

THERMODYNAMIQUE (cours + exercices) :

- **Chapitre 2 : Modèle cinétique du gaz parfait – Gaz réels et phases condensées**

I. Modèle cinétique du gaz parfait monoatomique

1. Le modèle cinétique du gaz parfait
 - a. Le chaos moléculaire
 - b. Distribution des vitesses homogène, isotrope et stationnaire – vitesse quadratique moyenne
 - c. Modèle du gaz parfait monoatomique
2. Interprétation cinétique de la pression
 - a. Origine de la pression
 - b. **Calcul de la pression - modèle simplifié**
3. Définition cinétique de la température – équation d'état du gaz parfait monoatomique
 - a. Température cinétique
 - b. Equation d'état
4. Energie interne du gaz parfait
 - a. Gaz parfait monoatomique
 - b. Gaz parfait polyatomique
5. Capacité thermique à volume constant

II. Gaz réels et phases condensées

1. Modèle du gaz réel de Van der Waals
 - a. Comportement des gaz réels aux faibles pressions
 - b. Equation d'état de Van der Waals (*non exigible, il faut pouvoir expliciter les différences avec le modèle du gaz parfait*)
2. Coefficients thermoélastiques
 - a. Définitions (*compressibilité isotherme et dilatation isobare*)
 - b. Cas du gaz parfait (*à savoir redémontrer*)
3. Modélisation d'une phase condensée
 - a. Définition
 - b. Coefficients thermoélastiques
 - c. Energie interne

CHIMIE (cours + exercices) :

CHAPITRE 1 : Vitesses en cinétique chimique

I. LES DIFFERENTES VITESSES

- 1) Vitesses de formation et de disparition d'un constituant chimique
- 2) Vitesse de réaction
- 3) Vitesses volumiques

II. LES DIFFERENTS FACTEURS CINÉTIQUES

- 1) Le facteur concentration (réaction avec ordre)
 - a) Ordre d'une réaction
 - b) Réaction sans ordre
- 2) Le facteur température (Loi d'Arrhenius)

III. ETUDE DE QUELQUES REACTIONS D'ORDRE SIMPLE 0 - 1 - 2 ($aA \rightarrow cC + dD + \dots$)

Loi cinétique : $[A] = f(t)$

Temps de demi-réaction

IV. DETERMINATION EXPERIMENTALE DE L'ORDRE D'UNE REACTION

- 1) Comment se ramener à $v = k'[A]^r$?
 - a) Mélange stœchiométrique
 - b) Dégénérescence de l'ordre
- 2) Méthodes expérimentales de mesure
 - a) Méthodes chimiques
 - b) Méthodes physiques
- 3) Détermination de l'ordre
 - a) Méthode différentielle
 - b) Méthode intégrale
 - c) Méthode des temps de demi-réaction
 - d) Méthode des vitesses initiales

Savoir faire :

- Exprimer la vitesse volumique de réaction en fonction de la concentration des différents constituants de la réaction.
- Savoir comment se ramener à $v = k'[A]^r$ (mélange stœchiométrique et dégénérescence de l'ordre)
- Déterminer l'évolution de la concentration d'un réactif au cours de la réaction ainsi que le temps de demi-réaction pour des ordres simples (0 - 1 - 2).