


Diagrammes et tables thermodynamiques

Exercice 1 : Table incomplète

💡 1 | ✂ 0

 ▷ *Table thermodynamique ;*
▷ *Relations entre grandeurs d'état.*

1 Dans un diagramme des phases, la ligne de changement d'état liquide-vapeur commence au point triple et se termine au point critique. Ces points correspondent respectivement à la première et à la dernière valeur de la table, celles qui sont non entières. Ainsi,

$$\begin{cases} T_{\text{tr}} = 0,01 \text{ }^\circ\text{C} \\ P_{\text{tr}} = 0,6117 \text{ kPa} \end{cases} \quad \text{et} \quad \begin{cases} T_{\text{c}} = 374,14 \text{ }^\circ\text{C} \\ P_{\text{c}} = 22\,090 \text{ kPa} \end{cases}$$

2 Par définition, pour une température T ,

$$l_{\text{vap}} = h''(T) - h'(T) \quad \text{et} \quad s_{\text{vap}} = s''(T) - s'(T).$$

3 L'origine des entropies massiques est celle du liquide saturant à la température du point triple. Ce choix est différent de celui du principe de Nernst (ou troisième principe de la thermodynamique), qui attribue une entropie nulle à un solide cristallisé dans un réseau parfait. C'est toutefois sans conséquence car seules les variations d'entropie sont pertinentes.

4 Par définition,

$$h = u + Pv \quad \text{soit} \quad \boxed{u = h - Pv}.$$


Toutes les informations requises pour calculer u' et u'' sont déjà dans la table.

5 Pour compléter la table, on utilise :

- ▷ $T = 20 \text{ }^\circ\text{C}$: définition de l_{vap} ;
- ▷ $T = 40 \text{ }^\circ\text{C}$: définition de s_{vap} ;
- ▷ $T = 60 \text{ }^\circ\text{C}$: relation $s_{\text{vap}} = l_{\text{vap}}/T_{\text{vap}}$ puis définition de s_{vap} ;
- ▷ $T = T_{\text{c}}$: au point critique les deux phases ne sont plus discernables, donc $v' = v''$, $h' = h''$ et $s' = s''$.

Exercice 2 : Détente isochore d'une vapeur d'eau

💡 2 | ✂ 1

 ▷ *Table thermodynamique ;*
▷ *Principes de la thermodynamique.*

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

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

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 ,

$$v_{\text{L}} < v < v_{\text{V}} .$$

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 isochoire ... mais certainement pas isobare. Le premier principe doit donc forcément s'écrire en termes d'énergie interne. 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 3 : Lecture du diagramme des frigorigères



▷ *Diagramme des frigorigères.*

1 Le cycle est représenté figure 1.

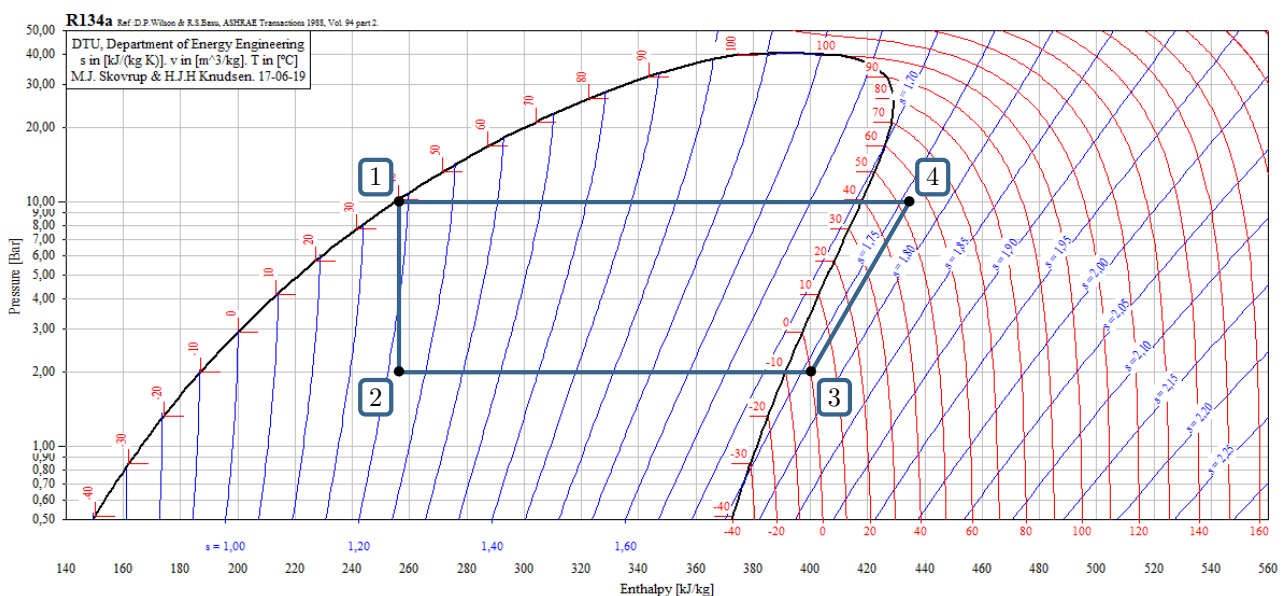
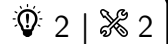




Figure 1 – Diagramme des frigorigères du R134a complété.

- 2 On lit sur le graphique $T_2 = -10^\circ\text{C}$, $T_3 = 0^\circ\text{C}$ et $T_4 = 55^\circ\text{C}$.
- 3 On lit sur le graphique $h_2 = 255 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$ ainsi que $h_L = 185 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$ et $h_V = 395 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$.
- 4 La règle des moments permet d'écrire

$$x_V = \frac{h_2 - h_L}{h_V - h_L} \simeq 0,43.$$

Exercice 4 : Détendeur de plongée



-  ▷ Diagramme des frigoristes;
 ▷ Principes de la thermodynamique.

- 1 Voir figure 2.

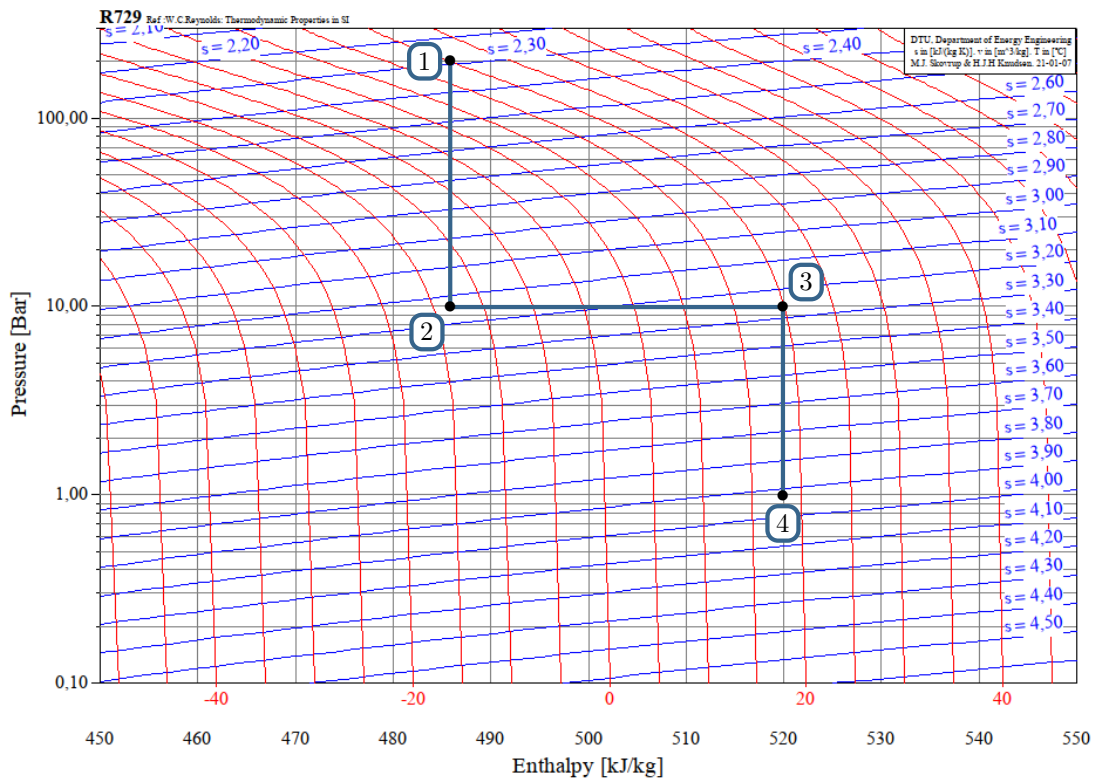


Figure 2 – Évolution dans un détendeur de plongée.

- 2 À la fin de la première détente, on lit sur le diagramme $T_2 = -12^\circ\text{C}$, ce qui est très inférieur à $T_1 = 20^\circ\text{C}$. En revanche, la température à la fin de la seconde détente vaut $T_4 = 18^\circ\text{C}$.
- 3 D'après l'équation d'état des gaz parfaits, la masse d'air inspirée en une inspiration vaut

$$m = \frac{MP_4V}{RT_4} = 6,0 \cdot 10^{-4} \text{ kg}.$$

La variation d'enthalpie de cette masse d'air lors du passage entre les deux tubes vaut

$$\Delta H = \underset{\substack{\uparrow \\ \text{transf}}}{mh_3} - \underset{\substack{\uparrow \\ \text{1er P}}}{mh_2} = Q \quad \text{d'où} \quad Q = 21 \text{ J}$$

par lecture graphique du diagramme ($h_2 = 485 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$ et $h_3 = 520 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$).

4 La variation d'entropie de la masse d'air pendant tout le processus vaut

$$\Delta S = \underset{\substack{\uparrow \\ \text{transf}}}{ms_4 - ms_1} = \underset{\substack{\uparrow \\ \text{2nd P}}}{\frac{Q}{T_{\text{eau}}}} + S_c$$

d'où on déduit par lecture du diagramme ($s_1 = 2,30 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$ et $s_1 = 3,92 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$)

$$S_c = ms_4 - ms_1 - \frac{Q}{T_{\text{eau}}} = 0,90 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}.$$