

1.1. Système thermodynamique et milieu extérieur

On dénomme système thermodynamique un corps ou un nombre de corps que soit solide ou fluide formant un ensemble réel ou virtuel bien délimité dans l'espace, c'est dans ce système qu'on étudie les échanges énergétique par le biais de la thermodynamique. Le reste au sein duquel se trouve le système thermodynamique est dit milieu extérieur.

Suivant les frontières du système considéré, on distingue trois types de systèmes. Système ouvert, système fermé ou système isolé.

| Nature du système | Echange d'énergie | Echange de matière |
|-------------------|-------------------|--------------------|
| Ouvert | Oui | Oui |
| Fermé | Oui | Non |
| Isolé | Non | Non |

Tableau1.1. Echanges d'énergie et de masse entre système et milieu extérieur.

Le processus de variation de l'état du système à cause des échanges avec le milieu extérieur s'appelle une transformation ou évolution thermodynamique.

1.2 Etat du système L'état du système est décrit ou caractérisé par un certains nombres de paramètres (m, p, V, T, \dots) dites variables d'état. Ils expriment les propriétés du système considéré. Ces variables d'état sont dépendantes les unes aux autres, et la variation d'une variable provoque la variation des autres.

A titre d'exemple, l'équation d'état d'un gaz parfait est:

$$PV = n R T$$

Où:

P: pression (Pa)

V: volume (m^3)

n: nombre de mole (mole)

R: constante des gaz parfaits(J/mol.K)

T: température (K)

Pour les corps purs et homogènes, seuls trois variables principales sont considérées, à savoir P, V et T. L'équation d'état permet d'exprimer une variable d'état en fonction des deux autres, pour les gaz parfaits

Outre les variables d'état, il existe d'autres grandeurs caractéristiques essentielles du système, elles s'appellent les fonctions d'état. Ce sont des grandeurs indirectes, qui se déterminent à partir des variables d'état, elles ne sont pas mesurables directement. A titre d'exemple, on peut citer les fonctions suivantes: l'énergie interne, l'enthalpie et l'entropie.

1.3. Transformation du système

Dans les états pour lesquels les variables ne changent pas dans le temps, le système est dit en équilibre. Lorsque l'état énergétique d'un système change avec le temps sous influence des échanges d'énergie avec le milieu extérieur en conséquence les variables d'état du système sont modifiées, on dit que le système subit une transformation ou évolution thermodynamique. Lors d'une évolution, le système passe d'un état d'équilibre initial (1) à un autre état d'équilibre final (2).

Une transformation qui s'effectue très lentement, permet au système de rétablir son état d'équilibre à chaque instant de son évolution, cette transformation est appelée transformation réversible ou équilibrée.

Parmi toutes les transformations possibles en thermodynamique, considérons d'abord les principales. Ce sont:

- 1- Transformation isotherme : transformation s'effectuant à température constante ($T = \text{cte}$).
- 2- Transformation isobare : transformation s'effectuant à pression constante ($P = \text{cte}$).
- 3- Transformation isochore : transformation s'effectuant à volume constant ($V = \text{cte}$).
- 4- Transformation adiabatique : transformation au cours de laquelle le système n'échange pas de chaleur avec le milieu extérieur ($Q = 0$).

1.4. Le cycle thermodynamique

Lorsqu'un système thermodynamique effectue un ensemble de transformations successives et revient à son état d'équilibre initial, cet ensemble de transformations est dit cycle thermodynamique,

1.5. Energie, travail et chaleur

La chaleur et le travail sont les deux formes dont l'énergie peut être transférée d'un système vers le milieu extérieur et vis versa. Une des découvertes les plus importantes de la thermodynamique était que le travail pourrait être convertit en une quantité équivalente de chaleur et que la chaleur pourrait être transformée en travail.

1. 5. 1. L'énergie

L'énergie est définie comme la capacité d'un système à effectuer des travaux ou de produire de la chaleur. L'énergie potentielle et l'énergie cinétique sont des formes macroscopiques d'énergie. Elles peuvent être visualisées en fonction de la position et de la vitesse d'objets. En plus de ces formes macroscopiques de l'énergie, une substance possède plusieurs formes microscopiques d'énergie. Qui sont notamment ceux liés à la rotation, les vibrations et les interactions entre les molécules d'une substance. Aucune de ces formes d'énergie ne peut être mesurée ou évaluée directement, mais les techniques ont été développées pour évaluer la variation de la somme totale de toutes ces formes d'énergie. Ces formes microscopiques d'énergie sont appelées l'énergie interne, habituellement représentés par le symbole U.

Au cours d'une transformation, la variation d'énergie interne ΔU est égale à l'énergie totale échangée avec l'extérieur.

$$\Delta U = Q + W$$

L'énergie interne n'est pas directement mesurable, elle donc une fonction d'état. Elle ne dépend que de l'état initial et l'état final du système. Pour un cycle, la variation d'énergie interne $\Delta U = 0$.

1. 5. 2. Le travail

Le travail est une forme d'énergie, c'est une énergie qui accompagne une transformation. Il n'est pas une propriété d'un système. C'est un processus effectué par ou sur un système, mais un système ne contient pas de travail. Le travail est défini pour les systèmes mécaniques comme l'action d'une force extérieure sur un objet à travers une distance. Il est égal au produit de la force (F) fois le déplacement (d). En thermodynamique, il est important de faire la distinction entre le travail effectué par le système sur son milieu extérieur et le travail effectué sur le système par le milieu extérieur. C'est-à-dire, il y a un travail reçu par le système, tel est le cas pour faire tourner une turbine et ainsi produire de l'électricité dans une génératrice. Et il y a un travail fourni par le système, tel est le cas dans un moteur à combustion interne. Une valeur positive pour le travail indique que le travail est reçu par le système, par contre, une valeur négative indique que le travail est fourni par le système au milieu extérieur.

1. 5.4. La chaleur

Quand on place un récipient sur un feu (source de chaleur) la température de l'eau s'élève. On dit que la source de chaleur a fourni de la chaleur à l'eau. Inversement, quand elle se refroidit, elle perd de la chaleur. La quantité d'énergie transmise à l'eau est appelée la chaleur Q , cette chaleur est donc une forme d'énergie tout comme le travail, La chaleur est définie comme la forme d'énergie qui est transférée entre deux systèmes (ou un système et le milieu extérieur) en raison d'un gradient de température. La quantité de chaleur transmise pendant une transformation entre deux états d'équilibre (états 1 et 2) est notée par Q_{12} . Elle est positive quand le système la reçoit et elle est négative quand le système la perd. Elle est exprimée en [J].

On distingue deux types de chaleur:

a) La chaleur sensible La chaleur ajoutée ou enlevée à une substance (système) pour produire un changement de sa température est appelée chaleur sensible. Elle est donc proportionnelle à la masse

du système et au gradient de température, d'où pour une transformation infinitésimale:

$$Dq = m c dT$$

Où, c désigne la chaleur massique de la substance (matériau, fluide,) en [J/Kg.K]

b) La chaleur latente Un autre type de chaleur est appelée chaleur latente. C'est la quantité de chaleur ajoutée au ou retirée d'une substance pour produire un changement de phase. Lorsque la chaleur latente est ajoutée, aucun changement de température ne se produit. Il existe deux types de chaleur latente:

1- La première est la chaleur latente de fusion. Il s'agit de la quantité de chaleur ajoutée ou retirée pour assurer le changement de phase entre le solide et le liquide.

2- Le deuxième type de chaleur latente est la chaleur latente de vaporisation. C'est la quantité de chaleur ajoutée ou retirée pour assurer un changement de phase entre le liquide et la vapeur. La chaleur latente de vaporisation est parfois appelée la chaleur latente de condensation.

La chaleur latente est donnée par la formule suivante :

$$Q = m L$$

Où:

m : la masse de la substance considérée,

L : la chaleur massique associée à un changement d'état, cette chaleur est soit libérée (état vapeur \Rightarrow état liquide) ou absorbée (état liquide \Rightarrow état vapeur).

Remarque: Les changements d'état sont mis à profit dans les machines thermiques par ce qu'ils libèrent d'importantes quantités de chaleur.