

T1 : Machines thermiques avec écoulement stationnaire

1 Importance des machines thermiques avec écoulement stationnaire

1.1 Définitions

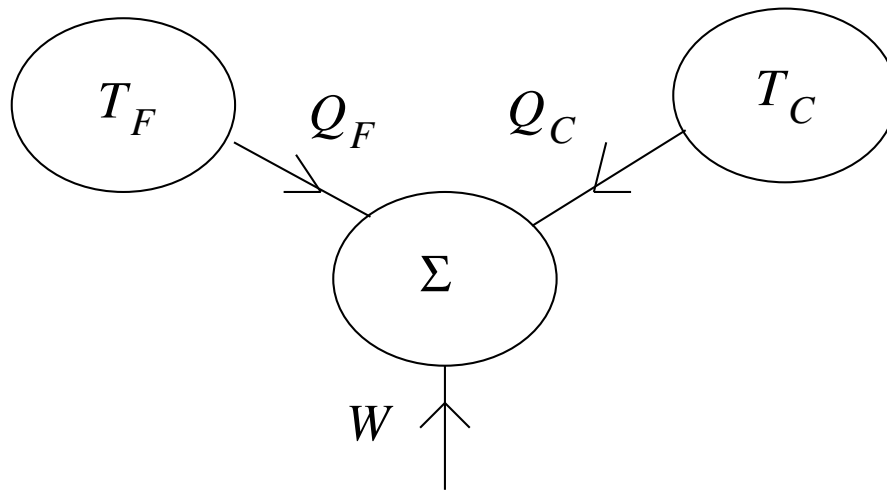
def : Une machine dite **thermique** est un mécanisme qui fait subir à un système des échanges d'énergie sous forme de travail et transfert thermique.

def : Elle est dite **cyclique** lorsque le système subit un cycle, c'est-à-dire qu'il revient périodiquement dans le même état. Ainsi, les variations de variables d'états (ΔT , ΔV , ΔU , etc) sur un cycle sont nulles.

def : Une machine est dite **ditherme** si elle fait intervenir deux sources de chaleur à températures différentes constantes. Celle de plus basse température est dite « **source froide** », l'autre est dite « **source chaude** ».

1.2 Représentation schématique d'une machine ditherme cyclique

Soit un système (Σ) fermé ditherme évoluant de façon cyclique. Par cycle, il reçoit un travail W , un transfert thermique Q_c d'une source chaude à la température T_c et un transfert thermique Q_F d'une source froide à la température T_F .



convention de signe : ces échanges de travail ou d'énergie thermique sont des grandeurs algébriques, souvent orientées en direction du système étudié. Ils sont positifs si le système reçoit effectivement de l'énergie, et négatif si le système en fournit à l'extérieur.

1.3 Exemples de moteurs thermiques

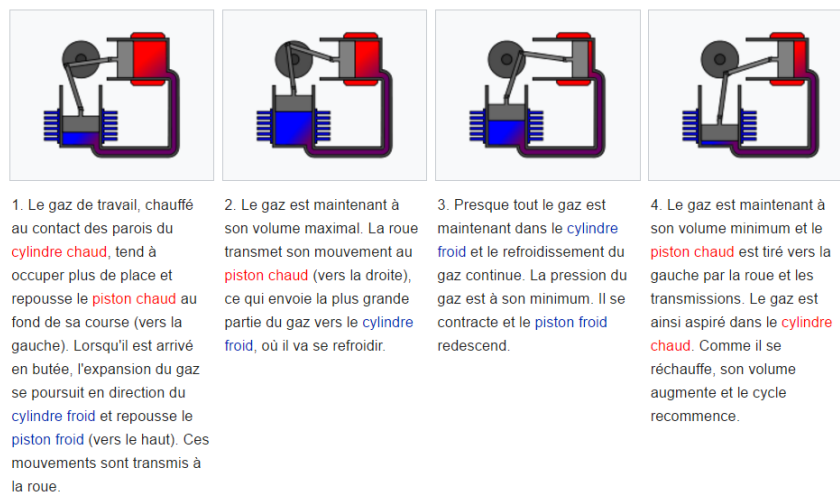


FIGURE 1 – Écoulement non stationnaire : exemple du moteur de Stirling de type alpha, machine ditherme contenant deux pistons connectés par un tuyau. Un piston est en contact avec la source chaude (en haut à droite du schéma), l'autre en contact avec la source froide (en bas à gauche). Source : wikipedia.

def : L'objectif d'un **moteur thermique** est de mettre à profit des échanges thermiques spontanés pour en récupérer une partie ensuite convertie en travail fourni à l'extérieur.

| prop : *Quels sont les signes de W , Q_c et Q_F pour un moteur thermique ? Comment définir un rendement ?*

ex : Sous la forme d'un moteur à combustion externe (machine à vapeur), ou sous la forme d'un moteur à combustion interne (moteur à essence, moteur Diesel, moteur Stirling).

1.4 Exemples de dispositifs de transfert thermique

def : L'objectif de certaines machines thermiques est d'utiliser un travail extérieur pour alimenter un transfert thermique non spontané d'une source froide vers une source chaude.

| prop : *Quels sont les signes de W , Q_c et Q_F pour un réfrigérateur ? Comment définir une efficacité ?*

ex : réfrigérateur, climatiseur, pompe à chaleur.

1.5 Machines à écoulement stationnaire

Les machines thermiques reposent sur l'écoulement d'un fluide échangeant de l'énergie au cours de son trajet.

def : un écoulement est dit **stationnaire** (ou **permanent**) si en chaque point de l'écoulement, les grandeurs intensives (température T , pression p , masse volumique¹ μ , etc) ne varient pas dans le temps.

ex : L'écoulement dans un moteur à essence ou un moteur de Stirling (cf figure 1) n'est pas stationnaire. Au contraire, l'écoulement peut être considéré stationnaire dans les canalisations d'un réfrigérateur (cf figure 2) ou d'une centrale (cf figure 3) en fonctionnement.

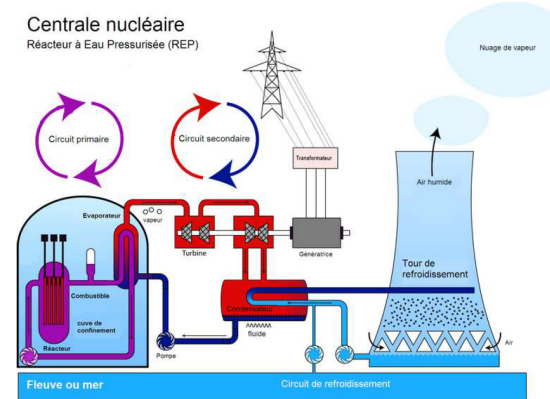
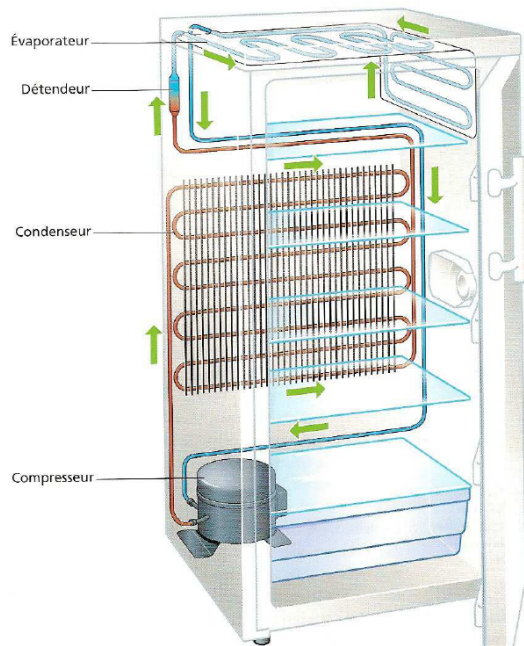


FIGURE 2 – Conduites d'un réfrigérateur en FIGURE 3 – Les circuits primaire et secondaire fonctionnement, le fluide caloporteur subit un d'une centrale en fonctionnement sont approximativement stationnaires.

1. La masse volumique est souvent notée ρ (lettre grecque « rho ») mais cette notation peut être confondue avec la pression p .

2 Premier principe de la thermodynamique (principe de conservation de l'énergie)

2.1 Énoncé

Soit un système macroscopique fermé Σ . On note l'énergie totale $E = \underbrace{U}_{\text{micro}} + \underbrace{E_m}_{\text{macro}}$

Pendant durée $\Delta t = t_2 - t_1$, on note $\Delta E = E(t_2) - E(t_1)$, etc.

Premier principe de la thermodynamique : Pour un système macroscopique fermé pendant une transformation :

$$\text{énergie échangée} = \Delta U + \Delta E_m = W + Q$$

rq : Dans la plupart des exercices de thermo de CPGE, la variation d'énergie macroscopique est négligée. Le premier principe se ramène alors à seulement $\Delta U = W + Q$.

2.2 Notion de travail utile

def : Le **travail des forces de pressions** $W_p = -\int_1^2 p dV$ est toujours présent, mais n'est pas forcément récupérable. C'est pourquoi on le distingue des autres travaux W_u , dits « **travail utile** » :

$$\underbrace{W}_{\text{total}} = \underbrace{W_p}_{\text{pression}} + \underbrace{W_u}_{\text{utile}}$$

2.3 Premier principe pour une transformation infinitésimale

Soit une évolution infinitésimale d'un système macro entre deux instants très proches : t et $t + dt$. On note alors $dE = E(t + dt) - E(t)$.

Premier principe de la thermodynamique : Pour un système macroscopique fermé pendant une transformation infinitésimale :

$$dU + dE_m = \delta W + \delta Q$$

2.4 Distinction entre grandeur d'état et d'échange

Remarquer le statut très différent de chaque membre de l'égalité $\Delta E = W + Q$:

La variation $\Delta E = E(t_2) - E(t_1)$ ne dépend que de l'état initial à t_1 et l'état final à t_2 , peu important les valeurs intermédiaires. Tandis que les valeurs de W et Q dépendent de la nature de la transformation.

- Les **variables d'états** (T, V, U , etc) ne dépendent que de l'*état* du système, pas de la manière d'y parvenir.
Une variation élémentaire est notée avec un d : dT, dV, dU , etc.
Une variation macroscopique est notée avec un Δ : $\Delta T, \Delta V, \Delta U$, etc.
- Les **variables d'échanges** (W, Q , etc) ne sont définies que pour une *transformation* (élémentaire ou non), et pas pour un *état*. Elles dépendent de la nature de la transformation (du « chemin suivi ») : rapide ou lente, isotherme ou adiabatique, etc.
Un échange élémentaire est noté avec un δ : $\delta W, \delta Q$, etc.
Un échange macroscopique est noté sans lettre supplémentaire : W, Q .

2.5 Premier principe pour transformation monobare

prop : pour une évolution monobare ($p_{\text{ext}} = \text{cte}$), le 1er principe se reformule $\Delta U + \Delta(pV) + \Delta E_m = W_u + Q$ entre deux états d'équilibre.

def : enthalpie $H = U + pV$.

Premier principe de la thermodynamique : Pour un système macroscopique fermé pendant une évolution monobare :

$$\Delta H + \Delta E_m = W_u + Q$$

$$dH + dE_m = \delta W_u + \delta Q$$

2.6 Capacités thermiques

★ gaz parfait : $\Delta U = C_V \Delta T$ et $\Delta H = C_p \Delta T$. Donc $\boxed{dU = C_V dT}$ et $\boxed{dH = C_p dT}$.

def : coefficient adiabatique $\boxed{\gamma = C_p / C_V}$. On trouve pour un gaz parfait : $C_p - C_v = nR$ (relation de Mayer) donc $C_V = nR/(\gamma - 1)$ et $C_p = \gamma nR/(\gamma - 1)$.

★ phase condensée incompressible indilatable : $\Delta U \simeq \Delta H$, $C_V \simeq C_p$ notée C . Donc $\boxed{dU \simeq dH = C dT}$.

exo : Dans une enceinte rigide calorifugée de volume V , on place initialement une quantité de gaz supposé parfait à température T_0 et capacité thermique à volume constant C_V . L'enceinte contient une résistance alimentée par un courant I constant à partir de $t = 0$. Sa résistance dépend de la température : $R(T) = R_0(1 + \alpha(T - T_0))$ avec $\alpha > 0$ et $R_0 > 0$.

1. Déterminer que la température vérifie l'équation différentielle $dT/dt - T/\tau = -T_0/\tau + \beta$ où on exprimera τ et β en fonction des données.
2. En déduire la solution $T(t)$.
3. Qu'est-ce que ce modèle simpliste a abusivement négligé ?

3 Deuxième principe de la thermodynamique (principe d'évolution)

D'après le **deuxième principe**, pour tout système, il existe une **fonction d'état extensive** appelée **entropie**, notée S , telle que lors d'une transformation :

$$\boxed{\Delta S = S_e + S_c}$$

où S_e est l'entropie échangée et $S_c \geq 0$ l'entropie créée lors de la transformation.

Unité : J.K^{-1} , comme k_B , C_V , C_p , et donc comme nR .

rq : Distinguer d'une part **variable d'état** S (de variation macro ΔS et élémentaire dS), et d'autre part les **grandeurs d'échange** S_e et S_c (échange élémentaire δS_e et δS_c).

3.1 Entropie échangée

interprétation de S_e : Lors d'une transformation, l'entropie échangée S_e est d'autant plus grande que l'échange thermique est important.

prop : En particulier, pour un système en évolution au contact d'un thermostat à température T_{ext} (donc constante car thermostat) : $\boxed{S_e = Q/T_{\text{ext}}}$.

interprétation du signe : S_e et Q sont de même signe. Par exemple, si le système reçoit de la chaleur ($Q > 0$), alors il reçoit de l'entropie ($S_e > 0$), donc son « désordre » aura augmenté.

prop : Pour transformation adiabatique ($Q = 0$), l'entropie échangée est nulle.

3.2 Entropie créée

origine de S_c : Lors d'une transformation, l'entropie créée S_c est d'autant plus grande que la transformation est irréversible (exemples : mouvement brutal, forte diffusion thermique, etc).

prop : ★ Transformation irréversible $\Leftrightarrow S_c > 0$.

★ Transformation réversible $\Leftrightarrow S_c = 0$.

importance de réduire S_c : Dans une machine thermique, réduire l'entropie créée par cycle augmente le rendement ou l'efficacité (cf exo 5 *TDT1*... mais le cycle doit être moins rapide pour cela, il faut trouver un compromis).

rq : Le sens de toutes les évolutions physico-chimiques spontanées est déterminé par le signe de S_c : transfert thermique du chaud vers le froid, sens des réactions chimiques, etc.

3.3 Deuxième principe pour une transformation élémentaire

Lors d'une transformation élémentaire : $dS = \delta S_e + \delta S_c$.
 ★ où $\delta S_e = \delta Q/T_{\text{ext}}$ est l'entropie échangée,
 ★ et $\delta S_c \geq 0$ est l'entropie créée lors de la transformation.

3.4 Interprétation des comparaisons d'entropie

prop : Une entropie élevée correspond à un désordre microscopique dynamique élevé.
 ★ Un gaz, désordonné, possède donc *a priori* une entropie supérieure à un liquide, plus ordonné, lui-même d'entropie supérieure à celle d'un solide, encore plus ordonné.
 ★ Augmenter la température accroît le dynamisme de ce désordre, et donc augmente généralement l'entropie.

rq1 : « désordre » est à comprendre comme « de nombreuses configurations microscopique correspondent à l'état macroscopique ».

rq2 : « dynamique » insiste sur le fait qu'on passe en permanence d'une configuration microscopique à une autre.

ex : analogie avec un jeu de cartes où un agencement donné du jeu correspond à une configuration microscopique :

★ Un jeu mélangé statique est dit en désordre dans le langage courant mais pas au sens de la thermo. Il est en effet bloqué dans une configuration microscopique unique (analogie : la température est nulle car le système est figé) et son entropie est minimale.

★ Un jeu de cartes qui se mélange en permanence (équivalent de l'agitation thermique) est dans un état macroscopique correspondant à une multitude d'états microscopiques. Son entropie serait alors élevée, et d'autant plus que le mélange est rapide (haute température), chaque carte peut se retrouver à n'importe quelle place.

3.5 Conséquences immédiates du deuxième principe

★prop1 : L'entropie d'un système isolé ne peut qu'augmenter.

démo : Pour un système isolé, $S_e = 0$. Donc le deuxième principe donne $\Delta S = S_e + S_c = S_c \geq 0$. Son « désordre » ne peut qu'augmenter.

★prop2 : Mais l'entropie d'un système non isolé peut diminuer !

ex : de la vapeur d'eau qui se transforme en liquide voit son entropie diminuer. D'après le 2^e principe $\Delta S = S_e + S_c$, il faut donc avoir $S_e < -S_c$.

4 Principes de la thermo pour un système ouvert

Les principes de la thermo ne s'appliquent directement qu'à un système fermé². Ainsi, l'application aux systèmes ouverts nécessite la définition rigoureuse d'un système fermé associé.

4.1 Description d'un écoulement

| schéma : Description du système ouvert associé à un élément de machine thermique. Surface de contrôle.

Le fluide n'est en général pas homogène, donc les grandeurs extensives (V , U , etc) ne sont pas forcément pertinentes. En chaque point du fluide, on décrit son état par des grandeurs locales intensives.

Autour d'un point M, considérons un volume élémentaire mésoscopique dV suffisamment gros pour pouvoir définir p et T , mais suffisamment petit pour supposer les grandeurs intensives homogènes dans dV . Ses grandeurs extensives sont notées dU , dm , etc.

| schéma : ODG de dV .

def : **énergie interne massique** $u = dU/dm$. U en J donc u en J/kg. u est intensive comme rapport de deux extensives.

convention : Pour une grandeur extensive donnée (U , V , etc), la grandeur massique intensive associée est notée en minuscule (u , v , etc).

De même $e_m = dE_m/dm = v^2/2 + gz$, $s = dS/dm$, $v = dV/dm = 1/\mu$, etc.

2. Il en est de même des principes de la mécanique comme le PFD, cf *Mécanique des Fluides*.

4.2 Expression du débit massique

def : Le **débit massique** à travers une surface S est la quantité de masse qui la traverse par unité de temps : $D_m = \delta m / dt$. Unité kg/s.

rq : On peut aussi écrire $D_m = dm/dt$ car la masse échangée δm pendant dt est aussi égale à la masse dm d'un système fermé bien choisi, cf démo.

prop : Si les grandeurs d'état du fluide sont uniformes au niveau de S , alors le débit massique d'un fluide de masse volumique μ et vitesse³ v dans une conduite de section S est $D_m = \frac{dm}{dt} = \mu v S$.

| démo : Schéma de la conduite, vitesse v , μ , section S .

4.3 Suivi d'un système fermé

Dans ce cours on⁴ notera Σ le système fermé mobile associé à un système ouvert fixe Σ^* . L'indice e décrira les grandeurs à l'entrée de l'élément de la machine, l'indice s est pour la sortie.

| schéma essentiel

4.3.1 Conservation de la masse en régime stationnaire

prop : En régime stationnaire, le débit est identique en sortie et entrée : $D_{me} = D_{ms}$

| démo : Utiliser la conservation de la masse.

application : Montrer que pour un fluide incompressible ($\mu_e = \mu_s$), la vitesse augmente si la conduite devient plus étroite.

généralisation : Le programme de thermo de PC ne concerne que les écoulements stationnaires unidimensionnels. En cas de multiples conduites, la conservation de la masse donne une relation analogue à la **loi des nœuds**.

4.3.2 Variation de grandeur intensive

On peut relier la variation élémentaire d'une grandeur intensive du système fermé (dU , etc) à la différence des grandeurs intensives entre sortie et entrée ($u_s - u_e$, etc).

prop : $dU = (u_s - u_e)dm = \Delta u \cdot dm$, etc

| démo : Utiliser la décomposition de Σ avec le système ouvert.

notation : On notera $\Delta u = u_s - u_e$. De même, $\Delta h = h_s - h_e$, etc.

rq : Attention, ce Δ veut dire « différence de grandeur intensive entre sortie et entrée ». Ce n'est pas la même signification que le Δ du premier principe qui veut dire « différence entre deux instants pour le même système ».

4.3.3 Échanges d'énergie

Le système fermé a reçu δW_p , δW_u et δQ pendant dt .

def : Pour un élément donné, $w_u = \delta W_u / dm$ est le travail utile reçu par unité de masse de fluide ayant traversé l'élément.

def : Pour un élément donné, $q = \delta Q / dm$ est le transfert thermique reçu par unité de masse de fluide ayant traversé l'élément.

prop : Le travail des forces de pression subi par Σ pendant dt s'écrit : $\delta W_p = (p_e v_e - p_s v_s)dm = -\Delta(pv) \cdot dm$

| démo : Utiliser la somme des travaux subis en amont et en aval.

3. Attention, risque de confusion entre vitesse, volume et volume massique !

4. Attention, certains auteurs font le contraire !

4.4 Premier principe - bilan d'énergie

Premier principe de la thermodynamique : Entre la sortie et l'entrée d'un élément quelconque d'une machine avec écoulement stationnaire :

$$\Delta h + \Delta e_m = w_u + q$$

5

| démo : Appliquer le premier principe au système fermé puis utiliser les résultats des parties précédentes.

rq : Ne pas confondre avec le premier principe pour transformation monobare $\Delta H + \Delta E_m = W_u + Q$.

4.5 Premier principe - version avec puissance

Premier principe de la thermodynamique : Entre la sortie et l'entrée d'un élément quelconque d'une machine avec écoulement stationnaire :

$$D_m(\Delta h + \Delta e_m) = P_u + P_{th}$$

avec puissance mécanique reçue : $P_u = w_u dm/dt = \delta W_u/dt$ en J/s = Watt

et puissance thermique (ou flux thermique) reçue : $P_{th} = q dm/dt = \delta Q/dt$.

4.6 Deuxième principe - bilan d'entropie

Deuxième principe de la thermodynamique : Entre la sortie et l'entrée d'un élément quelconque d'une machine avec écoulement stationnaire :

$$\Delta s = s_{ech} + s_{cr}$$

6

avec entropie échangée par unité de masse traversant l'élément : $s_{ech} = \delta S_e/dm$

entropie créée par unité de masse traversant l'élément : $s_{cr} = \delta S_c/dm$

| démo : Appliquer le deuxième principe au système fermé puis utiliser les résultats des parties précédentes.

4.7 Exemples d'éléments d'une machine thermique

4.7.1 Compresseur

but : Augmenter pression p du fluide par application de $w_u > 0$ par des pièces mécaniques mobiles.

applications : réfrigérateur.

simplification du 1er principe : Souvent, échange thermique et variation d'énergie mécanique négligeables ($q, \Delta e_m \simeq 0$).

Donc le 1er principe donne : $\Delta h \simeq w_u > 0$.

4.7.2 Turbine

but : Le fluide fournit du travail à un rotor. Donc $w_u < 0$.

applications : génération d'électricité par un alternateur.

simplification du 1er principe : Souvent, $q, \Delta e_p \simeq 0$. Donc le 1er principe donne : $\Delta h + \Delta e_c \simeq w_u < 0$.

4.7.3 Détendeur

but : Diminuer pression p du fluide. Sans pièce mécanique mobile donc $w_u = 0$.

applications : réfrigérateur.

simplification du 1er principe : Souvent, $q, \Delta e_m \simeq 0$. Donc le 1er principe donne : $\Delta h \simeq 0$ (isenthalpique).

5. CE : Établir la relation $\Delta h + \Delta e_m = w_u + q$.

6. CE : Établir la relation $\Delta s = s_{ech} + s_{cr}$.

4.7.4 Tuyère

but : Accroître vitesse v du fluide à partir de son énergie thermique. Sans pièce mécanique mobile donc $w_u = 0$.

applications : moteur avec écoulement, pulvérisateur.

simplification du 1er principe : Souvent, $q, \Delta e_p \simeq 0$. Donc le 1er principe donne : $\Delta h + \Delta e_c \simeq 0$.

4.7.5 Évaporateur et condenseur

but : changement d'état du fluide. Sans pièce mécanique mobile donc $w_u = 0$.

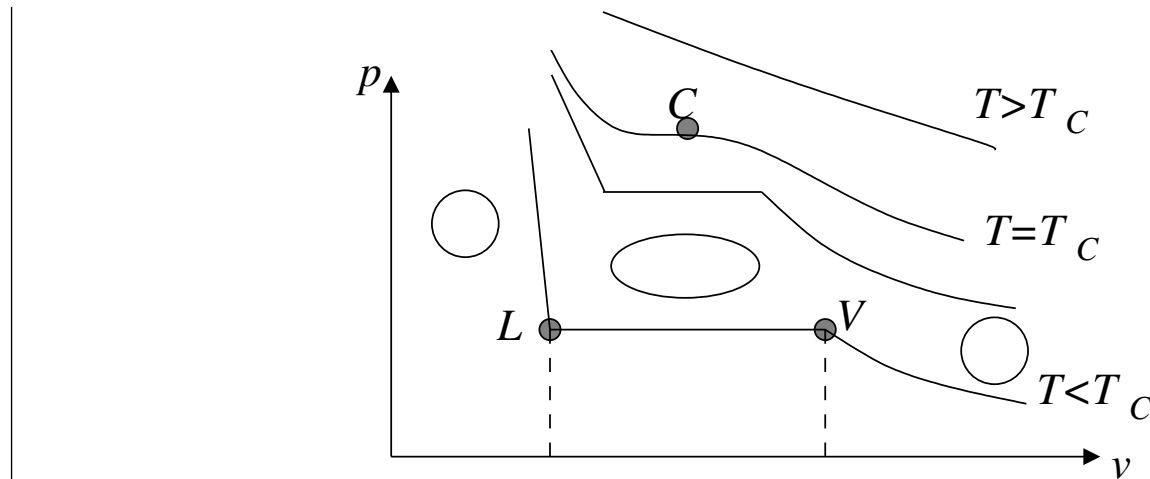
applications : réfrigérateur.

simplification du 1er principe : Souvent, $\Delta e_m \simeq 0$. Donc le 1er principe donne : $\Delta h \simeq q$. Avec $q > 0$ dans le cas d'un évaporateur ($\ell \rightarrow g$), $q < 0$ pour un condenseur ($g \rightarrow \ell$).

5 Diagrammes thermodynamiques

5.1 Diagramme de Clapeyron (p, v) (ou (p, V))

5.1.1 Réseau de courbes



- ★ Soit $T < T_C$. Considérons un état initial gazeux (donc faible p , grand v) : point A. Et augmentons la pression p .
 - Branche A→V : corps pur monophasé gazeux. p augmente à $T = \text{cste} \Rightarrow v$ diminue. De plus, si approximation des GP valide, alors $p = nRT/V \propto V^{-1}$: branche d'hyperbole.
 - Point V : correspond à l'apparition de la première goutte de liquide. L'ensemble des points V pour les différents isothermes constituent la **courbe de rosée**.
 - Branche V→L : équilibre liquide-gaz. Comme T est fixée, alors $p = \text{cte}$, égale à la pression de vapeur saturante ($p = p_{\text{sat}}(T)$ pour un système diphasé). Transition gaz $\rightarrow$ liquide $\Rightarrow$ volume massique du système diminue.
 - Point L : disparition de la dernière goutte de vapeur. L'ensemble des points L pour les différents isothermes constitue la **courbe d'ébullition**.
 - Au-delà du point L : corps pur monophasé liquide, quasi-incompressible, donc v quasi constante. $p(v)$ quasi verticale.
 - La réunion de la courbe d'ébullition et de la courbe de rosée constitue la **courbe de saturation**.

★ Pour $T > T_C$, on n'observe plus de changement d'état avec palier de pression.

5.1.2 Mélange liquide-gaz et théorème des moments

Notons les paramètres du liquide avec un indice l et ceux du gaz avec un indice g , par exemple masse de liquide m_l et masse de gaz m_g . L'absence d'indice indique la quantité totale, par exemple masse totale $m = m_l + m_g$.

def : **Titre massique** (ou **fraction massique**) des phases l et g :

$$x_l = \frac{m_l}{m} \quad x_g = \frac{m_g}{m}$$

$$\text{prop} : x_l + x_g = 1$$

prop : $x_i \in [0, 1]$. On peut les exprimer en pourcentage.

prop : pour un liquide pur : $x_l = 1$ et $x_g = 0$. Pour un gaz pur : $x_l = 0$ et $x_g = 1$.

Détermination d'un mélange par exploitation du graphe :

Pour un mélange (l)-(g) à l'équilibre à température T , l'isotherme du diagramme de Clapeyron est une horizontale. On appelle L le point d'intersection avec la courbe d'ébullition, et G le point d'intersection avec la courbe de rosée. Soit un point M de l'isotherme de coordonnées notées $(v, p_{eq}(T))$. Comment relier la position de M sur le graphe aux fractions massiques de chaque phase ?

$$\text{prop : } x_g = \frac{v - v_l}{v_g - v_l} = \frac{LM}{LG} \quad \text{et} \quad x_l = \frac{v_g - v}{v_g - v_l} = \frac{MG}{LG}$$

Cohérence :

★ Si M=L (liquide pur), alors le volume massique est celui du liquide ($v = v_l$). Et donc absence de gaz $x_g = 0$, et $x_l = 1$.

★ Si M=G (gaz pur), alors le volume massique est celui du gaz ($v = v_g$). Et donc absence de liquide $x_l = 0$, et $x_g = 1$.

| démo : à connaître.

prop : La propriété précédente peut alors se reformuler :

$$x_l \overline{ML} + x_g \overline{MG} = 0 \quad \text{théorème des moments}$$

Par analogie avec une balance mécanique à l'équilibre où le point M est le barycentre des points L et G affectés des masses des différentes phases, on appelle cette relation le **théorème des moments**.

| démo : à connaître.

5.1.3 Utilité graphique : mesure de W_p

Considérons une évolution suffisamment lente pour que $W_{A \rightarrow B} = - \int_A^B p.dV$.

prop : Interprétation géométrique de $W_{A \rightarrow B} = - \int_A^B p.dV$:
Opposé de l'aire sous la courbe des états dans un digramme $p(V)$ si $V_A < V_B$.

| schéma : Échange de travail lors d'un cycle.

prop : Dans un diagramme $p(V)$:

★ Le travail reçu est positif si le cycle est parcouru dans le sens trigo.

★ Le travail reçu est négatif si le cycle est parcouru dans le sens horaire. C'est-à-dire que le système fournit du travail à l'extérieur : exemple du piston d'un moteur.

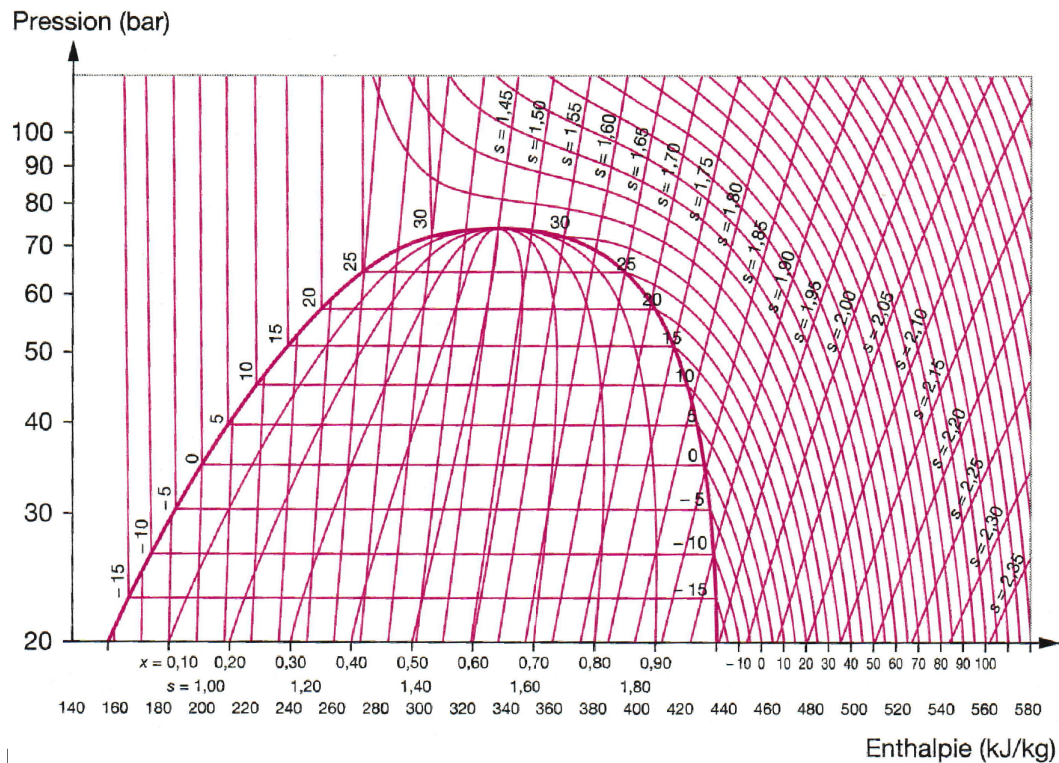
5.1.4 Calcul de ΔH ou ΔS entre différentes isothermes

Exo : Choisir un chemin pour exprimer ΔH ou ΔS entre deux points quelconque d'un diagramme (p, v) .

Outils : Variations d'enthalpie et entropie pour un changement d'état à T, p constantes, ou variation de température pour une phase condensée ou un gaz parfait.

5.2 Diagramme de Mollier (p, h)

5.2.1 Réseau de courbes, exemple du CO_2



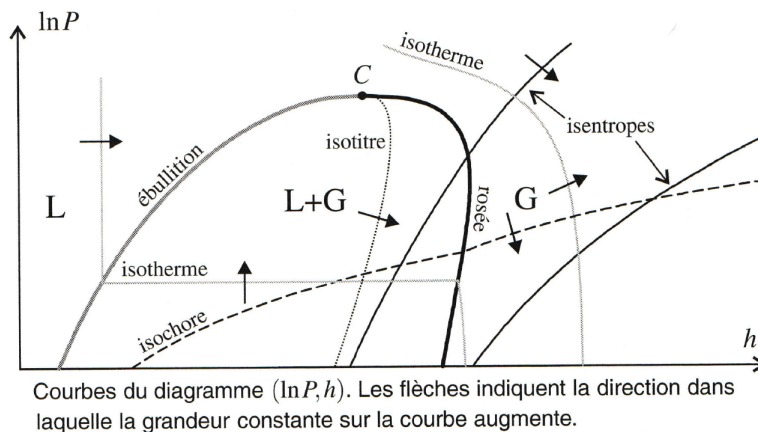
Allure générale : ressemble qualitativement au diagramme de Clapeyron (p, v) en ce qui concerne les points suivants :

→ **Savoir repérer la zone liquide, la zone vapeur, les courbes de rosée et d'ébullition, ainsi que le point critique.**

rq : L'échelle de p est en général logarithmique pour représenter une vaste gamme de pression.

• Savoir repérer et utiliser les courbes « iso » du diagramme :

- ★ Isenthalpiques : droites verticales ;
- ★ Isobares : droites horizontales ;
- ★ Isothermes : de pente très forte pour la phase liquide car faiblement dilatable ; droite horizontale pour un mélange liquide-vapeur à l'équilibre ; pour une pression tendant vers 0 : droite de plus en plus verticale pour la phase gazeuse (2ème loi de Joule : l'enthalpie d'un gaz parfait ne dépend que de la température) ;
- ★ Isotitres : courbes qui rejoignent le point critique ;
- ★ Isochores : le volume augmente généralement quand p diminue, donc augmente vers le bas.
- ★ Isentropiques : $S(T, V)$ augmente avec T et V donc l'entropie croît environ vers en bas à droite.



5.2.2 Mélange liquide-gaz et théorème des moments

Cette fois, h est en abscisse, on peut démontrer le théorème des moments avec h à la place de v :

$$\text{prop : } x_g = \frac{h - h_l}{h_g - h_l} = \frac{LM}{LG} \quad \text{et} \quad x_l = \frac{h_g - h}{h_g - h_l} = \frac{MG}{LG}$$

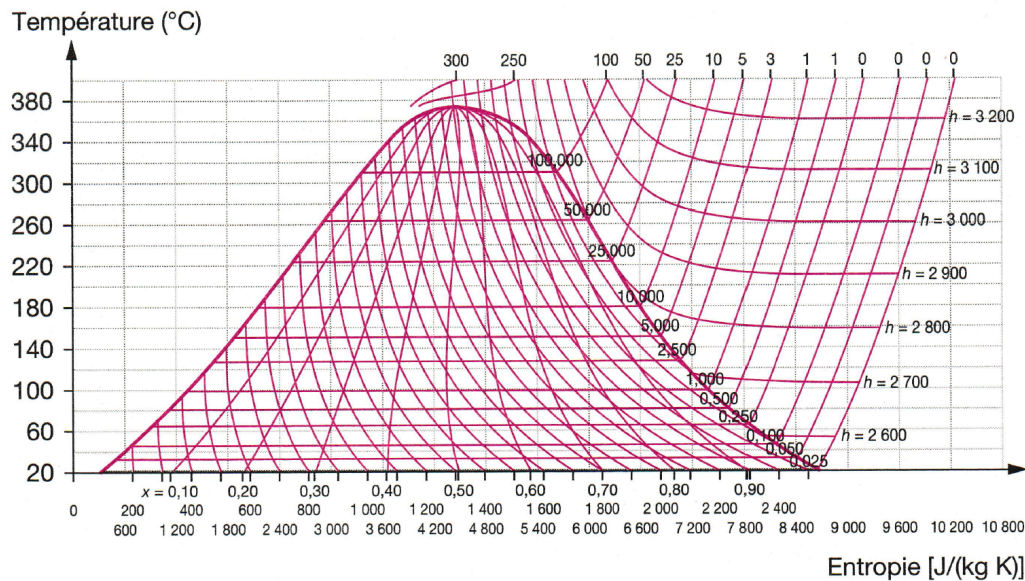
$$x_l \overline{ML} + x_g \overline{MG} = 0 \quad \text{théorème des moments}$$

5.2.3 Utilité graphique : mesure directe des échanges d'énergie

On repère directement les échanges d'énergie w_u et q sur l'axe des abscisses !!!

5.3 Diagramme entropique (T, s)

5.3.1 Réseau de courbes, exemple de H_2O

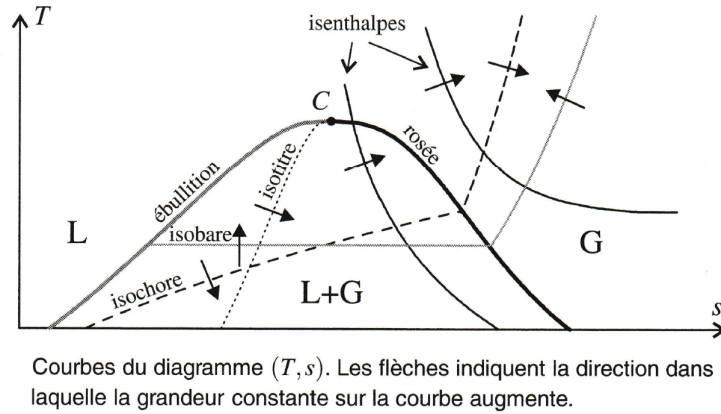


Allure générale : ressemble qualitativement au diagramme de Clapeyron (p, v) en ce qui concerne les points suivants :

→ **Savoir repérer la zone liquide, la zone vapeur, les courbes de rosée et d'ébullition, ainsi que le point critique.**

• Savoir repérer et utiliser les courbes « iso » du diagramme :

- ★ Isotropiques : droites verticales ;
- ★ Isothermes : droites horizontales ;
- ★ Isobares : pour phase pure, $s(T, p)$ croissante à p constante ; pour mélange s augmente lors d'évaporation à T et p constante ;
- ★ Isotitre : courbes qui rejoignent le point critique ;
- ★ Isochore : $s(T, v)$ croissante en T et v .
- ★ Isenthalpiques : dans la limite des pressions faibles (à droite), h ne dépend que de T (2ème loi de Joule : l'enthalpie d'un gaz parfait ne dépend que de la température) donc tend vers droite horizontale.



5.3.2 Mélange liquide-gaz et théorème des moments

Cette fois, s est en abscisse, on peut démontrer le théorème des moments avec s à la place de v :

$$\text{prop : } x_g = \frac{s - s_l}{s_g - s_l} = \frac{LM}{LG} \quad \text{et} \quad s_l = \frac{s_g - s}{s_g - s_l} = \frac{MG}{LG}$$

$$x_l \overline{ML} + x_g \overline{MG} = 0 \quad \text{théorème des moments}$$

5.3.3 Utilité graphique : mesure directe des échanges d'énergie

★ Une évolution adiabatique réversible apparaît comme un segment vertical, on lit directement Δh par les isenthalpiques, et on en déduit w_u .

★ Non exigible : pour une évolution réversible de A à B, $q = \int_A^B T ds$, aire sous la courbe.

6 Exemple d'étude d'un congélateur par diagramme (p, h)

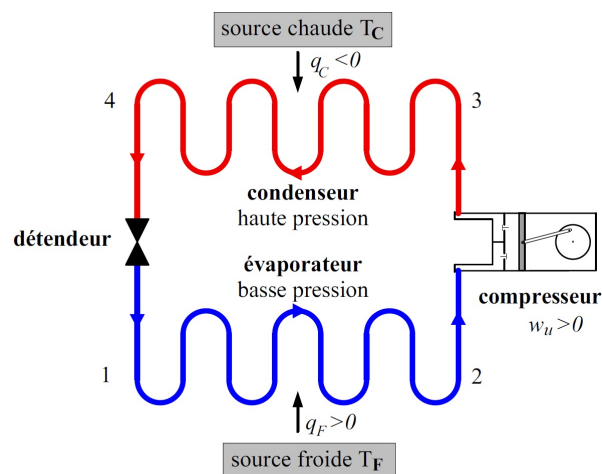
6.1 Description qualitative du cycle du réfrigérateur

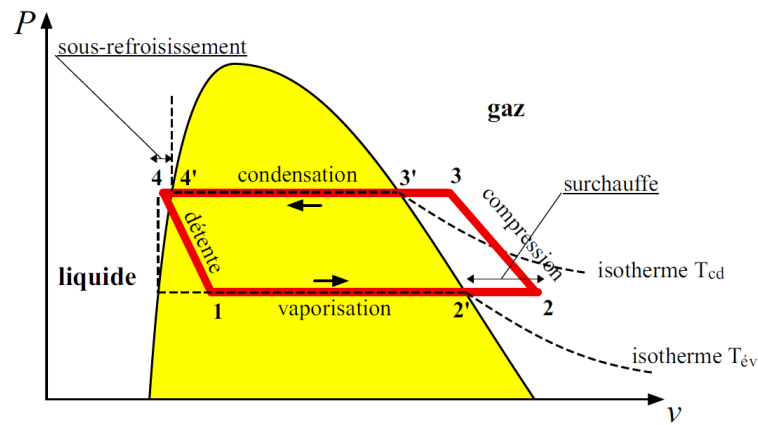
source froide : l'intérieur du dispositif, en général à $T_F = 5^\circ\text{C}$ (réfrigérateur), ou jusque -20°C pour un congélateur.

source chaude : l'extérieur du dispositif, en général à température ambiante $T_C \simeq 20^\circ\text{C}$.

objectif : s'opposer au transfert thermique spontané du chaud vers le froid, en prélevant de l'énergie à la source froide et en la restituant à la source chaude.

fluide caloporteur : R134a dont le diagramme (p, h) est donné (voir annexe 1).





• évaporateur $1 \rightarrow 2$: fluide surtout liquide à $T_1 < T_F$, donc transfert thermique fourni au fluide par la source froide $q_F > 0$. Alors évaporation isobare à la température $T_{\text{vap}}(1 \rightarrow 2')$.

Pour éviter d'injecter du liquide dans le compresseur, le gaz subit ensuite une surchauffe ($2' \rightarrow 2$) jusqu'à la température T_2 .

• compresseur $2 \rightarrow 3$: gaz froid comprimé pour augmenter sa température et atteindre $T_3 > T_{3'} = T_{\text{cond}} > T_C$. On suppose la compression adiabatique réversible.

• condenseur $3 \rightarrow 4$: gaz à $T_{3'} > T_C$, donc transfert thermique fourni par le fluide à la source chaude $q_C < 0$. Alors condensation isobare à la température $T_{\text{cond}}(3' \rightarrow 4')$.

Pour éviter d'injecter du gaz dans le détendeur, on effectue un sous-refroidissement du liquide $4' \rightarrow 4$ à la fin de la transformation.

• détendeur $4 \rightarrow 1$: liquide chaud détendu pour diminuer sa température et atteindre $T_1 < T_F$. Cette opération s'accompagne d'une baisse de température et d'une vaporisation partielle. On suppose la détente adiabatique sans travail de pièce mobile.

6.2 Application du premier principe

exo⁷ : Appliquer le premier principe à chaque élément pour exprimer les échanges d'énergie massique q_C , q_F , w_u en fonction des enthalpies massiques des états 1, 2, 3 et 4. On néglige les variations d'énergie mécanique. Définir l'efficacité de la machine en fonction de q_C , q_F , w_u .

1 $\rightarrow$ 2 :

2 $\rightarrow$ 3 :

3 $\rightarrow$ 4 :

4 $\rightarrow$ 1 :

efficacité :

6.3 Construction du cycle sur le diagramme (p, h)

Les mesures suivantes permettent de construire le cycle d'un congélateur sur un diagramme (p, h) :

7. CE : utiliser les principes de la thermo en écoulement stationnaire pour étudier des machines thermiques réelles à l'aide de diagrammes thermodynamiques (p, h) .

Fluide caloporteur	R134a ($\text{CH}_2\text{F}-\text{CF}_3$)
Température de la source froide	$T_F = -18^\circ\text{C}$
Température de la source chaude	$T_C = 20^\circ\text{C}$
Température d'évaporation	$T_{\text{vap}} = -30^\circ\text{C}$
Surchauffe	$T_2 - T_{2'} = 10^\circ\text{C}$
Température de condensation	$T_{\text{cond}} = 40^\circ\text{C}$
Sous-refroidissement	$T_4 - T_{4'} = -10^\circ\text{C}$

6.3.1 Lecture du cycle sur le diagramme (p, h)

exo : Par lecture directe du diagramme (p, h) du fluide R134a (ou en programmant les paramètres du cycle sur le logiciel gratuit **Coolpack**), déterminer les caractéristiques suivantes :

Pression de l'évaporateur	$P_{\text{vap}} =$	bar
Pression du condenseur	$P_{\text{cond}} =$	bar
Taux de compression	$P_{\text{cond}}/P_{\text{vap}} =$	
Titre en vapeur à l'entrée de l'évaporateur	$x_1 =$	
Température à la sortie du compresseur	$T_3 =$	$^\circ\text{C}$
Transfert thermique avec la source froide	$q_F =$	kJ/kg
Transfert thermique avec la source chaude	$-q_C =$	kJ/kg
Travail utile du compresseur	$w_u =$	kJ/kg
Efficacité du cycle réel	$e = q_F/w_u =$	
Efficacité de Carnot	$T_F/(T_C - T_F) =$	

7 Exemple d'étude d'une pompe à chaleur par diagramme (T, s)

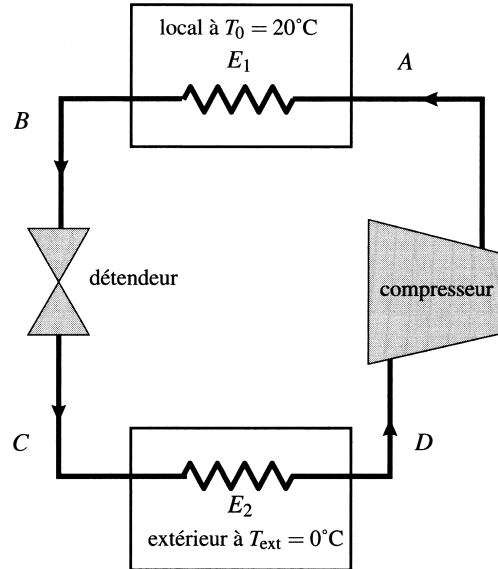
7.1 Description qualitative du cycle de la pompe à chaleur

source froide : l'extérieur du bâtiment, à $T_{\text{ext}} = 0^\circ\text{C}$.

source chaude : l'intérieur du bâtiment, à $T_0 = 20^\circ\text{C}$.

objectif : s'opposer au transfert thermique spontané du chaud vers le froid, en prélevant de l'énergie à la source froide et en la restituant à la source chaude.

fluide caloporteur : ammoniac (R717) dont le diagramme (T, s) est donné (voir annexe 2). Sur ce diagramme les isenthalpes en trait plein et l'enthalpie massique en kJ.kg^{-1} , les isobares sont en pointillé et les pressions en bar.



- échangeur $A \rightarrow B$: échange thermique isobare avec la source chaude à $P_{\text{sat}}(T_0)$. Pas de travail utile, transfert thermique q_0 . Dans l'état B, le fluide est à l'état de liquide saturant à la température T_0 .
- détendeur $B \rightarrow C$: transformation sans échange de travail utile ni transfert thermique.
- échangeur $C \rightarrow D$: échange thermique isobare avec la source froide à $P_{\text{sat}}(T_{\text{ext}})$. Pas de travail utile, transfert thermique q_{ext} . Dans l'état D, fluide à l'état de vapeur saturante à la température T_{ext} .
- compresseur $D \rightarrow A$: transformation adiabatique réversible avec travail massique w_u .

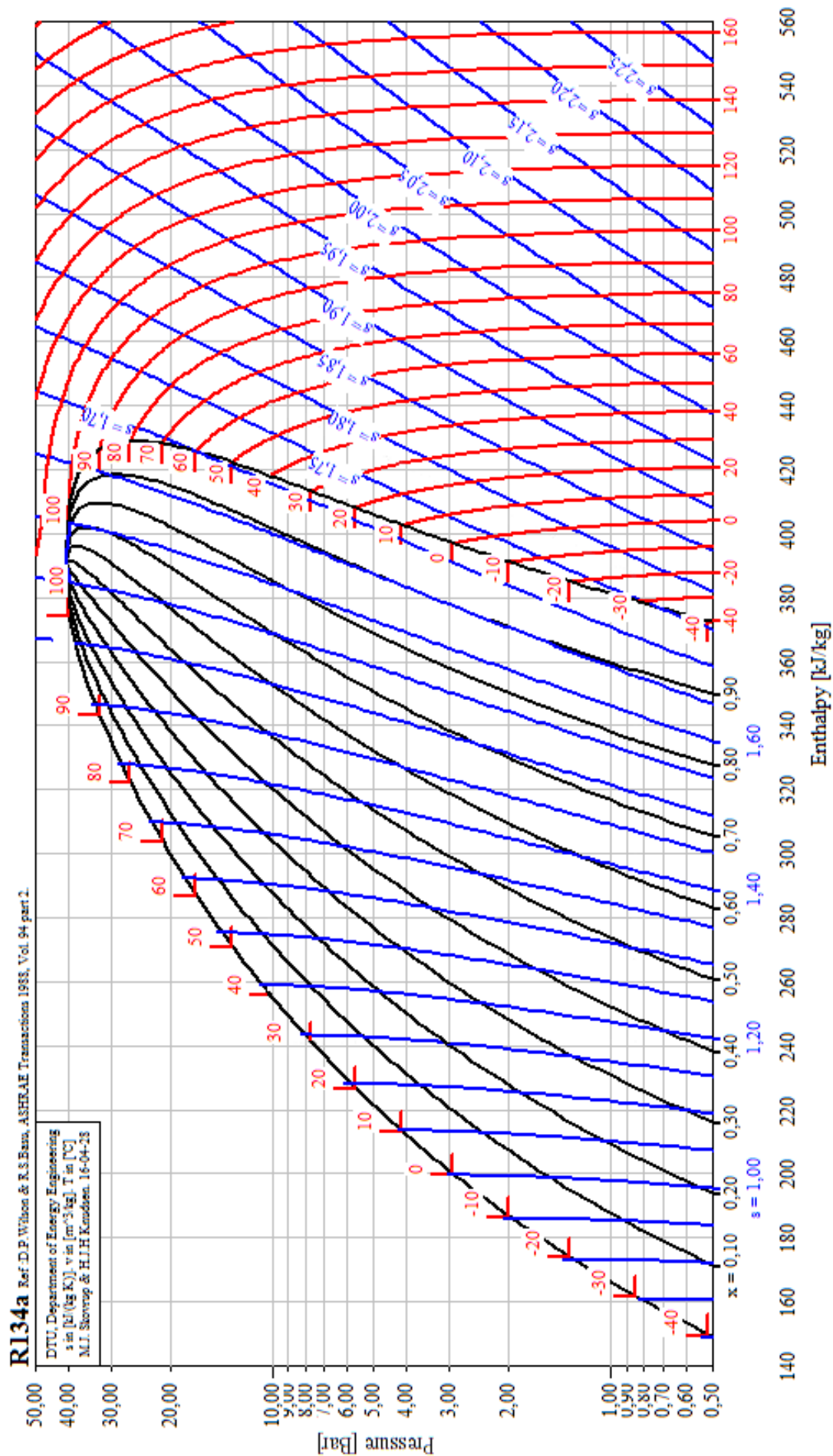
7.2 Exploitation du diagramme

exo⁸ :

1. Par lecture du graphique, déterminer la valeur de la pressions de vapeur saturante P_{sat} à 0°C et 20°C .
2. Par lecture du graphique, déterminer la valeur de l'enthalpie massique de vaporisation $\Delta_{\text{vap}}h$ à 0°C et 20°C .
3. Placer sur le diagramme les points correspondant au fluide dans les états A, B, C et D. En déduire la température T_A dans l'état A et la fraction massique $x_{g,C}$ de vapeur dans l'état C.
4. En utilisant le graphique, déterminer les valeurs de w_u , q_0 et q_{ext} . Définir et calculer l'efficacité e de la pompe à chaleur. La comparer à une efficacité de Carnot.
5. Calculer l'entropie créée par unité de masse de fluide à la traversée de chacun des éléments de la machine. Commenter.

8. CE : utiliser les principes de la thermo en écoulement stationnaire pour étudier des machines thermiques réelles à l'aide de diagrammes thermodynamiques (T, s) .

Annexe 1 : diagramme (p, h) du R134a



Annexe 2 : diagramme (T, s) du R717

