

**Travaux dirigés de Thermodynamique n°4**
**On rappelle les expressions suivantes de la variation d'entropie :**

Pour une phase condensée :

$$\Delta S = C \ln \frac{T_f}{T_i} = m.c. \ln \frac{T_f}{T_i}$$

Pour un gaz parfait :

$$\Delta S(T, V) = \frac{nR}{\gamma - 1} \ln \frac{T_f}{T_i} + nR \ln \frac{V_f}{V_i}$$

$$\Delta S(T, P) = \frac{\gamma nR}{\gamma - 1} \ln \frac{T_f}{T_i} - nR \ln \frac{P_f}{P_i}$$

$$\Delta S(P, V) = \frac{nR}{\gamma - 1} \ln \frac{P_f}{P_i} + \frac{\gamma nR}{\gamma - 1} \ln \frac{V_f}{V_i}$$

**Exercice 1 : Mélange de deux volumes d'eau**

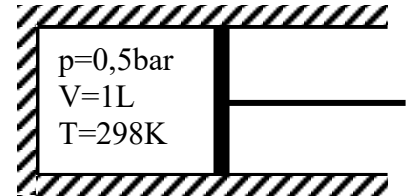
On mélange dans un calorimètre adiabatique de capacité thermique négligeable un litre d'eau à la température  $\theta_1 = 10^\circ\text{C}$  et un litre d'eau à la température  $\theta_2 = 30^\circ\text{C}$ .

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  $\Delta S$  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  $p = 0,5 \text{ bar}$ . La pression extérieure est  $p_{\text{ext}} = 2p = 1 \text{ bar}$ .



1. On amène le gaz de façon réversible à la pression  $p' = p_{\text{ext}} = 2p = 1 \text{ bar}$ .
  - 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 1g d'eau liquide à  $100^\circ\text{C}$  sous 1,0 bar. L'ensemble est en contact avec un thermostat à  $100^\circ\text{C}$ . On tire le piston lentement jusqu'à ce que la dernière goutte de liquide soit vaporisée.

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  $\Delta S$  de l'eau, l'entropie échangée  $S_e$  et l'entropie créée  $S_c$ .

**On donne :**

- Masse molaire de l'eau :  $M = 18 \text{ g/mol}$
- Enthalpie massique de vaporisation de l'eau à  $100^\circ\text{C}$  :  $L_{\text{vap}} = 2,25 \cdot 10^3 \text{ kJ/kg}$ .

**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 ( $T_1=273\text{K}$ ,  $p_1=3\text{bars}$ ). Ce système est plongé dans un bain eau+glace constituant un thermostat à  $0^\circ\text{C}$ . 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  $L_F=334\text{J.g}^{-1}$ .
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  $C = 120 \text{ J/K}$ , on verse une masse  $m_1 = 200 \text{ g}$  d'eau liquide. La température s'équilibre à  $\theta_1 = 18^\circ\text{C}$ . On introduit alors un cube de glace de masse  $m = 72\text{g}$  de température  $\theta_2 = -10^\circ\text{C}$  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  $\Delta S_{\text{cal}}$ ,  $\Delta S_{\text{eau}}$  et  $\Delta S_g$  du calorimètre, de l'eau liquide et de la glace. En déduire l'entropie créée lors de la transformation.

**On donne :**

Capacité thermique massique de l'eau liquide :  $c_e = 4185 \text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$  ; de l'eau solide  $c_g = 2090 \text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$   
chaleur latente de fusion de la glace  $L = 333 \text{ kJ.kg}^{-1}$ .

**Exercice 6 : Variation d'entropie au cours de N transformations réversibles.**

Soit une mole de gaz parfait monoatomique à la pression  $p=1\text{bar}$  et à température  $T_0=450\text{K}$  (état 0). On comprime ce gaz de la pression  $p$  à  $p'=10\text{bars}$  de façon réversible et isotherme, puis, on détend le gaz de façon réversible et adiabatique de  $p'$  à  $p$  (état 1).

1. Représenter la suite des transformations dans un diagramme de Watt ( $p,V$ )
2. Calculer la variation d'entropie  $\Delta S_I$  du gaz ainsi que la température finale  $T_I$ .
3. On recommence la même opération depuis l'état 1 ( $p, T_I$ )  $\rightarrow$  état 2 ( $p, T_2$ )  $\rightarrow$  ...  $\rightarrow$  état N ( $p, T_N$ ). Compléter le diagramme de Watt et déterminer la variation d'entropie du gaz après les N opérations ainsi que la température finale  $T_N$  et enfin la variation d'énergie interne  $\Delta U_N$ . Faire les applications numériques pour  $N=5$ .
4. Voyez-vous une application ? Discutez l'hypothèse du gaz parfait si N grand.