

INTRODUCTION À LA THERMODYNAMIQUE

COURS

A. Khaled

21 avril 2021

Quelques connaissances préalables

- Outils mathématiques : fonction à 2 variables
- La thermique
- Mécanique

Principaux objectifs

- Maitriser les systèmes thermodynamiques et leurs interactions avec le milieu environnant.
- Maitriser les transformations thermodynamiques.
- Faire la différence entre gaz parfait et gaz réel.
- Premier principe de la thermodynamique et bilan énergétique.

Summary

Dans le cadre de ce cours nous allons aborder dans l'ordre, les thèmes suivants :

Partie I

- Notions de base sur la thermodynamique
- Notion de gaz parfait et gaz réel
- Premier principe de thermodynamique et bilan énergétique

Partie II

- Pourquoi la nécessité d'un deuxième principe de la thermodynamique ?
- Bilan d'entropie d'un système thermodynamique et notion de désordre
- Applications industrielles du second principe : Étude de moteur réel, pompe à chaleur et machine frigorifique.
- Conséquences du changement d'état d'un corps pur. Notions de variance, titre massique, théorème des moments..

Historique de la thermodynamique

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 apparue en tant que science à partir du 18^m siècle avec la création de la machine à vapeur.

LE BUT DE LA THERMODYNAMIQUE :

L'étude des différentes formes d'énergies et les possibilités de conversion entre elles.

énergie thermique \Leftrightarrow énergie chimique, mécanique...

exemple : moteur à explosion interne, turbines, turboréacteur...

Branches de la thermodynamique

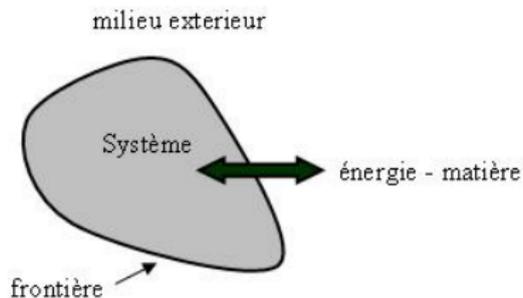
La thermodynamique compte plusieurs branches, à savoir :

- **Thermodynamique classique** : considère les systèmes sous leurs aspects macroscopiques.
- **Thermodynamique chimique** : étude des chaleurs des réactions.
- **Thermodynamique statistique** : considère les systèmes sous leurs aspects microscopiques.
- **Thermodynamique technique** : application de la thermodynamique à l'étude des machines thermiques, frigorifiques,..etc

Systèmes thermodynamique

Définition :

Un système est une quantité de matière (solide, liquide ou gaz) séparée du milieu extérieur par une surface appelée frontière à travers laquelle se fait un échange d'énergie (chaleur Q , travail W) et de matière.



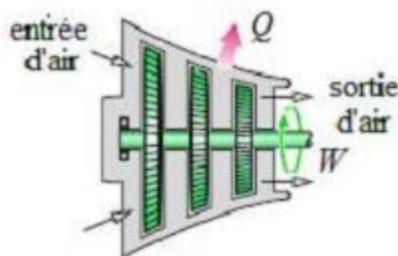
Exemple : Un liquide contenu dans un réservoir

Types de systèmes thermodynamiques

Trois types de systèmes thermodynamiques à distinguer :

Système ouvert :

Un système est dit ouvert s'il peut se transformer en échangeant de la matière et de l'énergie avec le milieu extérieur.



Exemple : Être humain, turbine

Types de systèmes thermodynamiques

Système fermé :

Un système est dit fermé si ses frontières sont telles qu'aucune masse ne peut ni s'échapper ni pénétrer dans le système mais les échanges d'énergie avec le milieu extérieur sont possibles.

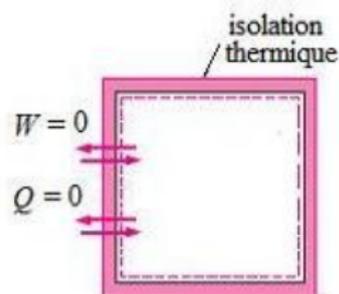


Exemple : Piles électrique, réfrigérateur, moteur à combustion interne...

Types de systèmes thermodynamiques

Système isolé :

Un système isolé est un système dont les frontières empêchent tout échange d'énergie et de matière avec l'entourage.



Exemple : Bouteille isotherme ou *Thermos*

Types de systèmes thermodynamiques

D'autres types de systèmes thermodynamiques à citer aussi :

Système adiabatique : Aucun échange de chaleur avec l'extérieur
(surface imperméable à la chaleur)

Exemple : Bouteille isotherme ou *Thermos*

Système diathermane : Surface (ou paroi) permettant le passage de la chaleur.

Variables thermodynamiques

État d'un système

L'état d'un système est défini par les valeurs d'un certain nombre de **grandeurs physiques mesurables** dites **variables (ou paramètres) d'état**.

Exp : volume(V), pression(P), température(T), ...etc.

Variables thermodynamiques

Variables d'état d'un système

Les variables qui définissent l'état d'un système peuvent être classées en deux catégories :

① Variables intensives :

Ce sont des grandeurs indépendantes de la quantité de matière (ne sont pas additives) et définies ponctuellement

Exemple 1 : la pression ($P[Pa]$), la température ($T[K]$), la masse volumique ($\rho[kg/m^3]$),...etc.

② Variables extensives :

Ce sont des grandeurs proportionnelles à la quantité de matière (sont additives).

Exemple 2 : la masse ($m[kg]$), le volume ($V[m^3]$), le nombre de mole ($n[kmol]$)...etc.

Variables thermodynamiques

Fonctions d'état

Ce sont des relations mathématiques qui lient les variables d'état (intensives ou extensives) d'un système thermodynamique

exemple : l'énergie interne ($U[J]$), l'enthalpie ($H[J]$), l'entropie ($S[J/K]$),...etc.

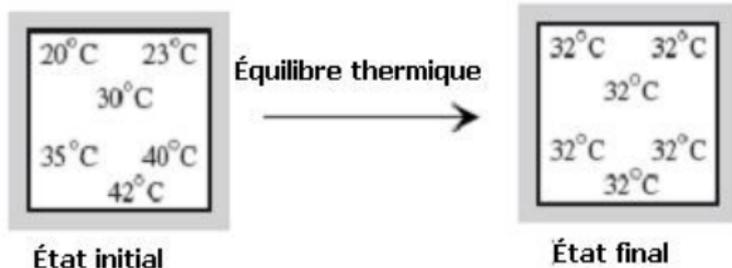
Les **fonctions d'état sont extensives** et leurs **variation**, au cours d'une transformation, **dépend** uniquement de l'**état initial et final** du système et non du chemin suivi (la manière dont le système passe de l'état initial à l'état final).

Variables thermodynamiques

Équilibre thermodynamique

Un système est en équilibre thermodynamique lorsque toutes ses variables d'état intensives demeurent uniformes (identiques en tout point du système) et constantes dans le temps. On cite 3 types d'équilibres :

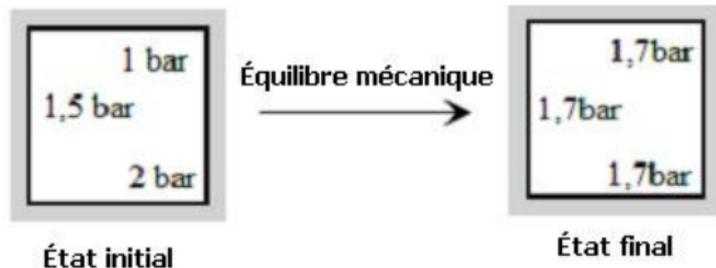
1- Équilibre thermique : La température, en tout point du système, uniforme et constante (égalité de température).



Variables thermodynamiques

Équilibre thermodynamique

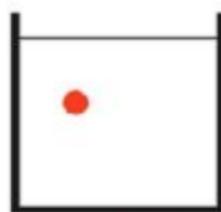
2- **Équilibre mécanique** : la pression, en tout point du système, uniforme et constante (égalité des pressions).



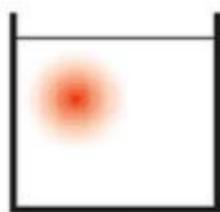
Variables thermodynamiques

Équilibre thermodynamique

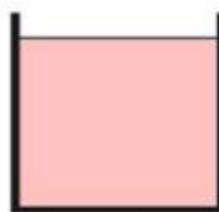
3- Équilibre chimique : La composition chimique du système uniforme et constante (égalité du potentiel chimique).



Etat initial



Intermédiaire

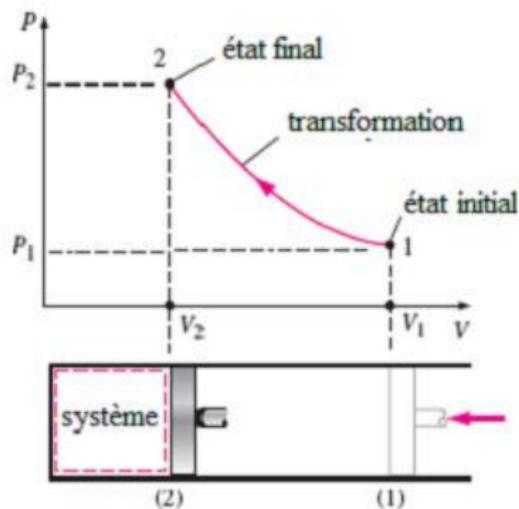


Equilibre

Transformations thermodynamiques

Définition :

La thermodynamique *étudie le passage* d'un système d'un état d'équilibre (état initial) vers un autre état d'équilibre (état final). Ce passage est appelé **transformation ou processus thermodynamique**.



Transformations thermodynamiques

Classification des transformations

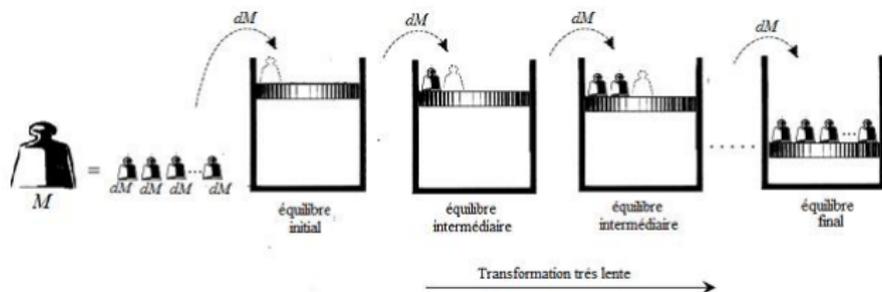
- **Transformation ouverte :**
Quand l'**état d'équilibre final** est différent de l'**état d'équilibre initial**. On dit que le système a décrit une **transformation ouverte**.
- **Transformation fermée ou cyclique :**
Lorsque l'*état final*, après un certain nombre de transformations, est **identique** à l'**état initial**, le système a décrit un cycle de transformations.

Transformations thermodynamiques

Classification des transformations

- **Transformation réversible :**

Une transformation réversible est une transformation quasi-statique qui peut évoluer en **sens inverse** (transformation inversable) et passe exactement par les mêmes états d'**équilibre intermédiaires**. Dans la pratique, une transformation peut approcher la réversibilité si elle est effectuée aussi lentement que possible et si les frottements sont négligés et les écarts de température demeurent faibles.

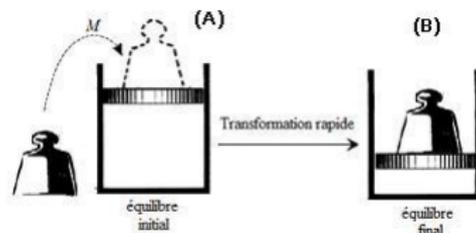


Transformations thermodynamiques

Classification des transformations

- **Transformation irréversible :**

Si au cours d'une transformation, qui fait passer le système d'un état d'équilibre (A) à un état d'équilibre (B), les **états successifs intermédiaires ne sont pas des états d'équilibre**, la transformation est dite irréversible. Notons que toutes les **transformations réelles sont irréversibles**.



Parmi les causes majeures de l'irréversibilité d'une transformation thermodynamique, on cite :

Les frottements, les transferts de chaleurs, phénomène de diffusion...etc

Transformations thermodynamiques

Classification des transformations

- **Transformation quasi-statique :**

C'est une transformation qui fait passer un système d'un **état d'équilibre à un autre par une succession d'états d'équilibres**. De telles transformations ne peuvent avoir lieu que de **manière infiniment lente** (puisque l'état d'équilibre doit être réalisé à tout moment).

Transformations thermodynamiques

Classification des transformations

- **Autres transformations :**
 - **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.

Notions de Pression et de Température

La pression

Définition :

Considérons une petite portion de surface S entourant un point M . Soit ΔF la force qui s'exerce sur cette portion de surface. On appelle pression moyenne sur cette surface :

$$P_m = \frac{\Delta F}{\Delta S}$$

D'une manière générale la pression est **la mesure de la force exercée par unité de surface d'un système** ($P = F/S$). Elle est due aux collisions (chocs) des molécules avec les surfaces du système.

Notions de Pression et de Température

La température

Définition : Deux approches distinctes

- **Approche microscopique** : la température est une mesure de l'agitation moléculaire. **plus le mouvement des molécules est important plus la température est élevée.**
- **Approche macroscopique** : la température est une valeur numérique qui caractérise le degré d'échauffement de la substance.
- **Échelle de température** : Échelle de **Celsius** ($^{\circ}\text{C}$) et Échelle de **Kelvin** (K). On a la relation :

$$T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273,15$$

Chapitre 2

GAZ PARFAIT

Notions de base

Généralités

Gaz Parfait : Définition

Le gaz parfait est un **modèle idéal** plus ou moins bien adapté pour **décrire un gaz réel**. Par définition, un gaz est dit parfait lorsque toutes les molécules qui le constituent sont considérées comme :

- Ponctuelles.
- Sans interaction entre elles.

Les **conditions thermodynamiques** pour lesquelles un gaz quelconque peut être similé à un gaz parfait sont : faible densité, très faible pression.

Notions de base

Variables ou fonctions d'état

Définition :

Pour décrire un système donné, on utilise un certain nombre de **grandeurs physiques mesurables** susceptibles de décrire un état donné du système indépendamment de son histoire (ou chemin suivi). Toutes **ces grandeurs sont des variables (ou fonctions) d'état du système**. Elles ne **dépendent que de l'état du système** et pas du chemin suivi pour y arriver.

Exemple : P, V, T..

Équation d'état :

C'est une relation mathématique liant ces variables d'état.

Exemple :

↪ ÉQUATION D'ÉTAT DU **gaz parfait** :

$$PV = nRT \quad (1)$$

↪ ÉQUATION D'ÉTAT DE **Van Der Waals** :

$$\left(P + \frac{a}{V^2}\right)(V - nb) = nRT \quad (2)$$

Équation d'état d'un gaz parfait

Ce qui faut retenir :

L'équation d'état d'un gaz parfait :

$$PV = nRT$$

- La pression P en *Pascal* [Pa]
- Le volume V en [m^3]
- La température T en [K]
- Le nombre de moles en [$kmol$]

Équation d'état d'un gaz parfait

Ce qui faut retenir :

L'équation d'état peut aussi s'écrire sous d'autres formes :

$$P(V/n) = RT \quad \Rightarrow \quad Pv = RT$$

v est le volume molaire

$$PV = m\left(\frac{R}{M}\right)T \quad \Rightarrow \quad PV = mrT$$

$r = \frac{R}{M}$ constante des Gaz parfait

Chaleur et coefficients thermiques

La chaleur

On exprime la chaleur en fonction de 3 couples de variables indépendantes : (P,V), (V,T), (V,P)

$$\delta Q = n(C_v dT + l dV)$$

$$\delta Q = n(C_p dT + h dP)$$

$$\delta Q = n(\lambda dT + \mu dV)$$

Les coeff. C_v , C_p sont des capacités thermiques à volume et à pression constants respectivement.

l , λ , h , μ chaleurs latentes molaires.

Chaleur et coefficients thermiques

Coefficients thermiques

Relation de Mayer : Pour un gaz parfait, on a :

$$C_p - C_v = R \quad c_p - c_v = nR$$

$$C_p = c_p / n$$

$$C_v = c_v / n$$

Pour un gaz parfait :

$l = \frac{P}{n}$ et $h = -\frac{V}{n}$ les expressions de la chaleur s'écrivent :

$$\begin{cases} \delta Q = n(C_v dT + l dV) = nC_v dT + PdV \\ \delta Q = n(C_p dT + h dP) = nC_p dT - VdP \end{cases}$$

Premier principe & Énergie

Premier principe : Énoncé

Notion d'énergie : Conservation d'énergie

L'énergie ne peut être ni créée ni détruite, on ne peut que la transformer d'une forme à une autre.

Premier principe :

Lors d'une transformation, le changement d'énergie interne d'un système est égal à la somme du travail et de la chaleur échangés entre le système et son environnement :

$$\Delta U = U_A - U_B = W + Q$$

1^{er} Principe

Énergie interne U : Propriétés

Parmi les propriétés essentielles de l'énergie interne on a :

- U est une grandeur **extensive**, exprimée en Joule [J]
- U est une fonction d'état. Sa variation ne dépend donc que des états initial et final et non du chemin suivi.

Cas particulier : État final et initial identiques (transformation cyclique) :

$$\Delta U = 0 \quad \Rightarrow \quad Q = -W$$

C'est le **principe d'équivalence**, équivalence entre un processus **microscopique** (Q) et un processus **macroscopique** (W).

- Au cours d'une transformation infinitésimale, la variation de l'énergie U est notée :

$$dU = \delta W + \delta Q$$

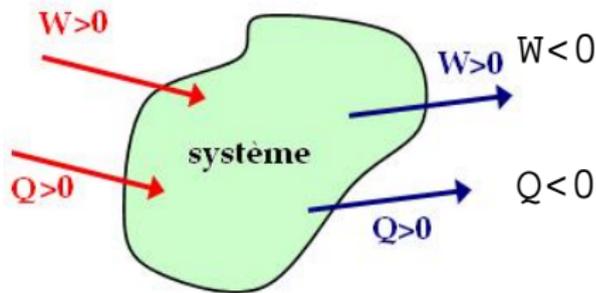
C'est la différentielle de la fonction d'état U

1^{er} Principe

Énergie : Convention de signe

En thermodynamique,

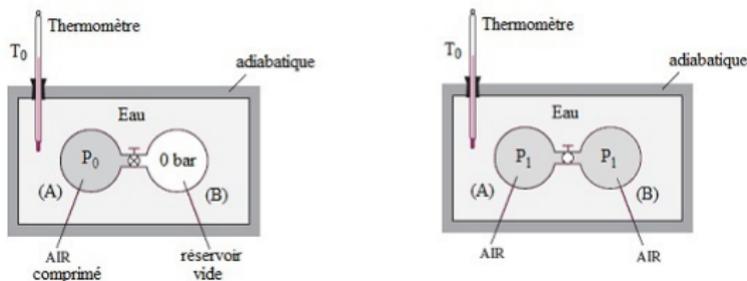
- L'énergie **reçue** par le système est **positive** (>0)
- L'énergie **négative** (<0) si elle est **cédée** par le système.



1^{er} Principe

Expérience de Joule

Joule a considéré deux réservoirs (plongés dans un bain d'eau à une température T_0) connectés entre eux par une vanne fermée. Dans le réservoir **(A)** il place une quantité d'air (gaz parfait) comprimé à P_0 et dans l'autre **(B)** il crée le vide ($P = 0$ bar). Lorsqu'il ouvre la vanne, l'air passe dans **(B)** et se détend : la pression de l'air à diminuée ($P_1 < P_0$) et le volume qu'il occupe a augmenté ($V_1 > V_0$).



Constat de Joule :

- Température du bain $T_0 = Cst \Rightarrow$ pas d'échange de chaleur $Q = 0$
- Aucun travail mis en jeu $\Rightarrow W = 0$

$$\Rightarrow \Delta U = W + Q = 0 \quad W = -Q$$

1^{er} Principe

1^{ere} Loi de Joule

L'énergie interne d'un Gaz Parfait ne dépend que de la température T .

$$U = f(T)$$

On peut exprimer l'énergie interne sous la forme :

$$U = nC_V dT$$

Remarque :

Pour un Gaz Parfait, la variation d'énergie interne lors d'une transformation entre T_1 et T_2 :

$$\Delta U = nC_V(T_2 - T_1)$$

1^{er} Principe

2^{eme} Loi de Joule

L'enthalpie d'un gaz parfait ne dépend que de la température T .

$$H = f(T)$$

On peut exprimer l'enthalpie sous la forme :

$$H = U + PV = nC_p dT$$

Remarque :

Pour un Gaz Parfait, la variation de l'enthalpie lors d'une transformation entre T_1 et T_2 :

$$\Delta H = H_2 - H_1 = nC_p \Delta T$$

Propriétés de H :

- H est une fonction d'état comme l'énergie interne U .
- H est une grandeur extensive, son unité est le Joule [J]

1^{er} Principe

Transformations réversibles d'un gaz parfait

Transformation isotherme $T = C^{cte}$:

Loi de **Boyle-Mariotte** : $PV = nRT = Cste$

- **Système fermé** :

$$W_{1 \rightarrow 2} = - \int_1^2 P dV = - \int_1^2 \left(\frac{nRT}{V} \right) dV = -nRT \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right)$$

Comme $\Delta U(T)$ et $\Delta T = 0 \Rightarrow \Delta U(T) = 0 = Q + W$

$$Q = -W = nRT \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right)$$

1^{er} Principe

Transformations réversibles d'un gaz parfait

$$PV=nRT$$

Transformation isobare $P = C^{cte}$:

Loi de **Guy-Lussac** : $\frac{V}{T} = \frac{nR}{P} = C^{ste}$

- **Système fermé** :

$$W_{1 \rightarrow 2} = - \int_1^2 PdV = -P\Delta V = -P(V_2 - V_1)$$

La chaleur Q : $Q = \Delta U - W$ d'où $DU = \bar{W} + Q \Rightarrow Q = DU - W$

$$Q = \Delta H = mC_p\Delta T$$

1^{er} Principe

Transformations réversibles d'un gaz parfait

Transformation Isochore $V = C^{cte}$;
 Loi de **Charles-Amontons** : $\frac{P}{T} = \frac{nR}{V} = C^{ste}$

- **Système fermé** :

$$W_{1 \rightarrow 2} = - \int_1^2 P dV = 0$$

La chaleur

$$Q = \Delta U = mC_v(T_2 - T_1)$$

1^{er} Principe

Transformations adiabatique : Lois de Laplace

Rappels :

Par définition, une transformation adiabatique est une transformation au cours de laquelle le système n'échange pas de chaleur avec le milieu extérieur $\delta Q = 0$.

Au cours d'une transformation adiabatique réversible d'un gaz parfait, les quantités demeurant constantes sont :

$$\begin{cases} PV^\gamma & = C^{ste} \\ TV^{\gamma-1} & = C^{ste} \\ T^\gamma V^{1-\gamma} & = C^{ste} \end{cases}$$

Où,

$$\gamma = \frac{C_p}{C_v}$$

Temporary page!

\LaTeX was unable to guess the total number of pages correctly. There was some unprocessed data that should have been added to the document, so this extra page has been added to receive it.

If you rerun the document (without altering it) this surplus page will disappear, because \LaTeX now knows how many pages to expect for the document.