

NOTIONS GENERALES SUR LA THERMODYNAMIQUE

IV.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.)

IV.2 Système en thermodynamique

a. Définition

Le système est une partie d'espace qui est limitée par une surface réelle ou fictive à travers laquelle s'effectuent les échanges d'énergie (sous forme de **travail** ou de **chaleur**) et /ou de matière avec le milieu extérieur. L'ensemble système et milieu extérieur constitue l'univers. Un système prend différents noms suivant la nature des échanges effectués avec le milieu extérieur.

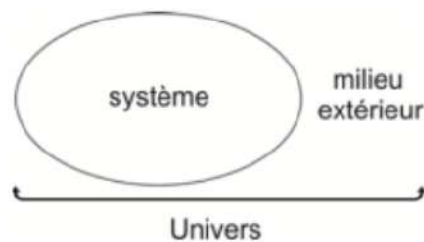


Figure IV.1 Exemple d'un système

On distingue trois types de systèmes :

- Système fermé S'il n'échange pas de matière avec le milieu extérieur
- Système Isolé s'il n'échange ni matière ni énergie avec le milieu extérieur
- Système ouvert s'il peut échanger de la matière et/ou de l'énergie avec l'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

b. Conventions algébriques

Lors d'un échange avec le milieu extérieur, le système peut soit donner, soit recevoir. Par convention, lorsque le système reçoit, la quantité est comptée positivement pour le système. Ainsi, on a :

- $Q > 0$: la chaleur pénètre dans le système (processus endothermique).
- $Q < 0$: le système cède de la chaleur au milieu extérieur (processus exothermique).
- $W > 0$: le système reçoit un travail (système récepteur).
- $W < 0$: le système fournit un travail (système moteur).

IV.3. Etat du système

L'état du système est décrit ou caractérisé par un certains nombres de paramètres (m , P , V , T , ...) dites variables d'état. Ils expriment les propriétés du système considéré. On dit qu'un système est à l'état d'équilibre thermodynamiquement si ses variables d'état ont des valeurs bien définies et constantes. On distingue alors selon le cas entre :

- Variables ou grandeurs **thermiques** (P , V , T) ou **calorifiques** (U , H , W , Q , S).
- Variables **extensives**, c'est-à dire proportionnelles à la quantité de matière telle que (m , V , U , S ,...etc).
- Variables **intensives**, c'est-à dire indépendantes de la masse (Ne dépendent pas de la quantité de matière) telle que (P , T , tension électrique, masse volumique, masse molaire, concentration,...etc).

On définit une **phase** (liquide, solide, gaz) lorsque, dans tout ou partie d'un système les grandeurs intensives (température, pression, concentration,...) sont constantes.

IV.4. Evolution ou transformation du système

Sous l'influence d'échanges ou transferts d'énergie entre le système et le milieu extérieur, le système évolue et les variables d'état du système sont modifiés. On dit que le système se transforme ou change d'état, en passant d'un état d'équilibre (1) à un autre état d'équilibre (2).

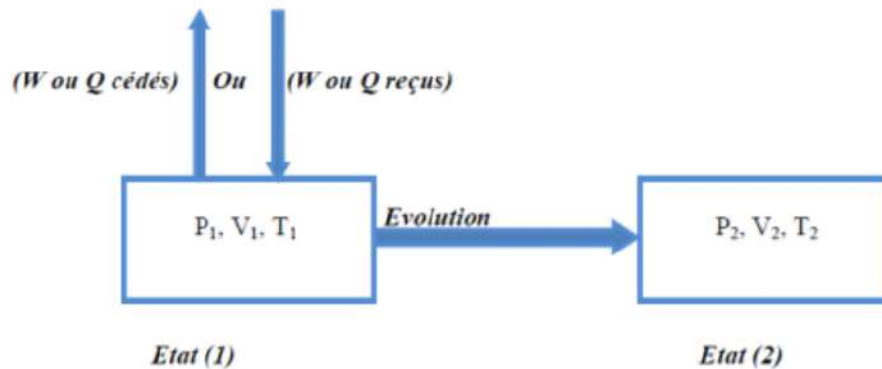


Figure IV.2 Transformation du système par échange d'énergie (Q ou W) avec le milieu extérieur.

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 entre :

- Transformations **réversibles** ou (idéales) : ce sont les transformations infiniment lentes d'une succession d'états d'équilibres.
- Transformations **irréversibles** (réelles) : ce sont des transformations rapides et brutales hors équilibre.

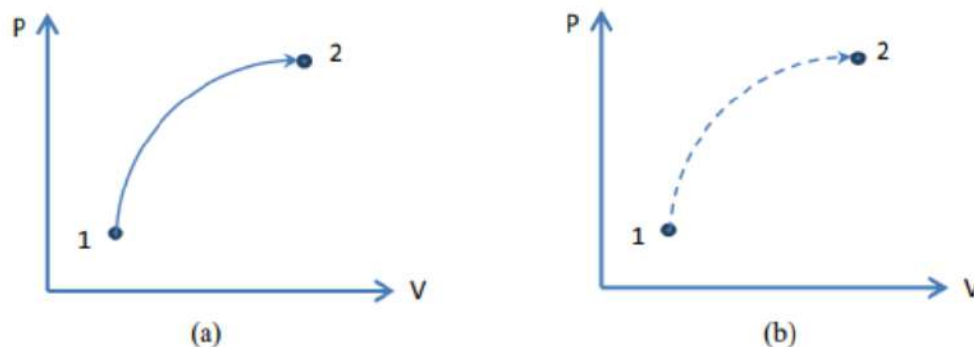


Figure IV.3 Transformations: (a) irréversible et (b) réversible

La réversibilité d'une transformation exige que le système passe par une infinité d'états intermédiaires peu différents d'états d'équilibre (états quasi-statiques). Les transformations naturelles spontanées sont **irréversibles**; elles ne peuvent évoluer que dans un seul sens.

IV.5 Equations d'état du système

On appelle fonction d'état, une grandeur telle que P dont la valeur est connue dès 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 : $f(P, V, T) = 0$ appelée **équation d'état**.

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

Ou :

P : pression (Pa)

V : volume (m^3)

n : nombre de mole (mole)

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

T : température (K)

Dans cette équation dite équation d'état des gaz parfaits, chaque variable d'état (pression, volume ou température) dépend des deux autres variables;

D'où:	Variables	Fonctions.
	P, V	$T = PV/nR \rightarrow T = f(P, V)$
	V, T	$P = nRT/v \rightarrow P = f(V, T)$
	P, T	$V = nRT/p \rightarrow V = f(P, T)$

IV.5 Représentations graphiques des évolutions du système

Les variations d'état du système à la suite d'une transformation sont représentées dans divers diagrammes permettant ainsi de suivre l'évolution du système. On utilise ainsi les diagrammes suivants : diagramme de Clapeyron (P, V), les diagrammes isentropiques (T, S), le diagramme (H, S) et de Mollier (P, H).

Parmi toutes les transformations possibles en thermodynamique, considérons d'abord les principales. Ce sont : (Figure IV.4)

- 1- Transformation **isotherme** : transformation s'effectuant à température constante ($T = cte$).
- 2- Transformation **isobare** : transformation s'effectuant à pression constante ($P = cte$).

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 ($Q=0$).

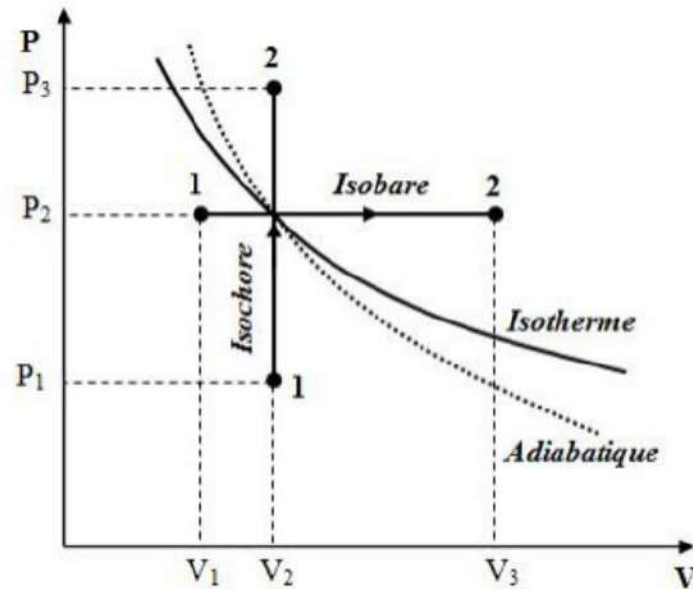
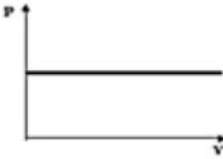
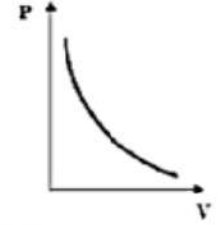
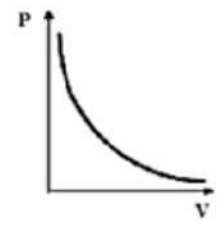


Figure IV.4 Les principales transformations thermodynamiques

IV.6 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 converti en une quantité équivalente de chaleur et que la chaleur pourrait être transformée en travail.

Tableau 1 : Résumé des transformations réversibles d'un gaz parfait

Transformation	$P = P(V)$	Equation caractéristique	W	Q	ΔU
Isochore $V = \text{Cte}$		$\frac{P}{T} = \text{Cte}$	$W = 0$	$Q = C_V(T_f - T_i)$ $C_V = \frac{nR}{\gamma - 1}$	$\Delta U = C_V(T_f - T_i)$
Isobare $P = \text{Cte}$		$\frac{V}{T} = \text{Cte}$	$W = -P(V_f - V_i)$	$Q = C_P(T_f - T_i)$ $C_P = \frac{n\gamma R}{\gamma - 1}$	$\Delta U = W + Q$
Isotherme $T = \text{Cte}$		$PV = \text{Cte}$	$W = -nRT_i \ln \frac{V_f}{V_i}$	$Q = nRT_i \ln \frac{V_f}{V_i}$	$\Delta U = 0$
Adiabatique $Q = 0$		$PV^\gamma = \text{Cte}$ $TV^{\gamma-1} = \text{Cte}$ $TP^{\frac{1}{1-\gamma}} = \text{Cte}$	$W_{\text{adiabatique reversible}} = \frac{P_2 V_2 - P_1 V_1}{(\gamma - 1)}$	$Q = 0$	$\Delta U = W$

-Relations de Mayer : Pour un gaz parfait où les capacités thermiques, à pression constante C_P et à volume constant C_V , sont constantes :

$$C_P - C_V = nR$$

Avec :

$$\gamma = \frac{C_P}{C_V}, \quad C_V = \frac{nR}{\gamma - 1}, \quad C_P = \frac{nR\gamma}{\gamma - 1}$$

γ : Coefficient adiabatique