The First 1and Second 2 Laws of Thermodynamics

……Partie I……

III.1. Introduction

La thermodynamique étudie les relations entre la chaleur, le travail, l'énergie et les transformations de la matière.

Elle repose sur des lois fondamentales qui décrivent la conservation et la transformation de l'énergie dans les systèmes.

Cette discipline est essentielle pour comprendre de nombreux phénomènes naturels et technologiques (moteurs, réfrigérateurs, processus biologiques, etc.).

III. 2. L'énergie et ses différentes formes

L'énergie est la capacité d'un système à effectuer un travail ou à produire un changement. Elle existe sous différentes formes, et peut être convertie d'une forme à une autre. Les principales formes d'énergie sont:

1. L'énergie cinétique : liée au mouvement d'un objet (dépend de la masse et de la vitesse).

par l'équation **:** $E_{C\,tr} = \frac{1}{2}\,mv^2$

2. L'énergie potentielle : liée à la position ou à l'état d'un objet (ex : gravitation, élasticité

a- de **sa position** par rapport **au sol** ou par rapport **à un niveau dit de référence** (une masse m par exemple) : Dans ce cas, l'énergie potentielle est dite **de gravitation** ou de **pesanteur** qui peut être définie par l'équation : $U_{Pm} = \pm mgh$ où ***h*** est la hauteur de l'objet et $\pm$ désignent la position de ce dernier par rapport au niveau de référence (+ en haut et (-) en bas)**.**

b- ou de **son état :** Par exemple un ressort comprimé ou étiré. L'énergie potentielle est dite d'**élasticité** donnée par l'équation : $U_{P\,ressort} = \frac{1}{2}kd^2$ où ***d*** est la déformation du ressort (la variation de sa longueur) et ***k*** sa raideur (ou constante d'élasticité).

3. L'énergie thermique (ou la chaleur): liée à l'agitation des molécules, transférée sous forme de chaleur.

- Elle est donnée par l'expression: $\mathbf{E_{th} = \frac{3}{2} k_B T = \frac{1}{2} m v^2}$ avec $\mathbf{k_B}$ est la constante de Boltzmann ($\mathbf{1.381 \times 10^{-23}\ J.K^{-1}}$) et $\boldsymbol{v}$ est la vitesse moyenne des particules.

4. L'énergie chimique: C'est l'énergie stockée dans les liaisons chimiques entre les atomes au sein d'une molécule. Elle est libérée lorsque des liaisons se forment (**énergie de liaison)** ou absorbée lorsque des liaisons se rompent **(énergie de dissociation)**, comme la combustion. En général, plus la liaison est forte, plus l'énergie chimique associée est élevée. Cette énergie est donnée par l'expression :

$$\mathbf{\Delta E_{Liaison} = E_{Produits} - E_{Réactifs}}$$

où:

$E_{produits}$: est l'énergie totale des produits de la réaction en *eV*;

$E_{Réactifs}$: est l'énergie totale des réactifs en *eV*.

Si l'énergie $\mathbf{\Delta E_{Liaison} < 0}$, cela signifie que de l'énergie a été libérée lors de la formation des liaisons dans les produits, ce qui est souvent le cas dans les réactions **exothermiques**. Dans le cas contraire $\mathbf{\Delta E_{Liaison} > 0}$, l'énergie a été absorbée lors de la formation des liaisons généralement sous forme de chaleur de l'environnement, et ce qui est le cas dans les réactions **endothermiques.**

5. L'énergie électrique : C'est l'énergie liée au mouvement des charges électriques, généralement des électrons, à travers un conducteur. Elle peut être calculée à l'aide de l'équation suivante :$\mathbf{E_{élec} = P.t}$

Où:

$E_{élec}$: est l'énergie électrique (en joules ou en kilowattheures) ;

P : est la puissance (en watts ou en kilowatts) ;

t : est le temps (en secondes ou en heures).

6. L'énergie nucléaire : C'est l'énergie contenue dans les noyaux des atomes. Elle peut être libérée lors des réactions nucléaires, comme la fission ou la fusion.

7. L'énergie lumineuse : C'est l'énergie transportée par la lumière. Elle est émise par des sources lumineuses et peut être convertie en d'autres formes d'énergie, comme l'énergie thermique.

8. L'énergie mécanique : C'est la somme de l'énergie cinétique et de l'énergie potentielle d'un système. Elle est souvent utilisée pour décrire l'énergie d'un objet en mouvement. Elle est définie par l'équation :

$$\mathbf{E_{méc} = E_C + U_P}$$

The First 1and Second 2 Laws of Thermodynamics

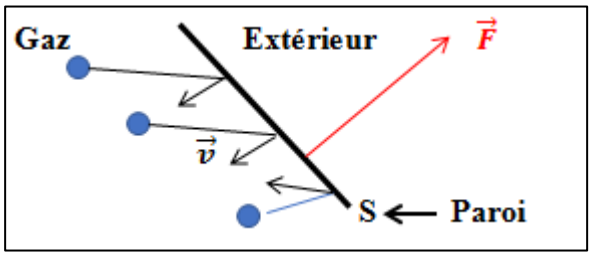
Ces différentes formes d'énergie peuvent interagir et se transformer les unes en les autres, suivant le **principe de conservation de l'énergie**, qui stipule que **l'énergie totale d'un système isolé reste constante.**

III.3. Quelques notions physiques

III.3. 1. Notion de la température

Température : mesure du degré d'agitation moléculaire. Elle est liée à l'énergie cinétique moyenne des particules. L'échelle Kelvin est utilisée

Exemple : Un gaz contenu dans une enceinte. À l'échelle microscopique, les molécules du gaz se déplacent dans l'enceinte de façon totalement aléatoire avec des vitesses voisines $\boldsymbol{v_i}$. Où $\boldsymbol{v_i}$ est la vitesse de la molécule ***i*** (ou l'atome ***i***).



Donc la température est définie par la relation suivante: $\mathbf{E_C} = \frac{3}{2}\boldsymbol{k_B T} = \frac{1}{2}\boldsymbol{mv^2}$ (l'énergie cinétique moyenne de translations des molécules).Où:

m est la masse des particules. $\boldsymbol{v}$: est la **vitesse moyenne** des particules qui constituent la matière. $\mathbf{K_B}$ est une constante. **T** est la température de la matière.

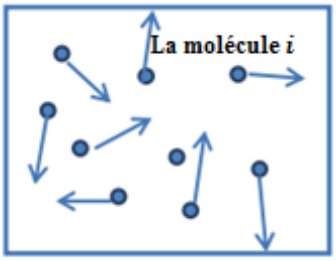
On peut définir l'échelle de température absolue (K) en kelvin en fonction du Celsius :

$$\mathbf{T(K) = T\ (°C) + 273.15}$$

III.3. 2. Notion de la pression – Pression cinétique

La pression d'un gaz est due aux nombreux chocs des atomes ou molécules de la matière sur les parois du récipient. Elle est définie comme la **force moyenne** résultant des chocs des particules sur les parois par unité de surface : $\mathbf{P} = \frac{\boldsymbol{F}}{\boldsymbol{S}}$

The First 1and Second 2 Laws of Thermodynamics



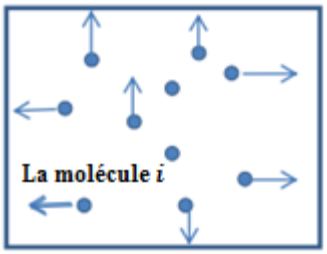
Gaz dans une enceinte

Exemple : Dans l'enceinte, il y a **N** molécules de gaz de volume **V** (= au volume de l'enceinte) en agitation permanente.

Soit $n_V = \frac{N}{V}$ le nombre de molécules de gaz dans l'enceinte par unité de volume. Donc, on définit la **pression cinétique** du gaz par la relation suivante: $\mathbf{P} = \frac{1}{3} n_V m v^2$

Où : **P** (en : Pa = N /m^2) est la pression du gaz au sein de l'enceinte. **m** (en Kg) est la masse d'une molécule de gaz. ***v*** (en m/s) est **la vitesse moyenne** des molécules de gaz. Soit aussi : $\mathbf{P.V} = \frac{1}{3} M v^2$

Avec : ***M*** (en Kg/mole) est la masse molaire du gaz.



Pression dans une enceinte

The First 1and Second 2 Laws of Thermodynamics

III.3.3. Pression partielle et pression totale – Loi de Dalton

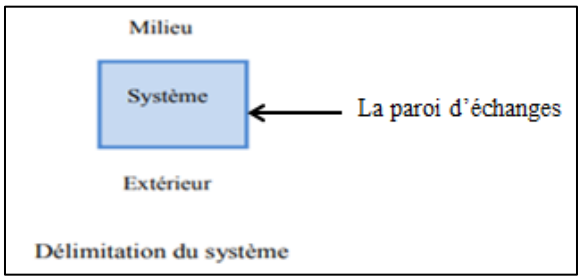
dans un mélange de gaz, chaque gaz exerce une pression partielle proportionnelle à sa fraction molaire. La pression totale est la somme des pressions partielles.

La **pression totale** d'un mélange idéal de gaz parfaits est la somme des pressions partielles de chacun de ses constituants. Elle est définie par l'équation : $P_{tot} = \sum_i P_i$

III.4. Systèmes thermodynamiques et états d'équilibre

III. 4. 1. Définition du système

Thermodynamiquement, un **système** est l'ensemble d'éléments (une partie de matière que l'on étudie) séparé du milieu extérieur par une frontière appelée **paroi.** Le **milieu extérieur** est donc le reste de l'espace entourant le système. À travers la frontière (paroi), des échanges d'énergie et de la matière (la masse) peuvent avoir lieu entre le système et le milieu extérieur.



Les échanges de l'énergie et de la matière se présentent sous deux formes possibles : **la chaleur (Q)** ou **le travail (W).**

On distingue plusieurs types de systèmes thermodynamiques :

1. Système ouvert : C'est un système qui échange de l'énergie et de la matière avec l'extérieur, **la** paroi est dite donc **perméable ;**

2. Système fermé : C'est un système qui échange seulement de l'énergie avec le milieu extérieur, la paroi est donc **semi perméable ;**

The First 1and Second 2 Laws of Thermodynamics

3. Système isolé : C'est un système qui ne fait aucun échange avec l'extérieur ni de l'énergie, ni de la matière, la paroi est dite donc **imperméable.** Dans un système isolé, l'énergie totale est **constante**.

Système	Echange de matière	Echange d'énergie	Exemple
Isolé	Non	Non	Calorimètre
Fermé	Non	Oui	Piles électriques
Ouvert	Oui	Oui	Être vivant

III. 4. 2. Etat du système

L'état d'un système est définit par des **variables macroscopiques** (m, P, T, V,…etc) dites aussi **variables** ou **paramètres d'état.** On dit qu'un système est à **l'état d'équilibre thermodynamique** si ses variables d'état ont des valeurs **bien définies et constantes**. On distingue donc plusieurs variables :

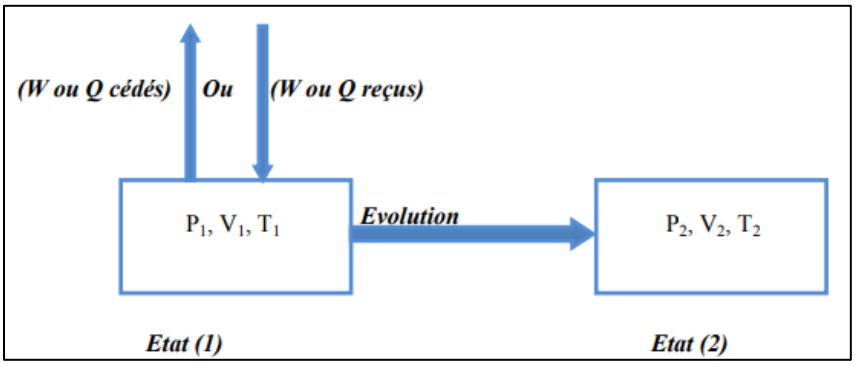
a-Variables thermiques (P, V, T) ou **calorifiques** (U, H, W, Q, S) ;

b- Variables extensives : ce sont des variables qui dépendent de la quantité de matière ou de la taille du système telle que (m, V, U, S...etc). Ces variables **sont additives** lors de la réunion de deux systèmes et **changent** lorsque la **taille du système change**.

c-Variables intensives : ce sont des variables indépendantes de la quantité de matière ou de la taille du système telle que (la masse volumique ρ, T, P, concentration,…etc). Ces variables **ne sont pas additives** lors de la réunion de deux systèmes et **restent constantes.**

III. 4. 3. Evolution ou transformation du système

La transformation d'un système est le passage de celui-ci d'un état initial **(1)** à un état d'équilibre final **(2).** Au cours de cette transformation, le système échange ou transfère de l'énergie (W ou Q) avec le milieu extérieur, soit en recevant de l'énergie, soit en en cédant. On dit dans ce cas que le système **se transforme** ou **s'évolue** ou **change d'état**. Les variables d'état du système sont donc **modifiées**.

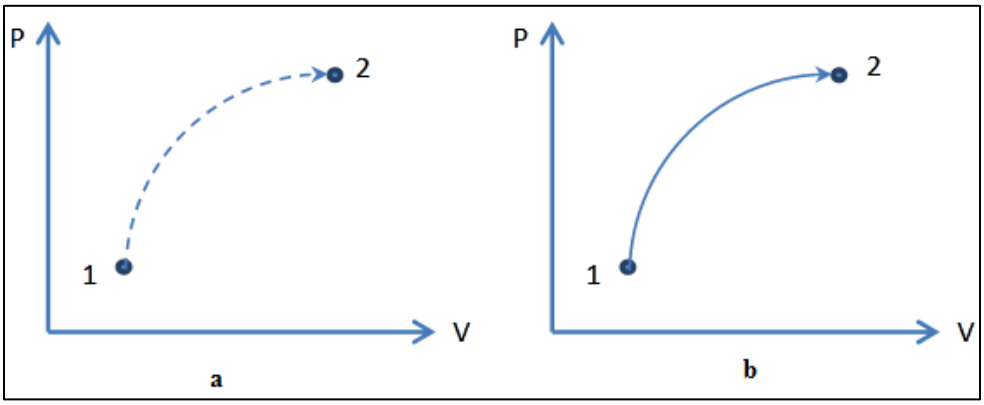


Transformation (évolution) du système par échange d'énergie (Q ou W) avec l'extérieur.

Au cours d'une transformation, les **variables d'état** du système **varient** pour atteindre un autre état d'équilibre. Le passage de l'état d'équilibre **(1)** à l'état d'équilibre **(2)** se déroule en général **hors équilibre**.

On distingue alors deux types de transformations :

- **Transformations réversibles** ou (**idéales**) : ce sont des transformations **infiniment lentes** d'une succession (suite) d'états d'équilibre intermédiaires **voisins** (**quasi-statiques**).
- **Transformations irréversibles** ou (**réelles**) : ce sont des transformations **rapides et brutales** dont les états intermédiaires **ne sont pas des états d'équilibre** (**hors équilibre**).



*Transformations : **a)**-Réversible, **b)**-Irréversible.*

III. 4. 4. Equations d'état du système

Les variables d'état ne sont **pas toutes indépendantes**, mais liées entre elles par des équations dites **équations d'état** du type : $\boldsymbol{f(P,V,T)=0}$

Exemple :

L'équation qui décrit le comportement d'un gaz considéré comme parfait est : **PV = n R T**

Où :

P : est la pression du gaz. **V** : est volume du gaz. **n** : est le nombre de moles du gaz. **R** : la constante des gaz parfaits et **T** est la température du gaz.

Dans cette équation dite équation d'état des gaz parfaits, chaque variable d'état (pression, volume ou température) dépend des deux autres variables, c'est-à-dire : P = $f(T,V)$, T= $f(P,V)$ et V = $f(T,P)$.