

Programme de colle n° 23

TH1 : Description d'un système thermodyn. à l'équilibre (cours + exercices)

plan détaillé → voir semaine 22

TH2 : Bilans d'énergie pour un système - 1^{er} principe de la thermodyn. (cours + exercices)

- I Transformations thermodynamiques
 - I.1 Définitions
 - I.2 Travail des forces de pression
 - I.3 Transfert thermique
 - I.4 Modèle linéaire des échanges thermiques
 - a) Flux et résistance thermiques
 - b) Loi phénoménologique de Newton
 - II Le premier principe de la thermodynamique
 - II.1 Énergie totale d'un système
 - II.2 Énoncés du premier principe
 - III Enthalpie d'un système
 - III.1 Définition
 - III.2 Capacité thermique à pression constante
 - III.3 Enthalpie du gaz parfait
 - III.4 Phase condensée
 - III.5 1^{er} principe pour une transformation monobare
-

TH3 : Second principe de la thermodynamique (cours + application simples)

- I Nécessite d'un deuxième principe
 - I.1 Limitations du 1^{er} principe
 - I.2 Transformation réversible/irréversible
 - I.3 Causes d'irréversibilité
 - I.4 Principe d'évolution
 - II Second principe de la thermodynamique
 - II.1 Énoncé
 - II.2 Propriétés de l'entropie
 - II.3 Quelques transformations particulières
- Système isolé ; Transfo. adiabatique réversible ; Transfo. monotherme ; Transfo. cyclique
- III Bilans d'entropie
 - III.1 Méthode
 - III.2 Phases condensées
 - III.3 Bilans d'entropie
 - III.4 Gaz parfait
- Entropie d'un gaz parfait ; Loi de Laplace ; Bilans d'entropie
- IV Interprétation microscopique de l'entropie

Exemples de questions de cours :

- Les différentes échelles de description d'un système : micro-, macro-, méso- scopique.
- Définition du libre parcours moyen + modélisation + valeurs typiques.
- Paramètres nécessaires à la description d'un état microscopique et d'un état macroscopique sur un exemple.
- Définitions : système ouvert, fermé, isolé, grandeur intensive/extensive.
- Modèle du gaz parfait : hypothèses du modèle, équation d'état, énergie interne (GP monoatomique, diatomique), capacité thermique à volume constant du GP monoatomique/diatomique.
- Théorie cinétique : définition, signification physique et expression de la température cinétique et de la pression cinétique
- Modèle de la phase condensée incompressible et indilatable ; hypothèses du modèle, énergie interne et capacité thermique à volume constant.
- Donner l'expression du travail des forces de pression, calculer le travail des forces de pression dans les cas suivants : transformation isochore, monobare, isobare, isotherme pour un gaz parfait. Interpréter dans un diagramme de Clapeyron (P, V).
- Expliquer la différence entre isotherme et monotherme, et entre isobare et monobare.
- Décrire les trois types de transfert thermiques, définir et identifier les systèmes pouvant jouer le rôle de thermostat.
- Énoncer le premier principe et l'appliquer pour faire un bilan d'énergie sur un GP (transformations isotherme, isobare, isochore) ou pour déterminer la température finale d'un mélange de deux phases condensées de températures initiales différentes.
- Connaître et savoir appliquer la loi phénoménologique de Newton pour le transfert thermique conducto-convectif.
- Gaz parfaits :
 - Énoncer le deuxième principe de la thermodynamique.
 - L'appliquer pour un GP subissant une transformation monotherme et monobare, puis isotherme (réversible).
 - Énoncer la loi de Laplace et ses conditions d'application.
- Phases condensées :
 - Énoncer le deuxième principe de la thermodynamique.
 - L'appliquer sur un des deux exemples suivants :
 - Mise en contact de deux phases condensées de températures différentes.
 - Mise en contact d'une phase condensée avec un thermostat.