

Changement d'état

I. Diagrammes d'état

1 - Les différents états

On étudie dans ce chapitre les différents états d'un corps pur (i.e. composé une seule espèce chimique) qui peut se trouver sous la forme solide, liquide ou vapeur. Pour l'eau, la glace est la forme solide, la vapeur d'eau est invisible mais sa transformation en eau liquide sous la forme de micro-gouttelettes dans les nuages permet de rendre compte de la présence d'humidité.

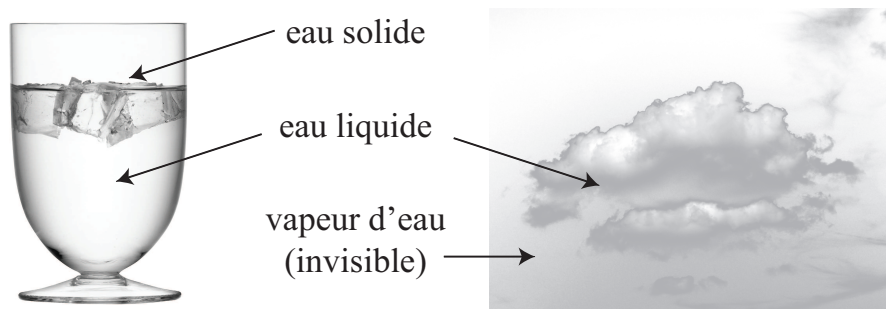


FIGURE 1.1 – Les différents usuels de l'eau

On distingue donc différentes phases définies principalement par une masse

	solide	liquide	vapeur
ρ en $kg.m^{-3}$	917	1000	0,58

TABLE 1.1 – Masse volumique de l'eau glace (à 0°C), liquide (à 20°C) et vapeur (100°C)

volumique différente d'un état à l'autre. Quelques valeurs pour l'eau sont établies dans le tableau ci-dessous. Celle de la glace est prise à 0°C, la masse volumique de l'eau liquide dépend peu de la température et la masse volumique de la vapeur est calculée à 100°C :

Les changements d'état ont différentes dénominations et sont répertoriés sur la figure ??.

Les transformation s'accompagnant d'une augmentation du désordre moléculaire nécessitent de l'énergie.



Propriété :

La sublimation, la fusion et la vaporisation sont consommatrices d'énergie tandis que la condensation, la liquéfaction et la solidification en libèrent.

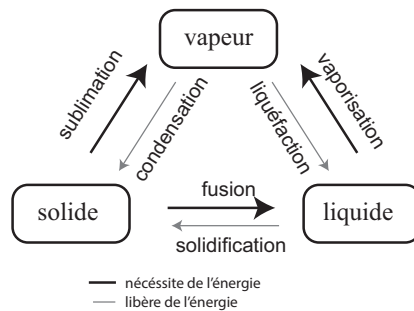


FIGURE 1.2 – Dénomination des différents changement d'état

2 - Diagramme de (P,T)

Dans le diagramme $P = f(T)$, on repère les divers domaines correspondant à l'état du fluide (solide, liquide, gaz). Ces domaines sont séparés par des segments dont les pentes sont positives sauf pour quelques espèces comme l'eau par exemple.

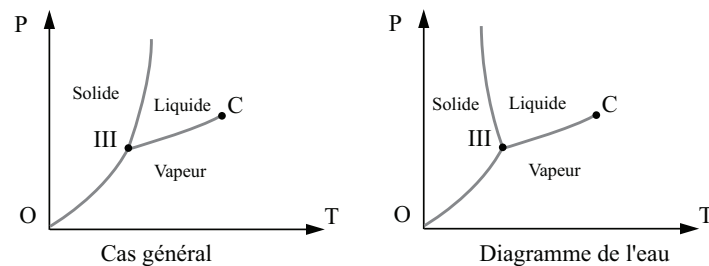


FIGURE 1.3 – Diagramme P,T usuels et exceptionnels.

Sur ces diagrammes (cf. fig.??), apparaissent deux points particuliers :

- le point triple (III) : où coexistent les trois phases ;
- le point critique C au delà duquel la différence entre liquide et gaz s'estompe. Lorsque $T > T_C$ et $P > P_C$ on parle de fluide supercritique.

Remarque 1 :

La frontière solide-liquide est constituée d'une courbe croissante dans le cas général. L'eau est une exception ainsi que l'antimoine, l'argent, le bismuth, le gallium, le germanium, le plutonium et le sodium. Ces cas particuliers proviennent de la masse volumique qui, exceptionnellement, est plus important pour le liquide que pour le solide.

À l'état solide, un corps peut parfois prendre plusieurs formes de cristallisation, selon le domaine de pression et de température. Chaque forme de cristallisation constitue ainsi une phase différente, ce qui permet de tracer un diagramme de phase (cf. fig. ??).

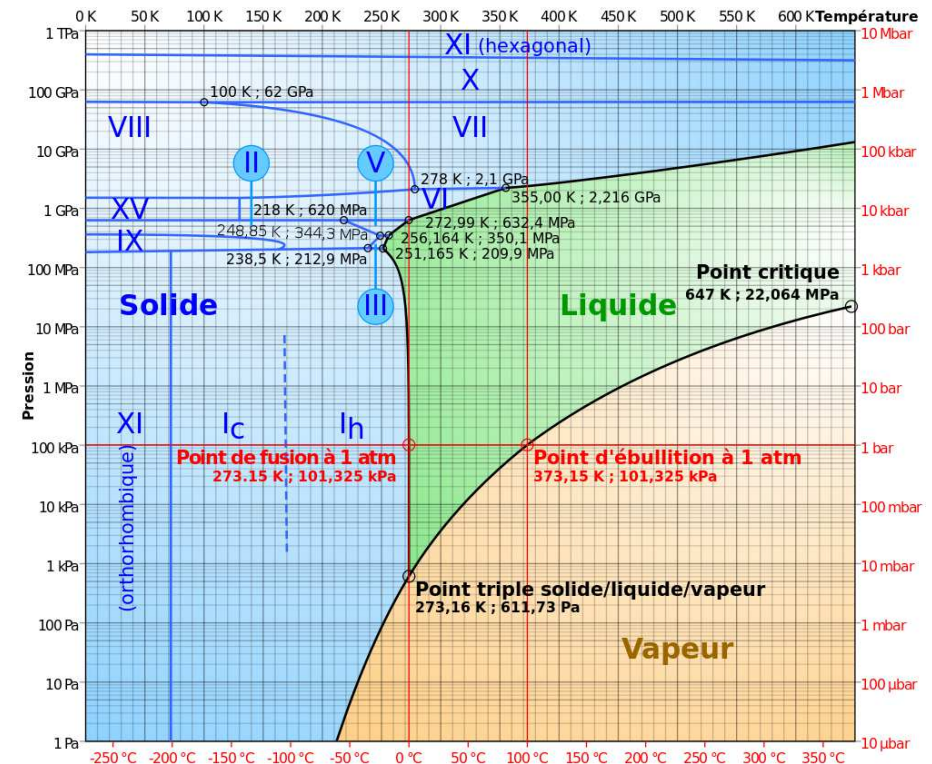


FIGURE 1.4 – Diagramme de phase de l'eau

Remarque 2 :

Pour l'eau il existe des formes solides plus denses que l'eau. Des géophysiciens ont ainsi pu filmer un « glaçon qui coule » dans une enclume à diamant. Ces dispositifs sont habituellement utilisés pour comprimer et chauffer des échantillons de roche et reproduire les conditions de pression et température dans le manteau terrestre. D'après *planet-terre.ens-lyon.fr*.

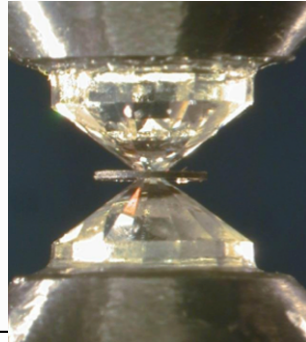


FIGURE 1.5 – Glace VI "qui coule" dans une enclume à diamant.

3 - Diagramme de Clapeyron (P, v)**a) Construction**

EXPLIQUER LA CONSTRUCTION

Expliquer le résultat PRESENTER MANIP??

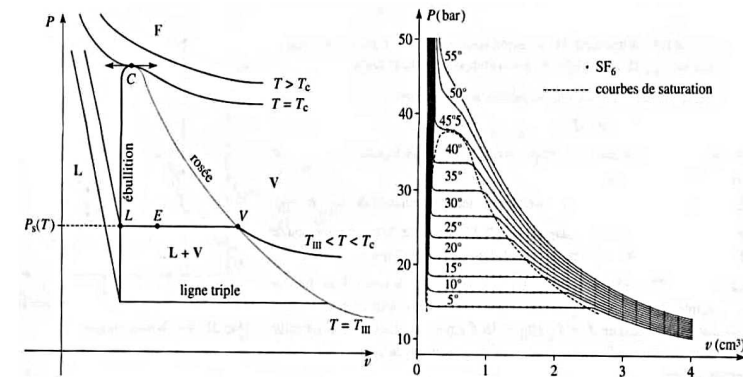


FIGURE 1.6 – Réseau isotherme d'Andrews

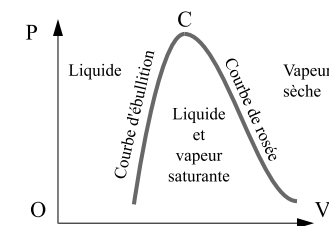


FIGURE 1.7 – diagramme de Clapeyron simplifié

**Définitions 1 :**

- Un liquide est dit **saturant** lorsqu'il est en équilibre avec sa vapeur.
- Une vapeur est dite **saturante** lorsqu'elle est en équilibre avec son liquide. La zone du diagramme correspondante est située sous la courbe de rosée et d'ébullition (courbes comprises).
- Le cas échéant, la vapeur est dite **sèche**. Il s'agit de toute la zone à droite de la courbe de rosée.

b) Théorème des moments**Définition :**

Pour un système de volume V et de masse m , on définit le titre massique en vapeur x_V (resp. en liquide x_L) par le rapport de la masse en vapeur (resp. du liquide) sur la masse du système (m).

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

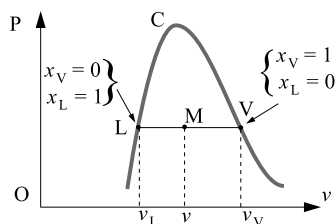


FIGURE 1.8 – illustration du théorème des moments

**Propriété :**

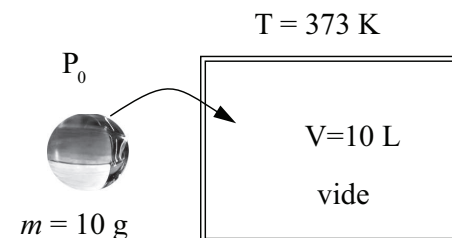
Le titre massique en vapeur x_V (resp. en liquide x_L) d'un système de masse m et de volume V est donné par

$$x_V = \frac{v - v_L}{v_V - v_L} \quad \left(\text{resp. } x_L = \frac{v_V - v}{v_V - v_L} \right)$$

où $v = V/m$ est l'abscisse du point M, v_L le volume massique du liquide saturant (L) et v_V le volume massique de la vapeur (V).



Exemple 1 On place une masse $m = 10$ g d'eau liquide dans un volume $V = 10$ L initialement vide. L'ensemble est au contact d'un thermostat à la température de 100°C .



Déterminer la fraction de liquide qui s'est vaporisée en supposant que la vapeur se comporte comme un gaz parfait.

Données : $M_{\text{eau}} = 18 \text{ g.mol}^{-1}$, $P_S(100^\circ\text{C}) = 1,0 \text{ bar}$, $R = 8,3 \text{ SI}$

Le volume massique du système est connu : $v = V/m = 1,0 \text{ m}^3.\text{kg}^{-1}$, le volume massique de l'eau liquide¹ est de $v_L = 1,0.10^{-3} \text{ m}^3.\text{kg}^{-1}$ et celui de la vapeur est donnée par la loi des gaz parfaits :

$$v_V = \frac{RT}{MP} = 1,7 \text{ m}^3.\text{kg}^{-1},$$

Le théorème des moments donne immédiatement

$$x_V = \frac{v - v_L}{v_V - v_L} = 0,55.$$

On peut donc conclure que 55% du liquide s'est vaporisé.

1. Il faut quand même savoir qu'un litre d'eau pèse 1 kg...

Très souvent ², le volume massique du liquide est considéré comme négligeable devant celui de la vapeur, ainsi $x \approx (v - v_L)/v_V$

Remarque 3 :

La métallisation sous vide est une procédé industriel consistant à évaporer un métal dans une enceinte à très faible pression. La présence d'une pièce à métalliser plus froide que l'enceinte va faire condenser à sa surface le métal. L'épaisseur de métal peut être contrôlée de façon précise.



FIGURE 1.9 – Machine de métallisation industrielle. Alliance Concept. *D'après* www.alliance-concept.com.

II. Variation des fonctions d'état

1 - Enthalpie et entropie de changement d'état

a) Définition

Définition :

L'enthalpie de changement d'état (ou chaleur latente de changement d'état) d'un corps pur est par définition la variation d'enthalpie $\Delta H = H_2 - H_1$ qui accompagne le passage du système de masse m d'un état physique 1 à un état physique 2 sous une pression donnée :

$$\Delta H_{1 \rightarrow 2} = m \Delta h_{1 \rightarrow 2}$$

où $\Delta h_{1 \rightarrow 2}$ est la variation massique d'enthalpie lors du changement de phase $1 \rightarrow 2$.

On trouve dans les données les grandeurs massiques associées au changement d'état nécessitant de l'énergie et donc définies positives. Par exemple, pour l'eau sous une pression de 1 bar :

Changement d'état	Variation d'enthalpie
vaporisation (Δh_{vap})	2 264 kJ.kg ⁻¹
fusion (Δh_{fus})	330 kJ.kg ⁻¹

TABLE 1.2 – Enthalpie massique de changement d'état pour l'eau sous 1 bar

2. C'est à dire loin du point critique...

Remarque 4 :

La grande quantité d'énergie présente dans les transitions de phases a poussé les industriels à créer des matériaux de construction dans lesquels sont injectés une paraffine dont la température de fusion est voisine de 20°C. Lorsque la température extérieure devient supérieure à cette valeur, ce matériau stocke l'énergie par fusion de la paraffine et relargue cette énergie lorsque la température redescend en dessous de la température de changement d'état. Les panneaux

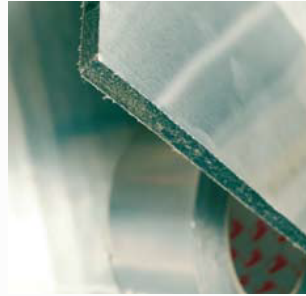


FIGURE 1.10 – Les panneaux Energain, Du-ci-contre sont des MCP (matériau à changement de phase). Ils permettent de limiter les fluctuations de température.

Considérons une masse m d'un corps passant de la phase (1) à la phase (2) au contact d'un thermostat à la température T_0 correspondant au changement d'état et sous la pression correspondante P_0 .

L'application du second principe permet d'écrire :

$$\Delta S = \mathcal{S}_{ech} + \mathcal{S}_{cree}$$

Par définition : $\Delta S = m\Delta h_{12}/T_0$. Au contact d'un thermostat :

$$\mathcal{S}_{ech} = \frac{Q}{T_0}$$

Pour une transformation à pression constante le premier principe s'écrit :

$$\Delta H = Q = m\Delta h_{12}$$

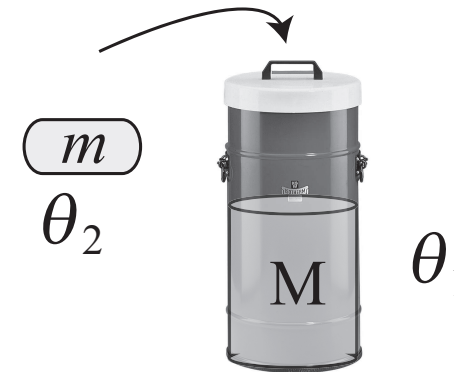
On en déduit que :

$$\frac{m\Delta h_{12}}{T_0} = \frac{m\Delta h_{12}}{T_0} + \mathcal{S}_{cree} \quad \text{soit} \quad \mathcal{S}_{cree} = 0$$

L'entropie créée étant nulle, la transformation est réversible.

2 - Applications

Exemple 2 On dépose dans un récipient parfaitement calorifugé, une masse $M = 1,00$ kg d'eau liquide à la température $\theta_1 = 20^\circ\text{C}$ ainsi qu'un glaçon de masse $m = 300$ g à la température $\theta_2 = 0^\circ\text{C}$.



1 - Déterminer l'état final. On supposera que la transformation se déroule

Définition :

L'entropie de changement d'état d'un corps pur est par définition la variation d'enthalpie $\Delta S = S_2 - S_1$ qui accompagne le passage du système d'un état physique 1 à un état physique 2 sous une pression P_{sat} à la température T_{eq} .

Ainsi,

$$\Delta S_{1 \rightarrow 2} = m \frac{\Delta h_{1 \rightarrow 2}}{T_{eq}}$$

où $\Delta h_{1 \rightarrow 2}$ est la chaleur latente massique de changement de phase $1 \rightarrow 2$ à la température T_{eq} .

Propriété :

Un changement d'état à la pression et à la température du changement d'état est une transformation **réversible**.

sous une atmosphère.

2 - Déterminer l'entropie créée lors de la transformation.

Données : $c_{liq} = 4,185 \text{ kJ.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$ et $\Delta h_F = 334 \text{ kJ.kg}^{-1}$.

Faisons l'hypothèse que **tout le glaçon fond**, il ne reste qu'une phase liquide. L'équilibre est alors atteint pour

$$0^\circ\text{C} < \theta_F < 20^\circ\text{C}$$

Le système {glaçon} reçoit une énergie $m\Delta h_F$ pour fondre l'état liquide atteint θ_F en recevant une quantité de chaleur $mc(\theta_F - \theta_2)$. Le système total étant isolé on obtient

$$\Delta H_{\text{tot}} = \Delta H_{\text{gl}} + \Delta H_{\text{liquide}} = 0$$

$$m\Delta h_F + mc(\theta_F - \theta_2) + Mc(\theta_F - \theta_1) = 0$$

$$\theta_F = \frac{mc\theta_2 + Mc\theta_1 - m\Delta h_F}{mc + Mc}$$

$$\theta_F = -74^\circ\text{C} < 0^\circ\text{C}!!!$$

L'hypothèse était donc fausse.

Faisons l'hypothèse que **le glaçon ne fond pas entièrement**, alors la température finale du système diphasé est connue

$$\theta_F = 0^\circ\text{C}.$$

Il nous reste à vérifier cette hypothèse en calculant la masse m' de glaçon fondue. Le système {glaçon} reçoit une énergie $m'\Delta h_F$ donnée par le liquide. Le système total étant isolé on obtient

$$\Delta H_{\text{tot}} = \Delta H_{\text{gl}} + \Delta H_{\text{liquide}} = 0$$

$$m'\Delta h_F + Mc(\theta_F - \theta_1) = 0$$

$$m' = \frac{Mc(\theta_1 - \theta_F)}{\Delta h_F}$$

$$m' = 250 \text{ g} < m$$

L'hypothèse est donc vérifiée car il reste 50 g de glaçon.

2 - Appliquons le second principe au système total :

$$\Delta S_{\text{tot}} = \mathcal{S}_{\text{ech}} + \mathcal{S}_{\text{cree}}$$

Le système est calorifugé, on en déduit que $\mathcal{S}_{\text{ech}} = 0$. L'entropie est une grandeur extensive donc :

$$\Delta S_{\text{tot}} = \Delta S_{\text{gl}} + \Delta S_{\text{liquide}}$$

Par définition :

$$\Delta S_{\text{liquide}} = Mc_{liq} \ln \frac{T_F}{T_1} \quad \text{et} \quad \Delta S_{\text{gl}} = \frac{m\Delta h_F}{T_2}$$

On en déduit que l'entropie vaut

$$\mathcal{S}_{\text{cree}} = Mc_{liq} \ln \frac{T_F}{T_1} + \frac{m\Delta h_F}{T_2}$$

A.N. :

$$\mathcal{S}_{\text{cree}} > 0$$

La transformation est bien irréversible.

a) Détente de Joule Thomson

La détente d'un gaz est utilisée dans de nombreux dispositifs de réfrigération en utilisant un détendeur. Il s'agit d'un dispositif obligeant un gaz à haute pression à traverser une section réduite de canalisation (100 μm) pour abaisser sa pression (cf. fig ??). D'un point de vue microscopie, obliger le gaz à abaisser sa pression, revient à éloigner les molécules les unes des autres. Pour un gaz parfait, ce phénomène n'a aucun effet mais pour les gaz réels, on diminue les interactions entre molécule. Pour éloigner les molécules les unes des autres, de l'énergie est nécessaire. Elle est alors prélevée dans l'énergie d'agitation thermique ce qui se traduit par une diminution de la température du gaz.



FIGURE 1.11 – Détendeur de réfrigérateur

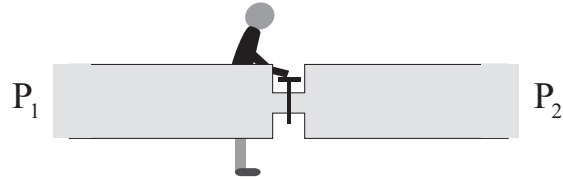


Remarque 5 :

Une décompression brutale à pression constante conduit à une diminution de la température. Ce procédé, automatisé, a conduit à la liquéfaction de l'air par un ingénieur de l'ESPCI Georges Claude en 1902, il fonde alors une société maintenant centenaire : Air Liquide.

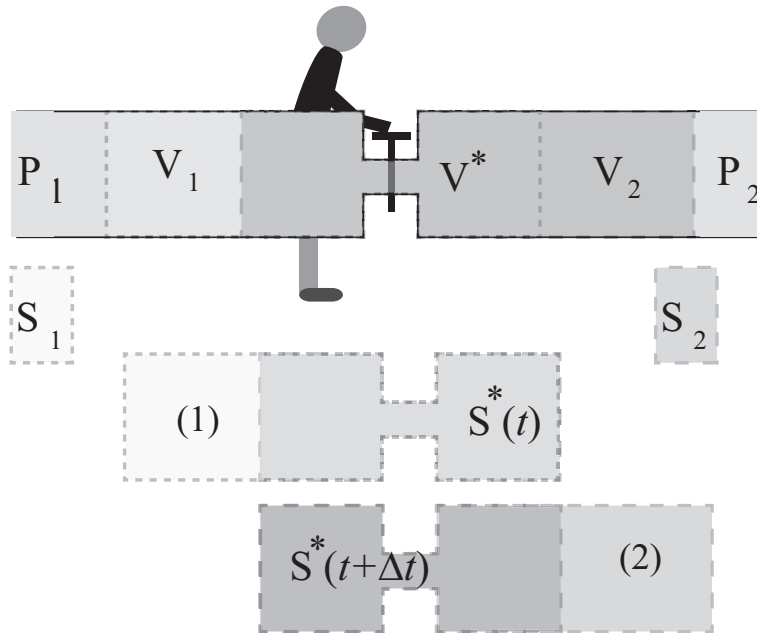


Exemple 3 [Détente de Joule Thomson] Un fluide passe dans une canalisation calorifugée munie d'un pointeau. La pression en amont est de P_1 , la pression en aval est de P_2 . L'écoulement est stationnaire.



Montrer que la détente est isenthalpique.

Il est nécessaire d'utiliser un système fermé pour appliquer le premier principe. Considérons un système défini par la surface de contrôle S_1 devenant au bout d'un temps Δt : S_2 .



Le premier principe appliqué à ce système s'écrit :

$$\Delta U_{S_1 \rightarrow S_2} = W + Q$$

Les parois sont calorifugées donc $Q = 0$. Décomposons le travail des forces de pression en amont et en aval du pointeau :

$$W_1 = - \int_{V^*}^{V_1} P_1 dV \quad \text{et} \quad W_2 = - \int_{V^*}^{V_2} P_2 dV$$

Notons V^* le volume correspondant à la partie commune de S_1 et S_2 , les pressions en amont et en aval étant constante, on en déduit que

$$W_1 = P_1 V_1, \quad W_2 = -P_2 V_2 \quad \text{soit} \quad W = P_1 V_1 - P_2 V_2$$

Décomposons le système S_1 et S_2 en notant S^* , la partie correspondant à la zone commune :

$$S_1 = S'_1 + S^*(t) \quad \text{et} \quad S_2 = S'_2 + S^*(t + \Delta t) \quad \text{et}$$

L'énergie interne étant extensive, on obtient :

$$U_{S_1} = U_1 + U_{S^*(t)} \quad \text{et} \quad U_{S_2} = U_2 + U_{S^*(t+\Delta t)}$$

L'écoulement étant stationnaire, les énergies internes des parties communes sont identiques : $U_{S^*(t+\Delta t)} = U_{S^*(t)}$. Il est donc possible de simplifier la variations d'énergie interne par :

$$\Delta U_{S_1 \rightarrow S_2} = U_{S_2} - U_{S_1} = U_2 - U_1$$

En revenant au premier principe, il vient :

$$\Delta U = W \quad \text{soit} \quad U_2 - U_1 = P_1 V_1 - P_2 V_2$$

soit

$$(U_2 + P_2 V_2) - (U_1 + P_1 V_1) = \Delta H = 0$$

La détente de Joule-Thomson est donc isenthalpique.

Remarque 6 :

On dit qu'un gaz dont l'enthalpie ne dépend que de la température suit la deuxième loi de Joule. La deuxième loi de Joule permet de chercher les gaz se comportant comme un gaz parfait parmi ceux subissant une détente de Joule Thomson et dont la température reste constante.

3 - Transformation infinitésimale

Propriété :

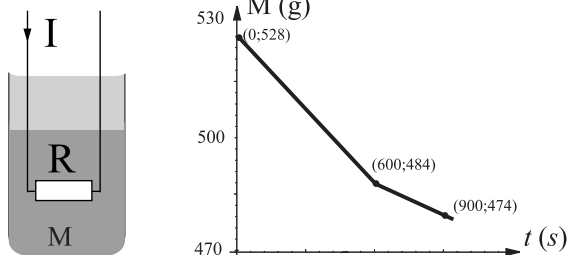
Pour une transformation infinitésimale, on considère qu'une masse dm passe de l'état 1 à l'état 2 à la température T et sous pression constante, pendant dt . Les variations des fonctions d'état sont donc de la forme :

$$\Delta H = dm \times \Delta h_{1 \rightarrow 2} \quad \text{et} \quad dS = dm \times \frac{\Delta h_{1 \rightarrow 2}}{T}$$

Exemple 4

D'après Mines 08

Sous pression atmosphérique, la température d'équilibre liquide-gaz du diazote est $T_{\text{eq}} = 77,4 \text{ K}$. Afin de mesurer la chaleur latente Δh_V de vaporisation de l'azote sous pression constante, on place sur une balance électronique un vase Dewar ouvert contenant de l'azote liquide : la diminution de la masse mesurée M au cours du temps traduit l'évaporation de l'azote.



- phase (1) : entre $t = 0$ et $t = t_1$, on alimente une résistance R plongée dans le calorimètre : tension U et intensité I constantes ;
- phase (2) : le chauffage est coupé à $t_1 = 10 \text{ min}$.

La masse M mesurée en grammes est enregistrée à intervalles réguliers de $t = 0$ à $t_2 = 15 \text{ min}$

1 - Comment évolue la température du liquide supposé homogène ? Pourquoi la masse diminue-t-elle même sans chauffage ?

2 - Lors de la deuxième phase ($t > t_1$), écrire l'équation différentielle vérifiée par la masse d'azote $M(t)$. En déduire la puissance $\mathcal{P}_{\text{fuite}}$ due

aux transferts thermiques reçus par l'azote. On exprimera le résultat en fonction de $dM/dt(t > t_1)$ et Δh_v .

3 - Lors de la première phase ($t < t_1$), écrire l'équation différentielle vérifiée par la masse d'azote $M(t)$ en fonction de $\mathcal{P}_{\text{fuite}}$ et $\mathcal{P}_{\text{chauff}}$, puissance dissipée par résistance. On exprimera le résultat en fonction de R , I , $dM/dt(t < t_1)$ et Δh_v .

4 - En déduire une expression littérale de Δh_v , puis calculer sa valeur numérique si $I = 0,89 \text{ A}$ et $R = 10 \Omega$.

1 - Le système étant diphasé et à pression constante, la température est constante et vaut $T = T_{\text{eq}}$. La masse diminue sans chauffage en raison des pertes thermiques.

2 - L'azote n'étant soumis qu'aux transferts thermiques, l'application du premier principe à pression constante donne pour une transformation infinitésimale :

$$dH = \mathcal{P}dt$$

Notons dm_2 la masse évaporée alors :

$$dm_2 \Delta h_V = \mathcal{P}dt$$

d'où

$$\mathcal{P} = \dot{m}_2 \Delta h_V$$

3 - Lors de la première phase, l'azote est soumis aux transferts thermiques et au chauffage, l'application du premier principe à pression constante donne pour une transformation infinitésimale :

$$dH = \mathcal{P}dt + \mathcal{P}_J dt$$

Notons dm_1 la masse évaporée alors :

$$dm_1 \Delta h_V = (\mathcal{P} + \mathcal{P}_J)dt$$

d'où

$$\mathcal{P} + \mathcal{P}_J = \dot{m}_1 \Delta h_V$$

4 - À l'aide des deux résultats précédents, on obtient Δh_V par différence :

$$\mathcal{P} - (\mathcal{P} + \mathcal{P}_J) = \dot{m}_2 \Delta h_V - \dot{m}_1 \Delta h_V \quad \text{soit} \quad \Delta h_V = \frac{\mathcal{P}_J}{\dot{m}_1 - \dot{m}_2} = \frac{RI^2}{\dot{m}_1 - \dot{m}_2}$$

D'après le graphique on obtient :

$$\dot{m}_1 = \frac{528 - 484}{600} = 73,3 \cdot 10^{-3} \text{ g.s}^{-1} \quad \text{et} \quad \dot{m}_2 = \frac{484 - 474}{900 - 600} = 33,3 \cdot 10^{-3} \text{ g.s}^{-1}$$

$$\text{d'où} \quad \Delta h_V = \frac{10 \times 0,89^2}{73,3 \cdot 10^{-3} - 33,3 \cdot 10^{-3}} = 198 \text{ J.g}^{-1} = 198 \text{ kJ.kg}^{-1}$$

III. Les différents diagrammes

a) Diagramme P=f(h)

La conception d'un système de réfrigération nécessite de connaître les énergies mises en jeu lors de changement d'état à différentes pression. Les ingénieurs utilisent le diagramme $p = f(h)$ pour dimensionner les systèmes.

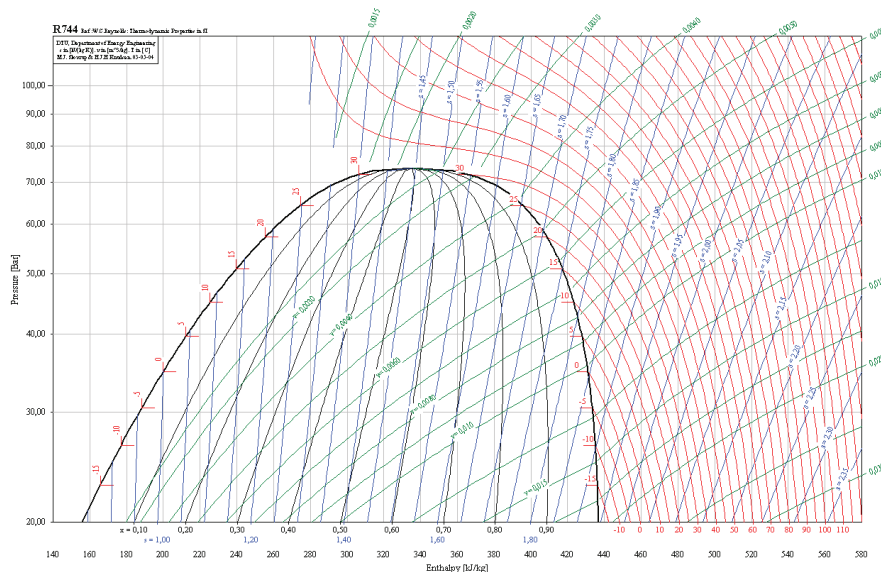


FIGURE 1.12 – Diagramme enthalpique du CO₂

Exemple 5 Le R744, ou dioxyde de carbone, fait une nouvelle apparition dans le monde de la réfrigération industrielle car son impact environnemental est beaucoup moins nuisibles que les fluides frigorigènes usuels. En utilisant le diagramme fourni :

- 1 - Représenter l'isotherme à $\theta = 20^\circ\text{C}$ et déterminer la pression de vapeur saturante à 20°C .
- 2 - Déterminer l'enthalpie de vaporisation à 20°C .
- 3 - Déterminer la capacité thermique massique du liquide c_p . On supposera que cette grandeur est indépendante de la température pour des conditions de pression éloignées du point critique.
- 4 - Le CO₂ peut il être considéré comme un gaz parfait dans les conditions du diagramme.
- 5 - Déterminer l'état final d'une détente de Joule-Thomson d'un liquide saturant passant de 58 bar à 30 bar.

1 - Par lecture graphique, la pression de vapeur saturante à 20°C vaut $P_{\text{sat}}(20^\circ\text{C}) = 57 \text{ bar}$.

2 - L'enthalpie de vaporisation est la variation d'enthalpie pour passer de liquide à vapeur. On obtient donc :

$$\Delta h_{\text{vap}} = 410 - 255 = 155 \text{ kJ.kg}^{-1}$$

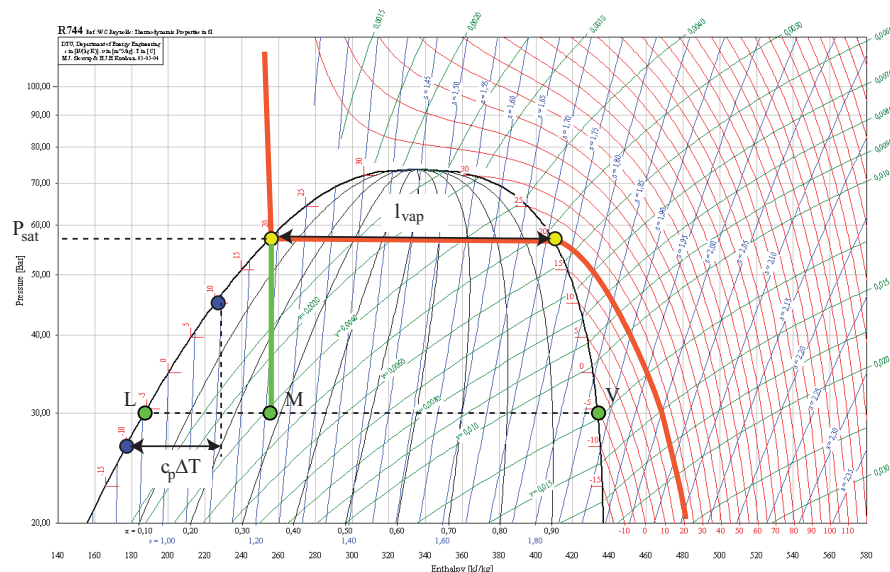
3 - Pour une transformation de liquide saturant passant de $\theta_1 = -10^\circ\text{C}$ à $\theta_2 = 10^\circ\text{C}$, on relève la variation d'enthalpie. En utilisant la définition de l'enthalpie pour une phase indilatable et incompressible $\Delta h = c_p \Delta T$ on remarque que la différence de température peut s'exprimer en Kelvin ou $^\circ\text{C}$, il vient :

$$c_p = \frac{\Delta h}{\Delta \theta} = \frac{230 - 170}{10 - (-10)} = 3 \text{ kJ.kg}^{-1}$$

4 - Pour un gaz parfait : $\Delta h = c_p \Delta T$. Ainsi une isotherme doit être une droite verticale ce qui n'est pas le cas sur le diagramme proposé. On en déduit que le CO₂ ne peut être considéré comme un gaz parfait dans les conditions de pression du diagramme.

5 - Effectuons une détente de Joule Thomson, il s'agit d'une détente isenthalpique. La température finale obtenue est -5°C sous la forme d'un mélange liquide-vapeur. Le théorème des moments permet de déterminer la fraction de vapeur :

$$x_V = \frac{h_M - h_L}{h_V - h_L} \approx 0,28$$



Exemple 6

D'après Oral CCP 18

Par lecture sur le diagramme de l'eau (R718) ci-joint :

- 1 - Déterminer la chaleur latente de vaporisation à 373 K.
- 2 - Déterminer la capacité thermique du liquide en supposant que celle-ci est constante entre 20°C et 80°C.
- 3 - Justifier que les isothermes sont quasi-verticales dans le domaine de la vapeur sèche.
- 4 - Tracer en le justifiant l'isotherme 60°C à l'intérieur de la courbe de saturation et dans le domaine du liquide.
- 5 - Déterminer le coefficient γ pour l'eau vapeur considérée comme un gaz parfait.

Données : $M_{H_2O} = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

- 1 - En prenant l'écart d'enthalpie entre le liquide saturant et la vapeur saturante, on obtient :

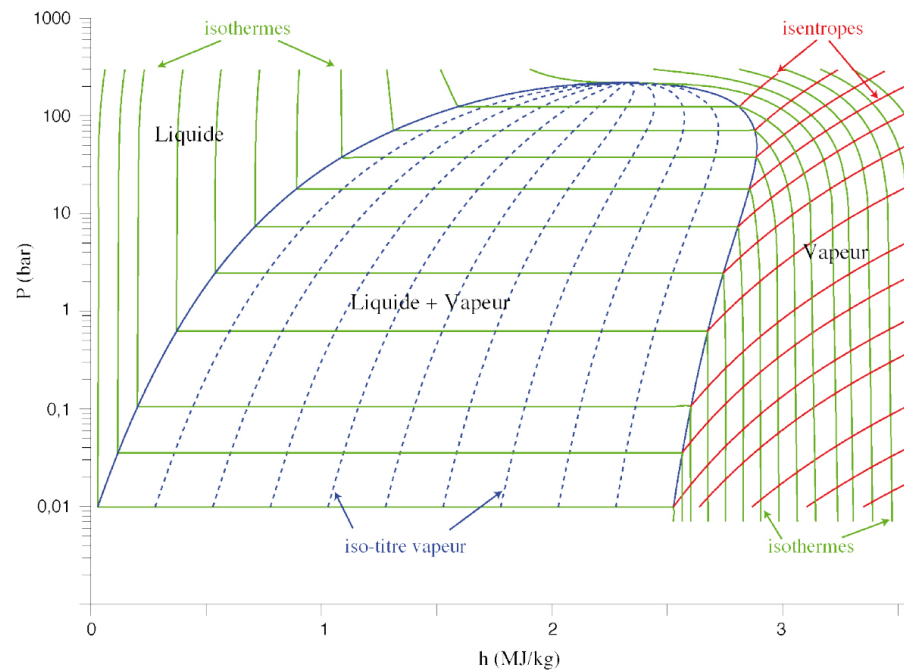


FIGURE 1.13 – Diagramme enthalpique de l'eau

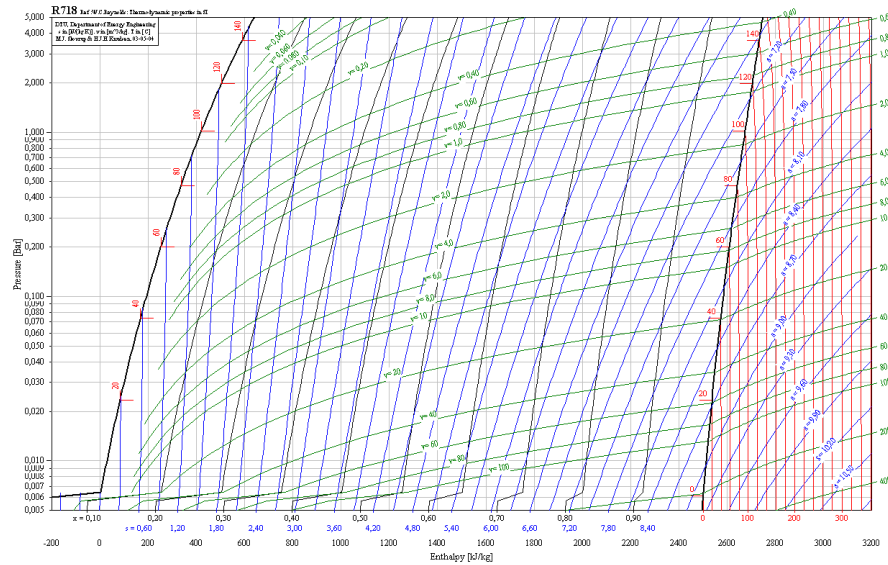


FIGURE 1.14 – Diagramme enthalpique de l'eau

$$\Delta h_{vap} = h_V(373) - h_L(373) = 2600 - 300 = 2300 \text{ kJ.kg}^{-1}$$

2 - En se plaçant sur la courbe d'ébullition, le fluide est sous la forme d'un liquide saturant. Le modèle de phase indilatable et incompressible permet d'écrire que :

$$\Delta H = c_p \Delta T$$

On en déduit que

$$c_p = \frac{300 - 50}{80 - 20} = 4,2 \text{ kJ.K}^{-1}.\text{kg}^{-1}$$

3 - Dans le domaine de la vapeur sèche, le fluide peut être assimilé à un gaz parfait. On obtient alors

$$\Delta h = c_p \Delta T$$

On en déduit qu'une isotherme est également une isenthalpique.

4 - À l'intérieur de la courbe de saturation, une isotherme est également isobare. Dans le domaine du liquide, le modèle est celui de la phase indilatable et incompressible, l'enthalpie est donc constante si la température est constante.

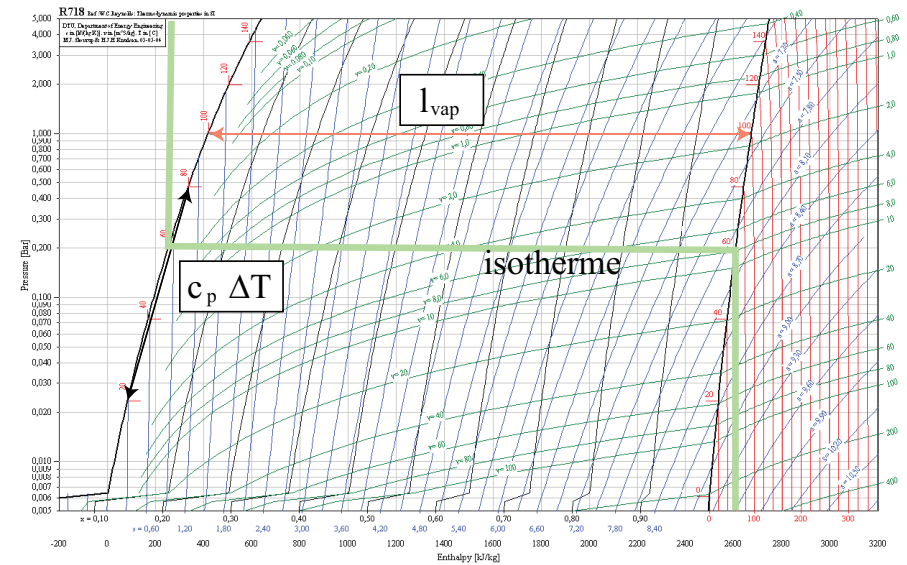


FIGURE 1.15 – Diagramme enthalpique de l'eau

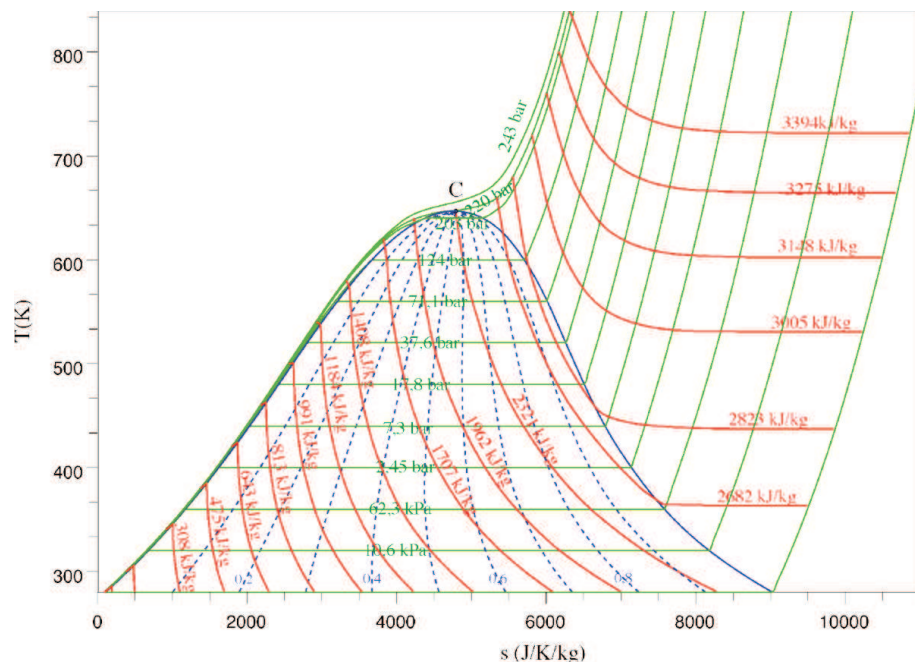
5 - A FINIR

b) Diagramme T=f(s)

On retrouve sur le graphique la zone diphasique, dont le point critique est le sommet. Le domaine vapeur est bien sûr situé du côté des entropies élevées. Les iso-titres vapeur sont tracées en pointillés à l'intérieur du domaine diphasique.

Propriétés du diagramme entropique :

- un cycle de Carnot est représenté par un rectangle
- les isobares et les isochores sont des exponentielles croissantes (loin du point critique, si l'on peut admettre que les capacités calorifiques ne dépendent pas de la température)
- le travail mis en jeu dans un cycle réversible en régime permanent est égal à l'aire du cycle
- la chaleur consommée dans une transformation réversible est égale à l'aire comprise entre la droite T=0 et la courbe décrivant la transformation.



2 - La transformation est adiabatique réversible, elle est donc isentropique :
 $s = C^{te}$

Exemple 7

Un compresseur permet de comprimer de façon adiabatique réversible de la vapeur saturante à 373 K de la pression $P_1 = 1,0$ bar à la pression $P_2 = 3,3$ bar. On admettra que la vapeur se comporte comme un gaz parfait de coefficient isentropique $\gamma = 1,32$.

- 1 - Déterminer la température du fluide en sortie du compresseur.
- 2 - Représenter la transformation dans le diagramme entropique.

METTRE IMAGE CORRECTION

1 - La vapeur est considérée comme un gaz parfait, la transformation est adiabatique réversible, les lois de Laplace permettent d'obtenir la température à l'état final :

$$T_2 = T_1 \left(\frac{P_1}{P_2} \right)^{(1-\gamma)/\gamma}$$

A.N. :

$$T_2 = 500 \text{ K}$$

Temporary page!

L^AT_EX was unable to guess the total number of pages correctly. As there was some unprocessed data that should have been added to the final page this extra page has been added to receive it.

If you rerun the document (without altering it) this surplus page will go away, because L^AT_EX now knows how many pages to expect for this document.