion électrostatique (1,2-dibromoéthane) ❖ Liaison hydrogène (Ethane-1,2-diol)
* Série cyclohexanique Cyclohexane, cyclohexane mono et disubstitué		❖ On présente la conformation chaise et bateau ainsi que l'équilibre conformationnel (cyclohexane) ❖ Pour le cyclohexane, on donne également la représentation de Haworth ❖ On doit faire la projection de Newman du cyclohexane ❖ Règle de Barton (interactions 1,3-diaxiales) ❖ On donne les règles de CAHN, INGOLD et PRELOG (C.I.P.)

Contenu	Capacités exigibles	Commentaires
b) Isomérisation configurationnelle :		
* Isomérisation géométrique - Z/E (Composés éthyléniques) - Cis/Trans (Composés cycliques)		<ul style="list-style-type: none"> ❖ Pour les dérivés du cyclohexane, on prend les deux modèles (Cram et perspective) ❖ Les composés possédant un carbone pseudo-asymétrique sont hors programme
* Isomérisation optique :		
<ul style="list-style-type: none"> - activité optique d'un composé possédant un seul carbone asymétrique : Configuration absolue (R/S) - Cas de composés à deux asymétriques : Notion de paire d'énantiomères et de diastéréoisomères Configuration relative (Thréo/érythro) et (D/L) - Activité optique en absence de carbone asymétrique (chiralité axiale) 		<ul style="list-style-type: none"> ❖ Notion d'un mélange racémique ❖ Forme méso (plan et centre de symétrie) ❖ On se limite au cas des allènes ❖ Ces notions seront appliquées à des composés biologiques (acides aminés et oses) ❖ On donne le principe de l'analyse polarimétrique (pouvoir rotatoire dextrogyre (<i>d</i> ou +) et lévogyre (<i>l</i> ou -)) <p>Cas des allènes</p>

Approche Doc. 1 : Les énantiomères et leurs activités biologiques.

TP 1 : Stéréochimie des molécules organiques

TP 2 : extraction-recristallisation

Chapitre 4 : Effets électroniques

Contenu	Capacités exigibles	Commentaires
1- Notion de polarisation d'une liaison	➤ <i>Capable de comparer l'acidité (ou la basicité) de deux espèces.</i>	❖ Influence des effets électroniques sur l'acidité (acides carboxyliques) et sur la basicité (amines et alcoolates)
2-Effet Inductif donneur (+I) et attracteur (-I)		
3-Effet Mésoforme donneur (+M) et attracteur (-M)		

Chapitre 5 : Méthodes spectroscopiques de détermination de structures des composés organiques : IR et RMN ¹H

Contenu	Capacités exigibles	Commentaires
1- Spectroscopie Infra-Rouge (IR) <ul style="list-style-type: none">* Phénomène d'absorption* Types de vibration* Lecture Spectre IR	❖ Savoir exploiter un spectre IR pour reconnaître des groupes caractéristiques dans les molécules	On donne les tables rassemblant les bandes d'absorption caractéristiques des principaux groupes fonctionnels
2- Spectroscopie de Résonance Magnétique Nucléaire du proton (RMN ¹H) <ul style="list-style-type: none">* Principe de la RMN* Notion de déplacement chimique* Couplage spin/spin* Spectre RMN ¹H et courbe d'intégration	❖ Être capable de Confirmer une structure à partir de tables de données spectroscopiques (nombres d'onde, déplacements chimiques, constante de couplage)	<ul style="list-style-type: none">❖ Le principe de la RMN doit être bref et très simplifié (interaction moment magnétique / champ magnétique)❖ Pour les couplages, on se limite aux Couplages du premier ordre $A_m X_p$. On donne également les tables rassemblant les déplacements chimiques.

TP 3 : dépouillements spectres IR-RMN