

PLAN DU COURS :

TOUT EXERCICE SUR LE MOUVEMENT D'UN SOLIDE EN ROTATION, PAR UNE APPROCHE DYNAMIQUE (TMC) OU ENERGETIQUE.

THERMODYNAMIQUE

A INTRODUCTION A LA DESCRIPTION DES SYSTEMES THERMODYNAMIQUES

L'objectif de cette partie est de donner les outils permettant une définition opérationnelle d'un système. L'introduction de l'équation d'état du gaz parfait est l'occasion d'exercer ces capacités sur des exemples simples faisant intervenir des bilans de matière.

1. Définitions et généralités : système thermodynamique, systèmes isolés, fermés, ouverts. Phases : phase gazeuse, phases condensées liquide ou solide.
2. Description macroscopique d'un système.
 - 2.1 Variables d'état. Volume, température, pression.
 - 2.2 Variables extensives, variables intensives.
3. Equilibre thermodynamique.
 - 3.1 Définition, cas d'un système isolé ou non.
 - 3.2 Condition d'équilibre :
Equilibre mécanique pour un système soumis aux seules forces de pression.
Condition d'équilibre thermique.
Exemple sur un gaz dans un cylindre fermé par un piston. Exemple pour une phase condensée indilatable et incompressible.
4. Equation d'état.
 - 4.1 Cas du gaz parfait.
 - 4.2 Cas des phases condensées (modèle du fluide incompressible et indilatable).
 - 4.3 Volumes molaires, volumes massiques. Exemple pour l'air et pour l'eau dans différentes conditions.
 - 4.4 Densité d'un fluide.
5. Mélange idéal de gaz parfaits.
 - 5.1 Idéauté du mélange.
 - 5.2 Pression partielle, loi de Dalton
 - 5.3 Masse molaire moyenne.

B DESCRIPTION MICROSCOPIQUE DES GAZ.

1. Le chaos moléculaire. Modèle microscopique du gaz parfait.
Agitation thermique, quelques ordres de grandeur.
2. Libre parcours moyen d'une molécule dans un gaz.
3. Echelles microscopique, mésoscopique et macroscopique.
4. Distribution des vitesses des molécules dans un gaz. Hypothèses de distributions statistiques. Vitesse moyenne et vitesse quadratique.
La loi de distribution de Maxwell, l'étude statistique du gaz parfait (calcul des grandeurs moyennes...) sont explicitement hors programme.
2. Interaction thermique du gaz avec une paroi, équilibre thermique.
3. Interprétation cinétique de la pression et de la température :
 - 6.1 Rebond d'une balle contre un mur (choc élastique).
 - 6.2 Calcul de la pression cinétique. *Le calcul de la pression cinétique est mené en envisageant le modèle simple pour lequel les mouvements des molécules ont lieu selon 6 directions orientées.*
 - 6.3 Interprétation cinétique de la température pour un gaz parfait.

Questions de cours :

Etablir l'expression du libre parcours moyen dans un gaz parfait. Calculer un ordre de grandeur pour un gaz aux conditions usuelles.

Etablir l'expression de la pression cinétique.

A partir de l'expression de la pression cinétique, établir une relation entre la température et la vitesse quadratique moyenne des molécules d'un gaz.

C DU GAZ REEL AU GAZ PARFAIT.

Comparaison du comportement de gaz réels au gaz parfait à partir de graphes expérimentaux.

1. Réseau d'isothermes en coordonnées de Clapeyron :
 - 1.1 Diagramme de Clapeyron pour l'hexafluorure de soufre.
Observation des comportements thermoélastiques pour les états liquide, fluide diphasé et gaz.
 - 1.2 Allure des isothermes pour un gaz.
2. Isothermes en diagramme d'Amagat pour un gaz.
3. Conclusion : modèle du gaz parfait : Equation d'état, loi d'Avogadro.

Polycopié (**uniquement à titre culturel**) : approche historique, loi de Boyle-Mariotte, loi d'Avogadro, un modèle de gaz réel : le gaz de Van der Waals.

Questions de cours :

Tracer l'allure d'une isotherme pour un gaz en coordonnées de Clapeyron et en diagramme d'Amagat. Confronter au modèle du Gaz Parfait.

D ENERGIE INTERNE.

1. Définition et propriétés.
2. Capacité thermique à volume constant
3. Energie interne d'un gaz parfait monoatomique. Relation avec la température.
4. Energie interne pour un gaz parfait. Première loi de Joule.
5. Energie interne et capacité thermique à volume constant d'une phase condensée (en la considérant comme incompressible et indilatable). Approximation du « fluide incompressible ».

E DESCRIPTION DU CORPS PUR SOUS DEUX PHASES EN EQUILIBRE.

1. Approche descriptive : l'équilibre liquide-vapeur : vapeurs sèches et vapeurs saturantes ; définitions et vocabulaire ; diagramme d'équilibre (P, T) : domaines de stabilité, courbes d'équilibres, point triple, point critique ; notion de variance ; transitions de phase d'un corps pur : paliers de transition. Titre massique et titre molaire.
2. Diagramme (P, V) pour l'équilibre liquide vapeur : isothermes d'Andrews, courbe de saturation. Théorème des moments. Application : stockage des fluides.
3. Equilibre liquide-vapeur de l'eau en présence d'une atmosphère inerte.
Condition d'équilibre. Vaporisation, ébullition ou évaporation ? Phénomènes météorologiques et degré hygrométrique.

Questions de cours :

Présenter le diagramme d'équilibre (P, T) pour un corps pur et déterminer la variance selon la nature du système envisagé (nombre de phases).

Présenter le diagramme d'Andrews (Réseau d'isotherme en coordonnées de Clapeyron, courbe de saturation).

Etablir le théorème des moments pour un fluide constitué d'un corps pur en état diphasé.

Programme de référence.

2.7 Mouvement d'un solide	
Description du mouvement d'un solide dans deux cas particuliers Définition d'un solide.	Différencier un solide d'un système déformable.
Translation.	Reconnaître et décrire une translation rectiligne ainsi qu'une translation circulaire.
Rotation autour d'un axe fixe.	Décrire la trajectoire d'un point quelconque du solide et exprimer sa vitesse en fonction de sa distance à l'axe et de la vitesse angulaire.
Théorème scalaire du moment cinétique appliqué au solide mobile autour d'un axe fixe	Exploiter, pour un solide, la relation entre le moment cinétique scalaire, la vitesse angulaire de rotation et le

Moment cinétique d'un solide en rotation autour d'un axe : moment d'inertie	moment d'inertie fourni. Relier qualitativement le moment d'inertie à la répartition des masses.
Couple.	Définir un couple.
Liaison pivot.	Définir une liaison pivot et justifier le moment qu'elle peut produire.
Théorème scalaire du moment cinétique appliqué au solide en rotation autour d'un axe fixe dans un référentiel galiléen.	Exploiter le théorème scalaire du moment cinétique appliqué au solide en rotation autour d'un axe fixe dans un référentiel galiléen.
Pendule de torsion.	Établir l'équation du mouvement. Établir une intégrale première du mouvement.
Pendule pesant.	Établir l'équation du mouvement. Établir une intégrale première du mouvement. Réaliser l'étude énergétique d'un pendule pesant et mettre en évidence une diminution de l'énergie mécanique. <u>Capacité numérique</u> : à l'aide d'un langage de programmation, mettre en évidence le non isochronisme des oscillations.
Approche énergétique du mouvement d'un solide en rotation autour d'un axe fixe orienté, dans un référentiel galiléen. Énergie cinétique d'un solide en rotation autour d'un axe fixe.	Utiliser l'expression de l'énergie cinétique, l'expression du moment d'inertie étant fournie.
Théorème de l'énergie cinétique pour un solide en rotation autour d'un axe fixe.	Établir, dans ce cas, l'équivalence entre le théorème scalaire du moment cinétique et celui de l'énergie cinétique.

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

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 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 : $E_c = \frac{3}{2}kT$.	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. Pression, température, volume, équation d'état. Grandeur extensive, grandeur intensive. Exemples du gaz parfait et d'une phase condensée indilatable	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

et incompressible.	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). 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.