

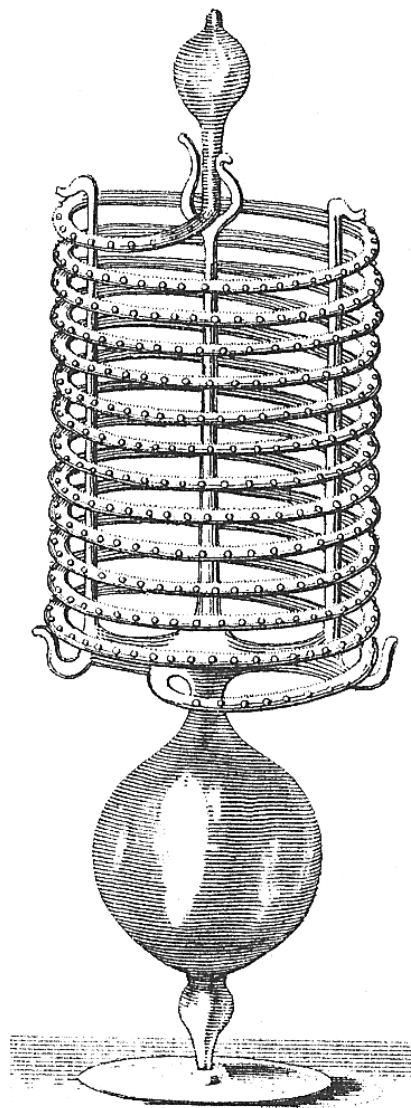
Thermodynamique de l'ingénieur

Cours I

Notions fondamentales

It's only work if someone makes you do it.

CALVIN — Bill Watterson, *The Indispensable Calvin & Hobbes*



v1.1

© by-sa Olivier Cleynen

Introduction

Les notions que nous abordons dans ce *Cours I : Notions fondamentales* ne sont pas particulières à la thermodynamique ; mais elles nous serviront de multiples fois dans les cours à venir.

1. Énergie, puissance, pression et travail

a) Quelques définitions

Nous n'étudierons pas ici la nature de **l'énergie**, dont nous stipulerons simplement qu'elle représente la capacité d'un corps à fournir du travail et de la chaleur. Elle ne peut ni être créée, ni détruite. Deux de ses formes mécaniques seront familières à l'étudiant, l'énergie cinétique :

$$E_c = \frac{1}{2} m C^2 \quad (\text{I-1.1})$$

où E_c (en Joules), dépend de la masse m (kg),
et de C (m/s), la vitesse ;

et l'énergie potentielle d'altitude :

$$E_p = m g h \quad (\text{I-1.2})$$

où g est la valeur de l'accélération gravitationnelle (usuellement $9,82 \text{ m.s}^{-2}$)
et r , l'altitude par rapport au point de référence.

Dans de nombreuses applications en thermodynamique, le concept d'*énergie spécifique* (parfois appelée énergie massique), mesurée en joules par kilo (J/kg) et notée e , sera utilisé. Il en sera de même pour plusieurs autres grandeurs (par exemple, le volume spécifique).

$$e \equiv \frac{E}{m}$$

où e est l'énergie spécifique (en J/kg) ,
 E l'énergie (J) ,
et m la masse du corps considéré.

La puissance est définie comme l'énergie transmise par seconde. Son unité est le *Watt* :

$1 \text{ Watt} = 1 \text{ J.s}^{-1} = 1 \text{ N.m.s}^{-1}$. D'autres unités sont souvent utilisées, comme le cheval-vapeur¹ (1 ch = 735 Watts).

La pression représente une force appliquée par unité de surface. Son unité SI est le Pascal ($1 \text{ Pa} = 1 \text{ N.m}^{-2}$). Dans la plupart des applications courantes, on utilise le kilopascal (10^3 Pa) ou le bar (10^5 Pa).

b) Le travail

Le travail est, en physique, une quantité d'énergie. Le travail est produit à chaque fois qu'une force est exercée sur un corps et produit un mouvement sur ce dernier. En mécanique le travail W est usuellement défini comme :

$$W = F \cdot d \quad (\text{I-1.3})$$

où W est le travail (en Joules)

F la force (en Newtons),

et d (en mètres) la distance sur laquelle la force F a été exercée.

L'équation ci-dessus implique que la force F reste constante le long du déplacement. En thermodynamique, c'est rarement le cas et nous avons alors recours à l'intégrale suivante :

$$W_{1-2} = \int_1^2 dW \quad (\text{I-1.4})$$

où dW est une quantité de travail infiniment petite.

Étudions ainsi le cas où un fluide idéal sans frottement est maintenu dans un cylindre par un piston sans frottement, comme dans la figure suivante. La pression à l'intérieur du cylindre est de p , la surface du piston est A et la pression qu'il exerce ($p + dp$).

¹ Attention aux différentes définitions du cheval vapeur. Dans le monde automobile, la norme allemande *DIN* est souvent utilisée.

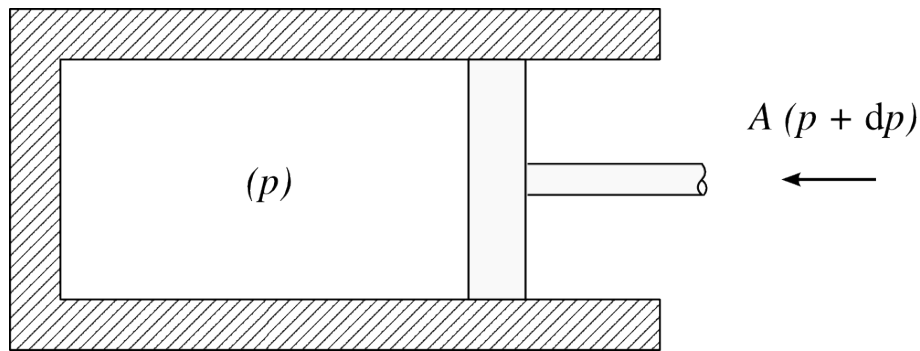


Figure 1.1
 Piston se déplaçant lentement vers la gauche,
 sur une distance dl dans un cylindre isolé.

Si la compression se déroule de façon infiniment lente, thermiquement isolée, et sans frottement, nous avons

$$dW = -(p A) dl = -p dV \quad (\text{I-1.5})$$

pour une évolution réversible,
 et où dl est la distance infinitésimale parcourue par le piston (en m)

Pour une masse m de fluide, on a :

$$dW = -m p dv \quad (\text{I-1.6})$$

où v est le volume spécifique, mesuré en m^3/kg .

Au final le travail effectué sera :

$$W = -m \int_1^2 p dv = m \int_2^1 p dv \quad (\text{I-1.7})$$

lorsque l'évolution est réversible.

Sur un graphique représentant la pression en fonction du volume, ce travail W est représenté par la surface sous la courbe de 1 à 2. La forme de la courbe, c'est à dire la relation entre p et v au fur et à mesure de l'évolution, déterminera la quantité W .

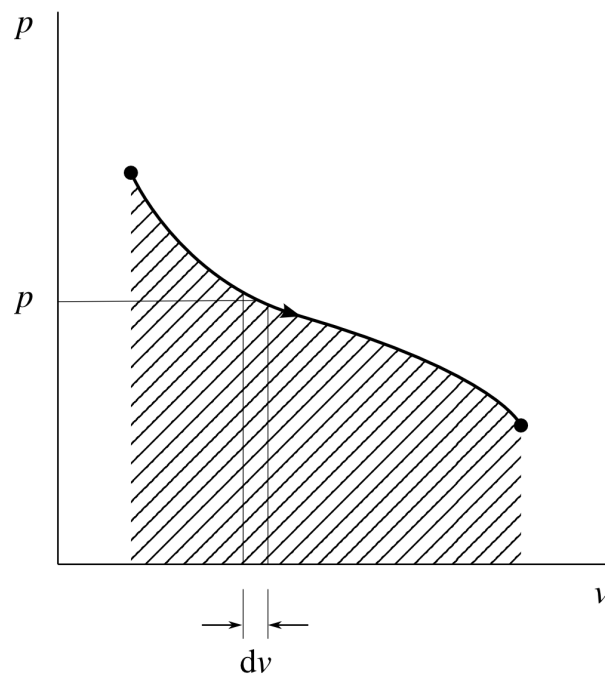


Figure 1.2
Diagramme pression-volume

c) La réversibilité

Nous avons précisé plus haut que l'évolution devait se dérouler « de façon infiniment lente » ; cette restriction nous amène à la notion de réversibilité en thermodynamique.

Prenons le cas d'un piston que pousse une masse d'eau dans un réservoir, comme montré en figure 1.3 ci-dessous. Lorsque le piston est éloigné et rapproché brutalement, la quantité de travail consommée est plus grande, et la quantité de travail fourni est plus petite.

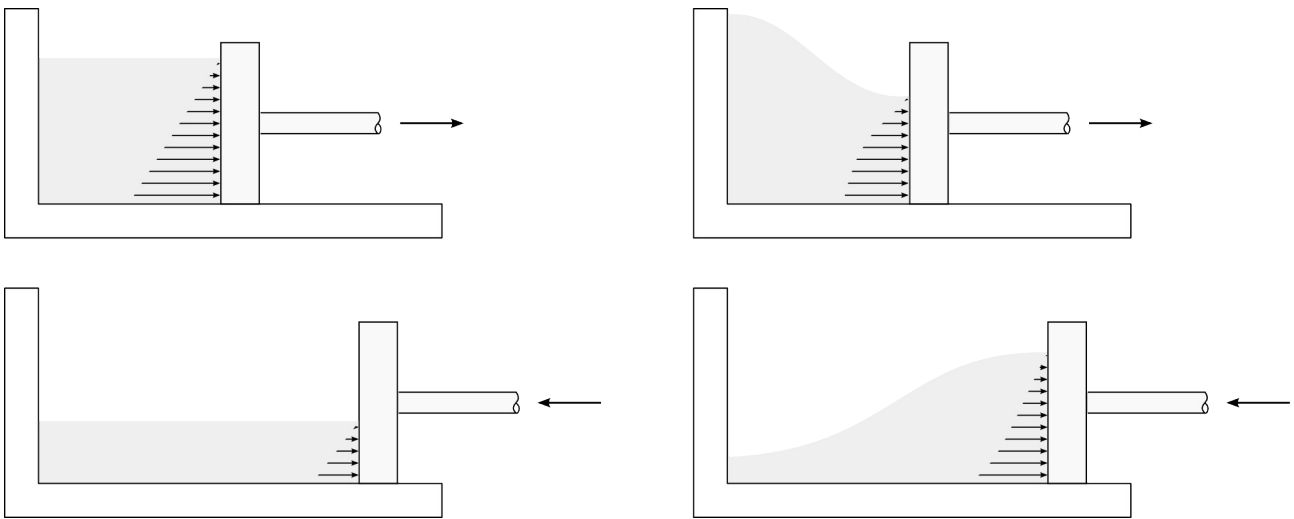


Figure 1.3
Piston déplaçant une masse d'eau dans un réservoir :
à gauche, selon un mouvement infiniment lent ;
à droite, avec un mouvement brutal.

Ainsi, nous poserons trois conditions pour que la quantité de travail fournie dans un sens soit égale à la quantité de travail reçue dans le sens inverse, c'est à dire pour que l'évolution soit réversible :

1. L'évolution doit se faire sans friction. Il ne doit pas y avoir de friction interne dans le fluide, ou de frottement entre les éléments mécaniques (par exemple, piston et cylindre).
2. La différence de pression entre le fluide et ses parois doit être infiniment petite. Il ne doit pas y avoir de variation de pression interne au fluide, et le mouvement des parois doit donc être infiniment lent.
3. La différence de température entre le fluide et son environnement doit être infiniment petite. Si de la chaleur est fournie ou rejetée, elle doit être transférée de façon infiniment lente.

Ces trois conditions excluent évidemment toute évolution réelle – et en particulier, toute application en ingénierie aérospatiale ! Toutefois, elles permettent de poser une limite théorique à toutes les évolutions que nous étudierons.

Il faut toujours rappeler en utilisant les équations (I-1.5) à (I-1.7) ci-dessus qu'elles ne sont valables que dans le cas théorique où les évolutions sont infiniment lentes. Nous étudierons plus tard les conséquences des irréversibilités dans les évolutions.

d) Conventions de signe

L'équation (I-1.7) ci-dessus et la courbe de la figure 1.2 font ressortir le système de conventions que nous utiliserons pour l'étude des systèmes en thermodynamique. Ainsi :

- Lorsqu'elles sont positives, les quantités Q et W traduisent une réception par le système. Sur la courbe ci-haut, une évolution de gauche à droite traduit un travail positif.
- À l'inverse, lorsqu'elles sont négatives, les quantités Q et W traduisent une perte du système. Le travail W est fourni et la chaleur émise. Sur la courbe ci-haut, une évolution de droite à gauche traduit un travail négatif.

Ce système de conventions n'est pas systématiquement utilisé dans la littérature en thermodynamique, et il faut être prudent en passant d'un ouvrage à un autre.

2. Chaleur et température

La chaleur et la température sont deux concepts différents, mais il est particulièrement difficile de les définir séparément.

La chaleur, notée Q , est une forme d'énergie. Elle peut apparaître par phénomène de frottement : c'est alors une transformation d'un travail (par exemple, à la surface d'un frein). Elle se manifeste également lorsque deux corps de température différente sont mis en contact.

On a longtemps considéré la chaleur comme un fluide (le *calorique*) de densité très faible, capable d'imprégner tous les matériaux. Cette théorie a été abandonnée au milieu du XX^{ème} siècle, lorsque l'on a découvert que *la chaleur n'est pas conservée*. On peut en fournir à un corps et le ramener à sa condition initiale sans qu'il doive en fournir autant en retour².

La température est une propriété, qui traduit la capacité d'un corps à fournir de la chaleur à un autre : la chaleur ne se transmet spontanément que vers un corps de température plus basse. En physique microscopique, la température se définit comme fonction du degré d'agitation des molécules ; mais nous resterons toujours à plus grande échelle.

La température se mesure en Kelvins et a un degré zéro dit absolu en deçà duquel on ne peut descendre. Dans la vie courante en Europe, on utilise plutôt une échelle en degrés Celsius. La relation entre ces deux échelles est définie depuis 1954 : il suffit d'ajouter 273,15 à une température en degrés Celsius pour lire une température en Kelvins :

$$T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273.15 \quad (\text{I-2.1})$$

La recherche d'une définition de la température a été un aspect central de la thermodynamique pendant de nombreuses années. Nous aurons plusieurs fois l'occasion de l'étudier et de la préciser (cours III et V).

Différents corps voient leur température augmenter différemment lorsqu'ils reçoivent la même quantité de chaleur. Nous avons intuition de cette notion de *capacité thermique*, capacité à fournir ou recevoir de la chaleur, dans la vie courante. Ainsi, il faut moins de chaleur pour augmenter d'un degré la température d'un kilo de bois que d'un kilo de brique.

Dans le langage courant, il est souvent fait amalgame entre température et chaleur (ex. « les grandes chaleurs ») et le vocabulaire n'est pas toujours intuitif (« un corps chaud »).

Un système **adiabatique** est un système isolé thermiquement : il ne peut passer de chaleur à travers ses frontières. En revanche, la température interne peut varier, sous l'effet d'un travail par exemple.

² Par exemple en lui faisant effectuer un travail. C'est le principe fondamental du moteur thermique, qui propulse tous nos véhicules aujourd'hui.

Bien qu'aucun corps ne soit rigoureusement adiabatique, pour beaucoup d'applications c'est une bonne approximation. C'est le cas pour les glacières et récipients isolés bien sûr, mais également nombre de compresseurs et turbines, dont les pertes sont négligeables au regard des puissances mises en jeu.

3. Le premier principe de la thermodynamique

a) Formulation

Le concept de l'énergie et le postulat qu'elle ne peut être ni créée, ni détruite, date du début du XIX^{ème} siècle : c'est ce que nous appelons *le principe de conservation de l'énergie*. Le premier principe de la thermodynamique n'est qu'une reformulation de cette affirmation dans le cadre de l'énergie thermique (la chaleur) et mécanique (le travail).

Lorsqu'un système a parcouru un cycle thermodynamique complet, son énergie intrinsèque ainsi que toutes ses autres propriétés (température, pression, volume) reviennent à leur niveau d'origine. Pendant le cycle, diverses évolutions peuvent avoir lieu. Le travail net effectué et la chaleur nette fournie peuvent être appelés $\sum W$ et $\sum Q$ respectivement. Nous avons alors, sur un cycle :

$$\sum W + \sum Q = 0 \quad (\text{I-3.1})$$

Ce qui équivaut à stipuler :

Lorsqu'un système parcourt un cycle thermodynamique complet, la somme de la chaleur nette fournie et du travail net effectué est égale à zéro.

b) L'énergie interne

Dans le cas où le système ne parcourt pas un cycle complet, l'équation ci-dessus peut être reformulée pour calculer la variation d'énergie interne. Celle-ci est notée U et se mesure en Joules, ou plus couramment kilojoules. L'énergie interne par unité de masse est appelée *énergie spécifique interne* et se note u , elle se mesure en J/kg.

Si le gain en énergie interne entre les états 1 et 2 est $U_2 - U_1$, et que la quantité de masse ne varie pas, on peut écrire :

$$U_2 - U_1 = \sum_1^2 dQ + \sum_1^2 dW \quad (\text{I-3.2})$$

où la variation d'énergie interne $U_2 - U_1$ est mesurée en Joules.

On peut ré-écrire cette équation comme :

$$U_2 - U_1 = Q + W \quad (\text{I-3.3})$$

Ou encore, pour une unité de masse :

$$u_2 - u_1 = Q + W \quad (\text{I-3.4})$$

où les quatre termes sont mesurés en J/kg.

Il faut noter que les équations ci-dessus ne sont valables que pour un système fermé, c'est à dire qui n'échange pas de masse avec l'extérieur. Les systèmes ouverts, dans lesquels la masse entrante ou sortante peut porter avec elle de l'énergie interne, seront abordés dans le cours II.