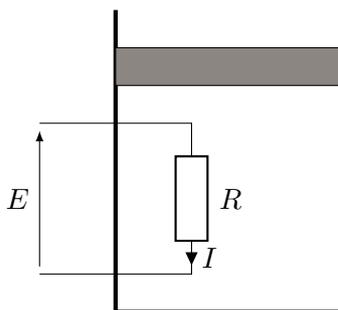


2 Principes de la thermodynamique

2.1 Problèmes de khôlle

2.1.1 Ça chauffe !

Soit un système piston-cylindre contenant $V_1 = 0,5 \text{ m}^3$ d'azote à $P_1 = 400 \text{ kPa}$ et à $\theta_1 = 27^\circ\text{C}$. Le piston a une masse $m = 100 \text{ g}$ et coulisse sans frotter.



L'élément chauffant électrique est allumé à $t = 0$, et un courant $I = 2 \text{ A}$ y circule pendant $\Delta t = 5 \text{ min}$ sous la tension $E = 120 \text{ V}$. Au cours de cette transformation, l'ensemble {gaz, cylindre, élément chauffant} cède à l'extérieur un transfert thermique $Q_{\text{ext}} = 2800 \text{ J}$.

1. Déterminer la température finale de l'azote.

Données :

- $M(\text{N}) = 14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- $c_p = 1,039 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

2.1.2 Oscillations adiabatiques

Un cylindre calorifugé, horizontal, de section S , de longueur totale $2\ell_0$, est séparé en deux compartiments 1 et 2 par un piston calorifugé, de masse m , mobile sans frottement. Ce cylindre contient à l'état initial une mole de gaz parfait (p_0, T_0) de chaque côté. On repère la position horizontale du piston à l'aide d'un axe orienté Ox et à l'état initial, il se trouve à l'équilibre, en $x = 0$.

Un opérateur écarte le piston de sa position d'équilibre d'une distance x_0 faible devant ℓ_0 , puis le lâche sans vitesse initiale. On note $p_1 = p_0 + \delta p_1$ et $p_2 = p_0 + \delta p_2$ les pressions de chaque compartiment.

1. Quel modèle thermique peut-on appliquer pour chaque compartiment ?
2. En supposant que l'équilibre mécanique est réalisé à l'intérieur de chaque compartiment, exprimer les pressions instantanées p_i en fonction de p_0 , S , γ , x et ℓ_0 .
3. En déduire l'équation différentielle du piston, puis son équation horaire.
4. Exprimer alors la période du mouvement.

2.1.3 Calorimétrie avec changement de phase

On dispose d'un calorimètre, parfaitement isolé, rempli d'un mélange eau-glace en équilibre thermique à la pression $P_0 = 1$ bar. Le calorimètre comporte un thermomètre, un agitateur et une résistance chauffante de sorte que sa capacité thermique totale est μc où $c = 4180 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$ et $\mu = 200 \text{ g}$, est la capacité thermique massique de l'eau.

À l'instant initial, la masse de glace est notée $m = 100 \text{ g}$, la masse totale de l'eau (liquide + glace) est $M = 1 \text{ kg}$ et on alimente la résistance chauffante avec une puissance constante \mathcal{P} . On constate que le thermomètre reste à une température constante jusqu'à l'instant $t_1 = 2 \text{ min}$ puis augmente jusqu'à atteindre une nouvelle valeur pallier à l'instant $t_2 = 32 \text{ min}$.

On note ℓ_f l'enthalpie de fusion de la glace et on admettra que pour l'eau liquide $c_P = c_V = c = \text{cste}$.

1. Pourquoi le thermomètre reste-t-il à température constante jusqu'à t_1 ?
2. En déduire une expression de ℓ_f en fonction de c , M , μ , m et des instants t_1 et t_2 .
3. Calculer les valeurs numériques de ℓ_f et \mathcal{P} .

Une fois t_2 atteint le dispositif est placé sur une balance de précision et on suit l'évolution de la masse du dispositif global (calorimètre + appareillage + eau restante) jusqu'à l'instant $t_3 = 99,5 \text{ min}$ où la masse totale d'eau atteint $M/2$.

4. Pourquoi le dispositif voit-il sa masse diminuer ?
5. Exprimer l'enthalpie de vaporisation ℓ_v de l'eau en fonction de c , M , μ , t_1 , t_2 et t_3 .
6. Calculer la valeur numérique de ℓ_v .

2.1.4 Bilan d'entropie

On dispose d'un litre d'eau à 20°C que l'on met en contact avec un thermostat à 100°C pour le vaporiser. Le thermostat évolue de façon réversible.

1. Calculer la variation d'entropie de l'eau et du thermostat et l'entropie créée.
2. Reprendre la question si l'opération est réalisée en deux temps en commençant par un thermostat intermédiaire à 60°C . Comparer les résultats obtenus pour les deux transformations.

Données :

- Au cours d'une transformation $1 \rightarrow 2$, l'entropie d'un liquide de capacité thermique C varie de $\Delta S = C \ln \frac{T_2}{T_1}$;
- Capacité thermique massique de l'eau liquide : $c = 4,18 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$;
- Enthalpie de vaporisation de l'eau : $\Delta_{\text{vap}} h = 2,26 \times 10^3 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$.

Banque PT

2.1.5 Transformation lente ou brutale

Un récipient contenant une quantité de matière n d'un gaz parfait monoatomique est fermé par un piston mobile de masse nulle. A l'extérieur, se trouve l'atmosphère à pression $P_0 = 1$ bar et $T_0 = 298$ K. Les parois sont supposées diathermes.

1. Donner un exemple de gaz monoatomique.

Une personne pousse le piston de manière réversible jusqu'à atteindre $P_1 = 2P_0$.

2. Rappeler la définition de transformation réversible.
3. Quelle est la température finale T_1 du gaz au terme de la transformation ?
4. Exprimer le travail W_1 reçu par le gaz en fonction de n et T_0 .
5. En déduire le transfert thermique Q_1 reçu par le gaz. Le gaz cède ou reçoit de l'énergie thermique ?
6. Calculer alors la variation d'entropie ΔS reçu par le système.

On reprend la même expérience (même état initial, même état final) mais cette fois l'augmentation de pression se fait brusquement.

7. Quelles valeurs prennent la pression P_2 et la température T_2 du nouvel état final du gaz ?
8. Calculer le travail W_2 reçu par le gaz et en déduire le transfert thermique Q_2 .
9. A partir de l'identité thermodynamique, établir l'expression de la fonction entropie $S(T, V)$ d'un gaz parfait.
10. En déduire la variation d'entropie ΔS reçu par le système au cours de la transformation brutale, ainsi que les valeurs d'entropie créée et échangée.
11. La transformation est-elle réversible ?