

LP6: Premier principe de la thermodynamique

Alexandre Fafin

30/04/18

Références

- [1] J. Pérez, E. Bellanger, X. Ducros, V. Renvoizé, and P. Roux. *Physique MPSI-PCSI-PTSI, Cap prépa*. Pearson, 2009.
- [2] B. Salamito. *Physique tout-en-un, PCSI*. Dunod, 2016.

Niveau

PCSI (L1)

Prè-requis

- Energie interne
- Théorie cinétique des gazs
- Gaz parfaits, Van der Waals
- Différentes transformations (isotherme, isobare, ...)

Objectifs

- Premier principe de la thermodynamique
- Enthalpie d'un système
- Notion d'énergie interne

Table des matières

| | |
|--------------------------------------------------------------------|----------|
| 1 Transformations : grandeurs mises en jeu | 2 |
| 1.1 Position du problème | 2 |
| 1.2 Travail mécanique : lien avec les forces de pression | 2 |
| 1.3 Transfert thermique[1] | 2 |
| 2 Premier principe de la thermodynamique | 2 |
| 2.1 Energie interne (rappels ?) | 2 |
| 2.2 Énoncé | 3 |
| 2.3 Enthalpie | 3 |
| 3 Applications | 3 |
| 3.1 Enthalpie de changement d'état[2] | 3 |
| 3.2 Détente de Joule Gay-Lussac[1] | 3 |

Introduction

La thermodynamique est la science qui naquit au 19^e siècle afin de pouvoir comprendre comment fonctionnait les machines thermiques dans lesquels les fluides (gaz essentiellement) subissaient des transformations mécaniques ou caloriques. Le but ici est d'illustrer les grands principes permettant cette étude en utilisant un grand principe de la physique : la conservation de l'énergie.

1 Transformations : grandeurs mises en jeu

1.1 Position du problème

On cherche à pouvoir décrire un état par une fonction dépendant des paramètres du système. Variables usuelles : pression, volume, température et éventuellement le nombre de constituants.

Manip : lancer un livre sur une table. Il s'arrête. En mécanique on introduit une force de frottement afin d'exprimer la dissipation de l'énergie. On va s'intéresser à ce qu'est devenue cette énergie, et sous quelle forme.

1.2 Travail mécanique : lien avec les forces de pression

Manip Seringue. On comprime et on relâche. On doit exercer une force pour déplacer le piston et lorsqu'on relâche le système revient à une position d'équilibre

Le travail mécanique ne se limite pas aux forces de pression ! Mais c'est un cas particulier très utilisé en thermodynamique. Action de pression : actions extérieures qui s'exercent orthogonalement à la paroi d'un système.

Le travail fourni par les actions de pressions s'écrit $\delta W = -p_{ext}dV$. Le travail W est positif s'il est reçu par le système. Si le système cède du travail au milieu extérieur, le travail échangé est négatif.

- Cas d'une transformation isochore $\delta W = 0$ car $dV = 0$
- Cas d'une transformation monobare $W = -P_0\Delta V$

Diagramme de Clapeyron et lien entre W et l'aire sous la courbe A :

- $W = A$ si $V_f < V_i$ (le gaz reçoit du travail si son volume diminue)
- $W = -A$ si $V_f > V_i$ (le gaz cède du travail si son volume augmente)

Dans le cas des machines thermiques cela permettrait de différencier un moteur d'un récepteur.

1.3 Transfert thermique[1]

Discussion sur l'expérience de Joule.

Un système thermodynamique peut recevoir de l'énergie sans l'intervention d'une action mécanique mesurable à l'échelle macroscopique. Ce transfert d'énergie complémentaire du travail mécanique s'appelle transfert thermique.

Travail et chaleur sont donc deux modes de transfert d'énergie et s'expriment en joules. Un joule correspond (environ) à la quantité de chaleur à dépenser pour augmenter d'un quart de degré la température d'un gramme d'eau liquide.

Définition de la transformation adiabatique : $Q = 0$. Souvent une transformation rapide peut-être considérée comme adiabatique.

La chaleur peut être mesurée par calorimétrie, on définit alors les coefficients calorimétriques afin de rendre compte de ses transformations.

$$\delta Q = c_v dT + l dV \quad (1)$$

$$\delta Q = c_p dT + h dP \quad (2)$$

2 Premier principe de la thermodynamique

2.1 Energie interne (rappels ?)

L'énergie interne d'un système est la somme de l'énergie cinétique des particules microscopiques et l'énergie potentielle d'interaction de ces particules :

$$U = e_c + e_p \quad (3)$$

On suppose que les interactions entre les particules dérivent d'un potentiel. L'énergie interne est une fonction d'état extensive (proportionnelle à la quantité de matière).

On définit la capacité thermique à volume constant, la grandeur C_v telle que la variation d'énergie interne dU du système lorsque la température varie de dT est :

$$C_v = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V \quad (4)$$

L'unité de C_v est donc le J/K, et c'est une grandeur extensive.

2.2 Énoncé

Il existe une fonction d'état des variables thermodynamiques, appelée énergie interne U , extensive, dont la variation au cours d'une évolution infinitésimale pour un système *fermé* est :

$$dU + dE_c + dE_p = \delta W + \delta Q \quad (5)$$

Cela signifie que l'énergie ($U + E_c + E_p$) d'un système ne peut varier que par apport de travail et de chaleur depuis l'extérieur. Principe de conservation de l'énergie : l'énergie ne peut pas être créée spontanément au sein d'un système.

Pour une transformation isochore $dV = 0$ et on a

$$dU = C_v dT \quad (6)$$

2.3 Enthalpie

Considérons une transformation monobare (pression extérieure constante). On envisage un système où seul les forces de pression travaillent ($\delta W = -pdV$). On appelle enthalpie, la fonction d'état thermodynamique, adaptée à l'étude de ces évolutions :

$$H = U + PV \quad (7)$$

En effet,

$$dH = dU + pdV + Vdp = \delta Q + Vdp \quad (8)$$

A pression constante $dH = \delta Q$.

On appelle capacité thermique à pression constante d'un système fermé, la grandeur C_p telle que la variation dH de l'enthalpie lorsque la température varie de dT est :

$$C_p = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_P \quad (9)$$

Un système ayant une grande capacité thermique peut donc recevoir beaucoup de chaleur sans que sa température varie beaucoup.

3 Applications

3.1 Enthalpie de changement d'état[2]

L'évolution est monobare avec équilibre mécanique dans l'état initial et l'état final.

Un calorimètre est un récipient composé en général d'une paroi extérieure et d'une cuve intérieure, fermé par un couvercle percé de petites ouvertures permettant d'introduire un agitateur, un thermomètre, une résistance chauffante. La cuve intérieure étant séparée de la paroi extérieure par de l'air, le système est relativement bien isolé et on peut négliger sur la durée d'une expérience de travaux pratiques les échanges thermiques avec l'extérieur.

Un changement d'état s'effectue à pression et à température constantes. Pour passer d'un état où les molécules sont fortement liées à un état où elle le sont moins, il faut apporter de l'énergie à la matière pour rompre les liaisons : la variation d'énergie du corps pur est alors positive.

On souhaite connaître l'enthalpie massique de fusion de l'eau $\Delta_{fus}h$.

Manip Mesurer l'enthalpie massique de fusion de l'eau. Commenter la valeur obtenue.

3.2 Détente de Joule Gay-Lussac[1]

Suivre cap prépa. On arrive à $\Delta U = 0$. Dans le cas d'un gaz parfait ΔU ne dépend que de la température

Conclusion

La détente de Joule Gay-Lussac permet une transition vers le second principe de la thermodynamique. En effet transformation est un exemple d'une transformation irréversible, où il n'est pas possible de revenir en arrière (sans utiliser de matériel par exemple un compresseur). Nous verrons dans une prochaine leçon le second principe de la thermodynamique

qui permet de faire une distinction entre les transformations réversibles et irréversibles.

Remarques

Évolution quasi-statique d'un gaz n'est pas introduite. Peut-être dans le paragraphe 2.