

Chapitre I. Rappels de thermodynamique.

I.1 : Introduction.

La thermodynamique, branche essentielle de l'énergétique, est la science qui étudie les lois qui précèdent aux échanges d'énergie; notamment celles qui concernent les transformations de l'énergie calorifique ou thermique en une autre forme d'énergie (mécanique, chimique, etc.)

I.2 : Premier principe de la thermodynamique.

Expression du premier principe pour un système fermé :

$$(W_p + Q) = \Delta U + \Delta Ec + \Delta Ep$$

$$\text{Avec : } W_p = - \int_1^2 P dV \quad \text{Travail de force de pression}$$

Expression du premier principe pour un système ouvert :

$$W_T + Q = (\Delta H + \Delta Ec + \Delta Ep) \quad \text{en joule/kg}$$

$$\text{Avec : } W_T = \int_1^2 V dP \quad \text{Travail technique.}$$

$$\dot{W}_T + \dot{Q} = \dot{m}(\Delta H + \Delta Ec + \Delta Ep) \quad \text{en j/s ou watt}$$

I.3 : Gaz parfaits.

I.3.1 : Définition.

C'est, un gaz idéal qui satisfait à l'équation d'état :

$$PV = m \cdot r T \quad \text{ou} \quad PV = n.R.T \quad (\text{avec : } R = r.M = 8.32 \text{ j/mole}^\circ\text{K})$$

Ou encore, c'est un gaz qui obéit rigoureusement aux 3 lois : MARIOTTE, GAY LUSSAC et CHARLES.

Dans un gaz parfait, il n'y a aucune interaction entre les molécules (forces inter moléculaires nulles).

I.3.2 : Energie interne – Enthalpie d'un gaz parfait.

$$dU = C_V \cdot dT + (l-P) \cdot dV \quad l = T \left(\frac{P}{T} \right) = P \quad dU = C_V(T) \cdot dT$$

Chapitre I. Rappel de thermodynamique.

$$1^{\text{ère}} \text{ loi de joule} \Rightarrow \boxed{dU = m.C_v(T) .dT = n.C_v(T)dT}$$

$$dH = C_p.dT + (h+V).dP \quad h = -T\left(\frac{V}{T}\right) = -V \quad dH = C_p(T).dT$$

$$2^{\text{ème}} \text{ loi de joule} \Rightarrow \boxed{dH = m.C_p(T) .dT = n .C_p(T).dT}$$

pour un gaz parfait on a :

$$U \text{ et } H = f(T) \quad \left\{ \begin{array}{l} \left(\frac{\partial U}{\partial V}\right)_T = \left(\frac{\partial U}{\partial P}\right)_T = 0 \\ \left(\frac{\partial H}{\partial V}\right)_T = \left(\frac{\partial H}{\partial P}\right)_T = 0 \end{array} \right.$$

Relation de MAYER.

Pour l'UDM ($m=1\text{kg}$)

$$\left. \begin{array}{l} C_p - C_v = r \\ C_v = \frac{r}{\gamma - 1} \\ C_p = \frac{r \cdot \gamma}{\gamma - 1} \end{array} \right\} \quad r, C_v \text{ et } C_p \text{ en } \frac{J}{\text{kg.degré}}$$

Pour une mole.

$$\left. \begin{array}{l} C_p - C_v = R \\ C_v = \frac{R}{\gamma - 1} \\ C_p = \frac{R \cdot \gamma}{\gamma - 1} \end{array} \right\} \quad R, C_v \text{ et } C_p \text{ en } \frac{J}{\text{mole.degré}}$$

I.3.3 : Transformations d'un gaz parfait.

Transformation isotherme. ($T = \text{cte}$)

Loi de BOYLE-MARIOTTE. $P.V = \text{cte}$ ou $P_1V_1 = P_2V_2$

$$W_p = -\int_1^2 P . dV = -P_1V_1 \int_{v_1}^{v_2} \frac{dv}{v}$$

$$W_p = \begin{matrix} P_1 V_1 \\ m.r.T \\ n.R.T \end{matrix} \left| \ln \right| \begin{matrix} \frac{V_1}{V_2} \\ \frac{P_2}{P_1} \end{matrix}$$

Représentation de l'isotherme

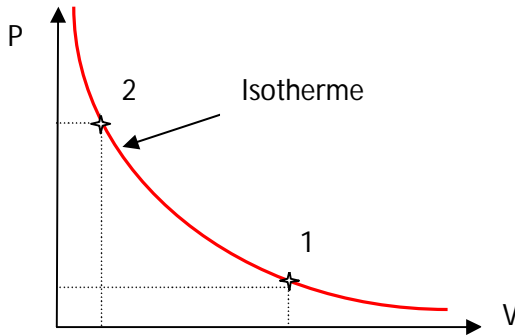


Diagramme de CLAPYRON (PV)

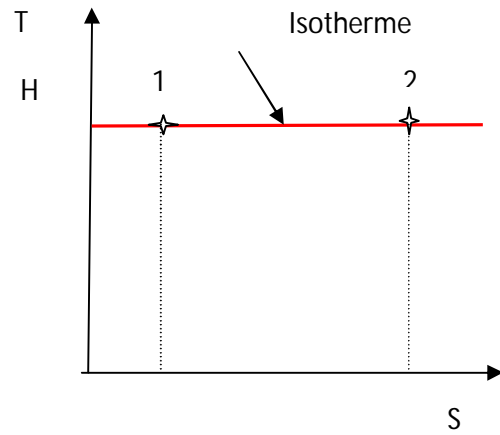


Diagramme entropique (Enthalpique)

Transformation Isobare. (P= cte).

Loi de GAY LUSSAC. $\frac{V}{T} = \frac{R}{P} = cte$ ou $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

$$W_p = -\int P dV = -P \int dV = -P(V_2 - V_1) = P (V_1 - V_2)$$

$$W_T = \int V . dP = 0$$

$$\Delta H = Q_p = m . C_p . \Delta T = n . C_p \Delta T$$

Représentation de l'isobare.

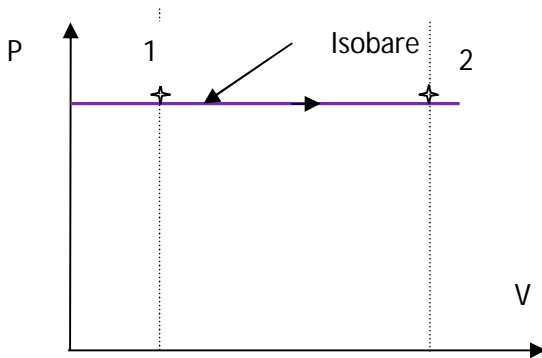


Diagramme PV

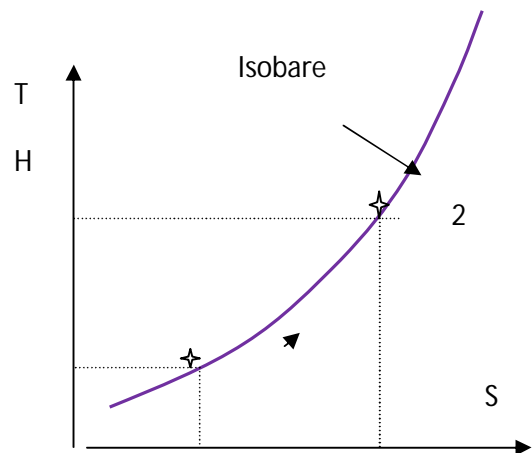


Diagramme TS (HS)

Transformation isochore ($V = cte$)

Loi de CHARLES 2^{ème} loi de GAY LUSSAC.

$$\frac{P}{T} = \frac{R}{V} = cte \quad \text{ou} \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

$$W_p = -\int P dV = 0$$

$$W_T = \int V dP = V (P_2 - P_1)$$

$$\Delta U = Q_v = m C_v = n \cdot C_v \cdot \Delta T$$

Représentation de l'isochore.

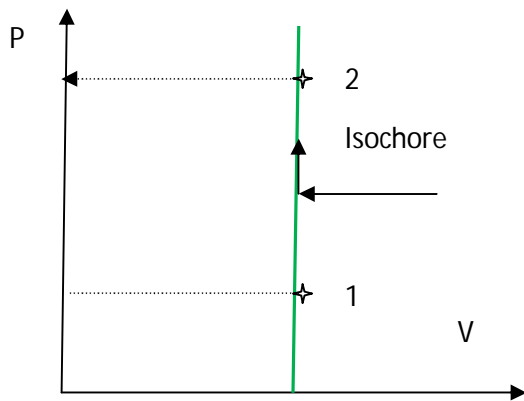


Diagramme PV

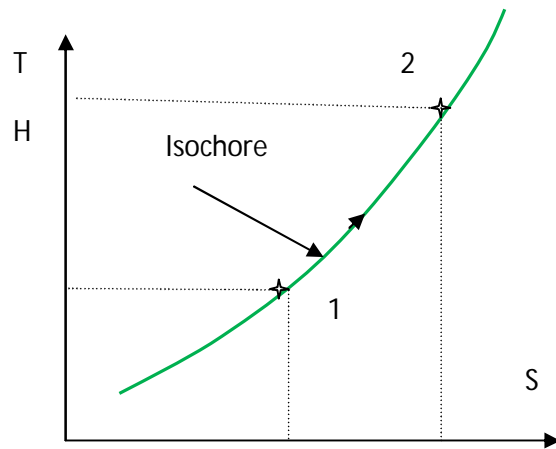


Diagramme TS (HS)

Transformation isentropique (Adiabatique ($Q=0$) + réversible ($\delta iS=0$))

Lois de poisson : $P \cdot V^\gamma = cte$ ou $P_1 \cdot V_1^\gamma = P_2 \cdot V_2^\gamma$

$$T \cdot P^{\frac{1-\gamma}{\gamma}} = cte \quad \text{ou} \quad T_1 \cdot P_1^{\frac{1-\gamma}{\gamma}} = T_2 \cdot P_2^{\frac{1-\gamma}{\gamma}}$$

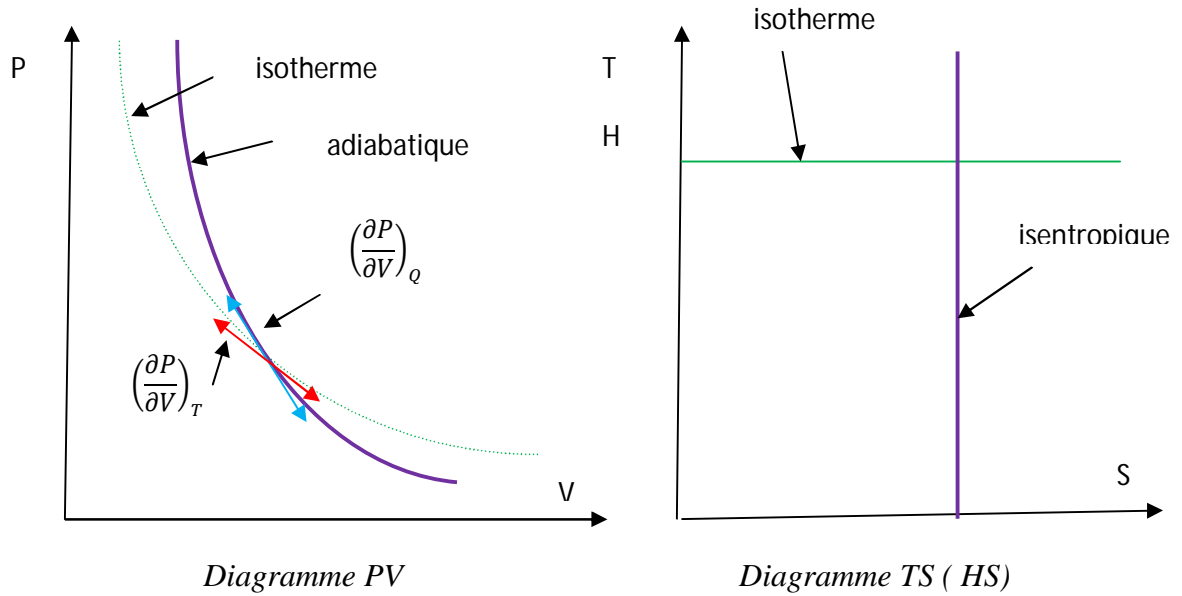
$$T \cdot V^{\gamma-1} = cte \quad \text{ou} \quad T_1 \cdot V_1^{\gamma-1} = T_2 \cdot V_2^{\gamma-1}$$

Travail mécanique.

Systeme fermé. $W_p = \Delta U = m C_v \Delta T = \frac{m \cdot r}{\gamma - 1} (T_2 - T_1) = \frac{P_2 V_2 - P_1 V_1}{\gamma - 1}$

Systeme ouvert. $W_T = \Delta H = m C_p \cdot \Delta T = \frac{m \cdot r \cdot \gamma}{\gamma - 1} (T_2 - T_1) = \frac{\gamma}{\gamma - 1} (P_2 V_2 - P_1 V_1)$

Représentation de l'adiabatique réversible.



Transformation polytropique.

Transformation intermédiaire entre transformation isotherme et transformation adiabatique. (réversible et non adiabatique)

On remplace γ par k . avec : $1 < k < \gamma$

Lois de poisson polyt : $P \cdot V^k = cte$ ou $P_1 \cdot V_1^k = P_2 \cdot V_2^k$

$$T \cdot P^{\frac{1-k}{k}} = cte \quad \text{ou} \quad T_1 \cdot P_1^{\frac{1-k}{k}} = T_2 \cdot P_2^{\frac{1-k}{k}}$$

$$T \cdot V^{k-1} = cte \quad \text{ou} \quad T_1 \cdot V_1^{k-1} = T_2 \cdot V_2^{k-1}$$

Travail mécanique.

Système fermé. $W_p = \frac{m \cdot r}{k-1} (T_2 - T_1) = \frac{P_2 V_2 - P_1 V_1}{k-1}$

Système ouvert. $W_T = \frac{m \cdot r \cdot k}{k-1} (T_2 - T_1) = \frac{k}{k-1} (P_2 V_2 - P_1 V_1)$

Quantité de chaleur. Dans le cas de transformation polytropique, il y a échange de chaleur non nul.

Système fermé : $Q = \Delta U - W_p = \frac{P_2 V_2 - P_1 V_1}{\gamma - 1} - \frac{P_2 V_2 - P_1 V_1}{k - 1} = \frac{(k - \gamma)(P_2 V_2 - P_1 V_1)}{(k - 1)(\gamma - 1)}$

Système ouvert : $Q = \Delta H - W_T = \frac{\gamma}{\gamma - 1} (P_2 V_2 - P_1 V_1) - \frac{k}{k - 1} (P_2 V_2 - P_1 V_1) = \frac{(k - \gamma)(P_2 V_2 - P_1 V_1)}{(k - 1)(\gamma - 1)}$

Résumé.

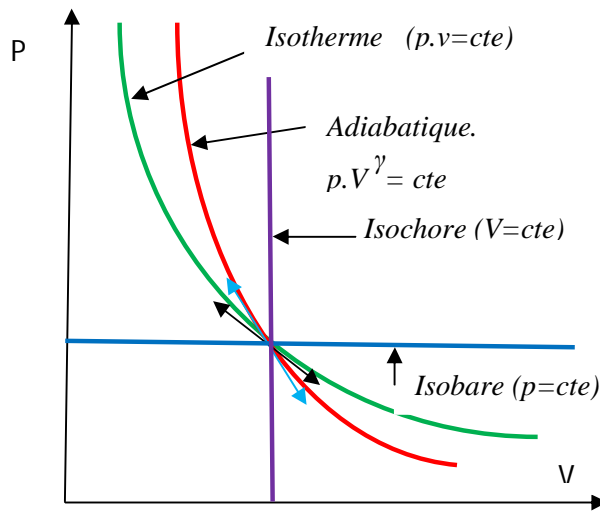


Diagramme PV

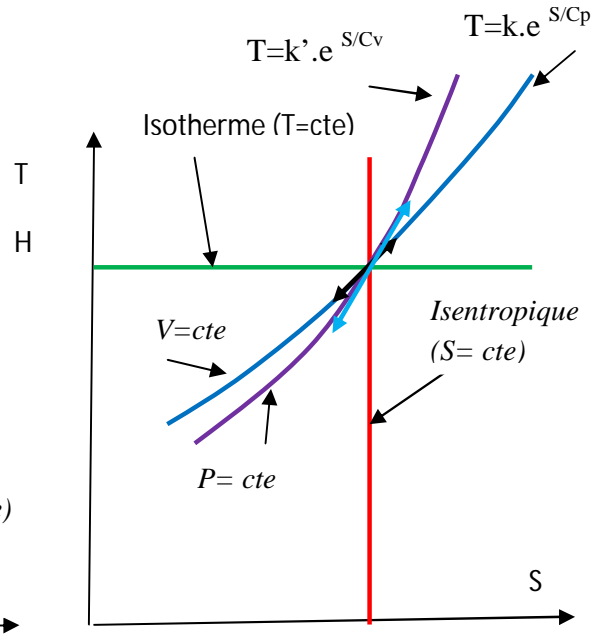
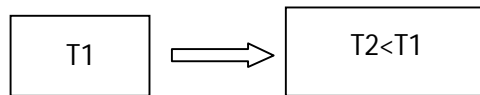


Diagramme TS (HS)

I.3.4 : Deuxième principe de la thermodynamique.

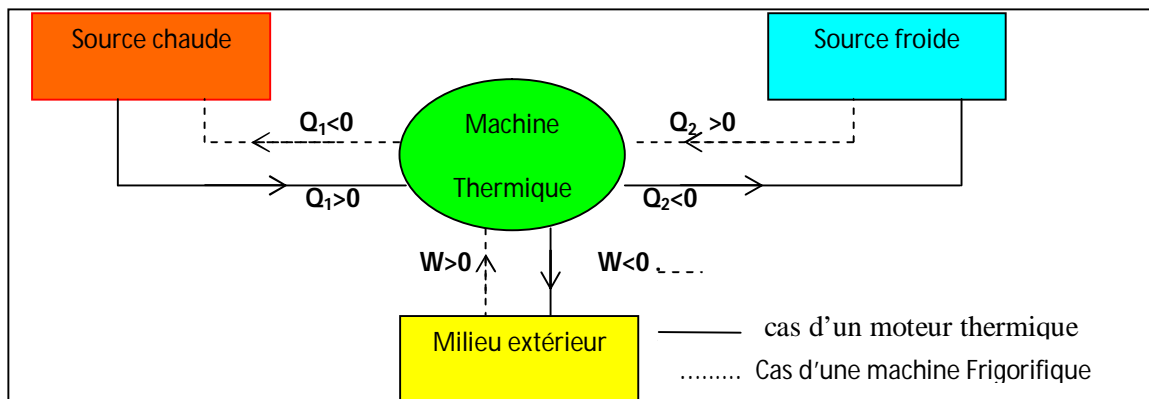
Postulat de CLAUDIUS.

La chaleur ne passe pas d'elle-même (spontanément) d'une source froide vers une source chaude, mais toujours du chaud vers le froid.



Evolution naturelle

Machines thermiques.



Chapitre I. Rappel de thermodynamique.

Q_1 : Quantité de chaleur échangée avec la source chaude de température T_1 .

Q_2 : Quantité de chaleur échangée avec la source froide de température T_2 .

W : Travail mécanique échangée avec le milieu extérieur.

Expression du 2^{ème} principe

$$dS = \frac{\delta Q}{T_{ex}} + \delta iS$$

$$\delta iS \geq 0$$

$$\delta iS = 0 \quad \text{Pour transf. réversible}$$

2^{ème} principe pour un système fermé

$$\delta Q = T_{ex} \cdot dS - T_{ex} \cdot \delta iS \quad \rightarrow \quad \delta Q = T_{ex} \cdot dS - \delta f \quad \text{avec } \delta f \geq 0$$

$$dS = \frac{\delta Q}{T_{ex}} + dm_a S_a - dm_r S_r + \delta iS$$

$$\delta iS \geq 0 \quad (=0 \quad \text{pour...transf. réversible})$$

2^{ème} principe pour un système ouvert

2^{ème} principe (évolution réversible) $\rightarrow \delta iS = 0 \Rightarrow \delta Q = T dS$

$$\boxed{\underbrace{T \cdot dS}_{\delta Q} = \underbrace{dU}_{C_v \cdot dT} + \underbrace{P \cdot dv}_{-\delta W_p} = \underbrace{dH}_{C_p \cdot dT} - \underbrace{v \cdot dP}_{\delta W_T}}$$

Calcul de la variation d'entropie.

$$dS = C_v \frac{dT}{T} + r \frac{dV}{V} \quad (V, T)$$

$$dS = C_p \frac{dT}{T} - r \frac{dp}{P} \quad (P, T)$$

$$dS = C_v \frac{dp}{P} + C_p \frac{dV}{V} \quad (P, V)$$

Nb : Si on travaille avec une mole de gaz parfait, on remplace r par R (Constante universelle des gaz parfaits, $R = 8.32 \text{ J/Mole}^\circ\text{k}$) et v (volume massique) par V (volume molaire, $V = 22,4 \text{ l}$).

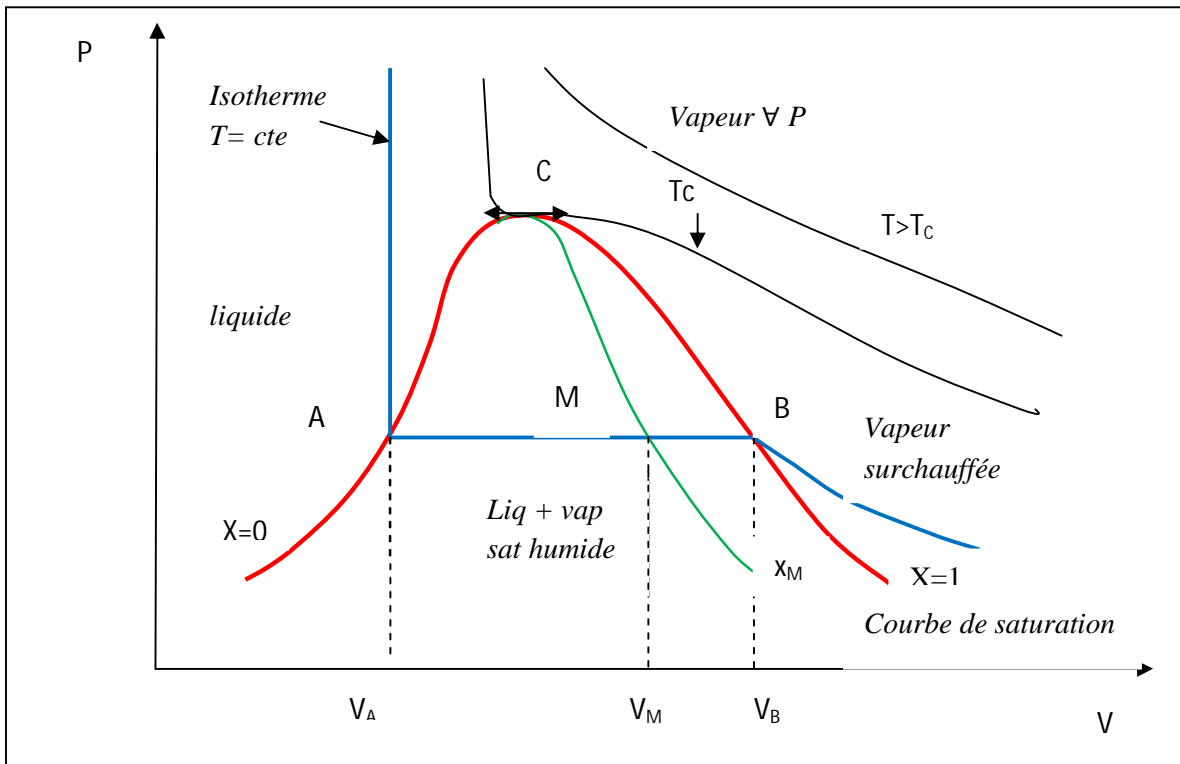
Cas particulier (si C_v et $C_p \cong cte$ gaz calorifiquement parfaits)

- Transformation isobare : $dS = C_p \frac{dT}{T} \Rightarrow \Delta S = \int_1^2 C_p \frac{dT}{T} = C_p \text{Ln}\left(\frac{T_2}{T_1}\right)$
- Transformation isochore : $dS = C_v \frac{dT}{T} \Rightarrow \Delta S = C_v \text{Ln}\left(\frac{T_2}{T_1}\right)$
- Transformation isotherme $\left\{ \begin{array}{l} dS = r \frac{dV}{V} \Rightarrow \Delta S = r \text{Ln}\left(\frac{V_2}{V_1}\right) \\ dS = -r \frac{dP}{P} \Rightarrow \Delta S = -r \text{Ln}\left(\frac{P_2}{P_1}\right) = r \text{Ln}\left(\frac{P_1}{P_2}\right) \end{array} \right.$
- Transformation adiabatique $\delta Q = 0 \Rightarrow \Delta S = 0$
- Transformation polytropique $\delta Q = C_k dT = C_v \frac{k-\gamma}{k-1} dT$

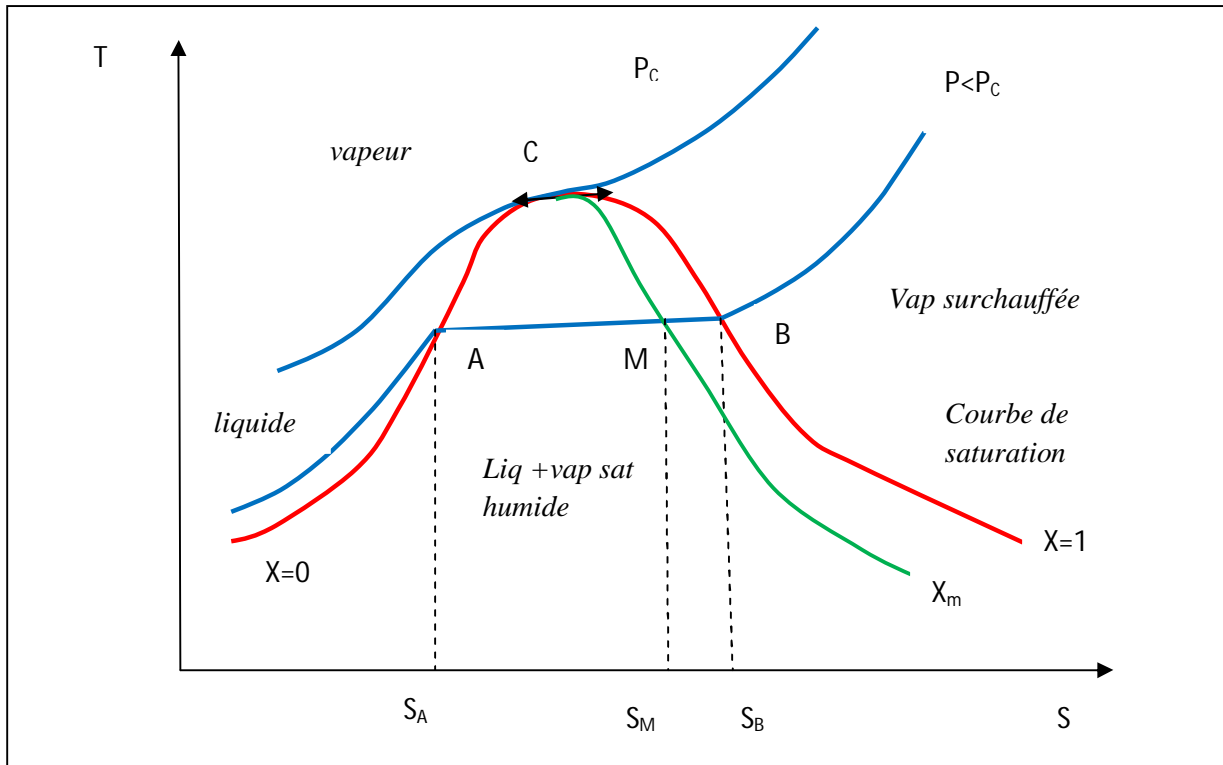
$$dS = C_v \frac{k-\gamma}{k-1} \cdot \frac{dT}{T} \Rightarrow \Delta S = C_v \frac{k-\gamma}{k-1} \text{Ln}\left(\frac{T_2}{T_1}\right)$$

Diagrammes thermodynamiques fluide diphasique.

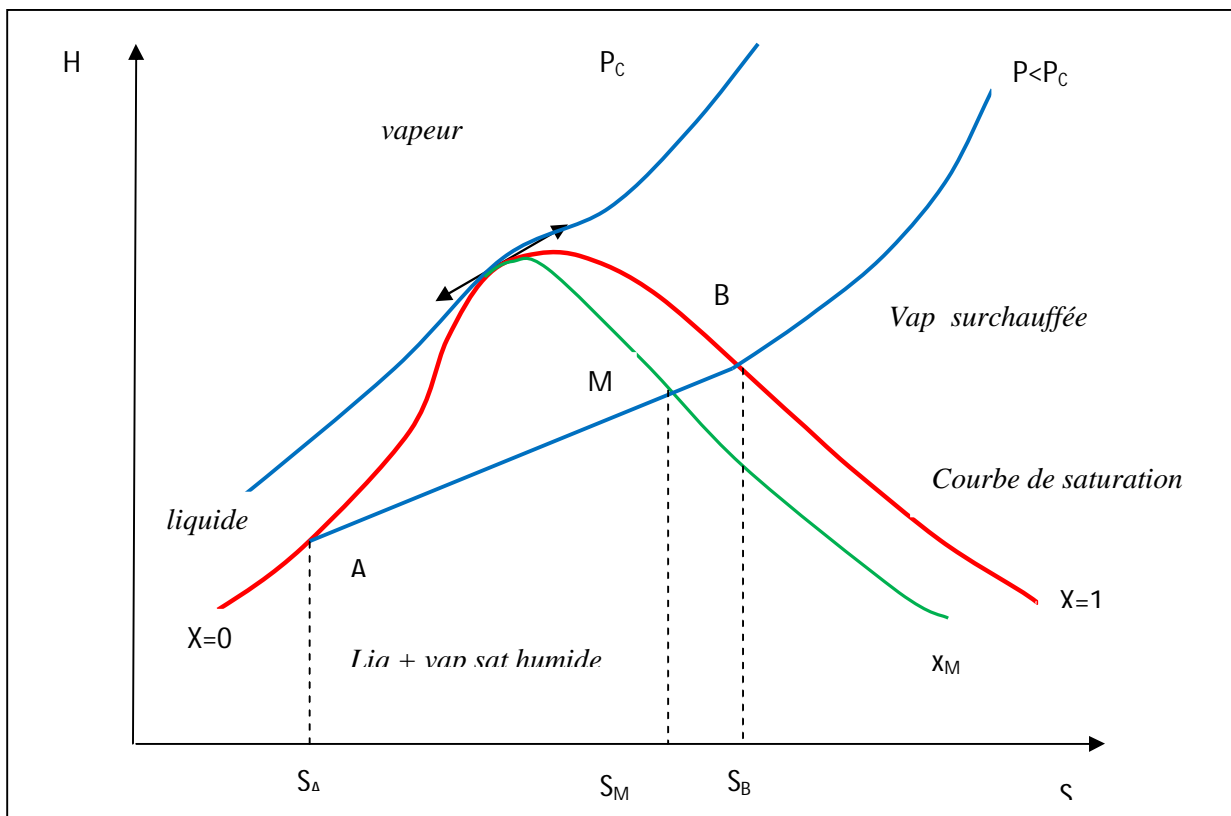
- Diagramme de CLAPYERON.(P.V).



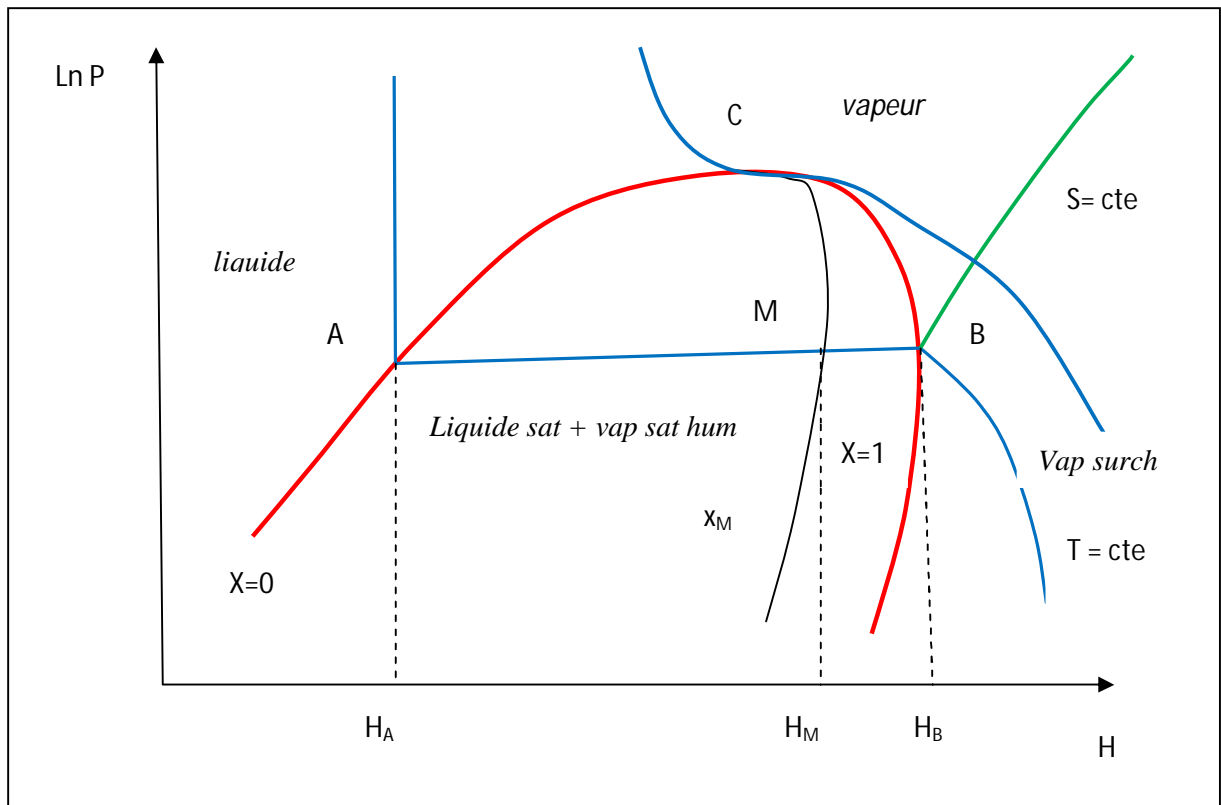
- Diagramme (TS).



- Diagramme de MOLLIER (HS) (turbine à vapeur)



• Diagramme (ln P .H) (pour MF et PAC)



Titre de vapeur x.

A ≡ liquide saturant x=0
 B ≡ vapeur saturée sèche x=1
 M ≡ mélange liq sat + vap sat humide

$$x = \frac{\text{quantité de vapeur humide}}{\text{mélange (liq+vap)}} = \frac{AM}{AB}$$

$$x = \frac{V_M - V_A}{V_B - V_A} = \frac{S_M - S_A}{S_B - S_A} = \frac{H_M - H_A}{H_B - H_A}$$

$$V_M = (1-x) \cdot V_A + x \cdot V_B$$

$$S_M = (1-x) \cdot S_A + x \cdot S_B$$

$$H_M = (1-x) \cdot H_A + x \cdot H_B$$

Fin du chapitre