

TD N°2 : 2^{ème} principe de la thermodynamique

Exercice 1 : Un métal de masse $m= 1\text{kg}$, de chaleur massique à pression constante $C_p= 880 \text{ J/Kg.K}$ et de température $T_0= 27^\circ\text{C}$, est mis en contact, à pression constante, avec une source de chaleur de température $T_1= 100^\circ\text{C}$. Au bout d'un certain temps, le métal est en équilibre thermique avec la source de chaleur.

1. Déterminer la variation d'entropie du métal.
2. Déterminer la variation d'entropie de l'univers.

Exercice 2 : Une mole d'hélium (gaz parfait) est enfermée dans un cylindre dont les parois sont perméables à la chaleur, lui-même plongé dans un thermostat à $T_0= 273\text{K}$. Initialement, le gaz est à la température $T_1= 300 \text{ K}$. On le laisse refroidir à température constante. Quel est l'état d'équilibre ? Calculer la variation d'entropie du gaz, du thermostat et de l'univers. On prendra : $C_v= 3R/2$ pour l'hélium.

2. Partant de l'équilibre précédent, on réduit de moitié le volume du gaz de manière isotherme et réversible. Calculer la variation d'entropie du gaz, du thermostat et de l'univers.

Exercice 3 : Un système physique fermé constitué par 100 moles de gaz parfait idéal, initialement à 30°C et 1,5 bar, est détendu de façon adiabatique contre la pression de l'environnement ($P_e= 1\text{bar}$).

1. Calculer la température, T_1 , du système dans l'état final, si $C_p= 2,5R$.
2. Calculer la variation d'entropie du système entre son état initial et son état final. Commenter le résultat obtenu.

Exercice 4 : On effectue brusquement une compression monotherme de P_1 à P_2 (avec $P_1 < P_2$) de n moles de gaz parfait situé dans un cylindre dont la température initiale est égale à la température de l'air ambiant T_{ext} constante. Le système considéré est le gaz. Calculez la chaleur échangée par le gaz avec l'extérieur en fonction de P_1 , P_2 , n , R et T_{ext} . Calculez la variation d'entropie ΔS_{12} du gaz lors de la compression en fonction de P_1 , P_2 , n et R .

Calculez l'entropie S_{froide} gagnée par l'air ambiant. Est-ce que la compression est réversible ?

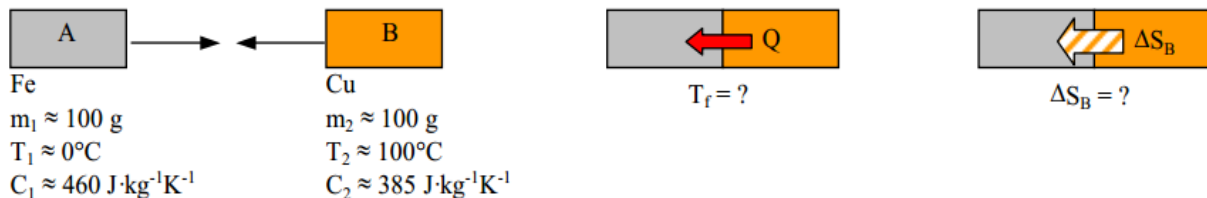
Exercice 5 : On possède un morceau de fer chauffé à $T_2 \approx 77^\circ\text{C}$ dont on donne les caractéristiques suivantes : $m \approx 100\text{g}$, $C \approx 0,46 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1}\text{K}^{-1}$ (supposé indépendant de la température dans le domaine envisagé ici). On plonge ce morceau de fer, pour le refroidir, dans un bac d'eau à la température $T_1 \approx 7^\circ\text{C}$. La capacité thermique de l'eau et la masse de l'eau sont suffisamment grandes pour que le bac d'eau réagisse comme une "source de chaleur", c'est -à -dire comme un thermostat.

Calculez la variation d'entropie ΔS_{fer} du morceau de fer lorsque sa température passe de T_2 à T_1 . Est-ce que le fer a reçu de l'entropie ?

2. Est-ce que cette transformation est réversible ? (Justifiez).

3. Appliquez le 1^{er} et le 2^{ème} principe de la thermodynamique au système (isolé) fer + eau, déduisez-en que $Q_{fer} = -Q_{eau} \leq 0$.

Exercice 6 : On possède un morceau de fer froid A de masse $m_1 = 100g$ à la température $T_1 = 0^\circ C$. On le met en contact thermique avec un morceau de cuivre chaud de masse $m_2 = 100g$ à la température $T_2 = 100^\circ C$. On donne pour le fer $C_1 = 460 J.Kg^{-1}.K^{-1}$ et pour le cuivre $C_2 = 385 J.Kg^{-1}.K^{-1}$. Les deux morceaux A+B forment un système isolé (pas d'échange d'énergie avec l'extérieur).



1. En appliquant le premier principe de la thermodynamique relatif au système A+B, prouvez que $Q_A = -Q_B$.
2. Calculez la température finale T_f des deux corps en équilibre thermique.
3. Si l'on souhaite réaliser un dissipateur thermique (pour évacuer la chaleur perdue par un composant électronique), a-t-on intérêt à prendre du zinc ($C_{Zn} = 389 J.Kg^{-1}.K^{-1}$) ou de l'aluminium ($C_{Al} = 896 J.Kg^{-1}.K^{-1}$) ? Justifiez.
4. Calculez la variation d'entropie ΔS_B du corps chaud. Le corps a-t-il perdu ou reçu de l'entropie ? Est-ce que la transformation est réversible ?

Exercice 7 : La chaleur massique d'un gaz, de masse molaire M, est une fonction linéaire de la température T, dans l'intervalle de température considéré :

$$C_p = a + bT \quad (a \text{ et } b \text{ sont des constantes}).$$

En déduire la variation d'entropie ΔS d'une mole de ce gaz, si on le chauffe réversiblement, sous pression constante, de la température T_1 à la température T_2 .

Application : Calculer ΔS pour l'azote N_2 , sachant que les mesures expérimentales conduisent à la relation :

$$C_p = 1,04 + 1,1 \times 10^{-5} \cdot T \quad (C_p \text{ en } J/g.K ; T \text{ en } K),$$

Si la température s'élève de 300K à 600K, à pression constante. On donne $N=14$.

Exercice 8 : une masse $m= 56\text{g}$ d'azote (gaz diatomique supposé parfait) subit une détente irréversible isotherme dans le vide (détente de Joule), d'une pression initiale de 2 atmosphères à la pression atmosphérique normale. Déterminer la variation d'entropie du gaz, de deux manières :

1. En imaginant un processus réversible isotherme ;
2. En imaginant une détente adiabatique réversible, jusqu'à la pression atmosphérique, suivie d'un échauffement réversible isobare.

On donne : constant des gaz parfaits : $R=8,32 \text{ S.I.}$

Exercice 9 : Un récipient A, à parois adiabatiques, de volume $V_1= 1\text{L}$, contient de l'air (supposé parfait) sous la pression atmosphérique ($1 \text{ atm} = 10^5 \text{ N/m}^2$), à la température $T= 300\text{K}$. On le met en communication, grâce à un robinet, avec un récipient B de volume $V_2= 4\text{L}$, parfaitement vide et dont les parois sont calorifugées. Calculer la variation d'entropie de l'air, au cours de cette détente.