

LP 12 : Premier principe de la thermodynamique

Charles Goulas, Patrick Banon

22 janvier 2021

Contents

1	Premier principe de la thermodynamique	2
1.1	Energie interne	2
1.2	Enoncé du premier principe	3
1.3	Travail des forces de pression	3
2	Cas du gaz parfait	4
2.1	Variations de U et H	4
2.2	Transformation adiabatique quasistatique	5
3	Etude de la turbine	5
3.1	Principe de fonctionnement	5
3.2	Cycle thermodynamique	5
3.3	Rendement	5



Développement de la leçon

En **bleu** les références au slide, en **rouge** les expériences, en *italique* les commentaires à l'oral qui me semblent important (en plus des **transitions**), en **violet** des remarques sur quelques modifications par rapport à ce que j'ai présenté.

Niveau : L1

Prérequis : Introduction à la thermodynamique : système fermé, équilibre thermodynamique, transformations, variables et fonctions d'état. Equation d'état des gaz parfaits. Dérivée partielle et différentielle.

Introduction :

Slide : Schéma d'une centrale nucléaire. Ça, c'est un schéma d'une centrale nucléaire. Il représente les différents éléments qui servent à produire et transférer de l'énergie jusqu'à la ville. Ça paraît assez compliqué, l'énergie est sous plusieurs formes, d'abord thermique puis mécanique puis électrique. Et bien le but de la thermodynamique et en particulier du premier principe, c'est de fournir des outils assez simples et assez génériques pour quantifier les échanges énergétiques dans ce type de machine. Notamment on cherchera à calculer le rendement d'une turbine, un peu comme celle qu'on voit ici, mais en plus simple.

1 Premier principe de la thermodynamique

On prend un système fermé, macroscopiquement au repos dans un référentiel galiléen.

1.1 Energie interne

Définition :

$$U = \sum_{i=1}^N \frac{1}{2} m v_i^2 + E_{p,i}(\vec{r}_1, \dots, \vec{r}_n) \quad (1)$$

N = nombre de particule, $N \sim 10^{23}$

Expérience : visualisation du mouvement de poussières présentes dans de la fumée. *Est-ce que l'air a une énergie interne non nulle même si le système est macroscopiquement au repos ? Pour illustrer cela, on observe au microscope de l'air et de la fumée, dans un petit compartiment en verre éclairé par un laser. La flexcam permet de récupérer l'image en sortie du microscope et de l'afficher sur l'écran. Les poussières qui constituent la fumée sont visibles lorsqu'elles passent dans le plan focal objet de l'instrument. On voit qu'elles ne sont pas au repos, mais animées d'un mouvement désordonné. Ceci est du au choc des molécules du gaz contre les poussières. Les molécules du gaz ont donc assez d'énergie cinétique pour faire bouger ces poussières. Pour l'air, la partie cinétique de l'énergie interne est non nulle bien que le système soit macroscopiquement au repos.*

Transition : Telle qu'elle est définie, l'énergie interne est une fonction très compliquée car elle dépend de 10^{23} positions et vitesses. Le premier principe de la thermodynamique permet de simplifier considérablement l'étude de l'énergie interne.

1.2 Enoncé du premier principe

L'énergie interne d'un système fermé est une fonction d'état. Au cours d'une transformation, sa variation est égale à l'énergie reçue par le système :

$$\Delta U = W + Q \quad (2)$$

où W est le travail et Q le transfert thermique.

W et Q sont algébriques, positifs si reçus par le système. Pour une transformation infinitésimale :

$$dU = \delta W + \delta Q \quad (3)$$

Examinons le contenu du premier principe. Ça paraît assez logique que la variation d'énergie du système soit égale à l'énergie reçue. Là où le premier principe est un postulat fort, c'est en disant que l'énergie interne est une fonction d'état. On passe d'une description par 10^{23} paramètres microscopiques à une dépendance de l'énergie interne en seulement quelques variables d'état macroscopique, comme le nombre de particule, le volume, la température... Une conséquence importante est que l'énergie interne ne dépend pas du chemin suivi par la transformation, donc ne dépend pas de la façon dont on apporte l'énergie au système.

Transition : Le travail d'une force est une quantité que l'on sait généralement calculer. Un exemple de forces qui reviennent régulièrement dans les transformations thermodynamiques sont les forces de pression.

1.3 Travail des forces de pression

J'ai réécrit cette partie pour plusieurs raisons :

- je n'ai pas été clair sur la définition de l'enthalpie, en laissant sous-entendre que P était la pression extérieure.
- je n'avais pas dans ma tête de définition précise d'une transformation quasistatique. Je prends maintenant pour définition d'une transformation quasistatique : transformation pendant laquelle le système passe par une succession quasi-continue d'état d'équilibre interne. C'est la définition du Diu et du BFR. Par conséquent les variables thermodynamiques du système sont bien définies. De plus la transformation quasistatique est assez lente pour qu'il y ait équilibre mécanique entre le système et le milieu extérieur.
- j'avais pris une transformation "isobare quasistatique" pour introduire l'intérêt de l'enthalpie, mais une transformation isobare est nécessairement quasistatique puisqu'on a besoin de définir la pression du système.

Travail de F sur le gaz : $\delta W = F dl = P_{ext} S dl$ avec $S dl = -dV$ (faire un petit schéma).

$$\delta W = -P_{ext} dV \quad \text{et} \quad W = \int_i^f -P_{ext} dV \quad (4)$$

Pour une transformation isobare :

Slide : Exemple de réalisation d'une transformation isobare. *Les parois sont diathermanes.*

Les transferts thermiques étant lent devant le retour à l'équilibre du piston, le piston est à l'équilibre mécanique pendant la transformation et donc P est constante, égale à la pression extérieure.

La transformation est assez lente pour que $P_{ext} = P$ donc :

$$W = - \int_i^f P dV = -P \Delta V \quad (5)$$

On appelle enthalpie la fonction d'état $H = U + PV$ où P est la pression du système :

$$\Delta H = \Delta U + P\Delta V \quad (6)$$

$$= -P\Delta V + Q + P\Delta V \quad (7)$$

$$\Delta H = Q \quad (8)$$

Transition : On ne sait toujours pas comment calculer Q ni les variations de U (ou de H) indépendamment du 1er principe. Autrement dit, le premier principe donne une équation mais on a encore deux inconnues. Heureusement pour un gaz parfait, on connaît bien les variations de l'énergie interne et de l'enthalpie avec la température.

2 Cas du gaz parfait

Système : {gaz parfait dans une enceinte fermée}

2.1 Variations de U et H

Capacités thermiques :

- à volume constant : $C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V$
- à pression constante : $C_P = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_P$

Les capacités thermiques donnent les variations de U et H avec la température. Pour les solides et les liquides, ce sont généralement des grandeurs qu'on mesure et qui sont tabulées. Pour certains gaz parfaits comme l'air, on a une expression théorique.

Slide : Lois de Joule

Conséquences des lois de Joule :

$$dU = C_V dT \quad \text{et} \quad dH = C_P dT \quad (9)$$

$$= dU + d(PV) \quad (10)$$

$$= C_V dT + nR dT \quad (11)$$

Relation de Mayer : $C_P = C_V + nR$

On définit aussi $\gamma = \frac{C_P}{C_V}$:

$$C_V = \frac{nR}{\gamma - 1} \quad \text{et} \quad C_P = \frac{\gamma nR}{\gamma - 1} \quad (12)$$

Pour l'air entre 100 et 1000 K, $C_V = \frac{5}{2}nR$ et $\gamma = \frac{7}{5} = 1,4$

Transition : On pourrait maintenant étudier en détail les transformations du gaz parfait. On va s'intéresser à l'une d'entre elle.

2.2 Transformation adiabatique quasistatique

$$PV = nRT \quad (13)$$

$$dPV + VdP = \boxed{nRdT} \quad (14)$$

$$\text{et } dU = C_V dT = \frac{1}{\gamma - 1} \boxed{nRdT} \quad (15)$$

Avec le premier principe, $dU = -PdV$, et donc :

$$dPV + VdP = -(\gamma - 1)PdV \quad (16)$$

$$\frac{dP}{P} + \gamma \frac{dV}{V} = 0 \quad (17)$$

Loi de Laplace : PV^γ est constant pendant la transformation

Transition : On s'est donné assez d'outil, le premier principe et les capacités thermiques d'un gaz parfait, pour un calcul quantitatif des échanges énergétique dans une machine qui sert à produire de l'électricité, la turbine à vapeur.

3 Etude de la turbine

3.1 Principe de fonctionnement

Slide : Schémas de la machine, modélisation des transformations

3.2 Cycle thermodynamique

Système : n moles de gaz parfait dans la machine

On fait ici une modélisation de la machine. On suppose que ce système est fermé et qu'il subit les quatre transformations thermodynamiques du gaz alimentant la turbine.

Les quatre transformations forment un cycle (figure 1)

1er principe sur un cycle : $\Delta U = 0 = W_c + W_t + Q_c + Q_f$

Transition : Pour caractériser la turbine, une grandeur utile est son rendement énergétique.

3.3 Rendement

Définition : $\eta = \frac{\text{énergie utilisée}}{\text{énergie payée}}$

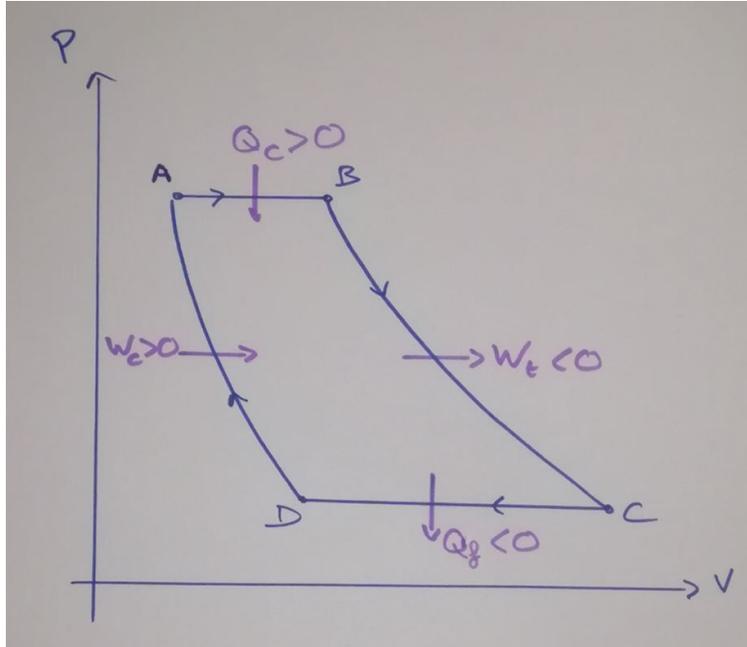


Figure 1: Cycle thermodynamique

$$\text{ici } \eta = \frac{-(W_t + W_c)}{Q_c} = 1 + \frac{Q_f}{Q_c}$$

premier principe : $H_B - H_A = Q_c$ et $H_D - H_C = Q_f$ donc

$$\eta = 1 + \frac{H_D - H_C}{H_B - H_A} \quad (18)$$

$$2^{\text{e}} \text{ loi de Joule } \rightarrow = 1 + \frac{T_D - T_C}{T_B - T_A} \quad (19)$$

Loi de Laplace avec $V = \frac{nrT}{P}$: $P^{1-\gamma}T^\gamma = \text{cte}$, donc :

$$P_B^{1-\gamma}T_B^\gamma = P_C^{1-\gamma}T_C^\gamma \quad (20)$$

$$\left(\frac{T_B}{T_C}\right)^\gamma = \left(\frac{P_C}{P_B}\right)^{1-\gamma} = \left(\frac{P_D}{P_A}\right)^{1-\gamma} = \left(\frac{T_A}{T_D}\right)^\gamma \quad (21)$$

$$\frac{T_B}{T_A} = \frac{T_C}{T_D} \quad (22)$$

$$\eta = 1 - \frac{T_D}{T_A} \left(\frac{1 - T_C/T_D}{1 - T_B/T_A}\right) \quad (23)$$

$$= 1 - \left(\frac{P_A}{P_D}\right)^{1-\gamma} \quad (24)$$

On définit le rapport de compression $x = \frac{P_A}{P_D} \Rightarrow \eta = 1 - x^{\frac{1-\gamma}{\gamma}}$

Application numérique : avec $x = 5$ et de l'air ($\gamma = 1,4$), $\eta = 0,37$.

Conclusion : Le premier principe de la thermodynamique nous a permis de quantifier les échanges d'énergie dans une machine et de calculer son rendement. A cause des irréversibilités du cycle lors des transferts thermiques isobares, ce rendement est inférieur à un rendement maximal, le rendement de Carnot. Le second principe de la thermodynamique permet de formaliser et d'étudier les conséquences de ces phénomènes irréversibles en thermodynamique.

Questions

Comment s'appelle ce cycle thermodynamique ? Quels autres cycles thermodynamiques connais-tu ?

C'est le cycle de Brayton, ou cycle de Joule. On peut citer le cycle Diesel, le cycle de Carnot, ou le cycle Beau de Rochas.

Quels corps, autres que les gaz parfait, suivent les lois de Joules ?

Les phases condensées idéales.

Est-ce l'écriture la plus générale possible du premier principe ?

Non, rigoureusement on doit l'écrire avec l'énergie mécanique macroscopique du système : $\Delta(U + \frac{1}{2}mv_G^2 + E_p) = W + Q$. Ici j'ai fait le choix d'étudier seulement des systèmes macroscopiquement au repos, donc pour des raisons pédagogiques je n'ai pas voulu introduire des termes qui n'auraient pas servi ensuite.

Peux-tu généraliser la relation de Mayer à un corps quelconque ?

Oui.

Quel est la différence entre la notation d et la notation δ ?

La notation df signifie la différentielle de la fonction f , en l'occurrence en thermo f est une fonction d'état, c'est-à-dire une fonction des variables d'états du système. Mais W et Q ne sont pas des fonctions d'états, juste des quantités échangées lors d'une transformation. Ils ne dépendent pas uniquement des états initiaux et finaux d'une transformation, mais aussi de la nature de la transformation. Prendre leur différentielle n'a donc pas de sens, et on note δQ et δW les quantités infinitésimales échangées.

Peut-on faire un parallèle entre le premier et le deuxième principe ?

$dU = \delta U_{échangée} + \delta U_{créée}$ avec $\delta U_{échangée} = \delta W + \delta Q$ et $\delta U_{créée} = 0$. Chaleur et travail apparaissent comme les échanges énergétiques.

Commentaires du correcteur

Je suis passé à coté de la leçon. Il faut discuter de l'équivalence chaleur - travail, avec des exemples simples. Comment faire chauffer de l'eau ? on peut faire un transfert thermique en mettant la casserole sur une plaque, ou alors agiter l'eau, ce qui lui fournit un travail. De manière plus formelle, pour un gaz dans une enceinte, on peut appuyer sur le piston, ou

utiliser des parois diathermanes. Historiquement, l'expérience de Joule a permis de démontrer l'équivalence chaleur-travail, et de mesurer en fait la capacité thermique de l'eau.

Le correcteur n'était pas convaincu par l'expérience du I.1).

Il faut faire le lien entre théorème de l'énergie cinétique (ou mécanique) et premier principe de la thermodynamique. Pour la biblio là-dessus, il y a le BUP 832, "L'énergie en mécanique et en thermodynamique", de Paul Roux et Jean-Robert Seigne.

L'exemple de la turbine est trop compliquée et pas très intéressante. On peut prendre des exemples plus simples, tel que l'expérience de Rüchardt, ou l'expérience de Clément-Desormes, qui permettent toutes les deux une mesure de γ . Ou alors un cycle à la con plus simple que celui-ci.

Expérience

J'ai oublié de prendre des photos, mais je vous explique la manip. Elle permet d'illustrer l'agitation thermique des molécules de l'air. C'est Christian qui avait cette manip sous la main et qui nous l'a proposée, merci beaucoup à lui. Y a une seringue qui permet de collecter de la fumée puis de l'injecter dans le compartiment qu'on observe au microscope. On craque une allumette, on fait brûler un peu de papier dans un bécher (Christian nous avait même filé du papier d'arménie, ça ne fait pas de flamme et beaucoup de fumée), et on récupère la fumée dans la seringue. On referme la seringue, on pousse sur son piston, et la fumée circule dans un tuyau en plastique mou jusqu'au compartiment. La fumée reste quelques minutes et commence à s'en aller, donc on est obligé de craquer l'allumette devant le jury (ce que j'avais fait juste avant de commencer et on voyait déjà presque plus rien quand j'ai allumé l'écran). Un laser (prendre les gros lasers, pas les diodes elles ne sont pas assez puissantes) éclaire l'intérieur du compartiment. Là il faut faire la mise au point sur l'intérieur du compartiment et mettre la flexcam sur le microscope (ce qui a déjà été fait en préparation normalement donc de ce côté là pas de soucis). On voit alors les poussières éclairées par le laser lorsqu'elles passent dans le plan focal objet de l'objectif. Il faut faire le noir dans la salle sinon on voit pas grand chose. Si vous refaites la manip et que vous galérez, hésitez pas à nous appeler Patrick ou moi.

Bibliographie

- **Diu, Thermodynamique**
- **BFR, Thermodynamique**
- **Christian Garing, les milles et une question en prépa, Physique PC/PC* : pour le calcul de la turbine, pages 677-678 et 712-713.**
- **Paul Roux et Jean-Robert Seigne, BUP 832, L'énergie en mécanique et en thermodynamique**