

I Cours et exercices

T1 Description d'un système à l'équilibre

- I **Introduction** : ordres de grandeur, échelles de description.
- II **Système** : définition, grandeurs d'état (intensive, extensives, massique et molaire) et fonction d'état, grandeurs usuelles : température, pression, énergie interne, capacité thermique.
- III **Équilibre thermodynamique** : définition, exemple, conditions d'équilibres thermique et mécanique.
- IV **Description d'un gaz** : modélisation, loi du gaz parfait et pertinence expérimentale (diagrammes d'AMAGAT et de CLAPEYRON), énergétique (température cinétique, énergie interne et capacité thermique), vitesse quadratique moyenne.
- V **Phases condensées** : modélisation, équation d'état, énergétique (énergie interne, capacité thermique).

T2 Échanges d'énergie des transformations thermodynamiques

- I **Introduction** : nécessité, transformations, types, influence du choix du système.
- II **Travail des forces de pression** : expression générale, transformations isochore et isobare, transformation mécaniquement réversible et cycles.
- III **Transfert thermique** : définition, types de transferts, cas particuliers (thermostat, adiabatique), bien comprendre les transferts thermiques (adiabatique vs. isotherme), Loi de LAPLACE.

T3 Premier principe de la thermodynamique

- I **Énoncé du premier principe** : énoncé général, première loi de JOULE, cas particuliers, premier principe entre deux états voisins.
- II **Transformation monobare et enthalpie** : enthalpie et premier principe, seconde loi de JOULE, capacités thermiques et relations associées, calorimétrie.

II Questions de cours possibles

T1 Description d'un système à l'équilibre

- ☆☆ [1] Donner la définition de la température cinétique en fonction du degré de liberté D . Déterminer alors l'énergie interne d'un gaz parfait mono- puis diatomique en fonction de R qu'on reliera à deux autres constantes. En déduire les capacités thermiques $C_{V,\text{mono}}^{\text{G.P.}}$ et $C_{V,\text{dia}}^{\text{G.P.}}$

T2 Échanges d'énergie des transformations thermodynamiques

- ☆☆ [2] Présenter les transformations de la thermodynamique : système isolé, fermé, ouvert ; transformations, transformations isochore (avec exemple), monotherme, isotherme, monobare, isobare (avec exemple), adiabatique, mécaniquement réversible.
- ☆☆ [3] Établir l'expression générale du travail des forces de pression. Préciser la nature du système (moteur, récepteur) selon le signe de W . Présenter le lien avec l'aire sous la courbe d'un diagramme de WATT (P, V), et démontrer comment le sens de parcours sur un cycle se relie au signe du travail.
- ☆☆ [4] Démontrer la valeur ou l'expression de W pour une transformation isochore, pour une transformation monobare, et pour une transformation quasi-statique isotherme d'un gaz parfait, en fonction des volumes d'abord puis des pressions ensuite. Vérifiez son signe selon l'évolution du volume.
- ☆☆ [5] Cycle de LENOIR : pour une mole de gaz parfait à $P_A = 2 \times 10^5 \text{ Pa}$ et $V_A = 14 \text{ L}$, on effectue les transformations suivantes de manière quasi-statique :
- chauffage isochore jusqu'à $P_B = 4 \times 10^5 \text{ Pa}$;
 - détente isotherme jusqu'à $V_C = 28 \text{ L}$;
 - refroidissement isobare jusqu'au retour à l'état initial.

Représenter ce cycle sur un diagramme de WATT et en déduire le signe du travail total. Calculer P , V et T à chaque étape puis calculer les travaux associés aux transformations AB, BC et CA et sur le cycle. Conclure sur la nature du système. Déterminer ensuite les variations d'énergie interne puis les transferts thermiques de chaque transformation.

T3 Premier principe de la thermodynamique

- ☆☆ [6] Énoncer le premier principe de la thermodynamique, en version intégrale et différentielle, en détaillant les termes. Préciser lesquels sont des fonctions d'état, lesquels ne le sont pas. Étudier les cas particuliers des transformations adiabatique, isochore et cyclique. **Expliquer la différence entre adiabatique et isotherme.**
- ☆☆ [7] Définir l'enthalpie d'un corps et ses propriétés. Démontrer ensuite l'expression du premier principe enthalpique en indiquant ses conditions d'application.
- ☆☆ [8] Présenter les deux lois de JOULE. Rappeler les expressions de U et C_V pour un gaz parfait mono- et diatomique. Démontrer la seconde loi de JOULE pour les phases condensées avec un calcul et pour les gaz parfait en donnant l'expression de l'enthalpie molaire en fonction du nombre de degré de liberté du gaz.
- ☆☆ [9] Définir les capacités thermiques à volume et pression constantes dans le cas général. Les relier aux variations ΔU et ΔH pour un gaz parfait, et présentez la différence entre ces variations sur un diagramme de WATT présentant deux isothermes. Définir le coefficient adiabatique γ , démontrer la relation de MAYER et établir les expressions de C_V et de C_P .
- ☆☆ [10] Calorimétrie : dans un calorimètre parfaitement isolé de masse en eau $m_0 = 24 \text{ g}$, on place $m_1 = 150 \text{ g}$ d'eau à $T_1 = 298 \text{ K}$. On ajoute $m_2 = 100 \text{ g}$ de cuivre à $T_2 = 353 \text{ K}$. Sachant que $c_{\text{Cu}} = 385 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$ et $c_{\text{eau}} = 4185 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$, déterminer T_f .