

Chapitre I. Généralités - Définitions

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.)

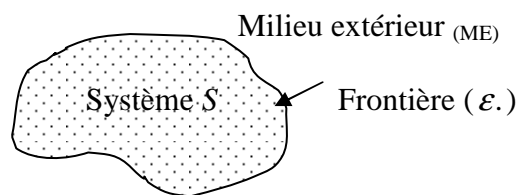
La thermodynamique est basée sur quatre principes fondamentaux.

(Le principe zéro, le premier principe, le second principe et le troisième principe) que nous étudierons un peu plus loin.

I.2 : Systèmes thermodynamiques :

En thermodynamique, il est nécessaire de décrire parfaitement le système étudié, c'est-à-dire connaître ses propriétés physiques (macroscopiques) comme la température, le volume, la pression et sa composition chimique.

- Un système thermodynamique est un système matériel bien déterminé qui est soumis à des études théoriques ou expérimentales, on le note S .
- Le milieu extérieur, c'est le reste de l'univers, on le note M_E .
- La frontière qui sépare le système du milieu extérieur, peut être réelle ou imaginaire, fixe ou déformable, on la note ε .



Types de systèmes – convention des signes

- Système fermé :

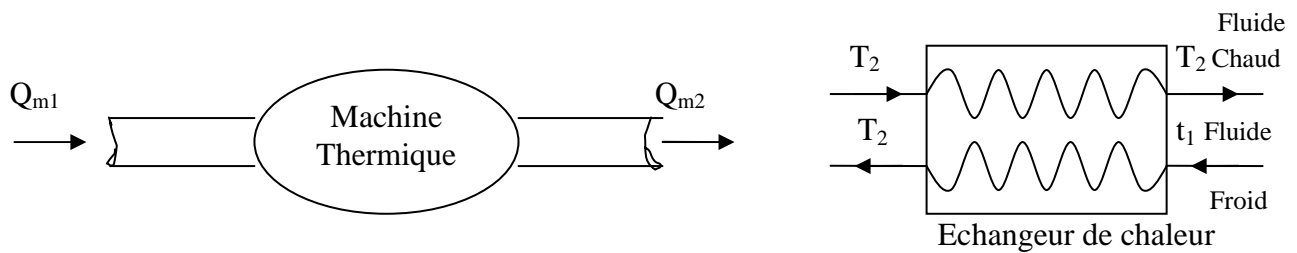
Un système S est dit fermé lorsqu'il n'y a pas d'échange de matière à travers la frontière (ε) C à d entre le système et le milieu extérieur.

Exemple : Fluide dans un récipient fermé.

- Système ouvert :

Un système S est dit ouvert lorsqu'il y a échange de matière à travers la frontière (ε)

Exemple : Machines thermiques – échangeurs de chaleur etc.



- Système isolé.

Un système S est dit isolé, lorsqu'il n'y a ni échange de chaleur ni échange de travail avec le milieu extérieur. (Exemple : Calorimètre – thermos).

- Système homogène.

C'est un système qui représente une seule phase. (Exemple : Eau + Alcool).

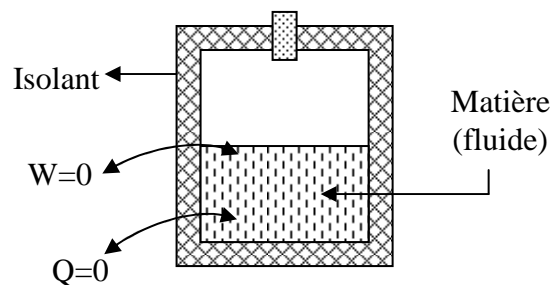
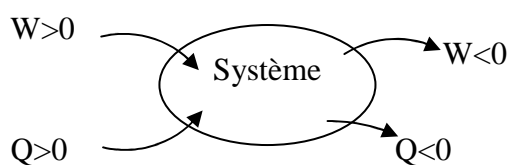
- Système hétérogène.

Représente plusieurs phases. (Exemple : eau/ huile)

- La phase.

C'est un système ayant des propriétés physiques et chimiques uniformes en tout points de l'échantillon.

- Convention des signes



W : Quantité de travail échangé entre le système S et le milieu extérieur.

Q : Quantité de chaleur échangée entre le système S et le milieu extérieur.

Par convention, W et Q sont comptés positivement (+) s'ils sont reçus par le système et sont comptés négativement (-) s'ils sont fournis par le système.

Unités : W : Exprimé en unité de travail (le joule).
 Q : Exprimé en unité de chaleur (la calorie)

$$\text{Avec } \begin{cases} 1\text{cal} = 4,185 \text{ joules} \\ 1\text{thermie} = 10^6 \text{ cal} \\ 1\text{frigorie} = 10^{-6} \text{ cal} \end{cases}$$

Avec ces conventions, il est évident que le travail W reçu par le système S , est égal au travail fourni par le milieu extérieur. $W = -W_e$

NB : par définition, la calorie est la quantité d'énergie nécessaire pour élever la température de 1 gramme d'eau de $14,5^\circ\text{C}$ à $15,5^\circ\text{C}$.

I.3 : Etat d'un système – fonctions d'état

I.3.1 : Etat d'un système.

Un système est défini par son état. L'état d'un système est décrit par un ensemble de variables (ou paramètres) permettant de reconstituer expérimentalement le système avec un ensemble de propriétés parfaitement définies.

Exemple : n moles de gaz parfaits est caractérisé par :

P : pression
 T : température
 V : volume

I.3.2 – Fonctions d'état.

On appelle fonction d'état, une grandeur telle que P dont la valeur est connue des lors que n , V et T dites variables d'état sont connues. La relation qui lie les paramètres d'état (P, V, T), est donnée par l'équation suivante : $f(P, V, T, n) = 0$ appelée équation d'état.

Gaz parfait : $P \cdot V - n R T = 0$ ou $P V = n R T$ équation d'état des gaz parfaits

Variables

Fonctions.

P, V

$T = PV/n R \rightarrow T(P, V) = T$

V, T

$P = n R T/v \rightarrow P(V, T) = P$

P, T

$V = n R T/p \rightarrow V(P, T) = V$

I.4 : Etat d'équilibre d'un système – transformations.

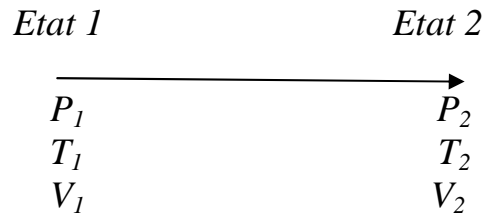
I.4.1 : Etat d'équilibre d'un système

Un système est en état d'équilibre quand toutes les grandeurs (variables) d'état qui le décrivent sont constantes en tout point du système au cours du temps.

Etat d'équilibre d'un gaz parfait $\rightarrow P, V$ et T sont constantes.

I.4.2 : Transformation d'un système.

Son passage d'un état à un autre état, en s'accompagne de modification de un ou plusieurs paramètres.



a- Transformation cyclique.

Un cycle est une boucle fermée, l'état initial est identique à l'état final c.a.d que les mêmes variables d'état caractérisant les deux états

b- Transformations Isochore.

Une transformation (évolution) est dite **Isochore** si elle se fait à volume constant.

Exemple : Combustion cycle thermique moteur 4 temps (BEAU DE ROCHAS).

b- Transformation isobare.

Une transformation (évolution) est dite **Isobare** si elle se fait à pression constante.

Exemple : Admission cycle de BEAU DE ROCHAS.

c- Transformation isotherme.

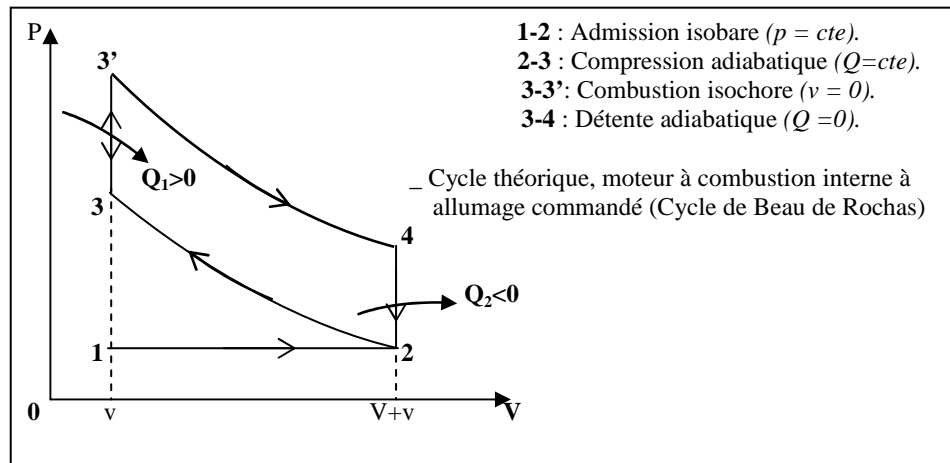
Une transformation (évolution) est dite **Isotherme** si elle se fait à température constante.

Exemple : fusion de la glace – vaporisation de l'eau.

d- Transformation adiabatique.

Une transformation (évolution) est dite **Adiabatique** si elle se fait sans échange de chaleur.

Exemple : compression et détente, cycle théorique. Moteur 4 temps.



Grandeurs extensives.

Dépendent de la quantité de matière (additives)

Exemple : masse, volume, charge électrique, entropie etc...

Grandeurs intensives.

Ne dépendent pas de la quantité de matière.

Exemple : température, pression, tension électrique, masse volumique , masse molaire, fraction Molaire, etc...

I.5 : Température – quantité de chaleur.

I.5.1 : Température.

Caractérise l'état d'un corps (froid – chaud). La température d'un corps est mesurée à l'aide d'un thermomètre. En thermodynamique, on utilise l'échelle absolue donnée en $^{\circ}\text{K}$ (degré kelvin) avec :

$$T^{\circ}(\text{K}) = t^{\circ}\text{C} + 273$$

I.5.2 : Quantité de chaleur.

La chaleur consiste en mouvement désordonné des molécules et d'atomes, appelé agitation thermique.

C'est l'énergie calorifique ou thermique échangée par un corps au cours d'une variation de température ΔT

a : Chaleur sensible :

C'est la chaleur qui est consommée ou produite par un système lorsque sa température varie.

A pression constante, $Q = mC_p\Delta T$.

Exemple : chauffage de 20°C à 80°C de $m = 2 \text{ kg}$ d'eau à pression constante.

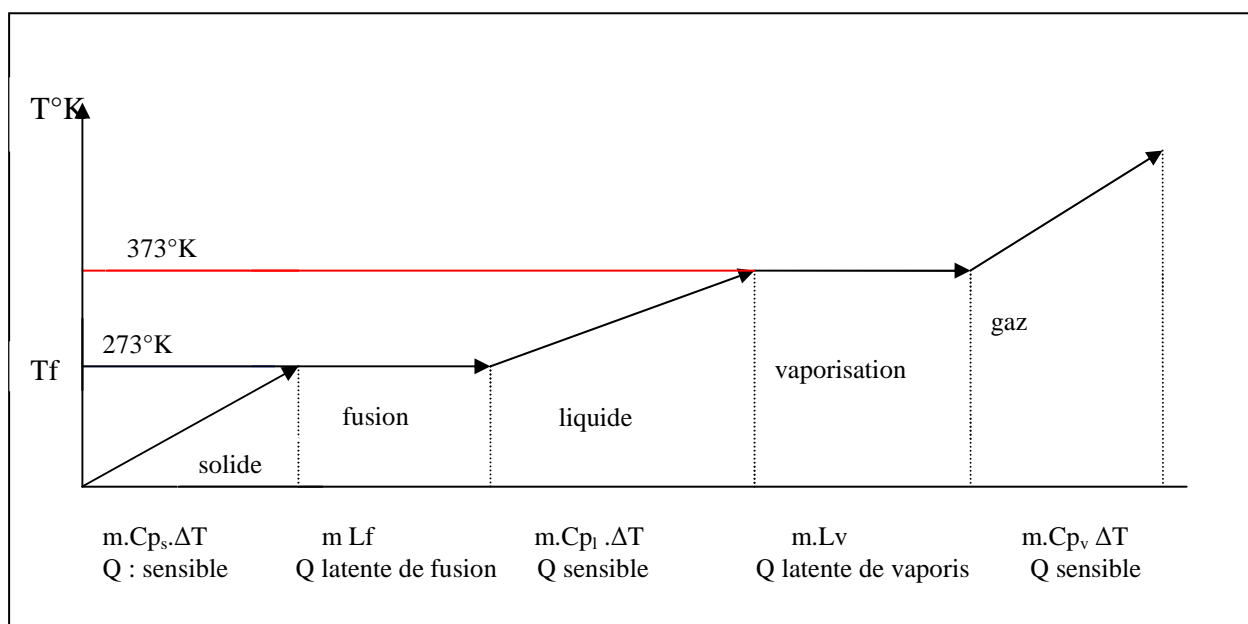
$$Q = 2 \cdot 10^3 \cdot 4,185(80 - 20) = 502,2 \text{ kJ} = 120 \text{ kcal}.$$

b - Chaleur latente : (Lors d'un changement d'état physique d'un corps).

Etat de la matière.

La matière peut être **solide**, **liquide** ou **gazeuse**. Le changement d'état physique d'un corps se fait toujours à la température constante et à pression constante. On passe d'un état physique à un autre état par échange de chaleur appelée **chaleur latente**, donc, la chaleur latente c'est une chaleur qui est consommée ou produite par un système qui change de phase. Sa température reste constante.

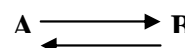
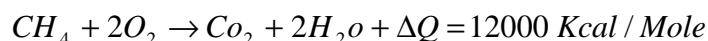
Exemple : fusion de la glace. $L_f = 80 \text{ cal/g}$ pour l'eau. L_f : chaleur latente de fusion
Vaporisation de l'eau. $L_v = 2256 \text{ kJ/kg}$ L_v : chaleur latente de vaporisation
 $= 539 \text{ kcal/kg}$



c -Chaleur de réaction :

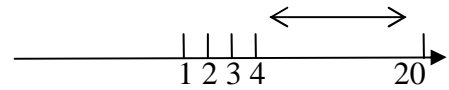
Cette chaleur est analogue à la chaleur latente puisque c'est la quantité de chaleur consommée ou produite par un système au cours d'une réaction chimique.

Exemple :



I.5.3 : Transformation réversible ou quasistatique :

Une transformation est quasi-statique lorsqu'elle s'effectue d'une manière suffisamment lente de sorte, qu'à chaque instant on connaît l'état du système. On dit que la transformation a lieu selon une suite continue d'équilibre.



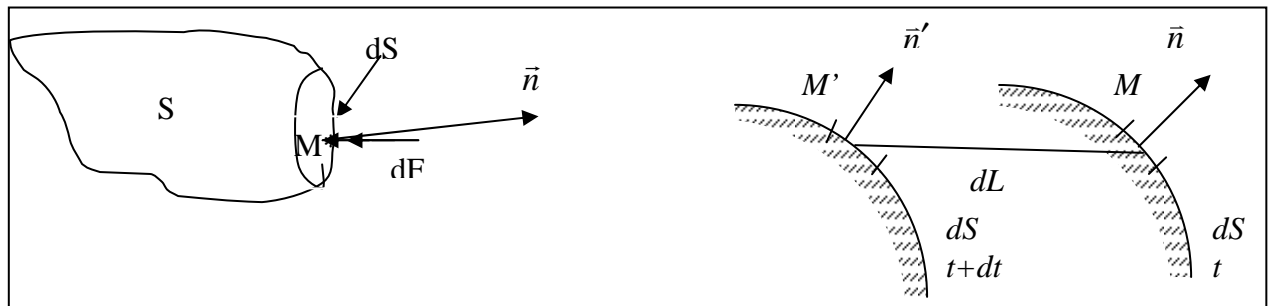
Une transformation est réversible si elle est réalisable en sens inverse et si dans les deux cas, elle a lieu d'une manière quasi statique. $P = P_{int} = P_{ext}$

Les transformations **réelles** sont **irréversibles**. $P_{int} \neq P_{ext}$

I.6 : Travail de forces de pression :

I.6.1 : Travail élémentaire

Soit un système matériel S et soit un élément de surface dS de ce système auquel est exercée une force élémentaire $d\vec{f}$ en un point M de cet élément de surface en un instant t .



Cette force élémentaire $d\vec{f}$ est donnée par $d\vec{f} = -p_e . dS . \vec{n}$

- p_e : Pression qu'exerce M_E sur S .

+ p_e : Pression qu'exerce S sur M_E .

A l'instant $t+dt$, le point M passe de M à M' (dL). Or par définition, le travail c'est le produit d'une force par un déplacement, d'où le travail élémentaire sera : $\delta W_p = d\vec{F} . dL$

En remplaçons $d\vec{F}$ par sa valeur, on obtient :

$$\delta W_p = -P_e . dS . dL = -P_e . dv \Leftrightarrow \boxed{\delta W_p = -P_e . dv.}$$

- Si $dv > 0$ (détente) $\Rightarrow \delta W_p < 0$

- Si $dv < 0$ (compression) $\Rightarrow \delta W_p > 0$

I.6.2 : Travail total

Au cours d'une transformation d'un état (1) à un état (2) le travail total sera :

$$W_p = \int_1^2 \delta W_p = - \int_1^2 P_e . dv.$$

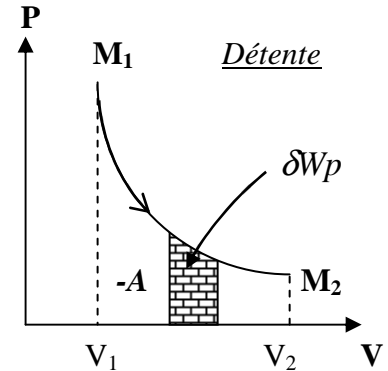
Représentation graphique du travail de forces de pression dans le diagramme de CLAPYRON (P, V):

Au cours d'une transformation d'un état $M_1 (p_1, v_1)$ à un état $M_2 (p_2, v_2)$, le travail de forces de pression peut être représenté dans le diagramme de CLAPYRON (P, V) comme suit :

a- Cas d'une détente :

$$w_p = - \int_1^2 p . dv. \quad dv > 0 \Rightarrow (W_p)_d < 0$$

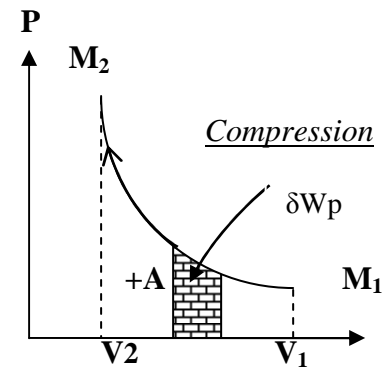
$(w_p)_d$ correspond à $-$ l'aire $(V_1 M_1 M_2 V_2) = -A$



b- Cas de la compression :

$$w_p = - \int_1^2 p . dv. \quad dv < 0 \Rightarrow (W_p)_c > 0.$$

$(w_p)_c$ correspond à $+$ l'aire $(V_1 M_1 M_2 V_2) = +A$



c- Cas d'un cycle :

Deux cas se présentent : cycle moteur et cycle générateur.

- Cycle moteur :

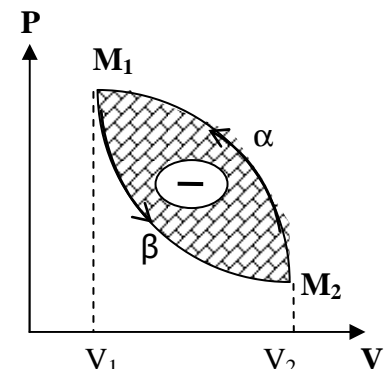
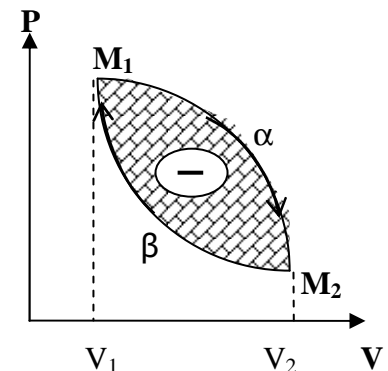
$W_\alpha < 0 \equiv -$ L'aire $(V_1 M_1 \alpha M_2 V_2)$ détente.

$W_\beta > 0 \equiv +$ L'aire $(V_2 M_2 \beta M_1 V_1)$ compression.

Or $W_\alpha > W_\beta$

$$(Cycle)_{moteur} = W_- \alpha + W_+ \beta \Rightarrow W(cycle)_{Mot} < 0.$$

$(Cycle)_{moteur}$ correspond à l'aire $(M_1 \alpha M_2 \beta)$.



- **Cycle générateur :**

$W\alpha < 0 \equiv -L'$ aire ($V_1M_1 \alpha M_2V_2$) détente.

$W\beta > 0 \equiv +L'$ aire ($V_2M_2 \beta M_1V_1$) compression.

Avec $W\beta > W\alpha$

$(Cycle)_{gen} = W_{-}\alpha + W_{+}\beta \Rightarrow W(cycle)_{gen} > 0 .$

$(Cycle)_{gen}$ correspond à l'aire ($M_1\alpha M_2\beta M_1$).

Conclusion :

Le travail de forces de pression échangé entre M_E et S peut être représenté dans le diagramme de CLAPYRON (P,V) par l'aire du cycle..

- Affecté du signe (+) si le sens du cycle est décrit dans le sens trigonométrique.
- Affecté du signe (-) si le sens du cycle est décrit dans le sens d'une aiguille d'une montre.

Fin du chapitre