

# Programme de Chimie

## Préparation Physique-Chimie

### 1. Programme de Chimie de Première Année PC

**Charge horaire = 5 h/Semaine (cours : 3H ; T.D : 1H ; T.P. : 1 H)**

#### ATOMISTIQUE

##### PROGRAMME

**1) Constituants de l'atome** = électron, proton, neutron, quark. Numéro atomique et nombre de masse . isotopes.

**2) Photons.** Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène (séries de Lyman, Balmer et Paschen). Présentation de la relation de Rydberg.

**3) Théorie de Bohr** : Systèmes hydrogénoïdes; Application : Définition et calcul de l'énergie d'ionisation de l'atome d'hydrogène et des ions hydrogénoïdes;

##### **4) L'atome d'hydrogène en mécanique ondulatoire :**

- Nature ondulatoire de la matière.

- Présentation de l'équation d'onde de Schrödinger. Notions de fonction d'onde  $\Psi(r, \theta, \varphi)$ , de probabilité de présence de l'électron et d'orbitale atomique . Nombres n, l, m, et s (nombre de spin).

##### COMMENTAIRES

Rappels brefs.

On se limitera à la description du spectre.

La théorie de Bohr doit être très brièvement présentée. Le but est de montrer la quantification de l'énergie d'un système hydrogénoïde.

On présentera l'hypothèse de Broglie

On énoncera l'équation de Schrödinger sans l'établir.

### **5) Atomes à plusieurs électrons :**

- Configuration électronique des éléments atomiques et règles de remplissage des orbitales atomiques (principe de Pauli, principe de stabilité ou règle de Klechkowsky et règle de Hund)

- Approximations de Slater : Principe et calcul de l'énergie d'un atome polyélectronique appartenant aux quatre premières périodes.

-

### **6) Classification périodique des éléments atomiques :**

- Description du tableau périodique.

- Evolution des propriétés dans le tableau : énergie d'ionisation, affinité électronique, électronégativité, rayon atomique, rayon ionique.

On utilisera une démarche descriptive et progressive pour présenter les différentes notions.

Ainsi, la fonction d'onde  $\psi(r, \theta, \varphi)$  sera introduite comme solution de l'équation de Schrödinger dont la résolution mathématique (hors programme) impose les nombres quantiques.

On définira la notion d'orbitale atomique à partir de la signification physique de  $|\psi|^2$  (densité de probabilité de présence de l'électron).

- On donnera les expressions des fonctions d'onde des orbitales atomiques 1s, 2s et 2p ainsi que leurs formes géométriques, en insistant sur la symétrie sphérique des orbitales ns et l'aspect directionnel des orbitales np.

On présentera les " anomalies " des structures électroniques  $ns^2(n-1)d^4$  et  $ns^2(n-1)d^9$

on donnera l'ordre de dégarnissage des orbitales atomiques des métaux de transitions lors de leur ionisation.

- Seule la classification en 18 colonnes recommandée par l'IUPAC (1989) sera présentée.

On mettra en évidence les évolutions et les analogies dans les périodes et les colonnes, y compris pour les séries des éléments de transition.

On signalera l'existence des échelles d'électronégativité de Pauling et de Mulliken.

**Horaire total réservé à l'atomistique = 16 heures**

Soit 4 semaines (12 h cours + 4 h TD)

LIAISON CHIMIQUE

**PROGRAMME**

**1) Structure de Lewis : Règle de l'octet**

Apports et insuffisances de la thorie de Lewis.

**2) Liaison covalente délocalisée : mésomérie et résonance**

**3) Théorie des orbitales moléculaires**

:

Diagrammes énergétiques des molécules diatomiques de type  $A_2$  et AB

**4) Prévion de la géométrie des molécules par la méthode VSEPR.**

**COMMENTAIRES**

La règle des 18 électrons sera présentée comme une extension de la règle de l'octet à partir de la 4ème période. On traitera les exemples de  $CO_2$  et  $SO_4^{2-}$

On traitera les exemples de  $O_3$ ,  $SO_2$ ,  $NO_3^-$ ,  $CO_3^{2-}$ ,  $C_6H_6$

Pour étudier les orbitales moléculaires, on suivra une démarche descriptive et succincte qui consiste à présenter les O.M. comme le résultat de la combinaison linéaire des fonctions d'onde des O.A. on se limitera aux fonctions d'onde faisant intervenir les O.A. 1s, 2s et 2p. On expliquera ensuite les formes des O.M. liantes et antiliantes à partir du recouvrement des O.A. (recouvrements axial et latéral), dans le cas des molécules homonucléaires  $A_2$  et hétéronucléaires AB.

Donner l'ordre général de remplissage des orbitales moléculaires en signalant les exceptions de  $O_2$  et  $F_2$

On se limitera aux coordinences inférieures ou égales à six. Traiter des exemples de molécules où tous les doublets sont liants et des exemples de molécules possédant à la fois des doublets liants et non liants.

On expliquera cette théorie à travers les trois cas d'hybridation  $sp^3$ ,  $sp^2$  et  $sp$

**5) Théorie de l'hybridation des orbitales atomiques**

**6) Théorie du champ cristallin :**

Application aux complexes octaédriques et tétraédriques

**7) Liaisons covalentes polaires**

**Moment dipolaire. Caractère ionique partiel.**

Les propriétés magnétiques des complexes seront évoquées : On prendra les exemples des hybridations

$d^2 sp^3$  et  $sp^3 d^2$

on insistera sur la relation entre le moment dipolaire d'une molécule et sa configuration spatiale.

**Horaire total réservé aux liaisons chimiques = 20 heures**

**(Soit 5 semaines (15 h cours + 5 h T.D))**

**Horaire réservé = 28 heures**

**Soit 7 semaines : 21 h de cours + 7 h de T.D.**

**Horaire réservé = 8 heures**

**soit 2 semaines = 6 h cours + 2h de T.D.**

**EQUILIBRES EN SOLUTIONS**

**1) Les équilibres acido-basiques**

a- Les électrolytes en milieu aqueux.

Le coefficient de dissociation d'un électrolyte.

Loi de dilution d'Ostwald.

b- Définitions des acides et des bases selon la théorie

On définira la force des électrolytes. On donnera des exemples d'électrolytes forts et faibles.

On énoncera la loi d'Ostwald et on la démontrera.

de Brönsted.

- Force des acides et des bases

- Effet de nivellement de l'eau

c- Calcul du pH des solutions aqueuses

La théorie d'Arrhénius sera brièvement évoquée.

On rappellera les définitions des constantes d'acidité et de basicité des acides et des bases faibles ainsi que la relation entre  $K_a$  et  $K_b$  d'un acide et de sa base conjuguée.

Toutes ces notions figurent dans le programme de l'enseignement secondaire.

On rappellera la méthode générale de calcul du pH : écriture des équations chimiques suivie des équations mathématiques décrivant l'état de la solution.

Résolution du système d'équations après avoir proposé les approximations nécessaires qu'il faut vérifier.

Baser le calcul sur les réactions prépondérantes avec utilisation du diagramme de prédominances.

Présenter quelques applications de calcul de pH parmi les suivantes : acide fort, base forte, acide et base faibles, solutions de sels, polyacides et polybases.

**Horaire réservé = 8 Heures**

**Soit 2 semaines = 6h.de cours + 2h. de T.D**

**d -Tirages acide-base**

**Cette partie sera traitée à l'occasion des travaux pratiques. On établira la relation entre les volumes des solutions acide et basique à l'équivalence, en utilisant les concentrations molaires de ces deux solutions.**

**On présentera chaque fois l'allure de la courbe de titrage qu'on commentera en indiquant les points caractéristiques (point d'équivalence et point de demi-équivalence) ainsi que le type d'indicateur coloré qu'il faut choisir..**

**Cette partie sera développée à l'occasion des travaux pratiques comme une suite logique de la**

<p><b>e- Solution tampon</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- <b>Définition</b></li> <li>- <b>Différentes méthodes utilisées pour préparer une solution tampon.</b></li> <li>- <b>Calcul du pH d'une solution tampon. - Propriétés des solutions tampon : effet de la dilution et effet de l'addition d'une faible quantité d'acide fort ou de base forte.</b></li> <li>- <b>Notion de pouvoir tampon.</b></li> </ul> <p><b><u>2) Les équilibres de solubilité</u></b></p> <p>a- Solubilisation d'un cristal ionique</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Effet de la constante diélectrique du solvant</li> <li>- Effet de la solvatation (effet du moment dipolaire)</li> </ul> <p>b- Définitions du produit de solubilité et de la solubilité d'un cristal ionique.</p> <p>c- Conditions de précipitation.</p> <p>d- Déplacement de l'équilibre de solubilisation.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- effet d'ion commun.</li> <li>- influence de la formation d'un complexe.</li> <li>- effet du pH.</li> </ul>	<p><b>manipulation relative aux titrages acide-base</b></p> <p>On présentera brièvement l'intervention du solvant dans la dissolution du cristal ionique. On citera l'exemple de l'eau..</p> <p>On établira la relation entre la solubilité. et le produit de solubilité</p> <p>On insistera sur l'importance de la précipitation sélective en tant que méthode de séparation des ions.(exemples = les sulfures métalliques et les carbonates).</p>
---	---

**Horaire réservé = 1 semaine**

**Soit 3 h cours + 1 h de T.D**

### **3) Les équilibres d'oxydo-réduction**

a- Couples redox. Nombre d'oxydation

Réaction d'oxydo-réduction

b- f.e.m. d'une pile avec la convention de présentation des piles

. Potentiels d'électrodes et potentiel standard

#### **- Définition et description de la pile Daniell.**

- Différents types d'électrodes :

électrode en métal actif, électrode inerte, électrode à gaz, électrode métal-sel insoluble

c- Equation de Nernst et ses applications :

- Démonstration de l'équation

- Expression du potentiel d'électrode

- Calcul de la f.e.m. d'une pile et prévision du sens spontané des

réactions d'oxydo-réduction.

- Calcul de la constante d'équilibre des réactions d'oxydo - réduction.

- Piles de concentrations.

#### **d- Tirages potentiométriques.**

Rappels brefs

On démontrera la relation entre d.d.p. ( $\Delta E$ ) de la pile et ( $\Delta_r G$ ) de la réaction de pile.

On schématisera une pile en écrivant à droite la demi-réaction de réduction et à gauche la demi-réaction d'oxydation. La f.e.m. de la pile ainsi représentée sera la différence de potentiel entre l'électrode de droite et l'électrode de gauche.

**La pile Daniell sera présentée à l'occasion des travaux pratiques.**

Ce paragraphe sera traité dans le cadre des travaux pratiques.

**Application au calcul du produit de solubilité d'un cristal peu soluble**

Ce paragraphe sera traité dans le cadre des travaux pratiques.

**Horaire réservé = 1 semaine**

**Soit 3h. cours + 1 h. de T.D.**

cinétique chimique

## PROGRAMME

### 1) Vitesse de réaction. Loi de vitesse

- Vitesse de réaction
- Loi de vitesse : Notions d'ordre global, d'ordre partiel et de constante de vitesse.
- Dégénérescence de l'ordre.
- Temps de demi-réaction.

### 2) Détermination de l'ordre de réaction.

- Méthode intégrale.
- Méthode différentielle
- Mécanismes réactionnels en cinétique homogène

## COMMENTAIRES

On étudiera les vitesses des réactions en phase homogène, en considérant le volume du système constant.

cas où l'un des réactifs est en grand excès, en particulier lorsque ce réactif est le solvant.

On traitera respectivement les réactions d'ordre zéro, un et deux. On attirera l'attention sur la relation qui existe entre l'ordre de la réaction et la dimension de la constante de vitesse d'une part et l'expression du temps de demi-réaction en fonction de la concentration initiale du réactif d'autre part.

On présentera aussi la méthode (différentielle) des vitesses initiales.

### **3) Influence de la température .** **Energie d'activation**

- Loi d'Arrhénius

- Théorie du complexe activé. catalyse

Molécularité, processus élémentaires, intermédiaires de réactions, approximation de l'état quasi-stationnaire (se limiter à un exemple simple ) et approximation de l'étape cinétiquement déterminante (se limiter à un exemple).

**Cette partie du cours sera illustrée par une manipulation pratique (exemple = étude de la réaction persulfate-iodure).**

On présentera la relation d'Arrhénius liant la constante de vitesse à la température et on définira par la même occasion la notion d'énergie d'activation.

On se contentera de décrire le profil (ou diagramme) énergétique de la réaction, en mettant en exergue la notion de catalyseur comme moyen d'abaisser la barrière énergétique correspondant à l'énergie d'activation.

**Horaire réservé = 2 semaines**

**Soit 6h de cours + 2 h de T.D**

## **2. Programme de Chimie de Deuxième Année PC**

**Charge horaire = 5 h/Semaine (cours : 3H ; T.D : 1H ; T.P. : 1 H)**

## **CHAPITRE I :**

### **NOTIONS GENERALES DE CHIMIE ORGANIQUE**

#### **1) Structures des molécules organiques**

a - Formules brutes, développées

b - Isomérie Plane : Isomérie fonctionnelle, isomérie de

position, isomérie de chaîne

c - Représentation de Cram et représentations  
projectives de

Newman et de Fischer

d - Conformations :

e - Stéréoisomérie :

- Isomérie géométrique Z,E (éthylénique et cyclanique)

- Isomérie optique : composés optiquement actifs ayant des

atomes de carbone asymétriques (composés avec un seul

carbone asymétrique, composés avec deux atomes de carbone

Rappels = Les différents états d'hybridation

du carbone ; la règle de calcul

du nombre d'insaturations.

Les techniques de détermination des masses molaires sont hors programme

On présentera le diagramme énergétique de l'éthane, du butane. Cas du cyclohexane et du méthylcyclohexane.

Les méthodes de séparation des énantiomères sont hors programme

<p>asymétriques).</p> <p>Composés optiquement actifs sans carbones asymétriques</p> <p>(chiralité axiale)</p> <p>Notion de configuration absolue</p> <p>R,S : énantiomérisation et diastéréoisomérisation</p>	<p>La notion d'érythro et threo et la représentation de Fischer sont présentées sur un exemple.</p>
<p><b>2) <u>Nomenclature</u></b></p> <p>Règles préliminaires de nomenclature systématique</p> <p>hydrocarbures acycliques : alcanes, alcènes, alcynes. hydrocarbures monocycliques : Cyclohexane, cyclopentane et cyclobutane. Composés fonctionnels.</p>	<p>Les polycycles sont hors programme</p> <p><b>Remarque</b> : un fascicule regroupant les règles de nomenclature sera distribué aux étudiants.</p>
<p><b>3) <u>Effets électroniques</u></b></p> <p>Effet inductif. Effet mésomère.</p> <p>Notions d'acide et de base organiques.</p>	<p>Notion de formules limites</p>
<p><b>4) <u>Les intermédiaires réactionnels</u> :</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- La réaction chimique</li> <li>- Les différents types de réactifs</li> <li>- Les différents types de ruptures de liaison</li> <li>- Les intermédiaires réactionnels : Carbocations, carbanions et radicaux libres</li> </ul>	<p>Réactifs électrophiles, nucléophiles et radicalaires</p> <p>On étudiera leurs structures et leurs stabilités.</p>

### **5) Détermination de la structure par spectroscopie IR et RMN**

Principe de la spectroscopie IR.

Notions qualitatives sur les modes normaux de vibration

moléculaire

- Principe de la spectroscopie RMN :

Notion de déplacement chimique du proton.

Constante de couplage ; courbe d'intégration.

On présentera les bandes caractéristiques des principaux groupes fonctionnels.

On admettra l'existence d'un spin nucléaire. On se limitera à introduire la RMN comme l'interaction de moments magnétiques " classiques " avec le champ magnétique. Les équations de Bloch et la précession de Larmor sont strictement hors programme.

Toute notion de diastéréotopie est hors programme.

On se limitera à la RMN du proton et aux couplages du premier ordre  $A_m X_p$

On utilisera des tables de données (fréquences IR, déplacements chimiques en RMN) pour la détermination des structures simples. Aucune valeur caractéristique de déplacement chimique ou de couplage ne sera exigée.

Horaire résevé = 22 Heures

Soit 11 semaines (1H 30 : cours + 0H30 T.D)

## **CHAPITRE II**

### **LES FONCTIONS SIMPLES**

#### **1) Les dérivés Halogénés (6 heures)**

a - Les réactions de substitution nucléophile. Les mécanismes

SN<sub>1</sub> et SN<sub>2</sub> et leurs stéréochimies.

b - Les réactions d'Élimination . Les mécanismes E<sub>1</sub> et E<sub>2</sub> et

leurs stéréochimies

#### **2) Les alcènes et alcynes (4heures).**

a - Structure de la liaison c = c

b - Réactions d'addition : Addition, électrophile sur la double

liaison

Mécanismes de l'addition et stéréochimie

c - Réaction d'addition de l'hydrogène. Addition radicalaire de

HX

d - Réactions d'oxydation : action de KMnO<sub>4</sub>, ozonolyse en

milieu oxydant et réducteur.

e - Addition de l'eau sur un alcyne

d - Réactions de polymérisation.

Les alcools et les amines seront choisis comme réactifs nucléophiles

Certaines notions de cinétique pourront être introduites à cette occasion : les intermédiaires de réaction et l'état de transition..

Les diagrammes énergétiques seront tracés à l'échelle moléculaire = Energie potentielle en fonction des coordonnées réactionnelles. On illustrera à l'aide d'un exemple le rôle du solvant et du substrat.

Orientation de la réaction d'élimination. Règle de Zaitsev.

On traitera la règle d'élimination d'Hoffman comme contre-exemple à la règle de Zaitsev.

Cas de H<sub>2</sub>O, H X et Br<sub>2</sub>

Catalyse hétérogène pour H<sub>2</sub>

KMnO<sub>4</sub> dilué et concentré

Les mécanismes sont hors programme.

### **3) Le benzène et ses dérivés (4 heures)**

La substitution électrophile en série aromatique :  
Mécanisme

de la monosubstitution

Effet d'orientation d'un substituant déjà présent .  
Règle de

Holleman.

Cas à traiter = nitration - Halogénéation - sulfonation -  
alkylation et acylation.

On traitera le cas particulier de l'ion diazonium :  
obtention et utilisation comme agent électrophile

La substitution nucléophile en série aromatique est  
hors programme.

### **4) Les organomagnésiens (4 heures)**

a - Obtention à partir de dérivés monohalogénés

b - Réactivité : Action sur C = O, sur H mobile, sur  
époxydes,

sur esters sur  $C \equiv N$  et  $CO_2$

Sans mécanisme.

A présenter avec schémas simplifiés

### **5) Les alcools (4 heures)**

Réactivité nucléophile : formation d'étheroxydes,  
passage de

ROH à RX (action de  $SOCl_2$ ,  $PX_3$ , HX)

Réactions d'estérification et d'oxydation.

Rappeler le mécanisme dans le cas de HX

**6) les composés carbonylés : aldéhydes  
et**

**cétones (6 heures)**

a - Réduction en carbures

b - Additions nucléophiles : Li ALH<sub>4</sub>,R Mg X,  
amines, CN<sup>θ</sup> ·

c - Propriétés dues à l'hydrogène porté par le carbone  
en α du groupe carbonyle : aldolisation et cétolisation  
(mécanisme en milieu basique), crotonisation.

Clemensen et Wolf Kichner

Présenter sans mécanismes les tests spécifiques des  
aldéhydes et des cétones : miroir d'argent, liqueur de  
Fehling, DNPH et test haloforme.

**7) Les acides carboxyliques (2 heures)**

Acidité ; passage aux chlorures d'acides (SOCL<sub>2</sub>),  
anhydrides (P<sub>2</sub> O<sub>5</sub>), esters et amides.

**Horaire réservé = 30 Heures**

**Soit 15 semaines (1 h 30 : cours + 0 H 30 T.D)**

**Les diagrammes d'État  
et les matériaux  
Inorganiques**

**CHAPITRE I**

**THERMODYNAMIQUE  
:DIAGRAMME D'ÉTAT**

**1) Notion de potentiel chimique (6 heures)**

a - Définition du potentiel chimique ; expression de l'enthalpie libre et de l'affinité chimique en fonction des potentiels chimiques ; relation de Gibbs - Duhem ; variations du potentiel chimique avec la pression et la température.

b - Expression du potentiel chimique :

- Pour un gaz parfait en mélange idéal ;
- Pour un constituant d'un mélange condensé idéal ;
- Pour un constituant soluté d'une solution diluée idéale

c - Etat standard

d - Notion d'activité et de coefficient d'activité

Le potentiel chimique est présenté comme un cas particulier de grandeur molaire partielle. L'exemple des volumes molaires partiels pourra être donné (le mélange eau-éthanol)

L'expression du potentiel chimique pour un gaz parfait en mélange idéal sera établie. On admettra son expression dans les autres cas.

Les notions d'activité et de coefficient d'activité seront présentées dans le cadre de l'étude de l'équilibre liquide - vapeur des mélanges binaires d'espèces moléculaires.

Pour le constituant condensé, on indiquera la

e - Lois de Raoult et Henry.

**2) Equilibres de phases des systèmes à un constituant (4 heures).**

a - La variance - Règle des phases.

b - Les transformations de phases d'un corps pur

c - La pression de vapeur d'un liquide et d'un solide

d - L'équation de Clausius - Clapeyron

e - Le diagramme d'état d'un corps pur

**3) Equilibres de phases des systèmes à plusieurs constituants. Cas des équilibres binaires (12 heures)**

a - Rappels sur les solutions, les concentrations.

b - Solution idéale - Définitions et propriétés.

c - Systèmes binaires liquide - vapeur

- $\alpha$  - Solvant volatil et soluté non volatil Diagramme  $P = f(T)$

- $\beta$  - Solvant et soluté volatils :

\* Diagramme isotherme  $P = f(\text{composition})$  :

- Système idéal;

- Système réel

convention mélange (référence au corps pur) et la convention solution (référence à l'état du soluté en solution infiniment diluée)

Les lois de Raoult et Henry seront présentées comme des résultats expérimentaux.

On traitera en application la courbe d'échauffement isobare d'un corps pur. Interprétation.

Signification de la température d'ébullition d'un liquide sous une pression totale P.

L'équation de Clausius - Clapeyron est à démontrer.

Signification des points triples et critique.

Traiter les deux cas de fusion avec augmentation de volume et de fusion avec contraction de volume ( $\text{CO}_2$  et eau)

On introduira les notions de fractions molaire et massique.

<p>* Diagramme isobare</p> <p>T = f (composition) :</p> <p>- Système idéal</p>	<p>On étudiera le cas des liquides totalement miscibles</p> <p>A titre d'application, on établira les expressions de <math>(\Delta T)_{eb}</math> de <math>(\Delta T)_{cong}</math>, en fonction de la molalité. •</p> <p>Le diagramme sera établi en utilisant la loi de Raoult.</p> <p>On donnera uniquement l'allure du diagramme dans les deux cas où <math>(\Delta H)</math> mélange est soit positif, soit négatif.</p> <p>On exploitera la loi de Henry.</p> <p>On établira puis on exploitera la règle des moments chimiques.</p>
<p>- Système réel : On précisera la signification du mélange azéotropique</p> <p>d - Systèmes binaires condensés.</p> <p>- <math>\alpha</math> - systèmes binaires liquide - liquide</p> <p>-<math>\beta</math> - Systèmes binaires solide - liquide</p> <p>- Formation d'un mélange eutectique</p> <p>- Formation d'un mélange péritectique</p> <p>- Formation d'un composé défini</p>	<p>On traitera en application la distillation fractionnée</p> <p>On traitera le cas des équilibres liquide-liquide totalement miscibles, partiellement miscibles et totalement non miscibles. On traitera ensuite les interférences liq- liq et liquide -vapeur</p> <p>On présentera les diagrammes isobares</p> <p>T = f (Composition) et les courbes de refroidissement isobare.</p>

congruent et non congruent	
----------------------------	--

**Horaire réservé = 22 heures**

**Soit 1 semaine (1 H 30 de cours = 0H 30 de T.D)**

## CHAPITRE II

### MATERIAUX INORGANIQUES

#### 1) Architecture de la matière condensée

(16 heures)

a - Interprétation de la cohésion des cristaux : liaison covalente, ionique, intermoléculaire (Van Der Waals et liaison hydrogène) et métallique.

b - La symétrie cristalline et les systèmes cristallins

c - Définitions élémentaires sur la structure cristalline :

- Noeuds, rangées et plans réticulaires

- Réseaux, motifs et mailles.

- d - Assemblages compacts de sphères identiques =

- L'arrangement ABAB ... Hexagonal compact et

l'arrangement ABCABC cubique compact.

- Un assemblage pseudo-compact : le cubique centré.

- Existence de sites intersticiels tétraédriques et octaédriques

dans les réseaux compacts.

e - Assemblages ioniques :

De l'ordre au désordre : exemples des composés amorphes (verres) , des liquides. Les cristaux de diiode et de dioxyde de carbone seront présentés comme exemple de cristaux moléculaires

On présentera les quatre principales opérations de symétrie et les sept systèmes cristallins

**La notion d'indices de Miller (h k l) et de distance interréticulaire  $d_{hkl}$  ainsi que les interactions entre les rayons et la matière cristallisée (Relation de Bragg) seront traités à l'occasion des travaux pratiques**

La connaissance des quatorze réseaux de Bravais n'est pas exigible.

Notions de coordinence et de compacité maximales

Calculs des paramètres de la maille.

On se limitera à la description de ces deux types de sites et au calcul de leurs dimensions respectives dans le cas du réseau cubique compact

On introduira la notion de solution solide d'insertion (palladium - hydrogène ; tantale - carbone et tantale - Azote), ainsi que la notion de solution solide de substitution (ex : Cu - Ag )

