Thermodynamique

MPSI

18 mai 2008

Table des matières

Chapitre 1

Éléments de statique des fluides

Définition 1 *Un fluide est un milieu continue, déformable. On considère dans cette définition les liquides et les gaz*

Définition 2 *Si $\overrightarrow{v_m} = 0$, M subit une force résultante normale à la surface de contact*

1.1 Pression et force pressante

$$d\overrightarrow{F_p} = p(M).dS(m)\overrightarrow{n}$$

Système d'unité :
- 1 bar = $10^5 Pa$
- 1 tor, (De Torricelli) = pression exercé par 1mm de Hg (Mercure)
- 1 atm = 1,013 bar

1.2 Force Résultante exercé par un fluide

$$\overrightarrow{F_{res}} = \int\int_{Surface} d\overrightarrow{F_{(m)}} = -\int\int_{Surface} p(M).dS\overrightarrow{n_e}$$

avec $\overrightarrow{n_e}$ vecteur unitaire, orienté vers l'extérieur, normale à dS(m)

1.3 Particule de Fluide

Soit ρ(M) : Masse volumique dans le fluide, au voisinage de M Soit d_M, masse d'un volume dV_m

$$d_M = \rho(M).dV_m$$

1.4 Force pressante exercé par un fluide sur une particule de fluide

$$\overrightarrow{dF_{res}} = -\overrightarrow{grad}(p).dV_m$$

1.5 Définition d'un gradiant

Définition 3 *Soit p la pression du fluide, avec p = p(x,y,z)*

$$(\frac{\partial p}{\partial x})_{y,z}\overrightarrow{i} + (\frac{\partial p}{\partial y})_{x,z}\overrightarrow{j} + (\frac{\partial p}{\partial z})_{x,y}\overrightarrow{k} = \overrightarrow{grad}(p)$$

On le défini aussi à l'aide de la relation :

$$dp(M) = \overrightarrow{grad}(p).\overrightarrow{dl}$$

1.6 Loi fondamental de la statique, dans un référentiel galiléen

Définition 4 *Considérons une particule de fluide de masse*

$$d_m = \rho(M).dV_m$$

Alors, on obtient grâce au PFD :

$$\overrightarrow{grad}(p) = \rho(M).\overrightarrow{g}$$

1.7 Théorème de Pascal

Définition 5 *Un fluide est dit incompressible si :*

$$\rho(M) = \rho_0 = cte$$

Sachant que la variation de pression est donnée par :

$$dp(M) = \overrightarrow{grad}(p).\overrightarrow{dl}$$

On obtient la relation de Pascal :

$$p(M) = p_0 + \rho_0.g.z$$

avec ici, z > 0

Théorème 1 *"Un fluide incompressible transmet intégralement les variations de pression"*

1.8 Fluide compressible assimilable à un gaz parfait

En utilisant la loi fondamentale de la statique des fluides et la définition du gradiant, on obtient :

$$p(z) = p_0 e^{\frac{-Mgz}{Rt_0}}$$

Ceci est vérifié dans un cadre isotherme

1.9 Loi fondamentale de la statique des fluides dans un référentiel non galiléen

On ajoute deux forces dans la somme des forces du PFD :

1. La force d'entraînement $d\overrightarrow{F_{ie}} = -d_m.\overrightarrow{a_e}$
2. La force de coriolis $d\overrightarrow{F_{ic}} = -d_m.\overrightarrow{a_c} = \overrightarrow{0}$

Si le repère est non galiléen, et qu'il est en :

1. Translation rectiligne par rapport à un référentiel galiléen, alors :

$$\overrightarrow{a_e} = a_0.\overrightarrow{i}$$

avec a_0 accélération de ce repère par rapport à celui galiléen

2. Rotation uniforme autour d'un axe fixe du référentiel galiléen :

$$\overrightarrow{ac} = -\omega^2 \overrightarrow{R}$$

avec $\overrightarrow{R}$ la distance entre l'axe de rotation et le point

Les surfaces isobare sont perpendiculaire à $\overrightarrow{g}$ dans un référentiel galiléen,et perpendiculaire à $\overrightarrow{g} - \overrightarrow{a_e}$

1.10 Force pressante et poussé d'Archimède

Définition 6 *On appelle poussé d'Archimède la force définie par :*

$$\overrightarrow{F_{res}} = -\int\int_{surface} p(m).dS.\overrightarrow{n_e}$$

Théorème 2 *"Tous corps immergé dans un ou plusieurs fluide subit une force pressante résultante opposé au poids du fluide déplacé." Cette force est notée* $\overrightarrow{\pi}$

Chapitre 2

Introduction à la thermodynamique

2.1 Critère d'un gaz parfait monoatomique

I) Les atomes sont modélisés par des sphères dur, de rayon r_0 et $r_0 \ll l$, avec l : Distance moyenne inter-atome

II) Il faut que l soit suffisamment grand pour qu'on puisse négligé l'énergie potentielle d'interaction interatomique ($\propto \frac{1}{r}$)

III) La vitesse moyenne de chacun des atomes doit être nul : $<\overrightarrow{v_i}>$. Le gaz est au repos macroscopique

IV) La loi de distribution des vitesses du G.P.M. doit être stationnaire. Le gaz est dit à l'équilibre thermodynamique

V) La loi de distribution des vitesses doit être la même dans toute éléments de volume du gaz. Le gaz est homogène

2.2 Pression cinétique dans un G.P.M.

Considérons un G.P.M. occupant un volume V, constitué de N atomes. Soit d_n le nombre d'atomes percutant dS(M) entre t et t + dt

$$d_n = \frac{n}{6}.dl.dS$$

avec n = $\frac{N}{V}$ Le facteur $\frac{1}{6}$ s'explique par la supposition de l'équirépartition des atomes selon $\overrightarrow{x}$, $\overrightarrow{y}$, $\overrightarrow{z}$, mais seulement la moitié des atomes sont dans le bon sens, donc $\frac{1}{2}.\frac{1}{3} = \frac{1}{6}$ On as aussi :

$$dl = v_3.dt$$

avec v_3 vitesse quadratique moyenne du gaz La pression exercé par un G.P.M est donc :

$$p = \frac{n.m. < v^2 >}{3}$$

2.3 Température cinétique

Définition 7 *Par définition, $<E_c> \geq 0$, donc $T \geq 0$, en Kelvin*

2.4 Fonction d'état d'un gaz parfait et énergie interne

Définition 8 *L'équation d'état régissant les gaz parfaits est :*

$$p.V = n.R.T$$

L'énergie interne d'un gaz parfait monoatomique est donnée par :

$$u_{GPM} = \frac{3}{2}.n.R.T$$

2.5 Étude d'un gaz réel

À faible pression, avec une température T constante, on peut modéliser les gaz réels diatomique par la équation d'état des gaz parfaits. On dit des gaz vérifiant cette équation d'état qu'ils sont parfait L'énergie d'un gaz parfait diatomique est donnée par :

1. A basse température : $u_{GPD} = \frac{3}{2}.n.R.T$ (Molécules en Translation)
2. A température ambiante : $u_{GPD} = \frac{5}{2}.n.R.T$ (Molécules en Translation et en rotation)
3. A haute temperature : $u_{GPD} = \frac{7}{2}.n.R.T$ (Molécules en Translation, rotation et vibration)

2.6 Capacité Calorifique à volume constant

Définition 9 *On défini la capacité calorifique à volume constant par, sachant que u(T,V) :*

$$C_v = (\frac{\partial u}{\partial T})_V$$

Dans le cadre de l'étude d'un gaz parfait, u(T), donc :

$$C_v = \frac{du}{dT}$$

On défini aussi les capacités massique et molaire :

I) $C_{V,m} = \frac{1}{m}.(\frac{\partial u}{\partial T})_V$

II) $C_{V,mol} = \frac{1}{n}(\frac{\partial u}{\partial T})_V$

On obtient donc, pour n moles de G.P. :

$$\Delta u = n.C_{mol}.\Delta T$$

C_V s'exprime en $J.K^{-1}$

2.7 Mélange Gazeux

Dans l'étude d'un mélange gazeux, on défini :

$$n_T = n_1 + n_2 + ... + n_N$$

$$p_T = p_1 + p_2 + ... + p_N$$

La seconde relation est appelé loi de Dalton. Les p_i représente la pression partielle de chacun des gaz. La pression partielle est la pression qui serai exercé par le gaz si il étais seul dans le volume

2.8 Gaz de Van Der Waales

Ce modèle se base sur l'équation d'état des gaz parfait, en ajoutant deux composante, négligé dans le modèle des gaz parfaits.

I) L'interaction moléculaire (attractive). On note p_1 cette correction

II) Le volume propre des atomes (covolume). On note V_1 ce covolume

L'équation qui régit les gaz dits de Van Der Waales est :

$$(p + \frac{n^2}{V^2}.a)(V - nb) = n.R.T$$

avec a et b constante défini par l'expérience

2.9 Système Thermodynamique

Définition 10 *Un système, thermodynamique ou non, est une surface fermé qui délimite un milieu intérieur d'un milieu extérieur. Il en existe trois type :*

I) Système ouvert : Échange de matière et d'énergie

II) Système fermé : Échange d'énergie uniquement

III) Système isolé : Aucun échange avec le milieu extérieur

2.10 Équilibre thermodynamique et évolution quasi statique

Définition 11 *Un système est à l'équilibre thermodynamique si l'évolution est stationnaire, et le système est au repos macroscopique. Quand ce cas, les grandeurs moyenné telque T,p,u ... ont un sens, ce qui n'est pas le cas hors équilibre.*
Une évolution est quasi statique est une évolution ou l'on peut considérer qu'a chaque moment, le système est dans un état d'équilibre thermodynamique. Les grandeurs moyenné ont dans ce cas un sens, et dépendent du temps.

2.11 Grandeur intensive, extensive

Définition 12 *Une grandeur est extensive si l'addition a un sens pour elle. Si ça n'est pas le cas, la grandeur est dit intensive*

2.12 Grandeur et fonction d'état

Définition 13 *Une grandeur est dites d'état si elle caractérise un système. Elles sont définies par l'expérience. Pour un gaz par exemple, on a : p,V,T*
Une fonction d'état est un lien entre les grandeurs d'état.

2.13 Coefficients thermoélastique

Définition 14 *On défini trois coefficients thermoélastique :*

I) $\alpha = \frac{1}{V}(\frac{\partial V}{\partial T})_p$ *Coefficient de dilatation isobare*

II) $\chi_t = -\frac{1}{V}(\frac{\partial V}{\partial p})_T$ *Coefficient de compressibilité isotherme*

III) $\beta = \frac{1}{p}(\frac{\partial p}{\partial T})_V$

Pour déterminer ces coefficients dans l'étude d'un type de gaz, il existe deux méthodes :

I) On intègre la première et on dérive dans la seconde

II) On utilise le fait que : $df(x) = f'(x).dx$ et on différencie l'expression

Chapitre 3

Premier principe de la thermodynamique

3.1 Bilan d'une grandeur extensive

Définition 15 *Soit X une grandeur extensive dans un système fermé.*

$$dX = X(t+dt) - X(t) = \delta X^r + \delta X^p$$

3.2 Grandeur conservatrice

Définition 16 *On dit d'une grandeur extensive qu'elle est conservative si et seulement si $X^P = 0$ Une grandeur extensive conservative est constante si et seulement si le système est isolé.*

3.3 Premier principe de la thermodynamique

Définition 17 *Le premier principe est un principe d'évolution Il existe une grandeur, appelé énergie totale, extensive et conservative, que l'on peut définir dans tout système fermé. On appelle énergie totale d'un système, toutes l'énergie présente, peu importe sa forme.*

$$E_{tot} = E_{m,M} + u + E_{nucl} + E_{autre}$$

Dans le cadre du programme, on se limitera à :

$$E_{tot} = E_{m,M} + u$$

Dans un système fermé, on a :

$$\Delta E_{tot} = E^r_{tot}$$

3.4 Travail en thermodynamique

Définition 18 *En thermodynamique, on appelle travail le travail des forces extérieurs non conservatives. En général, ce sont des forces pressantes. Considérons un système déformable. Notons p_{ext} la pression exercé par le milieu extérieur au voisinage de M. On obtient l'expression du travail :*

$$\delta\omega = -p_{ext}(M).dV$$

On en déduit donc que, si le système se dilate, donc que $dV > 0$, on a $\delta\omega < 0$: Le milieu extérieur est résistant Si le système se comprime, donc que $dV < 0$, on a $\delta\omega > 0$. Le milieu extérieur est moteur Si $\delta\omega = 0$, alors l'évolution est isochore

3.5 Transfert thermique

Le transfert thermique peut prendre trois forme : $\delta Q > 0$, $\delta Q < 0$, $\delta Q = 0$. Pour ce dernier, on dit que l'évolution est adiabatique

3.6 Forme explicite du premier principe

Appliquons le premier principe à un système fermé.

$$\Delta E_{tot} = \Delta E_{m,M} + \Delta u = \omega + Q$$

On détermine Q grâce à cette relation.

3.7 Différents types de travaux

On considère dans toute ces évolutions $\Delta E_{m,M} = 0$.

3.7.1 Évolution adiabatique

Pour qu'un système évolue de manière adiabatique, il faut soit que :

I) Le système soit calorifugé. Il est donc isolé thermiquement.

II) Le système évolue rapidement. En effet, tout problème de transfert thermique est un problème cinétique.

3.7.2 Évolution isochore

L'évolution isochore est caractérisé par un volume constant, donc par un travail nul, comme dV = 0. On obtient donc :

$$\Delta u = Q$$

3.7.3 Évolution isoénergétique

On a Δu=0, donc $\Delta E_{tot} = 0 = \omega + Q$. On obtient donc :

$$Q = -\omega$$

3.8 Différentes formes de travails

3.8.1 Évolution isochore

Dans le cas d'une évolution isochore, on a :

$$\omega = 0$$

3.8.2 Évolution monobar

La pression extérieur est une constante, on la note p_1. On obtient l'expression du travail :

$$\omega = -p_1.(V_2 - V_1)$$

3.8.3 Évolution isobare

Une évolution monobar est une évolution monobar et quasi-statique. L'évolution quasi-statique de n moles de G.P. est caractérisé par une pression intérieur qui est égale a tout moment à la pression extérieur. On as donc : p(t) = p_{ext} L'expression du travail est :

$$\omega = -p_1.(V_2 - V_1)$$

3.8.4 Évolution quasi-statique et isotherme

En partant de l'expression du travail, et comme le gaz vérifie l'équation d'état des gaz parfait, on obtient :

$$\omega = n.R.T_1.ln(\frac{V_1}{V_2})$$

3.8.5 Évolution polytropique d'indice k

On dit d'une évolution qu'elle est polytropique d'indice k si :

$$p(t).V^k(t) = cte$$

Dans ce cas, le travail s'exprime :

$$\omega = \frac{1}{k-1}.n.R.(T_2 - T_1)$$

3.9 Enthalpie

Définition 19 *Soit H grandeur d'état appelé enthalpie. On la défini de la façon suivant :*

$$H = u + p.V$$

Dans le cadre d'un évolution isobare, on obtient :

$$dH = \delta Q$$

Ce qui démontre son intérêt

3.10 Capacité calorifique à pression constante

Définition 20 *On défini la capacité calorifique à pression constante de la façon suivant :*

$$C_{p,mol} = \frac{1}{n}.(\frac{\partial H}{\partial T})_p$$

$$C_{v,mol} = \frac{1}{n}.(\frac{\partial u}{\partial T})_V$$

3.11 Relation de Mayer

Dans le cadre de l'étude d'un G.P., on a :

$$C_v = \frac{du}{dT}$$

d'où

$$C_p = C_v + n.R$$

donc

$$C_{p,mol} - C_{v,mol} = R$$

Définition 21 *On défini la grandeur* $\gamma = \frac{C_{p,mol}}{C_{v,mol}} > 1$
Pour un G.P.M., on a γ *= 1,67*
Pour un G.P.D., on a γ *= 1,4*
On en déduit l'expression de $C_{v,mol}$ *et de* $C_{p,mol}$ *en fonction de* γ

$$C_{v,mol} = \frac{R}{\gamma - 1}$$

$$C_{p,mol} = \frac{\gamma.R}{\gamma - 1}$$

3.12 Phase condensés

Définition 22 *Dans les phases consensée, on peut faire l'hypothèse que u(T) et H(T)*
On obtient donc :

$$C_p = C_v = C$$

Donc, de plus, on obtient :

$$du = dH = C.dT$$

3.13 Principe de la calorimétrie

La vocation de la calorimétrie est de déterminer Q.
Dans le cas d'une évolution isochore :

$$\Delta u = Q$$

Dans le cas d'une évolution isobare :

$$\Delta H = Q$$

3.14 Second principe de la thermodynamique

Le second principe est un principe d'évolution. Dans le $1er$ principe, Q est l'inconnu par excellence. Dans le 2^{nd} principe, c'est S^p

3.15 Réversibilité d'une évolution

Définition 23 *Une évolution est réversible si on peux retourné la ligne du temps, si le passage de $E_i \rightarrow E_f$ et de $E_f \rightarrow E_i$ est possible.*

Partout où il y a phénomène de transport, il y a irréversibilité. Il y a quatre phénomènes qui entraîne de l'irréversibilité :

I) Existence d'un gradiant de temperature. C'est la loi de Fourier.

II) Existence d'un gradiant de concentration. C'est la loi de Fick

III) Existence d'un gradiant de potentiel. $\overrightarrow{E} = -\overrightarrow{grad}(V)$

IV) Existence d'un gradiant de vitesse dans l'écoulement du système. Existence d'une viscosité.

Théorème 3 *"Pour tous système fermé, on peut définir une fonction d'état, notée S, appelé entropie, qui serai une grandeur extensive, mais non conservative. Cette grandeur peut être crée ou non, mais jamais détruite."*

3.16 Bilan entropique

$$\Delta S = S^r + S^p = \int dS$$

$$S^r = \int \frac{\delta Q}{Tf}$$

Si le système est caractérisé par T,V, on a :

$$dS = \frac{du}{T} + \frac{p.dV}{T}$$

Si il est caractérisé par p,T, on a :

$$dS = \frac{dH}{T} - \frac{V.dp}{T}$$

On détermine S^p à l'aide de la relation :

$$S^p = \Delta S - S^r$$

3.17 Expression de dS

Pour un G.P. l'expression de dS est :

$$dS = n.C_v.\frac{dT}{T} + n.R.\frac{dV}{V} = n.C_{p,mol}.\frac{dT}{T} - n.R.\frac{dp}{p}$$

Pour une phase condensé, on a :

$$dS = C.\frac{dT}{T}$$

3.18 Évolution

Toute évolution adiabatique et quasi-statique, dont l'évolution isentropique, vérifie :

$$p(t).V^{\gamma} = cte$$

Il y a quatre types d'évolutions :

I) Isochore (V=cte)

II) Isotherme (T= cte)

III) Isobare (p=cte)

IV) Isentropique (S =cte)

Dans le cadre d'une évolution isentropique, la pente cette évolution dans un diagramme de Watt est γ fois celle d'une isotherme

Chapitre 4

Machines Thermiques

Définition 24 *On dit d'un système qu'il subit une évolution cyclique si périodiquement, le système passe par un même état thermodynamique. Le bilan de toute fonctions d'état, est donc, sur un cycle, nul*

4.1 Diagramme de Clapeyron

Toutes évolutions est décrites à partir de quatre modèles dans ce diagramme :

I) Isobare

II) Isochore

III) Isotherme

IV) Isentropique

Dans un diagramme de Clapeyron, un cycle est dit moteur si il décrit une évolution dans le sens direct
Dans ce diagramme, $\oint$pdV est égale à l'aire du cycle. Il en découle que $\mid \omega \mid$ est l'aire du cycle dans ce diagramme.
Dans un cycle :

$$\Delta u = \omega + Q = 0$$

Il en découle que Q > 0

4.2 Machine thermique

Il existe deux type de sources thermiques :

I) Les thermostat : La temperature de la source est une constante (Océan, lac ...)

II) Les pseudo-sources : La temperature de la source peut évolué sous l'influence de la machine thermique (Cuve ...)

4.3 Moteurs et machines frigorifiques

Soit Q_1 le transfert thermique de la source froide, en contact avec un thermostat de température T_1 et Q_2 le transfert thermique de la source chaude en contact avec un thermostat de température T_2
Du diagramme de Raveau, qui exprime $Q_2 = f(Q_1)$, on extrait deux fonctionnement intéressant :

I) Le moteur ditherme. Celui-ci est caractérisé par :
$\rightarrow$ $Q_1 < 0$
$\rightarrow$ $Q_2 > 0$
$\rightarrow$ $w < 0$

II) La machine frigorifique. Celui-ci est caractérisé par :
$\rightarrow$ $Q_1 > 0$
$\rightarrow$ $Q_2 < 0$
$\rightarrow$ $w > 0$

Dans cette étude, sachant que le système est en contact avec un thermostat, on a les formules suivants :

$$\Delta u = w + Q_1 + Q_2$$

$$\Delta S = \frac{Q_1}{T_1} + \frac{Q_2}{T_2} + S^P$$

4.4 Coefficient d'efficacité

Définition 25 *On appelle coefficient d'efficacité, notée η, le rapport de l'énergie utile de la machine thermique, compte tenu de sa vocation, sur l'énergie dépensé, en valeur absolu.*

$$\eta = \frac{\textit{Énergie utile}}{\textit{Énergie dépensé}}$$

Par exemple, pour un moteur thermique ditherme, on a :

$$\eta = \left| \frac{w}{Q_2} \right|$$

4.5 Cycle de Beau de Roches

Définition 26 *Ce cycle constitue le moteur à quatre temps. Les quatre temps sont :*

→ *Admission du mélange air-essence* ($A_0 \to A$)

→ *Compression* ($A \to B$)

→ *Au point B, en théorie, explosion du mélange, ce qui entraîne une surpression.*

→ *Détente :* $B \to C \to D$

→ *Échappement : Évacuation des gaz brûlés :* $D \to A \to A_0$

Ce cycle est constitué de deux isochores (BC et DA) et de deux isentropique (AB et CD) La formule de S^r *développé dans l'étude n'est plus valable ici, les sources thermique n'étant plus des thermostats, mais des pseudo sources*

4.6 Autres cycles

Il existe d'autre cycles :

→ Cycle Diesel

→ Cycle de Brayton-Joules

→ Cycle de Stirling

4.7 Principe de fonctionnement d'une machine frigorifique

Une machine frigorifique est caractérisé par :

→ $Q_1 > 0$: On récupère de l'énergie depuis la source froide

→ $Q_2 < 0$: On restitue de l'énergie à la source chaude

→ $w > 0$: On doit consommée du travail, généralement de l'énergie électrique

4.7.1 Fonctionnement

Un fluide caloporteur (CFC,NH3....) circulent dans la machine frigorifique. Sous l'action du compresseur, le fluide caloporteur passe de sa phase gazeuse à sa phase liquide. Ce faisant, il restitue de l'énergie à la source chaude. Sous l'action du détendeur, le fluide caloporteur passe de sa phase liquide à sa phase gazeuse. Ce faisant, il absorbe de l'énergie au contact de la source froide.

La machine frigorifique fonctionne donc à l'aide des transitions de phases, qui réclament des transferts thermiques.

Chapitre 5

Transition de phase des corps purs

5.1 Corps purs

Définition 27 *On assimile un système à un corps pur quand on peut considérer que ce système est constitué d'entité chimique de même nature. Le corps pur est un modèle, dans le quel tous corps étranger est supposé infiniment dilué.*

5.2 Corps simple

Définition 28 *On appelle corps simple un corps composé d'une unique entité comme* H_2, O_2

5.3 Phase et transition de phase

5.3.1 Système diphasé

Définition 29 *On dit qu'un système est diphasé si il contient un corps pur dans deux formes. (Eau liquide et gaz par exemple)*

5.3.2 Transition

Un corps pur peut se présenté sous trois formes :
→ Solide
→ Liquide
→ Gaz
Il existe six transitions de phase :

→ Solide → Liquide : Fusion
→ Liquide → Solide : Solidification
→ Liquide → Gaz : Vaporisation
→ Gaz → Liquide : Liquéfaction
→ Gaz → Solide : Condensation
→ Solide → Gaz : Sublimation

5.4 Variance

Définition 30 *La variance d'un système est le nombre de grandeur intensive nécessaire et suffisante pour caractériser l'état du système*

Si le système dépend de (p,V,T), il est divariant. En effet, p et T sont des grandeurs intensives.
Si il ne dépend que de T, le système est dit monovariant.
Tous système diphasé est monovariant.

5.5 Étude du diagramme p=f(t)

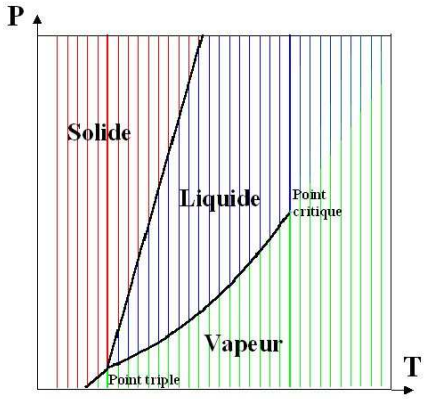


FIG. 5.1 – Diagramme p=f(t)

Il existe deux points caractéristiques sur ce diagramme :
→ T : Point triple du corps pur
→ C : Point Critique

5.5.1 Pente des frontières de coexistence

La pente de la courbe est toujours croissante, c'est à dire qu'une augmention de T impose une augmentation de pression dans un corps pur.
Il existe une exception. Pour l'eau, la pente de la frontière Solide → Liquide est négative

5.5.2 Point Triple : T

Définition 31 *T, appelé point triple, correspond au domaine de coexistence des trois phases du corps pur considéré. Ce point est une propriété intrinsèque du corps. C'est le point triple de l'eau pur qui défini l'échelle de température. On le fixe a 273,15 K.*

5.5.3 Point Critique : C

Définition 32 *C est la limite de coexistence des phases liquide et gazeuse d'un corps pur. Au dessus de ce point, on passe de manière continue de l'état gazeuse à l'état liquide sans observer d'état diphasé. On observe ce qu'on appelle un état fluide.*

5.6 Diagramme p=f(v) de l'équilibre liquide-gaz. Isotherme d'Andrews

Dans cette étude, v est le volume massique.

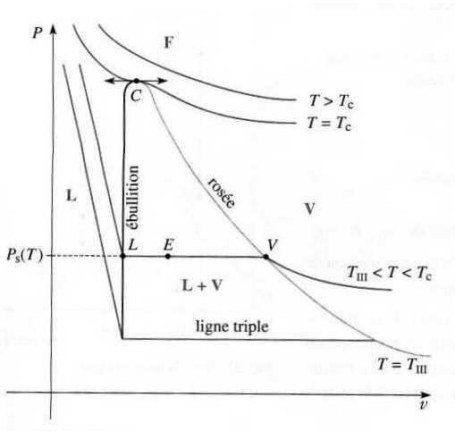


FIG. 5.2 – Diagramme p=f(v)

Au point L, il y a apparition de la première bulle de Gaz. Au point V,

la dernière goutte d'eau ce vaporise. Cette évolution s'effectue à pression constante. Cette pression, qui est notée P_s(T) ou π_s(T), est la pression de vapeur saturante. Cette pression augmente avec la température. Ceci est l'illustration que tout système diphasé est monovariante. Ceci est vrai pour T<T_s. Pour $T > T_s$, on passe de l'état liquide à l'état gazeux de manière continue, on dit qu'on est dans un état fluide.

5.6.1 Propriété du point critique

Opalesence Optique

Au point critique, pour T=T_c, χ_t tend vers ∞. Ceci implique donc que la densité du milieu connait de très forte fluctuation, or on montre que l'indice d'un milieu est lié à la densité de celui-ci. Dans ces conditions, le corps pur diffuse de manière particulière la lumière, on appele ce phénomène opalescence optique.

Stockage des fluides

D'après l'équation d'état de l'eau liquide, on à montré qu'une faible augmentation de température, au corps d'une évolution isochore, entrainement une très forte augmentation de pression. Pour cette raison, on stocke les fluides dans un état diphasé. On les stocke dans un volume V supérieur au volume V_c du point critique, car une augmentation de temperature entraine un augmentation de pression relativement faible.

5.7 Enthalpie et entropie de transition de phase

On defini au cours de cette section l'enthalipe et l'entropie au cours de certaine évolution. Cependant, ces deux grandeurs sont toutes deux des fonctions d'états, donc les expressions qui suivent sont vrai pour tout type d'évolution.

5.7.1 Enthalpie

Définition 33 *Dans le cadre d'une évolution isotherme, on a :*

$$\Delta H = ml = L = Q$$

Chaleur latente

Définition 34 *La variation d'enthalpie d'un corps pur au court d'une transition de phase est appelé chaleur latente de transition de phase, notée L.*

De plus, nous savons que Q est positif pour une transition de phase d'un état ordonné vers un état moins ordonnée. Ce qui implique que dans ce cas, L est positif. Dans la situation inverse, L est négatif, tout comme Q.

5.8 Entropie

Définition 35 *Dans le cadre d'une évolution isotherme, donc isobare, la variation d'entropie d'une masse m de corps pur est donnée par :*

$$\Delta S = \frac{ml}{T}$$

5.9 Complément de culture

5.9.1 Évaporation

Considérons de l'eau. Cette eau se vaporise, à une température T_0, jusqu'à atteindre la pression de vapeur saturante, π_s, qui dépend de T. Dans l'atmosphère, l'eau se vaporise jusqu'à que la pression partielle de l'eau soit égale à π_s. On défini donc τ, le taux d'hygrométrie, qui est le rapport de la pression partielle de l'eau sur la pression de vapeur saturante :

$$\tau = \frac{p(H_2O)}{\pi_s(T_0)}$$

5.9.2 Ébullition

L'ébullition est l'apparition de bulle dans un liquide. La condition d'ébulition est :

$$\begin{cases} \pi_s(T_0) > p_0 + \rho gh \text{ Ébullition} \\ \pi_s(T_0) < p_1 + \rho gh \text{ Pas ébulition} \end{cases}$$

avec $p_1 > p_0$

5.9.3 Etat métastable

Très souvent, dans les transitions de phases, il existe un retard. On parle durant ce retard d'état métastable. Ce retard s'exprime dans de nombreux phénomène comme :

→ Trainée blanche apres le passage des avions

→ Chevaux du lac Ladoga

www.tunisie-etudes.info

Ce document a été téléchargé depuis
www.tunisie-etudes.info

Des documents gratuits, devoirs, examens, cours, exercices, corrigés... Ainsi que toute une rubrique pour vous aider à trouver un emploi sans oublier les avis de concours en direct

Notre page Twitter :
http://www.twitter.com/TunisieEtudes
Notre page FaceBook :
http://www.facebook.com/pages/wwwtunisie-etudesinfo/257388010106



Merci d'avoir choisi www.tunisie-etudes.info
Bonne lecture et bon travail