

Programme de colle

semaine 26 – du 22 au 26 avril

Cours ou exercices très proches du cours pour le premier principe

Description d'un système à l'équilibre

Notions au programme :	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. 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 : $E_c = 3/2kT$.	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. 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.	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) .
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.

Énergie échangée par un système au cours d'une transformation

Notions au programme :	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, bilans d'énergie

Notions au programme :	Capacités exigibles
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.

Questions de cours

Description d'un système à l'équilibre

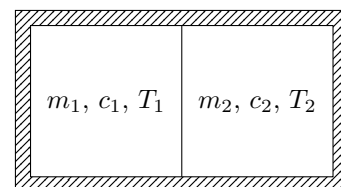
1. Établir l'expression de la pression cinétique d'un gaz parfait monoatomique en fonction de sa vitesse quadratique moyenne à l'aide d'un modèle unidimensionnel.
2. Donner l'équation d'état d'un gaz parfait, ainsi que les expressions de son énergie interne et de sa capacité thermique à volume constant.
3. Représenter et commenter le diagramme de phases P - T de l'eau.
4. Représenter le diagramme P - v pour l'équilibre liquide-vapeur d'un corps pur et tracer plusieurs isothermes sur ce diagramme. Démontrer le théorème des moments.

Énergie échangée par un système au cours d'une transformation

1. Exprimer le travail des forces de pression pour une transformation isochore et pour une transformation monobare.

Premier principe. Bilans d'énergie

1. Deux solides, initialement aux températures T_1 et T_2 sont placés en contact dans une enceinte calorifugée. Déterminer la température à l'équilibre.



2. On considère un gaz parfait subissant une compression isotherme quasi-statique. Exprimer sa variation d'énergie interne, le travail des forces de pression et le transfert thermique reçu par le gaz.