

Semaine du 25/03 au 29 /03

THERMODYNAMIQUE CHIMIQUE

Chapitre 5 : Changements d'état isobares de mélanges binaires

I. Changement d'état du corps pur

1. Diagramme de phase (P,T)
2. Liquéfaction de la vapeur d'eau
3. Corps pur diphasé en équilibre

II. Diagramme isobare d'équilibre avec miscibilité totale

1. Paramètre de composition
 - a) Quantités de matière
 - b) Fractions molaires
 - c) Fractions massiques
2. Diagrammes de phases liquide-vapeur
 - a) Nombre de degrés de liberté
 - b) Diagramme binaire pour un mélange liquide idéal
 - c) Diagramme binaire pour un mélange liquide non idéal
3. Lecture graphique de la composition
 - a) Lecture de la température de début et de fin de changement d'état
 - b) Théorème de l'horizontale
 - c) Théorème des moments chimiques
4. Application à la distillation
 - a) Distillation simple d'un mélange binaire idéal
 - b) Distillation fractionnée d'un mélange idéal

↻ Définir les termes :

Corps pur, mélange idéal ou non idéal, mélange homoazéotrope, courbe d'analyse thermique, distillation simple/ fractionnée.

↻ Capacités exigibles :

- Construire un diagramme isobare d'équilibre entre deux phases d'un mélange binaire à partir d'informations relatives aux courbes d'analyses thermiques.
- Décrire les caractéristiques des mélanges homoazéotropes.
- Dénombrer les degrés de liberté d'un système à l'équilibre et interpréter le résultat.
- Exploiter les diagrammes isobares d'équilibre entre deux phases pour, à composition en fraction molaire ou massique donnée :
 - Déterminer les températures de début et de fin de changement d'état ;
 - Donner la composition des phases en présence à une température T fixée ainsi que les quantités de matière ou les masses dans chaque phase
- Déterminer la solubilité d'une des espèces chimiques du système binaire dans l'autre à partir du diagramme binaire.
- Interpréter une distillation simple, une distillation fractionnée à l'aide des diagrammes isobares d'équilibre liquide-vapeur.

ENERGIE CHIMIQUE ET ENERGIE ELECTRIQUE : conversion et stockage

Chapitre 1 : Thermodynamique des réactions d'oxydo-réduction

I. Enthalpie libre associée à une demi-équation d'oxydo-réduction

1. Formule de Nernst associée à une demi-équation rédox
2. Enthalpie libre standard associée à une demi-équation

II. Réaction d'oxydo-réduction directe entre deux couples

1. Equilibre électrochimique
2. Evolution d'un système électrochimique

PROGRAMME DE COLLES – CHIMIE – PC

III. Cellules électrochimiques

1. Force électromotrice d'une cellule électrochimique
2. Fonctionnement en générateur
 - a) Polarité
 - b) Sens d'évolution
 - c) Pile usée
 - d) Grandeurs thermodynamique
 - e) Bilan d'énergie d'une pile réversible
 - f) Capacité de la pile
3. Fonctionnement en récepteur (électrolyse)

IV. Détermination d'un potentiel standard inconnu grâce aux $\Delta_r G^\circ(\text{Ox/red})$

1. Calcul à partir d'autres E° de couples du même élément
2. Calcul à partir d'un potentiel standard et d'une constante d'équilibre

Annexe : les différents types d'électrodes (1^{ère}, 2^{ème} et 3^{ème} espèce)

➡ Définir les termes :

Cellule électrochimique, pile, électrolyse, anode, cathode, force électromotrice (ou tension à vide), transformation forcée.

➡ Capacités exigibles :

- Énoncer la relation entre l'affinité chimique d'une réaction et les potentiels de Nernst des couples mis en jeu.
- Déterminer l'enthalpie libre standard d'une réaction d'oxydoréduction à partir des potentiels standard des couples.
- Déterminer la valeur du potentiel standard d'un couple d'oxydoréduction à partir de données thermodynamiques (constantes d'équilibre, potentiels standard).
- Relier tension à vide d'une pile et enthalpie libre de réaction.
- Établir l'inégalité reliant la variation d'enthalpie libre et le travail électrique.
- Décrire et justifier le fonctionnement d'une pile électrochimique.

CONSTITUTION DE LA MATIERE : modélisation quantique et réactivité

Chapitre 1 : Activité catalytique des complexes ; cycles catalytiques

I. Diagramme d'orbitales moléculaires de complexes octaédriques

1. Les différents types de ligands (rappels et compléments)
2. Diagrammes orbitales simplifiés avec des ligands π
 - a. Avec des ligands σ -donneur et π -donneur
 - b. Avec des ligands σ -donneur et π -accepteur
 - c. Cas du ligand éthène $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$

➡ Définir les termes :

Ligand σ -donneur, ligand π -donneur (et σ -donneur), ligand π -accepteur (et σ -donneur), donation, rétrodonation.

➡ Capacités exigibles :

- Reconnaître un ligand ayant des effets π à partir de la donnée de ses orbitales de valence
- Identifier les interactions orbitales possibles entre orbitales d d'un métal et le système π d'un alcène, du dihydrogène ou d'un ligand carbonyle
- Interpréter la modification de réactivité d'un alcène, du monoxyde de carbone et du dihydrogène par les phénomènes électroniques mis en jeu lors de leur coordination.