

TD17 : Thermodynamique 2 – corrigé

Exercice 1 : CHAUFFAGE D'UN GAZ PARFAIT

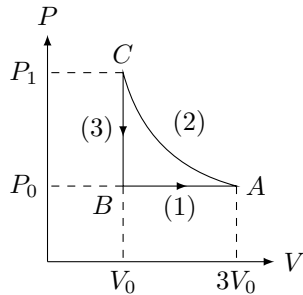
- On utilise l'équation d'état des gaz parfaits : $P_0 V_0 = nRT_0$ avec $V_0 = Sh_0$, on en déduit que $h_0 = \frac{nRT_0}{P_0 S}$, on trouve $h_0 \simeq 25$ cm
- Le piston est bloqué, la transformation est isochore, donc $W = 0$. Le premier principe donne $\Delta U = Q = C_v \Delta T = \frac{5}{2} nR(T_1 - T_0)$, soit $Q \simeq 47,8$ J.
- Lorsque le piston est libre de bouger, la transformation se fait à pression P_0 constante. Le volume V' occupé par le gaz en fin de transformation est $V' = \frac{nRT_1}{P_0}$ et le travail des forces de pression reçu par le gaz est $W = -P_0 \Delta V = -P_0(V' - V_0) = -nR(T_1 - T)$ soit $W \simeq -19,1$ J. La variation d'énergie interne étant $\Delta U = nC_{vm} \Delta T = 47,8$ J, le premier principe donne $Q = \Delta U - W \simeq 66,9$ J.
La transformation se faisant à P constante on aurait pu immédiatement écrire $Q = \Delta H = C_p \Delta T = \frac{7}{2} R \Delta T \simeq 66,9$ J.

Exercice 2 : COMPRESSION ISOTHERME OU MONOTHERME

- On utilise l'équation d'état des gaz parfaits, on trouve $V_2 = \frac{nRT_1}{P_2}$ et on a également $n = \frac{P_1 V_1}{RT_1}$ donc $V_2 = V_1 \frac{P_1}{P_2} = 0,5$ L. L'énergie interne du gaz ne dépend que de sa température, donc elle reste constante $\Delta U = 0$. Le travail des forces de pression est $W = \int_{V_1}^{V_2} \delta W = \int_{V_1}^{V_2} -PdV = -nRT_1 \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} = -P_1 V_1 \ln \frac{V_2}{V_1}$. On trouve $W \simeq 1151$ J. Le premier principe donne alors $Q = \Delta U - W = -W = -1151$ J. (Le gaz fournit de l'énergie thermique à l'extérieur)
- La température finale et la pression finale étant identiques au cas précédent, le volume final, et sa variation d'énergie interne restent identiques. La transformation étant monobare, le travail des forces de pression est $W = -P_2 \Delta V$ soit $W' = 4500$ J et de la même manière $Q' = -4500$ J.

Exercice 3 : TRANSFORMATION CYCLIQUE D'UN GAZ PARFAIT

- Voir graph ci-contre.
- étape 1 :** $\Delta U_1 = nC_{vm} \Delta T = nC_{vm}(T_1 - T_0)$, avec $T_1 = \frac{P_0(3V_0)}{nR} = 3T_0$ donc $\Delta U_1 = 2nC_{vm}T_0 \simeq 11,3$ kJ, $W_1 = -P_0 \Delta V = -2P_0 V_0 = -2nRT_0$ soit $W_1 \simeq -4,5$ kJ et $Q_1 = \Delta U_1 - W_1 \simeq 15,8$ kJ
- étape 2 :** Isotherme $\Rightarrow \Delta U_2 = 0$, $W_2 = - \int_{3V_0}^{V_0} PdV = -nRT_1 \ln \frac{V_0}{3V_0}$ soit $W_2 = 7,5$ kJ et $Q_2 = -W_2$
- étape 3 :** Isochore $\Rightarrow W_3 = 0$. $\Delta U_3 = nC_{vm}(T_0 - T_1)$ soit $\Delta U_3 = -11,3$ kJ et $Q_3 = \Delta U_3 = -11,3$ kJ.
- C'est un cycle donc les fonctions d'état U et H ne varient pas $\Delta U_{total} = \Delta H_{total} = 0$ et on a $W_{total} = 3$ kJ et $Q_{total} = -3$ kJ C'est un cycle récepteur ($W > 0$).



Exercice 4 : CALORIMÉTRIE

- On effectue la transformation à pression constante, donc $\Delta H = Q$ et comme le système est calorifugé, $Q = 0 = \Delta H$. On a donc $M c_{eau}(T_f - T_1) + m c_{eau}(T_f - T_2) + C(T_f - T_1) = 0$, on en déduit que $C = c_{eau}(m \frac{T_2 - T_f}{T_f - T_1} - M)$, on trouve $C \simeq 94$ JK⁻¹. La masse en eau μ équivalente est telle que $\mu c_{eau} = C$ soit $\mu \simeq 22,5$ g.
- De la même manière, on trouve $\underbrace{(M + \mu)c_{eau}(T'_f - T'_1)}_{\Delta H_{eau+calorimetre}} + \underbrace{m'c(T'_f - T'_2)}_{\Delta H_{mtal}} = 0$. Ce qui donne finalement $c = c_{eau} \frac{M' + \mu}{m'} \frac{T'_f - T'_1}{T'_2 - T'_f} \simeq 444 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$

Exercice 5 : INTÉRÊT DES GLAÇONS

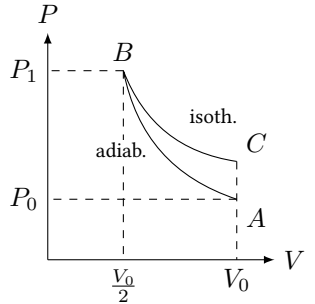
- On a $\Delta H = c \Delta T$ soit $\Delta H \simeq 8360$ J.
- $\Delta H = Q$ (transformation monobare) et $t = \frac{Q}{a}$, on trouve $t \simeq 278$ s soit un peu moins de 5 minutes.
- La variation d'enthalpie du système est $\Delta H = \Delta H_{fus} + \Delta H_{0 \rightarrow 10^\circ \text{C}} = m_g h_f + (m_l + m_g) c \Delta T$ ce qui donne $\Delta H \simeq 18,4$ kJ
- $t = \frac{\Delta H}{a} \simeq 612$ s soit environ 10 minutes. Les glaçons ralentissent considérablement le réchauffement de la boisson.

Exercice 6 : ENTHALPIE DE CHANGEMENT D'ÉTAT

La transformation se faisant à pression constante, on a $\Delta H = Q$, on doit donc calculer la variation d'enthalpie du système. On peut décomposer ΔH de la manière suivante : $\Delta H = \Delta H_{glace} + \Delta H_{fus} + \Delta H_{liq} + \Delta H_{vaporis.} + \Delta H_{vap.}$. Avec $\Delta H_{glace} = m c_g \Delta T_{glace} \simeq 20,6$ kJ, $\Delta H_{fus} = m h_f \simeq 333$ kJ, $\Delta H_{liq} = m c_l \Delta T_{liq} \simeq 418$ kJ, $\Delta H_{vaporis.} = m h_v = 2257$ kJ et enfin $\Delta H_{vap.} = m c_v \Delta T_{vap.} \simeq 28,2$ kJ. Au total, on trouve $Q \simeq 3057$ kJ. On remarque que la majeure partie de cette énergie thermique sert à évaporer l'eau.

Exercice 7 : COMPRESSION PUIS DÉTENTE

- Voir graph.
- Lors d'une transformation adiabatique réversible la loi de Laplace donne $P_1 V_1^\gamma = P_0 V_0^\gamma$ donc $P_1 = P_0 \left(\frac{V_0}{V_1} \right)^\gamma = 2^\gamma P_0$. Et pour un GP diatomique $\gamma = \frac{7}{5}$ donc $P_1 \simeq 2,64$ bar. L'équation d'état des gaz parfaits donne $T_1 = T_0 \frac{P_1}{2P_0} \simeq 387$ K $\simeq 113,8^\circ \text{C}$
- La détente étant isotherme, on trouve P_2 grâce à l'équation d'état des gaz parfaits : $P_2 = P_0 \frac{T_1}{T_0} \simeq 1,32$ bar



- Transfo. adiabatique réversible :** $Q_1 = 0$. On doit trouver W_1 en intégrant $\delta W = -PdV = -P_0 V_0^\gamma \frac{dV}{V^\gamma}$. Donc

$$W_1 = -P_0 V_0^\gamma \int_{V_0}^{V_1} V^{-\gamma} dV = -P_0 V_0^\gamma \left[\frac{V^{1-\gamma}}{1-\gamma} \right]_{V_0}^{V_1} = P_0 V_0 \frac{2^{\gamma-1}}{\gamma-1} = nRT_0 \frac{2^{\gamma-1}}{\gamma-1} \text{ soit } W_1 \simeq 1945 \text{ J.}$$

Transfo. isotherme : $\delta W = -PdV = -nRT_1 \frac{dV}{V}$ donc après intégration on trouve $W_2 = -nRT_1 \ln \frac{V_1}{V_0} = nRT_1 \ln 2$ soit $W_2 \simeq 2230$ J. Comme la transformation est isotherme, $\Delta U = 0$ et $Q_2 = -W_2 \simeq -2230$ J.

Exercice 8 : BILAN D'ENTROPIE

On a $\Delta S = S_{ch} + S_{cre}$ et $S_{ch} = \frac{Q}{T}$ où Q est la quantité de chaleur échangée, et T la température du thermostat (le lac est suffisamment grand pour se comporter comme un thermostat). donc $S_{ch} = \frac{mc_{fer} \Delta T_{fer}}{T_{lac}}$, on trouve $S_{ch} \simeq -1906$ JK⁻¹. La variation d'entropie du fer est $\Delta S = mc_{fer} \ln \frac{T_{lac}}{T_{fer}}$ soit $\Delta S \simeq -1014$ JK⁻¹. L'entropie créée est donc $S_{cre} = \Delta S - S_{ch} \simeq 892$ JK⁻¹. La mise en contact de deux corps à des températures différentes est une transformation irréversible qui crée de l'entropie.

Exercice 9 : CONTACT THERMIQUE ENTRE DEUX SOLIDES

- Le système composé des deux solides est isolé thermiquement et la transformation se fait à pression constante donc $\Delta H_{tot} = Q = 0$. Donc on a $C_1 T_1 + C_2 T_2 = (C_1 + C_2) T_e$ d'où $T_e = \frac{C_1 T_1 + C_2 T_2}{C_1 + C_2}$.
- $\Delta S = C_1 \ln(T_e/T_1) + C_2 \ln(T_e/T_2)$
- Lorsque $C_1 = C_2 = C$ on a $\Delta S = C \ln \frac{T_e^2}{T_1 T_2}$ or $T_e = \frac{T_1 + T_2}{2}$ donc $T_e^2 = T_1^2/4 + T_2^2/4 + T_1 T_2 > T_1 T_2$. Donc $\frac{T_e^2}{T_1 T_2} > 1$ et $\Delta S > 0$. Le système des deux solides étant isolé, $Q = 0$ et $\Delta S = S_{cre}$. Il y a donc de l'entropie créée lors de cette transformation, elle est irréversible.

Exercice 10 : CRÉATION D'ENTROPIE ET CHANGEMENT D'ÉTAT

- Lors d'un changement d'état $\Delta S = \Delta H/T_1 = m h_f/T_1$
- L'entropie échangée avec le thermostat est $S_{ch} = Q/T = m h_f/T$
- L'entropie créée lors du changement d'état est $S_{cre} = \Delta S - S_{ch} = m h_f \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T} \right)$ Comme on a forcément $T \geq T_1$ alors $S_{cre} \geq 0$
- Lorsque $T \rightarrow 0^\circ \text{C}$, $S_{cre} \rightarrow 0$, si la température du thermostat est la même que celle du changement d'état, la transformation est réversible.

Exercice 11 : RENDEMENT D'UN CYCLE MOTEUR

- L'équation d'état des gaz parfait donne $T_A = T_C = 2P_0 V_0 / nR = 2T_0$.
- C'est un cycle moteur car il est parcouru dans le sens horaire et donc $W < 0$ sur un cycle. Il est ditherme car il nécessite deux sources de chaleur, une à la température T_0 et la seconde à la température $2T_0$. Le théorème de Carnot indique que le rendement maximum théorique est $\eta_{th} = 1 - \frac{T_f}{T_c}$ avec $T_f = T_0$ et $T_c = 2T_0$ on trouve $\eta_{th} = 50\%$.
- Le travail reçu par le gaz au cours d'un cycle est l'opposé de l'aire du cycle dans le diagramme (P, V) , soit $W = -\frac{1}{2} P_0 V_0 = -\frac{1}{2} nRT_0$.
- Le segment AB est parcouru à pression constante donc $Q_{AB} = \Delta H = C_p \Delta T = C_p T_0$. Or pour un GP monoatomique $C_p = \frac{5}{2} nR$ donc $Q_{AB} = -\frac{5}{2} nRT_0$ avec $n = 1$ mol. Le segment BC est une transformation isochore donc $Q_{BC} = \Delta U = C_v \Delta T$. Avec $C_v = \frac{3}{2} nR$ on trouve $Q_{BC} = \frac{3}{2} nRT_0$.
- D'après le premier principe, sur un cycle $\Delta U = W + Q_{AB} + Q_{BC} + Q_{CA} = 0$. Donc $Q_{CA} = -W - Q_{AB} - Q_{BC}$ soit $Q_{CA} = \frac{1}{2} nRT_0 - \frac{3}{2} nRT_0 + \frac{5}{2} nRT_0$ donc $Q_{CA} = \frac{3}{2} nRT_0$
- Le rendement du moteur est $\eta = -\frac{W}{Q_{CA} + Q_{BC}} = \frac{1}{6}$ soit $\eta \simeq 16,7\%$. Ce rendement est inférieur au rendement maximum théorique, ce qui indique que le cycle n'est pas réversible.