

# LP12 - Premier principe de la thermodynamique

Cléments (COLLÉAUX et DE LA SALLE)

8 juin 2020

## Niveau : L1

## Bibliographie

⚡ *Physique tout-en-un MPSI-PTSI* (nouveau), **Salamito et cie.** Sera abrégé par ⚡ *Salamito* p.819

⚡ *Physique tout-en-un MPSI-PCSI-PTSI* (vieux), Sera abrégé par ⚡ *Sanz* p.835

⚡ *Cap prépa PCSI-MPSI*

⚡ **Taillet**

⚡ *Thermodynamique*, **Perez**

Trucs en plus

Pour l'équivalence travail / chaleur  
un classique

## Prérequis

- Variables d'états
- Loi des gaz parfaits
- Capacités thermiques
- Gaz de VAN DER WAALS
- Extensivité / additivité

## Expériences



## Table des matières

Table des matières	1
<b>1 Premier principe</b>	<b>2</b>
1.1 Énergie interne d'un fluide . . . . .	2
1.2 Transferts énergétiques . . . . .	3
1.2.1 Travail des forces de pression . . . . .	3
1.2.2 Transfert thermique . . . . .	5
1.3 Énoncé du premier principe . . . . .	5
<b>2 Applications</b>	<b>7</b>
2.1 Compression d'un piston . . . . .	7
2.2 Calorimétrie . . . . .	9
2.3 Détente de JOULE-GAY LUSSAC . . . . .	10

# Introduction

En mécanique, en électrocinétique, en induction ou encore en électromagnétisme, on est capable de définir des quantités conservées appelées énergies (exprimées en Joule). La conservation de l'énergie est un des principes fondamentaux de la physique, présent dans tous ses domaines d'application. Mais dès lors qu'un système échange de l'énergie avec l'extérieur, on doit également pouvoir décrire ces transferts. En mécanique, il s'agit de transfert dûs à des forces non conservatives (par exemple des frottements). Il est un domaine de la physique pour lequel on n'a pas encore caractérisé ces aspects énergétiques : la thermodynamique. C'est l'objet de cette leçon.

## 1 Premier principe

### 1.1 Énergie interne d'un fluide

#### Définition : Variables d'état

Les **variables d'état** sont les grandeurs macroscopiques permettant de définir l'état d'un système thermodynamique.

#### Définition : Fonction d'état

Une fonction qui ne dépend que de variables d'état **du système considéré** (exemple de  $U + P_0V$  qui n'est pas une fonction d'état).

#### Contre-exemple

Un potentiel thermo comme  $F^* = U - T_0S$  n'est pas une fonction d'état à cause de  $T_0$  qui n'est pas une variable du système.

Tout du long de cette leçon, nous allons considérer un système fermé (qui n'échange pas de matière avec l'extérieur). En connaissant les variables qui caractérisent son état à un instant ( $P, V, T, M \dots$ ), on calcule son énergie. On dit alors que l'énergie est une **fonction d'état** : la connaissance d'un état donne une valeur pour l'énergie.

$$E : \begin{array}{l} \{\text{états}\} \rightarrow \mathbb{R} \\ (P, V, T, M \dots) \rightarrow E(P, V, T, M \dots) \end{array}$$

#### Équilibre

Les fonctions d'états en thermodynamique sont définies **à l'équilibre** ! Sinon, il n'y a aucune raison que la donnée d'un jeu de variables donne l'énergie du système. L'état d'équilibre est caractérisé par trois critères  $\blacktriangleleft$  *Sanz p.763* :

- Équilibre mécanique
- Équilibre thermodynamique
- Équilibre de diffusion

**Edit** : En fait non... Ce sont plutôt la pression et la température qui ne sont pas définies à l'équilibre. Ce ne sont donc pas de bonnes variables d'états puisque justement, une variable d'état peut être définie même si on n'est pas à l'équilibre !

Le premier principe de la thermodynamique est un principe de conservation de l'énergie. Il faut donc commencer par définir l'énergie d'un système thermodynamique.

**Énergie cinétique** Si le système est en mouvement (mouvement global!) on peut lui attribuer une énergie cinétique (ex : un fluide dans des tuyauteries)

**Énergie potentielle** Si le système évolue dans un champ d'énergie potentielle variable, il faut prendre en compte ce terme dans l'énergie totale (ex : un fluide qu'on fait remonter un barrage).

**Énergie interne** Le système peut avoir en lui-même déjà une énergie (liée aux aspects microscopiques), cette énergie est appelée **énergie interne** et notée  $U$ . On peut distinguer deux types de contributions :

- Les mouvements microscopiques des molécules d'un fluide sont imperceptibles à notre échelle, mais contribuent à son énergie totale. Ce terme est lié à la température (ex : Pour un gaz parfait monoatomique,  $U = 3/2 N k_B T$ ).
- Si les molécules interagissent les unes avec les autres via un potentiel d'interaction, ce terme de potentiel microscopique doit aussi entrer en compte dans l'énergie interne.

En réalité, on peut encore ajouter d'autres termes dans l'énergie totale du système dans certains cas (ex : si le système est magnétique, il peut interagir avec un champ extérieur...). L'énergie totale d'un système est la somme de toutes ces contributions.

**Propriétés** : L'énergie interne  $U$  est additive et extensive

### Extensivité

Bof y a les interactions entre deux systèmes quand même mais *L'extensivité de l'énergie potentielle microscopique est due au fait que les forces d'interaction (forces de Van Der Waals) sont de très courte portée et que deux volumes mésoscopiques voisins n'ont pas d'interaction entre eux.* *♣ Sanz .*

*Mais on connaît des systèmes pour lesquels l'énergie n'est pas constante (ex : En méca, présence de frottements), de tels systèmes sont dits **non-isolés**. Si l'énergie d'un système varie, c'est nécessairement qu'elle a été échangée avec l'environnement extérieur. Il faut donc décrire ces transferts énergétiques.*

## 1.2 Transferts énergétiques

En thermodynamique, on distingue deux transferts particuliers, toujours présents dès lors qu'on s'intéresse à des fluides (ce qui sera très souvent les cas!).

### 1.2.1 Travail des forces de pression

♣ *Sanz p.842*

♣ *Salamito p.799*

La pression se définit comme la force surfacique qu'exerce un fluide sur une surface. Considérons un piston contenant un gaz à la pression  $p$ , plongée dans une atmosphère de pression constante et égale à  $p_{ext}$ . On note  $S$  sa section et  $x$  la position de l'interface avec l'extérieur.

**Système** = {gaz contenu dans le piston + piston}

**Forces** Le système subit les forces de pression de l'extérieur

On s'intéresse au travail qu'un opérateur doit exercer pour déplacer le piston de  $dx$ . Durant cette transformation, la seule partie des forces qui va changer est celle sur l'interface en  $x$

$$F = -p_{ext}S$$

Donc le travail reçu par le gaz est :

$$\delta W = Fdx = -p_{ext}d(Sx)$$

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

### Remarques

- Il s'agit bien du travail reçu par le gaz (positif si le volume diminue). Le travail qu'a exercé l'opérateur est donc l'opposé

$$\delta W_{op} = p_{ext}dV$$

- On utilise la notation  $\delta$  et non pas  $d$  car le travail n'est pas une fonction d'état. Il n'est défini que pour une transformation donnée et dépend du chemin suivi par cette transformation (pour une fonction d'état, la variation ne dépend que de l'état initial et de l'état final). Formellement, le travail est une fonctionnelle qui n'a donc pas le même ensemble de départ qu'une fonction d'état :

$$W : \begin{array}{l} \{\text{transformations}\} \rightarrow \mathbb{R} \\ T \rightarrow W[T] \end{array}$$

Si le travail reçu dépend de la transformation, on peut malgré tout, on peut essayer de regrouper les transformations en catégories pour en déduire des propriétés les plus universelles possibles. Il existe une classe de transformations très particulière et largement utilisées : les **transformations quasi-statiques**.

#### Définition : Transformation quasi-statique

Une **transformation quasi-statique** est une transformation pendant laquelle le système est à l'équilibre à chaque instant.

### Exemple

On dépose des grains de sable petit à petit sur un piston qui se comprime sous l'effet du poids qui augmente au fur et à mesure.

Ces transformations s'opposent aux **transformations brutales**

#### Définition : Transformation brutale

Une **transformation brutale** est une transformation pendant laquelle le système passe instantanément d'un état à un autre totalement disjoint.

Le système doit alors prendre un certain temps avant de retourner à l'équilibre (on dit qu'il se **thermalise**)

### Exemple

Toujours avec ce piston, on pose cette fois-ci directement le sac de sable en entier.

*Quand je touche une surface en métal, elle semble plus froide qu'une surface en plastique et pourtant elles sont toutes les deux à la même température (ambiante). La sensation de froid (resp. de chaud) témoigne d'un transfert d'énergie de mon corps vers le matériaux (resp. du matériaux vers moi). Ce type de transfert n'est pas décrit par le travail.*

## 1.2.2 Transfert thermique

♣ *Salamito p.807*

Contrairement au travail, il est difficile de donner une expression pour le transfert de chaleur (on fera ça dans un prochain chapitre lorsqu'on sera amenés à parler d'entropie). On peut par contre en donner quelques caractéristiques :

- La chaleur est une énergie, tout comme le travail. Elle va jouer exactement le même rôle que lui dans l'équation qu'on va établir.
- Tout comme le travail, la chaleur n'est pas une fonction d'état. On note  $\delta Q$  le transfert thermique reçu par le système. Ce transfert est donc positif lorsque le système reçoit de l'énergie, et négatif s'il en donne à l'extérieur. Le transfert thermique n'est donc défini que pour une certaine transformation.
- La chaleur est intimement liée à la notion de température. Carnot formule en 1824 un principe qui est le suivant :

**Principe de Carnot :** Le transfert thermique se fait du chaud vers le froid

Il y a donc un sens dans ce transfert, mais dans notre formalisme, on ne sera pas capable de s'en apercevoir (il faut encore attendre le prochain cours sur l'entropie!). On va donc pour l'instant accepter ce principe comme un axiome (qui semble parfaitement naturel malgré tout!).

- Il existe trois modes de transport de chaleur *b LP19 + Salamito p.808*

### Définition : Transformation adiabatique

Une transformation est dite **adiabatique** si elle ne fait intervenir aucun transfert de chaleur

$$Q = 0$$

| *Maintenant on a tout ce qu'il nous faut... Alors let's go!*

## 1.3 Énoncé du premier principe

On a maintenant tous les éléments pour écrire le

### Premier principe de la thermodynamique :

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

On utilise aussi souvent sa formulation intégrée :

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

Et dans la plupart des cas que nous allons traiter, on négligera les mouvements globaux et on supposera qu'il n'y a aucun champ d'énergie potentielle :

$$\Delta U = W + Q$$

Sa signification est simple : la variation d'énergie totale du système est égale à l'énergie échangée. **C'est juste une équation de conservation de l'énergie.** La particularité est que les échanges se partagent dans les deux termes  $W$  et  $Q$  et que l'énergie peut se stocker dans les degrés de liberté microscopiques (énergie interne).

### Remarques

- Pour un système thermodynamiquement isolé, l'énergie est constante. Attention à la définition de "isolé" en thermo qui veut dire qu'il n'y a aucun échange d'énergie avec l'extérieur *☛ Sanz p.837* . Ce n'est pas le même sens qu'en méca, où il s'agit d'un système que ne subit pas d'action extérieure
- Le travail et la chaleur semblent jouer des rôles similaires. À l'origine, le travail et la chaleur étaient considérés comme indépendants et leurs unités sans lien. C'est JOULE qui propose l'équivalence travail-chaleur *☛ Cap prépa p.690 + Taillet à "Équivalence travail-chaleur"*
- On peut facilement accéder aux termes d'états ainsi qu'au travail exercé. Par contre il n'existe pas de formulation simple du transfert thermique... En pratique on se sert donc souvent du premier principe pour accéder au transfert thermique. Ou bien on utilise des gaz parfaits + transformations isobare, mais ça c'est pour plus tard (enthalpie prochain cours)

### Dépendances de $U$

Dire que  $U = U(T, V)$  et écrire la différentielle  $dU$  pour faire apparaître les capacités thermiques ?

Au vu de ce qu'on a écrit précédemment, une transformation isochore d'un système fermé soumis à la seule force de pression est caractérisée par  $\Delta U = Q$ . On rappelle alors la définition de la capacité thermique à volume constant  $c_v$  (cf *☛ LP43* , *☛ Perez, p.89* ) avec  $c_v = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V$  en J/K. . Elle correspond à l'énergie qu'il faut apporter au système pour élever sa température d'1 Kelvin.

Cette capacité thermique à volume constant nous permet alors d'écrire (toujours pour une transformation isochore d'un système fermé soumis à la seule force de pression) :

$$Q = \Delta U = c_v \Delta T$$

## Gnagnagna

↪ *PhyStat, DGLR, p 74-76*

Souvent on demande "Est-ce que l'identité  $dU = TdS - pdV$  est équivalente au premier principe ? (évidemment en oubliant le travail autres que celui des forces de pression ainsi que le terme  $\mu dN$ )". La réponse est oui puisqu'on suppose une transformation réversible (pour laquelle  $\delta Q = TdS$  et  $\delta W = -pdV$ ), mais que la variation ne dépendant pas du chemin suivi pour une fonction d'état. On a donc bien TOUJOURS

$$\delta Q + \delta W = TdS - pdV$$

MAIS on ne peut pas, dans un cas général, identifier chacun des termes.

## 2 Applications

### 2.1 Compression d'un piston

↪ *Sanz p.844*

**But**

Illustrer l'importance du choix des hypothèses : quasi-statique / brutale ou encore isotherme / adiabatique

On reprend les exemples détaillés dans la partie sur le travail : un piston sur lequel on verse du sable ou bien on balance direct un camion de 10 tonnes.

Le système à considéré est l'ensemble {gaz + enceinte + piston} avec une gaz parfait. À l'état initial (équilibre) le volume occupé est  $V_1$  dans une pression  $P_1 = P_0$  (équilibre mécanique) à la température  $T_1 = T_0$  (équilibre thermique). On ajoute de la masse et on cherche à déterminer ces grandeurs à l'état final :  $V_2, P_2, T_2$ . Le piston et l'enceinte sont hermétiques de sorte que la quantité de matière  $N$  ne change pas.

$$\text{État initial (1) Gaz} \left| \begin{array}{l} V_1 \\ P_1 \\ T_1 \end{array} \right. \quad \parallel \quad \text{État final (2) Gaz} \left| \begin{array}{l} V_2 \\ P_2 \\ T_2 \end{array} \right.$$

FIGURE 2.1 – Faire ce petit schéma c'est trèèèès important

Dans un cas général, le premier principe s'écrit

$$\Delta U = W + Q$$

Avec

$$\Delta U \underset{\substack{\uparrow \\ GP}}{=} \frac{3}{2}NR\Delta T \quad \text{et} \quad W = - \int P_{ext} dV$$

Pour résoudre ça, on doit faire des hypothèses supplémentaire sinon il manque des équations... Notons juste au passage  $P_2 = P_0 + \frac{mg}{S} = xP_1 > P_1$ .

### Quasi-statique / isotherme

On réalise ces hypothèses en ajoutant du poids grain par grain et en utilisant une enceinte très conductrice thermiquement, afin de laisser passer la chaleur pour être en permanence à l'équilibre thermique.

$$W \underset{\substack{\uparrow \\ \text{quasi-stat}}}{=} - \int P dV \underset{\substack{\uparrow \\ GP}}{=} - \int \frac{NRT}{V} dV \underset{\substack{\uparrow \\ \text{isotherme}}}{=} -NRT \ln \frac{V_2}{V_1} \underset{\substack{\uparrow \\ GP+isotherme}}{=} P_1 V_1 \ln x > 0$$

$$\Delta U = 0 \implies Q = -W < 0$$

On trouve donc que le système reçoit du travail (logique puisqu'on le comprime) et perd de la chaleur (évacuée à travers l'enceinte pour conserver l'énergie). Faire une analyse numérique en prenant par exemple  $x = 2$ .

Remarquer que l'hypothèse d'isotherme suffit à elle seule (enfin avec GP toujours) pour donner le volume final :

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{P_1}{P_2} = \frac{1}{x}$$

### Brutal / isotherme

Cette fois-ci, on pose le sac de sable d'un coup mais la chaleur peut toujours s'échapper par l'enceinte. L'état final correspond à l'équilibre établi après un certain temps

$$W \underset{\substack{\uparrow \\ \text{brutal}}}{=} -P_2 \int dV = -P_2 \Delta V = -Q > 0$$

On peut comparer le travail reçu dans les deux hypothèses :

**Quasi-statique**  $W = P_1 V_1 \ln x$

**Brutal**  $W = (x - 1)P_1 V_1$

Donc le cas brutal échange toujours plus d'énergie car  $x - 1 > \ln x$ . **Montrer les trajectoires dans un diagramme  $P, V$  et retrouver que l'aire sous la courbe est plus grande pour la transformation brutale.**

### Adiabatique

↪ *Salamito p.823*

Une transformation adiabatique peut avoir lieu si on calorifuge bien l'enceinte afin qu'elle garde la chaleur. On peut aussi considérer que la transformation brutale est adiabatique si on n'attend pas la thermalisation. Dans ce cas, on a toujours

$$Q = 0$$

Mais alors l'évolution n'est plus isotherme! La compression va entraîner un échauffement

$$\Delta U = W = \frac{3}{2}NR\Delta T$$



Et  $W$  se calcule comme dans les cas précédents en fonction du type de transformation envisagée. Prenons par exemple une transformation brutale qui double la pression du gaz  $x = 2$

$$W = P_1 V_1 \implies \Delta T = \frac{2P_1 V_1}{3NR} = \frac{2}{3} T_1 > 0$$

On a bien un échauffement.

## 2.2 Calorimétrie

♣ Sanz p.851

♣ Perez, p.89 & 370

### Définition : Calorimétrie

La **calorimétrie** est la mesure des quantités de chaleur ou des transferts thermiques dans le cas où les variations d'énergie macroscopique sont nulles.

Les mesures de calorimétrie sont effectuées dans des enceintes spéciales appelées **calorimètres**.

La calorimétrie particulièrement utilisée en chimie pour déterminer l'énergie dégagée par une réaction chimique.

### Définition : Calorimètre

Un calorimètre est un récipient composé en général d'une paroi extérieure et d'une cuve intérieure, fermé par un couvercle 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 le temps d'une expérience en travaux pratiques les échanges thermiques avec l'extérieur.

Pour une liste assez exhaustive de tous les calorimètres, consulter le ♣ *Perez, p.370* (et d'une manière générale, lire le Pérez).

Comme l'eau est un des solvants utilisés en chimie, il peut être intéressant de déterminer sa capacité thermique dans un premier temps

Au vu de la définition de  $c_v$ , si on envoie dans notre système fermé isochore une énergie sous forme de transfert thermique  $Q$  et qu'on mesure la différence de température associée  $\Delta T$ , alors on aura directement accès à  $c_v = \frac{Q}{\Delta T}$ , on va détailler la méthode qui permet d'arriver à ça.

Mais comment effectuer un transfert thermique en restant isochore ? Avec une résistance électrique pardi !

### Expérience : Capacité thermique massique de l'eau

♣ Sanz, p.852, Perez, p.376

☹ ?

On place une masse d'eau connue  $m_{eau}$  dans le vase Dewar que l'on précise calorifugé sur l'extérieur. Après avoir mesuré la température initiale  $T_i$  de l'en-semble {calorimètre + eau}, on alimente la résistance  $R$  avec un courant  $I$  (vérifier qu'il est bien constant) pendant une durée  $\Delta t$  que l'on mesure au chronomètre. Bien penser à agiter pour homogénéiser l'eau. Une fois le générateur arrêté, on mesure la température finale  $T_f$ .

On va maintenant étudier proprement le système pour remonter à la valeur de  $c_v$  et en particulier, on écrit le premier principe!

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

que l'on transforme directement en

$$\Delta U = W + Q$$

et la transformation est isochore donc  $W = -p_{ext}dV = 0$

$$\begin{aligned} \Delta U &= Q \\ C(T_f - T_i) &= Q \end{aligned}$$

où  $C$  désigne la capacité thermique de l'ensemble { eau + calorimètre } que l'on écrit  $C = m_{eau}c_{v,m} + C_c$  avec  $C_c$  la capacité thermique du calorimètre (parler de la masse en eau du calorimètre?).

Évaluons maintenant le transfert thermique  $Q$ . Avec l'hypothèse que l'enceinte est bien calorifugée, le transfert thermique correspond alors à l'échauffement de la résistance par effet Joule! On a alors  $Q = RI^2\Delta t$

$$(m_{eau}c_{v,m} + C_c)(T_f - T_i) = RI^2\Delta t$$

On en tire alors  $c_{v,m}$ !

Autre méthode, la méthode des mélanges  $\blacktriangleleft$  *Sanz, 852* .

## 2.3 Détente de JOULE-GAY LUSSAC

$\blacktriangleleft$  *Sanz p.861*

Faire le schéma de l'expérience et poser les notations.

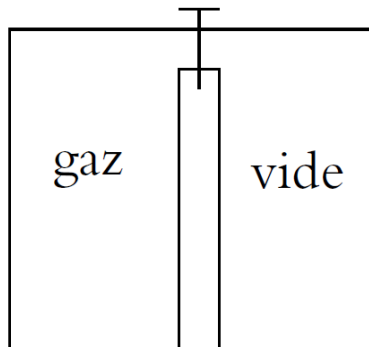


FIGURE 2.2 – Schéma de l'expérience

$$\text{État initial (1) Gaz} \left| \begin{array}{l} V_1 \\ P_1 \\ T_1 \end{array} \right. \quad \parallel \quad \text{État final (2) Gaz} \left| \begin{array}{l} V_2 \\ P_2 \\ T_2 \end{array} \right.$$

FIGURE 2.3 – Faire ce petit schéma c'est très très très important

Très bonne discussion dans le [Sanz](#) ! L'énergie se conserve (adiabatique isochore) donc pour un GP, pas de variation de température. Mais pour un gaz de VAN DER WAALS, on trouve [Sanz p.863 + LP11](#) :

$$\begin{cases} W = Q = 0 \\ U = C_V T - \frac{n^2 a}{V} \end{cases} \implies \Delta T = \frac{n^2 a}{C_V} \left( \frac{1}{V_2} - \frac{1}{V_1} \right) < 0$$

C'est logique que la température diminue parce que la distance entre les molécules a augmenté donc l'énergie potentielle d'interaction aussi (on se situe plus loin que  $r_0$ ). Or l'énergie interne se conservant, il a fallu diminuer l'énergie cinétique des molécules ! Le travail fourni pour vaincre l'attraction des molécules provient nécessairement de la partie cinétique de l'énergie.

### JOULE-THOMPSON

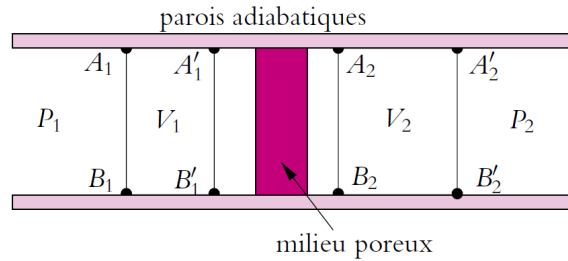


FIGURE 2.4 – Schéma de la détente de JOULE-THOMPSON

Il existe aussi une autre détente classique qui concerne l'écoulement d'un fluide dans un tube séparé par un milieu poreux [Sanz p.864](#) . Je pense pas qu'il faille s'engager là-dedans parce que ça part en système ouverts donc faut faire des bilans de masse... Au final ça revient à écrire l'équation des machines thermiques et donc le seul changement est que la détente est isenthalpique

$$\Delta H = 0 \quad \text{et non plus} \quad \Delta U = 0$$

On pourrait imaginer utiliser l'équation des machines pour pas avoir à se faire chier, mais logiquement ça vient plus tard dans le cours.

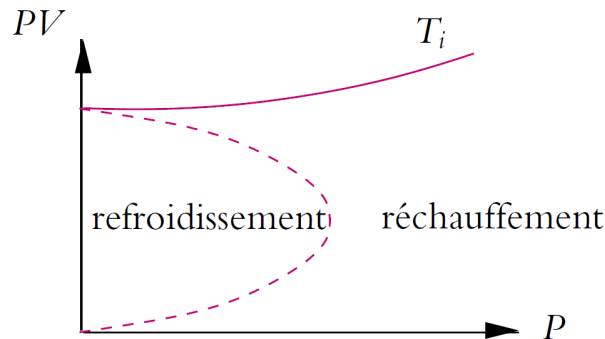


FIGURE 2.5 – Diagramme d'AMAGAT

Pour un GP, on a toujours  $\Delta T = 0$ , mais pour un gaz de VdW l'évolution de la température dépend de la température initiale. Il existe une température d'inversion en dessous de laquelle il faut se placer pour obtenir un refroidissement. Cette température vaut 625 K pour le diazote donc il est possible de refroidir de l'air avec le méthode de JOULE-THOMPSON.

## Questions

historique, quand Joule a fait son exp, les gens pensaient déjà à la théorie atomique, Avogadro tout ça tout ça.. ?  
il me semble pas.

**Dates et noms ?**

fin XIX et début XX. **Jean Perrin**

**où vont se manifester les ddl internes ?**

y a la rotation, la vibration et dans l'expression de la capacité calorifique

**situation où on prend en compte la non-extensivité de U ?**

**tension de surface** avec goutte d'eau dans l'air énergie en surface  $\times \gamma$

**on néglige les effets quantiques, exemple de système quantique où on peut pas les négliger ?**

Loi de Wien du corps noir (gaz parfait quantique plus compliqué) et ferro

**revenir sur les notations sur les  $\delta w$  et  $\delta q$**

**exp de Joule comment la température était mesurée ?**

thermomètre de mercure et la viscosité agit mieux à petite échelle (rien à voir mais c'est sur l'expérience de Joule)

**calorimétrie, isobare ET isochore ?**

c'est soit l'un soit l'autre mais pas les deux (pour un GP ça implique isotherme) isochore pour l'eau si on chauffe pas trop

**exp de calorimétrie schématiser, discuter le réel**

**autres unités d'énergie ?**

calorie

**solide, capacité calorifique évolution avec T et qu'est ce qui contribue à la capacité dans le solide ?**

si la maille bouge pas y a pas les vibration de la maille, y a les électrons cf  $\blacktriangle LP44$

**on donne quelle énergie aux électrons si on donne  $k_B T$  ?**

on excite les électrons avec  $k_B T$  donc le nb d'électrons est prop à  $k_B T$  et ils ont une énergie prop à  $k_B T$  donc énergie en  $T^2$  et capacité en  $T$

**personne qui monte et qui descend, elle se sent fatiguée, identifier la fatigue, le chauffage.. ?**

aspect irréversible de la consommation énergétique des muscles

**on peut transformer de l'énergie dans tous les sens, travail -> thermique, thermique -> travail ?**

pas de moteur monotherme (l'utiliser en outre pour le second principe ?)

**intérêt de la couche de vide dans le Dewar ?**

ralentir les échanges thermiques, pas de convection (ou argon résistance thermique plus grande que l'air)

**Quand on somme les contributions énergétiques de chaque particule on a un terme qui part, pourquoi ?**

Parce qu'on a défini la vitesse de groupe pour retirer ce terme justement

Connaissez vous des variables à la fois intensives et extensives ? Où placer  $mc^2$  dans une approche relativiste du premier principe ? Différentes définitions de quasi-statique. Quelle différence avec l'équilibre thermodynamique local ? Quand l'expression  $dU = T dS - P dV$  est-elle valable ? Détail du fonctionnement du moteur de Stirling en maquette.

Ils ont voulu que j'explique pourquoi on mettait des différentielles pour certaines grandeurs et des delta pour les autres (j'avais fait exprès de ne pas en parler pour qu'ils me le demandent), ils voulaient que j'en vienne à la notion de chemin suivi pendant la transformation. Autre utilité du premier principe ? (j'ai parlé du moteur de Stirling) Je n'avais pas capté que la calorie et la capacité thermique de l'eau c'était la même chose et du coup il y a eu une confusion dans mon exposé, on me l'a fait remarquer. Sur les forces de pression : je les ai présentées comme des forces orthogonales à une surface, on m'a demandé comment j'expliquerai le concept de la pression d'un gaz à un élève et le lien avec cette définition. J'étais un peu perdue sur cette question, je pense que j'ai mal répondu. Qu'est-ce que l'équilibre thermodynamique ? Est-ce que la stationnarité des variables d'état est suffisante ? Est-ce que le premier principe et l'identité thermodynamique  $dU = TdS - PdV$  c'est la même chose ?

Qu'est-ce que l'équilibre thermodynamique ? Est-ce que la stationnarité des variables d'état est suffisante ?

Est-ce que le premier principe et l'identité thermodynamique  $dU = TdS - PdV$  c'est la même chose ?

Connaissez vous des variables à la fois intensives et extensives ?

Où placer  $mc^2$  dans une approche relativiste du premier principe ?

Différentes définitions de quasi-statique. Quelle différence avec l'équilibre thermodynamique local ?

Quand l'expression  $dU = T dS - P dV$  est-elle valable ?

Différence entre moteur de Stirling et moteur à explosion ? Pourquoi le moteur de Stirling est moins utilisé que le moteur à explosion ? Il faut remarquer que dans un moteur de Stirling, pour changer le travail effectué par celui-ci, il faut changer la température de la source chaude, donc attendre que les transferts thermiques s'établissent. De plus, comme on le voit dans le cas du moteur de la collection, il faut optimiser le transfert thermique, ici en forçant une circulation d'air à l'aide d'un second piston.  
Moteur à explosion : le gaz est changé entre deux cycles.

Pourquoi définit-on l'enthalpie ? Là où l'énergie interne est très pratique à volume constant (ses variations sont alors uniquement dues à des transferts thermiques ou des travaux autres que la pression), elle est avantageusement remplacée par l'enthalpie à pression constante. De plus, nombre de cas pratiques rendent l'enthalpie pertinente : on définit des enthalpies de réactions chimiques, des enthalpies de changements d'états (liées aux chaleurs latentes de changement d'état) ...

Dans quel référentiel est-on lorsqu'on fait l'étude microscopique de l'énergie ? Référentiel du laboratoire.

Tu as parlé de l'énergie potentielle d'un constituant, est-ce correct ? On parle plutôt de l'énergie potentielle d'interaction du constituant.

Que signifie U est une fonction d'état ? Elle dépend uniquement des variables d'état, internes aux systèmes.

Dans la formulation du premier principe, on sous-entend que W et Q ont la même dimension, était-ce évident historiquement ? Qui l'a mis en évidence, par quelle expérience ? Au début, Carnot : fluide calorique. Joule avec expériences d'échauffement.

Applications de la calorimétrie ? Conditions expérimentales à respecter ? En chimie, pour déterminer des enthalpies de réaction. Volume constante, l'intensité est constante.

Autre méthode pour mesurer une capacité calorifique ? Méthode des mélanges (deux corps à températures différentes en contact, on attend l'équilibre thermique).

**Comment adapter le premier principe à un système ouvert (moteur de voiture) ?**

**Quelle expérience permet de vérifier la première loi de Joule ?** Détente de Joule-Gay-Lussac.

**Comment définit-on la capacité calorifique à pression constante ? Différence avec la capacité calorifique à volume constant ?**

**Qui a défini les grandeurs thermodynamiques qui font consensus récemment ?** Prigogine

**Quel capteur de température as-tu utilisé ? Quels sont les autres qui existent ?** Résistance de platine, montage à 4 fils. Thermocouple.

**Des cas où l'additivité est violée ?**

Faudrait que le couplage entre les deux systèmes soit fort

**État d'équilibre ?**

Variables d'état intensives homogènes et constantes + système isolé

**Que dire de la production d'entropie pour un état à l'équilibre ?**

Exemple avec la barre calorifugée entre deux thermostats. Stationnaire mais pas à l'équilibre, la température est pas la même partout, c'est des équilibres thermo locaux.

**Définition température (version L1)**

$$^{3/2}k_B T = 1/2 m \langle v^2 \rangle$$

**Et si c'est pas un gaz parfait ? (j'avais anticipé)**

Avec la capacité calorifique

**Thermomètre standard de référence ?**

Thermomètre à gaz (primaire)

## Commentaires

- Important de laisser les capacités calorifiques
- On peut mettre en pré-requis le gaz parfait et le modèle cinétique (pression et température statistique)