

Programme de colles de physique-chimie BCPST1B

Semaine 9 du 24/11 au 29/11

Chapitre 0 : Analyse dimensionnelle

Constitution et transformations de la matière

Chapitre 8 : Isomérisation en chimie organique

Chapitre 9 : Techniques Spectroscopiques - UV-visible, Infrarouge et RMN

- **Spectroscopie UV-Visible** : Principe, allure d'un spectre, dosage par étalonnage, loi de Beer-Lambert.
- **Spectroscopie Infrarouge** : Principe, allure d'un spectre et informations obtenues.
- **Spectroscopie RMN** : Principe, allure d'un spectre. Notion de protons équivalents. Déplacement chimique, courbe d'intégration, multiplicité des signaux et couplages.
- Détermination d'une structure moléculaire à partir d'une formule brute. Nombre d'insaturation.

Énergies : conversions et transferts

Chapitre 10 : Introduction à la thermodynamique – États de la matière

En question de cours ou exercices d'application directe, le TD n'a pas été abordé la semaine précédente.

- Système thermodynamique isolé, fermé et ouvert. Corps pur (simple et composé), mélange. Composition de l'air.
- États de la matière. Caractéristiques physiques : ordre de grandeur des masses volumique et densités moléculaire. États fluides ou non, états condensés ou non. Notion de phase.
- Modèle de la phase condensée incompressible et indilatable. Équation d'état associée.
- Différentes échelles d'étude des systèmes. Échelles macroscopique, microscopique et mésoscopique. Intérêt de l'échelle mésoscopique.
- Paramètres d'état d'un système thermodynamique. Paramètres intensif et extensif (exemples à connaître). Pression, température. Équation d'état et équilibre thermodynamique.
- Modèle du gaz parfait. Hypothèses, équation d'état du gaz parfait (unités de toutes les grandeurs à connaître). Diagramme d'Amagat (PV en fonction de P) et de Clapeyron (P en fonction de V) : tracé des isothermes.
- Mélange de gaz parfaits. Hypothèse (mélange idéal). Pression partielle d'un gaz parfait dans un mélange. Loi de Dalton. Expression des pressions partielles en fonction des fractions molaires et de la pression totale du mélange.
- Gaz réel. Limites du modèle du gaz parfait (diagramme d'Amagat). Correction du modèle du gaz parfait : équation d'état de van der Waals. Explication de l'origine des termes correctifs.

Exemples de questions de cours possibles

- Principe de la mesure du pouvoir rotatoire (dans un polarimètre de Laurent par exemple) d'une solution. Loi de Biot. Propriétés optiques des énantiomères. Cas d'un mélange racémique.
 - Spectroscopie UV-Visible : principe. Dosage par étalonnage en utilisant la loi de Beer-Lambert. Choix de la longueur d'onde. Intérêt de "faire le blanc".
 - Notion de couplage et de multiplicité d'un signal. Expliquer et décrire la forme des signaux en fonction du nombre de voisins (règles du $n + 1$ -uplet) à l'aide d'un exemple pertinent.
 - Méthode générale de détermination d'une structure moléculaire à partir de la formule brute : relation pour calculer le nombre d'insaturation. Informations obtenues par un spectre IR et un spectre RMN.
-
- Paramètre d'état intensifs et extensifs (avec exemples). Notion d'équation d'état. Exemple pour une phase incompressible et indilatable.
 - Équation d'état des gaz parfaits. Unités des différents termes. Tracé rapide des isothermes d'un diagramme d'Amagat (PV en fonction de P) et de Clapeyron (P en fonction de V) en explicitant clairement l'utilisation des hypothèses.
 - Notion de pression partielle. Loi de Dalton : énoncé et démonstration, en explicitant les hypothèses utilisées. Relation entre pression partielle, fraction molaire et pression totale du mélange.
 - Limites du modèle du gaz réel. Modèle du gaz de van der Waals. Explication des termes correctifs en lien avec les hypothèses du modèle du gaz parfait. **L'équation d'état du gaz de van der Waals sera redonnée.**