

Travaux dirigés de Thermodynamique n°4

On rappelle les expressions suivantes de la variation d'entropie :

Pour une phase condensée :

$$\Delta S = C \ln\left(\frac{T_f}{T_i}\right) = mc \ln\left(\frac{T_f}{T_i}\right)$$

Pour un gaz parfait :

$$\begin{aligned} \Delta S(T, V) &= \frac{nR}{\gamma - 1} \ln\left(\frac{T_f}{T_i}\right) + nR \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right) \\ \Delta S(T, P) &= \frac{nR\gamma}{\gamma - 1} \ln\left(\frac{T_f}{T_i}\right) - nR \ln\left(\frac{P_f}{P_i}\right) \\ \Delta S(P, V) &= \frac{nR}{\gamma - 1} \ln\left(\frac{P_f}{P_i}\right) + \frac{nR\gamma}{\gamma - 1} \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right) \end{aligned}$$

Exercice 1 : Mélange de deux volumes d'eau

On mélange dans un calorimètre adiabatique de capacité thermique négligeable un litre d'eau à la température $\theta_1 = 10^\circ\text{C}$ et un litre d'eau à la température $\theta_2 = 30^\circ\text{C}$.

1. Calculer la température finale T_f du système constitué par le calorimètre et les deux masses d'eau.
2. Exprimer la variation d'entropie ΔS de ce système lors de l'opération.
3. Déterminer et la calculer la création d'entropie S_c .

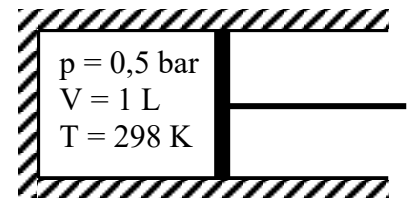
Exercice 2: Evolutions adiabatiques

Un cylindre parfaitement calorifugé, muni d'un piston mobile sans frottement, également calorifugé, contient un gaz parfait diatomique ($\gamma = 1,4$).

Initialement, la pression du gaz à l'intérieur du cylindre est $p = 0,5$ bar.

La pression extérieure est $p_{ext} = 2p = 1$ bar.

1. On amène le gaz de façon réversible à la pression $p' = p_{ext} = 1$ bar.
 - a. Calculer le volume V' et la température T' à l'état final.
 - b. Calculer la création d'entropie.
2. En partant du même état initial que précédemment, on abandonne le piston et on laisse l'équilibre s'établir.
 - a. Quelle est la nature de la transformation ?
 - b. Calculer le volume V'' et la température T'' à l'état final.
 - c. Calculer la création d'entropie.



Exercice 3 : Vaporisation d'une masse d'eau.

Un cylindre fermé par un piston mobile contient 1 g d'eau liquide à 100°C sous 1,0 bar. L'ensemble est en contact avec un thermostat à 100°C . On tire le piston lentement jusqu'à ce que la dernière goutte de liquide soit vaporisée.

Données :

- Masse molaire de l'eau : $M = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 - Enthalpie massique de vaporisation de l'eau à 100°C : $L_{vap} = 2,25 \cdot 10^3 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$.
1. Calculer le volume final V_f du cylindre en considérant la vapeur sèche obtenue comme un gaz parfait.
 2. Représenter l'évolution sur un diagramme de Clapeyron.
 3. Exprimer puis calculer le transfert thermique Q et le travail W échangés par l'eau.
 4. Exprimer puis calculer la variation d'entropie ΔS de l'eau, l'entropie échangée S_e et l'entropie créée S_c .

Exercice 4 : Détente réversible d'un gaz parfait au contact d'un mélange eau+glace.

Un cylindre à parois diathermes, fermé par un piston, contient une mole de gaz parfait dans l'état initial ($T_1 = 273 \text{ K}$, $p_1 = 3 \text{ bar}$). Ce système est plongé dans un bain eau+glace constituant un thermostat à 0 °C . On agit sur le piston mobile pour détendre, de façon réversible le gaz jusqu'à la pression $p_2 = 1 \text{ bar}$.

1. Déterminer la masse m de glace apparaissant dans le thermostat, l'enthalpie massique de fusion de la glace étant $L_F = 334 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1}$.
2. Calculer la variation d'entropie du gaz, l'entropie d'échangée par le gaz ainsi que la création d'entropie.

Exercice 5 : Variation d'entropie lors d'un mélange eau liquide-glace.

Dans un calorimètre de capacité thermique $C = 120 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$, on verse une masse $m_1 = 200 \text{ g}$ d'eau liquide. La température s'équilibre à $\theta_1 = 18 \text{ °C}$. On introduit alors un cube de glace de masse $m = 72 \text{ g}$ de température $\theta_2 = -10 \text{ °C}$ et on agite jusqu'à obtention d'un état liquide.

1. Montrer qu'à l'équilibre, toute l'eau ne peut pas être sous forme liquide.
2. Déterminer les masses m_e d'eau liquide et m_g de glace à l'équilibre.
3. Calculer les variations d'entropie ΔS_{cal} , ΔS_{eau} et ΔS_g du calorimètre, de l'eau liquide et de la glace. En déduire l'entropie créée lors de la transformation.

Données :

Capacité thermique massique de l'eau liquide : $c_e = 4185 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Capacité thermique massique de l'eau solide $c_g = 2090 \text{ J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Chaleur latente de fusion de la glace $L = 333 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$

Capacités exigibles :**Deuxième principe :**

- Fonction d'état entropie, entropie créée, entropie échangée
- Définir un système fermé et établir pour ce système un bilan entropique.
- Relier l'existence d'une entropie créée à une ou plusieurs causes physiques de l'irréversibilité

Variation d'entropie d'un système

- Calculer la variation d'entropie d'un gaz parfait et d'une phase condensée pour les différentes transformations, l'expression de S étant fournie
- Utiliser la loi de Laplace après avoir rappelé ses conditions d'application
- Exploiter l'extensivité de l'entropie

Cas particulier d'une transition de phase

- Utiliser la relation entre les variations d'entropie et d'enthalpie associées à une transition de phase.

QCM d'entraînement :