République Algérienne Démocratique et Populaire

# Ministère de l’Enseignement Supérieure et de la Recherche Scientifique

### Université Mohamed Seddik Ben Yahia.Jijel

### Faculté des Sciences et de la technologie

Département d’électrotechnique

Master 1  : électromécanique

**Module : Thermodynamique appliquée**

**Chapitre 2**

**1 et 2ème principe de la thermodynamique**

**2.1 Définitions**

**2.1.1 Gaz parfait :**

Un gaz parfait est un gaz dont les particules ne possèdent pas de volume propre et même les molécules n’ont pas d’interaction entre elles. Il est à noter que:

* Les machines thermiques travaillent avec des fluides assimilés à des gaz parfaits dont il est important de connaitre les variables d’états suivants :
* Le volume massique : v=V/m (m3/kg)
* La masse volumique :
* La pression : p=F/A ( N/m2)
* La température : représente l’agitation thermique du gaz.
* Les gaz parfaits obéissent à trois lois :
* Loi de Boyle-Mariotte : cette loi annonce que pour un volume occupé par certaine masse de gaz, maintenue à température constante, varie inversement avec la pression qu’elle subit :

P1V1= P1V2=P3V3= constante (cette constante dépend de la nature du gaz)

* Loi de Charles : lorsque le volume est maintenu constant, la pression du gaz varie directement avec la température.
* Loi de Gay –Lussac : lorsque la pression est constante, le volume d’un gaz vari directement avec la température.
* Equation d’état des gaz parfaits :

En combinant les lois ci-dessus, on aura :

La constante dans cette équation est dite : constante universelle des gaz parfaits R, c’est une propriété liée à la masse molaire M( kg/kmole) du gaz et la constante des gaz r suivant la formule

Et la relation de Mayer nous donne que ; r= Cp-Cv avec

Si bien que la loi des gaz parfait pour n moles devient ; p.v = n RT

Une autre constante dite ‘ index adiabatique ‘ relie Cp, Cv et R :

on déduit aussi que :  ;

**2.1.2 Gaz semi-parfait :**

Pour un gaz parfait les chaleurs massiques sont constantes, mais pour un gaz semi-parfait elles sont fonction de la température.

**2.1.3 Gaz réel :**

Les molécules d’un gaz parfait ont un volume propre et les particules peuvent s’attirer et l’équation d’état n’est plus celle d’un gaz parfait, elle dépend du type de gaz, on a deux modèles :

* Gaz réel de Clausius
* Gaz réel de Van der-Waals

**2.1.4 Transformation quasi-statique**

Une transformation thermodynamique pour un système est le passage d’un état d’équilibre initial à un autre final. On sait que les variables d’état du système sont bien définies dans l’état initial et dans l’état final du système. Elles ne le sont pas en général au cours de la transformation, sauf si on suppose que les états intermédiaires du système constituent une succession d’états infiniment voisins d’un état d’équilibre, on dit alors que les états intermédiaires sont en quasi-équilibre et que les transformations sont quasi-statiques.

**2.1.5 Transformation réversible**

C’est une transformation qui admet un chemin de retour et pour laquelle le système passe par une suite d’états d’équilibre infiniment voisins et peut repasser par tous ses états antérieurs en faisant varier, en sens contraire, les variables d’état indépendantes qui pilotent son évolution. Pour cela on dit alors que les états intermédiaires sont en quasi-équilibre et que la transformation est quasi-statique : le fait de remonter ou abaisser un piston par l’addition ou le retrait progressif d’une série de poids infinitésimaux.

**2.1.6 Transformation irréversible**

C’est une transformation qui n’admet pas de chemin de retour : des oscillations d’un ressort en présence de frottements. La présence de l’un des facteurs suivants causent l’irréversibilité d’une transformation : les frottements, le mélange de deux fluides, transfert de chaleur sans gradient de température fini.

**2.2 Le premier principe de la thermodynamique**

Au cours d’une transformation quelconque d’un système fermé, la variation de son énergie est égale à la quantité d’énergie échangée avec le milieu extérieur par transfert thermique (chaleur) et transfert mécanique ( travail).

* Calcul d’une transformation thermodynamique

Le calcul d’une transformation thermodynamique consiste à déterminer :

* Les paramètres d’un système au début et à la fin de la transformation.
* Les variations des variables et fonctions d’états au cours d’une transformation.
* Les quantités de chaleur et du travail mis en jeu entre le système et son milieu extérieur lors de la transformation.

Tableau récapitulatif des transformations réversibles d’un gaz parfait

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Transformation | Equation caractéristique | W | Q | ∆U |
| Isochore (V=Cte) |  | W=0 | Q= | ∆U=Q |
| Isobare (P=Cte) |  | W= | Q= | ∆U=Q+W |
| Isotherme (T=Cte) | P.V= Cte |  | Q=W | ∆U=0 |
| Adiabatique (Q=0) | = Cte  = Cte  = Cte |  | Q=0 | ∆U=W |

* Insuffisance du premier principe

Les transformations naturelles sont irréversibles et respectent le premier principe mais ce dernier ne donne pas leur sens privilégié et donc leur irréversibilité. Les causes d’irréversibilité sont : en l’absence de champs extérieurs, la non-uniformité de grandeurs telles que la densité des particules, la pression, la température, ... sont des causes d’irréversibilité Les travaux des forces qui se transforment systématiquement en énergie interne et/ou en chaleur sont des causes d’irréversibilité. Il s’agit de forces de frottement visqueux, ou solide, d’effet joule, de " frottement chimique ". Souvent une notion de " lenteur ou de non-brutalité " est associée aux transformations réversibles.

L’échelle de temps peut être très différente suivant la cause d’irréversibilité. Ainsi les phénomènes où les gradients de température sont cause d’irréversibilité sont particulièrement lents par rapport à ceux où sont impliqués les gradients de pression.

**2.3 Le deuxième principe de la thermodynamique**

**2.3.1 Enoncé du deuxième principe**

Le second principe de la thermodynamique appelé aussi principe de Carnot représente toute [transformation](https://fr.wikipedia.org/wiki/Transformation_thermodynamique) d'un [système thermodynamique](https://fr.wikipedia.org/wiki/Syst%C3%A8me_thermodynamique) s'effectuant avec augmentation de l'[entropie](https://fr.wikipedia.org/wiki/Entropie_(thermodynamique)) globale et incluant l'entropie du système et du milieu extérieur. On dit alors qu'il y a création d'entropie. 

**2.3.2 Notion d’entropie**

C’est une fonction d’état qui sert à mesurer le degré de désordre d’un système, elle nous permet de définir le sens d’une transformation. Le second principe de la Thermodynamique postule l’existence de cette fonction et l’appelle entropie, sa notation habituelle est S. La fonction entropie S est maximale pour un système thermodynamique isolé. Le terme d'entropie dans le cas d'un système fermé est :

Où T est la température, et Q la chaleur échangée avec le milieu extérieur.

Considérons une transformation effectuée soit de façon réversible soit de façon irréversible, à la température T. L'entropie étant une fonction d'état, sa variation sera la même pour les deux chemins envisagés. En revanche la chaleur dépendra du chemin suivi car elle n'est pas une fonction d'état.

Transformation réversible :

Transformation irréversible :

Puisque l'entropie créée est positive, il s'ensuit que :

. L'expression ainsi obtenue a été formulée par Clausius. On l'appelle encore inégalité de Clausius. C'est une autre façon d'exprimer le second principe.

**2.3.3Les énoncés historiques de Clausius et Thomson**

a. Enoncé de Clausius :

" La chaleur ne passe pas spontanément d’un corps froid sur un corps chaud "

En d’autres termes, pour faire passer de la chaleur d’un corps froid vers un corps chaud (corps de température plus élevée), il faut une intervention extérieure aux deux corps (machine qui modifiera le milieu extérieur). **La chaleur passe spontanément du corps chaud sur le corps froid.**

b. Enoncé de Thomson :

" Un système en contact avec une seule source de chaleur ne peut, au cours d’un cycle, que recevoir du travail et fournir de la chaleur "

Le premier principe s’écrit W + Q=0

Le second principe s’écrit S=

Ce qui entraîne –Q=W=T.S

Généralement, on exprime ce résultat par la phrase : "avec une seule source de chaleur, on ne peut réaliser une machine thermique motrice".

**Conclusion :** avec deux sources de chaleur, Clausius, Thomson et Carnot savaient qu’on était capable de faire un moteur (machine à vapeur).