

**Titre** : Premier principe de la thermodynamique

**Présentée par** : Bernard Chelli

**Rapport écrit par** : Raphaël Leriche

**Correcteur** : Stephan Fauve

**Date** :14/01/2020

**Bibliographie de la leçon :**

Titre	Auteurs	Éditeur	Année
Physique Tout-en-un MPSI PTSI	Bernard Salamito	Dunod	

**Plan détaillé**

Niveau choisi pour la leçon : Première année de CPGE

Pré-requis :

- Gaz parfaits
- Capacité thermique à volume constant
- Travail des forces
- Lois de Joule

Introduction : Dans les leçons précédentes nous avons étudié les gaz parfaits. Nous avons montré que le travail des forces de pression s'écrivait  $W = -P_{\text{ext}}\Delta V$  et introduit la notion d'énergie interne ce qui nous avait permis de formuler la première loi de Joule et d'introduire la capacité thermique à volume constant  $C_v$ . Nous avons pu généraliser ces notions aux phases condensées.

Définition : L'énergie interne  $U$  est l'énergie moyenne du système au niveau microscopique.

Comme nous allons le voir, le premier principe de la thermodynamique traduit une conservation de l'énergie. Ses utilisations sont variées et permettent entre autres de décrire le fonctionnement des machines thermiques.

2'10''

- I) Premier principe et exemples d'applications
  - a) Enoncé du premier principe

Expérience : On prend un livre que l'on fait glisser sur la table. Celui-ci finit par s'arrêter. On expliquera plus tard dans la leçon le bilan énergétique ayant conduit à ce résultat.

- On énumère comment un système peut échanger de l'énergie à l'aide d'un schéma : il peut en recevoir, en donner.
- L'énergie mécanique est échangée sous forme de travail : on peut donner l'exemple d'un piston qui comprime un gaz
- L'énergie électrique est également échangée sous forme de travail
- Le système peut également échanger de la chaleur (par convection, conduction et par rayonnement) ; on peut donner l'exemple d'une pièce d'une maison qui échangerait avec l'extérieur.

7'20''

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

Les deux premiers termes correspondent à une contribution macroscopique.

Formulation courante du premier principe :

Pour un système  $\Sigma$  sans mouvement d'ensemble, il existe une fonction d'état appelée énergie interne, dont les variations d'énergie interne au cours d'une transformation thermodynamique entre un état final et un état initial sont :

$$\Delta U = U_{\text{final}} - U_{\text{initial}} = W + Q$$

10'20''

Formulation infinitésimale :

$$dU = \delta W + \delta Q$$

Remarque :  $d$  et  $\delta$  sont différents : en effet  $d$  traduit une variation infinitésimale d'une fonction d'état alors que  $\delta$  s'applique à des grandeurs d'échange ( $W$  et  $Q$  dépendent du chemin suivi)

12'10''

Maintenant que l'on a les outils, on va expliquer l'expérience du livre.

b) Variation d'énergie interne pour un système de deux solides

Pour l'expérience du livre le système isolé est (livre+table) et on a :

$E_i$	$E_f$
$U_i = U_{\text{livre}i} + U_{\text{table}i}$ $E_{ci} = \frac{1}{2} m_{\text{livre}} v_{\text{livre}}^2$	$U_i = U_{\text{livre}f} + U_{\text{table}f}$ $E_{cf} = 0$

- La transformation était rapide (environ 1 seconde), c'est pourquoi on va la considérer comme adiabatique ( $Q=0$ )
- De plus, comme on a choisi le système (livre+table), les forces de frottements sont internes et on n'a pas à exprimer le travail associé.
- Aucune autre force ne travaille : par conséquent  $W=0$ .
- De plus, le livre ne change pas d'altitude donc l'énergie potentielle de pesanteur peut être considérée comme constante.
- $\Delta E = \Delta U + \Delta E_c = W + Q = 0$ . Donc  $\Delta U = -\Delta E_c = 0$
- $U_f = U_i + E_{ci}$

15'30''

On voit donc que de l'énergie cinétique a été transformée en énergie interne.

c) Compression adiabatique brutale

Dans cette partie nous allons étudier la compression adiabatique brutale d'un gaz parfait.

$E_i$	$E_f$
$T_i$	$T_f$
$P_i$	$P_f$
$V_i$	$V_f$

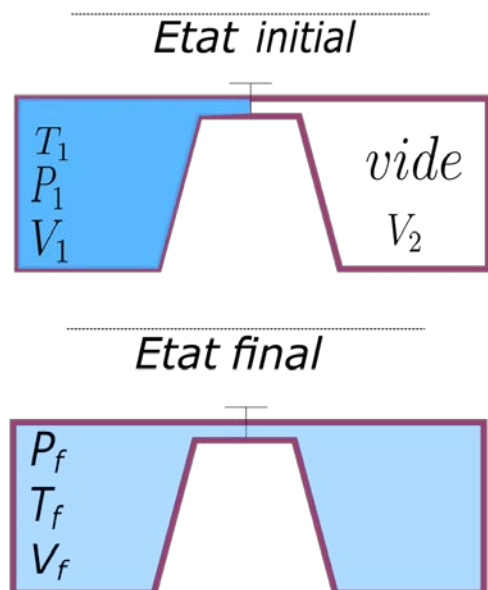
- $l$  correspond au déplacement du piston et la pression vaut  $P_{\text{ext}} = F/S$ . De plus on considère une force de frottement  $f$ .
- Pendant la transformation le travail des forces de pression vaut :  $W_p = \int P dV = (F-f)l$
- De plus la transformation est si rapide qu'elle peut être considérée comme adiabatique ( $Q=0$ ).
- D'après la première loi de Joule, l'énergie interne d'un gaz parfait ne dépend que de sa température et  $\Delta U = C_v \Delta T = l(F-f)$

- Donc  $T_f = I/C_v \cdot (F-I) + T_i$  avec  $I/C_v \cdot (F-I) > 0$
- Ainsi on chauffe l'aide d'un travail sans transfert thermique
- L'application numérique est faite sur slide et on montre qu'avec une compression brutale la température peut s'élever de plus de 400°C.

23'00''

- Vidéo Youtube: <https://www.youtube.com/watch?v=4qe1Ueifekg>
- Dans cette vidéo un piston comprime brutalement un petit volume d'air dans lequel se situe un morceau de coton. Juste après la compression, on observe que le coton s'enflamme. Comme la température d'autocombustion du coton est de 400°C, tout ceci est cohérent avec le modèle présenté précédemment.

#### d) Détente de Joule Gay Lussac



- Présentation schématique sur slide du principe de la détente.
- Hypothèses : Gaz parfait, transformation adiabatique, enceinte calorifugée.
- $W=0$  et  $Q=0$ ,  $\Delta U=0$
- Comme on a un gaz parfait  $\Delta U = C_v \Delta T = 0$ , ainsi  $T_f = T_i$  et on a une détente isotherme.
- C'est une expérience utilisée pour vérifier qu'un gaz est parfait.

Souvent nous allons travailler sur des transformations isobares ou monobares. La grandeur appropriée est alors l'enthalpie qui fait l'objet de la prochaine partie.

## II) Enthalpie et mesure de coefficient thermique

### a) Définition de l'enthalpie

On introduit la fonction  $H$  enthalpie :

$$H = U + PV$$

-  $H$  est une fonction d'état. Elle est extensive et s'exprime en Joule.

- Montrer que pour une transformation monobare (et à fortiori isobare) que :

$$dH + dE_m = \delta W_{\text{autre que pression}} + \delta Q$$

- On définit, comme on l'avait fait avec l'énergie interne la capacité thermique à pression

constante d'un système fermé  $\Sigma$  la grandeur  $C_p$  telle que la variation  $dH$  soit égale à :  
 $dH = C_p dT$

- On admettra que pour une phase condensée incompressible l'enthalpie molaire  $dH_m = C_{p,m} dT$  ne dépend que de  $T$  sur une gamme de pression raisonnable (10 atmosphères)

b) Détermination expérimentale de  $C_p$  de l'eau

- Description du calorimètre
- Transformation adiabatique  $Q=0$  et isobare
- $\Delta H = \Delta W_{autre que pression} = U_f - U_i = n C_p \Delta T$

Valeur avec incertitudes

Conclusion

### Questions posées par l'enseignant

- Définition énergie interne d'un système ?
- C'est quoi l'énergie interne si le gaz n'est pas parfait ?
- Donner l'expression de l'énergie cinétique totale.
- L'énergie potentielle et l'énergie interne dépendent-elles du repère choisi ?
- Le travail des forces intérieures dépend-t-il du repère choisi ?
- Expliquer la convection.
- Reprendre schéma sur slide pour le rayonnement. Celui-ci n'a-t-il lieu qu'uniquement à travers la vitre ?
- Quelle est la grande classe de problèmes prenant en compte la variation d'énergie mécanique ?
- Dans quels types de transformations est-ce utile ?
- Reprenons l'exemple du livre qui s'arrête. Pourquoi ne pas l'expliquer mécaniquement.
- La relation  $dU = TdS - PdV$  admet-elle des contraintes ?
- Comment relier la relation précédente à  $\delta W$  et  $\delta Q$  ?
- Existe-t-il une façon expérimentale de regarder si on a affaire à un gaz parfait ?

- Formules pour  $C_v$  et  $C_p$  ?
- Connaissez-vous d'autres coefficients calorimétriques ?
- Se placer dans le diagramme (P,V). Faire un cycle élémentaire.
- A-t-on toujours  $1 / (\partial V / \partial P)_T = (\partial P / \partial V)_T$  ?

**Commentaires donnés par l'enseignant**

**Partie réservée au correcteur**

### **Avis général sur la leçon (plan, contenu, etc.)**

Choix d'avoir défini  $U$  à partir de l'énergie potentielle et de l'énergie cinétique non macroscopique en pré-requis et présentation axiomatique du premier principe dans la leçon. Cela permet un énoncé rapide du 1<sup>er</sup> principe. Il faudrait peut-être choisir un exemple de transformations afin de montrer que l'on peut mesurer  $Q$  à partir d'une mesure de travail et du fait que l'on postule que  $U$  est une fonction d'état en effectuant une transformation suivant deux chemins différents bien choisis. Introduire ensuite  $H$  puis discuter de calorimétrie est cohérent.

### **Notions fondamentales à aborder, secondaires, délicates**

Il faut tout d'abord déterminer si l'on fait une présentation axiomatique de la thermodynamique (Callen) ou si l'on suit la présentation historique des ouvrages plus anciens. Dans le premier cas, il faut ensuite montrer que l'on peut mesurer un échange de chaleur à partir d'une mesure du travail et en exprimant que  $U$  est une fonction d'état et en utilisant un jeu de transformations appropriées. On peut ensuite discuter les coefficients calorimétriques. Dans le second cas, la chaleur et les coefficients calorimétriques ont été définis avant d'énoncer le premier principe. Dans les deux présentations, on peut ensuite introduire l'enthalpie et discuter les lois de Joule. Il peut être intéressant de discuter des transformations avec variation d'énergie cinétique macroscopie (écoulement dans une tuyère par exemple).

### **Expériences possibles (en particulier pour l'agrégation docteur)**

- Expérience de Joule : conversion de travail en chaleur par frottement. Il existe un montage dans la collection. Le point délicat est de bien expliquer comment la force de frottement travaille afin d'évaluer l'équivalence travail-chaleur.
- Expériences de calorimétrie

### **Bibliographie conseillée**

Bertin, Faroux, Renault, Thermodynamique, Dunod  
Diu, Guthmann, Lederer, Roullet, Thermodynamique, Hermann  
Callen, Thermodynamics, John Wiley