



 **SWISS
PLASMA
CENTER**

Faculté des Sciences de Base
Section de physique

Physique Générale II

Premier principe de la thermodynamique

Notes de cours du 26 mars 2020

Prof. Ivo Furno

PPB 119
1015 Lausanne
Switzerland

Editées par Benoît Labit
mis à jour le 2021-03-23 à 19:14:21

Avertissement : ces notes de cours ont été rédigées en urgence pendant la crise covid-19 et la fermeture du campus EPFL. Des "coquilles" peuvent s'être glissées et seront corrigées au fur et à mesure. Merci de votre compréhension.

Table des matières

1.1	Conservation de l'énergie	3
1.2	Convention de signes	3
1.3	Quantités "réglementées" par le premier principe de la thermodynamique	4
1.4	Travail pour des transformations réversibles	5
1.5	Cycle thermodynamique	6

Premier principe de la thermodynamique

1.1 Conservation de l'énergie

Définition : Une transformation est le passage (réversible ou non) d'un état d'équilibre (état initial) à une autre état d'équilibre (état final). Ces deux états doivent être compatibles avec une équation d'état.

Nous avons besoin d'une règle pour calculer et comprendre les transformations d'un système. Comment trouver cette règle ? Une des lois fondamentales de la mécanique est la conservation de l'énergie. Nous allons étendre cette notion à la thermodynamique : *le bilan entre énergie reçue et donnée par un système est égal au changement d'énergie interne du système*. Ce qui donne pour un gaz : $\Delta U = E_{\text{donnée}} - E_{\text{reçue}}$.

L'idée de trouver une loi de conservation pour les systèmes thermodynamiques est inspirée de la mécanique. En mécanique, cette loi est limitée aux systèmes pour lesquels on peut définir une énergie (potentielle) :

$$\underbrace{K}_{\text{cinétique}} + \underbrace{E_{\text{pot}}}_{\text{potentielle}} = \text{constante}.$$

Cette loi ne s'applique pas aux cas dans lesquels E_{pot} ne peut pas être définie, par exemple, si il y a de la dissipation due à des frottements. Ces derniers font "perdre" de l'énergie sous forme de chaleur. En thermodynamique, on inclut la chaleur, puisque c'est une énergie, dans le bilan d'énergie :

$\Delta U = Q - W$ premier principe de la thermodynamique

Le premier principe repose sur la vérification expérimentale proposée par James Joule et discutée dans la leçon précédente.

1.2 Convention de signes

Nous suivons celle adoptée dans le Giancoli :

- Un travail net W fait par le système est positif.
- Une chaleur Q reçue par le système est positive.

Une autre convention de signe note positif le travail fait sur le système ($\Delta U = Q + W$). Mais on ne se trompe pas si on raisonne en termes de conservation de l'énergie.

1.3 Quantités "réglementées" par le premier principe de la thermodynamique

Energie interne

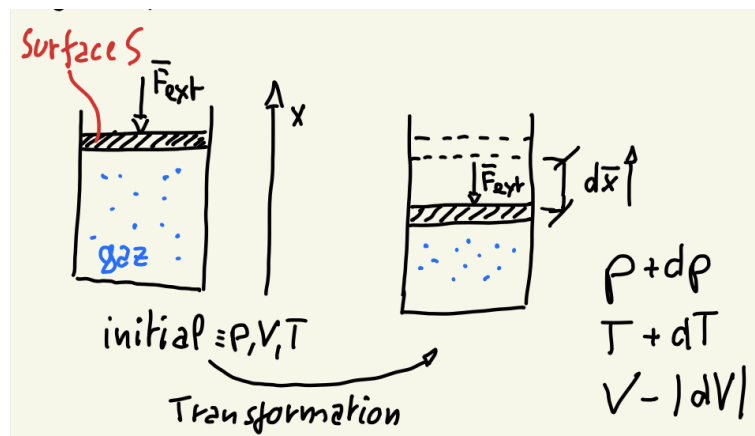
- L'énergie interne U est la somme de toute l'énergie de toutes les molécules.
- C'est une *variable d'état*.
- Pour les gaz parfaits, U ne dépend que de la température T : $\frac{1}{2}RT$ par mole ou $\frac{1}{2}k_B T$ par molécule pour chaque degré de liberté.
- La variation d'énergie interne ΔU suite à une transformation ne dépend que des états initial et final et pas du chemin suivi : $\Delta U_{\text{gaz parfait}} = \text{constante} \times (T_{\text{final}} - T_{\text{initial}})$.

Chaleur

Voir leçon précédente

Travail

Comment calculer le travail en thermodynamique ? Considérons un cylindre contenant un gaz dans un état initial (p, T, V) et fermé par un piston de surface S (voir figure). Une force est exercée sur le piston de sorte que le gaz se retrouve dans un état final : $(p+dp, T+dT, V-|dV|)$.



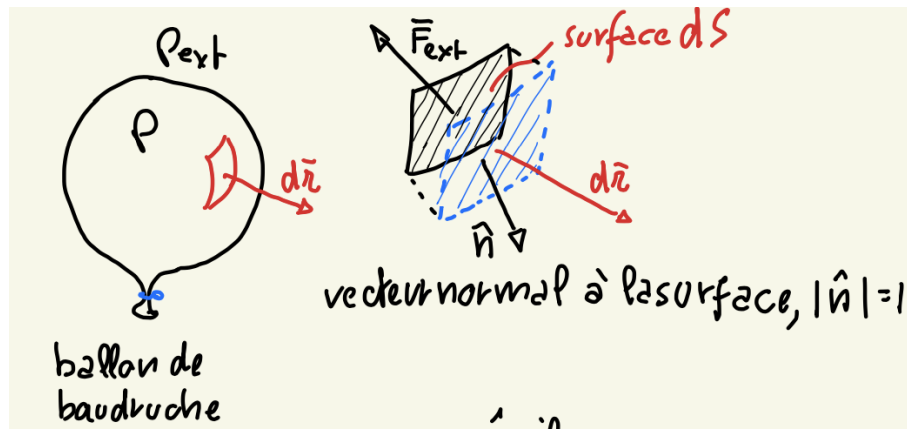
Quel est le travail fait par la force extérieure $\vec{F}_{\text{ext.}}$? $\delta W = \vec{F}_{\text{ext.}} \cdot d\vec{x} = -F_{\text{ext.}}|dx| = -p_{\text{ext.}}S|dx| = -p_{\text{ext.}}|dV|$. Ce travail est fait *sur* le système (i.e. le gaz) donc il doit être négatif selon nos conventions : c'est bien le cas.

On obtient :

Travail **fait par** le système (gaz) : $\delta W = +pdV$

Remarquons que $p_{\text{ext.}} = \frac{F_{\text{ext.}}}{S} = p$ si et seulement si on a une succession d'états proches de l'équilibre.

Ce calcul peut être généralisé à n'importe quelle géométrie :



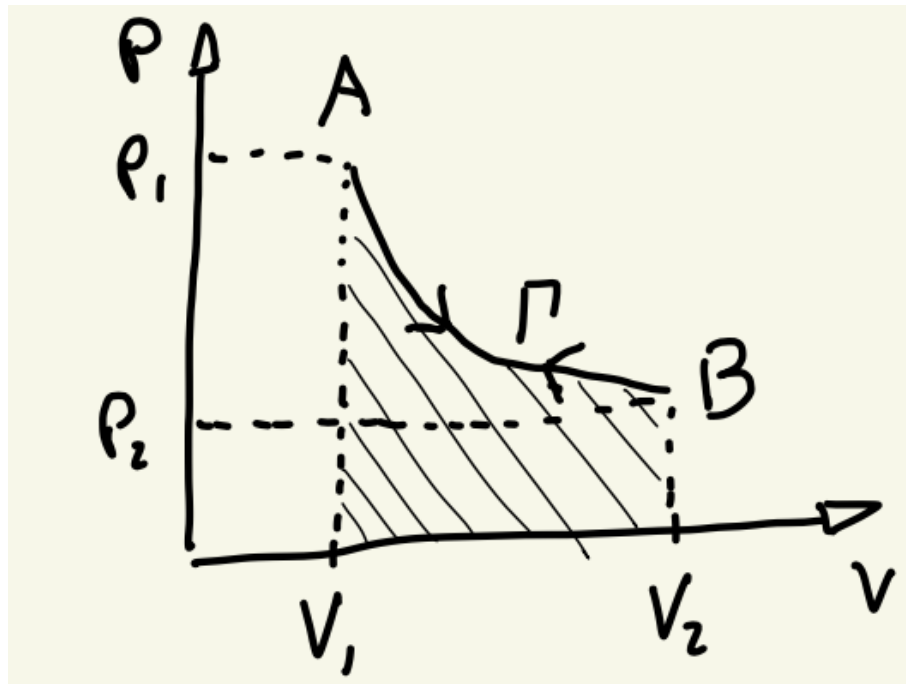
$d\vec{F}_{\text{ext.}} = -p_{\text{ext.}} dS \hat{n} \underbrace{=}_{\text{equil.}} -pdS \hat{n}$ donc le travail de la force externe est $\delta W_{\text{ext.}} = d\vec{F}_{\text{ext.}} \cdot d\hat{n} = -p_{\text{ext.}} dS \hat{n} \cdot d\vec{r} = -pdV$. Le travail fait par le gaz est $\boxed{\delta W = \delta W_{\text{ext.}} = +pdV}$

1.4 Travail pour des transformations réversibles

On cherche à calculer le travail **fait par** ou **fait sur** le système (un gaz) qui passe d'un état d'équilibre A à un autre état d'équilibre B selon une transformation Γ réversible (\equiv succession d'états proches de l'équilibre).

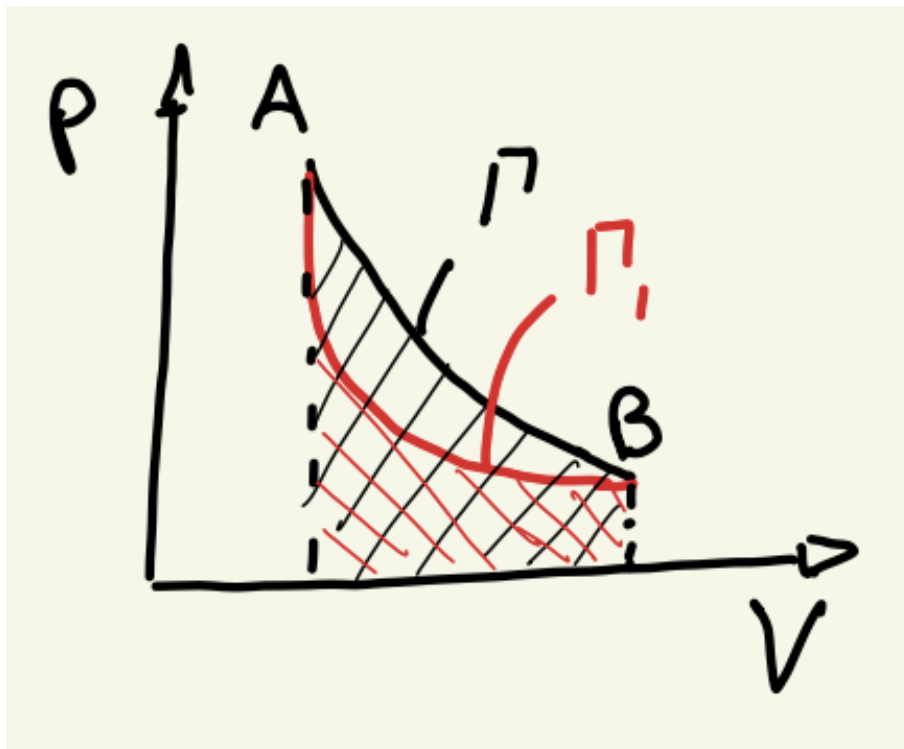
$$W_{A \xrightarrow{\Gamma} B} = \int_{A, \Gamma}^B p dV \quad \text{où } \Gamma \text{ est le chemin suivi (trajectoire).}$$

Interprétation graphique



Lors de la transformation $A \rightarrow B$, le volume augmente (expansion). Le travail est l'aire sous la courbe Γ . Lors de la transformation $B \rightarrow A$, V diminue (compression). Le travail est - l'aire sous la courbe Γ : $W_{A \xrightarrow{\Gamma} B} = \int_{A, \Gamma}^B p dV = - \int_{B, \Gamma}^A p dV = - \text{aire sous } \Gamma$.

Attention : Le travail entre les points A et B dépend du chemin suivi, donc le travail W **n'est pas** une variable d'état. Sous forme graphique, ceci se voit de façon claire : l'aire hachurée rouge est plus petite que l'aire hachurée noire.



$$W_{A \rightarrow B} = \int_{A, \Gamma}^B \delta W \neq \int_{A, \Gamma_1}^B \delta W \neq \underbrace{W_B - W_A}_{\text{écrire ceci n'a aucun sens!}}.$$

Le travail, comme la chaleur, n'est pas une propriété du système (comme p , V , T ou U) mais une quantité échangée au cours d'une transformation. C'est pour cette raison qu'on écrit δW (δQ) et non pas dW (dQ) et on dit que ce n'est pas une différentielle exacte.

Le premier principe nous dit que, même si δW et δQ ne sont pas des différentielles exactes, leur différence l'est : $\delta Q - \delta W = dU$, qui est la version différentielle du premier principe. On peut l'appliquer entre états A et B :

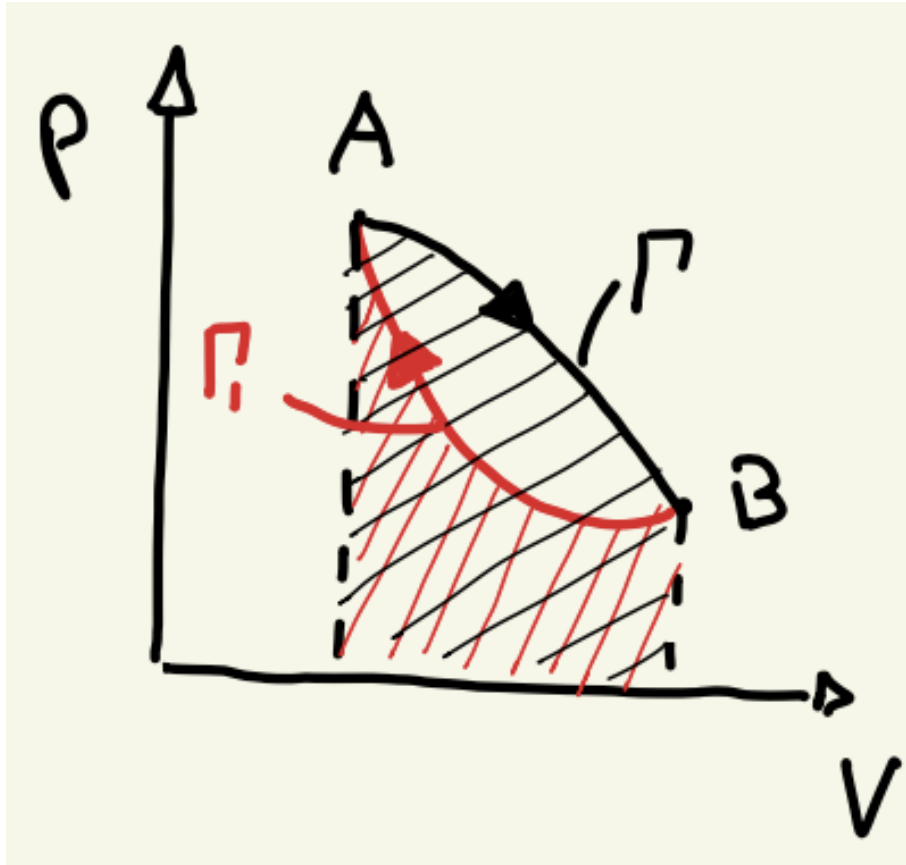
$$\Delta U_{A \rightarrow B} = \int_A^B dU = U(B) - U(A) = \int_{A, \Gamma}^B \delta Q - \int_{A, \Gamma}^B \delta W.$$

1.5 Cycle thermodynamique

Un cycle thermodynamique est une série de transformations qui ramène un système à l'état initial. Si on reprend l'équation précédente, on a :

$$\Delta U_{A \rightarrow A} = \oint dU = U(A) - U(A) = 0 = \oint \delta Q - \oint \delta W.$$

Mais, il doit être clair pour tout le monde que le travail et la chaleur **ne sont pas nuls** sur un cycle ! Encore une fois, avec un graphique on arrive à s'en convaincre :



L'aire hachurée en noir, représentant $\int_{A,\Gamma}^B \delta W$, n'est pas du tout égale à l'aire hachurée en rouge qui représente $-\int_{B,\Gamma_1}^A \delta W$.

Cycle moteur

Un cycle moteur est parcouru dans le sens horaire. Il fournit du travail : $W_{cycle} > 0$. Or comme $\oint dU = 0 = Q_{cycle} - W_{cycle}$, le bilan des chaleurs échangées sur le cycle est positif : $Q_{cycle} > 0$, ce qui veut dire qu'il faut fournir de la chaleur au système !

Cycle réfrigérateur

C'est un cycle parcouru dans le sens anti-horaire. Un travail est fait *sur* le système ($W_{cycle} < 0$) et le système fournit de la chaleur ($Q_{cycle} < 0$). Un exemple évident est le frigidaire de la maison.