

Thermodynamique.

P. Ribière

Collège Stanislas

Année Scolaire 2016/2017

- 1 Introduction à la thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
- 3 Premier principe de la thermodynamique.
- 4 Les modèles des états de la matière.
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.
- 6 Second principe de la thermodynamique.
- 7 Etude des machines thermiques.
- 8 Le changement d'état.

Plan

- 1 Introduction à la thermodynamique.
 - Description d'un système thermodynamique.
 - L'évolution d'un système thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
- 3 Premier principe de la thermodynamique.
- 4 Les modèles des états de la matière.
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.
- 6 Second principe de la thermodynamique.
- 7 Etude des machines thermiques.
- 8 Le changement d'état.

Un système thermodynamique doit être **macroscopique** et **fermé**.

Un système thermodynamique doit être **macroscopique** et **fermé**.

Le but de la thermodynamique est de caractériser **l'état (d'équilibre) du système après une transformation donnée**.

Un système thermodynamique doit être **macroscopique** et **fermé**.

Le but de la thermodynamique est de caractériser **l'état (d'équilibre) du système après une transformation donnée**.

La **représentation du système** est l'ensemble des variables nécessaires et suffisantes pour complètement décrire l'état du système.

Le nombre de ces variables est **la variance du système**.

Un système thermodynamique doit être **macroscopique** et **fermé**.

Le but de la thermodynamique est de caractériser **l'état (d'équilibre) du système après une transformation donnée**.

La **représentation du système** est l'ensemble des variables nécessaires et suffisantes pour complètement décrire l'état du système.

Le nombre de ces variables est **la variance du système**.

Une fois la représentation du système choisie, les autres variables s'expriment des premières à l'aide de **l'équation d'état**.

Distinction entre variables extensives et variables intensives.

Définition d'une variable extensive

Une variable **extensive** est une variable qui est définie pour le système dans sa globalité et qui est **additive à une partition du système**.

Exemple : $n, m, V \dots$

Définition d'une variable intensive

Une variable **intensive** est une variable locale, qui peut être définie en tout point du système, et qui est **non additive à une partition du système**.

Exemple : $T(M), P(M), \rho(M) = \frac{dm}{dV} \dots$

Plan

- 1 Introduction à la thermodynamique.
 - Description d'un système thermodynamique.
 - L'évolution d'un système thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
- 3 Premier principe de la thermodynamique.
- 4 Les modèles des états de la matière.
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.
- 6 Second principe de la thermodynamique.
- 7 Etude des machines thermiques.
- 8 Le changement d'état.

Partant d'un état d'**équilibre initial**, la **modification d'un paramètre extérieur**, contrôlé par l'expérimentateur entraîne **l'évolution spontanée du système vers un état d'équilibre final**.

Pour bien caractériser la transformation, il faut étudier les parois du système.

Pour bien caractériser la transformation, il faut étudier les parois du système.

Système **indéformable** ou **déformable** (piston mobile) : équilibre des pressions ?

Pour bien caractériser la transformation, il faut étudier les parois du système.

Système **indéformable ou déformable** (piston mobile) : équilibre des pressions ?

Système **calorifugé, aux parois athermales** ou système **aux parois diathermes** : équilibre des températures ?

Pour bien caractériser la transformation, il faut distinguer divers types de transformation.

Pour bien caractériser la transformation, il faut distinguer divers types de transformation.

Transformations brutales où seules les variables extérieures sont définies
et **les transformations quasi-statiques** avec équilibre des pressions ("rapide") ou des températures ("très lent")

Pour bien caractériser la transformation, il faut distinguer divers types de transformation.

Transformations brutales où seules les variables extérieures sont définies
et **les transformations quasi-statiques** avec équilibre des pressions ("rapide") ou des
températures ("très lent")

Transformations cycliques où l'état final est identique à l'état initial
et **les transformations réversibles** où chaque état du système lors de son évolution est un état
d'équilibre.

Plan

- 1 Introduction à la thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
 - Exemple de bilan d'énergie en thermodynamique.
 - L'énergie mécanique et l'énergie interne
 - Le travail des forces de pression.
 - Les transferts thermiques
 - Le sens physique des notations.
- 3 Premier principe de la thermodynamique.
- 4 Les modèles des états de la matière.
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.
- 6 Second principe de la thermodynamique.
- 7 Etude des machines thermiques.
- 8 Le changement d'état.

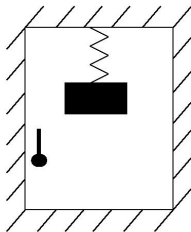


FIGURE – Etude d'un système isolé

Point de vue mécanique :

$$\Delta E = E_{fin} - E_{ini} = -\frac{1}{2}ka^2$$

$$\Delta E = W_{\text{forces de frottement fluide}}$$

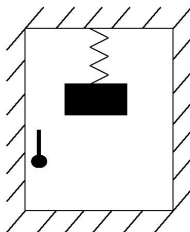


FIGURE – Etude d'un système isolé

Point de vue thermodynamique :

$$\Delta E + \Delta U = 0$$

ΔU reliée à une augmentation de température.

Plan

- 1 Introduction à la thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
 - Exemple de bilan d'énergie en thermodynamique.
 - **L'énergie mécanique et l'énergie interne**
 - Le travail des forces de pression.
 - Les transferts thermiques
 - Le sens physique des notations.
- 3 Premier principe de la thermodynamique.
- 4 Les modèles des états de la matière.
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.
- 6 Second principe de la thermodynamique.
- 7 Etude des machines thermiques.
- 8 Le changement d'état.

Energie mécanique $E = E_C + E_P$

Mouvement d'ensemble (du centre de gravité du système)

Energie interne du système U

$$U = \sum_{part \in syst} (\epsilon_c + \epsilon_p)$$

Expression liant les variables d'état et l'énergie interne selon la nature du système.

Plan

- 1 Introduction à la thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
 - Exemple de bilan d'énergie en thermodynamique.
 - L'énergie mécanique et l'énergie interne
 - **Le travail des forces de pression.**
 - Les transferts thermiques
 - Le sens physique des notations.
- 3 Premier principe de la thermodynamique.
- 4 Les modèles des états de la matière.
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.
- 6 Second principe de la thermodynamique.
- 7 Etude des machines thermiques.
- 8 Le changement d'état.

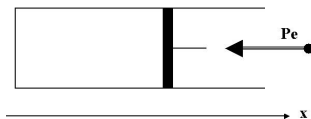


FIGURE – Travail des forces de pression extérieure

$$\vec{F} = -p_e S \vec{u}_x$$

$$\delta W = \vec{F} \cdot \vec{v} dt = \vec{F} \cdot (dx \vec{u}_x) = -p_e (S dx) = -p_e dV$$

Travail des forces de pression.

$$\delta W = -p_e dV$$

$$W = \int_I^F \delta W = - \int_I^F p_e dV$$

Plan

- 1 Introduction à la thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
 - Exemple de bilan d'énergie en thermodynamique.
 - L'énergie mécanique et l'énergie interne
 - Le travail des forces de pression.
 - **Les transferts thermiques**
 - Le sens physique des notations.
- 3 Premier principe de la thermodynamique.
- 4 Les modèles des états de la matière.
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.
- 6 Second principe de la thermodynamique.
- 7 Etude des machines thermiques.
- 8 Le changement d'état.

Les transferts thermiques.

Les transferts thermiques sont l'ensemble des transferts d'énergie qui ne sont pas liés à un travail extérieur.

Les transferts thermiques.

Les transferts thermiques sont l'ensemble des transferts d'énergie qui ne sont pas liés à un travail extérieur.

Divers types de transferts thermiques :

- Les transferts par conduction (par diffusion dans un milieu matériel)
- Les transferts par rayonnement (onde e.m., corps noir)
- Les transferts par convection (dans un fluide)

Plan

- 1 Introduction à la thermodynamique.
- 2 **Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.**
 - Exemple de bilan d'énergie en thermodynamique.
 - L'énergie mécanique et l'énergie interne
 - Le travail des forces de pression.
 - Les transferts thermiques
 - **Le sens physique des notations.**
- 3 Premier principe de la thermodynamique.
- 4 Les modèles des états de la matière.
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.
- 6 Second principe de la thermodynamique.
- 7 Etude des machines thermiques.
- 8 Le changement d'état.

Grandeurs d'état : $U, E \dots$

Variations infinitésimales : $dU, dE, \dots$

Variations globales $\Delta U = \int_I^F dU = U_F - U_I, \Delta E = E_F - E_I, \dots$

Leurs variations ne dépendent que de l'état initial et de l'état final, pas du chemin suivi de $I \rightarrow F$

Grandeurs variationnelles : $W, Q, \dots$

Variations infinitésimales : $\delta W, \delta Q, \dots$

Variations globales $W = \int_I^F \delta W, Q = \int_I^F \delta Q, \dots$

Leurs variations dépendent du chemin suivi de $I \rightarrow F$

Plan

- 1 Introduction à la thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
- 3 **Premier principe de la thermodynamique.**
 - **Expression globale.**
 - Expression infinitésimale.
- 4 Les modèles des états de la matière.
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.
- 6 Second principe de la thermodynamique.
- 7 Etude des machines thermiques.
- 8 Le changement d'état.

Le premier principe de la thermodynamique :

- L'énergie interne U est extensive.
- L'énergie interne U est une fonction d'état.
- La variation d'énergie interne et d'énergie d'un système S fermé entre deux états I et F, recevant (algébriquement) un travail W et une chaleur Q est

$$\Delta E + \Delta U = W + Q$$

Bilan énergétique entre l'état Initial et l'état Final :

Premier principe (global) de la thermodynamique

$$\Delta U + \Delta E = W + Q$$

Plan

- 1 Introduction à la thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
- 3 Premier principe de la thermodynamique.**
 - Expression globale.
 - **Expression infinitésimale.**
- 4 Les modèles des états de la matière.
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.
- 6 Second principe de la thermodynamique.
- 7 Etude des machines thermiques.
- 8 Le changement d'état.

Variation entre deux états infiniment proches : $T \rightarrow T + dT$, $P \rightarrow P + dP$, ...

Premier principe (infinitésimal) de la thermodynamique

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

Plan

- 1 Introduction à la thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
- 3 Premier principe de la thermodynamique.
- 4 Les modèles des états de la matière.**
 - **Les 3 principaux états de la matière.**
 - Le modèle du Gaz Parfait.
 - Le modèle du liquide incompressible.
 - Le modèle du solide incompressible.
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.
- 6 Second principe de la thermodynamique.
- 7 Etude des machines thermiques.
- 8 Le changement d'état.

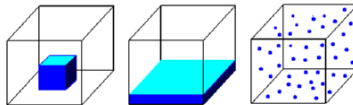


FIGURE – Trois états de la matière

Etat solide :

Forme propre.
Volume propre.

Etat ordonné (cristal)
Interaction importante
(d_{mol} faible)

Etat liquide :

Forme selon récipient.
Volume propre.

Etat désordonné
Interaction importante
(d_{mol} faible)

Etat gazeux :

Forme selon récipient.
Volume selon récipient.

Etat désordonné
Interaction faible
(d_{mol} grande) : G.P.

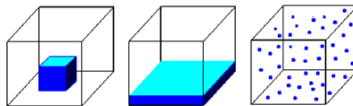


FIGURE – Trois états de la matière

Etat solide :

Forme propre.
Volume propre.

Etat ordonné (cristal)
Interaction importante
(d_{mol} faible)

Etat liquide :

Forme selon récipient.
Volume propre.

Etat désordonné
Interaction importante
(d_{mol} faible)

Etat gazeux :

Forme selon récipient.
Volume selon récipient.

Etat désordonné
Interaction faible
(d_{mol} grande) : G.P.

Il existe des états intermédiaires comme l'état vitreux.

Plan

- 1 Introduction à la thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
- 3 Premier principe de la thermodynamique.
- 4 Les modèles des états de la matière.**
 - Les 3 principaux états de la matière.
 - **Le modèle du Gaz Parfait.**
 - Le modèle du liquide incompressible.
 - Le modèle du solide incompressible.
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.
- 6 Second principe de la thermodynamique.
- 7 Etude des machines thermiques.
- 8 Le changement d'état.

Définition d'un gaz parfait

Un gaz est dit parfait si les particules qui le constituent n'interagissent pas entre elles, à l'exception des chocs.

Equation d'état des gaz parfaits.

$$p.V = nRT$$

Energie interne U du Gaz Parfait.

$$dU^{G.P.} = C_v.dT$$

$$\Delta U^{G.P.} = C_v.\Delta T$$

Energie interne U du Gaz Parfait.

$$dU^{G.P.} = C_v.dT$$

$$\Delta U^{G.P.} = C_v.\Delta T$$

$$\text{G.P. Monoatomique } C_v^{G.P.M.} = \frac{3}{2}nR$$

Energie interne U du Gaz Parfait.

$$dU^{G.P.} = C_v.dT$$

$$\Delta U^{G.P.} = C_v.\Delta T$$

G.P. Monoatomique $C_v^{G.P.M.} = \frac{3}{2}nR$

G.P. Diatomique $C_v^{G.P.D.} = \frac{5}{2}nR$ excellent modèle pour l'air

Energie U et Enthalpie H du Gaz Parfait.

$$H = U + pV$$

$$C_p = C_v + nR$$

$$\gamma = \frac{C_p}{C_v}$$

Energie U et Enthalpie H du Gaz Parfait.

$$H = U + pV$$

$$C_p = C_v + nR$$

$$\gamma = \frac{C_p}{C_v}$$

$$C_v = \frac{nR}{\gamma-1} \text{ et } C_p = \frac{nR\gamma}{\gamma-1}$$

Energie U et Enthalpie H du Gaz Parfait.

$$H = U + pV$$

$$C_p = C_v + nR$$

$$\gamma = \frac{C_p}{C_v}$$

$$C_v = \frac{nR}{\gamma-1} \text{ et } C_p = \frac{nR\gamma}{\gamma-1}$$

$$\text{G.P. Monoatomique } \gamma = \frac{5}{3}$$

Energie U et Enthalpie H du Gaz Parfait.

$$H = U + pV$$

$$C_p = C_v + nR$$

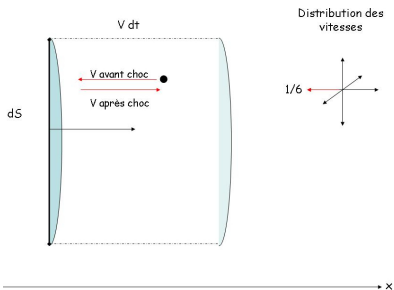
$$\gamma = \frac{C_p}{C_v}$$

$$C_v = \frac{nR}{\gamma-1} \text{ et } C_p = \frac{nR\gamma}{\gamma-1}$$

$$\text{G.P. Monoatomique } \gamma = \frac{5}{3}$$

$$\text{G.P. Diatomique } \gamma = \frac{7}{5} = 1,4 \text{ excellent modèle pour l'air}$$

Modèle statistique pour le gaz parfait monoatomique pour établir l'expression de la pression cinétique :



Modèle simpliste de distribution des vitesses dans un Gaz Parfait Monoatomique.

- Modèle d'isotropie simpliste $\frac{1}{6}$ dans chacune des 6 directions principales.
- Modèle de répartition des vitesses simpliste : toutes les particules ont la même vitesse v^*
- Toutes les particules subissent les chocs au même moment.

FIGURE – Modèle de distribution des vitesses dans un Gaz Parfait.

Modèle statistique pour le gaz parfait monoatomique pour établir l'expression de la pression cinétique :

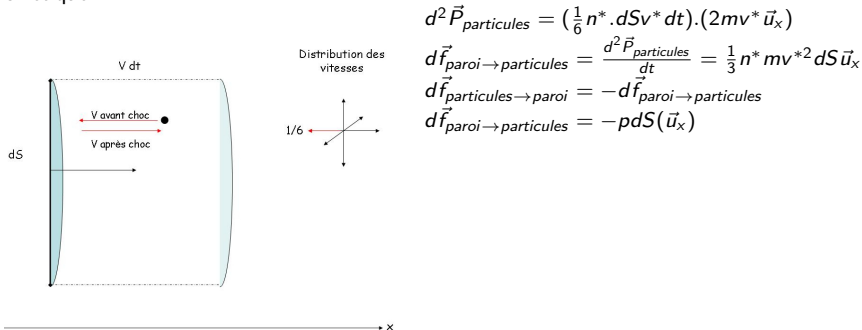


FIGURE – Modèle de distribution des vitesses dans un Gaz Parfait.

Modèle statistique pour le gaz parfait monoatomique pour établir l'expression de la pression cinétique :

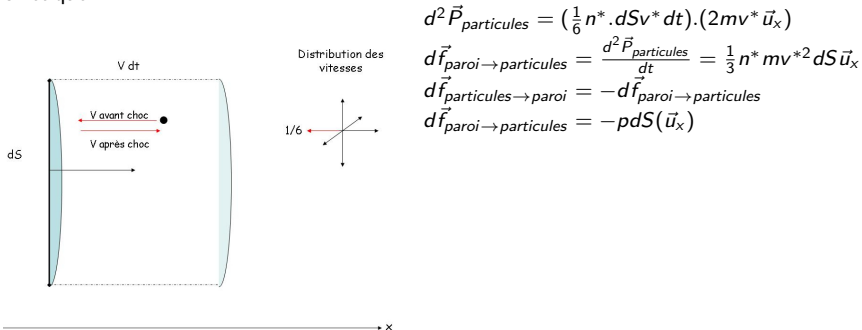


FIGURE – Modèle de distribution des vitesses dans un Gaz Parfait.

Pression cinétique du GPM.

$$p = \frac{1}{3} n^* m v^{*2}$$

Pression cinétique du GPM.

$$p = \frac{1}{3} n^* m v^{*2}$$

Pression cinétique du GPM.

$$p = \frac{1}{3} n^* m v^{*2}$$

Température cinétique du GPM.

$$\frac{1}{2} m v^{*2} = \frac{3}{2} k_B T$$

$\frac{3}{2} k_B T$ car 3 degrés de liberté quadratique ($\epsilon_c = \frac{1}{2} m v^{*2} = \frac{1}{2} m v_x^{*2} + \frac{1}{2} m v_y^{*2} + \frac{1}{2} m v_z^{*2}$)
contribuant chacun pour $\frac{1}{2} k_B T$

Pression cinétique du GPM.

$$p = \frac{1}{3} n^* m v^{*2}$$

Température cinétique du GPM.

$$\frac{1}{2} m v^{*2} = \frac{3}{2} k_B T$$

$\frac{3}{2} k_B T$ car 3 degrés de liberté quadratique ($\epsilon_c = \frac{1}{2} m v^{*2} = \frac{1}{2} m v_x^{*2} + \frac{1}{2} m v_y^{*2} + \frac{1}{2} m v_z^{*2}$)
 contribuant chacun pour $\frac{1}{2} k_B T$

donc $pV = nRT$ avec $R = N_A \cdot k_B$

généralisable à tous les GP en utilisant la vitesse du centre de gravité.

Pression cinétique du GPM.

$$p = \frac{1}{3} n^* m v^{*2}$$

Température cinétique du GPM.

$$\frac{1}{2} m v^{*2} = \frac{3}{2} k_B T$$

$\frac{3}{2} k_B T$ car 3 degrés de liberté quadratique ($\epsilon_c = \frac{1}{2} m v^{*2} = \frac{1}{2} m v_x^{*2} + \frac{1}{2} m v_y^{*2} + \frac{1}{2} m v_z^{*2}$)
 contribuant chacun pour $\frac{1}{2} k_B T$

donc $pV = nRT$ avec $R = N_A \cdot k_B$

généralisable à tous les GP en utilisant la vitesse du centre de gravité.

$$\text{donc } U^{GPM} = \sum \frac{1}{2} m v^{*2} = \frac{3}{2} nRT$$

$$\text{donc } U^{GPD} = \sum \left(\frac{1}{2} m v^{*2} + \frac{1}{2} J_x \omega_x^{*2} + \frac{1}{2} J_y \omega_y^{*2} \right) = \frac{5}{2} nRT$$

Plan

- 1 Introduction à la thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
- 3 Premier principe de la thermodynamique.
- 4 Les modèles des états de la matière.**
 - Les 3 principaux états de la matière.
 - Le modèle du Gaz Parfait.
 - **Le modèle du liquide incompressible.**
 - Le modèle du solide incompressible.
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.
- 6 Second principe de la thermodynamique.
- 7 Etude des machines thermiques.
- 8 Le changement d'état.

En première approximation, le liquide peut être considéré comme incompressible.
(Attention, les ondes sonores montrent que le liquide est compressible.)

Energie interne U et enthalpie H du liquide incompressible.

$$dU^{liq.} \simeq dH^{liq.} = C^{liq.} .dT$$

$$\Delta U^{liq.} \simeq \Delta H^{liq.} = C^{liq.} .\Delta T$$

$$C^{eau\ liq.} \simeq 4,18kJ.kg^{-1}.K^{-1}$$

Plan

- 1 Introduction à la thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
- 3 Premier principe de la thermodynamique.
- 4 Les modèles des états de la matière.**
 - Les 3 principaux états de la matière.
 - Le modèle du Gaz Parfait.
 - Le modèle du liquide incompressible.
 - **Le modèle du solide incompressible.**
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.
- 6 Second principe de la thermodynamique.
- 7 Etude des machines thermiques.
- 8 Le changement d'état.

En première approximation, le solide peut être considéré comme incompressible.
(Attention, les ondes sonores montrent que le solide est compressible.)

Energie interne U et enthalpie H du solide incompressible.

$$dU^{sol.} \simeq dH^{sol.} = C^{sol.} . dT$$
$$\Delta U^{sol.} \simeq \Delta H^{sol.} = C^{sol.} . \Delta T$$

Plan

- 1 Introduction à la thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
- 3 Premier principe de la thermodynamique.
- 4 Les modèles des états de la matière.
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.**
 - **Le diagramme de Clapeyron-Watt**
 - la transformation isochore.
 - la transformation monobare.
 - la transformation isobare.
 - la transformation isotherme.
 - la transformation adiabatique réversible.
- 6 Second principe de la thermodynamique.
- 7 Etude des machines thermiques.
- 8 Le changement d'état.

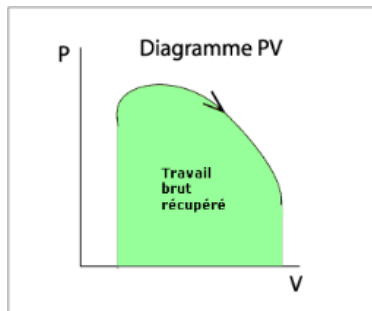


FIGURE – Diagramme de Clapeyron Watt et lecture graphique du travail.

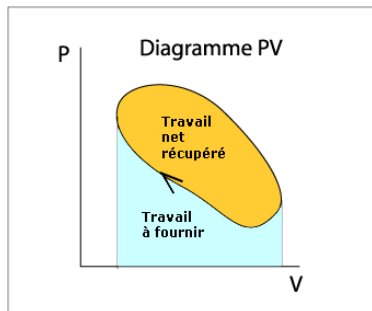


FIGURE – Diagramme de Clapeyron Watt et lecture graphique du travail d'un cycle.

Un cycle moteur est décrit dans le sens horaire.

Plan

- 1 Introduction à la thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
- 3 Premier principe de la thermodynamique.
- 4 Les modèles des états de la matière.
- 5 **Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.**
 - Le diagramme de Clapeyron-Watt
 - **la transformation isochore.**
 - la transformation monobare.
 - la transformation isobare.
 - la transformation isotherme.
 - la transformation adiabatique réversible.
- 6 Second principe de la thermodynamique.
- 7 Etude des machines thermiques.
- 8 Le changement d'état.

Définition d'une transformation isochore

Une évolution isochore est une évolution qui se fait alors que le volume du système reste constant.

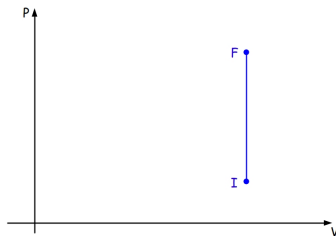


FIGURE – Transformation isochore.

$$dV = 0 \text{ donc } W = 0$$

$$\text{1er principe : } Q = \Delta U$$

Plan

- 1 Introduction à la thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
- 3 Premier principe de la thermodynamique.
- 4 Les modèles des états de la matière.
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.**
 - Le diagramme de Clapeyron-Watt
 - la transformation isochore.
 - **la transformation monobare.**
 - la transformation isobare.
 - la transformation isotherme.
 - la transformation adiabatique réversible.
- 6 Second principe de la thermodynamique.
- 7 Etude des machines thermiques.
- 8 Le changement d'état.

Définition d'une transformation monobare

Une évolution monobare est une évolution au cours de laquelle la pression extérieure reste constante.

$$W = - \int_I^F p_e dV = -p_e (V_F - V_I)$$

$$\text{1er principe : } Q = \Delta U - W$$

Plan

- 1 Introduction à la thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
- 3 Premier principe de la thermodynamique.
- 4 Les modèles des états de la matière.
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.**
 - Le diagramme de Clapeyron-Watt
 - la transformation isochore.
 - la transformation monobare.
 - **la transformation isobare.**
 - la transformation isotherme.
 - la transformation adiabatique réversible.
- 6 Second principe de la thermodynamique.
- 7 Etude des machines thermiques.
- 8 Le changement d'état.

Définition d'une transformation isobare

Une évolution isobare est une évolution suffisamment lente du système de façon à ce qu'à chaque instant, la pression intérieure p du système s'équilibre avec la pression extérieure p_e .

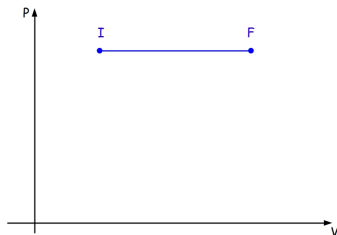


FIGURE – Transformation isobare.

$$W = - \int_I^F p_e dV = -p(V_F - V_I)$$

$$\text{1er principe : } Q = \Delta U - W = (U_F + p_F \cdot V_F - U_I - p_I \cdot V_I)$$

Réexpression du premier principe pour une évolution isobare.

$$\Delta H = Q$$

Plan

- 1 Introduction à la thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
- 3 Premier principe de la thermodynamique.
- 4 Les modèles des états de la matière.
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.**
 - Le diagramme de Clapeyron-Watt
 - la transformation isochore.
 - la transformation monobare.
 - la transformation isobare.
 - **la transformation isotherme.**
 - la transformation adiabatique réversible.
- 6 Second principe de la thermodynamique.
- 7 Etude des machines thermiques.
- 8 Le changement d'état.

Définition d'une transformation isotherme

Une évolution isotherme est une évolution extrêmement lente du système de façon à ce qu'à chaque instant, la température intérieure T du système s'équilibre avec la température extérieure T_e .

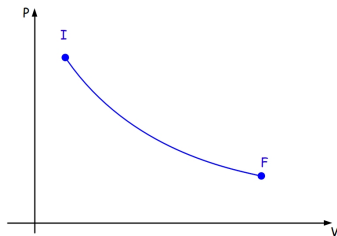


FIGURE – Transformation isotherme.

$$W = - \int p dV = - \int_I^F \frac{nRT}{V} dV = -nRT \int_I^F \frac{dV}{V} = -nRT \cdot \ln\left(\frac{V_F}{V_I}\right)$$

1er principe : $Q = -W$

Plan

- 1 Introduction à la thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
- 3 Premier principe de la thermodynamique.
- 4 Les modèles des états de la matière.
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.**
 - Le diagramme de Clapeyron-Watt
 - la transformation isochore.
 - la transformation monobare.
 - la transformation isobare.
 - la transformation isotherme.
 - **la transformation adiabatique réversible.**
- 6 Second principe de la thermodynamique.
- 7 Etude des machines thermiques.
- 8 Le changement d'état.

Définition d'une transformation adiabatique réversible

Une évolution est dite adiabatique si le système n'échange pas de chaleur avec l'extérieur lors de son évolution.

Une évolution est dite réversible si le système est à tout instant lors de l'évolution à l'équilibre (mécanique) avec l'extérieur.

Lors de l'évolution adiabatique réversible d'un gaz parfait, les lois de Laplace sont vérifiées :

$$PV^\gamma = \text{constante soit } P_F V_F^\gamma = P_I V_I^\gamma$$

Définition d'une transformation adiabatique réversible

Une évolution est dite adiabatique si le système n'échange pas de chaleur avec l'extérieur lors de son évolution.

Une évolution est dite réversible si le système est à tout instant lors de l'évolution à l'équilibre (mécanique) avec l'extérieur.

Lors de l'évolution adiabatique réversible d'un gaz parfait, les lois de Laplace sont vérifiées :

$$PV^\gamma = \text{constante soit } P_F V_F^\gamma = P_I V_I^\gamma$$

$$TV^{\gamma-1} = \text{constante}_2 \text{ et } TP^{\frac{1-\gamma}{\gamma}} = \text{constante}_3.$$

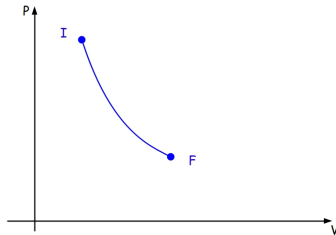


FIGURE – Transformation adiabatique réversible.

Définition d'une transformation adiabatique réversible

Une évolution est dite adiabatique si le système n'échange pas de chaleur avec l'extérieur lors de son évolution.

Une évolution est dite réversible si le système est à tout instant lors de l'évolution à l'équilibre (mécanique) avec l'extérieur.

Lors de l'évolution adiabatique réversible d'un gaz parfait, les lois de Laplace sont vérifiées :

$$PV^\gamma = \text{constante soit } P_F V_F^\gamma = P_I V_I^\gamma$$

Définition d'une transformation adiabatique réversible

Une évolution est dite adiabatique si le système n'échange pas de chaleur avec l'extérieure lors de son évolution.

Une évolution est dite réversible si le système est à tout instant lors de l'évolution à l'équilibre (mécanique) avec l'extérieur.

Lors de l'évolution adiabatique réversible d'un gaz parfait, les lois de Laplace sont vérifiées :

$$PV^\gamma = \text{constante} \text{ soit } P_F V_F^\gamma = P_I V_I^\gamma$$

$$TV^{\gamma-1} = \text{constante}_2 \text{ et } TP^{\frac{1-\gamma}{\gamma}} = \text{constante}_3.$$

$$Q = 0 \text{ donc le 1er principe donne } \Delta U = W$$

Plan

- 1 Introduction à la thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
- 3 Premier principe de la thermodynamique.
- 4 Les modèles des états de la matière.
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.
- 6 Second principe de la thermodynamique.**
 - **Expression globale.**
 - Expression infinitésimale.
 - Identité thermodynamique.
 - Expression de la variation d'entropie.
- 7 Etude des machines thermiques.
- 8 Le changement d'état.

Il existe une fonction S en $J.K^{-1}$ appelée entropie telle que :

- S est une fonction extensive.
- S est une fonction d'état.
- Au cours de l'évolution d'un système fermé, l'entropie du système vérifie l'inégalité suivante $dS \geq \frac{\delta Q}{T_e}$.

Bilan d'entropie entre l'état Initial et l'état Final :

Second principe (global) de la thermodynamique

$$\Delta S = S_{\text{échangée}} + S_{\text{créée}}$$

$$S_{\text{échangée}} = \int_I^F \frac{\delta Q}{T_e}$$

$$S_{\text{créée}} \geq 0$$

(égalité dans le cas de réversibilité)

Plan

- 1 Introduction à la thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
- 3 Premier principe de la thermodynamique.
- 4 Les modèles des états de la matière.
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.
- 6 Second principe de la thermodynamique.**
 - Expression globale.
 - **Expression infinitésimale.**
 - Identité thermodynamique.
 - Expression de la variation d'entropie.
- 7 Etude des machines thermiques.
- 8 Le changement d'état.

Variation entre deux états infiniment proches : $T \rightarrow T + dT$, $P \rightarrow P + dP$, ...

Second principe (global) de la thermodynamique

$$dS = \delta S_{\text{échangée}} + \delta S_{\text{créée}}$$

$$\delta S_{\text{échangée}} = \frac{\delta Q}{T_e}$$

$$\delta S_{\text{créée}} \geq 0$$

(égalité dans le cas de réversibilité)

Variation entre deux états infiniment proches : $T \rightarrow T + dT$, $P \rightarrow P + dP$, ...

Second principe (global) de la thermodynamique

$$dS = \delta S_{\text{échangée}} + \delta S_{\text{créée}}$$

$$\delta S_{\text{échangée}} = \frac{\delta Q}{T_e}$$

$$\delta S_{\text{créée}} \geq 0$$

(égalité dans le cas de réversibilité)

Principe d'évolution : il oriente la flèche du temps, définit le champ des possibles.

Plan

- 1 Introduction à la thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
- 3 Premier principe de la thermodynamique.
- 4 Les modèles des états de la matière.
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.
- 6 Second principe de la thermodynamique.**
 - Expression globale.
 - Expression infinitésimale.
 - **Identité thermodynamique.**
 - Expression de la variation d'entropie.
- 7 Etude des machines thermiques.
- 8 Le changement d'état.

Pour la transformation réversible associée :

Identité thermodynamique

$$dU = TdS - pdV$$

$$dH = TdS + Vdp$$

Plan

- 1 Introduction à la thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
- 3 Premier principe de la thermodynamique.
- 4 Les modèles des états de la matière.
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.
- 6 Second principe de la thermodynamique.**
 - Expression globale.
 - Expression infinitésimale.
 - Identité thermodynamique.
 - Expression de la variation d'entropie.
- 7 Etude des machines thermiques.
- 8 Le changement d'état.

Expression de la variation d'entropie.

Pour le G.P. : $\Delta S^{G.P.} = S_F - S_I = C_v \ln \left(\frac{T_F}{T_I} \right) + nR \ln \left(\frac{V_F}{V_I} \right)$ ou

$$\Delta S^{G.P.} = S_F - S_I = C_p \ln \left(\frac{T_F}{T_I} \right) - nR \ln \left(\frac{P_F}{P_I} \right)$$

Pour le liquide incompressible : $\Delta S^{liq} = S_F - S_I = C^{liq} \ln \left(\frac{T_F}{T_I} \right)$

Pour le solide incompressible : $\Delta S^{sol} = S_F - S_I = C^{sol} \ln \left(\frac{T_F}{T_I} \right)$

Plan

- 1 Introduction à la thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
- 3 Premier principe de la thermodynamique.
- 4 Les modèles des états de la matière.
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.
- 6 Second principe de la thermodynamique.
- 7 Etude des machines thermiques.**
 - **Schématisation du problème.**
 - Machine monotherme cyclique.
 - Machine ditherme cyclique.
 - Exemple du cycle de Carnot.
- 8 Le changement d'état.

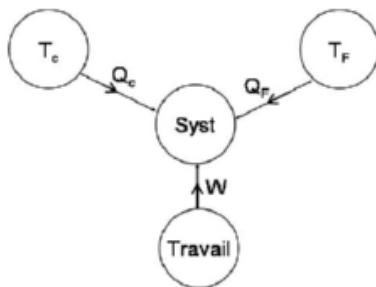


FIGURE – Schéma de principe d'une machine ditherme

	source chaude	source froide	travail	performance $= \frac{\text{gdeur utile}}{\text{gdeur coûteuse}}$
moteur	carburant source "interne" grandeur coûteuse $Q_C > 0$	atmosphère $Q_F < 0$	récupéré travail méca grandeur utile $W_{tot} < 0$	rendement $\eta = \frac{ W }{Q_C}$ $\eta \in [0, 1[$
réfrigérateur	atmosphère $Q_C < 0$	intérieur du frigo grandeur utile $Q_F > 0$	alimenté (compresseur) grandeur coûteuse $W_{tot} > 0$	efficacité $e_F = \frac{Q_F}{W}$ $e_F > 1$
pompe à chaleur	intérieur de la maison grandeur utile $Q_C < 0$	atmosphère $Q_F > 0$	alimenté (compresseur) grandeur coûteuse $W_{tot} > 0$	efficacité $e_P = \frac{Q_C}{W}$ $e_P > 1$

Plan

- 1 Introduction à la thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
- 3 Premier principe de la thermodynamique.
- 4 Les modèles des états de la matière.
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.
- 6 Second principe de la thermodynamique.
- 7 Etude des machines thermiques.**
 - Schématisation du problème.
 - **Machine monotherme cyclique.**
 - Machine ditherme cyclique.
 - Exemple du cycle de Carnot.
- 8 Le changement d'état.

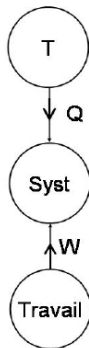


FIGURE – Schéma de principe d'une machine monotherme

Premier principe appliqué à l'ensemble du cycle :

$$\Delta U = W_{tot} + Q = 0.$$

Second principe appliqué à l'ensemble du cycle :

$$\Delta S = 0 \geq \frac{Q}{T_e}$$

$W_{tot} > 0$ Il n'existe pas de moteur monotherme cyclique.

Plan

- 1 Introduction à la thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
- 3 Premier principe de la thermodynamique.
- 4 Les modèles des états de la matière.
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.
- 6 Second principe de la thermodynamique.
- 7 Etude des machines thermiques.**
 - Schématisation du problème.
 - Machine monotherme cyclique.
 - **Machine ditherme cyclique.**
 - Exemple du cycle de Carnot.
- 8 Le changement d'état.

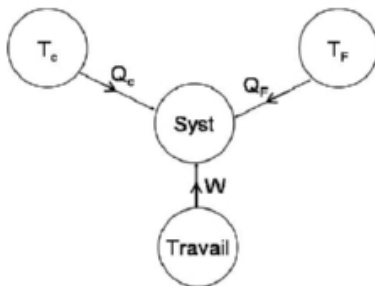


FIGURE – Schéma de principe d'une machine ditherme

Premier principe appliqué à l'ensemble du cycle :

$$\Delta U = W_{tot} + Q_C + Q_F = 0.$$

Second principe appliqué à l'ensemble du cycle :

$$\Delta S = 0 = \frac{Q_C}{T_C} + \frac{Q_F}{T_F} + S_{créée} = 0 \text{ ou } 0 \geq \frac{Q_C}{T_C} + \frac{Q_F}{T_F}$$

	source chaude	source froide	travail	performance = $\frac{\text{gdeur utile}}{\text{gdeur coûteuse}}$
moteur	carburant source "interne" grandeur coûteuse $Q_C > 0$	atmosphère $Q_F < 0$	récupéré travail méca grandeur utile $W_{tot} < 0$	rendement $\eta = \frac{ W }{Q_C}$ $\eta \in [0, 1[$ $\leq 1 - \frac{T_F}{T_C}$
réfrigérateur	atmosphère $Q_C < 0$	intérieur du frigo grandeur utile $Q_F > 0$	alimenté (compresseur) grandeur coûteuse $W_{tot} > 0$	efficacité $e_F = \frac{Q_F}{W}$ $e_F > 1$ $\leq \frac{T_F}{T_C - T_F}$
pompe à chaleur	intérieur de la maison grandeur utile $Q_C < 0$	atmosphère $Q_F > 0$	alimenté (compresseur) grandeur coûteuse $W_{tot} > 0$	efficacité $e_P = \frac{Q_C}{W}$ $e_P > 1$ $\leq \frac{T_C}{T_C - T_F}$

Plan

- 1 Introduction à la thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
- 3 Premier principe de la thermodynamique.
- 4 Les modèles des états de la matière.
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.
- 6 Second principe de la thermodynamique.
- 7 Etude des machines thermiques.**
 - Schématisation du problème.
 - Machine monotherme cyclique.
 - Machine ditherme cyclique.
 - Exemple du cycle de Carnot.
- 8 Le changement d'état.

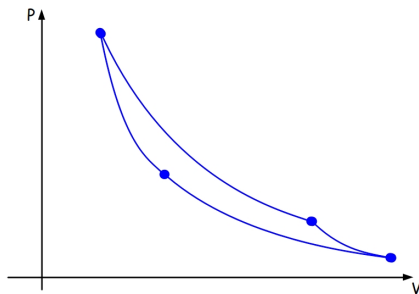


FIGURE – Schéma du cycle réversible de Carnot

Le cycle de Carnot pour un gaz parfait se compose de quatre phases : deux évolutions isothermes réversibles et deux évolutions adiabatiques réversibles

Plan

- 1 Introduction à la thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
- 3 Premier principe de la thermodynamique.
- 4 Les modèles des états de la matière.
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.
- 6 Second principe de la thermodynamique.
- 7 Etude des machines thermiques.
- 8 Le changement d'état.**
 - **Diagramme P-T**
 - Diagramme de P-V de Clapeyron, isothermes d'Andrews
 - Grandeurs thermodynamiques lors du changement d'état

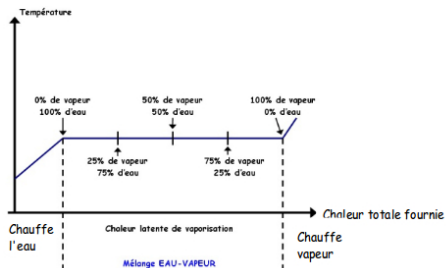


FIGURE – Evolution de la température lors d'une évolution isobare avec changement d'état.

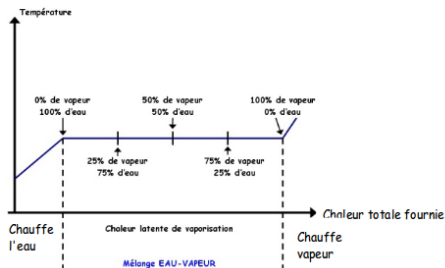


FIGURE – Evolution de la température lors d'une évolution isobare avec changement d'état.

Présence d'un palier : P fixée, donc $T_{\text{chgt état}}$ fixée.

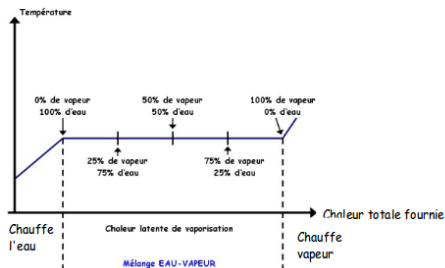


FIGURE – Evolution de la température lors d'une évolution isobare avec changement d'état.

Présence d'un palier : P fixée, donc $T_{\text{chgt état}}$ fixée.

L'énergie apportée par l'extérieur sert soit à augmenter la température soit à changer d'état la matière.

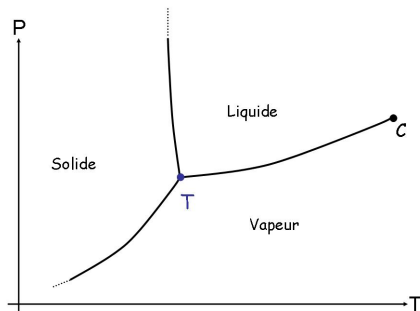


FIGURE – Diagramme $P=f(T)$ des phases de l'eau.

Plan

- 1 Introduction à la thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
- 3 Premier principe de la thermodynamique.
- 4 Les modèles des états de la matière.
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.
- 6 Second principe de la thermodynamique.
- 7 Etude des machines thermiques.
- 8 **Le changement d'état.**
 - Diagramme P-T
 - **Diagramme de P-V de Clapeyron, isothermes d'Andrews**
 - Grandeurs thermodynamiques lors du changement d'état

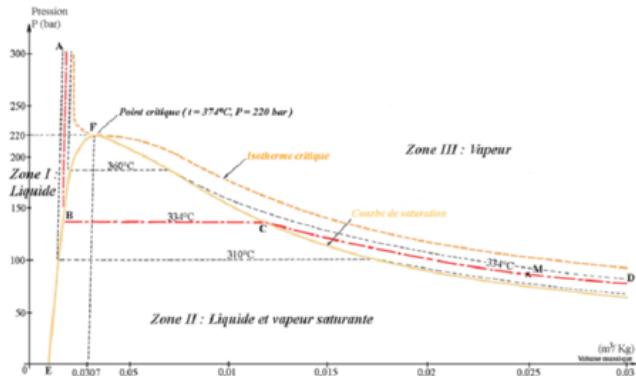


FIGURE – Diagramme de Clapeyron liquide, vapeur et les isothermes d'Andrews.

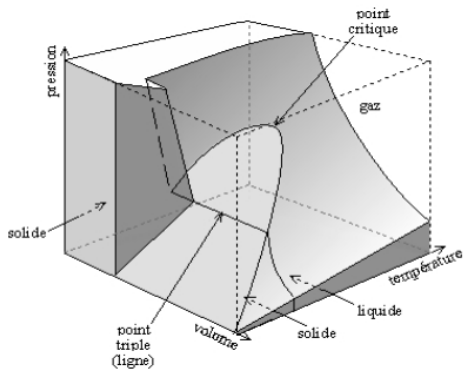


FIGURE – Diagramme tridimensionnelle des phases de l'eau.

Plan

- 1 Introduction à la thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
- 3 Premier principe de la thermodynamique.
- 4 Les modèles des états de la matière.
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.
- 6 Second principe de la thermodynamique.
- 7 Etude des machines thermiques.
- 8 Le changement d'état.**
 - Diagramme P-T
 - Diagramme de P-V de Clapeyron, isothermes d'Andrews
 - **Grandeurs thermodynamiques lors du changement d'état**

Grandeurs thermodynamiques lors du changement d'état

La chaleur latente massique de changement de phase à la température $T_{\text{chgt état}}$ de la phase 1 à la phase 2 correspond à la différence d'enthalpie massique du corps entre les deux phases.

$$\Delta h = h_2(T_{\text{chgt état}}) - h_1(T_{\text{chgt état}}) = l_{1 \rightarrow 2}(T_{\text{chgt état}})$$

$$\Delta s = s_2(T_{\text{chgt état}}) - s_1(T_{\text{chgt état}}) = \frac{l_{1 \rightarrow 2}(T_{\text{chgt état}})}{T_{\text{chgt état}}}$$

Utilisation de "table" thermodynamique.

Considérons un point M, état d'équilibre liquide vapeur.

$$v_M = x_v.v_v(T) + x_L.v_L(T) = x_v.v_v(T) + (1 - x_v).v_L(T)$$

$$u_M = x_v.u_v(T) + x_L.u_L(T) = x_v.u_v(T) + (1 - x_v).u_L(T)$$

$$h_M = x_v.h_v(T) + (1 - x_v).h_L(T)$$

$$s_M = x_v.s_v(T) + (1 - x_v).s_L(T)$$

Utilisation de "table" thermodynamique.

Considérons un point M, état d'équilibre liquide vapeur.

$$v_M = x_v \cdot v_v(T) + x_L \cdot v_L(T) = x_v \cdot v_v(T) + (1 - x_v) \cdot v_L(T)$$

$$u_M = x_v \cdot u_v(T) + x_L \cdot u_L(T) = x_v \cdot u_v(T) + (1 - x_v) \cdot u_L(T)$$

$$h_M = x_v \cdot h_v(T) + (1 - x_v) \cdot h_L(T)$$

$$s_M = x_v \cdot s_v(T) + (1 - x_v) \cdot s_L(T)$$

Démonstration du théorème des moments.

Considérons un système dans l'état M équilibre liquide vapeur.

$$V = m_{tot} \cdot v_M = m_v \cdot v_v(T) + m_L \cdot v_L(T) \text{ donc } v_M = \frac{m_v \cdot v_v(T) + m_L \cdot v_L(T)}{m_L + m_v}$$

Dans cette formule, M apparaît comme le barycentre de $(L, \frac{m_L}{m_L + m_v})$ et $(V, \frac{m_v}{m_L + m_v})$.

Si l'on utilise le titre massique en vapeur, $x_v = \frac{m_v}{m_{tot}}$, on a alors (avec $x_L = 1 - x_v$)

$$v_M = x_v \cdot v_v(T) + x_L \cdot v_L(T) = x_v \cdot v_v(T) + (1 - x_v) \cdot v_L(T)$$

$x_v = \frac{v - v_L}{v_v - v_L} = \frac{LM}{LV}$ Ce résultat, qui est une lecture graphique sur le diagramme de Clapeyron, constitue le théorème des moments.

Il peut aussi être énoncé sous la forme suivante : $(1 - x_v) \cdot LM = x_v \cdot MV$

Utilisation de "table" thermodynamique.

Considérons un point M, état d'équilibre liquide vapeur.

$$u_M = x_v \cdot u_v(T) + x_L \cdot u_L(T) = x_v \cdot u_v(T) + (1 - x_v) \cdot u_L(T)$$

$$h_M = x_v \cdot h_v(T) + (1 - x_v) \cdot h_L(T)$$

$$s_M = x_v \cdot s_v(T) + (1 - x_v) \cdot s_L(T)$$

T	P	$x_v = 0$			$x_v = 1$		
		v_L	h_L	s_L	v_v	h_v	s_v
K	bar	$m^3 \cdot kg^{-1}$	$kJ \cdot kg^{-1}$	$kJ \cdot K^{-1} \cdot kg^{-1}$	$m^3 \cdot kg^{-1}$	$kJ \cdot kg^{-1}$	$kJ \cdot K^{-1} \cdot kg^{-1}$
485	20	$1,18 \cdot 10^{-3}$	909	2,45	0,0998	2801	6,35
373	1	$1,04 \cdot 10^{-3}$	418	1,30	1,70	2676	7,36

Utilisation de "table" thermodynamique.

Considérons un point M, état d'équilibre liquide vapeur.

$$u_M = x_v \cdot u_v(T) + x_L \cdot u_L(T) = x_v \cdot u_v(T) + (1 - x_v) \cdot u_L(T)$$

$$h_M = x_v \cdot h_v(T) + (1 - x_v) \cdot h_L(T)$$

$$s_M = x_v \cdot s_v(T) + (1 - x_v) \cdot s_L(T)$$

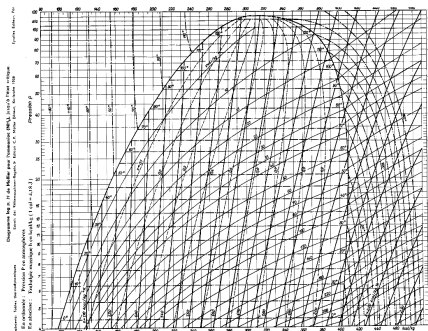


FIGURE – "Table" thermodynamique : diagramme de Mollier.

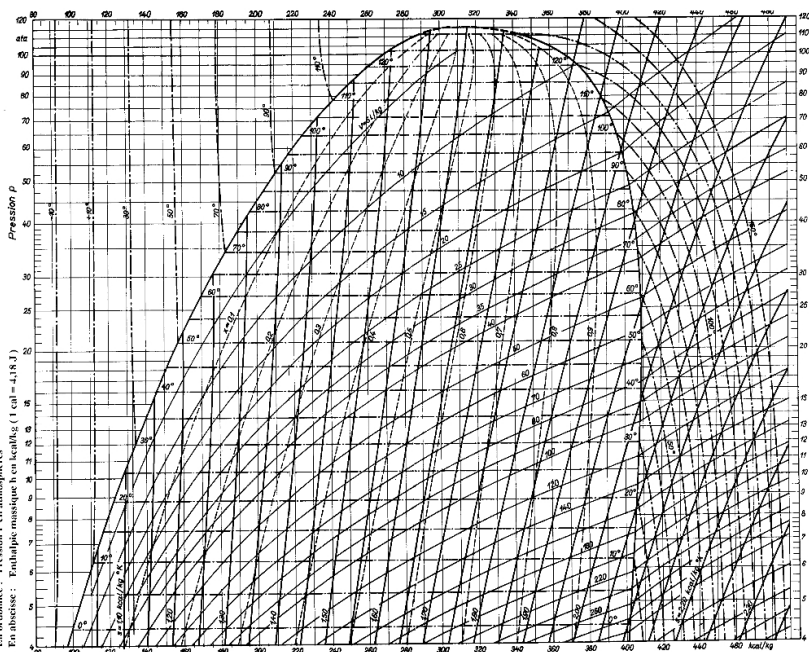
Diagramme log p. h de Møller pour l'ammoniac (NH_3) jusqu'à l'état critique.

Eyrolles Editeur, Par

traduction: Tableaux thermodynamiques

En ordonnée : Pression P en atmosphères

En abscisse : Enthalpie massique h en kcal/kg (1 cal = 4,18 J)



- 1 Introduction à la thermodynamique.
 - Description d'un système thermodynamique.
 - L'évolution d'un système thermodynamique.
- 2 Les diverses formes d'énergie et les transferts d'énergie.
 - Exemple de bilan d'énergie en thermodynamique.
 - L'énergie mécanique et l'énergie interne
 - Le travail des forces de pression.
 - Les transferts thermiques
 - Le sens physique des notations.
- 3 Premier principe de la thermodynamique.
 - Expression globale.
 - Expression infinitésimale.
- 4 Les modèles des états de la matière.
 - Les 3 principaux états de la matière.
 - Le modèle du Gaz Parfait.
 - Le modèle du liquide incompressible.
 - Le modèle du solide incompressible.
- 5 Les 5 transformations modèles de la thermodynamique.
 - Le diagramme de Clapeyron-Watt
 - la transformation isochore.
 - la transformation monobare.
 - la transformation isobare.
 - la transformation isotherme.
 - la transformation adiabatique réversible.
- 6 Second principe de la thermodynamique.
 - Expression globale.
 - Expression infinitésimale.