

Diagrammes et tables thermodynamiques

Plan du cours

I Titre d'un système diphasé	2
II Diagrammes de Clapeyron (P,v) et de Watt (P,V)	3
II.A Allure du diagramme de Clapeyron	3
II.B Courbes iso	5
II.C Diagramme de Watt	6
III Diagramme des frigoristes (log P, h)	7
III.A Allure du diagramme	7
III.B Enthalpie de vaporisation	8
III.C Courbes iso	8
III.D Lecture d'un diagramme réel	9
IV Diagramme entropique (T,s)	11
IV.A Allure du diagramme	11
IV.B Courbes iso	11
V Diagramme de Mollier ou diagramme enthalpique (h,s)	12
V.A Allure du diagramme	12
V.B Courbes iso	12
V.C Lecture d'un diagramme réel	14
VI Tables thermodynamiques	15
VI.A Tables du liquide et de la vapeur sèche	15
VI.B Tables de la vapeur saturante	15

Au programme

Extrait du programme officiel : partie 1 « Thermodynamique et mécanique des fluides », bloc 3 « Diagrammes d'état des fluides réels purs ».

Ces outils [les identités thermodynamiques] sont réinvestis dans le bloc 3 à l'occasion de l'étude des changements d'état des corps purs. On y exploite également les diagrammes et tables des fluides réels, afin d'habituer les étudiants à ne pas se limiter à des situations idéales (gaz parfait...).


Notions et contenus	Capacités exigibles
Règle des moments.	Utiliser la règle des moments.
Diagrammes de Clapeyron (P, v), entropique (T, s), de Mollier (h, s) et des frigoristes ($\log P, h$).	Représenter, pour chaque diagramme, l'allure des courbes isothermes, isobares, isochores, isentropes, isenthalpes. Établir l'équation de ces courbes dans la limite du gaz parfait, dans la limite du liquide incompressible et indilatable. Exploiter un diagramme pour déterminer une grandeur physique.
Tables thermodynamiques.	Exploiter les tables thermodynamiques pour calculer des grandeurs physiques dans le domaine diphasique, ou pour prévoir l'état physique d'un fluide.

En **gras**, les points devant faire l'objet d'une approche expérimentale.

Ces cinq dernières années au concours

- ▷ Écrit : tous les ans à l'épreuve B, par définition de l'épreuve B ☺
- ▷ Oral : souvent.

Le but de ce chapitre est d'apprendre à lire et utiliser des diagrammes thermodynamiques, c'est-à-dire des représentations graphiques permettant de déterminer les valeurs des fonctions d'état d'espèces chimiques, en se limitant en PT au cas des corps purs. Ces diagrammes, basés sur des données expérimentales, permettent donc d'aller plus loin que les modèles (trop) simples du gaz parfait et de la phase condensée indilatable et incompressible.

 On appelle diagramme thermodynamique une cartographie de l'état stable du système en fonction de deux paramètres d'état intensifs, le premier nommé étant l'ordonnée et le second l'abscisse du diagramme.

Chaque diagramme est porteur d'informations partielles sur le fluide : ainsi, un diagramme (P, v) ne renseigne pas directement sur l'enthalpie massique.


↪ à chaque diagramme sont superposés des réseaux de courbes renseignant sur les autres fonctions d'état.

Les diagrammes thermodynamiques nous seront très utiles pour quantifier les performances des machines thermiques « réelles ». Ces machines ne faisant intervenir que des fluides, on se limite aux états liquide et gazeux.

- ▷ Changement d'état liquide → vapeur : vaporisation
- ▷ Changement d'état vapeur → liquide : liquéfaction
- ▷ Liquide sans vapeur : liquide pur
- ▷ Vapeur sans liquide : vapeur sèche ou vapeur surchauffée
- ▷ Liquide en équilibre avec sa vapeur : liquide saturant ou saturé
- ▷ Vapeur en équilibre avec son liquide : vapeur saturante ou vapeur saturée
 - ↪ pression de coexistence liquide-vapeur : pression de vapeur saturante, qui dépend de la température
 - ↪ température de coexistence liquide-vapeur : température de saturation, qui dépend de la pression
- ▷ Liquide pur en limite de vaporisation : liquide juste saturant
- ▷ Vapeur sèche en limite de liquéfaction : vapeur saturante sèche

🔴 **Attention !** Dès lors que l'on dispose d'un diagramme ou d'une table, donc de données réelles, les modèles idéalisés du gaz parfait et de la phase condensée indilatable et incompressible ne sont plus utilisés.

I - Titre d'un système diphasé

 On appelle **titre**, noté x , la proportion de la phase vapeur dans un système diphasé :

$$x = \frac{m_V}{m_L + m_V} = \frac{n_V}{n_L + n_V}$$

Remarque : on distingue parfois les titres en vapeur et titres en liquide,

$$x = x_V = \frac{m_V}{m_V + m_L} \quad \text{et} \quad x_L = \frac{m_L}{m_V + m_L}$$

avec bien sûr $x_L + x_V = 1$.

Le titre peut se déterminer à partir de n'importe quelle fonction d'état additive Z , en pratique l'enthalpie, l'entropie ou le volume. On suppose le système diphasé, la masse totale m étant répartie en m_V et m_L entre les deux phases.

Additivité : $Z = Z_V + Z_L = m_V z_V + m_L z_L = x m z_V + (1 - x) m z_L$

Valeur massique moyenne : $Z = m z$

Simplification par m et isolation de x : $x = \frac{z - z_L}{z_V - z_L}$

Espace 1

Théorème des moments :

Les titres en liquide et vapeur d'un système diphasé sous la pression P (température $T_{\text{sat}}(P)$) se déduisent des caractéristiques moyennes du système et des fonctions d'état du liquide saturant et de la vapeur saturante à P par

$$x = x_V = \frac{z - z_L}{z_V - z_L} \quad \text{et} \quad x_L = \frac{z - z_V}{z_V - z_L}$$

Espace 2

Moyen mnémotechnique : deux V et deux L dans chaque formule.

II - Diagrammes de Clapeyron (P,v) et de Watt (P,V)

II.A - Allure du diagramme de Clapeyron

Le **diagramme de Clapeyron** (P, v) représente la pression P en fonction du volume massique $v = 1/\rho$. Lorsque des valeurs sont données, les axes sont généralement gradués en échelle logarithmique.

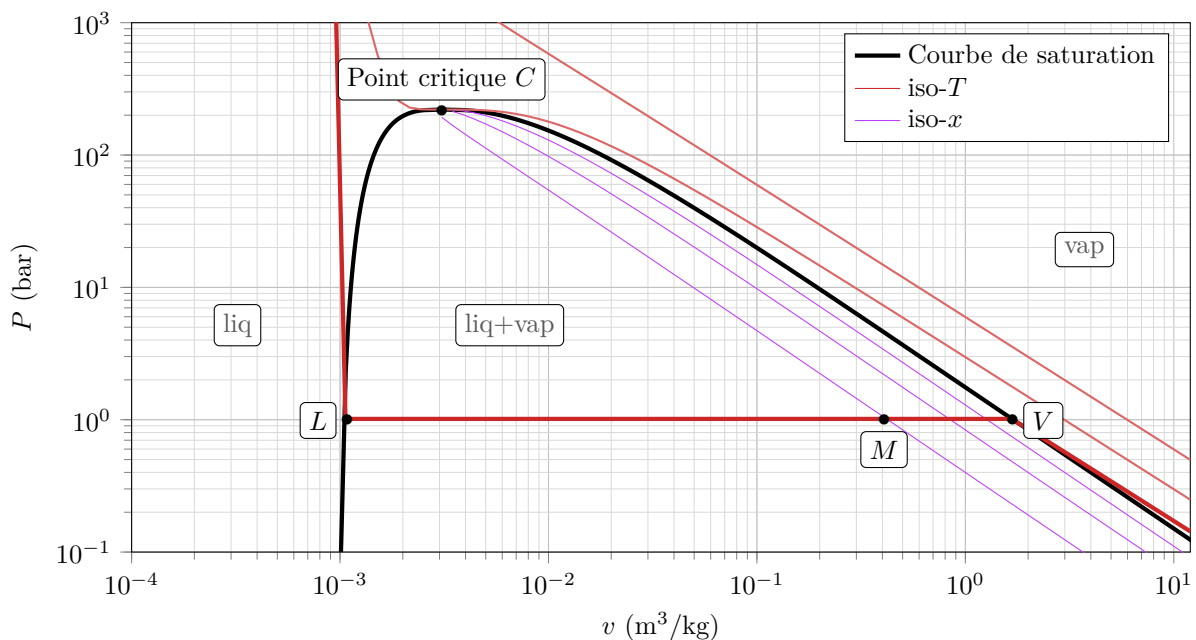


Figure 1 – Diagramme de Clapeyron de l'eau.

- **Attribution des domaines :**

Comme $\rho_L > \rho_V$ alors $v_L < v_V$

Sens physique de v dans le domaine diphasé : volume massique moyen du système

Espace 3

- **Courbe de saturation**

▷ Courbe séparant les domaines L et L+V : courbe d'ébullition (courbe de bulle), physiquement sur cette courbe une petite bulle de gaz dans du liquide

Espace 4

▷ Courbe séparant les domaines L+V et V : courbe de rosée, physiquement sur cette courbe une petite goutte de liquide dans la vapeur

Espace 5

▷ Réunion des deux courbes précédentes : **courbe de saturation**, dont le sommet est le point critique, les deux phases étant indiscernables toutes leurs fonctions d'état massiques sont égales.

Importance de la courbe de saturation : Pour fixer les idées, supposons que le système soit diphasé sous une pression $P = 1$ bar : son point représentatif est par exemple le point M de la figure 1.

Raisonnons sur la vapeur saturante. Ses fonctions d'état (volume massique, enthalpie massique, etc.) dépendent de la pression P mais pas des proportions des phases dans le système.

↪ elles prennent la même valeur qu'il y ait peu de liquide et beaucoup de vapeur ou le contraire.

Où les lire sur le diagramme ?

si le système ne contenait que de la vapeur saturante sous la pression P , alors on sait que (1) on aurait $v = v_V(P)$, et (2) le point représentatif serait le point V .

Espace 6

↪ quelle que soit la quantité de vapeur présente dans le système diphasé, son volume massique sous 1 bar se lira toujours comme l'abscisse du point V .

Généralisation :



Quelle que soit la proportion des phases présentes dans un système diphasé, et quel que soit le diagramme, les fonctions d'état du liquide saturant se lisent toujours sur la courbe d'ébullition et celles de la vapeur saturante toujours sur la courbe de rosée.

- **Mise en pratique**

Application 1 : Titre en vapeur à partir du diagramme de Clapeyron

Considérons le système représenté par le point M du diagramme de Clapeyron de la figure 1. Déterminer le titre en vapeur.

$$x = \frac{v - v_L}{v_V - v_L} \simeq \frac{v}{v_V} = \frac{4 \cdot 10^{-1}}{1,8} = 0,22.$$

Espace 7

II.B - Courbes iso



La fonction d'état (massique) z est constante le long d'une courbe iso- z d'un diagramme thermodynamique.

Les courbes iso se déterminent expérimentalement (ou plutôt s'extraient de bases de données d'origine expérimentale), il n'est pas possible d'en donner une équation analytique exacte. Cependant, on peut généralement interpréter leur allure dans le domaine diphasé et dans les limites du liquide incompressible et du gaz parfait.

Méthode : l'objectif est d'obtenir une équation de la forme $y = f(x)$ (ici, $P = f(v)$) valable pour la courbe iso- z ou d'identifier deux courbes iso. Le calcul diffère beaucoup d'un cas à l'autre, mais consiste toujours à raisonner sur les différentielles, à combiner entre

- ▷ la définition d'une courbe iso- z : $dz = 0$;
- ▷ les identités thermodynamiques : $dh = T ds + v dP$ ou $du = T ds - P dv$;
- ▷ l'équation d'état : $Pv = RT/M$ (gaz parfait) ou $v = \text{cte}$ (liquide incompressible) ;
- ▷ les lois de Joule : $dh = c_P dT$ ou $du = c_V dT$;
- ▷ les lois de Laplace pour un gaz parfait : $Pv^\gamma = \text{cte}$; $Tv^{\gamma-1} = \text{cte}$ et $T^\gamma P^{1-\gamma} = \text{cte}$ lors des transformations isentropiques.

Remarque : Toutes les courbes iso peuvent être représentées sur tous les diagrammes : ainsi, rien n'empêche de tracer des courbes isenthalpes dans le diagramme de Clapeyron. Toutefois, pour limiter l'effet catalogue, j'ai décidé de restreindre ce cours aux exemples les plus fréquents, les autres pouvant être rencontrés en exercice.

- **Isobares :**
- **Isochores :**
- **Isothermes : « isothermes d'Andrews »**

▷ *Limite du liquide indilatable incompressible :*

le volume massique est indépendant de P , les isothermes sont donc verticales.

Espace 8

▷ *Domaine diphasé :* paliers (ou plateaux) de saturation.

Sous une pression P donnée, la coexistence des deux phases n'est possible que sous une seule température : la température de saturation T_{sat} . Ainsi, garder T constante revient à garder P constante, les isothermes sont donc horizontales

Espace 9



Dans le domaine diphasé, les isobares et les isothermes sont confondues quel que soit le diagramme.

▷ *Limite du gaz parfait :*

équation d'état $Pv = \frac{RT}{M}$ donc le long d'une isotherme $\log P + \log v = \text{cte}$ ou encore $\log P = -\log v + \text{cte}$ ce sont des droites de pente -1 .

Espace 10

II.C - Diagramme de Watt



Le **diagramme de Watt** (P, V) représente la pression en fonction du volume total d'un système fermé.

Le diagramme de Watt est généralement utilisé pour l'étude des moteurs à piston :

- ▷ le fluide est toujours gazeux, seul le domaine vapeur apparaît donc sur le diagramme ;
- ▷ le volume varie suffisamment peu pour utiliser une échelle linéaire au lieu d'une échelle logarithmique.

• Isothermes :

équation d'état $PV = nRT$ donc le long d'une isotherme $P = nRT/V = \text{cte}/V$ ce sont des hyperboles.

Espace 11

• Isentropes :

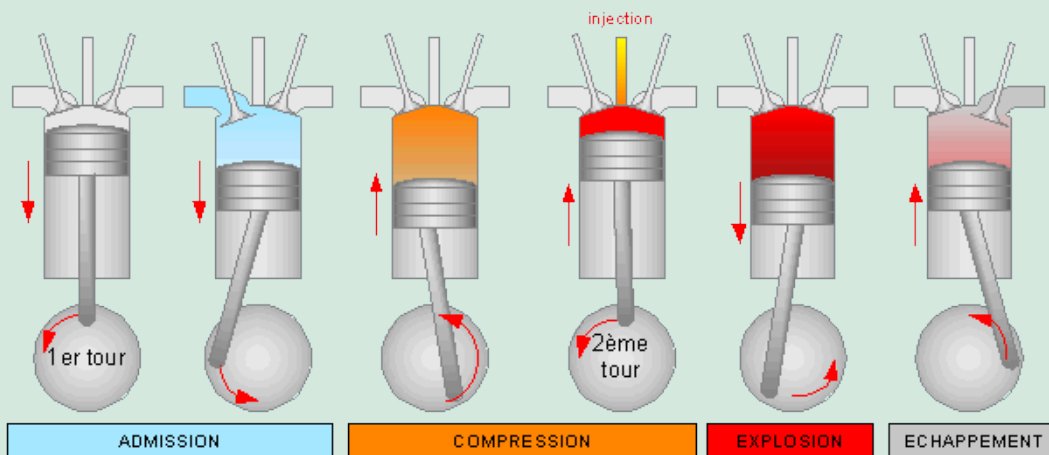
$PV^\gamma = \text{cte}$ donc le long d'une isentrope $P = \text{cte}/V^\gamma$ ce sont des courbes décroissantes, et comme $\gamma > 1$ la décroissance est plus rapide pour une isentrope que pour une isotherme.

Espace 12

• Mise en pratique

Application 2 : Allure qualitative du cycle Diesel dans le diagramme de Watt

Le cycle Diesel modélise le fonctionnement d'un moteur quatre temps. Un carburant lourd est injecté par un moyen mécanique dans de l'air fortement comprimé et porté à haute température, ce qui permet un allumage spontané du mélange suivi d'une brusque détente.

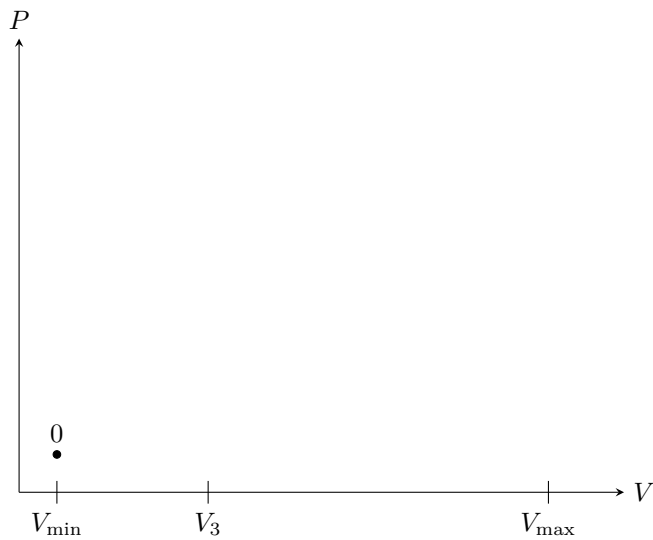


Qualitativement, le cycle historique peut être décrit de la manière suivante en partant d'un état 0 correspondant au début de la phase d'admission où la pression et le volume sont minimaux.

- ▷ Admission isobare $0 \rightarrow 1$: le volume augmente de $V_0 = V_{\min}$ à $V_1 = V_{\max}$;
- ▷ Compression isentropique $1 \rightarrow 2$: le volume retrouve la valeur $V_2 = V_{\min}$;
- ▷ Injection isobare $2 \rightarrow 3$: le volume augmente jusqu'à une valeur intermédiaire $V_{\min} < V_3 < V_{\max}$;
- ▷ Explosion et détente isentropique $3 \rightarrow 4$: le volume augmente de V_3 à $V_4 = V_{\max}$;
- ▷ Échappement $4 \rightarrow 5 \rightarrow 0$: détente isochore jusqu'à pression P_0 suivi de l'éjection isobare du mélange de gaz.

1 - Représenter le cycle dans le diagramme de Watt ci-dessous. On représentera les isentropes en bleu, les isobares en noir et les isochores en vert.

2 - Représenter en rouge l'allure des isothermes passant par les points 2, 3 et 4 du cycle. En quel point la température est-elle la plus élevée ?



Équation d'une isotherme : $P = nRT/V$ donc à volume fixé la température est la plus élevée pour l'isotherme la plus haute sur le diagramme + les isothermes sont moins pentues que les isentropes. C'est la température T_3 la plus élevée.

Espace 13

III - Diagramme des frigoristes (log P, h)



Le **diagramme des frigoristes** (log P , h) représente la pression, en échelle logarithmique, en fonction de l'enthalpie massique, en échelle linéaire.

III.A - Allure du diagramme

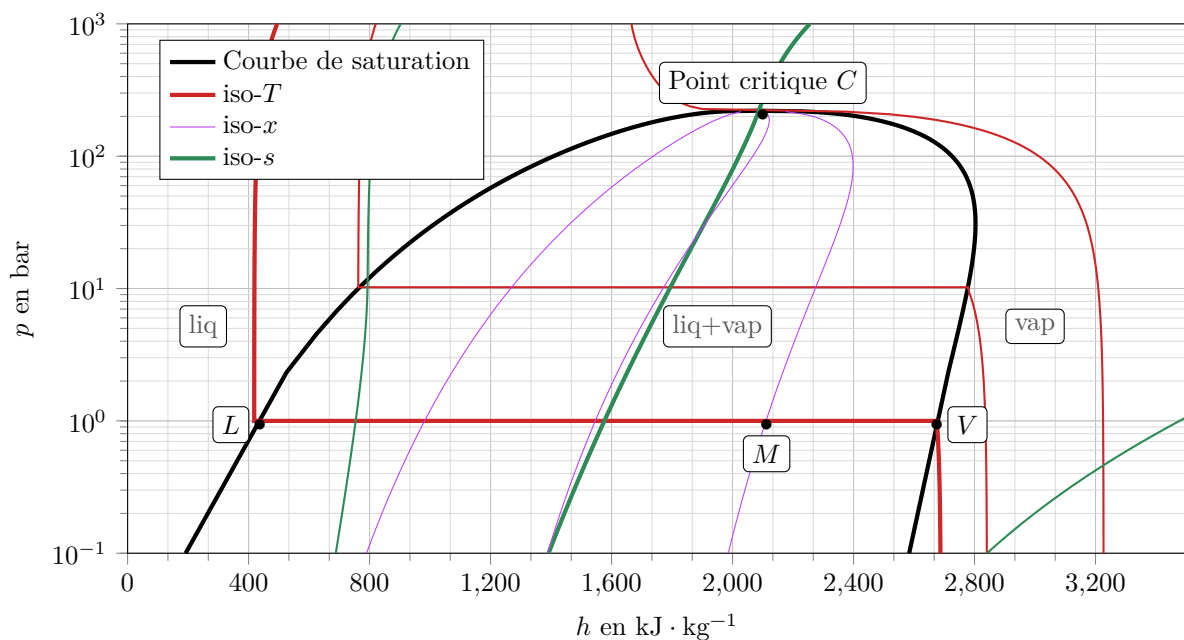


Figure 2 – Diagramme des frigoristes de l'eau.

▷ Attribution des domaines : $\Delta_{\text{vap}}h > 0$ donc $h_V > h_L$.

Espace 14

- ▷ Les propriétés du liquide saturant se lisent sur la courbe d'ébullition, côté gauche de la courbe de saturation, et celles de la vapeur saturante sur la courbe de rosée, côté droit.
- ▷ Les courbes de rosée et d'ébullition se rejoignent au point critique.

Remarque : Comme l'énergie, l'enthalpie n'est connue qu'à une constante additive près : on choisit usuellement comme origine de l'axe des abscisses $h = 0$ pour le liquide saturant à la température du point triple.

III.B - Enthalpie de vaporisation

On appelle **enthalpie de vaporisation** sous la pression P la différence d'enthalpie massique entre la vapeur saturante et le liquide saturant sous la même pression P , la température à considérer étant nécessairement la température de saturation $T_{\text{sat}}(P)$.

$$\Delta_{\text{vap}}h(P) = h_V(P, T_{\text{sat}}(P)) - h_L(P, T_{\text{sat}}(P)).$$

↔ l'enthalpie de vaporisation s'interprète graphiquement dans le diagramme des frigoristes :

longueur d'un segment horizontal LV contenu sous la courbe de saturation.

Espace 15

On fait alors les observations suivantes :

- ▷ l'enthalpie de vaporisation est une fonction décroissante de la pression ;
- ▷ l'enthalpie de vaporisation s'annule au point critique : comme les deux phases ne sont plus distinguables, elles ont la même enthalpie massique.

Espace 16

III.C - Courbes iso

- **Isobares :**
- **Isenthalpes :**
- **Isothermes :**

▷ *Limite du liquide incompressible :*
 $dh = c dT$ donc $dh = 0$ sur une isotherme, c'est donc une verticale.

Espace 17

▷ *Domaine diphasé :* paliers (ou plateaux) de saturation.
 Fixer T impose P donc horizontale.

Espace 18

▷ *Limite du gaz parfait :*
 $dh = c_P dT$ donc $dh = 0$ sur une isotherme, c'est donc une verticale.

Espace 19

- **Isentropes :**

▷ *Limite du liquide incompressible :*

combinaison identité thermo et loi de Joule, $du = c dT = T ds - P dv$

ou pour un liquide incompressible $dv = 0$ donc les isentropes ($ds = 0$) sont confondues avec les isothermes.

Espace 20

• **Isotitres : interprétation graphique du théorème des moments**

Quand l'échelle des abscisses est linéaire, le théorème des moments s'interprète graphiquement.

$$x_V = \frac{h - h_L}{h_V - h_L} = \frac{ML}{LV}$$

C'est le rapport des longueurs des différents segments.

Espace 21

En corollaire, les trois isotitres représentées figure 2 ($x = 0,25$; $0,5$ et $0,75$) séparent chaque plateau de saturation en quatre portions de longueur égale.

III.D - Lecture d'un diagramme réel

Le diagramme des frigoristes du fluide réfrigérant R22 est représenté figure 3. Sur un diagramme réel, les graduations peuvent être données sur les axes ou directement sur les courbes. Les courbes « parfaitement » horizontales ou verticales ne sont représentées que par des encoches sur la courbe de saturation.

Application 3 : Lecture du diagramme des frigoristes du R22

Sur le diagramme du R22, déterminer :

- | | |
|--|---|
| 1 - l'enthalpie de vaporisation sous 20 bar ; | 4 - l'état physique et l'enthalpie massique du système sous 3 bar et à 50 °C ; |
| 2 - la pression de vapeur saturante à 20 °C ; | 5 - le domaine de pression et de température pour lequel il se comporte en gaz parfait. |
| 3 - l'entropie de vaporisation à 0 °C en utilisant deux méthodes différentes ; | |

1] h_L et h_V se lisent sur la courbe de saturation, l'enthalpie de vaporisation est reliée à la largeur de ce plateau : $\Delta_{\text{vap}}h \simeq 419 - 265 = 154 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$;

2] On repère l'isotherme et on lit la pression du palier de saturation : $P_{\text{sat}} \simeq 9 \text{ bar}$

3] Première méthode : lecture des isentropes, $\Delta_{\text{vap}}s = 1,75 - 1,00 = 0,75 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$.

Deuxième méthode : passage par l'enthalpie de vaporisation $\Delta_{\text{vap}}h = 405 - 200 = 205 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$ donc $\Delta_{\text{vap}}s = \Delta_{\text{vap}}h/T = 0,75 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{kg}^{-1}$.

4] Intersection de l'isobare et de l'isotherme : vapeur sèche, et $h = 445 \text{ kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$

5] Pour un GP les isothermes sont verticales : en bas à droite du diagramme

Espace 22

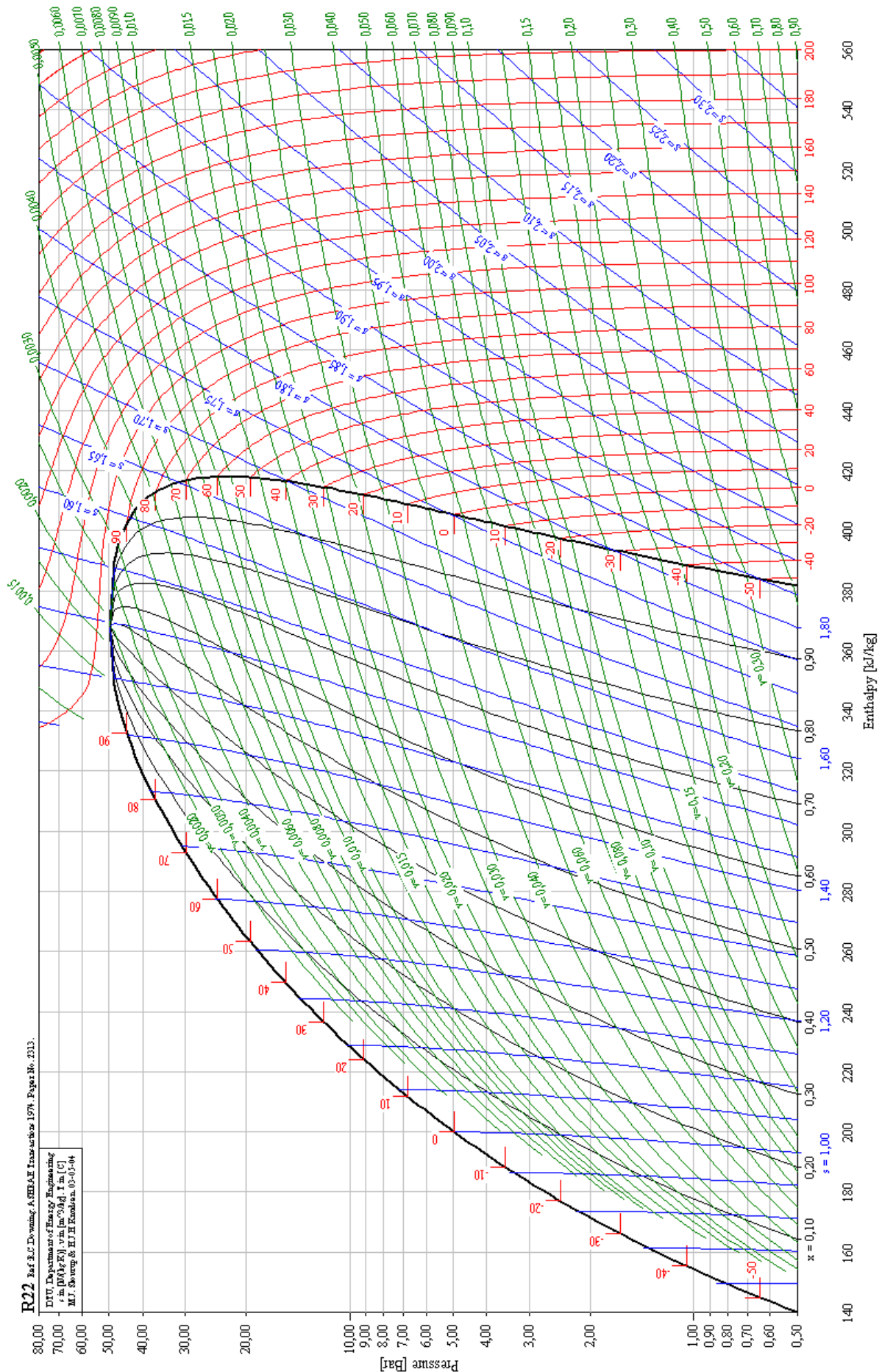


Figure 3 – Diagramme des frigoris du R22. Le cadre en haut à gauche indique les grandeurs représentées et leur unité : « s in kJ/(kgK), T in °C, v in m³ · kg⁻¹ »

IV - Diagramme entropique (T,s)



Le **diagramme entropique** (T, s) représente la température en fonction de l'entropie massique.

IV.A - Allure du diagramme

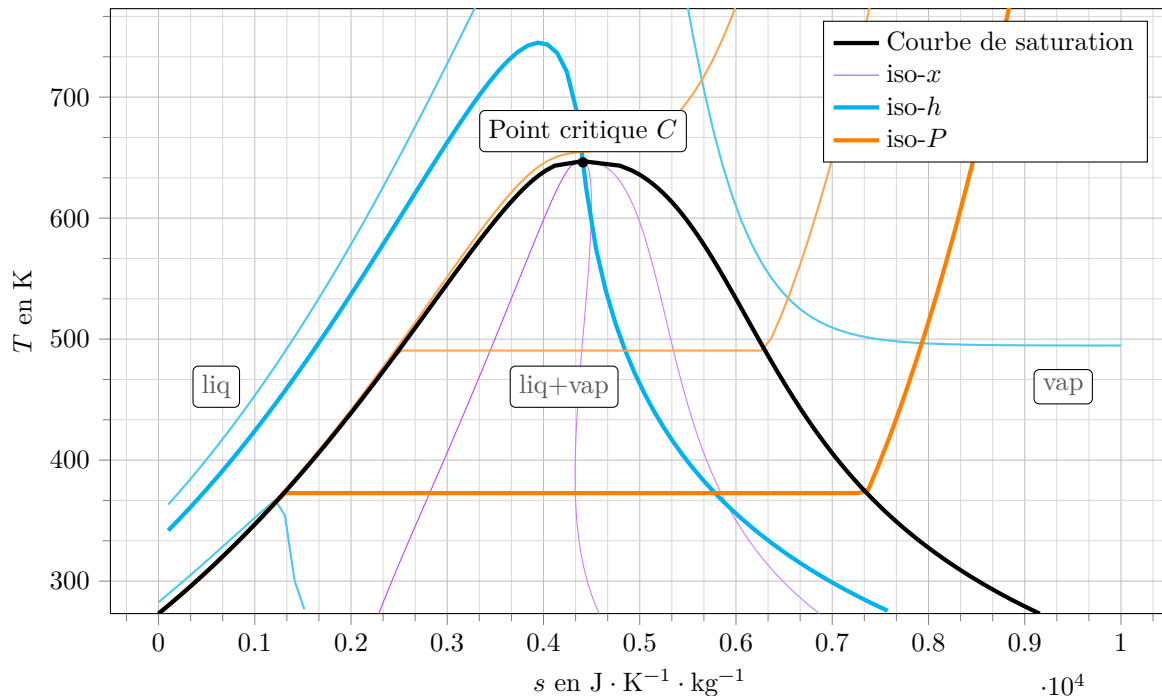


Figure 4 – Diagramme entropique de l'eau.

▷ Attribution des domaines : $s_V > s_L$.

Espace 23

- ▷ Les propriétés du liquide saturant se lisent sur la courbe d'ébullition, côté gauche de la courbe de saturation, et celles de la vapeur saturante sur la courbe de rosée, côté droit.
- ▷ Les courbes de rosée et d'ébullition se rejoignent au point critique.

Remarque : L'origine de l'axe des abscisses pourrait être fixée théoriquement par le troisième principe de la thermodynamique ... toutefois, par analogie avec les conventions portant sur l'enthalpie, on choisit habituellement $s = 0$ pour le liquide saturant à la température du point triple.

IV.B - Courbes iso

- Isothermes :
- Isentropes :

Or pour un liquide incompressible les isentropes et les isothermes sont normalement confondues.

↪ le domaine liquide incompressible ne peut pas s'observer sur un diagramme entropique : le domaine liquide ne montre que les écarts du liquide réel à ce modèle idéal.

- Isobares

- ▷ *Domaine liquide* : la pression n'ayant quasiment pas d'influence sur une phase liquide, les isobares sont très resserrées au voisinage de la courbe d'ébullition (et sont donc à peine discernables sur la figure 4).
- ▷ *Domaine diphasé* : les isobares et les isothermes sont confondues.

▷ *Limite du gaz parfait :*

$$dh = T ds + v dP = T ds \text{ car isobare et } dh = c_p dT \text{ soit } T ds = c_p dT$$

$$\text{cela donne l'équation différentielle } \frac{dT}{ds} - \frac{1}{c_p} T = 0$$

dont on sait que les solutions sont de la forme $T = A e^{+s/c_p}$

Ce sont des branches d'exponentielles croissantes.

Espace 24

Remarque : Les équations sont formellement identiques dans le cas du liquide incompressible : les isobares sont donc également des branches d'exponentielles croissantes dans ce domaine.

- **Isenthalpes**

▷ *Limite du gaz parfait :*

pour un GP, $dh = c_p dT$ donc les isenthalpes se confondent avec les isothermes.

Espace 25

Remarque : Les équations sont formellement identiques dans le cas du liquide incompressible : les isenthalpes devraient donc également être des horizontales, ce qui confirme qu'il n'y a pas de domaine liquide incompressible sur un diagramme entropique.

- **Isotitres**

L'interprétation graphique du théorème des moments est valable. Les isotitres séparent chaque plateau de saturation en portions égales.

V - Diagramme de Mollier ou diagramme enthalpique (h,s)



Le **diagramme de Mollier**, aussi appelé **diagramme enthalpique**, représente l'enthalpie massique en fonction de l'entropie massique.

On choisit conventionnellement $h = 0$ et $s = 0$ pour le liquide saturant à la température du point triple.

V.A - Allure du diagramme

Voir figure 6 page suivante. Il est fréquent de se limiter à un diagramme partiel où le point critique est placé sur l'axe des ordonnées. Seule la portion courbe de rosée de la courbe de saturation apparaît alors.

Certaines valeurs d'enthalpie massique et d'entropie massique sont incompatibles : le diagramme n'est donc pas « plein », mais seulement tracé entre deux isobares extrêmes.

V.B - Courbes iso

- **Isenthalpes :**

- **Isentropes :**

Pour un liquide incompressible, les isentropes et les isenthalpes sont normalement confondues avec les isothermes.

↪ le domaine liquide incompressible ne peut pas s'observer sur un diagramme de Mollier.

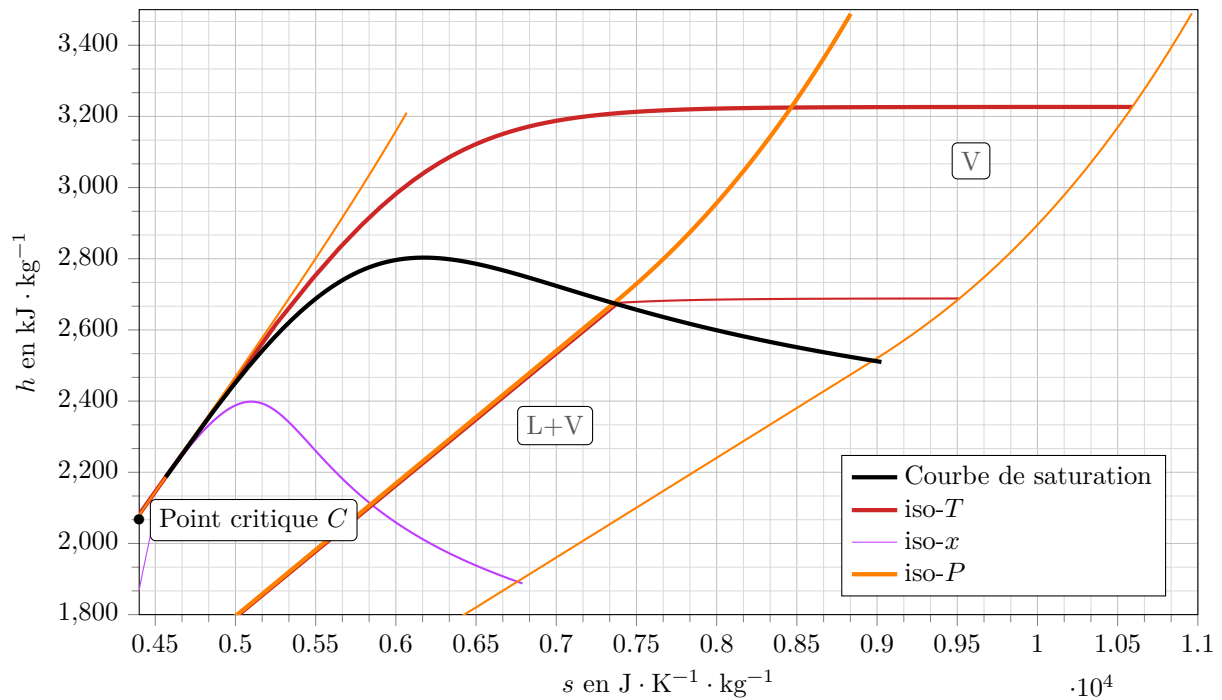


Figure 5 – Diagramme de Mollier de l'eau.

- **Isobares :**

▷ *Domaine diphasé :*

$$dh = T ds + v dp = T ds \text{ pour une isobare, soit } \frac{dh}{ds} = T.$$

Or les isobares sont confondues avec les isothermes dans le domaine diphasé, donc $\frac{dh}{ds} = A = \text{cte}$ soit $h = As + B$: il s'agit de segments de droite.

Espace 26

Remarque : La pente de l'isobare critique est égale à $T_c \neq 0$, ce qui explique que le point critique n'est pas le sommet de la courbe de saturation.

▷ *Limite du gaz parfait :* on peut montrer (mais c'est technique) que les isobares sont des branches d'exponentielle.

- **Isothermes**

▷ *Domaine diphasé :* confondues avec les isobares, ce sont donc des droites.

▷ *Limite du gaz parfait :* $dh = c_P dT$ donc les isothermes sont confondues avec les isenthalpes, c'est-à-dire les horizontales.

Espace 27

V.C - Lecture d'un diagramme réel

Application 4 : Détermination d'une surchauffe

Une vapeur d'eau surchauffée ($P_1 = 15 \text{ bar}$, $T_1 = 325^\circ\text{C}$) subit une détente adiabatique réversible jusqu'à la pression $P_2 = 0,1 \text{ bar}$.

- 1 - Représenter la transformation sur le diagramme de Mollier représenté figure 6.
- 2 - Déterminer T_2 et le titre en vapeur x_2 .
- 3 - On appelle surchauffe la différence de température entre la vapeur surchauffée et la vapeur saturante sèche à la même pression. Déterminer la surchauffe initiale.

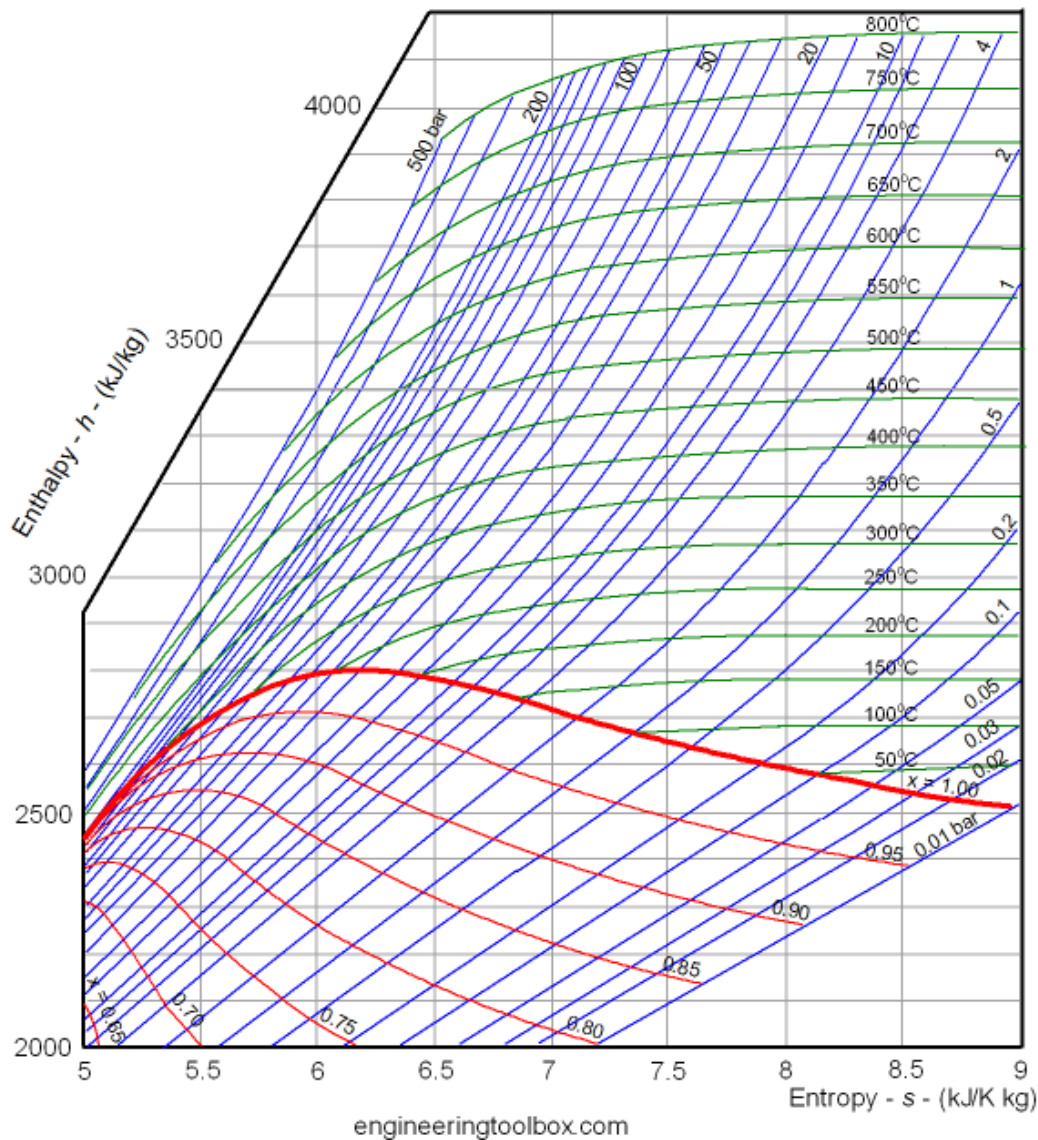


Figure 6 – Diagramme de Mollier de l'eau.

- 1 $T_2 = 50^\circ\text{C}$, $x_2 = 85\%$.
- 2 On place le point V sur l'isobare $P = P_1$ et on lit une température de 200°C : la surchauffe initiale est d'environ 125°C .

VI - Tables thermodynamiques

On appelle **table thermodynamique** la reproduction sous forme de tableau d'une base de données sur les fonctions d'état du fluide, données en fonction de la température et de la pression. Des valeurs intermédiaires peuvent s'obtenir par interpolation. En fonction de l'état physique du fluide, on distingue trois types de table : liquide (sous-entendu pur), vapeur (sous-entendue sèche) et vapeur saturante.

VI.A - Tables du liquide et de la vapeur sèche

• Tables du liquide

Ces tables donnent les valeurs des fonctions d'état massiques du liquide pur, usuellement h, s et v . En toute rigueur, ces valeurs dépendent de T et P donc il devrait s'agir d'un tableau à double entrée ... mais on ne donne souvent qu'un tableau simple.

↪ approximation du liquide indilatable incompressible :
les fonctions d'état ne dépendent que de la température.

Espace 29

• Tables de la vapeur sèche

Ces tables donnent les valeurs des fonctions d'état massiques de la vapeur sèche. Il s'agit de tables à double entrée, en fonction de T et P , plus souvent présentées comme un tableau simple à plusieurs colonnes (h, v, s , etc.) par valeur de pression.

VI.B - Tables de la vapeur saturante

Comme la pression de coexistence dépend de façon univoque de la température, il s'agit cette fois de tables rigoureusement à une seule entrée qui peut être la température T ou la pression P . Ces tables donnent :

- ▷ la pression de vapeur saturante $P_{\text{sat}}(T)$ ou la température de saturation $T_{\text{sat}}(P)$;
- ▷ les fonctions d'état massiques du liquide saturant h_L, s_L et v_L ;
- ▷ les fonctions d'état massiques de la vapeur saturante h_V, s_V et v_V .

Remarque : les grandeurs d'état du liquide saturant sont parfois notées h', s', v' et celles de la vapeur saturante h'', s'', v'' ... mais si cette convention est utilisée, elle sera précisée par l'énoncé.

• Grandeurs de changement d'état

Les grandeurs de changement d'état se déduisent directement des tables de la vapeur saturante. Par exemple,

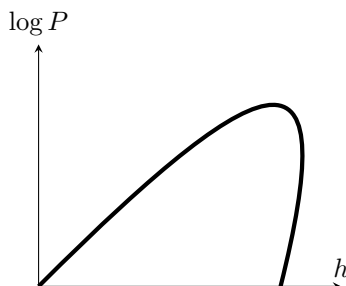
$$\Delta_{\text{vap}} h = h_V - h_L = h'' - h'$$

Espace 30

• Identifier un système diphasé

Connaissant la valeur moyenne d'une grandeur d'état pour le système, une table de vapeur saturante permet de déterminer directement son état physique. Raisonnons par exemple sur l'enthalpie : on suppose connaître h et la pression P .

Raisonnement graphique : sur un diagramme des frigoristes.



Faire deviner que le système est diphasé si $h_L < h < h_V$

Démonstration : à partir du théorème des moments.

Par définition $0 < x_V < 1$ donc $0 < \frac{h - h_L}{h_V - h_L} < 1$ ce qui donne $0 < h - h_L < h_V - h_L$ et en fin de compte

ainsi $h_L < h < h_V$.

Espace 31



Un système est diphasé si ses grandeurs d'état moyennes (h, s ou v) sont comprises entre celles du liquide saturant et de la vapeur saturante :

$$h_L < h < h_V \quad s_L < s < s_V \quad v_L < v < v_V$$

• Mise en pratique

Application 5 : Chauffage isochore

Dans un ballon indéformable de 1 m^3 initialement vide, on introduit une masse d'eau sous pression de 1 bar. On chauffe le ballon jusqu'à ce que la pression intérieure atteigne 10 bar. Répondre aux questions suivantes pour $m_1 = 10 \text{ kg}$ et $m_2 = 2 \text{ kg}$.

- 1 - À quelle(s) température(s) la ligne « saturation » de la table de vapeur surchauffée correspond-elle ?
- 2 - La vapeur est-elle sèche ou saturante à l'état final ?
- 3 - Déterminer la température finale.
- 4 - Le cas échéant, déterminer le titre en vapeur dans l'état final.
- 5 - Déterminer l'enthalpie finale du système.

Données : extraits de tables thermodynamiques.

▷ Table de la vapeur saturante :

P (bar)	T (°C)	v_L ($\text{m}^3 \cdot \text{kg}^{-1}$)	v_V ($\text{m}^3 \cdot \text{kg}^{-1}$)	h_L ($\text{kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$)	h_V ($\text{kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$)
1	99,63	$1,04 \cdot 10^{-3}$	1,694	417	2258
10	179,9	$1,13 \cdot 10^{-3}$	0,194	763	2778

▷ Table de la vapeur surchauffée à 1 bar :

T (°C)	1 bar		10 bar	
	v ($\text{m}^3 \cdot \text{kg}^{-1}$)	h ($\text{kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$)	v ($\text{m}^3 \cdot \text{kg}^{-1}$)	h ($\text{kJ} \cdot \text{kg}^{-1}$)
Saturation	1,694	2675	0,194	2778
200	2,172	2875	0,206	2827
500	3,565	3488	0,3541	3479
800	4,952	4158	0,494	4154

Volume massique moyen du système : $v_1 = V/m_1 = 0,1 \text{ m}^3 \cdot \text{kg}^{-1}$ et $v_2 = V/m_2 = 0,5 \text{ m}^3 \cdot \text{kg}^{-1}$.

- 1 Lecture de la première table : respectivement 99 et 180 °C.
- 2 Cas 1 : $v_{L,\text{sat}} < v_1 < v_{V,\text{sat}}$ donc système diphasé. Cas 2 : $v_2 > v_{V,\text{sat}}$ donc vapeur sèche
- 3 Cas 1 : facile, c'est la température de coexistence donc 179,9 °C Cas 2 : on identifie le volume massique sur la table de vapeur surchauffée et on déduit la température d'environ 800 °C.
- 4 Cas 1 seulement : $x_V = \frac{v_1 - v_L}{v_V - v_L} \simeq \frac{v_1}{v_V} \simeq 0,5$
- 5 Cas 1 : $H = 0,5mh_L + 0,5mh_V = 17,7 \cdot 10^3 \text{ kJ}$. Cas 2 : $H = mh = 8,2 \cdot 10^3 \text{ kJ}$ en identifiant avec le volume massique du système.