

PLAN DU COURS :

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.*
5. Interaction thermique du gaz avec une paroi, équilibre thermique.
6. 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 : Diagramme de Clapeyron pour l'hexafluorure de soufre. Observation des comportements thermoélastiques pour les états liquide, fluide diphasé et gaz. 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.

D ENERGIE INTERNE.

1. Définition et propriétés.
2. Capacité thermique à volume constant
2. Energie interne d'un gaz parfait monoatomique. Relation avec la température.
3. Energie interne pour un gaz parfait. Première loi de Joule.
4. 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.

F ECHANGES D'ENERGIE.

Introduction : différentes formes de transferts énergétiques : transferts d'énergie électrique, d'énergie mécanique (travail), interaction thermique (transfert thermique).

1. Convention thermodynamique.
2. Transformation thermodynamique d'un système.
Définition, transformations et chemins particuliers : évolutions isochore, isotherme, isobare, monobare, monotherme. Notion de thermostat.
3. Interaction thermique, transfert thermique. Conduction, convection et rayonnement.
4. Transfert d'énergie sous forme électrique.
Puissance électrique, travail ou quantité d'énergie transférée.
5. Travail des forces de pression :
Définition et expression générale. Cas particuliers (transformations isochores, transformations monobares).
Travaux sur un chemin mécaniquement réversible (dit quasi-statique).
Aspect graphique en diagramme de Watt (coordonnées de Clapeyron), signe des travaux échangés sur un cycle selon le sens de parcours.
Exemples : calcul du travail reçu par un gaz parfait dans une compression monobare.
Calcul du travail reçu par un gaz parfait dans une transformation isotherme (et mécaniquement réversible).

Questions de cours :

Etablir l'expression du travail des forces pressantes et discuter son signe selon que l'on a une compression ou une détente.

Démontrer qu'un cycle parcouru dans le sens horaire (respectivement dans le sens anti-horaire) est un cycle moteur (respectivement récepteur)

G PREMIER PRINCIPE : BILANS D'ENERGIE [COURS UNIQUEMENT]

1. Premier principe pour un système fermé :

Diverses formes d'énergie dans les systèmes thermodynamiques. Enoncé général pour un système fermé (énergie totale). Enoncé classique pour un système sans mouvement macroscopique. Interprétations : U est une fonction d'état, U est conservative, U est extensive.

Cas particuliers : transformations isochore, adiabatique, cyclique.

Ecriture différentielle du premier principe (évoqué). Exemple d'application : refroidissement d'une masse d'eau.

Questions de cours :

Enoncer le premier principe pour un système fermé sous une forme intégrale et sous une forme différentielle, en commentant chacun des termes intervenant dans l'expression de ce premier principe.

Programme de référence.

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.	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	Calculer une pression à partir d'une condition d'équilibre mécanique. Dédire une température d'une condition d'équilibre

extensive, grandeur intensive. Exemples du gaz parfait et d'une phase condensée indilatable et incompressible.	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). 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.
3.2. Énergie échangée par un système au cours d'une transformation	
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 isochores, monobare.	Évaluer le 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.

3.3. Premier principe. Bilans d'énergie	
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.

