

**PLAN DE COURS**  
**LICENCE DE**  
**PHYSIQUE - CHIMIE**





## Table des matières

Licence de Physique - Chimie .....	4
Présentation .....	4
Organisation générale .....	4
Aide à la réussite .....	4
L1 .....	5
Organisation .....	5
Prérequis .....	5
Contact/Secrétariat .....	5
Responsable .....	5
Enseignements .....	5
L2 .....	13
Objectifs.....	13
Contact/Secrétariat .....	13
Responsable .....	13
Admission .....	13
Enseignements .....	13
L3 .....	22
Objectifs.....	22
Contact/Secrétariat .....	22
Responsable .....	22
Admission .....	22
Enseignements .....	22

# Licence de Physique - Chimie

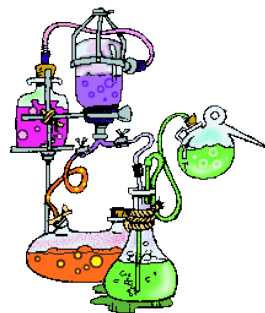
Régime (FI)

Formation dispensée en français

## Présentation

La licence de Chimie s'effectue en 3 ans et s'adresse aux bacheliers scientifiques. Elle permet d'acquérir une formation théorique, pratique et appliquée en chimie.

Une progression pédagogique de la 1<sup>ère</sup> année, plus généraliste, à la 3<sup>e</sup> année, plus spécialisée, est respectée. L'expression orale est développée à partir de la pratique d'exposés ou d'intervention en petits groupes.



Cette licence est particulièrement adaptée aux étudiants visant la préparation d'un master recherche ou professionnel en chimie fondamentale ou appliquée, l'intégration d'une école d'ingénieur sur titre et/ou la préparation aux concours d'entrée aux carrières de professeurs.

## Organisation générale

La 1<sup>ère</sup> année appelée L1 est constituée par les semestres S1 et S2. Elle est commune aux formations de chimie, de physique et chimie et de sciences de la Terre. Elle correspond au portail PCSTI (physique, chimie, sciences de la Terre et ingénierie) qui est le seul adapté au sein de l'UCP pour accéder à une licence de chimie.

La 2<sup>e</sup> année (L2), composée des semestres S3 et S4, permet à l'étudiant de choisir une spécialisation en chimie ou en physique et chimie.

En 3<sup>e</sup> année (L3), composée des semestres S5 et S6, il peut choisir une spécialisation en chimie.

Lors des semestres S2, S3, S4, des enseignements libres sont proposés dans différentes disciplines scientifiques ou non. Ces enseignements permettent éventuellement de changer de portail et/ou d'acquérir des compétences diversifiées.

Chaque semestre permet l'acquisition de 30 points ECTS.

## Aide à la réussite

En 1<sup>ère</sup> année, l'enseignement des disciplines fondamentales se fait par **petits groupes** sous forme de cours-TD. Chaque groupe est suivi par un seul enseignant par discipline pour un **meilleur suivi pédagogique**.

Les connaissances sont évaluées en contrôle continu mensuel suivi d'un contrôle terminal.

Un **soutien pédagogique** est mis en place en travaux dirigés en maths, physique et chimie. Un **tutorat** est également proposé sur ces matières fondamentales par l'UFR Sciences et Techniques. Il est assuré par des étudiants de Master sous la responsabilité d'un enseignant.

Un **suivi pédagogique** par un enseignant référent est mis en place tout au long de l'année du L1.

# L1

## Organisation

Cette 1<sup>ère</sup> année est composée, outre l'anglais et les enseignements libres, de mathématiques, de physique, de chimie et de géosciences sous forme d'enseignements théoriques et/ou pratiques.

Le caractère expérimental des sciences de cette mention se traduit par l'existence de cours-TP.

## Prérequis

Les étudiants doivent être titulaires d'un baccalauréat de préférence scientifique (série S) ou équivalent.

## Contact/Secrétariat

**Christelle Savoy** ([christelle.savoy@u-cergy.fr](mailto:christelle.savoy@u-cergy.fr), 01 34 25 73 02)

## Responsable

**Sébastien Peralta** ([sebastien.peralta@u-cergy.fr](mailto:sebastien.peralta@u-cergy.fr), 01 34 25 70 11)

## Enseignements

### *Semestre 1 (S1)*

UE	Intitulé	ECTS	Cours	TD	TP
UE1	Mathématiques pour les sciences 1	7	18h	36h	-
UE2	Chimie 1 : Introduction à la chimie	8	18h	60h	6h
UE3	Physique 1 : Introduction à la physique	8	26h	48h	18h
UE4	Géosciences : Introduction aux géosciences	4	15h	18h	-
UE5	Anglais	3	-	18h	-
UE6	Ouverture professionnelle, culturelle et sportive	2			

---

### *UE1 Mathématiques pour les sciences 1*

*Enseignant :*

*Contenu*

---

### *UE2 Chimie 1 : Introduction à la chimie*

*Enseignant : S. PERALTA*

*Contenu*

Introduction : Généralités et rappels sur l'atome

Partie I : Atomistique

Chap. I : Spectres d'émission et d'absorption

Chap. II : Atome à un électron : les hydrogénoïdes

Chap. III : Les atomes polyélectroniques

Chap. IV : La liaison dans les molécules isolées – Théories simples (Lewis + VSEPR)

Chap. V : Les liaisons ioniques et covalentes

Chap. VI : Les interactions moléculaires

Partie II : Chimie des solutions

Chap. I : Introduction à la notion d'équilibre chimique

Chap. II : Réactions Acide-Base (calcul de pH par la méthode de la réaction prépondérante)

Chap. III : Réaction d'oxydo-réduction

Conclusion : Retour sur les propriétés chimiques dans le tableau périodique (Evolution des propriétés oxydo-réduction et acide-base)

---

### *UE3 Physique 1 : Introduction à la physique*

*Enseignant : C. SANTAMARIA*

*Contenu*

---

### *UE4 Géosciences : Introduction aux géosciences*

*Enseignant : S. LALLEMANT*

*Contenu*

---

*Semestre 2 (S2)*

UE	Intitulé	ECTS	Cours	TD	TP
UE1	Mathématiques pour les sciences 2	5,5	18h	36h	-
UE2	Chimie 2 : Chimie des solutions et thermochimie	5,5	16,5h	21h	9h
UE3	Physique 2	5	12h	19,5h	9h
UE4	Libre	3	18h	-	-
UE5	Anglais	3	-	18h	-

*Unités d'enseignement au choix*

	UE	Intitulé	ECTS	Cours	TD	TP
<b>Choix physique chimie</b>	UE6	Chimie 3 : Introduction à la chimie organique	2,5	10,5h	10,5h	3h
	UE6'	Physique 3	3,5	6h	12h	12h
<b>ou Choix sciences de la Terre</b>	UE6	Du minéral à la roche	3	10,5h	13,5h	9h
	UE6'	Le temps en géologie	3	10,5h	13,5h	6h

## UE1 Mathématiques pour les sciences 2

**Enseignant :**

**Contenu**

## UE2 Chimie 2 : Chimie des solutions et thermochimie

**Enseignant : A. RIMBAUD**

**Contenu**

### Partie A : Chimie des solutions

*Pré-requis de S1 : acides/bases, calcul de pH, couples redox, potentiels redox, relation de Nernst*

Conductimétrie et titrages en solution aqueuse

- I. Conductivité des solutions
  - a. Conductivité d'une solution, mesure de la conductance d'une solution, constante de cellule, conductivité molaire, conductivité molaire limite à dilution infinie
  - b. Cas d'un électrolyte fort :  $\Lambda = \Lambda_0 - A \sqrt{C}$
  - c. Cas d'un électrolyte faible : présentation de différentes courbes expérimentales
  - d. Loi d'additivité de Kohlrausch : à dilution infinie et à faible concentration
- II. Généralités sur les dosages
  - a. Définition d'un titrage et d'un dosage
  - b. Dosage par droite d'étalonnage
  - c. Caractéristiques d'une réaction de titrage : quantitative et rapide
  - d. Distinction entre nature du titrage (nature de la réaction : acido-basique, complexation, précipitation, redox) et technique de suivi (colorimétrique, pH-métrique, conductimétrique, potentiométrique, spectrophotométrique)
  - e. Définition de l'équivalence et détermination du point équivalent
    - i. Indicateurs colorés
    - ii. Détermination du point d'inflexion d'une courbe de titrage
    - iii. Détermination d'une rupture de pente
- III. Titrages acido-basiques
  - a. Courbe de titrage pH-métrique d'un monoacide fort par une monobase forte
    - i. Expression du pH en fonction de x pour  $x < 1$ ,  $x = 1$ ,  $x > 1$  (x paramètre de dosage)
    - ii. Allure de la courbe et caractéristiques
    - iii. Allure de la courbe de dosage conductimétrique d'un monoacide fort par une monobase forte
    - iv. Allure des courbes de titrages pH-métriques et conductimétriques d'une monobase forte par un acide fort
  - b. Courbe de titrage pH-métrique d'un monoacide faible par une monobase forte



- i. Expression du pH en fonction de  $x$  pour  $x < 1$ ,  $x = 1$ ,  $x > 1$
- ii. Domaine d'Henderson
- iii. Allure de la courbe et caractéristiques (point d'inflexion)
- iv. Allure de la courbe de dosage conductimétrique d'un monoacide faible par une monobase forte
- v. Allure des courbes de titrages pH-métriques et conductimétriques d'une monobase faible par un monoacide fort
- c. Titrages des polyacides ou des mélanges d'acides (ou mélange de bases et polybases)
  - i. Acidités dosées séparément si  $\Delta pK_A > 4$
  - ii. Acidités dosées simultanément

#### IV. Titrages redox

- a. Dosage des ions ferreux Fe(II) par les ions permanganates  $MnO_4^-$
- b. Expression du potentiel pour les différentes étapes en fonction de  $x$
- c. Allure de la courbe  $\Delta E = f(x)$

### Partie B : Thermodynamique chimique

*Prerequis : thermodynamique physique (premier et second principe de la thermodynamique)*

#### I. Le deuxième principe de la thermodynamique

- a. Fonction entropie
  - i. Enoncé du second principe de la thermodynamique
  - ii. Entropie d'échange, entropie créée
- b. Exemple de calcul d'entropie
  - i. Entropie d'un gaz parfait
  - ii. Entropie d'un solide à capacité calorifique constante
  - iii. Entropie de changement d'état
- c. Entropie et désordre
  - i. Ordre et désordre
  - ii. Troisième principe de la thermodynamique
  - iii. Entropies absolues
- d. Les potentiels thermodynamiques
  - i. Condition d'évolution et d'équilibre d'un système
  - ii. Energie libre  $F$  – Première relation de Gibbs-Helmholtz
  - iii. Enthalpie libre  $G$  – Deuxième relation de Gibbs-Helmholtz
  - iv. Enthalpie libre d'un gaz parfait

#### II. Applications du premier et du second principe aux phénomènes physico-chimiques

- a. Grandeurs molaires partielles
- b. Rappels des états standard – Grandeurs standard
- c. Grandeurs de réaction, grandeurs standard de réaction, grandeurs standard de formation
- d. Loi de Hess
- e. Enthalpie standard de dissociation des liaisons
- f. Relation de Kirchhoff
- g. Entropie de réaction et enthalpie libre de réaction
- h. Entropie standard et enthalpie libre standard de formation
- i. Variation des grandeurs standard de réaction (entropie et enthalpie libre) avec la

température

### III. Potentiel chimique

- a. Différentielle des fonctions d'état : U, H, F et G
  - i. Définition du potentiel chimique
  - ii. Relation de Gibbs-Duhem
- b. Variation du potentiel chimique avec la pression et la température
- c. Expressions du potentiel chimique
  - i. D'un constituant gazeux : gaz parfait
  - ii. D'un constituant en phase condensée : constituant pur
  - iii. D'un constituant dans un mélange, dans une solution : mélange idéal, mélange non idéal, coefficient d'activité

### IV. Equilibres de changement d'état

- a. Diagramme d'équilibre  $P=f(t)$ 
  - i. Courbes de fusion, de vaporisation, de sublimation
  - ii. Point triple
  - iii. Point critique
- b. Etude thermodynamique de l'équilibre physique pour un corps pur
  - i. Condition d'évolution et d'équilibre
  - ii. Relation de Clapeyron
  - iii. Relations entre chaleurs latentes aux points triples

---

## *UE3 Physique 2*

*Enseignant : H. OUGHADDOU*

### *Contenu*

---

## *Choix physique chimie*

### *UE6 Chimie 3 : Introduction à la chimie organique*

*Enseignant : E. CHELAIN*

### *Contenu*

#### I : Introduction

- 1) Grandes fonctions
- 2) Construction du nom - Priorité des fonctions
- 3) Degré d'oxydation des fonctions

#### II : La liaison chimique

- 1) Généralités
- 2) La liaison ionique
- 3) La liaison covalente

- 
- 4) La liaison covalente polaire (effets inductifs)
  - 5) La liaison covalente de coordination
  - 6) Les orbitales hybrides (orbitales atomiques, moléculaires, hybridations  $sp^3$ ,  $sp^2$ ,  $sp$ )
- III : Structure et représentation des molécules organiques
- 1) Formule développée plane – Isomérisation de position
  - 2) Formule développée plane simplifiée et topologique
  - 3) Géométrie des molécules
  - 4) Isomérisation de fonction
  - 5) Isomérisation de configuration dans les cycles et doubles liaisons
  - 6) Isomérisation de conformation
    - a) molécules acycliques
    - b) molécules cycliques (cyclohexanes)
- IV : Stéréochimie
- 1) Définition
  - 2) Chiralité et énantiomère
  - 3) Activité optique
  - 4) Configuration absolue
  - 5) Représentation des molécules chirales
  - 6) Molécules chirales présentant plusieurs carbones asymétriques : les diastéréoisomères
- 

### ***UE6' Physique 3***

***Enseignant : H. OUGHADDOU***

***Contenu***

---

### ***Choix sciences de la Terre***

***UE6 Du minéral à la roche***

***Enseignant : P. ROBION***

***Contenu***

---

---

*UE6' Le temps en géologie*

*Enseignant : D. FRIZON DE LAMOTTE*

*Contenu*

---

# L2

## Objectifs

La 2<sup>e</sup> année est une année de pré-spécialisation en chimie ou en physique et chimie

## Contact/Secrétariat

**Nathalie Moreau** ([nathalie.moreau@u-cergy.fr](mailto:nathalie.moreau@u-cergy.fr), 01 34 25 70 87)

## Responsable

**Thierry Brigaud** ([thierry.brigaud@u-cergy.fr](mailto:thierry.brigaud@u-cergy.fr), 01 34 25 70 66)

## Admission

Admission de droit pour les étudiants suivant un des parcours menant à la licence de chimie ou de physique et chimie.

Admission sur dossier et/ou entretien pour les étudiants issus d'autres parcours, les élèves de classes préparatoires et les étudiants titulaires de toute formation équivalente, française ou étrangère. Une commission compétente se réunira pour étudier les dossiers.

## Enseignements

### *Semestre 3 (S3)*

UE	Intitulé	ECTS	Cours	TD	TP
UE1	Mathématiques pour les sciences 3	4	12h	24h	-
UE2	Introduction à l'électromagnétisme	6	24h	21h	9h
UE3	Atomistique – Liaisons chimiques	2	10,5h	10,5h	-
UE4	Chimie inorganique	3,5	15h	15h	-
UE5	Chimie organique	2,5	12h	12h	-
UE6	Thermochimie – Cinétique	4	13,5h	13,5h	12h
UE7	Chimie générale	2	9h	9h	-
UE8	Informatique 1	2	6h	12h	-
UE9	Anglais scientifique	2	-	10h	8h
UE10	Ouverture professionnelle, culturelle et sportive	2			

---

### *UE1 Mathématiques pour les sciences 3*

*Enseignant :*

*Contenu*

---

### *UE2 Introduction à l'électromagnétisme*

*Enseignant :*

*Contenu*

---

### *UE3 Atomistique – Liaisons chimiques*

*Enseignant : A. RIMBAUD*

*Contenu*

Chap. I Postulats et bases de la mécanique quantique

1. Aspects ondulatoire et corpusculaire de la lumière
  - a. Caractère ondulatoire de la lumière
  - b. Caractère corpusculaire
  - c. Dualité onde-corpuscule
2. Aspect ondulatoire de la matière
  - a. Hypothèse de de Broglie (1924)
  - b. Expérience de Davisson et Germer (1927)
3. Principe d'incertitude de Heisenberg (1927)
4. Postulats et bases de la mécanique quantique (ondulatoire)
  - a. Notion de probabilité de présence et de fonction d'onde
  - b. Quantification de l'énergie

Chap. II Les orbitales atomiques

1. Solutions de l'équation de Schrödinger pour l'atome d'hydrogène
  - a. Energies
  - b. Nomenclature des fonctions d'onde – Nombres quantiques  $n, l, m$
  - c. Description des fonctions d'onde : partie radiale, partie angulaire – Représentation spatiale
  - d. Densité de probabilité radiale
2. Spin de l'électron – Nombre quantique magnétique de spin,  $m_s$
3. Atomes hydrogénoïdes – Energies, fonctions d'onde

4. Orbitales atomiques des atomes polyélectroniques
    - a. Approximation orbitalaire
    - b. Expressions des orbitales atomiques
    - c. Energies des O.A.
- Chap. III Description de liaison chimique par la théorie des orbitales moléculaires (cas des molécules diatomiques)
1. Approximation fondamentale
    - a. Approximation de Born-Hoppenheimer
    - b. Approximation orbitalaire
    - c. Expression des OM – Théorie LCAO
    - d. Quelques molécules diatomiques hétéronucléaires
  2. Etude des molécules de type  $H_2$  (interaction entre 2 OA 1s)
    - a. Recherche des OM
    - b. Densité électronique
    - c. Représentation des OM
    - d. Diagramme énergétique
    - e. Configurations électroniques, indices de liaison et propriétés magnétiques
  3. Molécules diatomiques homonucléaires
    - a. Choix des OA à combiner pour former les OA
    - b. Obtenir un recouvrement efficace
    - c. Critère de symétrie
    - d. Eléments de symétrie
    - e. Symétrie d'un nuage électronique
    - f. Recouvrements non nuls
    - g. Densité électronique associée aux OM
    - h. Critère énergétique
    - i. Application aux molécules  $O_2$ ,  $F_2$ ,  $Li_2$ ,  $Be_2$ ,  $B_2$ ,  $C_2$ ,  $N_2$
  4. Molécules diatomiques hétéronucléaires
    - a. Principe
    - b. Application : molécule LiH
- Chap. IV Description de liaison chimique par la théorie de la liaison de valence ou orbitales moléculaires localisées (cas des molécules polyatomiques)
1. Squelette  $\sigma$ 
    - i. Hybridation des OA à l'intérieur d'une molécule : hybridation  $sp^3$ ,  $sp^2$ ,  $sp$
    - ii. Construction des orbitales de liaison
    - iii. Construction des orbitales moléculaires localisées entre deux atomes voisins
  2. Les orbitales moléculaires  $\pi$  (molécules polyatomiques avec liaisons multiples)
    - i. Construction des OM  $\pi$  localisées
    - ii. Les OM  $\pi$  délocalisées – Mésonérie – Exemple des molécules  $C_6H_6$

---

### *UE4 Chimie inorganique*

*Enseignant :*

*Contenu*

---

### *UE5 Chimie organique*

*Enseignant :*

*Contenu*

---

### *UE6 Thermochimie - Cinétique*

*Enseignant : A. RIMBAUD*

*Contenu*

Chap I. Complexes en solution aqueuse

1. Constante de formation et de dissociation d'un complexe
2. Domaine de prédominance
3. Complexes successifs
4. Couples donneurs échangeurs de ligands ou d'ions métalliques
5. Rôle du solvant eau
6. Prévision des réactions
  - a. Echelle des pKd
  - b. Méthode de la RP
7. Calcul des concentrations d'un complexe en solution, d'un amphotère en solution
8. Compétition réaction acide-base et réactions de complexation

Chap II. Thermodynamique chimique

1. Variation de l'enthalpie libre G au cours d'une réaction chimique
2. Conditions d'évolution et d'équilibre
3. Constante d'équilibre
  - a. Expression de l'enthalpie libre de réaction en fonction du produit de réaction Q
  - b. Expression de la constante d'équilibre  $K_{\text{éq}}$
  - c. Influence de la température sur la constante d'équilibre : relation de Van't Hoff
4. Variance
5. Déplacement de l'équilibre chimique
  - a. Loi de modération : principe de Le Châtelier



- b. Influence de la température : loi de Van't Hoff
- c. Influence de la pression
- d. Influence du volume
- e. Addition de constituant actif, de constituant inactif

### Chap III. Cinétique chimique

1. Facteurs de la cinétique
  - a. Définition de la vitesse d'une réaction
    - i. Ordre global
    - ii. Ordre partiel
  - b. Influence de la température : loi d'Arrhénius
2. Cinétique formelle
  - a. Etude des réactions d'ordre 0, 1, 2, 3
3. Méthodes expérimentales de la cinétique chimique
  - a. Méthodes physiques et chimiques
  - b. Détermination expérimentale de l'ordre d'une réaction
    - i. Méthode de dégénérescence de l'ordre d'une réaction (méthode d'Ostwald)
    - ii. Méthode différentielle
    - iii. Méthode des temps de demi-réaction

---

### *UE7 Chimie générale*

*Enseignant :*

*Contenu*

---

### *UE8 Informatique 1*

*Enseignant : E. CONGIU*

*Contenu*

- I. Introduction à la programmation en langage Python
- II. Genèse d'un premier programme
  - a. Qu'est-ce qu'un programme ?
  - b. Qu'est-ce qu'un langage ?
  - c. Installation et prise en main de l'interpréteur Python
  - d. Ecriture d'un programme : syntaxe et instructions
  - e. Compilation et exécution du programme
- III. Règles de programmation
  - a. Convention de nommage – Convention syntaxique
  - b. Utilisation des commentaires – Pourquoi commenter les développements ?
  - c. Améliorer la lisibilité des programmes : indentation du code, découpage du code

- 
- IV. Les variables
    - a. Qu'est-ce qu'une variable ?
    - b. Les types : entiers, chaînes de caractères, nombres réels, listes
    - c. Déclaration, définition et initialisation d'une variable – les constantes
    - d. Saisie, affichage, affectation, conversion de type
  - V. Opérateurs et expressions
    - a. Les différents opérateurs
    - b. Combinaison d'opérateurs
    - c. Expression booléenne
  - VI. Les structures de contrôle
    - a. Les sélections alternatives (IF, ELSE, ELIF)
    - b. Les blocs d'instructions
    - c. Les boucles itératives (WHILE, FOR)
    - d. Imbrication des instructions
  - VII. Les procédures et les fonctions
    - a. Définitions : procédure, fonction – Intérêt
    - b. Le passage de paramètres
    - c. Le code retour d'une fonction – Appel de fonctions
  - VIII. Travaux dirigés
    - a. Ecriture, compilation et exécution d'un premier programme Python
    - b. Manipulation de variables
    - c. Utilisation des structures de contrôle
    - d. Savoir interpréter les différents messages d'erreur
    - e. Nombres aléatoires
    - f. Organiser ses données sous forme de fichiers
-

**Semestre 4 (S4)**

<b>UE</b>	<b>Intitulé</b>	<b>ECTS</b>	<b>Cours</b>	<b>TD</b>	<b>TP</b>
<b>UE1</b>	Mathématiques pour les sciences 4	4,5	12h	24h	-
<b>UE2</b>	Physique ondulatoire	6,5	18h	21h	15h
<b>UE3</b>	Réactivité en chimie organique	3,5	14h	14h	-
<b>UE4</b>	Chimie expérimentale	3	-	-	28h
<b>UE5</b>	Physique expérimentale 2	3	10h	-	20h
<b>UE6</b>	Informatique 2	2	4h	-	15h
<b>UE7</b>	Libre	2	18h	-	-
<b>UE8</b>	Anglais	2	-	18h	-
<b>UE9</b>	PEC	2	-	10h	-

---

### *UE1 Mathématiques pour les sciences 4*

*Enseignant :*

*Contenu*

---

### *UE2 Physique ondulatoire*

*Enseignant :*

*Contenu*

---

### *UE3 Réactivité en chimie organique*

*Enseignant :*

*Contenu*

---

### *UE4 Chimie expérimentale*

*Enseignant : E. CHELAIN (chimie organique) /*

*Contenu*

*Travaux pratiques : 5 séances de 4h*

1. Technique de purification : la distillation
  2. Techniques chromatographiques
  3. Séparation sélective de 3 composés organiques dans un mélange
  4. Réduction de la benzophénone par  $\text{KBH}_4$  en diphénylméthanol
  5. Réaction de l'acétylacétate d'éthyle avec l'éthane-1,2-diol
-

---

*UE5 Physique expérimentale 2*

*Enseignant :*

*Contenu*

---

*UE6 Informatique 2*

*Enseignant :*

*Contenu*

---

# L3

## Objectifs

La 3<sup>e</sup> année est une année de spécialisation en chimie

## Contact/Secrétariat

**Nadine Echinard** ([nadine.echinard@u-cergy.fr](mailto:nadine.echinard@u-cergy.fr), 01 34 25 70 14)

## Responsable

**Pascal Griesmar** ([pascal.griesmar@u-cergy.fr](mailto:pascal.griesmar@u-cergy.fr), 01 34 25 70 07)

## Admission

Admission de droit pour les étudiants suivant un des parcours menant à la licence de chimie ou de physique et chimie.

Admission sur dossier et/ou entretien pour les étudiants issus d'autres parcours, les élèves de classes préparatoires et les étudiants titulaires de toute formation équivalente, française ou étrangère. Une commission compétente se réunira pour étudier les dossiers.

## Enseignements

### *Semestre 5 (S5)*

UE	Intitulé	ECTS	Cours	TD	TP
UE1	Thermochimie	1,5	9h	9h	-
UE2	Atomistique	1,5	7,5h	7,5h	-
UE2'	Spectroscopies	1	6h	6h	-
UE2''	Chimie des solutions	2,5	15h	14h	-
UE3	Chimie organique générale	3,5	17,5h	16,5h	-
UE4	TP Chimie-physique 1	1	-	-	18h
UE4'	TP Chimie organique	1	-	-	14h
UE5	Mécanique quantique	6	27h	27h	12h
UE6	Thermophysique	6	24h	32h	12h
UEL	Libre	2	18h	-	-
UELV	Anglais	2	-	18h	-
UE	Ouverture professionnelle, culturelle et sportive	2			

**UE1 Thermochimie****Enseignant : G. DOSSEH****Contenu****UE2 Atomistique****Enseignant : A. RIMBAUD****Contenu**

- Chap. I Introduction à la mécanique quantique
- a. Dualité onde-corpuscule - Lumière et corpuscule de matière - Quantification
  - b. Fonction d'onde - Amplitude de probabilité - Densité de probabilité de présence
  - c. Condition de normalisation
  - d. Equation de Schrödinger dépendante du temps et indépendante du temps
  - e. Opérateur Hamiltonien
  - f. Relation d'incertitude de Heisenberg
  - g. Opérateurs, équations aux valeurs propres, fonctions propres, valeurs propres
  - h. Produit scalaire
  - i. Recouvrement – Orthogonalité
  - j. Opérateurs linéaires et hermitiques
  - k. Définition de la dégénérescence
  - l. Énoncé des Postulats Mécanique Quantique
  - m. Valeur moyenne d'une grandeur physique
- Chap. II Atome d'hydrogène et hydrogénoïdes
- a. Rappels et compléments au cours de L2
    - i. Valeurs propres de H (ou énergies)
    - ii. Nomenclature des fonctions propres
    - iii. Nombres quantiques
    - iv. Description des fonctions propres : fonctions radiales et angulaires
    - v. Étude des fonctions ns, fonctions np et fonctions nd
    - vi. Densité de probabilité radiale
  - b. Moment cinétique orbital et moment cinétique de spin
    - i. Opérateur vecteur moment cinétique orbital  $\mathbf{L}$
    - ii. Expression de l'opérateur  $\hat{L}^2$  en coordonnées sphériques
    - iii. Fonctions propres de  $\hat{L}^2$  : harmoniques sphériques  $Y_{l,m}(\theta, \varphi)$
    - iv. Valeurs propres de  $\hat{L}^2$
    - v. Expression de l'opérateur  $L_z$ , composante sur l'axe z de l'opérateur vecteur  $\mathbf{L}$  en coordonnées sphériques – fonctions propres et valeurs propres de  $L_z$
    - vi. Nombres quantiques correspondants  $l$  et  $m_l$
    - vii. Moment cinétique intrinsèque de l'électron  $S$  appelé spin

- viii. Nombre quantique magnétique de spin
  - ix. Opérateurs  $S^2$  et  $S_z$  : valeurs propres, nombres quantiques correspondants  $s$  et  $m_s$
  - x. Moment cinétique général  $J$
  - xi. Addition et couplage de 2 moments cinétiques  $J_1$  et  $J_2$
  - xii. Théorème d'addition des moments cinétiques
- Chap. III Atomes polyélectroniques
- a. Rappels et compléments de L2
    - i. Approximation orbitale : expression mathématique et nomenclature des OA
    - ii. Energies des OA : règle de Klechkowsky
    - iii. Configuration électronique d'un atome : principe d'exclusion de Pauli
    - iv. Electrons de cœur, électrons de valence
    - v. Rayon des oA
    - vi. Energie d'ionisation
  - b. Etats atomiques et termes spectroscopiques :  $^{2S+1}L$ 
    - i. Définition d'un terme spectroscopique
    - ii. Dégénérescence d'un terme spectroscopique
    - iii. Méthode générale de détermination des termes spectroscopiques
    - iv. Etude des cas particuliers : couches complètes, configurations à 1 électron actif, configurations à 2 électrons actifs :  $e^-$  non équivalents et  $e^-$  équivalents
    - v. Ordre énergétique des termes spectroscopiques : règles de Hund
  - c. Termes de structure fine : couplage spin-orbite
    - i. Classement terme structure fine : 3<sup>e</sup> règle de Hund
  - d. Spectres électroniques des atomes
    - i. Spectres atomiques
    - ii. Règles de sélection

---

## *UE2' Spectroscopies*

***Enseignant : A. EL HAITAMI***

### ***Contenu***

1. Spectrophotométrie UV-Visible
  2. Spectroscopie infrarouge
  3. Résonance magnétique nucléaire
-



## *UE2'' Chimie des solutions*

*Enseignant : S. PERALTA*

### *Contenu*

Introduction

Chap. I Relations générales

- I. Concentrations et activités
- II. Relations générales

Chap. II Réactions acides/Bases

- I. Généralités et définitions
- II. Diagrammes de dilution (solvant aqueux et solvant non-aqueux)
- III. Diagrammes de distribution
- IV. Détermination graphique du pH

Chap. III Complexes solubles

- I. Généralités et définitions
- II. Prévion des réactions
- III. Diagrammes logarithmiques

Chap. IV Complexes peu solubles

- I. Généralités et définitions
- II. Solubilité des ions sans propriétés acide/base
- III. Solubilité et acidités
- IV. Solubilité d'un complexe soluble en équilibre avec une forme peu soluble

Chap. V Réactions d'oxydo-réduction : Application aux diagrammes de Pourbaix

- I. Généralités et définitions
- II. Diagrammes de Pourbaix (tracés et exploitations)

---

## *UE3 Chimie organique générale*

*Enseignant : T. BRIGAUD*

### *Contenu*

Chap. I La structure et la réactivité moléculaire vues du côté des orbitales

1. Les orbitales atomiques
2. Les orbitales moléculaires
3. Les orbitales hybrides
4. La réaction chimique : attractions électrostatiques et recouvrements d'orbitales
5. Nucléophiles, électrophiles radicaux
6. Quelques réactions de la chimie organique vues par les orbitales frontières
7. Nucléophiles / électrophiles durs et mous (HSAB)
8. Conjugaison, aromaticité
9. Hyperconjugaison

Chap II. La conformation des molécules

1. Analyse conformationnelle en série acyclique
2. Analyse conformationnelle en série cyclique

---

Chap III. Stéréoisomérisation

1. Notion de configuration
2. Chiralité énantiomérique
3. Diastéréoisomérisation
4. Prochiralité
5. La préparation de substances optiquement actives

Chap IV. Les réactions organiques

1. Aspect thermodynamique d'une réaction
2. Aspect cinétique d'une réaction
3. Profil énergétique d'une réaction
4. Structure des états de transition : postulat de Hammond
5. Principe de Curtin-Hammett
6. Effets isotopiques

Chap V. La substitution nucléophile sur carbone saturé

1. Définition
2. Mécanismes

Chap VI. Les réactions d'élimination

1. Définition
2. Mécanismes

Chap VII. Les alcènes

1. Préparation
  - a. Réduction des alcynes
  - b. Réaction de Wittig
  - c. Réactions d'éliminations
2. Réactivité des alcènes
  - a. Réductions
  - b. Additions électrophiles
  - c. Réactions d'oxydations
  - d. Formations de liaisons C-C
  - e. Réactions radicalaires

---

*UE4 TP Chimie-physique*

*Enseignant : P.-H. AUBERT*

*Contenu*

---

---

### *UE4' TP Chimie organique*

*Enseignant : E. CHELAIN*

#### *Contenu*

*Travaux pratiques : 2 séances de 7h*

1. Synthèse d'un intermédiaire avancé du Prozac
  2. Synthèse de la Lidocaïne
- 

### *UE5 Mécanique quantique*

*Enseignant : P. LECHEMINANT*

#### *Contenu*

---

### *UE6 Thermophysique*

*Enseignant : S. CANTIN-RIVIERE*

#### *Contenu*

1. Systèmes macroscopiques
  - a. Systèmes fermés
  - b. Systèmes ouverts
  - c. Systèmes isolés
2. Bilans d'énergie
  - a. Energie interne
  - b. Premier principe
3. Entropie échangée, entropie créée
  - a. Second principe
  - b. Troisième principe
4. Potentiels thermodynamiques
5. Machines thermiques
6. Transitions de phase d'un corps pur
7. Phénomènes de transport
  - a. Diffusion thermique
  - b. Diffusion de particules



*Semestre 6 (S6)*

UE	Intitulé	ECTS	Cours	TD	TP
UE1	Physique expérimentale 3	2,5	9h	-	21h
UE1'	Physique expérimentale 4	2,5	9h	-	21h
UE2	Electromagnétisme	2,5	13,5h	13,5h	8h
UE3	Optique physique	2,5	13,5h	13,5h	8h
UE4	Chimie organique générale	3	19,5h	19,5h	-
UE5	Cinétique chimique	2	9,5h	10,5h	-
UE6	Electrochimie	2	13h	12h	-
UE7	Liaison chimique	2	12,5h	9,5h	-
UE8	TP Chimie organique	1,5	-	-	21h
UE8'	TP Chimie-physique	1	-	-	12h
UE9	Chimie inorganique 2	2	14h	14h	-
UE9'	TP Chimie inorganique	2	-	-	12h
UEL	UE Libre	2	18h	-	-
UE	Ouverture professionnelle, culturelle et sportive	2			
UE	Stage de découverte en entreprise	2,5			

---

### *UE1 Physique expérimentale 3- TP*

***Enseignant : K. HRICOVINI***

#### ***Contenu***

Il s'agit d'un enseignement expérimental composé de tps tournants sur 9 séances de 3h + 1 examen pratique.

Divers domaines de la physique comme l'électronique (oscillateur à résistance négative, multiplieur), la mécanique (gyroscope, couplage), les ondes (câble coaxial, Michelson) ou encore la thermodynamique (étude d'un point triple) seront abordés. Chaque séance débutera par une discussion avec l'enseignant de la modélisation théorique du sujet à étudier et se poursuivra par une mise oeuvre expérimentale afin de pouvoir confronter la modélisation à l'expérience.

---

### *UE1' Physique expérimentale 4 - Projet*

***Enseignant : G. REMY***

#### ***Contenu***

Il s'agit d'un enseignement expérimental composé d'un petit projet à choisir parmi, par exemple, la mesure de la vitesse de la lumière, l'étude des figures de Chladni, la propagation d'une onde de chute dans une chaîne de Kapla, un instrument d'optique, un oscillateur anharmonique, le décollage d'une fusée à eau, la tension superficielle, la modulation d'amplitude et de fréquence ... ou tout autre thème que vous souhaiteriez développer. L'évaluation se fera lors d'une soutenance orale (powerpoint) où vous présenterez les expériences mises en oeuvre et où vous discuterez des résultats obtenus.

---

### *UE2 Electromagnétisme*

***Enseignant : V. ILAKOVAC***

#### ***Contenu***

---

### *UE3 Optique physique*

***Enseignant : H. OUGHADDOU***

#### ***Contenu***

---

## *UE4 Chimie organique générale*

*Enseignant : N. LUBIN-GERMAIN*

### *Contenu*

- I. Les diènes
  - a. Quelques données
  - b. Les orbitales
  - c. Enthalpies d'hydrogénation
  - d. Additions d'hydracides
  - e. Réactions de Diels-Alder
    - i. Interprétation orbitalaire
    - ii. Stéréochimie, conformation
    - iii. Profil énergétique
    - iv. Aspect cinétique
    - v. Régiosélectivité
    - vi. Effets des substituants
    - vii. Stéréospécificité
    - viii. Règle d'Alder (endosélectivité)
    - ix. Catalyse (énantiosélective)
    - x. Hétéro Diels-Alder
    - xi. Cycloadditions 1,3 dipolaires
- II. Les réactions péricycliques
  - a. Transposition de Cope
  - b. Transposition de Claisen et variantes (Ireland, Johnson, Eschenmoser)
- III. Les alcynes
  - a. Propriétés
    - i. Longueurs de liaison, stabilité, acidité, spectroscopies
  - b. Préparation
    - i. A partir de dérivés dihalogénés
    - ii. Réaction de Corey-Fuchs
    - iii. Réaction de Seyferth-Gilbert
    - iv. A partir des alcynes vrais
  - c. Réactivité
    - i. Réactivité des électrons  $\pi$ 
      1. Addition de HX
      2. Addition de  $X_2$
      3. Addition de  $H_2O$
      4. Ozonolyse
      5. Réduction
    - ii. Activation de la liaison C-H
      1. Espèces organométalliques
      2. Alkylation
      3. Couplages Eglinton, Glaser, Cadiot-Chodkiewicz

## 4. Couplage de Sonogashira

## IV. Les dérivés aromatiques

- a. Aromaticité
  - i. Orbitales, enthalpie d'hydrogénation, spectroscopies
- b. Préparation
  - i. Déshydrogénation
  - ii. Oxydation
  - iii. Halogénéation benzylique
- c. Réactivité
  - i. Réduction
    - 1. Réaction de Birch, hydrogénation
  - ii. SEar
    - 1. Nitration, halogénéation, Friedel et Crafts (alkylation, accylation), formylation, sulfonation
  - iii. SE d'aromatiques
  - iv. SN de sels de diazonium
  - v. SN via intermédiaire de Meisenheimer
  - vi. SN via aryne
  - vii. Couplage C-C catalysé par les métaux de transition
- d. Régiosélectivité
  - i. Règle de Holleman
  - ii. Réactivité
  - iii. SEar sur les hétérocycles
  - iv. SEar sur les dérivés polycycliques

## V. Les dérivés halogénés

- a. Généralités
- b. Préparations
- c. Nucléophile et nucléophile
- d. SN1/ SN2/ SNi/ SN2'
- e. E1 / E2

## VI. Fonctions divalentes : aldéhydes, cétones, imines

- a. Aspect orbitalaire
- b. Spectroscopies
- c. Préparations
  - i. Addition de lithiens sur les acides
  - ii. Cuprate sur chlorure d'acyle
  - iii. Magnésien sur nitrile
  - iv. Acylation de Friedel et crafts
  - v. Dithiane
  - vi. Décarboxylation des beta-cétoesters
  - vii. Oxydation des alcools
  - viii. Ozonolyse
  - ix. Hydratation des alcynes



- x. Hydroboration des alcynes
  - xi. Réduction des chlorures d'acyles, esters, amides, nitriles
  - xii. Hydroformylation
  - d. Réactivités du C=O
    - i. Hydrogénation
    - ii. Addition d'eau
    - iii. Addition d'alcool : hémiacétal, acétal, dithiane
    - iv. Addition d'hydrazine, hydroxylamine : hydrazone... aminal
    - v. Réactions de Wolf-Kischner
    - vi. Addition de HCN
    - vii. Réaction de Wittig
    - viii. Addition d'ylure du soufre
    - ix. Réaction de Bayer-Villiger
    - x. Réduction par les métaux : couplage pinacolique, réaction de Bouveault-Blanc
  - e. Réactivités en alpha du C=O
    - i. Equilibre céto-énolique
    - ii. Alkylation des cétones
    - iii. Alkylation d'énamine
    - iv. Halogénéation
    - v. Aldolisation-crotonisation
    - vi. Réaction de Mannich
    - vii. Addition de Michael
    - viii. Annélation de Robinson
- VII. Fonctions trivalentes : acides, esters, amides, anhydrides, nitriles
- a. Propriétés
  - b. Préparations
    - i. Hydrolyse des nitriles
    - ii. Réaction de Kolbe
    - iii. Réaction haloforme
    - iv. Oxydation des alcools, aldéhydes, alcènes
  - c. Réactivités
    - i. Réaction d'estérification
    - ii. Transestérification en milieu acide
    - iii. Transestérification en milieu basique
    - iv. Hydrolyse des esters
    - v. Réactions des chlorures d'acyles avec alcools et amines
    - vi. Réactions des acides : anhydride
    - vii. Attaque des organométalliques
    - viii. Réduction par les hydrures
    - ix. Décarboxylation des beta-carotènes
    - x. Décarboxylation de Hunsdiecker
    - xi. Décarboxylation de Barton

## xii. Réactivité en alpha

1. Condensation de Claisen/Dieckmann
2. Réaction de Knoevenagel
3. Réaction de Hell-Volhard-Zelinsky
4. Réaction de Perkin

**UE5 Cinétique chimique****Enseignant : P. GRIESMAR****Contenu**

## Chap. I Cinétique chimique empirique

- I. Notions générales en cinétique chimique
  1. Définition de la vitesse d'une réaction dans le cas d'une réaction en solution homogène
  2. Notion d'ordre partiel par rapport à un réactif et notion d'ordre global
  3. Lois de vitesse
- II. Détermination expérimentale de l'ordre d'une réaction
  1. Méthode par intégration
  2. Méthode des temps de demi-réaction  $t_{1/2}$
  3. Méthode de dégénérescence de l'ordre
  4. Méthode des vitesses initiales
- III. Relation empirique entre la constante de vitesse  $k$  et la température : loi empirique d'Arrhenius
  1. Présentation de la loi d'Arrhenius
  2. Détermination expérimentale de l'énergie d'activation  $E_a$

## Chap. II Etudes des mécanismes réactionnels

- I. Descriptions des mécanismes réactionnels
  1. Equation bilan et étapes élémentaires
  2. Notion d'intermédiaire réactionnel (IR) et d'état de transition (ET)
  3. Postulat de Hammond
  4. Méthodes d'approximations courantes
- II. Mécanisme réactionnel composé de réactions par stades
  1. Les réactions successives (ou consécutives)
  2. Les réactions jumelles (ou parallèles)
  3. Les réactions compétitives (ou parallèles)
  4. Les réactions opposées
  5. Relation entre  $E_{a1}$  et  $E_{a-1}$
- III. Cas particulier appliqué aux réactions successives
  1. Approximation de l'Etat Quasi Stationnaire (AEQS)
  2. Approximation du prééquilibre
- IV. Cinétiques caractéristiques
  1. Réaction enzymatique (Michaelis et Menten, 1913)
  2. Mécanisme de Lindemann (1922)

## Chap. III Perturbation d'un système chimique à l'équilibre

- I. Analyse temporelle d'une réaction chimique
    1. Représentation d'un système chimique
    2. Relation entre  $e(t)$  et  $s(t)$
    3. Description de signaux d'excitation  $e(t)$
  - II. Etablissement de  $S(t)$ 
    1. Etude du système sans excitation
    2. Prise en compte de l'excitation
    3. Réponse à un échelon
    4. Réponse à une perturbation sinusoïdale
  - III. Application : Détermination des constantes de vitesse  $k_1$  ET  $k_{-1}$
  - IV. Etude d'un système avec l'AEQS
  - V. Exemple d'application : la réaction enzymatique (Michaelis-Menten)
- Chap. IV Réactions radicalaires
- I. Rupture de liaisons
    1. Rupture hétérolytique, ionique ou acido-basique
    2. Rupture homolytique ou radicalaire
    3. Stabilité relative des ions ou des radicaux
  - II. Radicaux libres
    1. Caractéristiques générales
    2. Les atomes libres
    3. Radicaux organiques stables
    4. Radicaux organiques instables
    5. Moyens d'étude des radicaux
  - III. Analyse du mécanisme réactionnel pour les réactions radicalaires
    1. Synthèse de HBr
    2. Synthèse de  $\text{CH}_3\text{Br}$
  - IV. Recherche d'un mécanisme réactionnel pour les réactions radicalaires
    1. Remarques générales
    2. Critère énergétique
    3. Bilan
  - V. Générateurs d'inhibiteurs de réactions radicalaires
- Chap. V Notions sur la catalyse chimique
- I. Notions générales
    1. Définition
    2. Chemin réactionnel
    3. Classement des types de catalyse
  - II. Exemples de catalyse homogène
    1. Catalyse acido-basique
      - a. La catalyse acide
      - b. La catalyse basique
      - c. La catalyse acido-basique
      - d. La catalyse acido-basique généralisée
      - e. Mécanisme et loi de vitesse
    2. Etude de la réaction par les acides de Lewis : réaction de Friedel et Crafts
    3. Catalyse en oxydo-réduction
    4. Catalyse enzymatique ; Modèle de Michaelis

5. L'autocatalyse
- III. Catalyse hétérogène
  1. Principes généraux
  2. Les différents types d'adsorption
    - a. Physisorption
    - b. Chimisorption
    - c. Thermodynamique de l'adsorption
  3. Cinétique moléculaire d'adsorption
  4. Conclusion
- IV. Catalyse par transfert de phase
- V. Conclusion

## *UE6 Electrochimie*

*Enseignant : P.- H. AUBERT*

### *Contenu*

1. Introduction, définitions  
Notion d'électrode, interface, oxydation/réduction
2. Cinétique électrochimique
  - 2.1. Rappels de cinétique en phase homogène
  - 2.2. Cinétique électrochimique
  - 2.3. Expression du courant
3. Transport de matière à l'électrode
  - 3.1. Introduction
  - 3.2. Flux ionique : la migration
    - a. Mobilité ionique
    - b. Conductivité ionique
    - c. Nombre de transport
  - 3.3. Implication d'un autre mode de transport : la diffusion
    - a. Etude de cas
    - b. Expression du flux total
    - c. Expression du courant
  - 3.4. Profils de diffusion
  - 3.5. Synoptiques de transfert de masse
4. Courbes intensité/potentiel (I/E)
  - 4.1. Introduction
  - 4.2. Effet du potentiel sur les concentrations
  - 4.3. Principe de processus électrochimique
  - 4.4. Etude de systèmes simples : O et R solubles
  - 4.5. Etude de systèmes particuliers
    - a. Une des espèces est solide
    - b. Espèces X participant à la réaction
    - c. Fenêtre électrochimique : oxydation et réduction de l'eau

- 
- d. Espèce O ou R soluble et en excès devant l'autre
  - 5. Application aux dosages électrochimiques
    - 5.1. Evolution des courbes I/E au cours d'une réaction rédox
      - a. Problématique
      - b. Suivi du dosage par potentiométrie à courant nul
      - c. Suivi du dosage par potentiométrie à courant non nul
      - d. Titration ampérométrique à ddp constante
    - 5.2. Evolution des courbes I/E en complexométrie
      - a. Potentiel standard d'un complexe
      - b. Etude de cas
  - 6. Electrodes et appareillages électrochimiques
    - 6.1. Electrodes indicatrices
      - a. Electrode à disque tournant
      - b. Electrode à goutte de mercure
    - 6.2. Electrodes de référence
    - 6.3. Appareillages électrochimiques
- 

### *UE7 Liaison chimique*

*Enseignant : G. SINI*

*Contenu*

---

### *UE8 TP Chimie organique*

*Enseignant : E. CHELAIN*

*Contenu*

*Travaux pratiques : 3 séances de 7h + 1 séance contrôle terminal*

1. Synthèse de l'isobornéol, précurseur du camphre
  2. Synthèse et caractérisation du produit d'addition du bromure d'éthylmagnésium sur la chalcone
  3. Synthèse de la coumarine
  4. contrôle
-

## *UE8' TP Chimie-physique*

*Enseignant : P.- H. AUBERT*

### *Contenu*

---

## *UE9 Chimie inorganique 2*

*Enseignant : P. BANET*

### *Contenu*

1. Les solides cristallisés
  - 1.1. Généralités
    - 1.1.1. Définitions
    - 1.1.2. Mailles de Bravais
    - 1.1.3. Systèmes cristallins et réseaux de Bravais
    - 1.1.4. Masse volumique et nombre d'entités par maille
    - 1.1.5. Indices et plans de Miller
  - 1.2. Structure des corps simples
    - 1.2.1. Les empilements compacts
    - 1.2.2. Les empilements non compacts
  - 1.3. Structure des corps composés
    - 1.3.1. Structure diamant
    - 1.3.2. NaCl
    - 1.3.3. CsCl
    - 1.3.4. CaF<sub>2</sub>
    - 1.3.5. CaTiO<sub>3</sub>
2. Les diagrammes binaires liquide-solide
  - 2.1. Diagrammes simples
    - 2.1.1. Miscibilité totale à l'état solide
    - 2.1.2. Miscibilité partielle à l'état solide
    - 2.1.3. Miscibilité nulle à l'état solide
  - 2.2. Etablissement expérimental d'un diagramme
  - 2.3. Diagrammes lorsqu'un composé présente une variété allotropique
    - 2.3.1. Miscibilité totale de A<sub>β</sub> et B
    - 2.3.2. Miscibilité partielle entre A et B
    - 2.3.3. Miscibilité nulle entre A et B
  - 2.4. Diagrammes avec des composés intermédiaires entre A et B
    - 2.4.1. Composé défini à fusion congruente
    - 2.4.2. Composé défini à fusion non congruente
  - 2.5. Cas fréquents et exemples

- 
- 2.5.1. Composé défini se décomposant à l'état solide
  - 2.5.2. Composé défini instable à basse température
  - 2.5.3. Exemples
  - 3. Propriétés optiques des complexes de métaux de transition
    - 3.1. Généralités
    - 3.2. Rappels sur la théorie du champ cristallin
      - 3.2.1. Symétrie octaédrique
      - 3.2.2. Symétrie tétraédrique
      - 3.2.3. Autres géométries
      - 3.2.4. Facteurs impactant  $10 Dq$
      - 3.2.5. Effet Jahn-Teller
    - 3.3. Propriétés optiques des complexes de métaux de transition
      - 3.3.1. Etude des complexes  $d^1$  et  $d^9$
      - 3.3.2. Les diagrammes d'Orgel
      - 3.3.3. Corrélation champ fort-champ faible, diagrammes de Tanabe-Sugano

---

### *UE9' TP Chimie inorganique*

*Enseignant : P. GRIESMAR*

#### *Contenu*

*Travaux pratiques : 2 séances de 6h*

1. Synthèse de complexes du vanadium - Analyse UV-visible de ces complexes
  2. Etude de structures par diffraction des RX
-