

**TD Physique n°2 : Second principe de la thermodynamique**

**Données :**

**Variation d'entropie :**

- pour une phase condensée indilatable et incompressible de masse  $m$  et de capacité calorifique massique  $c$  :

$$\Delta S = m \times c \times \ln\left(\frac{T_f}{T_i}\right)$$

où  $T_i$  et  $T_f$  sont respectivement les températures initiale et finale du système

- pour  $n$  mol d'un gaz parfait lors d'une transformation le conduisant d'un état initial  $(P_i, T_i)$  à un état final  $(P_f, T_f)$  :

$$\Delta S = C_p \ln\left(\frac{T_f}{T_i}\right) - nR \ln\left(\frac{P_f}{P_i}\right)$$

où  $C_p$  est la capacité thermique à pression constante du gaz

- pour  $n$  mol d'un gaz parfait lors d'une transformation le conduisant d'un état initial  $(V_i, T_i)$  à un état final  $(V_f, T_f)$  :

$$\Delta S = C_v \ln\left(\frac{T_f}{T_i}\right) + nR \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right)$$

où  $C_v$  est la capacité thermique à pression constante du gaz

- au cours d'un changement d'état d'une masse  $m$  d'une phase 1 vers une phase 2 à température  $T_{1 \rightarrow 2}$  et pression constante, la variation d'entropie s'écrit :  $\Delta S = \frac{m\ell_{1 \rightarrow 2}}{T_{1 \rightarrow 2}}$  où  $\ell_{1 \rightarrow 2}$  est l'enthalpie massique de changement d'état.

**Exercice 1 : Refroidissement d'un solide**

(\*\*) Un morceau de fer de 2 kg, chauffé à blanc (à la température de 880 K) est jeté dans un lac à 5°C. Quelle est l'entropie créée ? On donne la capacité thermique massique du fer :  $c_{\text{fer}} = 449 \text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$ . Quelle est la cause de l'entropie créée ?

**Exercice 2 : Variation d'entropie d'un système solide**

On met en contact deux blocs de fer de même masse  $m = 2,00 \text{ kg}$ , l'un étant à la température initiale de  $t_1 = 0,0^\circ\text{C}$ , et l'autre à  $t_2 = 100,0^\circ\text{C}$ . On prend comme hypothèse que l'ensemble est parfaitement calorifugé. On donne la capacité thermique massique du fer  $c = 449 \text{ J kg}^{-1} \text{K}^{-1}$ .

1. (BCPST1) Déterminer la température finale commune des deux blocs.
2. (\*\*) Déterminer la variation d'entropie du système constitué des deux blocs. En déduire l'entropie créée pour l'ensemble des deux blocs.

**Exercice 3 : Détente des bulles de champagne lors de l'ouverture de la bouteille**

A l'ouverture d'une bouteille de champagne, un panache blanc qui fait penser à des microgouttelettes, se forme. Nous allons proposer une interprétation à ce phénomène. Le gaz présent dans la bouteille est composé principalement de dioxyde de carbone mais contient aussi de l'eau. Il est initialement sous une pression d'environ  $P_i = 6,0 \text{ bar}$  et au moment de l'éjection du bouchon, il subit une détente adiabatique jusqu'à la pression atmosphérique  $P_f = 1,0 \text{ bar}$  environ.

Pour interpréter simplement le panache, on se place dans le modèle d'une détente adiabatique réversible. Le gaz est supposé parfait, les capacités thermiques du gaz sont supposées indépendantes de la température.

1. Que vaut la variation d'entropie du gaz lors d'une détente adiabatique réversible ?
2. (\*\*) Calculer la température  $T_f$  du gaz à l'issue de la détente. On donne pour le gaz dans la bouteille : température initiale  $T_i = 293 \text{ K}$  ; capacité thermique molaire à pression constante :  $C_{pm} = 37 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$  ; constante des gaz parfaits :  $R = 8,31 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ .
3. On donne ci-dessous les diagrammes de phase de l'eau (à gauche) et du dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$  (à droite).

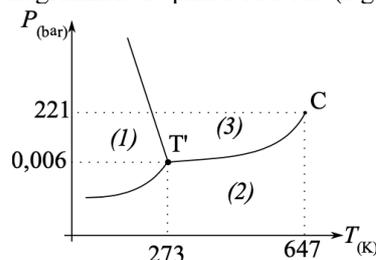


Diagramme de phase de l'eau

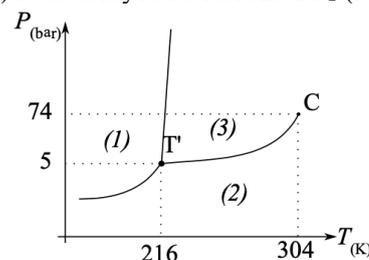


Diagramme de phase de  $\text{CO}_2$

- a. Préciser les états du système dans les domaines 1, 2 et 3.
- b. En s'appuyant sur les diagrammes précédents, proposer une explication à la formation de panache.
- c. Pourquoi le modèle proposé n'est-il pas satisfaisant ?

**Exercice 4 : Mesure de l'enthalpie de fusion de l'eau**

Dans un calorimètre de valeur en eau connue  $\mu = 61,0$  g, contenant une masse  $m_1 = 40,0$  g d'eau liquide à  $\theta_1 = 20,0^\circ\text{C}$ , on ajoute deux glaçons d'une masse totale  $m_2 = 5,0$  g à  $\theta_2 = -5,0^\circ\text{C}$ . A l'état final, tout est liquide à la température de  $\theta_f = 15,2^\circ\text{C}$ .

1. (BCPST1) (\*\*) Exprimer puis calculer l'enthalpie massique de fusion de l'eau,  $\ell_{\text{fus}}$ .
2. (\*\*) Exprimer puis calculer la variation d'entropie du mélange. Conclure.

Données : capacités thermiques de l'eau liquide :  $c_{\text{eau}} = 4,18$  kJ.kg<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup> ; de la glace :  $c_{\text{glace}} = 2,09$  kJ.kg<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup>

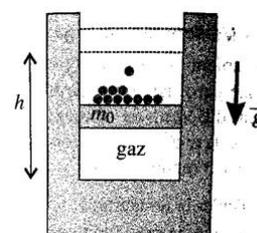
**Exercice 5 : Chauffage par effet Joule**

On place une masse  $m$  d'eau liquide dans un calorimètre (dont on négligera la valeur en eau devant  $m$ ) supposé parfaitement isolé. On plonge dans cette eau une résistance électrique  $R$ . Dans l'état initial, l'eau est à la température  $T_i$ . On fait passer un courant d'intensité  $I$  pendant une durée  $\Delta t$  dans la résistance. Dans l'état final l'eau a une température  $T_f$ . On notera  $c_{\text{eau}}$  la capacité thermique massique de l'eau liquide.

1. (BCPST1) (\*\*) Etablir l'expression de  $T_f$ . Réalisez l'application numérique avec :  $m = 1,0$  kg ;  $R = 100$   $\Omega$  ;  $I = 2,0$  A ;  $c_{\text{eau}} = 4,18$  kJ.kg<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup> ;  $\Delta t = 10$  min ;  $T_i = 293$  K.
2. (\*\*) Etablir l'expression de l'entropie créée entre les états initial et final. Réalisez l'application numérique.

**Exercice 6 : Transformation brutale**

Un cylindre vertical à parois adiabatiques est fermé par un piston adiabatique, de section  $s = 10$  cm<sup>2</sup> et de masse  $m_0 = 0,10$  kg, mobile sans frottement. Il contient un gaz parfait dont on supposera le rapport de capacités thermiques indépendant de la température  $\gamma = 1,4$ . Le cylindre est placé dans le vide, la pression du gaz étant équilibrée par le poids du piston. Initialement la température du gaz est  $T_0 = 273$  K et le piston se trouve à une hauteur  $h = 10$  cm. Donnée : accélération de la pesanteur  $g = 9,8$  m.s<sup>-2</sup> ; constante des gaz parfaits :  $R = 8,31$  J.mol<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup>



1. (BCPST1) (\*\*\*) Partant de l'état initial ( $T_0 = 273$  K et  $h = 10$  cm), on pose, en une fois, une masse  $m = 1,0$  kg sur le piston. Déterminer la valeur de la pression finale  $P_1$  du gaz, celle de la hauteur  $h_1$  à laquelle est descendu le piston une fois l'équilibre final réalisé, ainsi que la température finale  $T_1$ .
2. (\*\*) Déterminer la valeur de la variation d'entropie du gaz au cours de la transformation. Commenter.

**Exercice 7 : Sens d'un cycle monotherme**

$n = 1,0$  mol de GP ( $\gamma = 1,4$ ) subit la succession de transformation suivante :

- détente isotherme de  $P_A = 2,0$  bar et  $T_A = 300$  K jusqu'à  $P_B = 1,0$  bar, restant en contact avec un thermostat à  $T_T = 300$  K.
- évolution isobare jusqu'à  $V_C = 20,5$  L toujours en restant en contact avec le thermostat à  $T_T$
- compression adiabatique réversible jusqu'à l'état A

1. (BCPST1) Représenter ce cycle en diagramme (P,V). S'agit-il d'un cycle moteur ou récepteur ?
2. (BCPST1 et 2) (\*\*) Déterminer l'entropie créée entre A et B. Conclure.
3. (BCPST1 et 2) (\*\*) Calculer la température en C et le transfert thermique  $Q_{\text{BC}}$  reçus par le gaz au cours de la transformation BC. En déduire l'entropie échangée avec le thermostat ainsi que l'entropie créée entre B et C.
4. Le cycle proposé est-il réalisable ? Le cycle inverse l'est-il ?



Une masse  $m = 500$  g d'eau liquide se trouve dans une bouteille en état surfondu à la température de  $-15^\circ\text{C}$ . Un léger choc donné à la bouteille provoque en quelques secondes une solidification partielle de l'eau. Proposer un modèle et utiliser notamment certaines données du TD pour montrer l'irréversibilité de la transformation.

