

Programme de colle du 4/05 au 7/05 (S26)

T1 : Description et modélisation d'un système thermodynamique

- Description d'un système thermodynamique : système d'étude, échelles de description de la matière : microscopique, macroscopique et mésoscopique, grandeurs extensives, intensives, état d'équilibre thermodynamique.
- Modélisation d'un système gazeux : modèles de gaz (gaz parfait, notions sur le gaz réel), équation d'état, validation du modèle du gaz parfait à l'aide des diagrammes de Clapeyron, d'Amagat. Approche microscopique du gaz parfait monoatomique : température cinétique.
- Modélisation d'un système liquide ou solide : modèle de la phase condensée incompressible et indilatable, équation d'état.
- Énergie interne, capacité thermique à volume constant, cas du gaz parfait monoatomique, cas de la phase condensée incompressible et indilatable.
- Changement d'état, étude du corps pur diphasé à l'équilibre : diagramme de phase (P, T), diagramme de Clapeyron pour l'équilibre liquide/vapeur, composition d'un système diphasé, loi des moments.

T2 : Premier principe de thermodynamique (Pas de changement d'état cette semaine et des applications proches du cours car le TD n'est pas corrigé)

- Transformations d'un système thermodynamique : définition, dictionnaire des transformations (isotherme, isochore, isobare, monotherme, monobare), évolution temporelle : transformation infiniment lente, transformations mécaniquement réversible ou non, thermiquement réversible ou non.
- Transfert thermique, travail des forces de pression, représentation graphique dans la diagramme (P, V).
- Énoncé du premier principe de thermodynamique et du premier principe élémentaire. Applications.
- La fonction d'état enthalpie, énoncé du premier principe pour les transformations monobares/isobares. Capacité thermique à pression constante. Enthalpie d'un gaz parfait, enthalpie d'une phase condensée indilatable et incompressible.

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 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 : $E_c = 3/2kT$.	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. Dédire 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.	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).

Notions et contenus	Capacités exigibles
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. 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.).