

# Programme des Colles PCSI2



Site officiel



Cahier de textes

Semaine n°23

Du 31 Mars au 04 Avril

## MOUVEMENTS ET INTERACTIONS

Toute la mécanique

COURS ET EXERCICES

## L'ÉNERGIE, CONVERSION ET TRANSFERTS

E<sub>1</sub> Descriptions microscopique et macroscopique d'un système à l'équilibre

COURS ET EXERCICES

### Plan du cours :

- Système thermodynamique : généralités, échelle microscopique, échelle macroscopique, échelle mésoscopique.
- Corps purs monophasés : gaz parfait monoatomique, température absolue, extension aux gaz parfaits polyatomiques, du gaz réel au gaz parfait, compressibilité d'un fluide, phases condensées.
- Corps purs polyphasés : changements d'état, diagramme d'état d'un corps pur, étude particulière de l'équilibre liquide - vapeur, équilibre liquide-vapeur d'eau en présence d'une atmosphère inerte.

### Notions et capacités exigibles (programme officiel) :

- Échelles 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.
- État 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. Pression cinétique.
  - Utiliser un modèle unidirectionnel avec une distribution discrète de vitesse pour montrer que la pression est proportionnelle à la masse des particules, à la densité particulaire et au carré de la vitesse quadratique moyenne.
- Température cinétique. Exemple du gaz parfait monoatomique :  $\langle e_c \rangle = \frac{3}{2}kT$ 
  - 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.
  - Calculer une pression à partir d'une condition d'équilibre mécanique.

- Pression, température, volume, équation d'état. Grandeur extensive, grandeur intensive. Exemples du gaz parfait et d'une phase condensée indilatable et incompressible.
  - Dédire une température d'une condition d'équilibre thermique.
- Exemples du gaz parfait et d'une phase condensée indilatable et incompressible.
  - 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  $(p, T)$ .
  - Analyser un diagramme de phase expérimental  $(p, T)$ .
- Cas de l'équilibre liquide-vapeur : diagramme de Clapeyron  $(p, v)$ , titre en vapeur.
  - 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  $(p, v)$ .
- 🔧 Mettre en œuvre un protocole expérimental d'étude des relations entre paramètres d'état d'un fluide à l'équilibre (corps pur monophasé ou sous deux phases).
- Équilibre liquide-vapeur de l'eau en présence d'une atmosphère inerte. Humidité relative.
  - Utiliser la notion de pression partielle pour étudier les conditions de l'équilibre liquide-vapeur en présence d'une atmosphère inerte.
  - Identifier les conditions d'évaporation et de condensation.

## E<sub>2,3</sub> Premier principe. Bilans d'énergie

COURS UNIQUEMENT

### Plan du cours :

- Énergie interne : notion d'énergie totale  $E$  et décomposition, fonction d'état  $U$ , capacité thermique à volume constant  $C_V$ , énergie interne d'un gaz, énergie interne d'une phase condensée, énergie interne d'un système diphasé.
- Transformations d'un système : généralités, transformation quasi-statique (mécaniquement réversible), transformation réversible, transformation irréversible, cas particuliers : on fixe un paramètre d'état, transformation adiabatique.
- Travail des forces de pression : travail élémentaire des forces de pression, travail fini des forces de pression, représentation graphique du travail des forces de pression.
- Premier principe : de la mécanique à la thermodynamique, énoncé général, énoncé usuel, conséquences immédiates, énoncé enthalpique.
- Application au calcul des transferts thermiques : cas général, cas des phases condensées (calorimétrie), cas des gaz parfaits, *changements d'état (transition de phase)*.

## Notions et capacités exigibles (programme officiel) :

- 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.
  - Transformation thermodynamique subie par un système.
    - Définir un système adapté à une problématique donnée.
  - Évolutions isochore, isotherme, isobare, monobare, monotherme.
    - Exploiter les conditions imposées par le milieu extérieur pour déterminer l'état d'équilibre final.
  - Travail des forces de pression. Transformations isochore, monobare.
    - Évaluer un travail par découpage en travaux élémentaires et sommation sur un chemin donné dans le cas d'une seule variable.
    - Interpréter géométriquement le travail des forces de pression dans un diagramme de Clapeyron.
  - Transferts thermiques.
    - Distinguer qualitativement les trois types de transferts thermiques : conduction, convection et rayonnement.
  - Transformation adiabatique. Thermostat, transformations monotherme et isotherme.
    - Identifier dans une situation expérimentale le ou les systèmes modélisables par un thermostat.
  - Premier principe de la thermodynamique.
    - Définir un système fermé et établir pour ce système un bilan énergétique faisant intervenir travail et transfert thermique.
    - Utiliser le premier principe de la thermodynamique entre deux états voisins.
    - Exploiter l'extensivité de l'énergie interne. Distinguer le statut de la variation de l'énergie interne du statut des termes d'échange.
    - Calculer le transfert thermique sur un chemin donné connaissant le travail et la variation de l'énergie interne.
  - Enthalpie d'un système. Capacité thermique à pression constante dans le cas du gaz parfait et d'une phase condensée incompressible et indilatable.
    - Exprimer le premier principe sous forme de bilan d'enthalpie dans le cas d'une transformation monobare avec équilibre mécanique dans l'état initial et dans l'état final.
    - Exprimer l'enthalpie  $H_m(T)$  du gaz parfait à partir de l'énergie interne.
    - Justifier que l'enthalpie  $H_m$  d'une phase condensée peu compressible et peu dilatable peut être considérée comme une fonction de l'unique variable  $T$ .
    - Citer l'ordre de grandeur de la capacité thermique massique de l'eau liquide.
  - *Enthalpie associée à une transition de phase : enthalpie de fusion, enthalpie de vaporisation, enthalpie de sublimation.*
    - *Exploiter l'extensivité de l'enthalpie et réaliser des bilans énergétiques en prenant en compte des transitions de phases.*
- 🔧 Mettre en œuvre un protocole expérimental de mesure d'une grandeur thermodynamique énergétique (capacité thermique, enthalpie de fusion, etc.).

---

## Commentaires :

- Les parties *qui apparaissent ainsi* ne sont pas encore au programme.
- les symboles 🔧 et 📊 apparaissent respectivement pour les notions vues en TP et les capacités numériques.
- Prochain chapitre : E<sub>4</sub> Second principe. Bilans d'entropie.

*En vous souhaitant bonne réception.*