

PROGRAMME DE COLLES – CHIMIE – PC

Semaine du 08/01 au 12/01

TRANSFORMATION DE LA MATIERE EN CHIMIE ORGANIQUE

Chapitre 3 : Conversion de groupes caractéristiques par réaction d'oxydo-réduction

I. Rappels sur l'oxydation en chimie organique

II. Réduction : de l'acide ou de l'ester à l'aldéhyde ou à l'alcool

1. Réduction des composés carbonyles
2. Réduction des esters en alcools primaires
 - a) Utilisation de LiAlH_4
 - b) Bilan et exemples
 - c) Mécanisme simplifié
 - d) Absence de chimiosélectivité
3. Réduction des esters en aldéhydes
 - a) Méthode indirecte
 - b) Méthode directe : utilisation du DIBAL-H
4. Réduction des acides carboxyliques

III. Epoxydation des alcènes

1. Agents d'époxydation : les peracides
2. Bilan de la réaction d'époxydation
3. Stéréosélectivité et régiosélectivité

IV. Ouverture des époxydes : anti-dihydroxylation

1. Réactivité des époxydes
2. Formation de diols par hydrolyse basique

↻ Définir les termes :

Epoxyde, hydrure réducteur, réactif chimiosélectif, peracide, époxyde, anti-dihydroxylation.

↻ Capacités exigibles :

- Discuter de la régiosélectivité de l'époxydation sur un polyène
- Justifier la régiosélectivité et la stéréosélectivité de l'ouverture nucléophile d'un époxyde, en l'absence d'activation par un acide de Lewis ou de Bronsted.
- Identifier le produit de réduction d'un ester par un hydrure complexe, à l'aide de données fournies (chimique et/ou spectroscopiques).
- Reconnaître ou proposer dans une stratégie de synthèse la conversion entre un ester et un aldéhyde en alcool primaire.

THERMODYNAMIQUE CHIMIQUE

Chapitre 2 : Application du second principe de la thermodynamique

I. La grandeur de l'évolution : l'entropie S

1. Le second principe de la thermodynamique
 - b) Système étudié
 - c) Enoncé
 - d) Interprétation de l'entropie selon Boltzmann
2. Identités thermodynamiques
 - a) Première identité thermodynamique
 - b) Deuxième identité thermodynamique

II. Enthalpie libre G : un potentiel thermodynamique

1. Enthalpie libre et variables naturelles
2. Propriétés de l'enthalpie libre
3. Critères d'évolution et d'équilibre
4. Notion de potentiel thermodynamique

PROGRAMME DE COLLES – CHIMIE – PC

III. Le potentiel chimique μ

1. Grandeur molaire et grandeur molaire partielle
2. Enthalpie libre d'un système de composition variable
3. Expression du potentiel chimique μ
 - a) Variation du potentiel chimique avec la pression
 - b) Variation du potentiel chimique avec la température
 - c) Potentiel chimique du gaz parfait pur
 - d) Expression générale du potentiel chimique d'un constituant
 - e) Potentiel chimique d'un gaz parfait en mélange idéal
 - f) Potentiel chimique d'un constituant pur en phase condensée
 - g) Potentiel chimique d'un constituant en mélange idéal
 - h) Potentiel chimique d'un constituant en solution idéale
5. Critère d'évolution et d'équilibre de phases
 - a) Système étudié
 - b) Condition d'évolution spontanée
 - c) Condition d'équilibre
 - d) Bilan thermodynamique
6. Phénomène d'osmose

IV. Grandeurs standard de réaction

1. Entropie de réaction $\Delta_r S$ et entropie standard de réaction $\Delta_r S^\circ$
2. Enthalpie libre de réaction $\Delta_r G$ et enthalpie libre standard de réaction $\Delta_r G^\circ$
3. Constante d'équilibre K°_T
 - a) Lien entre $\Delta_r G^\circ$ et K°_T associées à une réaction
 - b) Calcul de K°_T
 - c) Température d'inversion
 - d) Relation de Van't Hoff

➡ Capacités exigibles :

- Ecrire les identités thermodynamiques pour les fonctions U, H et G.
 - Distinguer et justifier les caractères intensif ou extensif des variables utilisées.
 - Exprimer l'enthalpie libre d'un système chimique en fonction des potentiels chimiques.
 - Interpréter qualitativement une variation d'entropie en termes de nombre de micro-états accessibles.
 - Établir l'expression du potentiel chimique dans le cas modèle des gaz parfaits purs.
 - Utiliser le potentiel chimique pour prévoir l'évolution d'un système contenant une espèce chimique dans plusieurs phases.
 - Exprimer l'enthalpie libre d'un système chimique en fonction des potentiels chimiques
 - Déterminer une variation d'enthalpie libre, d'enthalpie et d'entropie entre deux états du système chimique
 - Utiliser le potentiel chimique pour interpréter le transfert d'un solvant au travers d'une membrane.
 - Relier la pression osmotique à la différence de potentiel chimique du solvant dans les deux phases.
-
- Justifier qualitativement ou prévoir le signe de l'entropie standard de réaction.
 - Relier **enthalpie libre de réaction** et création d'entropie lors d'une transformation d'un système physico-chimique.
 - Déterminer une grandeur standard de réaction à l'aide de données thermodynamiques et de la loi de Hess.
 - Déterminer la valeur de la constante thermodynamique d'équilibre à une température quelconque.