

**Exercice 1 : Calcul de variation d'entropie**

Un système reçoit une chaleur de 500 J d'un réservoir à 400 K, et il y a des irréversibilités internes (frottements) qui créent 0,7 J/K d'entropie.

Calculer $S_{\text{éch}}$ **Entropie échangée : $S_{\text{éch}} = Q / T = +500 / 400 = +1,25 \text{ J/K}$**

Calculer ΔS_{sys} **Entropie du système : $\Delta S_{\text{sys}} = S_{\text{éch}} + S_{\text{créée}} = 1,25 + 0,2 = 1,95 \text{ J/K}$**

Calculer ΔS_{ext} **Entropie de l'extérieur : $\Delta S_{\text{ext}} = - S_{\text{éch}} = -1,25 \text{ J/K}$**

Calculer ΔS_{total} **Entropie totale : $\Delta S_{\text{total}} = \Delta S_{\text{sys}} + \Delta S_{\text{ext}} = 1,95 - 1,25 = 0,7 \text{ J/K}$**

le processus est irréversible, $S_{\text{créée}} > 0$

Exercice 2 : Calcul de variation d'entropie

Un système perd une chaleur de 100 J d'un réservoir à 500 K, et il y a des irréversibilités internes (frottements) qui créent 0,9 J/K d'entropie.

Calculer $S_{\text{éch}}$ **Entropie échangée : $S_{\text{éch}} = Q / T = -100 / 500 = -0,2 \text{ J/K}$**

Calculer ΔS_{sys} **Entropie du système : $\Delta S_{\text{sys}} = S_{\text{éch}} + S_{\text{créée}} = -0,2 + 0,9 = 0,7 \text{ J/K}$**

Calculer ΔS_{ext} **Entropie de l'extérieur : $\Delta S_{\text{ext}} = - S_{\text{éch}} = +0,2 \text{ J/K}$**

Calculer ΔS_{total} **Entropie totale : $\Delta S_{\text{total}} = \Delta S_{\text{sys}} + \Delta S_{\text{ext}} = 0,7 + 0,2 = 0,9 \text{ J/K}$**

le processus est irréversible, $S_{\text{créée}} > 0$

Exercice 3 : Calcul de variation d'entropie

On chauffe 5 kg d'eau de 30°C à 40°C, calculer la variation d'entropie de l'eau.

Capacité thermique massique de l'eau $C = 4184 \text{ J.K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$

$T_2 = 40 + 273,15 = 313,15 \text{ K}$ $T_1 = 30 + 273,15 = 303,15 \text{ K}$

Variation d'entropie : $\Delta S = m \cdot C \cdot \ln(T_2/T_1) = 5 \cdot 4184 \cdot \ln(313,15/303,15) \approx 678,95 \text{ J/K}$

Exercice 4 : Calcul de variation d'entropie

On chauffe 4 moles de gaz de 400 K à 450 K, calculer la variation d'entropie à volume constant.

Capacité thermique molaire à volume constant $C_v = 20,8 \text{ J.K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

$\Delta S = n \cdot C_v \cdot \ln(T_2/T_1) = 4 \cdot 20,8 \cdot \ln(450/400) \approx 9,80 \text{ J/K}$

Exercice 5 : Calcul de variation d'entropie

On comprime 5 moles de gaz parfait de façon adiabatique réversible à 300 K, quelle est la variation d'entropie du gaz à volume constant **$\Delta S_{\text{gaz}} = 0$**

Exercice 6 : Calcul de variation d'entropie

On comprime 5 moles de gaz parfait de façon isotherme réversible à 300 K, de $V_1 = 10,00 \text{ L}$ à

$V_2 = 6 \text{ L}$; $R = 8,314 \text{ J.mol}^{-1} \text{K}^{-1}$. Calculer **$\Delta S_{\text{gaz}} = nR \ln(V_2/V_1) = 5 \times 8,314 \times (-0,5108) \approx 5 \times (-4,249) \approx -21,25 \text{ J.K}^{-1}$**

Exercice 7 : Caillou

On jette un caillou (solide), de masse $m_1 = 75\text{g}$, capacité thermique massique $C_1 = 800\text{J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{kg}^{-1}$, situé initialement sur le sable chaud, à $T_{\text{lac}} = 57^\circ\text{C}$ dans un lac froid, de température $T_0 = 17^\circ\text{C}$.

1. Quel sera l'état final pour le caillou ? Que peut-on dire du système que constitue le lac ?
2. Calculer la variation d'entropie, l'entropie échangée et l'entropie créée pour le système {caillou}.
3. Quelle est l'origine de cette irréversibilité ?

1. État final du caillou : Le caillou, initialement à 57°C , est plongé dans un lac à 17°C . Il va perdre de l'énergie thermique jusqu'à atteindre l'équilibre thermique avec le lac. $\Rightarrow$ Température finale du caillou : 17°C (identique à celle du lac, supposé très grand).

Le lac : Le lac est un réservoir thermique très vaste = thermostat. Sa température ne varie pas de manière significative malgré l'échange de chaleur avec le caillou. $\Rightarrow$ On peut donc considérer que le lac reste à température constante.

2. Température initiale du caillou : $T_i = 57^\circ\text{C} = 330,15\text{ K}$ Température finale (celle du lac) : $T_f = 17^\circ\text{C} = 290,15\text{ K}$

Variation d'entropie du caillou : $\Delta S_{\text{caillou}} = m \cdot c \cdot \ln(T_f/T_i) = 0,075 \cdot 800 \cdot \ln(290,15 / 330,15) \approx -7,75\text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$

Chaleur échangée : $Q = m \cdot c \cdot (T_f - T_i) = 0,075 \cdot 800 \cdot (290,15 - 330,15) = -2400\text{ J}$

Entropie gagnée par le lac : $\Delta S_{\text{lac}} = Q / T_{\text{lac}} = 2400 / 290,15 \approx 8,27\text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$

Entropie totale : $\Delta S_{\text{totale}} = \Delta S_{\text{caillou}} + \Delta S_{\text{lac}} = -7,75 + 8,27 = 0,52\text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$

Entropie créée $\approx 0,52\text{ J}\cdot\text{K}^{-1}$ L'irréversibilité provient du transfert de chaleur entre deux corps à températures différentes. Ce processus spontané vers l'équilibre thermique entraîne une création d'entropie. Il y a eu transformation irréversible

Exercice 8 : Café abandonné dans la cuisine

On considère une tasse de café de température initiale $T_1 = 70^\circ\text{C}$ de volume 10cL placée dans une cuisine dont la température est $T_2 = 20^\circ\text{C}$. Capacité thermique massique de l'eau $C = 4184\text{ J}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{kg}^{-1}$.

1. Quel est le système étudié ? Quelle est la nature de la transformation ?
2. Réaliser le bilan d'entropie : exprimer et calculer ΔS , $S_{\text{éch}}$ (le premier principe sera nécessaire), $S_{\text{créé}}$. Commenter le signe de $S_{\text{créé}}$

1. Le système est la tasse de café (le liquide dans la tasse). La transformation est un échange thermique irréversible avec l'air ambiant. Transformation **irréversible** (la chaleur passe spontanément d'un corps chaud vers un corps plus froid) et **Isochore** (le volume du café ne change pas significativement).

2. Variation d'entropie de l'air

Le premier principe de la thermodynamique s'écrit : $\Delta U = Q + W$.

Dans le cas du refroidissement du café, il n'y a pas de travail mécanique ($W = 0$), donc : $\Delta U = Q$.

Cela signifie que la variation d'énergie interne est égale à la chaleur échangée.

Cette chaleur Q est ensuite utilisée pour calculer l'entropie échangée avec l'extérieur : $S_{\text{échangée}} = Q / T$. Ainsi, le premier principe est indispensable pour déterminer Q , et donc pour évaluer l'entropie échangée.

Le café ne subit pas de travail ($W=0$) car il n'y a pas de piston ou mouvement mécanique.



La variation d'énergie interne du café est donc égale à la chaleur échangée : $\Delta U_{\text{café}} = Q_{\text{échange}} = mc(T_2 - T_1)$

Donc le premier principe a été utilisé ici pour déterminer la quantité de chaleur échangée, qu'on a ensuite utilisée pour calculer la variation d'entropie de la cuisine :

$$Q = m \cdot C \cdot (T_2 - T_1) = 0,1 \times 4184 \times (293,15 - 343,15) = -20920\text{ J} \quad \text{valeur négative perte de chaleur par le café}$$

Variation d'entropie de l'air : $\Delta S_{\text{air}} = -Q / T_2 = 20920 / 293,15 \approx 71,36\text{ J/K}$ L'air reçoit la chaleur, son entropie augmente.

Variation d'entropie du café : $\Delta S_{\text{café}} = m \cdot C \cdot \ln(T_2/T_1) = 0,1 \times 4184 \times \ln(293,15 / 343,15) \approx -65,89\text{ J/K}$

Le café se refroidit, donc son entropie diminue.

Entropie créée : $\Delta S_{\text{totale}} = \Delta S_{\text{café}} + \Delta S_{\text{air}} = -65,89 + 71,36 = 5,47\text{ J/K}$ Positive, ce qui confirme que la transformation est irréversible