

# Premier principe de la thermodynamique

## Plan d'exposé

29 avril 2021

### Contexte de la leçon

Cette leçon se place en toute logique dans les premières années du supérieur (L1, voire L2)

### Objectifs

On devrait pouvoir y aborder :

- L'insuffisance de la mécanique pour expliquer certains transferts d'énergie (notamment la chaleur)
- Une formulation du premier principe, avec définition de l'énergie interne.
- Des applications, exemples de calculs de travaux / transferts thermiques sur plusieurs types de transformations (isochores, isobares, adiabatiques, cycliques...).
- Une ouverture sur l'enthalpie, que l'on pourra exploiter par exemple pour exprimer le premier principe sur un système ouvert.

### On suppose au préalable acquises les connaissances suivantes :

- Une certaine idée de l'énergie (cinétique, potentielle, thermique...)
- Capacité thermique (ce sera rappelé et affiné dans la leçon)
- Notion de système thermodynamique, système fermé, ouvert, isolé.
- Equation d'état du gaz parfait.
- Travail d'une force, définition de la pression comme force par unité de surface.

## 1 Introduction

Une bonne expérience introductive est l'expérience de Joule. On peut la décrire ainsi : une enceinte thermiquement isolante contient de l'eau dans laquelle est plongée une hélice. Cette hélice peut être mise en rotation par une manivelle, ou une corde entraînée par un poids via une poulie par exemple.

Le système que l'on étudie est l'eau dans l'enceinte. Par le biais de la manivelle et de l'hélice, on peut lui transmettre un travail mécanique. On constate qu'en procédant ainsi, on élève la température de l'eau alors qu'elle n'est pas en contact avec une source de chaleur.

Idem avec un palet glissant sur une surface rugueuse. Avons-nous un moyen de savoir comment son énergie cinétique se dissipe ? Est-il possible de quantifier l'augmentation de volume d'un gaz (produisant alors un travail mécanique sur l'enceinte qu'il occupe) lorsqu'il est chauffé ? Ou l'élévation de la température d'un gaz lorsqu'il est comprimé ?

Avons-nous un moyen d'étudier quantitativement ces transferts d'énergie ? Oui, il s'agit du *premier principe de la thermodynamique* et c'est le sujet de cette leçon.

## 2 Définitions de base

### 2.1 Gaz parfait et travail

Considérons un gaz parfait dans une enceinte. Une des parois de l'enceinte peut être déplacée au moyen d'un piston. Il faut pour cela appliquer une force qui déplacera le piston, lui fournissant un travail mécanique qui est transmis au gaz. L'enceinte est placée dans un milieu à la pression  $P_{ext}$  ; le piston est soumis à des forces de pression dont la résultante est égale à  $S \times P_{ext}$  avec  $S$  la surface du piston. Cette force est dirigée selon la normale du piston, vers l'intérieur de l'enceinte. Pour un déplacement  $dl$  du piston, le volume du gaz augmente de la quantité  $dV$ , avec  $dV$  positif si le volume du gaz augmente et  $dV = S \times dl$  ; le travail des forces de pression extérieures vaut alors

$$\delta W = -P_{ext}dV$$

**Remarques.** Les distinctions entre transformations réversibles et irréversibles ne seront pas discutées dans ce document, cependant on peut rappeler au lecteur déjà familier avec ces notions que dans le cas d'une transformation réversible en thermodynamique, la pression extérieure est à tout instant égale à la pression interne du gaz contenu dans l'enceinte.

### 2.2 Transfert d'énergie thermique

Dans l'expérience de Joule, on transmet à l'eau une quantité d'énergie par un travail mécanique que l'on peut mesurer facilement (en utilisant par exemple un poids pour mettre en rotation les pales, et connaissant la variation d'énergie potentielle de pesanteur pendant sa chute). La température de l'eau s'élève alors.

On peut alors mettre en évidence que l'énergie transmise au fluide dans l'enceinte, si la transformation s'effectue à volume constant, s'écrit :

$$\delta Q = C_V dT$$

### 3 L'énergie interne d'un système

On considère un système composé d'une multitude de particules microscopiques (un gaz fait de molécules, par exemple).

Par définition :

L'énergie interne d'un système thermodynamique est la valeur moyenne de l'énergie totale des particules microscopiques de ce système. Elle comprend l'énergie cinétique des particules et leurs énergies potentielles d'interaction.

Cette énergie interne est une *fonction d'état*, sa valeur ne dépend que de l'état dans lequel se trouve le système à l'instant  $t$ , et pas de ce qui a pu lui arriver auparavant (sa variation ne dépend que des paramètres des états initial et final et non du chemin suivi entre ces états lors de la transformation).

### 4 Energie totale d'un système

On peut concevoir l'énergie totale d'un système comme la somme d'une énergie *microscopique* et d'une énergie *macroscopique* ; par exemple une voiture à l'arrêt ne possède pas d'énergie cinétique macroscopique  $E_c$  (le système dans l'ensemble ne se déplace pas) cependant les atomes constituant cette voiture ont des énergies cinétiques et potentielles (dûes à l'agitation thermique, aux liaisons métalliques etc...) (cette énergie constituant l'énergie interne abordée dans le point précédent) De telle sorte que :

$$E = E_c + E_p + U$$

avec  $E$  l'énergie totale du système,  $E_c$  et  $E_p$  ses énergies cinétique et potentielle macroscopiques, et  $U$  son énergie interne.

### 5 Le premier principe

A tout système on peut associer une *énergie*, laquelle est une *fonction d'état scalaire extensive*. La variation de l'énergie totale de ce système au cours d'une transformation est la somme des travaux mécaniques  $W$  et des transferts thermiques  $Q$  subis par le système.

$$\Delta E = \Delta U + \Delta E_c + \Delta E_p = W + Q$$

### 6 Conséquences et applications du premier principe

Notons qu'il devrait paraître surprenant que l'énergie d'un système constitué d'une myriade de particules puisse être une « fonction d'état » (caractérisée seulement par quelques variables macroscopiques du système et indépendante de l'évolution de ce système), puisque la configuration d'un système est en théorie

donnée par un très grand nombre de variables microscopiques (positions, impulsions de toutes ses particules). Le premier principe de la thermodynamique est pourtant jusqu'ici vérifié dans un très grand nombre d'applications. Ceci pourrait ouvrir sur des discussions profondes concernant l'ergodicité par exemple.

Le premier principe, en plus de graver des définitions de l'énergie thermique, de l'énergie interne, du travail... Exprime en premier lieu leur conservation ainsi que leur inter-convertibilité.

## 6.1 Exemple pour un système isolé

L'énergie d'un système isolé (ne recevant ni travail mécanique ni transfert thermique) est donc constante au cours du temps. Ce principe est à la base de la calorimétrie. Pas d'interaction avec l'extérieur donc  $E_{p,ext} = 0$ . On peut proposer un exercice simple consistant à prédire la température d'équilibre de volumes d'eau réunis dans un calorimètre. Cela pourrait permettre d'ouvrir sur la notion de sous-système si besoin.

## 6.2 Applications à des systèmes fermés

### 6.2.1 L'expérience de Joule et le premier principe

On peut alors proposer clairement une étude détaillée de l'expérience de Joule via le formalisme précédemment détaillé, et également préciser quelles peuvent-être les limites de l'expérience (qualité du calorimètre, moment d'inertie des pales, frottements dans le mécanisme dissipant l'énergie avant qu'elle soit fournie au fluide...)

### 6.2.2 Avec quelques transformations de gaz parfaits

Montrer et quantifier la dilatation de volume d'un gaz lorsqu'il est chauffé de manière isobare ; faire de-même pour l'échauffement d'un gaz lors de sa compression.

### 6.2.3 Pour la mécanique du solide

Frottements sur un système mécanique (palet glissant sur une surface fixe). Echauffements ; freinage, conversion d'énergie mécanique en énergie thermique. Limites d'utilisation des plaquettes de frein.

A voir ce qu'on fait pour un système composé par exemple.

## 7 Enthalpie

On peut maintenant aborder l'enthalpie qui est une fonction d'état qui va nous permettre d'étudier plus simplement certains systèmes et certaines transformations. L'enthalpie d'un système est la fonction d'état  $H$  définie de la manière suivante :

$$H = U + PV$$

Elle se mesure en joules. Elle est extensive.

La variation d'enthalpie d'un système fermé lors d'une transformation où sa température varie de  $dT$  est :

$$dH = C_P dT$$

Forme intégrale :

$$\Delta H = \int_{T_i}^{T_f} C_P(T) dT$$

Avec  $C_P$  la capacité thermique du système, cette fois-ci à *pression constante*.

Pour une transformation *monobare* avec équilibre mécanique avec l'extérieur, il suffit d'utiliser l'enthalpie pour appliquer le premier principe. En effet : Le travail des forces de pression s'écrit  $W_{pression} = -P_0(V_f - V_i) = P_i V_i - P_f V_f = -\Delta(PV)$ . Il est alors contenu dans la variation d'enthalpie. On écrira le travail mécanique total comme la somme  $W = W_{pression} + W_{autre}$  où  $W_{autre}$  peut par exemple être le travail fourni par un générateur électrique. Dans le cas où l'énergie potentielle d'interaction avec l'extérieur ne varie pas :

$$\Delta U + \Delta E_c = -\Delta(PV) + W_{autre} + Q$$

$$\Leftrightarrow \Delta H + \Delta E_c = W_{autre} + Q$$

Dans beaucoup de cas étudiés, l'énergie cinétique macroscopique ne varie pas et on n'effectue pas de travail autre que celui des forces de pression :

$$\Delta H = Q$$

La fonction enthalpie a notamment un intérêt en chimie, puisqu'on fait généralement en sorte dans les laboratoires d'effectuer les transformations chimiques à pression constante. On peut alors quantifier l'énergie nécessaire pour réaliser une réaction chimique et la prévoir au moyen de certaines lois (lois de Hess, de Kirchhoff) qu'on ne présentera pas dans le détail ici.

## 7.1 Application à un système ouvert

L'enthalpie vient ici nous permettre d'exprimer plus simplement le premier principe dans le cas d'un système ouvert. Un système ouvert est un système dont la paroi est traversée par de la matière. On considèrera un système ouvert en régime stationnaire : la masse qu'il contient est la même en tout instant.

### 7.1.1 Grandeurs massiques

On définit le *débit massique de fluide*  $D_m$  la grandeur telle que les masses entrant ou sortant du fluide soient égales à  $dm$  entre deux instants proches  $t$  et  $t + dt$  et que  $dm$  soit donné par :

$$dm = D_m dt$$

Le fluide contenu dans l'enceinte peut recevoir du travail. Celui-ci étant en déplacement, susceptible de se déformer, il est préférable de passer par une définition via des petits éléments  $dm$ . Par exemple une machine de puissance mécanique  $\mathcal{P}_\Gamma$  fournit en tout instant au fluide un travail  $\delta W_u = \mathcal{P}_u dt$  (qualifié « d'utile » pour le distinguer des forces de pression internes au fluide) ; on définit alors le *travail utile massique*  $w_u$  de telle façon que  $\delta W_u = w_u dm$ .

On définit de la même manière (dans le cas où l'enceinte serait par exemple chauffée par un dispositif de puissance thermique  $\Phi$ , le fluide recevant pendant le temps  $dt$  un transfert d'énergie thermique  $\delta Q$  tel que  $\delta Q = \Phi dt$ ), le *transfert thermique massique*  $q$  tel que la quantité de chaleur  $\delta Q$  reçue par le fluide y soit reliée par  $\delta Q = q dm$ .

### 7.1.2 Forces de pression internes au fluide

Le fluide entrant pousse le fluide contenu dans l'enceinte et lui fournit ainsi un travail positif égal à  $+P_e dV_e$  avec  $P_e$  la pression du fluide entrant et  $dV_e$  le volume de l'élément de fluide entrant entre  $t$  et  $t + dt$ . Le fluide sortant a tendance à retenir le fluide dans l'enceinte et le freine, fournissant donc un travail négatif à celui-ci égal à  $-P_s dV_s$  où  $P_s$  et  $dV_s$  sont les homologues des grandeurs précédentes pour le fluide sortant. Ainsi :

$$\delta W_{pression} = P_e dV_e - P_s dV_s = P_e v_e dm - P_s v_s dm$$

en introduisant au passage les *volumes massiques*  $v_e$  et  $v_s$ .

### 7.1.3 Application du premier principe

Ces ruses (définitions de grandeurs massiques, considérations sur une transformation de durée  $dt$  ont pour but de rendre le système constitué, à l'instant  $t$ , du fluide contenu dans l'enceinte + l'élément de fluide entrant, et à l'instant  $t + dt$  du fluide contenu dans l'enceinte + l'élément de volume sortant, assimilable à un *système fermé*. On applique donc le premier principe à ce système de la manière suivante :

$$dU + dE_c + dE_{p,ext} = \delta W + \delta Q$$

On définira également des grandeurs massiques pour les énergies :  $E = u dm$  ;  $E_c = e_c dm$  ;  $E_{p,ext} = e_{p,ext} dm$ . On utilisera les indices  $s$  et  $e$  pour désigner respectivement une grandeur du fluide sortant et entrant.

$$dU + dE_c + dE_{p,ext} = dm((u_s + e_{c,s} + e_{p,ext,s}) - (u_e + e_{c,e} + e_{p,ext,e}))$$

L'expression du premier principe devient :

$$dm((u_s + e_{c,s} + e_{p,ext,s}) - (u_e + e_{c,e} + e_{p,ext,e})) = w_u dm + (P_e v_e - P_s v_s) dm + q dm$$

$$\Leftrightarrow (u_s + e_{c,s} + e_{p,ext,s} + P_s v_s) - (u_e + e_{c,e} + e_{p,ext,e} + P_e v_e) = w_u + q$$

En faisant apparaître alors *l'enthalpie massique* :

$$(h_s + e_{c,s} + e_{p,ext,s}) - (h_e + e_{c,e} + e_{p,ext,e}) = w_u + q$$

On peut également utiliser une expression via les puissances :

$$D_m(h_s + e_{c,s} + e_{p,ext,s}) - (h_e + e_{c,e} + e_{p,ext,e}) = \mathcal{P}_u + \Phi$$

On pourra détailler une application sur les tuyères si le traumatisme lié à un certain sujet de centrale n'est pas trop douloureux.

## 8 Conclusion

Le premier principe est (comme son nom l'indique) un pilier de la thermodynamique. Il apporte une définition de l'énergie en détaillant ses propriétés de conservation, et de convertibilité. Il est donc indispensable de s'en servir pour quantifier les transferts d'énergie entre les systèmes.

On notera cependant que le premier principe ne suffit pas à l'étude des systèmes thermodynamiques. En effet aucune loi présentée dans le précédent exposé n'interdit qu'un glaçon puisse fournir de l'énergie thermique à un cocktail, devenant ainsi plus froid encore et réchauffant le cocktail; or ceci n'a jamais été observé en pratique. L'apprenti thermodynamicien a besoin d'outils supplémentaires pour prédire le sens des échanges d'énergie; à cet effet existe le second principe qui pourra être abordé dans un autre exposé.

## Bibliographie

Diu, B. *et al.* (2007). *Thermodynamique*. Hermann.

Ansermet, J.-P. et Bréchet, S. (2020). *Thermodynamique*. 2<sup>nd</sup>e édition. EPFL Press.

Sanz, M.-N. *et al.* (2020). *Physique PCSI Tout-en-un*. 5<sup>ème</sup> édition. Dunod, collection J'intègre.

Sanz, M.-N. *et al.* (2020). *Physique PC-PC\* Tout-en-un*. 5<sup>ème</sup> édition. Dunod, collection J'intègre.

[https://ressources.unisciel.fr/sillages/physique/thermo\\_1a\\_mpsi/res/thermodynamique\\_premier\\_principe.pdf](https://ressources.unisciel.fr/sillages/physique/thermo_1a_mpsi/res/thermodynamique_premier_principe.pdf)