

Programme de la semaine du 27 mai 2024

Cours

Chapitre 21 : Premier principe de la thermodynamique.

Voir programme précédent.

Chapitre 22 : Deuxième principe de la thermodynamique.

- À partir de l'exemple de la détente de Joule Gay-Lussac, savoir justifier le caractère irréversible de la transformation en discutant **qualitativement** du nombre de micro-états disponibles dans l'état d'équilibre final.
- Savoir citer les causes possibles de l'irréversibilité d'une transformation. Savoir définir la notion de transformation réversible.
- Savoir énoncer le deuxième principe de la thermodynamique (fonction d'état entropie, entropie échangée avec un ou plusieurs thermostats, entropie créée, cas particulier d'un système isolé et formule de Boltzmann).
- Les formules de variation d'entropie étant fournies, savoir mener un bilan d'entropie pour une transformation et conclure sur son irréversibilité.
- Savoir qu'un gaz parfait subissant une transformation adiabatique réversible suit la loi de Laplace (connaître les 3 formes).
- Savoir exprimer la variation d'entropie d'un thermostat.
- Savoir définir l'entropie de changement d'état et la relier à l'enthalpie de changement d'état.
- Exercices du cours, à savoir faire avec un formulaire pour les formules de variation d'entropie.

Formulaire à fournir aux élèves :

☞ Variation d'entropie d'une phase condensée incompressible indilatable de masse m et de capacité thermique massique c entre les températures T_1 et T_2 :

$$\Delta S = S_2 - S_1 = m c \ln \left(\frac{T_2}{T_1} \right) .$$

☞ Variation d'entropie de n moles d'un gaz parfait passant d'un état (P_1, V_1, T_1) à un état (P_2, V_2, T_2) :

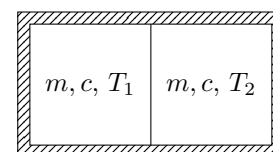
$$\begin{aligned} \Delta S = S_2 - S_1 &= nC_{V,m} \ln \left(\frac{T_2}{T_1} \right) + nR \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right) \\ &= nC_{P,m} \ln \left(\frac{T_2}{T_1} \right) - nR \ln \left(\frac{P_2}{P_1} \right) \\ &= nC_{V,m} \ln \left(\frac{P_2}{P_1} \right) + nC_{P,m} \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right) , \end{aligned}$$

avec $C_{V,m}$ la capacité thermique molaire à volume constant et $C_{P,m}$ la capacité thermique molaire à pression constante.

Exercice 1 (Deux solides en contact)

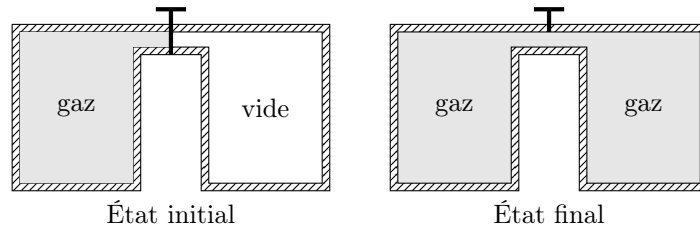
On met en contact deux solides identiques, de masse m et de capacité thermique massique c , de températures initiales T_1 et $T_2 > T_1$.

Les deux solides sont placés dans une enceinte calorifugée.



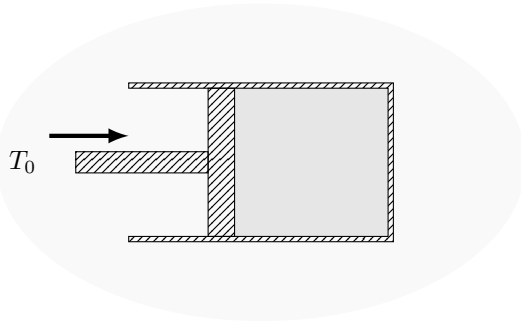
paroi calorifugée

1. Déterminer la température des 2 solides à l'équilibre.
2. Pour le système Σ composé des deux solides, déterminer l'entropie S_c créée lors de la transformation. La transformation est-elle réversible ?

Exercice 2 (Détente de Joule–Gay-Lussac)

On dispose d'un récipient aux parois calorifugées constitué de deux compartiments de même volume V séparés par un robinet. Initialement, seul un des compartiments contient un gaz parfait, le compartiment de gauche étant vide. On ouvre le robinet : une partie du gaz passe alors dans le récipient de droite et le système atteint après quelques instants un nouvel état d'équilibre thermodynamique.

1. Déterminer l'entropie créée lors de cette transformation. Est-elle réversible ou irréversible ?
2. Interpréter à l'aide de la formule de Boltzmann.

Exercice 3 (Transformation isotherme)

On considère un gaz parfait contenu dans un cylindre à parois diathermanes en contact avec un thermostat à la température T_0 .

Ce gaz subit une transformation quasi-statique **isotherme** au cours de laquelle son volume passe de V_i à V_f . On négligera tout frottement entre le piston et le cylindre.

1. Faire un bilan d'entropie pour le gaz, puis pour l'univers (réunion du gaz et du thermostat). Conclure quant à la réversibilité de la transformation, pour l'univers.

Exercices

Exercices sur le **Chapitre 21**.