

Premier principe de la thermodynamique

Niveau : PCSI

Pré-requis :

- Définitions de base de la thermodynamique
- Mécanique du point
- Transformations thermodynamiques
- Capacité thermique
- Gaz parfait

Bibliographie :

- Physique PCSI, Cardini et al., Dunod
- Thermodynamique, DGLR, Hermann
-

Introduction

principe abstrait mais permet de faire un lien entre les deux origines de «thermodynamique» : thermon (la chaleur) et dynamis (la puissance). Thompson, en 1798, remarque en essayant de forer des canons que cela fait bouillir l'eau à l'intérieur. Puis, Joules (1847) : les mécanismes naturels consistent à une conversion entre force et chaleur. Il a réalisé l'expérience suivante : en faisant tourner une turbine, il augmente la température du milieu. On va partir d'un principe abstrait pour faire des calculs concrets.

En mécanique, nous avons vu que, en l'absence de dissipation, la variation de l'énergie mécanique d'un système est égal au travail des forces extérieures sur ce système. Que devient l'énergie mécanique dissipée par les forces non conservatives ? Les quatre interactions fondamentales conservent l'énergie, par conséquent cette énergie ne peut pas simplement disparaître. On peut le vérifier empiriquement, ainsi lors d'un frottement, de deux mains l'une sur l'autre par exemple, il se produit un échauffement. L'énergie n'est pas supprimée, mais elle change de forme. Elle n'est plus sous la forme d'une énergie mécanique, mais sous une nouvelle forme, une "l'énergie interne" à la main. Le but de cette leçon sera de définir et de caractériser cette notion d'énergie interne.

I. Énoncé du premier principe

A. L'énergie interne

On considère un système fermé Σ composé de N particules. On peut écrire que l'énergie du système est la somme des énergies de ses constituants. L'énergie interne est la valeur moyenne de la somme des énergies microscopiques.

Conséquences :

- L'énergie totale se décompose en une énergie cinétique macroscopique, une énergie potentielle macroscopique ainsi que l'énergie interne

- A priori, l'énergie interne U dépend de $6N$ paramètres. Le premier principe va nous permettre de simplifier cette énergie.

B. Énoncé formel

« U est une fonction d'état » (Joules, 1842) : U ne dépend plus de $6N$ paramètres mais uniquement de 3 ou 4 variables d'état.

Conséquences :

1. U dépend de l'état macroscopique du système !
2. U ne dépend que de l'état initial et final (pas du chemin suivi) : $\Delta U = U_f - U_i$.

C. Reformulation de la conservation de l'énergie

D'où vient la variation de U ? D'après la conservation de l'énergie, la différence d'énergie totale (macroscopique et interne) correspond à la somme de W et Q .

A quoi cela correspond-il ?

W contient les travaux macroscopiques (mécaniques et autres).

Q contient les transferts thermiques, soit les échanges à l'échelle microscopique. On a formalisé le lien entre thermodynamique et dynamisme !

Remarque : W et Q sont algébriques, positifs si Σ reçoit de l'énergie et négatif s'il en perd.

D. Expression des grandeurs

Travail des forces de pression : $\delta W = -P_{\text{ext}} dV$.

Pour un gaz parfait, la loi de Joules nous dit : $\Delta U = c_V \Delta T$.

Attention, W et Q dépendent du chemin suivi ! On a introduit des termes pour décrire les transformations.

Rappel : projection d'un tableau avec les hypothèses (gaz parfait, adiabatique, isochore...) et les conséquences correspondantes sur ΔU , W et Q .

On va maintenant passer à quelques applications du premier principe.

II. Applications du premier principe

A. Calorimétrie

Maintenant que nous avons défini l'énergie interne, nous voudrions pouvoir la caractériser expérimentalement.

Nous constatons que, lors des phénomènes de dissipation, il se produit un échauffement.

Il y a donc un lien entre la température mesurable expérimentalement et l'énergie interne d'un système.

Expérience : Mesure de la capacité calorifique du plomb par un vase Dewar calorifugé

B. Machines thermiques

On s'intéresse au moteur de Stirling.

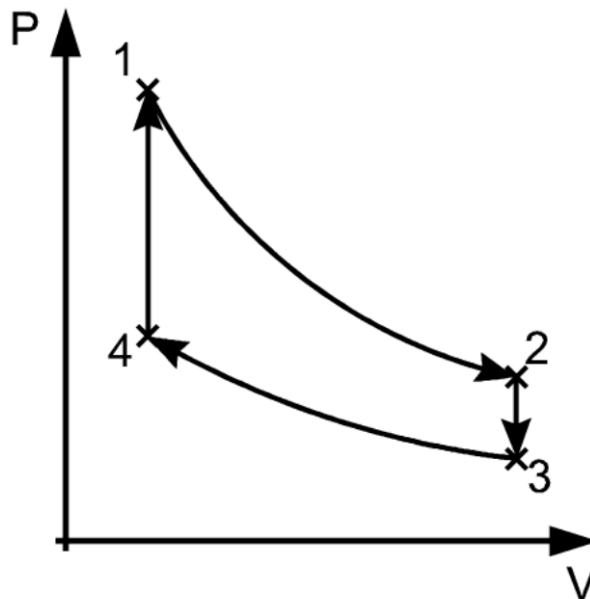
On s'intéresse maintenant à un gaz parfait. D'après l'équation d'état $P V = nRT$, un système "gaz parfait" est défini par 3 paramètres parmi P , V , n et T (la connaissance de trois d'entre eux permettant de remonter au 4ème).

Dans le moteur de Stirling, on a une quantité d'air isolé dans un tube ($n = \text{cste}$). Une flamme chauffe la partie droite de ce tube. Un piston hermétique permet de changer le volume V de façon cyclique. Un autre piston, non hermétique, permet de faire passer l'air de la partie droite (chauffée) du tube à la partie gauche (froide). Ce deuxième piston est appelé le déplaceur. Les deux pistons bougent avec un déphasage de $\pi/2$.

Décomposons le mouvement du moteur :

1. Le déplaceur est à gauche, maintenant le gaz dans la partie chauffée du tube (température constante). Celui-ci subit une détente isotherme : le volume augmente poussant le piston hermétique.
2. Le piston hermétique atteint sa position extrême, le volume est maximum et la vitesse du piston s'annule (isochore). Le vitesse du deplaceur est maximale, déplaçant l'air de la partie gauche vers la partie froide. Il y a refroidissement isochore.
3. Le déplaceur est immobile, maintenant l'air dans la partie froide (isotherme). Le piston hermétique se déplace, réduisant le volume. Il y a compression isotherme.
4. Le piston hermétique est de nouveau dans une position extrême, maintenant le volume minimale (isochore). Le déplaceur se déplace vers la gauche, ramenant le gaz vers la partie droite chaude. Il y a chauffage isochore.

On montre se cycle théorique dans un diagramme de Clapeyron (diagramme PV).



Durant les phase de chauffage et de refroidissement, il n'y a que du transfert thermique ($\Delta U = Q$). Dans les phase isotherme, il y a transfert thermique et travail des forces de pression sur le système ($\delta W = -P dV$)

Le travail utile fournit par le moteur durant un cycle est l'aire du cycle dans le diagramme

de Clapeyron :
$$W_{\text{cycle}} = \int P dV = nR(T_2 - T_1) \ln \left(\frac{V_2}{V_1} \right)$$

Conclusion

Le premier principe décrit la conservation mais pas l'évolution du système. Pour cela, on introduira le second principe dans un prochain cours.

Le premier principe de la thermodynamique est une loi fondamentale de la physique, et il est plus complexe qu'il n'y paraît !

En effet, ce principe permet comprendre le lien entre la physique fondamentale, pour laquelle toutes les interactions conservent l'énergie, et la physique à notre échelle, pour laquelle l'énergie peut se dissiper.

Le cœur de ce paradoxe apparent réside dans la différence d'échelle entre un système contenant un nombre de particule de l'ordre du nombre d'Avogadro et la mécanique "classique", pour laquelle le nombre d'objets en interaction est faible. Il y a une différence quantitative qui devient une différence qualitative, c'est un mouvement dialectique qui peut être complexe à comprendre pour les élèves.

Pour résumer, les forces découlant de potentiels dépendant des paramètres microscopiques du système vont coupler les paramètres macroscopiques et microscopiques, entraînant l'illusion d'une perte d'énergie à l'échelle macro.

Toutefois, ce premier principe n'explique pas pourquoi ces échanges d'énergies se font préférentiellement de l'échelle macro vers l'échelle micro. On constate à l'échelle macro l'émergence d'une brisure spontanée de la symétrie temporelle (irréversibilité) absente à l'échelle micro.

Le second principe de la thermodynamique nous permettra d'éclaircir ce point

Questions

Dans les prérequis, que sont les définitions de base de la thermodynamique ?

La caractérisation des transformations.

Comment expliquer la notion de variables et fonctions d'état à un élève de classe prépa ?

Variables qui ne dépendent que des états initial et final, et fonctions qui décrivent l'état du système à tout instant.

Sur l'introduction historique, quand est-ce que l'étude de la thermique a commencé ?

Avec Lavoisier au 16ème siècle.

Quel est l'apport majeur de Joules sur le sujet ? Quel était le but de l'expérience présentée.

Montrer qu'un travail mécanique peut créer de la chaleur.

Définir le terme calorifugé. Comment on l'obtient ?

Parois athermanes, on peut utiliser des isolants thermiques.

C'est quoi un système fermé ?

Pas d'échange de matière avec l'extérieur.

Pour le nombre de particules doit être grand devant celui d'Avogadro ?

Pour pouvoir observer des comportements moyens.

A-t-on besoin de N dans le premier principe ?

Non, on pourrait présenter le premier principe sans.

De quand date l'atomistique ? Comment faisait-on de la thermodynamique avant ?

Début XXème. Avant on croyait en l'existence du calorique, un fluide qui posséderait de la chaleur. Pour être exacte, la théorie du calorique est justement invalidée au XIXe par Joule et cie.

Définition de l'énergie interne ? Est-ce que c'est la somme ou la moyenne ?

L'énergie interne est la somme des énergies des particules, dans le référentiel où le système est au repos.

L'énergie interne des particules compte-t-elle dans l'énergie interne ou macroscopique ?

On se place dans le référentiel où le système est macroscopiquement au repos.

Comment on fait pour savoir de quelles variables d'état dépend l'énergie interne ?

On peut utiliser des variables qui ne sont pas conjuguées (souvent 3).

Qu'est que des variables conjuguées ?

Celles qui apparaissent ensembles dans dU par exemple.

Comment on expliquerait ça à un élève de prépa ?

On peut identifier les variables d'état comme celles qu'on pourrait mesurer.

Vous avez défini les forces de pression, est-ce que les élèves ont déjà vu ça ?

Elle aurait pu être abordée en statique des fluides.

$dU = C_d T$ n'est-elle valable que pour un gaz parfait ?

Approximativement vraie pour une phase condensée.

Pourquoi cette loi est valable pour un gaz parfait ?

D'après le théorème d'équipartition de l'énergie, l'énergie ne dépend que de la température.

Comment la loi de Joule évoluerait pour un gaz réel ?

Il faudrait ajouter des termes ΔV .

Est-ce que les capacités dépendent de la température ?

Non si l'énergie est linéaire en T .

D'où vient le facteur 3/2 dans l'énergie ?

Degrés de liberté du gaz, peut varier en fonction de la température et donc faire dépendre c_v de T . On fera l'hypothèse en général qu'elle varie lentement par rapport à T .

Pourquoi U est une variable extensive ?

Car on considère les énergies des particules.

Est-ce que c'est tout le temps vrai ?

Non, notamment dans les systèmes avec des fortes interactions entre particules.

Surtout : les systèmes à interaction de courte portée.

C'est quoi un gaz parfait ?

Un gaz qui vérifie la loi des gaz parfait, définition empirique sous hypothèse de non-interaction entre les particules.

Questions Manip

Q: Quand tu mélanges, tu introduis du travail non ?

R: Oui, mais c'est a priori négligeable car je ne mélange pas fort. On pourrait essayer d'estimer un ordre de grandeur de ce travail.

Q: Quel capteur de température utilises-tu ?

R: C'est un thermocouple avec dedans une Pt1000 pour étalonner.

Q: il n'y a que de la convection ?

R: Non, il y a aussi de la conduction.

Titre : Premier principe de la thermodynamique

Présentée par : Malik Kourdi

Rapport écrit par : Hugo Rondin-Khouya

Correcteur : Stéphan Fauve

Date : 09/01/2024

Bibliographie		
Titre	Auteurs	Éditeur
Tout-en-un PCSI/MPSI/PTSI 3 ^{ème} édition	Sanz	Dunod
E-learning physique		Youtube

Plan détaillé de la leçon

Niveau choisi pour la leçon : CPGE 1^{ère} année PCSI/MPSI (programmes antérieurs à 2019 au moment où le premier principe industriel était encore au programme).

Pré-requis :

- Généralités sur les systèmes thermodynamiques (coefficients calorimétriques, énergie interne, variables d'état, fonctions d'état, équation d'état du gaz parfait, travail des forces de pression).
- Aspects énergétiques de la mécanique du point

I/ Premier principe de la thermodynamique

1. Énoncé du 1^{er} principe de la thermodynamique

- Principe de conservation de l'énergie totale E d'un système thermodynamique fermé Σ
- $d(E_{c, \text{macro}} + E_{p, \text{macro}}) = \delta W + \delta Q$ et si $E_{c, \text{macro}} = E_{p, \text{macro}} = 0$ (pas de déplacement de macroscopique du système Σ , alors on a la forme plus simple $dU = \delta W + \delta Q$
- δW : petite quantité de travail (en J) reçue (si $\delta W > 0$) par l'extérieur du système Σ fermé **ou** fournie (si $\delta W < 0$) à l'extérieur du système Σ fermé.
- δQ : petite quantité de chaleur (en J) reçue (si $\delta Q > 0$) par l'extérieur du système Σ fermé **ou** fournie (si $\delta Q < 0$) à l'extérieur du système Σ fermé.

2. Détente de Joule Gay-Lussac

- Cf. Dunod Tout-en-un PCSI/MPSI/PTSI Marie Noëlle-Sanz (3^{ème} édition) CH37, page 861-862.
- Calcul de la pression, de la température et du volume occupé par le gaz à l'état final en observant que $\Delta U = 0$.

II/ Application à la calorimétrie

1. Introduction de l'enthalpie

- Cf. Dunod Tout-en-un PCSI/MPSI/PTSI Marie Noëlle-Sanz (3^{ème} édition) CH36, page 846-847.
- Relation importante $\Delta H = Q$ si la transformation est monobare

2. Masse en eau du calorimètre et méthode de détermination d'une capacité thermique C inconnue

- Cf. Dunod Tout-en-un PCSI/MPSI/PTSI Marie Noëlle-Sanz (3^{ème} édition) CH36, page 852-853.

III/ Cas des systèmes ouverts

1. Premier principe industriel

- La démonstration se trouve ici : <https://youtu.be/PZrCwK8IfsM?si=mRPMXzSzYut5eNnm> (vidéo de la chaîne E-learning physique)
- Formule importante à retenir : $\Delta h = w_u + q$ (h : enthalpie massique (J/kg), q : chaleur massique (J/kg) et w_u travail utile massique échangé avec les parties mobiles dans l'étage considéré (en J/kg))
- Ici, on néglige e_c et e_p (énergies cinétique et potentielle massiques). Si cela n'avait pas été le cas, il aurait plutôt fallu écrire $\Delta(h + e_c + e_p) = w_u + q$. Mais tout ceci est bien explicité dans le lien proposé ci-dessus.

2. Application à l'étude de la tuyère d'une fusée

- Là encore, le calcul est fait dans : https://youtu.be/6SQmrtvug_s?si=GGmZdSskFRJvL2II (vidéo de la chaîne E-learning physique)
- On obtient comme résultat final (vitesse d'éjection des gaz) : $v_e = \sqrt{2c_p(T_c - T_e)}$ où T_c est la température de la chambre de combustion et T_e est la température à l'extérieur de la turbine.

Questions posées par l'enseignant (avec réponses)

- Quand vous écrivez $E = E_c + E_p + U$, finalement dans U , il y a également des termes contenant de l'énergie cinétique et de l'énergie potentielle. Comment faire la distinction ?
→ Il faut faire la distinction entre les échelles présentées. Les termes contenus dans U font référence à des énergies cinétique et potentielle microscopiques.
- Physiquement, comment faire la différence entre l'énergie cinétique macroscopique et l'énergie cinétique microscopique ?
→ Si le système a un mouvement macroscopique, on peut accéder à une mesure de l'énergie cinétique. En revanche s'il est immobile, il est très difficile d'accéder à une mesure de $E_{c,micro}$.
- Comment augmenter l'énergie cinétique dans U ?
→ Il faut chauffer le système pour augmenter l'agitation thermique
- Dans la détente de Joule Gay-Lussac, pourquoi a-t-on $W = 0$?
→ Il faudrait plutôt considérer comme système le gaz et constater que la détente se fait dans le vide donc $P_{ext} = 0$ et donc $\delta W = -P_{ext}dV = 0$. Les livres sont souvent imprécis à ce propos.
- Qu'avez-vous supposé lors de l'écriture des coefficients calorimétriques dans la leçon ?
→ Ils sont constants avec la température
- Que dit la thermodynamique classique sur les variations de la capacité thermique en fonction de la température ?
→ Elle ne dit rien. C'est d'ailleurs un des défauts de la thermodynamique classique. Il faudrait faire un modèle de mécanique statistique, ou bien regarder la théorie cinétique du gaz parfait où on aurait une information de $C = f(T)$.
- Combien y-a-t-il de coefficients calorimétriques en thermodynamique ?
→ Il y en a 6.
- Combien sont indépendants les uns des autres ?
→ Il y a quatre relations, donc il y a deux coefficients indépendants.
- Savez-vous définir les coefficients calorimétriques ?
→ Oui : $C_v = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_v$ et $C_p = \left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_p$
→ Pour les autres, se référer au BFR Thermodynamique CH5 pages 105-108. En tout cas, ils s'expriment en fonction de C_v et C_p .
- Pourriez-vous définir le travail utile ?
→ Ce sont les travaux indépendants des travaux des forces de pression.

- Pourriez-vous donner l'expression de l'atonicité γ ?
→ Par définition : $\gamma = \frac{C_p}{C_v}$
- Comment démontrer la relation de Mayer pour un gaz parfait ?
→ $\Delta H = \Delta U + \Delta(PV)$ donc $C_p \Delta T = C_v \Delta T + nR \Delta T$ et finalement, en simplifiant par ΔT il vient : $C_p - C_v = nR$
- Y-a-t-il une relation $C_p - C_v$ pour un gaz quelconque ?
→ Oui. $C_p - C_v = T \left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_T \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_P$

Commentaires lors de la correction de la leçon

- C'était bien, sauf pour l'application finale. C'était trop rapide et les concepts étaient mal posés.
- Il faudrait certainement parler d'énergie interne U en première partie et mieux introduire les coefficients calorimétriques, et enlever la partie sur le premier principe industriel.
- On pourrait parler du rapport des pentes pour des transformations adiabatiques réversibles et des transformations isothermes. (Il vaut γ).

Exemples de « passages obligés » sur cette leçon

Titre : LPT1 : Premier principe de la thermodynamique

Présentée par : Lydia Chabane

CR rédigée par : Brendan Le Pennec

Correcteur : Stéphan Fauve

Date : 05/12/2022

Compte-rendu leçon de physique élève

Bibliographie de la leçon :

Titre	Auteurs	Editeur (année)	ISBN
Physique Tout en 1 MPSI PTSI	Bernard Salamito et al.	Dunod	
Thermodynamique 1ère année MPSI- PCSI-PTSI	Jean-Marie Brébec	H Prépa (Hachette Supérieur)	

Plan détaillé

Niveau choisi pour la leçon : 1ère année de CPGE

Prérequis : Système thermodynamique fermé; Transformation thermodynamique quasi-statique; Fonctions d'état; Equilibre thermodynamique; Energies cinétique et potentielles, Travail d'une force

Déroulé détaillé de la leçon :

Introduction (3min)

La thermodynamique classique est une branche de la physique qui s'intéresse aux propriétés macroscopiques d'un système, et qui étudie les transformations de la matière et les échanges d'énergie sous différentes formes entre ce système et son environnement sans chercher à comprendre ce qui se passe au niveau microscopique. C'est une théorie axiomatique basée sur principalement sur deux principes.

Animation : <https://phet.colorado.edu/sims/html/energy-forms-and->

[changes/latest/energy-forms-and-changes_en.html](https://www.enseignementsup-physique.fr/changes/latest/energy-forms-and-changes_en.html). Pour un système isolé, l'énergie ne se crée pas et ne disparaît pas, mais elle se transforme d'une forme à une autre : Ex animation : conversion énergie mécanique-électrique, électrique-thermique.

Si le système est isolé, il y a conservation de l'énergie.

Leçon placée en 1re année CPGE. Review des prérequis.

1 Premier principe de la thermodynamique

Système (Σ) fermé.

1.1 Enoncé

Il existe une fonction d'état extensive U appelée énergie interne, telle que :

$$\Delta E = \Delta E_c + \Delta E_p + \Delta U = W + Q \quad (1)$$

Interprétation :

- U : $\sum_i E_{c,micro} + E_{p,micro}$
- E_c : énergie cinétique macroscopique
- E_p : énergie potentielle macroscopique (ex : $E_p = mgz$)
- W : travail des forces macroscopiques extérieures non conservatives
- Q : transfert thermique (chaleur) dû à l'agitation thermique aléatoire des particules

Q et W deux modes de transferts d'énergie. Ils sont algébriques (comptés positivement si reçus par le système).

Conséquences : Si système isolé : $\Delta E = 0$ (conservation de l'énergie).

Version infinitésimale : $dE_c + dE_p + dU = \delta W + \delta Q$.

1.2 Travaux des forces de pression (11min30)

Schéma fluide contenu dans une paroi. Pression extérieure P_e uniforme et constante. Système = fluide + paroi. Variation du volume total de dV entre t et $t + dt$. En M déplacement de $d\mathbf{M}$.

Force appliquée au système en un point M : $\mathbf{dF} = -P_e \mathbf{dS}$. Travail associé $\delta^2 W = \mathbf{dS} \cdot \mathbf{dM} = -P_e \mathbf{dS} \cdot \mathbf{dM} = -P_e d^2 V$. Travail totale δW s'obtient en sommant les travaux : $\delta^2 W \quad \delta W = -P_e dV$

Si transformation quasi-statique et équilibre mécanique avec l'extérieur $P = P_e$

$\delta W = -pdV$ et $W = -\int_A^B pdV$ entre deux états A et B .

1.3 Exemples de bilan d'énergie

1.3.1 Transformation isochore

$dV = 0$ d'où $W = 0$ donc $\Delta U = Q$.

1.3.2 Transformation monobare et enthalpie

$P_e = \text{cste}$ donc $W = -P_e(V_f - V_i)$ donc $\Delta U = Q + W$ donc $Q = \Delta U - W = [U_f + P_f V_f] - [U_i + P_i V_i] = H_f - H_i$.

On définit l'enthalpie $H = U + PV$.

Premier Principe (transformation monobare) : $\Delta H = Q + W_{\text{autre}}$.

2 Applications du premier principe (20min)

2.1 Définitions préliminaires

Capacité thermique à volume constant : $C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V \rightarrow c_V = \frac{C_V}{m}$.

Capacité thermique à pression constante : $C_P = \left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_V \rightarrow c_P = \frac{C_P}{m}$.

2.2 Calorimétrie (24min)

Expérience Vase Dewar avec agitateur permettant d'homogénéiser le contenu. On peut remonter à la capacité calorifique. La pression extérieure est fixée : transformation monobare. On suppose la transformation adiabatique : $\Delta H = Q = 0$.

Pour le système {eau+calorimètre+fer} : $\Delta H = \Delta H_{\text{eau}} + \Delta H_{\text{calo}} + \Delta H_{\text{fer}} = c_{\text{eau}} \times m_{\text{eau}} \times \Delta T_{\text{eau}} + c_{\text{eau}} \times \mu \times \Delta T_{\text{cal}} + c_{\text{fer}} \times m_{\text{fer}} \times \Delta T_{\text{fer}}$.

$\mu = 29(3)$ déterminé en préparation. Mesure des masses à la balance : m_{eau} et m_{fer} ; et mesure des températures au thermocouple : $T_{\text{eau+cal}}$ et T_{fer} à l'état initial et T_f à l'état final.

On en déduit : $c_{fer} = \frac{c_{eau}(m_{eau} + \mu)(T_{eau+cal} - T_f)}{m_{fer}(T_f - T_i)} = 1016 \pm 184 \text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$ à comparer à $c_{fer} = 449 \text{ J.kg}^{-1}.\text{K}^{-1}$.

2.3 Détente de Joule - Gay Lussac (38min)

Deux enceintes séparées par un robinet. Une enceinte est remplie par un gaz, l'autre par un fluide. Ces enceintes sont calorifugées et avec des parois rigides. On ouvre le robinet.

Système = gaz + vide + enceintes. On a $\Delta U = 0$. Si $U(T)$ (première loi de Joule) : $\Delta U = C_V \Delta T = 0$ donc transformation isotherme.

Cette expérience permet de vérifier si un gaz vérifie la première loi de Joule en mesurant la variation de température.

Conclusion (40min)

Dans cette leçon, on a parlé du premier principe qui est un principe de conservation de conservation. Ce principe est complété par le second principe, qui lui, est plutôt un principe d'évolution et qui porte sur le caractère réversible ou irréversible d'une transformation. Pour finir, ces principes et la thermodynamique classique en général a été formalisée plus tard par la mécanique statistique qui permet d'expliquer les résultats de la thermodynamiques en faisant le lien entre l'échelle microscopique et macroscopique.

Questions posées par l'enseignant (avec réponses)

C : Sur la vidéo, comment fait-on la conversion entre énergie mécanique et électrique ? Avec un alternateur : un aimant est entraîné mécaniquement et crée un courant variable dans une bobine par induction. Exemple : une dynamo de bicyclette. S'il n'y a pas de champ magnétique préexistant, il faut utiliser un mécanisme d'instabilité qui repose aussi sur l'induction électromagnétique.

C : Dans l'énoncé du premier principe, quelles sont les particularités de A et B ? Ils sont à l'équilibre thermodynamique pour qu'on puisse leur définir une énergie .

C : W est le travail des forces non conservatives ? Si je prends un piston qui se déplace sous l'effet d'un poids, il y a le poids dans W ? Or le poids est une force conservative. Il est bien présent dans la partie gauche de l'équation. Si on le met à droite ça agit sur E_p et on met un signe « - ». C'est un peu indifférent de le mettre à droite où à gauche mais il ne faut pas le compter deux fois et mettre le bon signe.

C : De façon non ambiguë, comment peut-on mesurer une quantité de chaleur dans le cadre de la formulation donnée dans cette leçon pour le premier principe ? La chaleur ça sera toute la variation d'énergie sauf le travail des forces macroscopiques. On peut mesurer la variation d'énergie interne dans certaines conditions. Il faut pouvoir effectuer des transformations entre deux états soit en échangeant du travail, soit de la chaleur et utiliser le fait que U est une fonction d'état (voir des exemples dans le livre de Callen).

C : Il a été dit dans la leçon que si la transformation est quasi-statique et que l'on a équilibre mécanique avec l'extérieur, on peut remplacer $\delta W = -P_e dV$ par $\delta W = -P dV$. N'est-ce pas suffisant de demander à ce que la transformation soit réversible ? Oui ça fonctionne mais dans la vie il n'existe pas de transformation réversible.

C : Définition de réversible ? On peut changer le sens et changeant infiniment peu les contraintes extérieures. On peut prendre l'exemple d'un piston où il y a des frottements solides : la transformation peut être quasi-statique mais elle n'est pas réversible.

C : Dans la détente Joule Gay Lussac, est-ce que c'est important pour avoir $W = 0$ que l'enceinte dans laquelle on fait la détente soit vide ? Pourrait-elle être remplie d'un gaz à pression plus faible par exemple ? Il faut juste faire attention à la définition du système.

C : Si on veut exprimer une variation de chaleur δQ pour un fluide, quels sont les coefficients importants ? Il y a 6 coefficients calorimétriques. Suivant la transformation envisagée (isochore, isobare, isotherme) deux interviennent. On peut montrer qu'il n'y a que deux coefficients calorimétriques indépendants ; on considère c_v et c_p en général.

C : Différentes façons d'exprimer δQ : $\delta Q = c_v dT + l dV = c_p dT + h dP = \lambda dP + \mu dV$. On peut montrer la relation entre pente adiabatique et pente isotherme. Quelle est la pente la plus importante entre une adiabatique ou une isotherme dans le diagramme (P,V) ? Calculer la pente pour une adiabatique et une isotherme ? Isotherme : $dT = 0$ donc $\delta Q = l dV = h dP$. Adiabatique : $dV = -\frac{c_v}{l} dT$ et $dP = -\frac{c_p}{h} dT = \frac{c_p l}{h c_v} dV$. On en déduit qu'une adiabatique a une pente γ fois plus grande que celle d'une isotherme au même point, où $\gamma = c_p/c_v$.

C : En exprimant dT en fonction de dP et dV lorsque P, V, T sont liés par une équation d'état, montrer qu'il n'y a que deux coefficients calorimétriques indépendants $dT = (\frac{\partial T}{\partial P})_V dP + (\frac{\partial T}{\partial V})_P dV$. On reporte dans les expressions de δQ et on identifie pour obtenir les relations entre les coefficients calorimétriques.

C : Dans le diagramme (P,V), on considère des transformations infinitésimales entre A et D (entre A et B : isochore, B et C : isobare, C et D : isotherme et entre D et A : isobare). Calculer la variation infinitésimale δQ sur le cycle en commençant d'abord par les chemins A-B-C et A-D-C. Sur A-B-C : $\delta Q = \lambda dP + \mu dV$. Sur A-D-C, $\delta Q = c_p dT + h dP$. Donc sur le cycle : $\delta Q = -\delta W = \lambda dP + \mu dV - c_p dT - h dP$. δW étant l'aire du cycle, donc du second ordre, on en déduit que les différentes expressions de δQ sont identiques au second ordre près.

Commentaires lors de la correction de la leçon

Très bonne leçon. Basile : je n'aurai pas du tout évoquer le terme chaleur. Pour l'expérience, on aurait pu faire l'inverse en faisant chauffer la barre de fer et mettre de l'eau à température ambiante. Il y aurait peut-être moins de pertes. Tu as parlé moins vite et c'était mieux par rapport à la dernière fois. Pas de forces à longue portée pour que U soit extensive.

Partie réservée au correcteur

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

La présentation de la leçon était excellente (maîtrise scientifique, gestion du tableau et du temps, aisance à l'oral, rigueur, etc.). Il faut juste éviter de parler de phénomènes (transformation d'énergie mécanique en énergie électrique) si on ne

sait pas répondre aux questions qui risquent d'être posées : par quels mécanismes peut-on transformer de l'énergie mécanique en énergie électrique ?

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 (Callen). On peut ensuite définir et discuter les propriétés des 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 macroscopique (écoulement dans une tuyère par exemple).

Expériences possibles (en particulier pour l'agrégation docteur) :

- L'expérience de Joule est bien adaptée et 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.
- Prendre une résistance chauffante et chauffer de l'eau dans un calorimètre puis calculer la puissance électrique dépensée et regarder de combien s'élève la température.
- Plus compliqué : prendre un moteur qui fait tourner une hélice qui brasse de l'eau dans un calorimètre et observer que la température augmente. Une partie de l'énergie électrique fournie au moteur est dissipée par effet Joule dans le bobinage du moteur. L'autre partie est transformée en énergie mécanique. La température de l'eau augmente à cause de l'énergie mécanique fournie par le moteur : elle est transformée en énergie cinétique du fluide qui ensuite est transformée en chaleur en raison de la dissipation dans l'écoulement due à la viscosité du fluide.

Bibliographie conseillée :

- Bertin, Faroux, Renault, Thermodynamique, Dunod : une bonne présentation des coefficients calorimétriques.
- Callen, Thermodynamics and thermostatics, John Wiley : pour une présentation axiomatique du premier principe.