

**Programme n°23**

**MECANIQUE**

**M8 Introduction à la cinématique du solide**

Cours et exercices

**M9 Mouvement d'un solide en rotation autour d'un axe fixe** (Cours et exercices)

- ♦ Le moment cinétique d'un système de points ou d'un solide
- ♦ Le théorème du moment cinétique pour un solide
- ♦ Couple de forces
- ♦ Liaison pivot d'axe
- ♦ Energie d'un solide en rotation autour d'un axe fixe
  - Energie cinétique d'un solide → Solide en translation  
→ Solide en rotation autour d'un axe fixe Oz
  - Puissance d'une force appliquée à un solide en rotation
- ♦ Le pendule pesant
  - Position du problème
  - Cas de faibles amplitudes
  - Etude énergétique
  - Résolution numérique

**THERMODYNAMIQUE**

**TH1 Introduction à la thermodynamique** (Cours et exercices)

- ♦ Présentation - Historique
  - Echelles microscopiques et échelles macroscopiques
- ♦ Description de la matière
  - Aspects macroscopiques, aspects microscopiques
  - Agitation thermique et libre parcours moyen
  - Les différentes échelles
- ♦ Description d'un gaz à l'échelle microscopique - Distribution de vitesses
  - La température cinétique
  - La pression cinétique
- ♦ Notion de système thermodynamique - Définitions
  - Différents types de systèmes
  - Paramètres d'état d'un système
    - La température : le principe « 0 »
    - La pression
    - Généralité
  - Phase d'un système et équation d'état
- ♦ Equilibre thermodynamique
  - Système en équilibre
  - Différents types d'équilibres
- ♦ Exemples d'équation d'état
  - Equation d'état des gaz parfaits
  - Validité du modèle du gaz parfait
  - Phase condensée liquide ou solide
- ♦ Energie interne et capacité thermique à volume constant
  - Energie interne
  - Capacité thermique à volume constant.
  - Cas du gaz parfait
  - Cas d'une phase condensée
- ♦ Corps pur diphasé en équilibre
  - Changement d'état (rappels)
  - Diagramme de phase (P, T)
  - Equilibre liquide vapeur
  - Variables d'état d'un système diphasé
  - Diagramme de Clapeyron
    - Isotherme d'Andrews
    - Diagramme global
    - Titre d'un mélange liquide vapeur

**3.1. Descriptions microscopique et macroscopique d'un système à l'équilibre**

Echelles microscopique, mésoscopique, et macroscopique. Libre parcours moyen.

Définir l'échelle mésoscopique et en expliquer la nécessité.  
Citer quelques ordres de grandeur de libres parcours moyens.

Etat microscopique et état macroscopique.

Préciser les paramètres nécessaires à la description d'un état microscopique et d'un état macroscopique sur un exemple.

Distribution des vitesses moléculaires d'un gaz (homogénéité et isotropie). Vitesse quadratique moyenne. Température cinétique. Exemple du gaz parfait monoatomique : $E_c = 3/2kT$ .	Calculer l'ordre de grandeur d'une vitesse quadratique moyenne dans un gaz parfait.
Système thermodynamique.	Identifier un système ouvert, un système fermé, un système isolé.
État d'équilibre d'un système soumis aux seules forces de pression. Pression, température, volume, équation d'état. Grandeur extensive, grandeur intensive. Exemples du gaz parfait et d'une phase condensée indilatable et incompressible.	Calculer une pression à partir d'une condition d'équilibre mécanique. Dédire une température d'une condition d'équilibre thermique. Citer quelques ordres de grandeur de volumes molaires ou massiques dans les conditions usuelles de pression et de température. Citer et utiliser l'équation d'état des gaz parfaits.
Énergie interne d'un système. Capacité thermique à volume constant dans le cas du gaz parfait.	Exprimer l'énergie interne d'un gaz parfait monoatomique à partir de l'interprétation microscopique de la température.  Exploiter la propriété $U_m = U_m(T)$ pour un gaz parfait.
Énergie interne et capacité thermique à volume constant d'une phase condensée considérée incompressible et indilatable.	Exploiter la propriété $U_m = U_m(T)$ pour une phase condensée incompressible et indilatable.
Approximation des phases condensées peu compressibles et peu dilatables.	Interpréter graphiquement la différence de compressibilité entre un liquide et un gaz à partir d'isothermes expérimentales.
Du gaz réel au gaz parfait.	Comparer le comportement d'un gaz réel au modèle du gaz parfait sur des réseaux d'isothermes expérimentales en coordonnées de Clapeyron ou d'Amagat.
Corps pur diphasé en équilibre. Diagramme de phases (P,T). Cas de l'équilibre liquide-vapeur : diagramme de Clapeyron (P,v), titre en vapeur.	Analyser un diagramme de phase expérimental (P,T). Proposer un jeu de variables d'état suffisant pour caractériser l'état d'équilibre d'un corps pur diphasé soumis aux seules forces de pression. Positionner les phases dans les diagrammes (P,T) et (P,v). Déterminer la composition d'un mélange diphasé en un point d'un diagramme (P,v).

## **TH2 Le premier principe de la thermodynamique** (Cours uniquement)

- ♦ Transformation d'un système - Définition
  - Transformations particulières
  - Notion qualitative de vitesse d'évolution
  - Echange d'énergie
- ♦ Le travail des forces de pression
  - Le travail des forces de pression au cours d'une transformation élémentaire
  - Le travail au cours d'une transformation finie
  - Représentation graphique du travail des forces de pression
  - Exemples

## **SOLUTIONS AQUEUSES**

### **AQ3 L'oxydoréduction** (Cours uniquement)

- ♦ Concept oxydant-réducteur : Echanges électroniques, Normalité
- ♦ Le nombre d'oxydation : Conventions, Nombres d'oxydations extrêmes et classification périodique, Nombre d'oxydation et couple redox, Dismutation, amphotérisation, Application à l'écriture des réactions
- ♦ Les piles et potentiels
  - Principe d'une pile et Nécessité d'une électrode de référence
  - Le potentiel de Nernst
- ♦ Différents types d'électrodes
  - Les électrodes de 1<sup>o</sup> espèce
  - Les électrodes de 3<sup>o</sup> espèce
  - Les électrodes de 2<sup>o</sup> espèce (ou électrode de référence)
- ♦ Applications : Couples redox dépendants, Recherche d'une constante d'équilibre
- ♦ Equilibre redox
  - Calcul de la constante d'équilibre
  - Prévission d'évolution
- ♦ Domaines de prédominance
  - Oxydant et réducteur en solution
  - Oxydant et réducteur en solution, les ions H<sup>+</sup> présents dans la demi-équation
  - Oxydant ou réducteur sous forme solide
  - Oxydant ou réducteur sous forme gazeuse
- ♦ Les dosages redox