

Semaine 27

du 18/05/26 au 22/05/26



Émile Clapeyron
1799-1864

Partie 5 : Thermodynamique

Chapitre T1 : Descriptions macroscopique et microscopique d'un système à l'équilibre

- Définitions : système thermodynamique, systèmes ouvert, fermé et isolé et les différentes échelles d'observation. Présentation de la notation différentielle pour les études à l'échelle mésoscopique.
- États physiques de la matière : caractéristiques à l'échelle macroscopique et à l'échelle microscopique des phases solide, liquide et gaz, distance moyenne entre deux particules, libre parcours moyen dans un fluide.
- Description macroscopique d'un système thermodynamique : paramètres d'état et fonctions d'état, grandeurs extensives et grandeurs intensives, équation d'état.
- État d'équilibre thermodynamique interne ou avec l'extérieur. Détermination d'une pression par l'étude d'un équilibre mécanique et détermination d'une température par l'étude d'un équilibre thermique.
- Phases condensées : modèle des phases condensées incompressibles et indilatables.
- Système gazeux :
 - modèle du gaz parfait (particules ponctuelles, interactions négligeables).
 - théorie cinétique des gaz parfaits : distribution des vitesses, vitesse la plus probable, hypothèses statistiques (homogénéité de la densité particulaire, homogénéité de la distribution des vitesses, isotropie des vitesses), étude statistique du gaz parfait (particule ponctuelle) : énergie cinétique, énergie cinétique moyenne, vitesse quadratique moyenne, température cinétique (déduite de l'énergie cinétique moyenne d'une particule : $\frac{1}{2}k_B T$ par degré de liberté), pression cinétique (expression donnée) et équation d'état.
 - du gaz réel au gaz parfait.
- Énergie interne :
 - Définitions : variance, énergie interne, capacité thermique à volume constant.
 - Cas du gaz parfait : $U = \frac{3}{2}nRT$ et $C_v = \frac{3}{2}nR$ pour un gaz parfait monoatomique et $U = \frac{5}{2}nRT$ et $C_v = \frac{5}{2}nR$ pour un gaz parfait diatomique. Tous les gaz parfaits vérifient la première loi de Joule $U = f(T)$.
 - Cas des phases condensées supposées incompressibles et indilatables : $dU = mcdT$ où $mc = C_v$.

- Changement d'état :
 - diagramme d'état (P, T) (domaines, frontières, changements d'état, point triple et point critique, variance),
 - diagramme de Clapeyron (P, v) de l'équilibre liquide-vapeur, titre massique en vapeur et règle des moments.

Extrait du B.O.

Notions et contenus	Capacités exigibles
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. Température cinétique. Ex. du gaz parfait monoatomique : $E_c = \frac{3}{2}k_B T$.	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. Déduire 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. Approximation des phases condensées peu compressibles et peu dilatables.	Exploiter la propriété $U_m = U_m(T)$ pour une phase condensée incompressible et indilatable. 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.

Notions et contenus	Capacités exigibles
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) .

Chapitre T2 : Premier principe de la thermodynamique. Bilans d'énergie

- Définition des transformations : infiniment lente, monobare, monotherme, isobare, isotherme, isochore, adiabatique, détente, compression, dilatation, chauffage, refroidissement. . .
- Parois athermanes (ou calorifugées). Parois diathermanes.
- Travail des forces pressantes : définition, lien avec le diagramme de Clapeyron.
- Notions de transferts thermiques et de thermostat.
- Transformation adiabatique infiniment lente avec équilibre mécanique permanent avec l'extérieur du gaz parfait : loi de Laplace : $PV^\gamma = \text{cste}$. Coefficient de Laplace ou coefficient des gaz parfaits : $\gamma = 5/3$ pour un GPM et $\gamma = 7/5$ pour un GPD.
- Transformation isotherme infiniment lente du gaz parfait : loi de Mariotte : $PV = \text{cste}$.
- Premier principe de la thermodynamique lors d'une transformation finie :

$$\Delta E_c + \Delta U = W + Q$$

et ses formes dérivées usuelles.

- Premier principe de la thermodynamique lors d'une transformation élémentaire :

$$dE_c + dU = \delta W + \delta Q$$

et ses formes dérivées usuelles.

- Enthalpie d'un système thermodynamique, capacité thermique à pression constante.
- Relation de Mayer et définition du coefficient γ pour un gaz parfait.
- Expressions $C_V = \frac{nR}{\gamma - 1}$ et $C_P = \frac{nR\gamma}{\gamma - 1}$ pour un gaz parfait.
- Expressions de ΔH au cours d'une transformation :
 - pour un gaz parfait,
 - pour une phase condensée incompressible et indilatable,
 - au cours d'un changement d'état à température constante.
- Notions d'enthalpie massique (chaleur latente) et d'enthalpie molaire de changement d'état à température constante.
- Diagramme enthalpique (P, h) de l'équilibre liquide-gaz.

Extrait du B.O.

Notions et contenus	Capacités exigibles
Transformation thermodynamique subie par un système. Évolutions isochore, isotherme, isobare, monobare, monotherme.	Définir un système adapté à une problématique donnée. 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. Transformation adiabatique. Thermostat, transformations monotherme et isotherme.	Distinguer qualitativement les trois types de transferts thermiques : conduction, convection et rayonnement. 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.

À venir

- Chapitre T3 : Second principe de la thermodynamique.
- Chapitre T4 : Machines thermiques.