

Changements d'état

Analyse de corrigé

Exercice 1 : De la glace qui fond

🧠 2 | ✂ 1 | ⚙



► Bilan d'enthalpie.

Correction des questions d'analyse du corrigé

Question d'analyse 1 - La transformation s'effectue à l'air libre, dans lequel la pression est constante.

Question d'analyse 2 - L'enthalpie est une fonction d'état, ce qui veut dire qu'elle ne dépend que de l'état actuel du système et pas du tout de la façon dont le système a été amené dans cet état. On peut donc calculer sa variation en raisonnant sur une transformation fictive ... tant qu'elle a le même état initial et le même état final que la transformation réelle, la variation ΔH sera la même !

Question d'analyse 3 - Seules les énergies échangées avec l'extérieur apparaissent dans le premier principe, or le transfert thermique échangé entre l'eau et la glace est interne au système. C'est l'intérêt de raisonner sur tout le contenu du calorimètre : pas besoin de connaître ce transfert thermique interne pour mener le calcul à bien.

Question d'analyse 4 - La coexistence entre deux phases ne peut avoir lieu qu'à une unique température, qui est « la » température de changement d'état.

Question d'analyse 5 - La masse à faire apparaître est celle qui subit la transformation : ici, toute la masse m_{liq} refroidit, mais seule la masse xm_{gl} fond. Le reste de glace, de masse $m_{\text{gl}} - xm_{\text{gl}} = (1 - x)m_{\text{gl}}$ reste à l'état solide à 0°C , son enthalpie ne varie donc pas au cours de la transformation.

Question d'analyse 6 - Le paramètre x décrit la proportion de glace qui a fondu : trouver $x < 0$ n'aurait aucun sens, pas plus que $x > 1$, ce qui voudrait dire que la masse de glace ayant fondu serait supérieure à la masse de glace initiale.

Exercice 2 : Sorbet fait maison

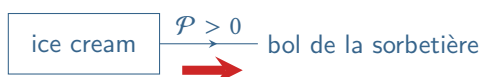
🧠 1 | ✂ 1 | ⚙



► Bilan d'enthalpie ;
► Transitoire thermique.

Correction des questions d'analyse du corrigé

Question d'analyse 1 - L'énoncé donne une expression pour $\mathcal{P}$ qui est positive : on a évidemment $T > T_0$. Cela indique que le sens d'algèbrisation de $\mathcal{P}$ est identique au sens réel de l'échange, dont on sait qu'il est glace $\rightarrow$ bol.



Question d'analyse 2 - La température T de la glace demeure constante tout au long du changement d'état, donc la puissance $\mathcal{P} = \alpha(T - T_0)$ aussi.

Question d'analyse 3 - La puissance $\mathcal{P}$ est orientée conventionnellement du système vers son environnement.

Question d'analyse 4 - Le changement d'état est une solidification, réciproque d'une fusion, les enthalpies de changement d'état sont donc opposées l'une de l'autre.

Question d'analyse 5 - Intuitivement, plus il y a de glace, plus la fusion prend du temps : cohérent avec l'expression

où Δt_{fus} est une fonction croissante de m . Intuitivement, plus la sorbetière est froide, plus la fusion est rapide : cohérent avec l'expression où $T_{\text{fus}} - T_0$ augmente, donc Δt_{fus} diminue, lorsque T_0 diminue.

Question d'analyse 6 - Dans cette deuxième phase, la glace est totalement solidifiée et ne fait que changer de température. C'est donc la loi de Joule, et plus l'enthalpie de changement d'état, qui intervient dans sa variation d'enthalpie.

Question d'analyse 7 - La condition initiale correspond à la fin de la solidification : la glace est alors totalement solide, mais sa température est toujours égale à la température de fusion, elle n'a pas encore eu le temps de refroidir davantage.

Bilans thermodynamiques

Exercice 3 : Détente isochore d'une vapeur d'eau

3 | 1



- Table thermodynamique ;
- Principes de la thermodynamique.

- 1 D'après la table thermodynamique, le volume massique dans l'état initial est

$$v = v_V(485 \text{ K}) = 0,0998 \text{ m}^3 \cdot \text{kg}^{-1} \quad \text{d'où} \quad m = \frac{V}{v} = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ kg}.$$

- 2 Comme ni la masse d'eau ni le volume disponible ne changent, le volume massique du système est constant. On constate qu'à la température finale T_0 ,

$$v_L < v < v_V.$$

Le système est donc diphasé. D'après le théorème des moments,

$$x = \frac{v - v_L}{v_V - v_L} \simeq \frac{v}{v_V} = 5,9 \cdot 10^{-2}.$$

- 3 La transformation est isochore ... mais certainement pas isobare. Le premier principe doit donc forcément s'écrire en termes d'énergie interne. En notant v le volume massique moyen du système, on a dans l'état I ,

$$U_I = m(h_I - p_I v) = m(h_V(485) - P_{\text{sat}}(485) v) = 2,80 \cdot 10^4 \text{ kJ},$$

et dans l'état F ,

$$U_F = x m h_V(373) + (1 - x) m h_L(373) - P_{\text{sat}}(373) v = 5,4 \cdot 10^3 \text{ kJ}.$$

Comme le récipient est indéformable aucun travail n'est échangé et donc d'après le premier principe

$$Q = U_F - U_I = -2,26 \cdot 10^4 \text{ J}.$$

Il y a refroidissement et liquéfaction partielle, il est donc logique de trouver $Q < 0$.

- 4 Toujours d'après la table,

$$S_I = m s_V(485) = 63,6 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \quad \text{et} \quad S_F = x m s_V(373) + (1 - x) m s_L(373) = 16,6 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}.$$

si bien que

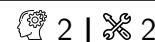
$$\Delta S = S_F - S_I = -47,0 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}.$$

Or l'entropie échangée au cours de la transformation vaut

$$S_{\text{éch}} = \frac{Q}{T_0} = -61 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}.$$

On constate $S_{\text{éch}} < \Delta S$: la différence correspond à l'entropie créée, positive comme il se doit. La transformation est donc **irréversible**.

Exercice 4 : Vaporisation adiabatique réversible



- Diagramme de Clapeyron ;
- Bilan d'enthalpie.

Le diagramme de Clapeyron complété est reproduit figure 1.

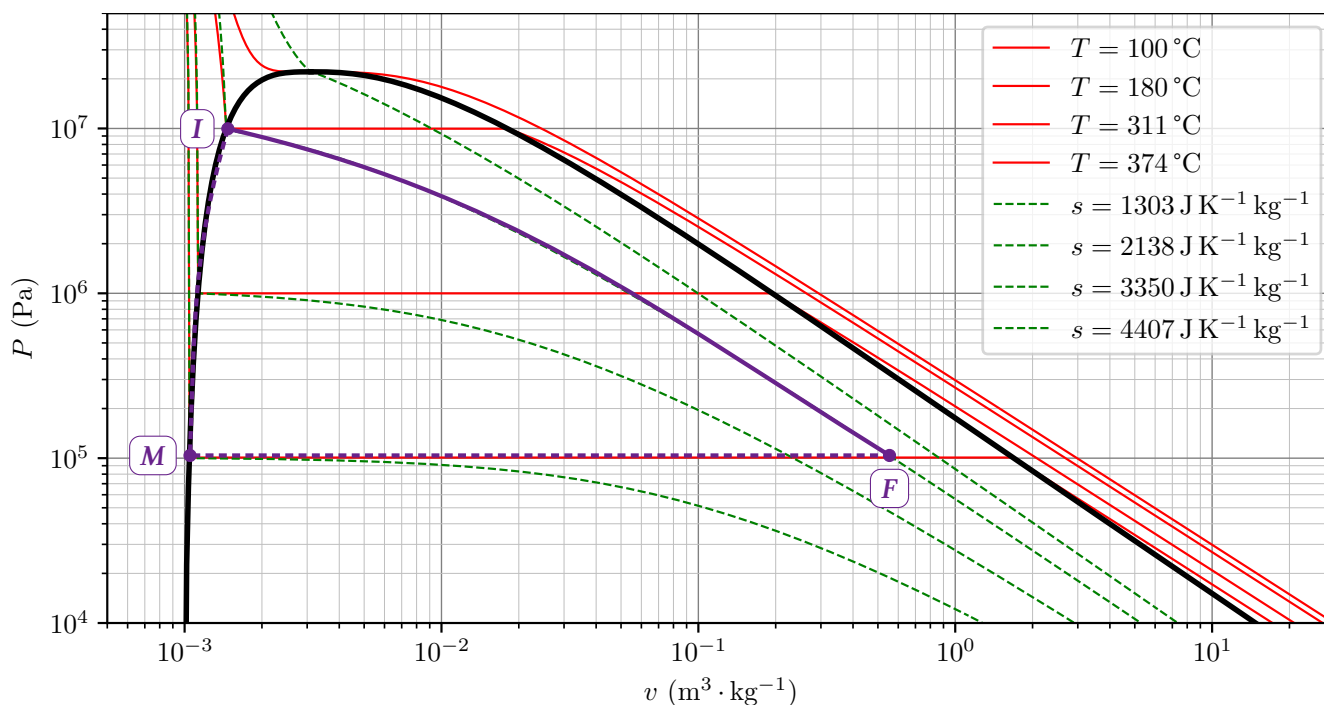


Figure 1 – Diagramme de Clapeyron de l'eau complété.

1 La transformation est adiabatique réversible, donc isentropique. Connaissant la pression finale, on peut ainsi positionner le point F .

2 On en déduit les températures par lecture graphique

$$T_I = 311\text{ °C} \quad \text{et} \quad T_F = 100\text{ °C}.$$

et comme $m = 1\text{ kg}$ on obtient de même les volumes,

$$V_I \approx 1,5 \cdot 10^{-3}\text{ m}^3 = 1,5\text{ L} \quad \text{et} \quad V_F \approx 0,57\text{ m}^3.$$

3 La transformation n'est *pas* monobare, il faut donc procéder à un bilan d'énergie interne ... cependant les informations dont on dispose concernent les enthalpies ! Il faut donc revenir à la définition

$$U = H - PV$$

pour déterminer les énergies internes à partir des enthalpies. À l'état initial,

$$H_I = mh'_L = 1,40\text{ MJ}.$$

Pour déterminer l'enthalpie à l'état final, commençons par calculer le titre à partir du théorème des moments :

$$x = \frac{v_F - v_L}{v_V - v_L} = 0,33 \quad \text{avec} \quad \begin{cases} v_L = 1 \cdot 10^{-3}\text{ m}^3 \cdot \text{kg}^{-1} \\ v_V = 1,7\text{ m}^3 \cdot \text{kg}^{-1} \end{cases}$$

où les volumes massiques v_L et v_V sont pris à 10^5 Pa . On en déduit donc

$$H_F = m(xh_L + (1-x)h_V) = 1,32\text{ MJ}.$$

Les résultats numériques sont extrêmement sensibles à la précision de la lecture graphique, qui n'est pas aisée ...

Par conséquent, en combinant ce qui précède,

$$\Delta U \underset{\substack{\uparrow \\ \text{1er P}}}{=} W \underset{\substack{\uparrow \\ \text{transf}}}{=} (H_F - P_F V_F) - (H_I - P_I V_I)$$

ce qui donne finalement

$$W = -265 \text{ kJ}.$$

Il s'agit d'une détente, il est donc logique que le fluide cède du travail.

Exercice 5 : Bilan d'entropie

oral banque PT |  1 |  2 | 



- Bilan d'enthalpie ;
- Bilan d'entropie.

Le litre d'eau à température ambiante a évidemment pour masse $m = 1 \text{ kg}$.

1 On raisonne sur une transformation où l'eau atteint sa température d'ébullition et se vaporise. Ainsi,

$$\Delta S_{\text{eau}} = mc \ln \frac{T_{\text{éb}}}{T_0} + m \Delta_{\text{vap}} s = mc \ln \frac{T_{\text{éb}}}{T_0} + m \frac{\Delta_{\text{vap}} h}{T_{\text{éb}}} = 7,07 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1}.$$

Comme le thermostat évolue de façon réversible, sa variation d'entropie est égale à l'entropie échangée entre les deux systèmes. Commençons par calculer le transfert thermique Q reçu par l'eau au cours de la transformation. Un bilan d'enthalpie donne

$$\Delta H_{\text{eau}} \underset{\substack{\uparrow \\ \text{1er ppe}}}{=} 0 + Q \underset{\substack{\uparrow \\ \text{transf}}}{=} mc(T_{\text{éb}} - T_0) + m \Delta_{\text{vap}} h.$$

L'entropie cédée par le thermostat et reçue par l'eau vaut donc

$$S_{\text{éch}} = \frac{Q}{T_{\text{éb}}} = \frac{mc(T_{\text{éb}} - T_0) + m \Delta_{\text{vap}} h}{T_{\text{éb}}}$$

d'où on déduit la variation d'entropie du thermostat, égale à $-S_{\text{éch}}$ car il évolue de manière réversible,

$$\Delta S_{\text{thst}} = mc \left(\frac{T_0}{T_{\text{éb}}} - 1 \right) - m \frac{\Delta_{\text{vap}} h}{T_{\text{éb}}} = -6,96 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1}.$$

Il est logique de trouver $\Delta S_{\text{thst}} < 0$ car le thermostat est de température supérieure à l'eau, donc lui cède un transfert thermique, donc de l'entropie, sans qu'il ne s'en crée dans le thermostat qui est réversible.

Enfin, l'entropie créée l'est uniquement dans l'eau et vaut

$$S_{\text{créée}} = \Delta S_{\text{eau}} - S_{\text{éch}} \quad \text{soit} \quad S_{\text{créée}} = mc \ln \frac{T_{\text{éb}}}{T_0} - \frac{mc(T_{\text{éb}} - T_0)}{T_{\text{éb}}}$$

soit en factorisant

$$S_{\text{créée}} = mc \left[-\ln \frac{T_0}{T_{\text{éb}}} + \frac{T_0}{T_{\text{éb}}} - 1 \right] = 0,113 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1}.$$

En utilisant l'inégalité de convexité $\ln x \leq 1 - x$, on peut vérifier que $S_{\text{créée}} > 0$ quelles que soient les températures car $c > 0$ (ou on montre ainsi que c doit être positif).

On peut aussi remarquer que le changement d'état n'intervient pas dans la création d'entropie : ce n'est pas un hasard, un changement d'état isotherme est une transformation réversible.

2 Notons T_1 la température du thermostat intermédiaire. La méthode est alors identique.

• **Variation d'entropie de l'eau** : L'état initial et final de l'eau étant le même qu'à la question précédente, la variation d'entropie est la même,

$$\Delta S_{\text{eau}} = mc \ln \frac{T_{\text{éb}}}{T_0} + m \Delta_{\text{vap}} s = mc \ln \frac{T_{\text{éb}}}{T_0} + m \frac{\Delta_{\text{vap}} h}{T_{\text{éb}}} = 7,07 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1}.$$

• **Variation d'entropie de chaque thermostat** :

Bilan d'enthalpie au cours du contact avec le premier thermostat (Q_1 reçu par l'eau) :

$$\Delta H_1 = 0 + Q_1 = mc(T_1 - T_0)$$

$\uparrow$ 1er ppe $\uparrow$ Joule

d'où on déduit l'entropie échangée reçue par l'eau,

$$S_{\text{éch},1} = \frac{Q_1}{T_1} = \frac{mc(T_1 - T_0)}{T_1} = mc \left(1 - \frac{T_0}{T_1} \right),$$

puis la variation d'entropie du thermostat 1 :

$$\Delta S_1 = -S_{\text{éch},1} = mc \left(\frac{T_0}{T_1} - 1 \right) = -0,502 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1}.$$

Bilan d'enthalpie au cours du contact avec le second thermostat :

$$\Delta H_2 = 0 + Q_2 = mc(T_{\text{éb}} - T_1) + m \Delta_{\text{vap}} h.$$

$\uparrow$ 1er ppe $\uparrow$ transf

L'entropie cédée par le thermostat et reçue par l'eau vaut donc

$$S_{\text{éch},2} = \frac{Q_2}{T_{\text{éb}}} = \frac{mc(T_{\text{éb}} - T_1) + m \Delta_{\text{vap}} h}{T_{\text{éb}}}$$

d'où on déduit la variation d'entropie du thermostat 2,

$$\Delta S_2 = mc \left(\frac{T_1}{T_{\text{éb}}} - 1 \right) - m \frac{\Delta_{\text{vap}} h}{T_{\text{éb}}} = -6,51 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1}.$$

• **Entropie créée** : Il n'y a création d'entropie que dans l'eau, d'où

$$S_{\text{créée}} = \Delta S_{\text{eau}} - S_{\text{éch},1} - S_{\text{éch},2} \quad \text{soit} \quad S_{\text{créée}} = mc \ln \frac{T_{\text{éb}}}{T_0} + mc \left(\frac{T_0}{T_1} - 1 \right) + mc \left(\frac{T_1}{T_{\text{éb}}} - 1 \right) = 0,059 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1}.$$

On constate que l'entropie créée est très inférieure dans la deuxième transformation : l'utilisation du thermostat intermédiaire permet de limiter les inhomogénéités de température dans l'eau, qui sont source d'irréversibilité.

Exercice 6 : Condenseur d'une pompe à chaleur

► Bilan d'enthalpie.

- Considérons un système fermé constitué de la masse $m' = 1,5 \cdot 10^3$ kg d'eau traversant le condenseur en une heure et de la masse m de R410a correspondante.
- Les évolutions des deux fluides étant isobares, on peut raisonner en enthalpie, et procéder à un bilan sur la totalité de la transformation.
- Les transferts thermiques entre les deux fluides sont internes au système, et n'apparaissent donc pas dans le premier principe. Il n'y a pas d'échange thermique avec l'environnement, et l'évolution se fait sans échange de travail (un échangeur ne contient pas de pièce mobile, cf. cours de thermodynamique industrielle à venir). Par conséquent,

$$\Delta H \underset{\substack{\uparrow \\ \text{1er P}}}{=} 0.$$

- Au cours de la transformation,
 - le fluide caloporteur subit une transformation en trois temps :
 - il se refroidit de T_e à T_{vap} en restant à l'état de vapeur ;
 - puis il se liquéfie en restant à la température T_{vap} ;
 - et enfin il se refroidit de T_{vap} à T_s en étant liquide.
 - l'eau se réchauffe de T'_e à T'_s en demeurant à l'état liquide.

On en déduit une deuxième expression de la variation d'enthalpie,

$$\Delta H \underset{\substack{\uparrow \\ \text{transf}}}{=} \underbrace{mc_{\text{vap}}(T_{\text{vap}} - T_e) - m\Delta_{\text{vap}}h + mc_{\text{liq}}(T_s - T_{\text{liq}})}_{\text{fluide caloporteur}} + \underbrace{m'c'(T'_s - T'_e)}_{\text{eau}}$$

- On peut alors identifier les deux expressions et conclure,

$$\Delta H \underset{\substack{\uparrow \\ \text{transf}}}{=} m(c_{\text{vap}}(T_{\text{vap}} - T_e) - \Delta_{\text{vap}}h + c_{\text{liq}}(T_s - T_{\text{liq}})) + m'c'(T'_s - T'_e) \underset{\substack{\uparrow \\ \text{1er P}}}{=} 0$$

ce qui conduit à

$$m = \frac{m'c'(T'_s - T'_e)}{\Delta_{\text{vap}}h + c_{\text{vap}}(T_e - T_{\text{vap}}) + c_{\text{liq}}(T_{\text{liq}} - T_s)} = 305 \text{ kg}.$$

En pratique, le fluide caloporteur parcourt un circuit fermé : il n'y a donc qu'une dizaine de kg de fluide dans la machine, mais ils traversent l'échangeur plusieurs fois par heure. Une approche plus « propre » de ces systèmes sera abordée dans le cours de thermodynamique industrielle.

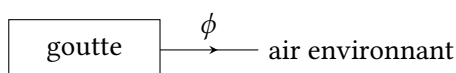
Exercice 7 : Canon à neige

oral Centrale PSI | 3 | 2



► Transitoire thermique.

- 1** Raisonnons sur la goutte d'eau de masse m_0 , en transformation monobare avec équilibre mécanique, qui n'échange d'énergie que par transfert thermique avec l'air.



Bilan d'enthalpie entre t et $t + dt$:

$$dH \underset{\substack{\uparrow \\ \text{liquide}}}{=} mc dT \underset{\substack{\uparrow \\ \text{1er P}}}{=} -\phi dt = -h(T - T_a)S dt.$$

Il y a un signe car ϕ est une puissance cédée.

La goutte étant sphérique de rayon R constant, on en déduit

$$\frac{4}{3}\pi R^3 \mu c dT = -h(T - T_a) \times 4\pi R^2 dt \quad \text{soit} \quad \mu c R \frac{dT}{dt} = -3h(T - T_a)$$

et finalement

$$\frac{dT}{dt} + \underbrace{\frac{3h}{\mu c R}}_{=1/\tau} T = \frac{3h}{\mu c R} T_a.$$

2 Les solutions de cette équation s'écrivent

$$T = T_a + A e^{-t/\tau}.$$

As-tu bien pensé à la solution particulière $T = T_a$? Pour la retrouver : le second membre est constant, donc la solution particulière T_{part} aussi, et on la trouve directement sur l'équation différentielle :

$$0 + \frac{T_{part}}{\tau} = \frac{T_a}{\tau}.$$

Cependant, maintenant que tu sais bien faire, dans pareil cas où la solution particulière est quasiment évidente, il n'est pas nécessaire de « sur-rédiger » comme nous le faisons en début d'année.

La condition initiale donne

$$T(0) \underset{\substack{\uparrow \\ \text{CI}}}{=} T_0 \underset{\substack{\uparrow \\ \text{expr}}}{=} T_a + A \quad \text{donc} \quad A = T_0 - T_a.$$

Finalement,

$$T = T_a + (T_0 - T_a) e^{-t/\tau}.$$

À l'instant t_1 ,

$$e^{-t_1/\tau} = \frac{T_1 - T_a}{T_0 - T_a} \quad \text{donc} \quad t_1 = -\tau \ln \frac{T_1 - T_a}{T_0 - T_a} \quad \text{soit} \quad t_1 = \tau \ln \frac{T_0 - T_a}{T_1 - T_a} = 4,0 \text{ s}.$$

3 La transformation est instantanée donc adiabatique, monobare, et supposée sans échange de travail. L'eau est partiellement solidifiée, on en déduit donc que la température finale est égale à $T_{\text{fus}} = 0^\circ\text{C}$. Il y a donc simultanément solidification et échauffement de l'eau. On raisonne sur une transformation auxiliaire fictive au cours de laquelle les deux phénomènes ont lieu successivement : d'abord toute l'eau passe de T_1 à T_{fus} , puis ensuite une masse $(1 - \alpha)m$ se solidifie. Le bilan enthalpique s'écrit

$$\Delta H \underset{\substack{\uparrow \\ \text{1er P}}}{=} 0 \underset{\substack{\uparrow \\ \text{transf}}}{=} mc(T_{\text{fus}} - T_1) + (1 - \alpha)m(-\ell_{\text{fus}}).$$

La transformation est ici une solidification, et non pas une fusion, or l'enthalpie de fusion est l'opposée de l'enthalpie de solidification.

Par conséquent,

$$(\alpha - 1)\ell_{\text{fus}} = -c(T_{\text{fus}} - T_1)$$

et ainsi

$$\alpha = 1 - \frac{c(T_{\text{fus}} - T_1)}{\ell_{\text{fus}}} = 0,94.$$

4 Procédons au bilan enthalpique de la solidification de la masse αm , qui se fait entre les instants t_1 et t_2 à température $T = T_{\text{fus}} = \text{cte}$. Le bilan enthalpique s'écrit

$$\Delta H \underset{\substack{\uparrow \\ \text{solidification}}}{=} -\alpha m \ell_{\text{fus}} \underset{\substack{\uparrow \\ \text{1er ppe}}}{=} -h(T_{\text{fus}} - T_a) 4\pi R^2 (t_2 - t_1).$$

En réexprimant la masse m en fonction du rayon de la goutte, on en déduit

$$t_2 = t_1 + \frac{\alpha R \ell_{\text{fus}} \mu}{3h(T_{\text{fus}} - T_a)} = 21 \text{ s}.$$

Exercice 8 : Combien de glaçons dans le jus de fruits ?

 3 |  1



► Problème ouvert.

Solution à rédiger.

Idee : transformation classique isobare avec fonte totale des glaçons et refroidissement du liquide. Les calculs ne posent pas de difficulté, par contre il faut expliciter les hypothèses (en particulier discuter les transferts thermiques avec l'air environnant qu'on néglige abusivement) et estimer numériquement la masse d'un glaçon et la masse de jus de fruit qu'on met dans un verre.

Machines thermodynamiques

Exercice 9 : Utiliser le CO2 comme fluide frigorigène

inspiré oral banque PT |  2 |  1



► Cycle frigorifique ;

► Exploitation d'un diagramme des frigorigères.

1 Le cycle est représenté figure 2.

- **État (1)** : on part de vapeur saturante sèche, ce qui signifie que l'état (1) est sur la courbe de saturation, à droite du domaine diphasé.
- **Étape (1)→(2)** : la compression est isentropique, donc suit une isentrope (courbe bleue). L'état (2) est atteint au croisement de l'isobare (horizontale) $P = P_2 = 90 \text{ bar}$.
- **Étape (2)→(3)** : les isobares sont horizontales. Le point (3) est atteint au croisement avec l'isotherme $T = T_3 = 40^\circ\text{C}$, le CO_2 est alors à l'état de fluide supercritique.
- **Étape (3)→(4)** : la détente est adiabatique et sans échange de travail, alors d'après le premier principe industriel elle est isenthalpique, et se représente donc par une verticale. L'état (4) est atteint au croisement avec l'isobare $P = P_1 = 35 \text{ bar}$.
- **Étape (4)→(1)** : c'est une isobare, donc une horizontale jusqu'à retrouver l'état (1).

2 L'échange avec la source froide a lieu lors de l'étape (4)→(1). Si elle se fait dans un évaporateur sans échange de travail mais seulement un transfert thermique massique q_f , alors d'après le premier principe

$$h_1 - h_4 = 0 + q_f \quad \text{soit} \quad q_f = 90 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}.$$

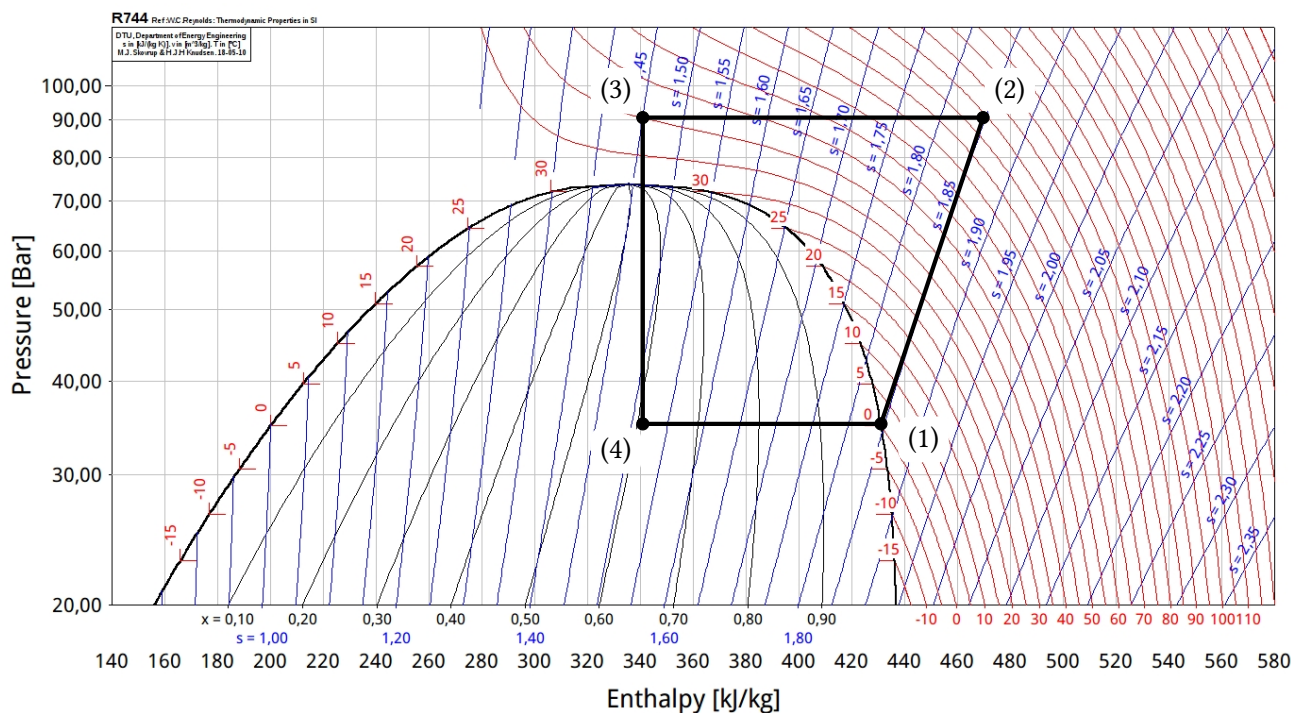
3 Dans un cycle frigorifique, c'est le travail de compression w_{compr} au cours de l'étape (1)→(2) qui est coûteux. On peut supposer ici la source chaude gratuite puisque l'étape de refroidissement (2)→(3) se fait intégralement à des températures supérieures à la température ambiante. La compression étant adiabatique, d'après le premier principe,

$$h_2 - h_1 = w_{\text{compr}} + 0 \quad \text{soit} \quad w_{\text{compr}} = 40 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}.$$

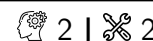
L'efficacité vaut donc

$$e = \frac{q_f}{w_{\text{compr}}} = 2,2.$$

Cette valeur d'efficacité est typique des machines frigorifiques.

Figure 2 – Diagramme des frigoris du CO₂.

Exercice 10 : Cycle d'une centrale nucléaire REP



- Cycle moteur ;
- Diagramme des frigoris.

- Il s'agit d'éviter les fuites de radioactivité dans l'environnement, seule l'eau du circuit primaire étant directement en contact avec la matière radioactive.
- Il s'agit d'une machine **motrice**, dans laquelle la source chaude est l'eau du circuit primaire et la source froide l'eau du circuit de refroidissement.
- Voir figure 3.
- On lit $T_2 = 180^\circ\text{C}$ (encoche horizontale), $T_5 \approx 35^\circ\text{C}$ (encoche verticale mais lecture précise difficile) et $x_2 = x_4 = 0,90$.

- Par application du premier principe industriel à la turbine haute pression (étape 1-2),

$$h_2 - h_1 = \underset{\substack{\uparrow \\ \text{1er P}}}{w_{12}} + q_{12} \quad \text{d'où} \quad w_{12} \approx 2550 - 2780 = -230 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}.$$

De même pour la turbine basse pression,

$$w_{34} = h_4 - h_3 = 2330 - 3050 = -720 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}.$$

Le travail algébrique total fourni par les turbines vaut donc

$$w_{\text{turb}} = w_{12} + w_{34} = -950 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}.$$

- En supposant le rendement de l'alternateur égal à 100 %,

$$\mathcal{P} = D w_{\text{turb}} \quad \text{d'où} \quad D = \frac{\mathcal{P}}{w_{\text{turb}}} = 1,4 \cdot 10^3 \text{ kg} \cdot \text{s}^{-1}.$$

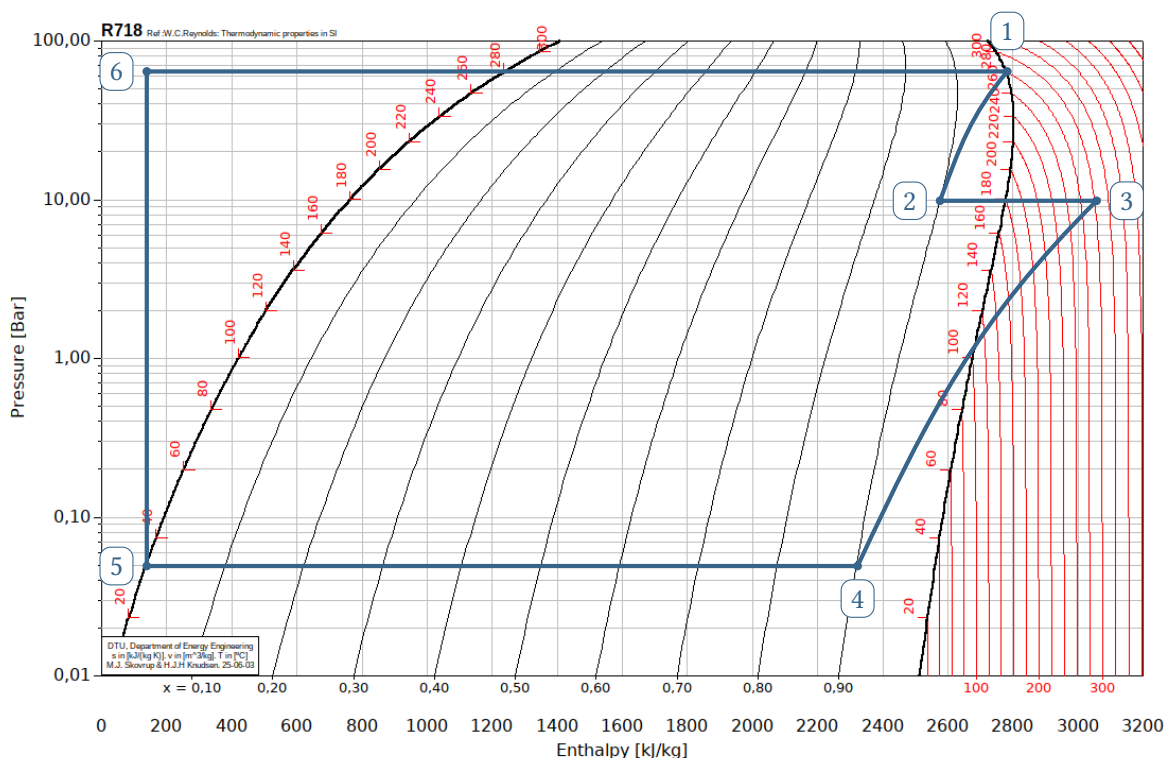


Figure 3 – Diagramme des frigoris complété.

7 L'eau échange du transfert thermique avec la source chaude dans le générateur de vapeur et dans le surchauffeur. Les transformations y sont isobares, donc sans travail indiqué. D'après le premier principe appliqué au générateur de vapeur,

$$q_{61} = h_1 - h_6 \simeq 2780 - 130 = 2650 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}.$$

De même, pour le surchauffeur

$$q_{23} = h_3 - h_2 \simeq 3050 - 2550 = 500 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}.$$

Au total,

$$q_{\text{ch}} = q_{61} + q_{23} = 3150 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}.$$

Le rendement thermodynamique vaut donc

$$\eta = -\frac{w_{\text{turb}}}{q_{\text{ch}}} = 0,30.$$

Il s'agit d'un ordre de grandeur de rendement très classique pour les centrales électriques, quelle que soit la technologie utilisée. Le rendement d'un réacteur REP comme celui étudié ici est annoncé à 33 %, alors que le rendement de l'EPR de Flamanville devrait pouvoir atteindre 37 %. À titre de comparaison, une centrale à gaz traditionnelle obtient un rendement de 35 %, mais la technologie du cycle combiné permet d'atteindre près de 65 %.