

# cours de Thermodynamique

# Table des matières



<b>Objectifs</b>	3
<b>Introduction</b>	4
<b>I - Chapitre1</b>	5
1. Propriétés des parois d'un système .....	6
2. Transformation thermodynamique .....	8
2.1. Transformations particulières .....	9
<b>II - Chapitre2 :Premier principe de la Thermodynamique</b>	13
1. Énoncé du premier principe de la thermodynamique .....	14
1.1. Application du premier principe à quelques transformations particulières .....	15
<b>III - Exercices</b>	17
1. Test final .....	19
<b>Références</b>	22

# Objectifs

- Comprendre les aspects avancés de la thermodynamique en référence à la 1<sup>ère</sup> loi et la deuxième de la thermodynamique .
- Déterminer les efficacités de la première et de la deuxième loi en matière de conversion d'énergie
- Calculer les propriétés thermodynamiques de cycles complexes de conversion d'énergie

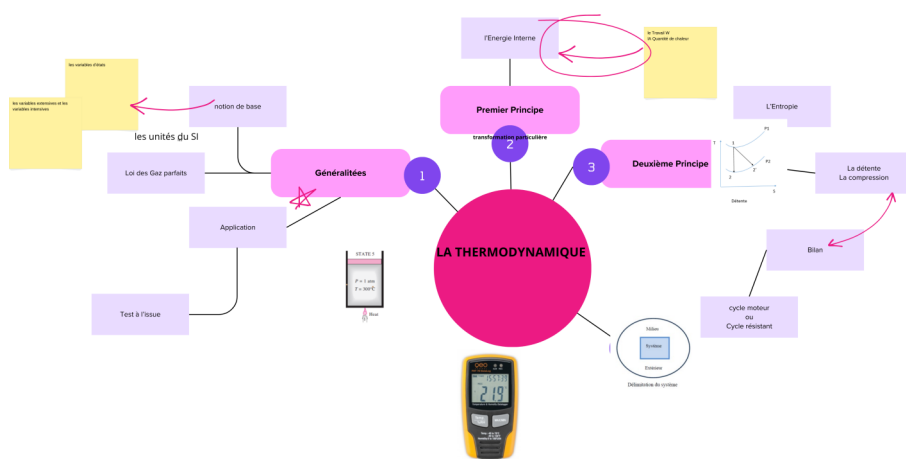
# Introduction



D'origine grec, le mot thermodynamique est composé de deux parties : «**thermo**» qui veut dire chaleur et «**dynamique**» qui signifie travail ou mouvement. Le mot composé veut dire mouvement produit à partir de la chaleur

La thermodynamique est une branche de la physique qui étudie la relation entre les phénomènes thermique et phénomènes dynamique

Dr Soumia OURRAD  
Enseignante au département de Génie Mécanique



# Chapitre 1

I

à l'issu de ce chapitre il faut:-Connaître les définitions des généralités en thermodynamique -  
Faire la différence entre un système ouvert et un système fermé et un système isolé-Connaître  
les variables Intensives et les variables extensives-Connaître les unités dans le système  
Internationale

Un système thermodynamique est défini comme une quantité de matière ou une région de l'espace faisant l'objet d'une étude.

Un système est circonscrit par des frontières qui le séparent du milieu extérieur ou environnant

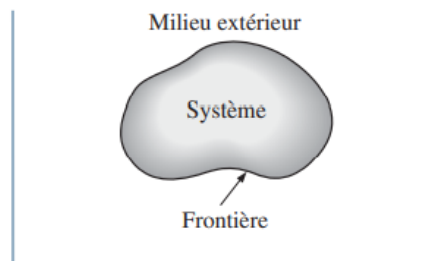


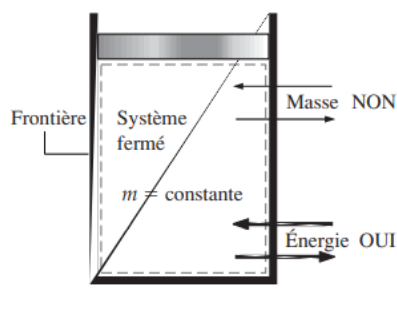
Illustration du système

D'un point de vue mathématique, les frontières d'un système thermodynamique n'ont aucune épaisseur. Donc, elles ne peuvent ni contenir une masse ni occuper un volume.

\*Système isolé pas d'échange d'énergie ni de matière

\*Système fermé : pas d'échange de matière avec le milieu extérieur

\*Système ouvert : possibilité d'échange de matière et d'énergie



La masse ne peut traverser les frontières

Système	Échange de matière	échange d'énergie	Exemple
Isolé	Non	Non	Calorimètre
Fermé	Non	Oui	Piles électrique
Ouvert	Non	Oui	Être vivant

*Exemples de systèmes existants*

## 1. Propriétés des parois d'un système

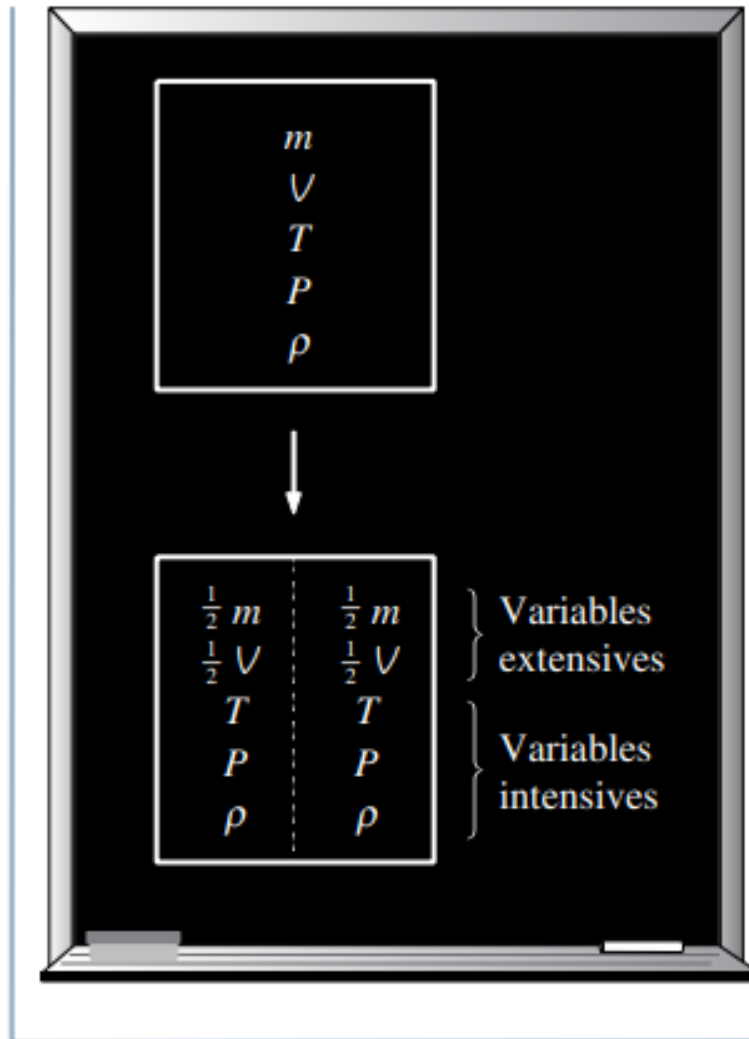
*Les variables thermodynamiques d'un système*

Lorsqu'un système possède une paroi thermiquement conductrice de la chaleur, la paroi est **diatherme** ou diathermane.

- Lorsqu'un système possède une paroi n'admettant aucun transfert de chaleur, la paroi est adiabatique (surface imperméable à la chaleur).

En thermodynamique phénoménologique, l'état d'un système est décrit à l'aide de variables thermodynamiques macroscopiques telles que la pression **P**, la température **T**, le volume **V** et la masse **m**.

- **Les variables intensives** qui sont indépendantes de la masse tel que pression ( $P$ , [kPa]), la température ( $T$ , [K]), la masse volumique ( $\rho$ , [ $\text{kg}/\text{m}^3$ ]), potentiel chimique ( $\mu$ , [kJ/kmol]),...
- **Les variables extensives**, qui varie proportionnellement à la masse. : la masse ( $m$ , [kg]), le volume ( $V$ , [ $\text{m}^3$ ]), le nombre de mole ( $n$ , [kmol])



*Différence entre les propriétés intensives et les propriétés extensives*

### Les états et l'équilibre d'un système

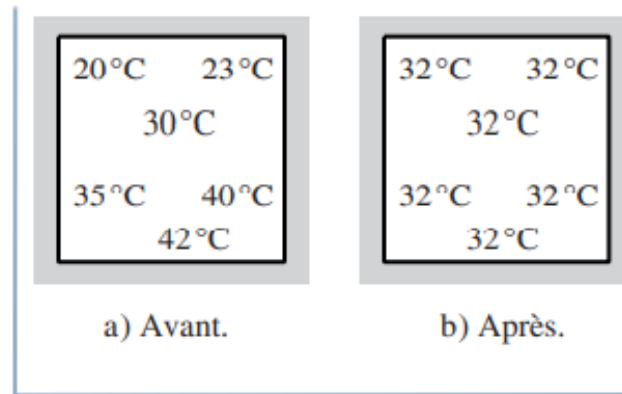
L'état d'un système (ou de la substance qu'il renferme) est décrit à l'aide de variables macroscopiques observables comme la température, la pression et la masse volumique

Deux variables sont dites indépendantes si l'une d'elles peut être modifiée sans que l'autre change. Par exemple, la température et le volume massique sont deux variables indépendantes et elles suffisent pour décrire l'état d'un système compressible

La température et la pression demeurent des variables thermodynamiques indépendantes tant que le système existe en une seule phase. Dès que deux ou plusieurs phases apparaissent, la température et la pression deviennent dépendantes. Par exemple, à une pression de 101,42 kPa (la pression atmosphérique au niveau de la mer), l'eau bout à 100 °C alors qu'au sommet d'une montagne où la pression est de 70,18 kPa, l'eau bout à 90 °C. Dans ce cas, pendant que l'eau passe de la phase liquide à la phase vapeur,  $T = f(P)$ . Pour décrire l'état du système, il faut alors préciser soit **la température**, soit **la pression** et une autre variable thermodynamique.

La thermodynamique traite souvent l'état d'équilibre.

Un système en équilibre thermodynamique est un système en équilibre par rapport à tout changement possible. Ainsi, on dira qu'un système est en équilibre thermique si sa **température** est uniforme et **constante**



*Système fermé atteignant l'équilibre thermique*

L'équilibre thermodynamique résulte de la conjonction de trois équilibres : thermique, mécanique et chimique.

- Équilibre **thermique** (égalité des températures) : la **température**, en tout point du système, uniforme et **constante**.
- Équilibre **mécanique** (égalité des pressions) : la pression, en tout point du système, uniforme et constante. =>  $\Sigma F=0$
- Équilibre **chimique** (égalité du potentiel chimique) : la **composition chimique** du système uniforme et **constante**.

## 2. Transformation thermodynamique

C'est le passage d'un état d'équilibre initial (1) à un état d'équilibre final (2) au cours duquel au moins une variable d'état est modifiée.

On distingue alors :

- **Transformation ouverte** : Quand l'état d'équilibre final est différent de l'état d'équilibre initial, le système a décrit une transformation ouverte.
- **Transformation cyclique ou fermée** : Lorsque l'état final, après un certain nombre de transformations, est identique à l'état initial, le système a décrit un cycle de transformations. Toute transformation cyclique peut être décomposée en la somme de deux transformations ouvertes.
- **La transformation irréversible** : Elle est induite par une modification brusque du milieu extérieur. Le système évolue alors plus ou moins rapidement vers l'état final en passant par des états intermédiaires mal définis pour lesquels il est difficile de préciser les valeurs des variables qui caractérisent le système. Seul l'état initial et l'état final sont des états d'équilibre bien définis et représentables sur un diagramme. Si, une fois l'état d'équilibre final atteint, l'extérieur est ramené à son état antérieur, le système revient à son état initial sans passer toutefois par les mêmes états intermédiaires qu'à l'aller.

- **La transformation réversible**

Elle est constituée par une succession d'états d'équilibre infiniment voisins. C'est le cas limite de la transformation quasi statique, ce qui implique :

1. • que la transformation soit extrêmement progressive ;
2. • que l'on connaisse à chaque instant les valeurs des paramètres du système ;
3. • qu'il soit possible de revenir en arrière à tout instant.



## 2.1. Transformations particulières

Certaines évolutions se caractérisent par le fait qu'une des variables thermodynamiques demeure constante. Le préfixe iso est alors employé pour qualifier ces évolutions.

- Transformation **isotherme** : transformation à **température constante**.
- Transformation **isochore** : transformation à **volume constant**.
- Transformation **isobare** : transformation à **pression constante**.
- Transformation **adiabatique** : transformation qui s'effectue **sans échange de chaleur** avec le milieu extérieur.

Ces transformations peuvent être réalisées de façon réversible comme de façon irréversible.

### 2.1.1. Les unités

Le système d'unités utilisé dans cet ouvrage est le système international d'unités (SI), qui est en vigueur dans presque tous les pays du monde. Le SI a été adopté à l'occasion de la 11e Conférence générale des poids et mesures (CGPM) en 1960. Il comprend sept unités de base à partir desquelles sont définies diverses unités dérivées

Grandeur	Unité
Longueur	mètre (m)
Masse	kilogramme (kg)
Temps	seconde (s)
Température	kelvin (K)
Courant électrique	ampère (A)
Intensité lumineuse	candela (cd)
Quantité de matière	mole (mol)

*quelque grandeur*

Multiple	Préfixe
$10^{12}$	téra, T
$10^9$	giga, G
$10^6$	méga, M
$10^3$	kilo, k
$10^2$	hecto, h
$10^1$	déca, da
$10^{-1}$	déci, d
$10^{-2}$	centi, c
$10^{-3}$	milli, m
$10^{-6}$	micro, $\mu$
$10^{-9}$	nano, n
$10^{-12}$	pico, p

*Préfixes courants dans le système international des unités*

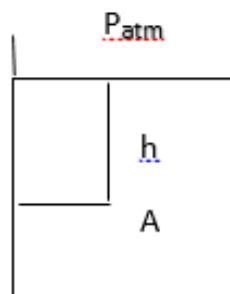
#### a) Les variables thermodynamiques d'un système

En thermodynamique phénoménologique, l'état d'un système est décrit à l'aide de variables thermodynamiques macroscopiques telles que la pression P, la température T, le volume V et la masse m

**La masse volumique** : La masse volumique est définie comme la masse par unité de volume.

#### la Pression

Ou bien pascal étant normal à cette surface



*la pression*

le cas d'un solide

le cas d'un fluide

P : pression absolue

$P_m$  : pression manométrique (effective)

#### La température

L'échelle de température thermodynamique (ou de température absolue), en unités SI, est l'échelle Kelvin, nommée en l'honneur de William Thompson (1824–1907), mieux connu sous le nom de Lord Kelvin, et est symbolisée par K (et non °K).

La relation entre l'échelle Kelvin et l'échelle Celsius est donnée par l'expression :

La **loi zéro** de la thermodynamique stipule que deux corps sont en équilibre thermique s'ils sont à la même température, et ce, même sans qu'ils soient en contact.

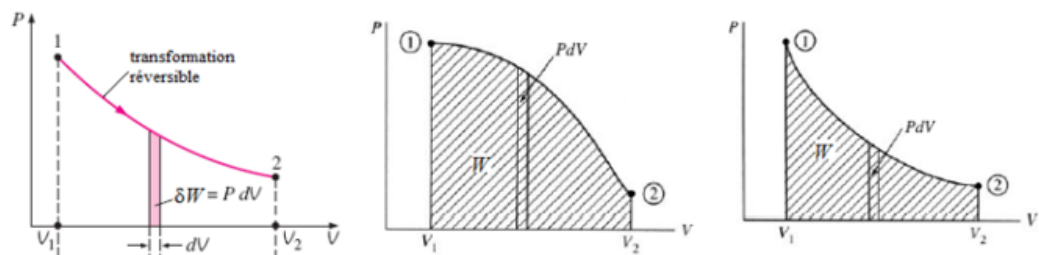
### Travail et chaleur

Le travail et la chaleur sont des formes d'énergies en transit et non contenues par le système. On les appelle aussi fonction de parcours car ils dépendent du chemin suivi (et non de l'état initial et final). L'unité de ces énergies est le joule (J)

### Travail (W)

Dans ce cours de thermodynamique, on s'intéresse essentiellement au travail mécanique des forces extérieures (dit travail des forces de pression ou travail en vase clos : piston...) et au travail mécanique technique (travail fait ou reçu par une machine, on l'appelle aussi travail utile)

Sur le diagramme de Clapeyron (P,V), le travail (W) mis en jeu lors d'une transformation réversible (1)-(2) correspond à l'aire entre la courbe qui désigne cette transformation et l'axe des abscisses (V). On remarque sur la figure ci-dessus que le travail est une fonction du parcours puisque à deux chemins différents deux surfaces différentes.



le diagramme de Clapeyron (P,V),

Le Travail des forces de pression (W) sur le diagramme de Clapeyron

- Transformation isochore ( $V=cst$ ) :  $W = 0$
- Transformation cyclique : le travail correspond à l'aire du cycle dans le diagramme de Clapeyron

### La Chaleur

La chaleur est une forme spéciale de l'énergie :

- C'est une énergie exprimée en [J] ou en k[cal].
- Elle est échangée à l'échelle microscopique sous forme désordonnée par agitation moléculaire (c'est-à-dire par choc entre les molécules en mouvement).
- Elle s'écoule toujours d'une source chaude vers une source froide.
- La chaleur n'est pas une fonction d'état, c'est-à-dire dépend du chemin suivi.

1- Deux corps de même nature (même masse) mais de températures différentes en contact thermique :

2- Deux corps de même nature de masse différentes en contact thermique

3- Deux corps de nature différentes, masse différentes température différentes on contacte thermique

C : caractéristique des corps connu sous le nom de chaleur massique ou capacité thermique (J/Kg.K)

### **La Chaleur latente**

La quantité de chaleur latente est la chaleur nécessaire pour qu'une quantité de matière puisse changer son état physique à une température constante. Elle est proportionnelle à la quantité de matière (masse ou nombre de moles) et la valeur de la chaleur latente liée à ce changement d'état physique.

Application:

Un ballon de volume égale à 15L ce ballon contient de l'air aux paramètres  $P_1=2\text{atm}$ ,  $t_1=30^\circ\text{C}$ .

-Déterminer la température finale de l'air si on lui fournit la quantité de chaleur  $Q=4\text{k cal}$  sachant que La chaleur massique de l'air  $C_v = 0.171(\text{K cal/Kg.K})$

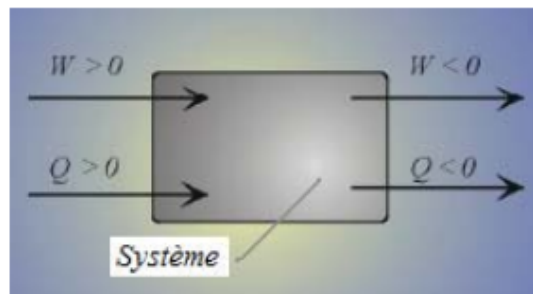
# Chapitre2 :Premier principe de la Thermodynamique

II

Au xviii<sup>e</sup> siècle, Denis Papin et Thomas Savery ont inventé la machine à vapeur, une machine qui transforme de la chaleur en travail. Améliorée par Thomas Newcomen et James Watt au cours du xviii<sup>e</sup> siècle, la machine à vapeur est à l'origine de la révolution industrielle. C'est ainsi que la science de la thermodynamique (de *therme*, « chaleur », et de *dynamis*, « mouvement ») est née de la volonté de comprendre et de prédire le comportement de la chaleur avec les autres formes d'énergie. Elle a pris son essor au xix<sup>e</sup> siècle grâce aux travaux précurseurs de scientifiques tels que Sadi Carnot, William Rankine, Rudolf Clausius et William Thompson. Aujourd'hui, la thermodynamique est devenue la science fondamentale de l'énergie. Pour commencer, comment définit-on sans ambages l'énergie ? L'énergie est l'aptitude à produire du travail tout comme l'argent permet de dépenser. De nos jours, la thermodynamique est devenue un sujet d'étude incontournable dans le domaine des sciences naturelles et appliquées. Nul phénomène naturel, procédé industriel, dispositif, machine ou système n'échappe à ses lois fondamentales. Voici quelques exemples des manifestations naturelles ou techniques que la thermodynamique permet d'analyser : la chaleur que dégagent les milliards de cellules du corps humain ou que dissipent les centaines de composants électroniques de l'ordinateur ; le travail mécanique développé par un muscle ou produit par un moteur ; l'écoulement sanguin dans un cœur ou l'écoulement d'eau dans une pompe ; l'énergie solaire emmagasinée

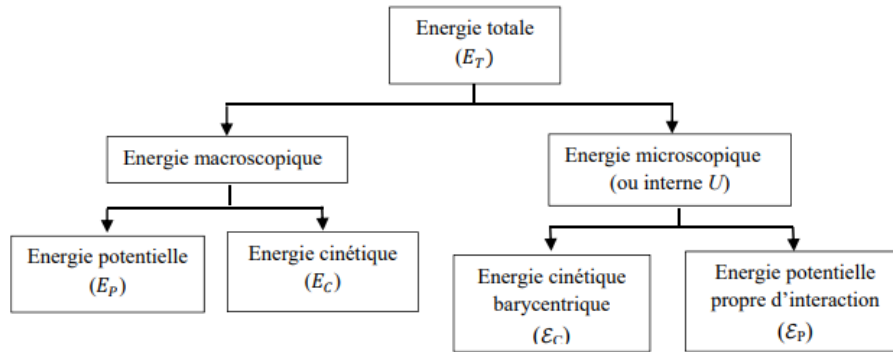
## Convention de signe pour un système thermodynamique

On rappelle que la convention sur le signe de l'énergie, en thermodynamique, est telle que **l'énergie reçue par le système est positive** ( $> 0$ ), et négative ( $< 0$ ) si elle est cédée par le système



*signe de l'énergie*

## Les différentes énergies d'un système



*Différentes énergies d'un système*

**a)Energie macroscopique (ou externe)**

C'est l'énergie que possède l'ensemble du système par rapport à un référentiel externe

exp : énergie potentielle et cinétique

- l'énergie potentielle ( $E_p$ )est liée à l'élévation du système dans le champ gravitationnel estimer en[ KJ]  
ou

m :masse du système [kg]

g :accélération terrestre [ $m/s^2$ ]

z :élévation du centre de gravité [m]

l'énergie cinétique ( $E_c$ ) est liée au déplacement du système par rapport à un référentiel fixe estimer en [KJ]

C est la vitesse de déplacement du système [m/s]

**b)Energie microscopique (ou interne)**

C'est l'énergie liée à la structure moléculaire du système et au degré d'activité des molécules (mouvements de translation, rotation, vibration et interaction entre molécules).

Cette énergie est notée U (énergie interne qui est une fonction d'état1 extensive) et elle ne dépend d'aucun référentiel externe du système.

l'indice P désigne de potentiel d' interaction

l'indice C désigne l'énergie cinétique barycentrique

**c)Energie totale**

L'énergie totale ( $E_T$ )d'un système est donc la somme de son énergie macroscopique (externe) et microscopique (interne) :

# 1. Énoncé du premier principe de la thermodynamique

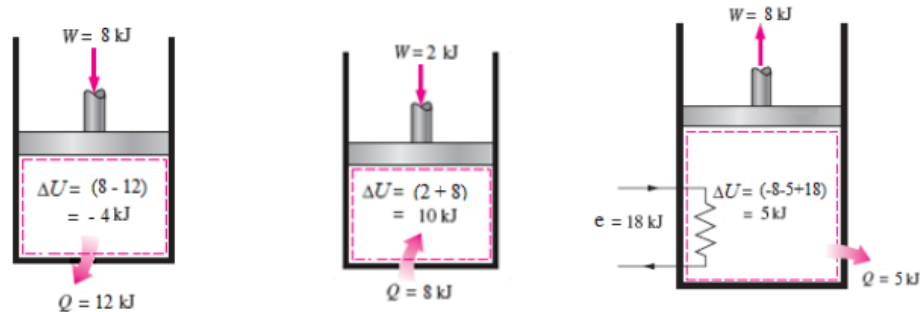
Si l'on considère que l'échange se fait seulement sous forme de chaleur (Q) et de travail mécanique (W), l'énergie totale échangée au cours de la transformation d'un système, d'un état initial (EI) à un état final (EF), sera égale à leur somme algébrique (Q + W). L'énergie totale (Q+W) échangée par un système au cours de son passage d'un état initial à un état final est indépendante de la manière dont la transformation est effectuée. A cette énergie (Q+W) est associée la variation d'une **fonction d'état**.

\*principe :

\*Sous la forme différentielle

 **Remarque**

L'expression de l'énergie totale donnée ci-dessus concerne un système thermomécanique (considéré dans ce cours). Pour d'autres types de système, il peut y avoir d'autres formes d'énergie (propre au système), telles que : l'énergie électrique (cas de condensateur), nucléaire, magnétique, ...etc



*Illustration du premier principe de la thermodynamique*

### 1.1. Application du premier principe à quelques transformations particulières

- **Transformation adiabatique (Q = 0)**

Dans ce cas le travail mécanique (W) échangé correspond à la variation de l'énergie interne  
ou

- **Transformation isochore (V=Cste)**

Pour un système isochore (parois fixes), la chaleur (Q) échangée avec le milieu extérieur correspond à la variation de l'énergie interne  
ou

- **Transformation isobare (P=Cste)**

Lorsque la transformation est isobare et réversible, la chaleur (Q) échangée avec le milieu extérieur correspond à la variation de l'enthalpie :

#### 1.1.1. Les transformations d'un Gaz Parfait

On s'intéressera dans ce paragraphe à la représentation, sur le diagramme de Clapeyron, des transformations thermodynamiques des gaz parfaits, dans le cas d'un système fermé et ouvert. On établira également les expressions du travail des forces de pression, du travail technique et de la chaleur mises en jeu par les systèmes en question.

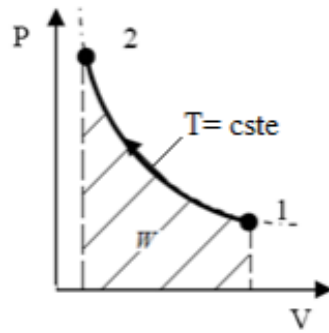
- **Transformation isotherme (T=cste)**

Une transformation isotherme est difficile à réaliser sauf si on place notre système dans un bain thermostaté (à T=Cste) tel que la glace fondante ou l'eau bouillante...l'équation caractéristique d'une telle transformation, lorsque le gaz est parfait, est donnée par la loi de Boyle-Mariotte vue précédemment :

**Système fermé**

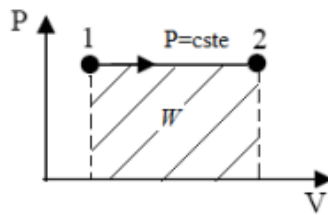
Travail des forces de pression (W):

L'équation caractéristique d'une transformation isobare d'un gaz parfait, est donnée par la loi de Gay Lussac :



*Travail de forces de pression*

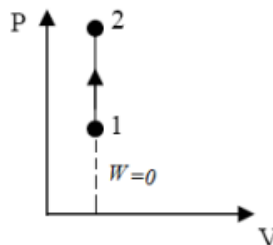
**Transformation isobare ( $P=cste$ )**



*Travail de forces de pression*

**Transformation isochore ( $V=cste$ )**

L'équation caractéristique d'une transformation isochore d'un gaz parfait est donnée par la loi de Charles Amontons :



*Travail de forces de pression*



# Exercices


 III

## Objectifs

mettre en application ce que l'étudiant a appris en cours

### Exercice01 :

Définir la pression au point 1 suivant la fig 01

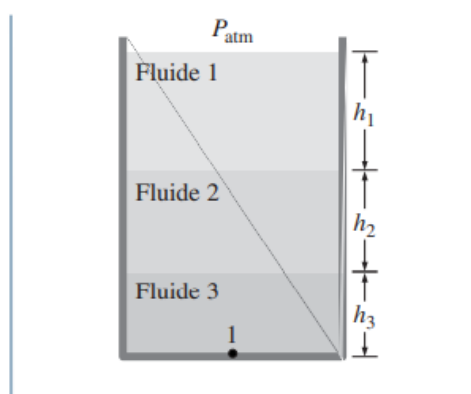


fig 01

**solution de l'exercice1 :**

### Exercice02

Donner les dimensions de la constante des gaz parfaits (R) et déterminer sa valeur lorsqu'elle est exprimée :

1. en L. atm.mol<sup>-1</sup>. K<sup>-1</sup>
2. en J. mol<sup>-1</sup>. K<sup>-1</sup>
3. en L. mm de Hg.mol<sup>-1</sup>. K<sup>-1</sup>
4. en cal. mol<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup>

**solution**

d'après la loi des gaz parfaits, dans les conditions normale de pression et de température (P=1atm,T=273k)

$$P=1\text{atm}=1.013\text{bar}=10^5\text{pa}=760\text{ mm Hg et }V=22.4\text{L}$$

1. constante R en L. atm.mol<sup>-1</sup>. K<sup>-1</sup>

$$R=0.082 \text{ L. atm.mol}^{-1}. \text{K}^{-1}$$

2. constante R en J. mol<sup>-1</sup>. K<sup>-1</sup>

$$R=8.31 \text{ J. mol}^{-1}. \text{K}^{-1}$$

3. constante R en L. mm de Hg.mol<sup>-1</sup>. K<sup>-1</sup>

$$R=62.36 \text{ Hg.mol}^{-1}. \text{K}^{-1}$$

4. constante R en cal. mol<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup>

$$1\text{cal}=4.18\text{J} \Rightarrow R=1.99\text{cal. mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$$

**Exercice03 :**

Une voiture consomme environ 5 L d'essence par jour, et la capacité de son réservoir est de 50 L. En moyenne, le plein doit être fait tous les 10 jours. La masse volumique moyenne de l'essence est de 0,75 kg/L, et son pouvoir calorifique inférieur est de 44 000 kJ/kg. Le pouvoir calorifique est la chaleur que dégage la combustion complète de 1 kg d'essence. Supposons maintenant qu'une voiture est alimentée à l'uranium-235 et qu'elle est livrée avec 100 g de cet isotope. Déterminez, pour cette nouvelle voiture, la fréquence à laquelle le plein devra être fait

**Solution**

La voiture nucléaire est livrée avec une masse donnée d'uranium-235. Il faut déterminer la fréquence des pleins d'énergie

**Hypothèses 1.** L'essence est un liquide incompressible dont la masse volumique moyenne est de 0,75 kg/L. 2. Toute la masse d'uranium-235 est convertie, grâce

à la fission, en énergie thermique.

Analyse La masse d'essence consommée quotidiennement par la voiture à essence est :

# 1. Test final



*Premier principe de la thermodynamique et bilan énergétique. Le modèle du gaz parfait et quelques limites. L'énergie interne et les modes de transfert d'énergie. Le premier principe de la thermodynamique*

	Énoncé	A	B	C
1	La masse volumique d'un gaz de masse m et de volume V s'écrit :	$\rho = m \cdot V$	$\rho = m/V$	$\rho = V/m$
2	Les entités d'un gaz considéré comme parfait :	Sont ponctuelles	Sont en interaction	Ne sont pas en interaction
3	L'énergie totale d'un système est égale à :	Son énergie interne	La somme des énergies mécanique et interne	Son énergie mécanique
4	L'énergie peut être transférée par :	Travail	Transfert thermique	Travail et transfert thermique
5	La variation $\Delta U$ d'énergie interne d'un système au repos macroscopique est :	$\Delta U = W + Q$	$\Delta U = W - Q$	$\Delta U = W \times Q$
6	La variation $\Delta U$ d'énergie interne d'un système incompressible de masse m, de capacité thermique massique c, qui passe d'une température initiale $T_i$ à une température finale $T_f$ s'écrit :	$\Delta U = m \cdot c (T_f - T_i)$	$\Delta U = m \cdot c (T_i - T_f)$	$U = m \cdot c (T_f + T_i)$

7	Si la température d'un système incompressible augmente alors son énergie interne :	Augmente	Diminue	Ne varie pas
8	Une température $T = 100,0 \text{ K}$ correspond à :	$\theta = 373,15 \text{ }^\circ\text{C}$	$\theta = -100 \text{ }^\circ\text{C}$	$\theta = -173,15 \text{ }^\circ\text{C}$
9	Le travail d'une force s'exprime :	En newtons	En newton mètres	En joules
10	La norme de la force pressante exercée par un gaz à la pression $P = 1,7 \text{ MPa}$ sur une paroi de surface $S = 20 \text{ cm}^2$ vaut :	$8,5 \times 10^8 \text{ N}$	34 N	$3,4 \times 10^3 \text{ N}$

# Références



*Revue science de  
l'ingénieur*

thermodynamique une approche pragmatique 2eme édition  
François Goar, Université du Québec en Abitibi-Témiscamingue  
Stephane Hall, École de Technologie Supérieure de Montréal  
éric Huier, Université du Québec à Rimouski

