

PLAN DU COURS :

G PREMIER PRINCIPE : BILANS D'ENERGIE

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.

1. Evaluation d'un transfert thermique. Méthode générale.

Exemple : calcul du transfert thermique reçu dans une transformation monobare d'un gaz parfait.

2. Applications du premier principe. Chauffage d'une phase condensée, transfert thermique pour un processus isochore, échauffement d'un gaz par compression.

3. Transformation mécaniquement réversible et isotherme d'un gaz parfait. Présentation, calcul du travail reçu, bilan énergétique.

5. Transformation adiabatique et réversible d'un gaz parfait : Loi de Laplace ; conditions de validité. Expressions de la loi en variables (P,V) , (T,V) , (P,T) . Visualisation graphique en coordonnées de Clapeyron. Calcul du travail reçu par le gaz à partir du bilan énergétique.

La traditionnelle « démonstration » de la loi de Laplace, d'ailleurs assez discutable, n'est pas exposée. Elle sera faite ultérieurement à partir de la notion d'entropie.

6. Compression polytropique d'un gaz parfait.

7. Une nouvelle fonction d'état : enthalpie d'un système.

Définition, bilan enthalpique pour une transformation monobare entre deux états d'équilibre de même pression.

Capacités thermiques à volume constant, capacités thermiques à pression constante : définitions, capacités thermiques massiques, molaires, moyennes.

Enthalpie pour un gaz parfait. Première et seconde loi de Joule, relation de Mayer. Expression des capacités thermiques en fonction du rapport de capacité thermique γ .

Enthalpie pour une phase condensée.

Diagramme enthalpique $\log(P) = f(h)$. Observation des courbes isothermes, comparaison des comportements aux états liquide, gaz et diphasés.

Questions de cours :

Définir l'enthalpie, et montrer que la variation d'enthalpie correspond au transfert thermique dans certaines conditions à préciser.

Citer la relation de Mayer pour les gaz parfaits, et en déduire l'expression des capacités thermiques en fonction du coefficient de Laplace.

8. Enthalpie pour un système diphasé.

Expression, caractère extensif. Théorème des moments.

Questions de cours :

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

Variation d'enthalpie associée à une transition de phase. Enthalpie de fusion, de vaporisation, de sublimation. Transformations inverses : solidification, liquéfaction, condensation.

Variations d'énergie interne pour une transition de phase. Exemple(s) d'application : d'application : échauffement puis vaporisation partielle d'une masse d'eau dans un processus isobare.

Questions de cours :

Définir l'enthalpie de changement d'état pour une transition de phase. Savoir exprimer la variation d'énergie interne pour cette transformation.

H APPLICATIONS DU PREMIER PRINCIPE. (TRAITEES EN EXERCICES)

1. Mesures calorimétriques.

1.1 Mesure de la capacité thermique de l'eau par chauffage électrique

1.2 Mesure de l'enthalpie de fusion par la méthode des mélanges

1.3 Mesure de la capacité thermique d'un fluide par méthode dynamique (système ouvert).

2. Etude d'un cycle : Cycle du moteur à 4 temps (Beau de Rochas).

3. Refroidissement isobare par pertes thermique (traité en TD).

Ces exemples ne sont pas à mémoriser, mais ils doivent être la base d'une réflexion personnelle sur les démarches effectuées, qu'il faudra savoir généraliser à d'autres situations. Ils doivent donc pouvoir être traités avec aisance.

I DEUXIEME PRINCIPE : BILANS D'ENTROPIE

1. Insuffisance du premier principe. Exemple de l'expérience de Joule, de la détente de Joule et Gay-Lussac
2. Le second principe : introduction qualitative, formule de Boltzmann. Transformations réelles irréversibles et modèle de la transformation réversible. Entropie et désordre dans un système.

Enoncé classique : $\Delta S = S_e + S_c$. *Conformément au programme, l'équivalence entre température absolue et température thermodynamique est ici simplement affirmée.*

Second principe pour des systèmes isolés, entropie de l'univers.

Création d'entropie dans un échange thermique. Variation d'entropie pour une source de chaleur monotherme.

Questions de cours :

Énoncer le second principe en expliquant précisément la signification de chacun des termes qui interviennent.

3. Problématique du calcul de variation d'entropie. Cas des transformations réversible, cas des transformations irréversible, bilan entropique. Cas de transformations adiabatiques.
4. Entropie d'un corps pur monophasé.
 - 4.1 Cas d'une phase condensée, indilatable et incompressible.

Questions de cours :

Établir l'expression de la variation d'entropie pour un fluide incompressible.

4.2 Entropie du gaz parfait.

Les expressions de l'entropie ou des variations d'entropie relative au gaz parfait seront fournies. Elles n'ont pas à être mémorisées.

4.3 Transformations isentropiques. Retour sur la Loi de Laplace.

5. Variation d'entropie dans les changements d'état.
 - 1.1 Entropie de transition de phase.
 - 1.2 Entropie d'un système diphasé, théorème des moments.
 - 1.3 Application. Exploitation d'un diagramme entropique.

Questions de cours :

Citer l'expression de la variation pour une transition de phase et justifier cette expression à partir de l'énoncé du second principe.

Établir l'expression du théorème des moments pour l'entropie.

Exercices simples d'application du second principe, bilan d'entropie.

Programme de référence.

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

	<p>deux états voisins.</p> <p>Exploiter l'extensivité de l'énergie interne.</p> <p>Distinguer le statut de la variation de l'énergie interne du statut des termes d'échange.</p> <p>Calculer le transfert thermique sur un chemin donné connaissant le travail et la variation de l'énergie interne.</p>
<p>Enthalpie d'un système. Capacité thermique à pression constante dans le cas du gaz parfait et d'une phase condensée incompressible et indilatable.</p>	<p>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.</p> <p>Exprimer l'enthalpie $H_m(T)$ du gaz parfait à partir de l'énergie interne.</p> <p>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.</p> <p>Citer l'ordre de grandeur de la capacité thermique massique de l'eau liquide.</p>
<p>Enthalpie associée à une transition de phase : enthalpie de fusion, enthalpie de vaporisation, enthalpie de sublimation.</p>	<p>Exploiter l'extensivité de l'enthalpie et réaliser des bilans énergétiques en prenant en compte des transitions de phases.</p>
<p>3.4. Deuxième principe. Bilans d'entropie</p>	
<p>Fonction d'état entropie</p>	<p>Interpréter qualitativement l'entropie en termes de désordre statistique à l'aide de la formule de Boltzmann fournie.</p>
<p>Deuxième principe de la thermodynamique : entropie créée, entropie échangée.</p> <p>$\Delta S = S_{ech} + S_{créée}$ avec $S_{ech} = \sum Q_i/T_i$.</p>	<p>Définir un système fermé et établir pour ce système un bilan entropique.</p> <p>Relier la création d'entropie à une ou plusieurs causes physiques de l'irréversibilité.</p> <p>Analyser le cas particulier d'un système en évolution adiabatique.</p>
<p>Variation d'entropie d'un système.</p>	<p>Utiliser l'expression fournie de la fonction d'état entropie.</p> <p>Exploiter l'extensivité de l'entropie.</p>
<p>Loi de Laplace.</p>	<p>Citer et utiliser la loi de Laplace et ses conditions d'application.</p>
<p>Cas particulier d'une transition de phase.</p>	<p>Citer et utiliser la relation entre les variations d'entropie et d'enthalpie associées à une transition de phase :</p> <p>$\Delta h_{12}(T) = T\Delta s_{12}(T)$.</p>