



# Thermodynamique Appliquée

Présenté par: Dr. Hatem ELAMINE

# En bref...

Ce cours de thermodynamique appliquée, est destiné aux étudiants de la faculté des sciences de Gafsa licence énergétique spécialement du domaine Sciences et technologies.

Le cours est accompagné d'exercices corrigés, il est conforme aux programmes de thermodynamique appliquée agréé par le ministère. Sa présentation didactique est le fruit de plusieurs années d'expérience pédagogique de l'auteur.

Son contenu résulte de la lecture de nombreux ouvrages et documents dont la plupart sont cités dans les références bibliographiques.

# Programme

- **Notions générales de thermodynamique**
- **Les gaz parfaits, Transformations et 1er principe de la Thermodynamique**
- **Transformations Quasi statiques, Entropie et 2ème principe de Thermodynamique**
- **Les Changements d'état des Corps Purs**
- **Les Machines Thermiques**
- **La combustion**

# CHAPITRE 01 Notions générales de thermodynamique

## I/ 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*.

Dans la figure ci-dessous, le gaz à l'intérieur du cylindre représente un système thermodynamique, tandis que le piston et les parois du cylindre constituent le milieu extérieur.

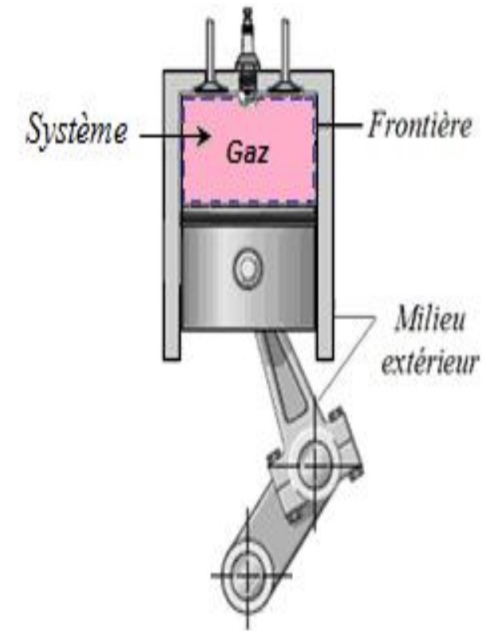


Figure 1.1. Délimitation d'un système thermodynamique

Il est à noter, que lors de l'étude d'un système thermodynamique, on ne considère pas les variations des paramètres du milieu extérieur.

Suivant les frontières du système considéré, on distingue trois types de systèmes.

Système **ouvert**, système **fermé** ou système **isolé**.

<i>Nature du système</i>	Echange d'énergie	<i>Echange de matière</i>
Ouvert	Oui	Oui
Fermé	Oui	Non
Isolé	Non	Non

*Tableau 1.1. 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.

## II/ 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. Cette dépendance de variables d'état est gouvernée par une relation dite **équation d'état**.

$$f(P, V, T) = 0$$

A titre d'exemple, l'équation d'état d'un gaz parfait est :  **$PV = nRT$**

Ou :

$P$  : 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 ;

1° En termes de pression :

$$P = \frac{nRT}{V}$$

2° En termes de volume :

$$V = \frac{nRT}{P}$$

3° En termes de température :

$$T = \frac{PV}{nR}$$

4° En termes de masse :

$$m = \frac{MPV}{RT}$$

5° En termes de la constante universelle des gaz parfaits :

$$R = \frac{PV}{mr}$$

6° En termes de densité :

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{MP}{RT}$$

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***.

### III/ 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).

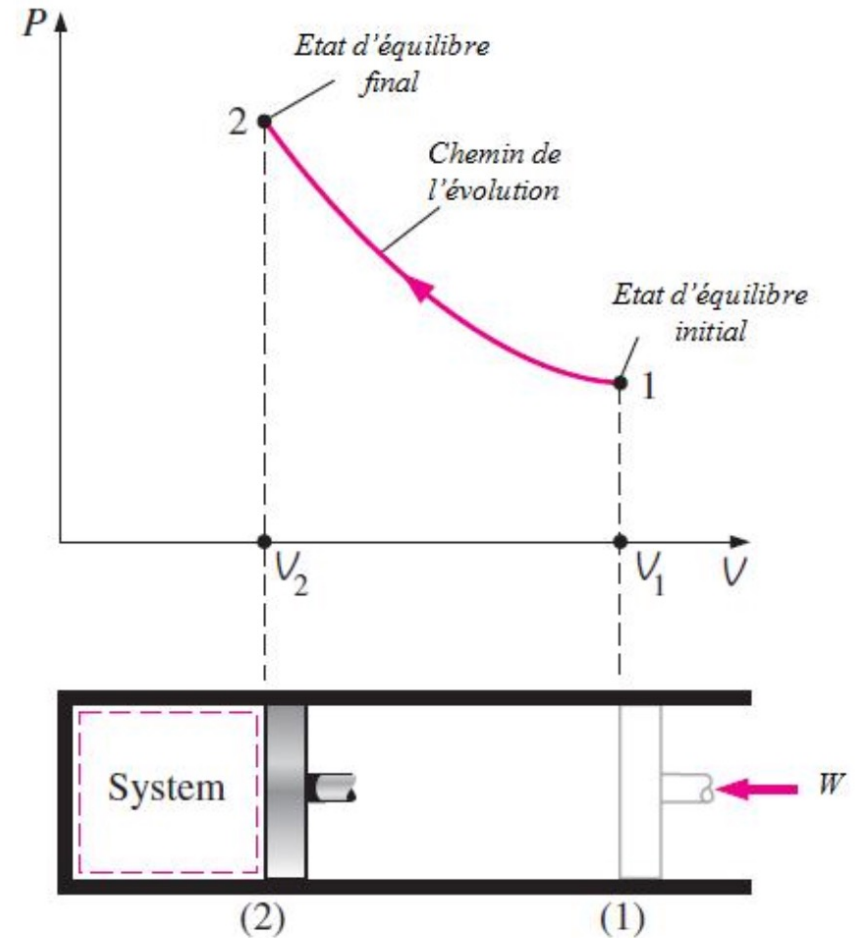


Figure 1.2. Transformation du système sous influence du travail extérieur

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***. Dans le cas du gaz dans un cylindre à volume variable, on obtient une transformation réversible en faisant tendre la vitesse de déplacement du piston vers zéro.

En effet, dans ces conditions, l'écoulement du gaz généré dans le cylindre devient négligeable, et la pression tend vers une répartition uniforme. En conséquence, la durée nécessaire pour obtenir un déplacement fini du piston devient infinie ; c'est pourquoi, en pratique, une telle transformation est impossible à réaliser. La transformation qui ne remplit pas les conditions d'équilibre (réversibilité) est appelée ***transformation irréversible***.

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

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** ( $V=cte$ ).
4. **Transformation adiabatique** : transformation au cours de laquelle **le système n'échange pas de chaleur avec le milieu extérieur** ( $Q=0$ ).

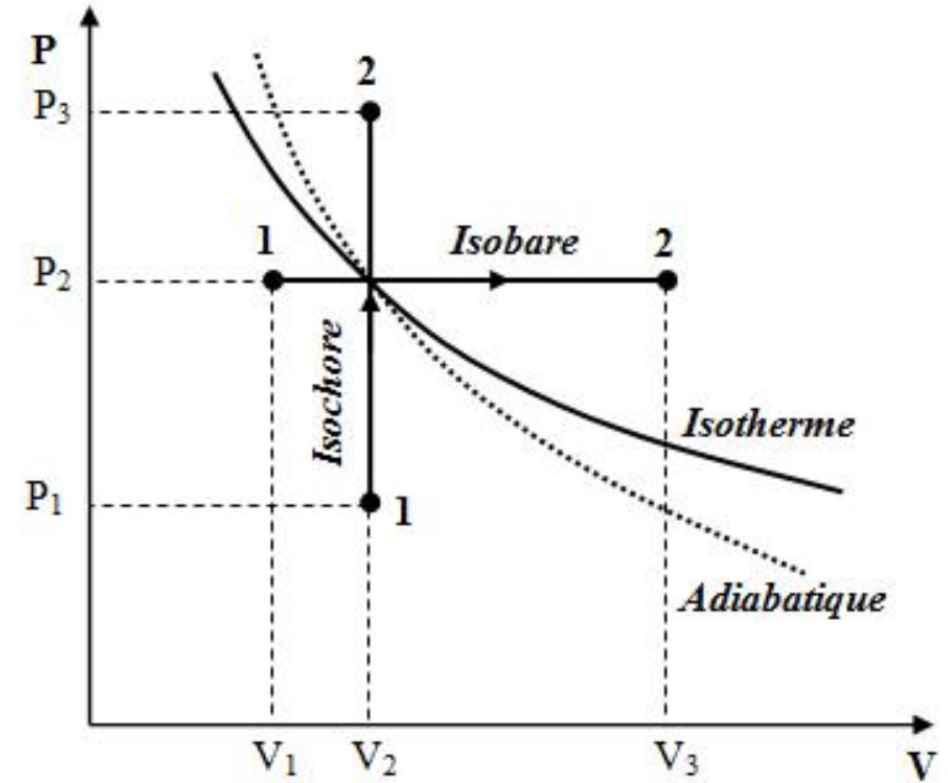


Figure 1.3. Les principales transformations thermodynamiques

## IV/ 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, voir figure. c'est un cycle thermodynamique pour moteur à combustion interne.

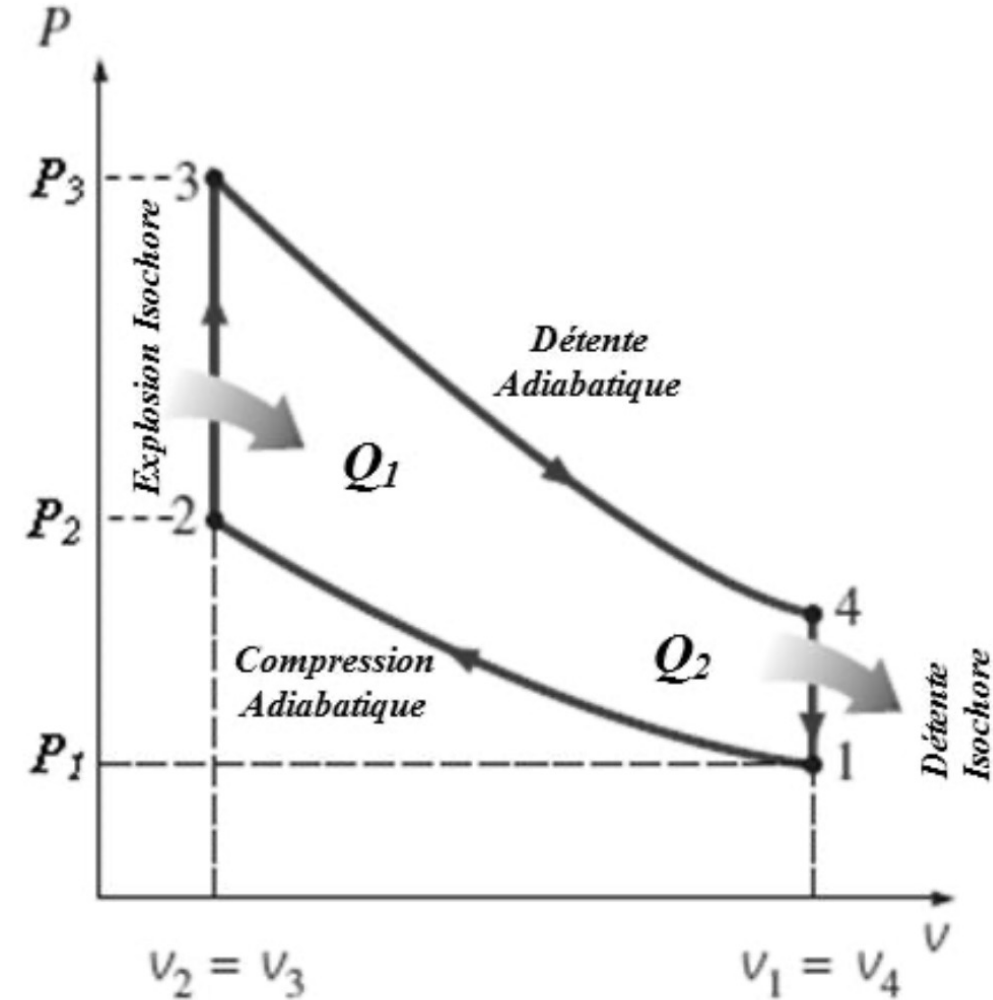
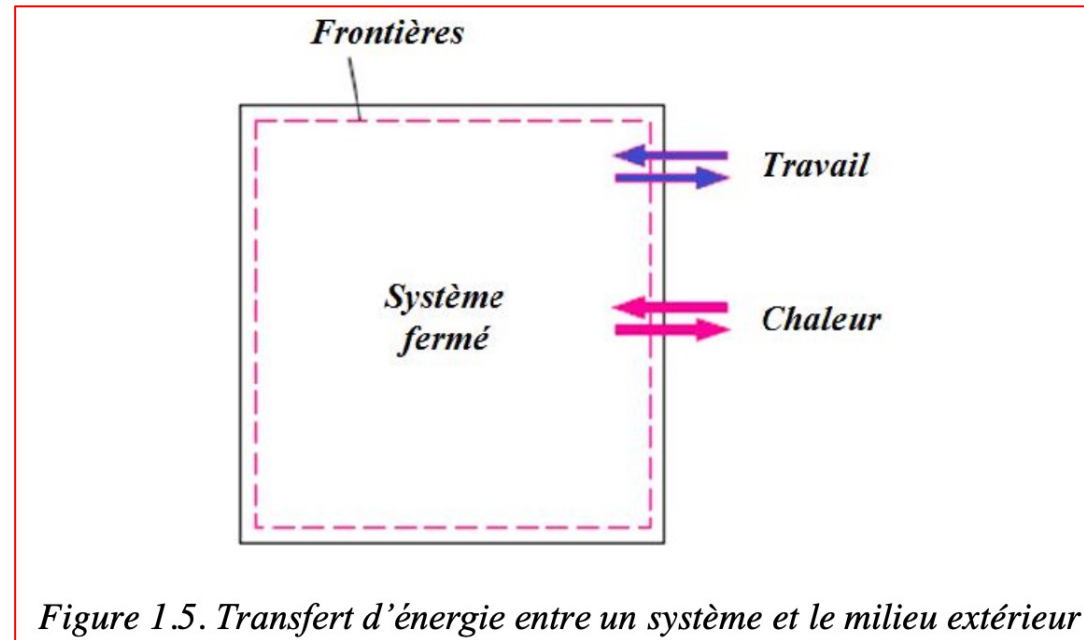


Figure 1.4. Exemple de cycle thermodynamique

## V/ Energie, travail et chaleur

La **chaleur** et le **travail** sont les deux formes dont **l'énergie** peut être transférée d'un **systeme** 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) 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  $U$  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,  $\Delta U = 0$

## 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 *fournit* par le système au milieu extérieur.

Soit un cylindre renfermant un gaz à la pression  $P$  ; le piston à une section  $S$ . Voir (*Figure*).

Lorsqu'un opérateur extérieur exerce une force sur le piston, celui-ci se déplace vers la gauche :  
Le gaz exerce alors une force pressante  $F$  ;

$$F = P \cdot S$$

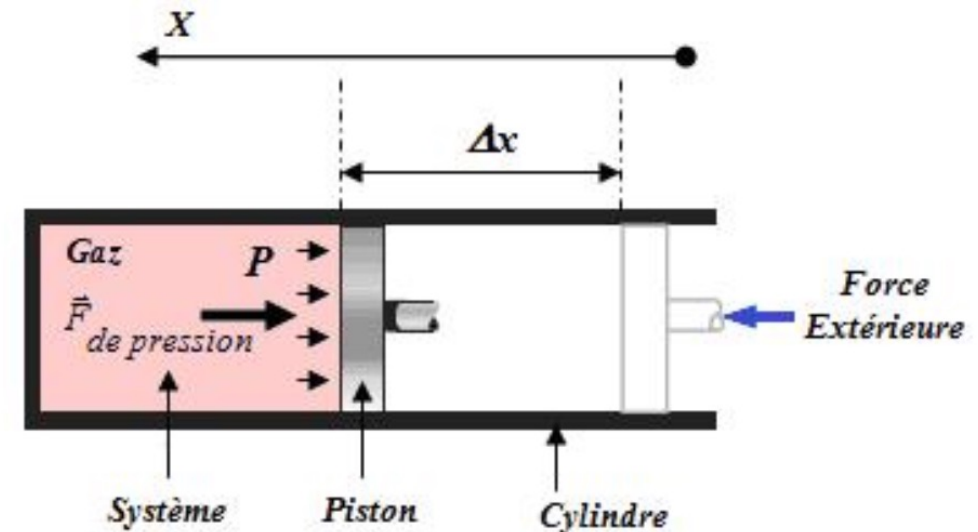


Figure 1.6. Exemple de travail reçu par le système

Le travail élémentaire résultant de cette force de pression au cours du déplacement ( $dx$ ) vaut alors:  $dW = \vec{F} \cdot d\vec{x}$

Le travail élémentaire résultant de cette force de pression au cours du déplacement ( $dx$ ) vaut alors:  $dW = \vec{F} \cdot d\vec{x}$

La force  $\vec{F}$  de pression exercée par le gaz est parallèle au déplacement  $d\vec{x}$  et elle est en sens opposé avec ce déplacement, le travail fourni par la force est donc négatif (travail résistant). La force  $\vec{F}$  est décomposée en ses deux composantes planes et par conséquent, on écrit :

$$dW = \vec{F} \cdot d\vec{x} = F \cdot dx \cdot \cos 180^\circ = -F \cdot dx = -P \cdot S \cdot dx$$

Avec :  $dV = Sdx$  est la variation du volume lors du

déplacement du piston. On obtient alors  $dW = -P \cdot dV$

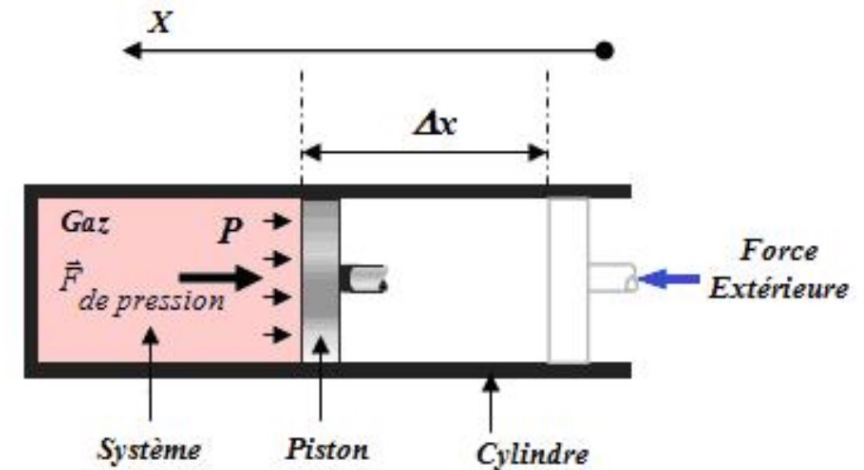


Figure 1.6. Exemple de travail reçu par le système

## Remarques :

1°/ Dans le cas d'une compression :  $dV < 0$ , le volume diminue et  $dW > 0$ ,  
*le gaz reçoit du travail du milieu extérieur.*

2°/ Dans le cas d'une détente :  $dV > 0$ , le volume augmente et  $dW < 0$ ,  
*le gaz fournit du travail au milieu extérieur.*

### 3) Calcul du travail pour différentes transformations

Le travail est exprimé pour chaque type de transformation, on distingue :

- a) Transformation isobare ( $P = Cte$ )
- b) Transformation isotherme ( $T = Cte$ )
- c) Transformation isochore ( $V = Cte$ )
- d) Transformation adiabatique (isentropique) ( $Q = 0$ )

### a) Transformation isobare ( $P=Cte$ )

On écrit ;

$$W_{1-2} = -P \int_1^2 dV = -P(V_2 - V_1)$$

### b) Transformation isotherme ( $T=Cte$ )

On écrit ;

$$W_{1-2} = - \int_1^2 PdV$$

D'autre part, on a :

$$PV=n.R.T$$

D'où,

$$W_{1-2} = - \int_1^2 nRT \frac{dV}{V} = -nRT \int_1^2 \frac{dV}{V}$$

$$W_{1-2} = nRT \ln \frac{V_1}{V_2} = nRT \ln \frac{P_2}{P_1}$$

### c) Transformation isochore ( $V=Cte$ )

$$W_{1-2} = - \int_1^2 PdV$$

Dans ce cas, on a :  $dV=0$  et par conséquent :

$$W_{1-2} = 0$$

Alors, le travail pour une telle transformation est nul.

## d) Transformation adiabatique (isentropique) ( $Q=0$ )

$$dW = -PdV$$

Avec,

$$PV^\gamma = Cte$$

Alors, on peut écrire,  $dW = -P.V^\gamma \cdot \frac{dV}{V^\gamma}$  (multiplication par  $V^\gamma$  et division par  $V^\gamma$  )

Lors d'une transformation adiabatique,  $P$  et  $V$  varient ensemble, mais  $PV^\gamma = Cte$ , le produit reste constant et peut être sorti de l'intégrale.

$$\text{Donc, } W_{1-2} = -PV^\gamma \int_1^2 \frac{dV}{V^\gamma}$$

Il faut rappeler que ci-dessus est une intégrale type fonction de puissance ;

$$\int_1^2 x^n dx = \frac{1}{n+1} x^{n+1}$$

Ce qui donne :

$$W_{1-2} = -P.V^\gamma \cdot \frac{V^{-\gamma+1}}{-\gamma+1} \Big|_1^2 = \frac{PV}{\gamma-1} \Big|_1^2$$

Donc :

$$W_{1-2} = \frac{P_2V_2 - P_1V_1}{\gamma - 1}$$

Ce même travail, peut être exprimé en fonction de température ( $T$ ),

De :

$$PV = nRT$$

On peut écrire pour chaque état d'équilibre :

$$P_1V_1 = nRT_1$$

$$P_2V_2 = nRT_2$$

On remplace en l'expression du travail  $W$ , les termes  $P_2V_2$ ,  $P_1V_1$  par  $nRT_2$ ,  $nRT_1$  respectivement, on obtient :

$$W_{1-2} = \frac{nR(T_2 - T_1)}{\gamma - 1}$$

## Remarque

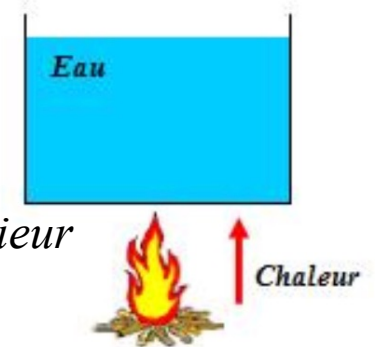
Pour une détente :  $T_2 < T_1$ , donc  $W < 0$  (travail fourni)

Pour une compression :  $T_2 > T_1$ , donc  $W > 0$  (travail reçu).

## 4) La chaleur

Quand on place un récipient sur un feu (source de chaleur) la température de l'eau s'élève (voir Figure) 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].



*Figure: Le système eau reçoit de la chaleur du milieu extérieur*

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 :

$$dQ = m \cdot c \cdot dT$$

Où,  $c$  désigne la chaleur massique de la substance (matériau, fluide, ...) en [J/Kg.K] considérée constante le long du présent cours.

***Pour une transformation finie :***

La chaleur  $Q$  échangée lors d'une transformation finie entre deux états d'équilibres (*état 1* et *état 2*) peut être obtenue par intégration de la relation ci-dessus.

$$Q_{12} = \int_1^2 m.c.dT = m.c \int_1^2 dT = m.c.(T_2 - T_1)$$

Soit,  $Q_{12} = m.c\Delta T = m.c.(T_2 - T_1)$

Pour un gaz, on a défini deux chaleur massiques, d'où :

$$Q_{12} = m.c_v \Delta T$$

Pour une transformation isochore

$$Q_{12} = m.c_p \Delta T$$

Pour une transformation isobare.

**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 état liquide) ou absorbée (état liquide état vapeur).

***Remarque :***

Les changements d'état sont mis à profit dans les machines thermiques puisqu'ils libèrent d'importantes quantités de chaleur.

# Tableau récapitulatif des équations de transformations

Transformation	Isobare ( $p=C^{te}$ )	Isochore ( $V=C^{te}$ )	Isotherme ( $T=C^{te}$ )	Adiabatique ( $Q=0$ )
Equation de transformation	$\frac{T}{V} = Cte$	$\frac{p}{T} = Cte$	$p.V = Cte$	$p.V^\gamma = Cte$
1 <sup>er</sup> principe	$\Delta U = W + Q$	$W=0 ; \Delta U = Q$	$Q = W ; \Delta U = 0$	$Q = 0 ; \Delta U = W$
Travail	$W = -p.(V_2 - V_1)$ $W = -m.r(T_2 - T_1)$	$W = 0$	$W = p_1.V_1 \ln \frac{V_2}{V_1}$ $W = m.rT \cdot \ln \frac{V_2}{V_1}$	$W = \frac{p_2.V_2 - p_1.V_1}{\gamma - 1}$ $W = \frac{m.r(T_1 - T_2)}{\gamma - 1}$
Chaleur	$Q = m.c_p.(T_2 - T_1)$	$Q = m.c_v.(T_2 - T_1)$	$Q = p_1.V_1 \ln \frac{V_2}{V_1}$ $Q = m.rT_1 \ln \frac{V_2}{V_1}$	$Q = 0$

<b>Transformation</b>	<b>Isobare (<math>p=C^{te}</math>)</b>	<b>Isochore (<math>V=C^{te}</math>)</b>	<b>Isotherme (<math>T=C^{te}</math>)</b>	<b>Adiabatique (<math>Q=0</math>)</b>
<b>Energie interne</b>	$\Delta U = m.c_v(T_2 - T_1)$	$\Delta U = m.c_v(T_2 - T_1)$	$\Delta U = 0$	$\Delta U = m.c_v(T_2 - T_1)$
<b>Enthalpie</b>	$\Delta H = m.c_p(T_2 - T_1)$	$\Delta H = m.c_p(T_2 - T_1)$	$\Delta H = 0$	$\Delta H = m.c_p(T_2 - T_1)$
<b>Entropie</b>	$\Delta S = m.c_p \cdot \ln \frac{T_2}{T_1}$	$\Delta S = m.c_v \cdot \ln \frac{T_2}{T_1}$	$\Delta S = m.r \cdot \ln \frac{V_2}{V_1}$	$\Delta S = 0$
<b>Gaz parfaits</b> $p.V = m.r.T = Cte$	$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$	$\frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2}$	$\frac{V_1}{V_2} = \frac{p_2}{p_1}$	$p_1 \cdot V_1^\gamma = p_2 \cdot V_2^\gamma$ $\frac{T_1}{T_2} = \left(\frac{V_2}{V_1}\right)^{\gamma-1}$ $\frac{p_1}{p_2} = \left(\frac{V_2}{V_1}\right)^\gamma$ $\frac{p_1}{p_2} = \left(\frac{T_1}{T_2}\right)^{\frac{\gamma}{\gamma-1}}$