

M7 : MOUVEMENT DES SOLIDES

Description des mouvements des solides

Théorème du moment cinétique d'un solide autour d'un axe fixe

Approche énergétique pour un solide en rotation autour d'un axe fixe

T1 : SYSTEMES THERMODYNAMIQUES A L'EQUILIBRE

Système thermodynamique

- définition et classification (isolé/fermé/ouvert),
- description (échelles microscopique / macroscopique / mésoscopique, paramètres d'états intensifs / extensifs, équation d'état)
- états de la matière : 3 états, notions de phase condensée et de fluide,
- description macroscopique : équilibre thermodynamique, équilibre mécanique/thermique interne/externe, conséquences pratiques
- description microscopique : distance moyenne, libre parcours moyen

Description d'un système thermodynamique gazeux

- modèle du gaz parfait : hypothèses (particules ponctuelles/absence d'interaction), température cinétique, pression, équation d'état du GP, loi de Boyle-Mariotte pour $T = \text{cte}$
- modèle des gaz réels : mise en évidence de l'écart aux GP dans le diagramme d'Amagat ou de Clapeyron pour les isothermes, exemple du modèle de Van der Waals (équation d'état non exigible)

Description d'un système thermodynamique liquide et solide

- modèle des phases condensées incompressibles et indilatables
- exemple d'un modèle des phases condensées peu compressible et peu dilatable

Description d'un système thermodynamique diphasé

- diagramme de Clapeyron (P, v) et diagramme de phases (P, T)
- notion de vapeur saturante, titre vapeur, théorème des moments

Energie interne

- définitions et propriétés (extensivité, fonction d'état)
- cas d'un gaz parfait monoatomique : $U(T)$, 1^{re} loi de Joule, expressions de U , C_v et ΔU
- cas d'une phase condensée incompressible et indilatable : $U(T)$, expression de ΔU (pour $C = \text{cte}$)



Robert Boyle
(physicien irlandais 1627-1691)

EXTRAIT DU PROGRAMME de MPSI

Notions et contenus	Capacités exigibles
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 : $E_c = 3/2 kT$.	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.
Etat 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.
Energie 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.
Energie 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).