

CHIMIE - PROGRAMMES DETAILLES - 1ère Année

SECTION MATHS PHYSIQUE

CHARGE HORAIRE : 2 H/Semaine (cours : 1H ; T.D. 30mn ; T.P. : 30mn)

Horaire total réservé à l'*Atomistique* = 10 heures (soit 7 semaines - 1 H cours + 30mn T.D.)

Horaire total réservé aux *Liaisons chimiques* = 6 heures (soit 4 semaines - 1H cours + 30 mn T.D.)

Horaire réservé *Thermodynamique chimique* = 12 heures (soit 8 semaines -1H cours + 30 mn T.D.)

Horaire réservé *Equilibre d'Oxydo-Réduction* = 4 H 30mn (soit 3 semaines -1H cours + 30 mn T.D.)

Horaire réservé *Cinétique Chimique* = 6 heures (soit 4 semaines - 1H cours + 30 mn T.D.)

CHAPITRE I

ATOMISTIQUE

Horaire réservé : 7 semaines Soit 10 heures (1 H cours + 30mn T.D.)

1) CONSTITUANTS DE L'ATOME :

Electron , proton , neutron , quark . Numéro atomique et nombre de masse . Isotopes.(Rappels brefs) . Ces notions ont été largement développées au niveau de l'enseignement secondaire.

2) LES PHOTONS :

Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène (séries de Lyman ,Balmer et Paschen).

3) THEORIE 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'HYDROGENE EN MECANIQUE ONDULATOIRE :

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

5) ATOMES A PLUSIEURS ELECTRONS :

- 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 PERIODIQUE DES ELEMENTS ATOMIQUES :

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

CHAPITRE II

LIAISON CHIMIQUE

Horaire réservé : 4 semaines Soit 6 heures (1H cours + 30 mn T.D.)

1) STRUCTURE DE LEWIS : REGLE DE L'OCTET :

Apports et insuffisances de la théorie de Lewis.

La règle des 18 électrons sera présentée comme une extension de la règle de l'octet à partir de la 4^{ème} période

2) LIAISON COVALENTE DELOCALISEE : MESOMERIE ET RESONANCE

On traitera les exemples de O₃, SO₂, NO₃⁻, CO₃²⁻, C₆H₆

3) PREVISION DE LA GEOMETRIE DES MOLECULES PAR LA METHODE VSEPR.

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.

4) LIAISONS COVALENTES POLAIRES MOMENT DIPOLAIRE . CARACTERE IONIQUE PARTIEL

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

CHAPITRE III

THERMODYNAMIQUE CHIMIQUE

Horaire réservé : 8 semaines Soit 12 heures (1H cours + 30 mn T.D.)

1) LE PREMIER PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE ET SES APPLICATIONS :

a - Notions générales :

Systèmes, état d'un système (variables d'état : extensives et intensives).

Système en équilibre - système en évolution (transformations réversible et irréversible)

b - Notions de chaleur et de travail :

* Notion de chaleur

Chaleur de transformation à pression constante et à volume constant. Capacités calorifiques et chaleurs massiques c_p et c_v .

* Notion de travail

Travail réversible et irréversible d'une transformation isotherme de gaz parfait.

c - Le premier principe de la thermodynamique :

* Notion de fonction d'état.

La différentielle totale exacte (expression mathématique et propriétés).

* Enoncé du premier principe.

L'énergie interne est une fonction d'état ($dU = dW + dQ$; $DU = W + Q$)

d - Applications :

* Transformation physico-chimique

Cas d'une transformation isotherme de gaz parfait.

Cas d'une réaction chimique : équation bilan, avancement de réaction x , grandeur de réaction.

* Enthalpie d'une transformation physico-chimique.

* Relation entre $\Delta_r H$ (Q_p) et $\Delta_r U$ (Q_v) d'une réaction chimique. Première et deuxième lois de Joule.

* Enthalpies de changements d'état d'un corps pur.

* Variations des chaleurs de réaction avec la température : Loi Etat standard d'un corps pur (gaz parfait, phase condensée). Loi de Kirchhoff.

* Enthalpie de formation d'un composé. $\Delta_f H^\circ$ (cas du corps pur : $\Delta_f H^\circ = 0$).

* Détermination de l'enthalpie d'une réaction chimique. Enoncé de la loi de Hess

* Détermination de l'enthalpie de la liaison covalente

* Détermination de l'enthalpie réticulaire d'un cristal ionique (cycle de Born-Haber). Définition et exemple d'application dans le cas d'un halogénure alcalin.

2) LE DEUXIEME PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE :

a - Introduction : évolutions spontanées.

b - Enoncé du second principe.

* Notion d'entropie

c - Entropie d'un système isolé subissant soit une transformation réversible, soit une transformation irréversible.

d - Calcul de la variation d'entropie d'un corps pur subissant une variation de température ou un changement d'état physique.

3) L'ENTHALPIE LIBRE :

a - Enoncé du troisième principe de la thermodynamique. Présenter l'entropie absolue d'un corps pur à une température T. On traitera les différents états physiques d'un corps pur à la température T. On définira l'entropie absolue d'un corps pur à une température T.

b - Calcul de la variation d'entropie d'une réaction chimique à partir des entropies absolues.

c - Définition de l'enthalpie libre et intérêt de cette fonction.

d - Calcul de la variation d'enthalpie libre d'une réaction à partir des enthalpies libres de formation.

4) LES EQUILIBRES CHIMIQUES :

a - Lois d'action de masse. Relation de Guldberg et Waage. Constante d'équilibre. Relation entre $\Delta_r G^\circ$ et la constante d'équilibre thermodynamique K° . On présentera K_p et K_c .

b - Variation de la constante d'équilibre avec la température : Loi de Van't Hoff

c - Loi de déplacement des équilibres : Effets de la température, de la pression totale, de la pression partielle ou de la concentration d'un constituant du système, de l'introduction d'un gaz inerte à volume constant, et à pression constante.

5) LES EQUILIBRES D'OXYDO -REDUCTION :

a - Couple Redox -Nombre d'oxydation. Réaction d'oxydo - réduction.

b - Potentiel d'électrode : Formule de Nernst

c - F.é.m. d'une pile et convention de la présentation des piles.

d - Différents types d'électrodes.

CHAPITRE IV

CINETIQUE CHIMIQUE

Horaire réservé : 4 semaines Soit 6 heures (1H cours + 30 mn T.D.)

1) VITESSE DE REACTION . LOI DE VITESSE :

- Définition de la vitesse de réaction.
- Loi de vitesse : Notions d'ordre global , d'ordres partiels et de constante de vitesse.
- Dégénérescence de l'ordre
- Temps de demi-réaction .

2) DETERMINATION DE L'ORDRE DE REACTION :

- Méthode intégrale.

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.

- Méthode différentielle

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

- Mécanismes réactionnels en cinétique homogène.

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).

3) INFLUENCE DE LA TEMPERATURE . ENERGIE D'ACTIVATION :

- Loi d'Arrhénius

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 .

- Théorie du complexe activé . catalyse

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 .

PROGRAMME DE TRAVAUX PRATIQUE SECTION MATH-PHYSIQUE

Horaire réservé : 0 H 30 / SEMAINE - Total : 6 séances soit 12 heures

1 - Les équilibres acido - basiques

- Dosage volumétrique à l'aide d'indicateur coloré.
- Dosage volumétrique par pH - métrie.

2 - Les équilibres d'oxydo - réduction

- Dosage volumétrique utilisant un indicateur coloré (iode / thiosulfate).
- Dosage potentiométrique (FeII par le bichromate)

3 - Préparation de solutions titrées.

4 - Détermination d'une constante d'équilibre par la méthode du coefficient de partage.

5 - Cinétique chimique (Réaction persulfate iodure).

6 - La pile Daniell.