

## LC 01 : CHIMIE ET COULEUR (Lycée)

### **Introduction**

#### **I-Les pigments et les colorants**

##### I-1 Définitions

- Les colorants (+ exemples)
- Les pigments (+ exemples)

##### I-2 Obtention des espèces colorées : extraction ou synthèse

#### **II-La structure moléculaire des pigments et colorants**

##### II-1 Les molécules organiques (historiquement, ayant pour origine des organismes vivants)

- Définition
- Exemple: l'indigo

##### II-2 La représentation topologique des molécules

#### **III-D'où vient la couleur?**

Lien entre radiations absorbées (dans le visible ou pas) et couleur (ou pas)

Ex: sol. de permanganate de potassium

##### III-1 Les groupes chromophores et auxochromes

- Groupe chromophore (responsables de la couleur C=N, N=N, C=C-C=O, etc.)  
Ex: azobenzène
- Groupe auxochrome (modifie la longueur d'onde absorbée Cl, OH, OCH<sub>3</sub>, NH<sub>2</sub>, etc.)  
Ex: anthraquinone et alizarine

##### III-2 Les liaisons doubles conjuguées

Définition ; au moins 7 DLC, et  $\lambda \uparrow$  avec nb DLC

Tableau polyènes; ex vitamine A (5) et Bêta-carotène (11)

#### **IV-Les paramètres influençant la couleur d'un matériau**

- le pH (ex: anthocyanes chou rouge)
- le solvant (ex: le diiode eau et cyclohexane)
- la température (ex: ocre jaune devient rouge)

#### **V-La détermination de la concentration d'un colorant en solution**

##### V-1 L'absorbance d'une espèce colorée en solution

- l'absorbance (schéma cuve et I<sub>0</sub> entrée et I sortie)  $A = \log_{10}(I_0/I)$
- spectre d'absorption (définition)

##### V-2 La loi de Beer-Lambert

$A = \sum \epsilon l C = kC$  pour un ensemble d'espèces chimiques en solution diluée, coefficient d'extinction molaire dépend de l'espèce et de lambda.

##### V-3 Le dosage spectrophotométrique par étalonnage

échelle de teintes à concentrations connues,  $\lambda_{max}$ , mesurer A(C<sub>i</sub>), courbe d'étalonnage, mesurer A et déduire C inconnue soit par k soit par courbe.

### **Conclusion**

## LC 02 : SEPARATIONS, PURIFICATIONS ET CONTROLES DE PURETE

### **Introduction**

#### **I-Séparations (solubilité)**

I-1 La filtration

I-2 Extraction liquide-liquide

#### **II-Purifications**

II-1 La distillation (volatilité)

II-2 La recristallisation (diff solubilité froid chaud produit impuretés dans solvant choisi)

#### **III-Contrôles de pureté**

III-1 Mesure de grandeurs physico-chimiques caractéristiques

a) Température de fusion banc Köfler

b) densité

c) indice de réfraction (réfractomètre d'Abbe)

III-2 Chromatographie sur couche mince (CCM)

principe et rapport frontal

chromatographie sur colonne et CLHP (?)

III-3 Analyse spectrale: UV-Visible (pour les espèces colorées), IR et RMN

a) Spectroscopie UV-Visible

b) Spectroscopie IR

c) Spectre RMN (exemple)

#### **IV-Mise en oeuvre expérimentale avec l'acide benzoïque**

IV-1 Extraction liquide-liquide

IV-2 Filtration sur Büchner

IV-3 Purification de l'acide benzoïque (par recristallisation)

IV-4 Contrôle de pureté

a) Température de fusion

b) Spectre IR de l'acide benzoïque

### **Conclusion**

Rq spectro de masse ?

## LC 03 : LES POLYMERES

### **Introduction**

#### **I-Généralités**

##### I-1 Structure

- a) Macromolécule, unités de répétition, monomère
- b) Exemple polystyrène
- c) Polymère
- d) Polymères à connaître (PE, PP, PS, PVC)

##### I-2 Caractéristiques moléculaires des polymères linéaires

- a) Degré de polymérisation (DP)
- b) Degré moyen de polymérisation
- c) Masse molaire moyenne
- d) Indice de polymolécularité I

##### I-3 La chimie macromoléculaire

- a) Polymérisation par étape, exemple
- b) Polymérisation en chaîne

#### **II-Architecture des polymères**

##### II-1 Enchaînement des unités monomères

- a) Homopolymère
- b) Copolymère

Définition

Exemples (à arrangement statistique, alterné, séquencé (ou à bloc), greffé, en peigne)

Propriétés

##### II-2 Structure spatiale des polymères

- a) Linéaire
- b) Ramifiée
- c) Réticulée

##### II-3 Conformation d'une chaîne flexible

Pelotes statistiques

##### II-4 Interactions entre chaînes

- a) Interactions de Van der Waals  
Keesom, Debye, London
- b) Liaisons hydrogènes
- c) Réticulation (Exemple)

##### II-5 Etat solide

a) Etat semi-cristallin (Exemples isotactiques, syndiotactiques, amorphes, atactiques), taux de cristallinité

b) Etat amorphe (ou état vitreux) Exemples

c) Classification des polymères

naturels

thermoplastiques

élastomères

thermodurcissables

d) Etat caoutchoutique

#### **III-Interactions solvant-polymère**

##### III-1 Conditions de solubilité: gonflement

##### III-2 Conséquences, applications

- a) Valeurs de masses molaires

- b) Hydrogels
- c) Les superabsorbants
- d) Les lentilles de contact souples

## **Conclusion**

Quid mécanismes polymérisation et polycondensation?

## LC 04 : CHIMIE DURABLE

### **Introduction**

#### **I-Vers une chimie plus responsable: la chimie verte**

##### I-1 Les 12 principes de la chimie verte

- 1 – Prévention/déchets
- 2 – Economie d'atomes
- 3 – Synthèses moins nocives
- 4 – Produits moins toxiques et plus sûrs
- 5 – Réduction substances auxiliaires (solvants, agents de séparation)
- 6 – Amélioration rendement énergétique
- 7 – Matières premières renouvelables
- 8 – Réduction produits dérivés
- 9 – Procédés catalytiques
- 10 – Substances à dégradation finale non persistante
- 11 – Analyse en temps réel de la pollution
- 12 – Chimie plus sécuritaire

##### I-2 Evaluation de l'efficacité d'un procédé de synthèse

- L'économie des atomes EA
- Facteur environnemental molaire EM
- L'économie d'énergie
- Application à la synthèse de l'ibuprofène (comparaison 2 voies de synthèse)

##### I-3 Choisir le solvant

synthèse monotope

#### **II-Vers une chimie durable**

##### II-1 Utiliser les agroressources. Exemple

##### II-2 Valoriser le dioxyde de carbone. Exemple

##### III-3 Economiser la matière en la recyclant. Exemple

### **Conclusion**

Vert, doux, durable

logique de l'agriculture

pas en utilisant du toxique et à faible rendement!

Durable oui mais rentable!

## **LC 05 : SYNTHÈSES INORGANIQUES**

### **Pré-requis**

### **Introduction**

### **I-Les complexes**

#### **I-1 Définition**

#### **I-2 Réaction de complexation**

Constante globale de formation et de dissolution d'un complexe

Constantes de formations successives et constantes de dissociations successives

Diagramme de prédominance

### **II-Synthèses d'un complexe**

#### **II-1 Principe**

Manipulation

#### **II-2 Spectrophotométrie UV**

### **III-Intérêt des complexes**

#### **III-1 Un bon catalyseur**

#### **III-2 Procédé Wilkinson**

#### **III-3 Procédé Wacker**

#### **III-4 Procédé Monsanto**

#### **III-5 Un exemple en biochimie: l'hémoglobine**

### **Conclusion**

## LC 06 : STRATEGIE ET SELECTIVITE EN SYNTHESE ORGANIQUE

### Pré-requis

### Introduction

#### **I-Stratégie de synthèses**

##### I-1 Optimisation d'une synthèse

- Choix des réactifs
- Choix du solvant
- Choix du catalyseur qui accélère la réaction
- Choix des paramètres expérimentaux
- Choix du montage
- Sécurité
- Coût de la synthèse à l'impact sur l'environnement

##### I-2 La synthèse

- La réaction
- L'isolement
- Purification
- Caractérisation

##### I-3 Le rendement d'une synthèse

#### **II-Sélectivité d'une réaction**

##### II-1 Les composés polyfonctionnels

- Exemple 1: synthèse du paracétamol
- Exemple 2: synthèse de l'acide 3-oxo-butanoïque
- Définition, exemple (soude sur aspirine)

##### II-2 Protection et déprotection de fonction

- Nécessité de protection
- Exemple

##### II-3 Stratégie en trois étapes (protection-transformation-déprotection)

#### **III-Exemple: synthèse d'un dipeptide**

##### III-1 Protection de chaque acide $\alpha$ -aminé

##### III-2 Réaction de formation de la liaison peptidique

##### III-3 Déprotection

#### **IV-Exemple: synthèse de l'aspartame**

##### IV-1 Protection des groupes

- Protection de l'amine de l'acide aspartique
- Protection de l'acide de la phénylalanine

##### IV-2 Activation de l'acide

##### IV-3 Couplage peptidique

#### IV-4 Déprotection des groupes carboxyle et amine

#### **Conclusion**

## LC 07 : DOSAGES

### **Pré-requis**

### **Introduction**

### **I-But d'un dosage**

### **II-Dosage par étalonnage**

#### II-1 Principe d'un dosage par étalonnage

#### II-2 Dosage par étalonnage spectrophotométrique

Exemple: dosage d'un colorant alimentaire

#### II-3 Dosage par étalonnage conductimétrique

Exemple: sérum physiologique

### **III-Titrages**

Définition de l'équivalence

#### III-1 Titration directe

3 phases

Exemple: vitamine C

#### III-2 Titration indirecte

Exemple: vitamine C

#### III-3 Titration en retour

#### III-4 Titration conductimétrique

Exemple: le vinaigre

#### III-5 Titration colorimétrique

#### III-6 Titration pH-métrique

Principe d'un titrage acido-basique

Caractérisation d'une réaction de titrage

Point d'équivalence sur une courbe de titrage

Détermination de l'équivalence par une méthode graphique

Détermination de l'équivalence par la méthode de la fonction dérivée

pH à l'équivalence

Suivi colorimétrique d'un titrage acido-basique

Exemple: le Destop

### **Conclusion**

## LC 08 : CINÉTIQUE ET CATALYSE

### **Pré-requis**

### **Introduction**

#### **I-Vitesse en cinétique chimique**

##### I-1 Cadre de l'étude

##### I-2 Vitesse volumique de formation, vitesse volumique de disparition

##### I-3 Réactions chimiques et coefficients stoechiométriques

##### I-4 Avancement d'une réaction

Avancement de réaction en mol

Avancement de réaction en mol/L

##### I-5 Vitesse volumique de réaction

Définition

Interprétation graphique

##### I-6 Notion de temps de demi-réaction

##### I-7 Facteurs cinétiques

Température

Concentrations des réactifs

Solvant

Pression

Surface de contact (avec un solide)

Présence de catalyseurs

### **II-Catalyseur**

#### II-1 Définition

Catalyse homogène, hétérogène, enzymatique

Exemple (iodures et peroxy avec ou sans catalyse – Mesplede 100 manip analytique)

### **Conclusion**

## LC09 : CARACTERISATION PAR SPECTROSCOPIE EN SYNTHÈSE ORGANIQUE

### **Pré-requis**

### **Introduction**

#### **I-Spectrométrie UV-Visible**

Absorbance

Loi de Beer-Lambert

#### **II-Spectrométrie Infrarouge**

Exemples

#### **III-Spectrométrie RMN**

##### III-1 Principe

##### III-2 Le déplacement chimique

Exemples

##### III-3 Les protons équivalents

Définition

Règle

##### III-4 La courbe d'intégration

Utilisation

Exemples

##### III-5 La multiplicité

Définition

Exemples

##### III-6 Méthode d'analyse des spectres RMN

### **Conclusion**

# LC 10 : DU MACROSCOPIQUE AU MICROSCOPIQUE EN SYNTHÈSE ORGANIQUE

## **Pré-requis**

## **Introduction**

### **I-Aspects macroscopiques**

#### I-1 Groupes caractéristiques

#### I-2 Modifications au cours d'une transformation chimique

#### I-3 Catégories de réaction

Substitution

Addition

Élimination

### **II-Aspect microscopique**

#### II-1 Polarisation des liaisons

#### II-2 Sites donneurs et accepteurs d'électrons

#### II-3 Représentation du mouvement d'un doublet d'électrons

Exemple

### **III-Exemples de synthèse organique**

#### III-1 Synthèse de l'acétanilide

Bilan macroscopique

Approche microscopique: mécanisme réactionnel

#### III-2 Synthèse de l'acide acétylsalicylique

Bilan macroscopique

Approche microscopique: mécanisme réactionnel

#### III-3 Synthèse du paracétamol

macroscopique

Approche microscopique: mécanisme réactionnel

## **Conclusion**

# LC 11 : CAPTEURS ELECTROCHIMIQUES

## Pré-requis

## Introduction

### I-Rappels et généralités

#### I-1 La formule de Nernst

#### I-2 Aspects généraux

### II-Electrodes de mesure classiques

#### II-1 Electrodes métalliques de première espèce

Définition

Exemple

Utilisation

#### II-2 Electrodes de deuxième espèce

Electrode au calomel saturé (ECS)

Electrode au sulfate mercurieux (ESM)

Electrode argent-chlorure d'argent saturée

#### II-3 Electrode de troisième espèce

Electrode de platine

### III-Electrodes particulières

Electrode standard à hydrogène (ESH)

Electrode de verre

## Conclusion



## LC 12: MOLECULES DE LA SANTE

Introduction

### **I-Les médicaments**

#### I-1 Définition

#### I-2 Qu'est ce que la formulation?

Définition

Exemples

#### I-3 Principe actif et excipients

Quelques exemples

#### I-4 Princeps et génériques

### **II-Qu'est ce qu'une molécule?**

#### II-1 Définition

Exemple

#### II-2 Rappel: La structure électronique de la couche externe des atomes

#### II-3 Les liaisons entre les atomes

La liaison covalente

Règle du duet

Règle de l'octet

Définition

Nombre de liaisons d'un atome dans une molécule

Méthode

Exemples

Les doublets non liants

### **III-Comment représenter les molécules?**

*Exp: modèles moléculaires*

Formule brute

Exemple

Formule développée

Formule semi-développée

Représentation simplifiée (topologique) des molécules

### **IV-Les différents groupes caractéristiques**

Exercice: entourer les groupes caractéristiques

### **V-Notion d'isomérisation**

Définition

Exemple

Propriétés

## Demande de matériel et de produits chimiques

### Produits chimiques

- Acide fumarique
- Acide maléique
- Amidon (thiodène)
- Amylase
- Acide chlorhydrique
- Soude
- Lugol
- Eau de brome
- Limonène (R) et (S)
- Blanc d'oeuf
- urée
- soude à 40%
- sulfate cuivrique à  $6,3 \times 10^{-2}$  mol/L

### Matériel

- Modèles moléculaires
- Banc Köfler
- Laser
- Polariseur et analyseur
- cuve pour mesure du pouvoir rotatoire
- Lampe UV
- Chauffage bain-marie
- tubes à essais + bouchons + thermomètres
- pinces en bois
- pipettes Pasteur
- bec Bunsen

## LC 13: STEREOCHIMIE ET MOLECULES DU VIVANT (Lycée)

### Introduction

**Pré-requis:** Les différentes représentations spatiales des molécules organiques:

Perspective / Cram / Newman / Fischer / Haworth

### **I-Stéréoisomérisation**

#### I-1 Conformation

(ADN et protéines ? À quelle place dans le plan?)

#### I-2 Enantiomères

*Exp: modèles moléculaires*

a-Configuration d'une molécule

b-Chiralité

c-Enantiomères

d-Atome de carbone asymétrique

e-Nombre de stéréoisomères

f-Configuration R/S

#### I-3 Diastéréoisomères

a-Définition

b-Epipimères

c-Organigramme sur les molécules possédant deux atomes de carbone asymétriques

d-Diastéréoisomérisation Z/E engendrée par une double liaison C=C

*Exp: acides maléique et fumarique*

e-Diastéréoisomérisation cis/trans engendrée par les molécules cycliques

### **II-Les oses**

#### II-1 Généralités

#### II-2 Représentation de Fischer

Glucose

### **III-Les acides aminés**

#### III-1 Généralités

#### III-2 Forme générale

#### III-3 La liaison peptidique: les protéines

*Exp: test du biuret sur le blanc d'oeuf*

### **IV-Les acides gras**

### **V-La stéréochimie et le Vivant**

#### V-1 Des exemples dans le domaine de la biologie

a-Les enzymes

*Exp: destruction de l'amidon par l'amylase salivaire en fonction du pH (pas assez chaud, réaction non activée (facteur cinétique), pH différent de neutre ou trop chaud, amylase conformation modifiée, test ne marche plus)*

b-La chimie de la vision

c-La chimie des odeurs et du goût

d-Les phéromones

#### V-2 Des exemples dans le domaine de la Santé

### Conclusion

## LC 14 : ACIDES ET BASES

### Pré-requis

### Introduction

### I-Définitions

#### I-1 Définition du pH

#### I-2 Espèces acides et espèces basiques

Acide de Brønsted

Base de Brønsted

Réaction acide/base

Rque: l'eau ampholyte

exemples

Couple acide/base

### II-Equilibre acido-basique

#### II-1 Constante d'équilibre

#### II-2 Constante d'acidité

Dissociation d'un acide faible dans l'eau

Autoprotolyse de l'eau

Protonation d'une base faible

### III-Propriétés et classement des couples acide/base

#### III-1 Zones de pH et espèce majoritaire en solution

pH et espèce majoritaire

#### III-2 Classement des couples acide/base

Bornes du pKa

Conséquence de ce classement

#### III-3 Réaction entre un acide et une base

Constante de réaction

Avancement à l'équilibre

Règle du Gamma ( $\gamma$ )

### IV-Exemples d'utilisation des réactions acido-basiques

#### IV-1 Le cas particulier de la réaction totale acide fort/base forte

#### IV-2 Les indicateurs colorés

#### IV-3 Point d'équivalence d'un dosage pH-métrique

Méthode de détermination du point d'équivalence

Pour les dosages

#### IV-4 Solution tampon

Définition

Préparation

Solution tampon de pH donné

Utilisations

## **V-Calcul approché du pH d'une solution**

V-1 Acide fort

V-2 Base forte

V-3 Acide faible

V-4 Base faible

V-5 Ampholyte

**Conclusion**

## LC 15 : LIAISONS CHIMIQUES

### **Pré-requis**

Atome : configuration électronique, électrons de valence  
Loi de Coulomb

### **Introduction**

#### **I-La liaison covalente**

##### I-1 De l'atome à la molécule

Electrons de valence d'un atome

##### I-2 Représentation (ou formule) de Lewis d'une molécule

Définition

Doublets liants et non liants

Liaisons multiples

##### I-3 Analyse de formules de Lewis

Règle de l'octet

Règle du duet

##### I-4 Nombre de liaisons covalentes

##### I-5 Géométrie des molécules

Directions des doublets

Géométrie de molécules simples

Molécules sans doublet non liant porté par l'atome

Molécules possédant des doublets non liants

#### **II-La liaison ionique**

##### II-1 Electrification par frottement

##### II-2 La loi de Coulomb

##### II-3 Le solide ionique

#### **III-Electronégativité et liaison**

Electronégativités très différentes (H exclu) --> solide ionique

Electronégativités voisines (H exclu) --> solide moléculaire

### **Conclusion**

## LC 16 : SOLVANTS

### **Pré-requis**

#### **Introduction** (et définition du solvant)

#### **I-Effets de solvant**

##### I-1 Influence d'un solvant

##### I-2 Propriétés des solvants

Le moment dipolaire

##### I-3 Constante diélectrique

##### I-4 Polarité et proticité

##### I-5 Caractéristiques de quelques solvants

##### I-6 Autres facteurs influençant les solvants

#### **II-Classification des solvants**

Solvants aprotiques apolaires

Solvants protiques polaires

Solvants aprotiques dipolaires

Solvants aprotiques peu polaires

#### **III-Les différentes interactions solvant-soluté**

##### III-1 Les forces de Van der Waals

Terme de Keesom

Terme de Debye

Terme de London

##### III-2 Liaisons hydrogène

#### **IV-Influence sur les réactions**

##### IV-1 Processus simples

##### IV-2 Influence des différents solvants

Solvants aprotiques apolaires

Solvants protiques polaires

Solvants aprotiques dipolaires

##### IV-3 Notions de polarisabilité et de densité de charge

#### **V-Réactivité des molécules**

##### V-1 Basicité et nucléophilie

##### V-2 Théorie HSAB (Hard and Soft Acids and Bases)

##### V-3 Influence du solvant et du contre-ion

Influence du contre-ion

Influence du solvant

Solvant protique polaire  
Solvant aprotique dipolaire

## **Conclusion**

## LC 17 : CLASSIFICATION PERIODIQUE

### **Pré-requis**

### **Introduction**

#### **I-Rappel sur les propriétés électroniques**

Transparent 1 : table périodique et structure électronique

Transparent 2 : énergie d'ionisation

Transparent 3 : affinité électronique

Transparent 4 : électronégativité

Voyons si les propriétés chimiques prévues ci-dessus se vérifient

#### **II-Propriétés physiques et chimiques des éléments chimiques**

##### II-1 Formation et propriétés des oxydes

Le sodium

Le magnésium

L'aluminium

Le silicium

Le phosphore

Le soufre

Le chlore

##### II-2 Propriétés des alcalins

Famille des alcalins – Illustration avec le sodium

##### II-3 Propriétés des dihalogènes et halogénures

Famille des halogènes – Propriétés des dihalogènes en voie sèche

Solutions aqueuses de dihalogènes

Précipitation des halogénures

### **Conclusion**

## LC 18 : SOLIDES CRISTALLINS

### **Pré-requis**

### **Introduction**

#### **I-Le solide cristallin**

##### I-1 La phase solide

##### I-2 Solides amorphes

##### I-3 Solide cristallin

##### I-4 Le modèle du cristal parfait

Le cristal parfait

Réseau

Maille

Motif

Cristal = Réseau + Motif

##### I-5 Plans réticulaires : indices de Miller

##### I-6 Exemple du réseau cubique simple

Réseau/maille

Motif/cristal

Modèle des sphères dures

Coordinance

Compacité

Masse volumique

Sites interstitiels

Taille du site cubique

##### I-7 Limites du modèle du cristal parfait

#### **II-Cristaux métalliques**

##### II-1 La liaison métallique

##### II-2 Le modèle des sphères dures

##### II-3 Compacité maximale dans le plan

##### II-4 Compacité maximale dans l'espace

##### II-5 Réseau hexagonal compact (h.c.)

Réseau/maille

Cristal

Coordinance

Compacité

Masse volumique

Sites interstitiels

Sites octaédriques

Sites tétraédriques

## II-6 Réseau cubique à faces centrées (c.f.c.)

- Réseau/maille
- Cristal
- Coordinance
- Compacité
- Masse volumique
- Sites interstitiels
  - Sites tétraédriques
  - Sites octaédriques

## II-7 Réseau cubique centré

- Réseau/maille
- Cristal
- Coordinance
- Compacité
- Masse volumique
- Sites interstitiels
  - Sites tétraédriques
  - Sites octaédriques

## II-8 Propriétés des cristaux métalliques

### **III-Cristaux ioniques**

#### III-1 Composition

#### III-2 La liaison ionique

#### III-3 Structure du chlorure de césium

- Maille
- Formule statistique
- Coordinance
- Stabilité
- Compacité
- Masse volumique

#### III-4 Structure du chlorure de sodium NaCl (6,6)

- Maille
- Formule statistique
- Coordinance
- Stabilité
- Compacité

#### III-5 Structure du sulfure de zinc ZnS

- Maille
- Formule statistique
- Coordinance
- Stabilité
- Compacité
- Masse volumique

#### III-6 Propriétés macroscopiques des cristaux ioniques

## **IV-Cristaux covalents**

### IV-1 Liaison covalente

### IV-2 Structure du diamant

Maille

Coordinance

Compacité

Masse volumique

### IV-3 Structure du graphite

Graphène

Graphite

Coordinance

Compacité

### IV-4 Propriétés macroscopiques des cristaux covalents

## **V-Cristaux moléculaires**

### V-1 Les liaisons faibles

### V-2 Structure de la glace

### V-3 Propriétés macroscopiques des cristaux moléculaires

## **Conclusion**

## LC 19 : CORPS PURS ET MELANGES BINAIRES

### Pré-requis

### Introduction

### I-Corps purs

#### I-1 Rappels

Définition de la variance

#### I-2 Equilibre d'un corps pur sous deux phases

#### I-3 Chaleur latente de changement d'état

Définition 1

Définition 2

#### I-4 Relation de Clapeyron

### II-Binaires Liquide/Vapeur (Systèmes fermés)

#### II-1 Variance

système divariant

Système monovariant

#### II-2 Solutions liquides idéales

Isothermes

Isobares

Courbe de rosée

Courbe d'ébullition

#### II-3 Solutions réelles à miscibilité totale

Courbe sans extremum

Courbe avec extremum: Th de Gibbs-Konovalov

Azéotrope positif

Azéotrope négatif

#### II-4 Théorème des moments chimiques

#### II-5 Propriétés colligatives (dépendant de nature du solvant, qté de soluté, PAS nature du soluté)

Tonométrie

Ebulliométrie

#### II-6 Distillation (Isobare)

Distillation simple

Distillation fractionnée en l'absence d'azéotrope

Distillation fractionnée en présence d'azéotrope

#### II-7 Solutions liquides réelles à miscibilité nulle

Hétéroazéotrope

Applications

Hydrodistillation

Entraînement à la vapeur

### **III-Binaires Liquide/Solide (Systèmes fermés)**

#### III-1 Variance

#### III-2 Miscibilité totale à l'état solide

Analyse thermique

Cristallisation fractionnée (plusieurs fois la doubleopération cristallisation-fusion)

#### III-3 Miscibilité nulle à l'état solide

Analyse thermique

Eutectique

Equation du liquidus

Cryométrie

#### III-4 Existence de composés définis (corps pur) – Exemples

#### III-5 Miscibilité partielle

### **IV-Binaires Liquide/Liquide (Systèmes fermés) – Exemple**

### **Conclusion**

# LC 20 : APPLICATION DU PREMIER PRINCIPE DE LA THERMODYNAMIQUE A LA REACTION CHIMIQUE

**Pré-requis**

**Biblio** : Chimie PC PC\* Grécias Rédoglia

**CPGE**

## **Introduction**

### **I-Le système physico-chimique et ses transformations**

#### I-1 Caractéristiques du système

Définition du système physico-chimique  
Paramètres du système  
Phase uniforme – Exemples de systèmes

#### I-2 Transformations du système physico-chimique

Définition – Divers types  
Transformations physico-chimiques usuelles  
Equation-bilan  
Avancement de réaction  
Etat final d'équilibre

### **II-L'état standard**

#### II-1 Pression standard

#### II-2 Température

#### II-3 Etat physique standard

Constituant gazeux  
Constituant en phase condensée  
Constituant en solution aqueuse

#### II-4 Système chimique standard et réaction chimique standard

#### II-5 Etat standard de référence d'un élément

Définition  
Exemples  
Exceptions

### **III-Le premier principe – Fonctions d'état U et H**

#### III-1 L'énoncé du premier principe

#### III-2 Expression du travail

Réacteur isochore  
Réacteur monotherme monobare

#### III-3 Expression de l'énergie thermique

Réacteur isochore – Energie interne  
Réacteur monobare – Enthalpie

#### III-4 Cas particulier du corps pur monophasé

Le gaz parfait  
Etat condensé

## **IV-Grandeurs du système et grandeurs de réaction**

### IV-1 Corps pur: grandeurs molaires

Définition

Grandeurs molaires standard

Gaz parfait

Etat condensé : liquide ou solide

Enthalpie molaire standard

### IV-2 Mélange : grandeurs molaires partielles

Définitions

Volumes molaires partiels

Gaz parfait

Phase condensée

Mélange idéal

Enthalpie molaire partielle

### IV-3 Mélange en réaction chimique

### IV-4 L'enthalpie de réaction

Définition

Enthalpie standard de réaction

Application : réaction monotherme-monobare

## **V-Calculs des enthalpies de réaction standard**

### V-1 Conventions relatives aux enthalpies molaires standard de formation

Définition

Convention relative aux corps simples

Cas des corps composés

Cas des ions en solution aqueuse

### V-2 Les différentes enthalpies standard de changement d'état du corps pur

Enthalpie standard de fusion

Enthalpie standard de vaporisation

Enthalpie standard de sublimation

### V-3 Calculs des enthalpies standard de réactions quelconques

Loi de Hess

Influence de la température – Approximation d'Ellingham

### V-4 Energies ou enthalpies de liaison

Définition d'une énergie de liaison

Cas d'une molécule diatomique AB

Cas d'une molécule polyatomique  $Ab_n$

Réaction d'atomisation

Cas d'une enthalpie standard de réaction

## **VI-Cas d'une évolution adiabatique**

### VI-1 Nature du système

### VI-2 Réacteur monobare – Température de flamme

### VI-3 Calorimétrie

Principe : bilan enthalpique  
Réalisation expérimentale  
Résultats

## **Conclusion**

## **LC 21 : DETERMINATION DE CONSTANTES D'EQUILIBRE**

### **Pré-requis**

### **Introduction**

### **I-Constante d'équilibre**

#### **I-1 Notion d'activité**

#### **I-2 Définition de la constante d'équilibre**

#### **I-3 Constantes d'équilibre particulières $K_e$ , $K_a$ et $K_b$ , $K_s$ , $\beta_n$ , $K_d$ (constante de partage)**

### **II-Détermination de la constante d'acidité de l'acide éthanoïque**

#### **II-1 Par pH-métrie**

#### **II-2 Par conductimétrie**

### **III-Détermination de la constante de formation $\beta_2$ de $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$**

### **IV-Détermination du produit de solubilité des ions chlorure et iodure**

Calcul de la concentration molaire en iodure

Calcul de la concentration molaire en chlorure

Calcul du produit de solubilité de l'iodure d'argent

Calcul du produit de solubilité du chlorure d'argent

### **V-Détermination de la constante de partage du diiode**

### **Conclusion**

## LC 23 : CINETIQUE HOMOGENE

### **Pré-requis**

Cinétique formelle, loi d'Arrhénius  
Conductimétrie  
Avancement d'une réaction

### **Introduction**

Objectifs  
Cinétique homogène (1 seule phase)

### **I-Etude expérimentale**

Hydrolyse du chlorure de tertio-butyle par conductimétrie

#### I-1 Dispositif et protocole expérimental

Matériel  
Protocole

#### I-2 Détermination de l'ordre de la réaction

### **II-Mécanismes réactionnels**

#### II-1 Processus élémentaire

Définitions et propriétés  
Réaction élémentaire  
molécularité  
Ex: SN2  
Loi de Van't Hoff  
Chemin réactionnel (+ diagramme avec description)  
CR : coordonnées de réaction  
Etat de transition  
Energie (potentielle) d'activation

Notion de choc efficace

#### II-2 Réaction complexe

Définitions  
Réaction complexe  
Intermédiaire réactionnel

Exemple  $A \rightarrow B \rightarrow C$

#### II-3 Types de mécanismes réactionnels

Séquence ouverte (par stades) + Ex  
Séquence fermée (en chaîne) + Ex

#### II-4 Mécanisme de la réaction de solvolysse

### **Conclusion**

## LC 23 : EVOLUTION ET EQUILIBRE CHIMIQUE

### **Pré-requis**

### **Introduction**

### **I-Affinité chimique**

#### I-1 Variation de l'enthalpie libre au cours d'une réaction monobare et monotherme

#### I-2 Définition

- Définition
- Prévision de l'évolution de la réaction
- Représentation graphique

#### I-3 Expression de $A$

#### I-4 Relation de Gulberg et Waage

- Condition d'équilibre

### **II-Déplacement de l'équilibre**

#### II-1 Influence d'une variation de température

- Loi de Van't Hoff
- Principe de modération
- Etude quantitative
- Conclusion

#### II-2 Influence d'une variation de pression

- Etude quantitative

#### II-3 Influence de l'ajout d'un constituant

- A volume constant
- A pression constante, gaz inerte
- A pression constante, ajout d'un réactif

### **Conclusion**

## LC 24 : DIAGRAMME POTENTIEL-pH (CONSTRUCTION EXCLUE)

### Pré-requis

### Introduction

#### I-Lecture et interprétation générale des diagrammes E-pH

Définition

Remarque

Autre critère

Zone de stabilité

Zone de corrosion

Zone de passivité

Propriété: stabilité des espèces dans l'eau

Cas d'une dismutation (ampholytes)

#### II-Diagramme E-pH de l'eau

#### III-Diagramme E-pH du fer

Matériel

a) Stabilité des différentes espèces du fer

b) Stabilité dans l'eau

#### IV-Diagramme E-pH du zinc

a) Stabilité des différentes espèces du zinc

b) Stabilité dans l'eau

Application : hydrométallurgie du zinc

Lixiviation

Elimination des ions fer (?)

Remarque

#### V-Diagramme E-pH du cuivre

### Conclusion

## LC 25 : OPTIMISATION D'UN PROCEDE CHIMIQUE

### **Pré-requis**

### **Introduction**

#### **I-Variance : nombre de degrés de liberté d'un système chimique**

##### I-1 Paramètres d'état intensifs – Facteurs d'équilibre

##### I-2 Définition de la variance

#### **II-Détermination de l'état final d'un système siège de plusieurs réactions**

##### II-1 Position du problème et méthode de résolution

##### II-2 Utilisation de la variance

Méthode de détermination de l'état final d'un système

#### **III-Optimisation d'un procédé chimique**

##### III-1 Principe général

##### III-2 Déplacement ou rupture d'équilibre. Loi quantitative de modération

Définition d'un déplacement d'équilibre

Définition d'une rupture d'équilibre

Idee clef pour déplacer l'équilibre dans le sens souhaité (cas d'une seule réaction)

Loi qualitative de modération (+ Remarque)

##### III-3 Modification de la constante d'équilibre K

##### III-4 Modification du quotient réactionnel

##### III-5 Exemple : synthèse de l'ammoniac

Document

Calcul de la variance

Influence de la température

Influence de la pression

Influence de la composition initiale

Fraction molaire en ammoniac

Avancement en ammoniac

##### III-6 Bilan des méthodes d'optimisation

### **Conclusion**

## **LC 26 : CORROSION HUMIDE DES METAUX**

### **Pré-requis**

### **Introduction**

**Expérience** (paille de ferr et eau salée)

### **I-Corrosion du fer**

I-1 Diagramme de corrosion du fer

I-2 Les différents types de corrosion

### **II-Facteurs influençant la corrosion humide**

II-1 Mise en évidence

Protocole

Observations (au bout de 2h environ)

Remarque : préparation du gel d'agar-agar

II-2 Le milieu oxydant

II-3 Echange électronique entre deux phases

### **III-Etats de surface et association de différents métaux**

Etat de surface

Association de différents métaux

### **IV-Protection du fer**

IV-1 Dépôt d'une couche de zinc

Galvanisation

Electrozingage

Remarques

IV-2 Protection par anode sacrificielle

Principe et applications

Expérience

### **Conclusion**

# **LC 27 : CONVERSION RECIPROQUE D'ENERGIE ELECTRIQUE EN ENERGIE CHIMIQUE**

## **Pré-requis**

## **Introduction**

### **I-Piles et accumulateurs**

#### **I-1 Définition et exemples**

Pile Volta  
Piles du commerce  
Pile alcaline  
Pile Leclanché  
f.e.m.  
Autodécharge

#### **I-2 Thermodynamique**

Force électromotrice et enthalpie libre  
Potentiel d'oxydoréduction d'un couple

#### **I-3 Cinétique**

#### **I-4 Caractéristiques électriques**

#### **I-5 Piles à combustible**

### **II-Electrolyse**

#### **II-1 Cinétique de l'électrolyse**

#### **II-2 Recharge d'un accumulateur (ex batterie de voiture)**

## **Conclusion**

## LC 28 : SOLUBILITE

### **Pré-requis**

### **Introduction**

#### **I-Solubilité et produit de solubilité**

I-1 Solubilité – Exemples

I-2 Produit de solubilité – Exemples

I-3 Relation entre solubilité et produit de solubilité – Exemples

#### **II-Conditions de précipitation**

II-1 Dissolution d'un électrolyte peu soluble – Exemples

II-2 Formation d'un électrolyte peu soluble – Exemples

#### **III-Variation de la solubilité**

III-1 Variation avec la température

III-2 Effet d'ion commun – Exemple

III-3 Compétition entre réactions de précipitation – Exemple

III-4 Variation avec le pH – Exemples

III-5 Solubilité et complexation – Exemples

### **Conclusion**

## LC 29 : CINETIQUE ELECTROCHIMIQUE

### **Pré-requis**

### **Introduction**

### **I-Cinétique des réactions électrochimiques**

#### I-1 Relation entre vitesse et intensité

#### I-2 Facteurs cinétiques

### **II-Courbes intensité-potentiel**

#### II-1 Principe de l'étude

#### II-2 Système rapide et système lent

Systeme rapide

Systeme lent

#### II-3 Diffusion limitante

diffusion

convection

migration électrique

#### II-4 Vagues successives

#### II-5 Limitation par le solvant

Aspect thermodynamique

Aspect cinétique

Courbe intensité-potentiel

### **III-Corrosion humide**

#### III-1 Introduction

Corrosion

Corrosion uniforme

Corrosion différentielle

#### III-2 Corrosion uniforme en milieu acide

Cas du fer

#### III-3 Corrosion différentielle

Systeme fer-cuivre

Systeme fer-zinc

#### III-4 Protection contre la corrosion

Passivation

Revêtement

Anode sacrificielle

Courant imposé

### **IV-Piles et accumulateurs**

### **V-Electrolyse**

Electrolyse de l'eau

**Conclusion**