

T1 : SYSTEMES THERMODYNAMIQUES A L'EQUILIBRE

Système thermodynamique

Description d'un système thermodynamique gazeux

Description d'un système thermodynamique liquide et solide

Description d'un système thermodynamique diphasé

Energie interne

- définitions et propriétés (extensivité, fonction d'état)
- cas d'un gaz parfait monoatomique : $U(T)$, 1^{ère} loi de Joule, expressions de U , C_v et ΔU
- cas d'une phase condensée incompressible et indilatable : $U(T)$, expression de ΔU (pour $C = cte$)

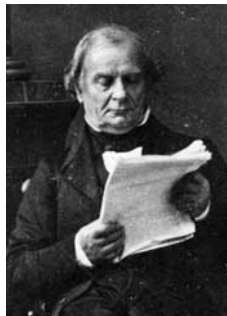
T2 : PREMIER PRINCIPE

Transformation d'un système

- définitions et représentations des différentes transformations dans le diagramme de Watt/Clapeyron : infiniment lente, transformation mécaniquement et thermiquement réversible, transformation à un paramètre fixé (monobare, monotherme, isobare, isotherme, isochore), transformation adiabatique

Bilan d'énergie

- modes de transfert d'énergie : travail des forces, cas particulier du travail des forces de pression, et transfert thermique
- énoncé du premier principe : $\Delta U + \Delta E_{C_{macro}} = W + Q$ (sauf colle de lundi)
- exemples d'application du 1^{er} principe (sauf colle de lundi)



Emile Clapeyron
(ingénieur physicien français 1799-1864)

EXTRAIT DU PROGRAMME de MPSI

Notions et contenus	Capacités exigibles
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 : $E_c = 3/2 kT$.	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).