

Titre : LP T1**Présentée par :** Mathieu Markovitch**Rapport écrit par :** Elise Declerck**Correcteur :** Stephan Fauve**Date :** 12/01/21

Bibliographie

Titre	Auteurs	Éditeur
Thermodynamique	Diu	Hermann
Physique Tout-en-un PCSI	Salamito	Dunod
Cours de Physique : mécanique 2	Feynman	Dunod
Les Atomes	Perrin	Flammarion

Plan détaillé

(indiquer parties, sous-parties, 1 ou 2 phrases d'explications par sous-partie, et références)

Niveau choisi pour la leçon : CPGE

Pré-requis :

- Premier principe de la thermodynamique
- Mécanique du point

Intro : Le gaz est l'un des trois états de la matière, il occupe tout le volume offert. Rappels historiques.

- I)Le gaz parfait
- 1)Hypothèse

Particules ponctuelles dont on néglige l'interaction sauf avec les parois

Variables d'état P, V, T, N (nb particules) ou n (nb moles)

Manip : balles rebondissant aléatoirement/peuvent bouger la tige mobile. Permet de visualiser le modèle en 2D.

- 2)Obtention de l'équation d'état

P : pression cinétique

Hypothèses de la distribution des vitesses selon seulement 3 directions donc 6 sens équiprobables. Norme égale à la vitesse quadratique moyenne. On fait un bilan de quantité de mouvement/forces sur une portion de paroi entre t et $t+dt$, et on utilise le théorème d'équipartition de l'énergie. On obtient l'équation d'état : $PV=nRT$ où $R=Na kB$ constante des gaz parfaits
 gaz monoatomique : 3 degrés de liberté, $U=3/2 kB T$
 gaz diatomique : 5 degrés de liberté, $U=5/2 kB T$
 gaz diatomique haute température : 7 degrés de liberté, $U=7/2 kB T$

Modèle mis en défaut dans certains cas expérimentaux

II) Ecarts au modèle du gaz parfait

1) Détente de Joule-Gay Lussac

Le gaz est placé dans une enceinte reliée par un robinet à une enceinte vide. On ouvre le robinet, le gaz occupe tout le volume. Les parois sont calorifugées ($Q=0$) et immobiles ($W=0$).

D'après le premier principe $\Delta U=0$, pour un gaz parfait $dU=Cv dT$ (1^{ère} loi de Joule), on devrait avoir $\Delta T=0$: mis en défaut par l'expérience

2) Détente de Joule-Thomson

Un tuyau est bouché par un milieu poreux qui laisse passer le gaz mais permet d'avoir des pressions différentes de chaque côté.

Pour un gaz parfait H ne dépend que de T (2^e loi de Joule).

Mise en défaut expérimentale.

Tracé isotherme sur les diagrammes d'Amagat et Clapeyron : la formule des gaz parfaits est vérifiée à basse pression, puis les isothermes s'en éloignent.

III) Description des gaz réels

1) Prise en compte des interactions

Equation de Van der Waals :

-interaction attractive à longue distance $P=P_{cin} - a n^2/V^2$

- $V=V_{gp}$ -nb : sphères dures non superposables

$$(P+an^2/V^2)(V-nb)=nRT$$

2) Intérêt de la correction

-Description des détentes

-Changement d'état : diagramme $P V$, l'isotherme a une branche instable en dessous du point critique

Conclusion : Le modèle du GP est simple et utile, mais limité (détentes, changements d'états). Le gaz réel de Van der Waals pallie ces défauts et prédit la transition de phase.

Questions posées par l'enseignant (avec réponses)

(l'étudiant liste les questions posées, ainsi que les réponses données par l'enseignant. Si certaines réponses manquent, l'enseignant pourra compléter le document)

- Quelles sont les conditions de validité du théorème d'équipartition de l'énergie ?
Approximation classique : la majorité des états a un nombre quantique élevé, comparer la taille de la boîte et la longueur d'onde de De Broglie, N états occupent un volume $N\hbar^3$ dans l'espace des phases. Limite classique : distance intermoléculaire grande devant la longueur de De Broglie.
- Le gaz diatomique a-t-il toujours 5 degrés de liberté ? Non à basse température il a 3 degrés de liberté, les degrés de rotation sont gelés.
- Lorsqu'on augmente T, quelle quantité classique mesurable fait des sauts lorsque l'on débloque des degrés de liberté ? La capacité calorifique.
- La thermodynamique classique permet-elle de montrer que C_v ne dépend pas de T pour un gaz ? Non.
- Démontrer l'équation d'état à partir des lois de Joule.
- $PV=2U/3$ est-elle valable seulement pour le GP monoatomique ? Non c'est aussi valable pour le gaz réel.

Commentaires lors de la correction de la leçon

(l'étudiant note les commentaires relatifs au contenu de la leçon : niveau, sujets abordés, enchaînement, réponses aux questions, etc. L'enseignant relit, et rectifie si besoin)

Bonne leçon. Il y a ce qu'il faut (mais elle a duré seulement 39 min).

Que pourrait-on éventuellement ajouter (niveau licence) ?

- Parler de la statistique de Maxwell-Boltzmann
- Parler/Expliquer de la branche instable
- Parler du théorème du viriel

-Deuxième partie un peu longue

-Pas d'ordre de grandeur : distances entre particules, libre parcours moyen

Partie réservée au correcteur

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

Bonne leçon dans l'ensemble. Plan logique compte tenu des pré-requis, contenu comportant les notions essentielles.

Il faut par contre donner quelques ordres de grandeurs (distance moyenne entre molécules, libre parcours moyen, vitesse quadratique moyenne) qui sont en particulier utiles quand on discute les conditions de validité du modèle du gaz parfait.

Notions fondamentales à aborder, secondaires, délicates :

- Le comportement expérimental des gaz réels à la limite des faibles pressions dans le diagramme d'Amagat. Les expériences de Joule et al. et le cas limite des lois de Joule.
 - Le modèle du gaz parfait, le calcul simple de la pression, la température cinétique, l'équation d'état, l'énergie interne, la capacité calorifique.
 - La validité du théorème d'équipartition de l'énergie illustrée par l'équation d'état des gaz diatomiques en fonction de la température.
 - Les corrections possibles de l'équation d'état du gaz parfait pour décrire des gaz réels (van der Waals, viriel)
-
- Donner des ordres de grandeurs et montrer en particulier que pour tout gaz, le libre parcourt moyen est grand par rapport à la distance moyenne entre molécules.
 - Donner l'argument simple pour justifier la distribution de Maxwell en insistant sur les hypothèses nécessaires (cf BFR)
 - Montrer que la forme de la vitesse quadratique moyenne s'obtient par analyse dimensionnelle si on néglige la taille des molécules. Si on la prend en compte, montrer qu'elle est multipliée par une fonction d'un terme dépendant de la densité et de la taille des molécules.
 - Indiquer que la validité de $PV=2U/3$ ne se limite pas au gaz parfait monoatomique si on sait le justifier (cf Castaing)
-
- L'hypothèse de particules ponctuelles conduit à une probabilité de collision nulle et donc à un libre parcourt moyen infini. Il faut signaler le problème.
 - L'argument simple pour justifier la statistique de Maxwell-Boltzmann nécessite en plus de l'homogénéité et de l'isotropie, l'indépendance (au sens statistique) des différentes composantes de la vitesse.
 - Le théorème d'équipartition de l'énergie nécessite des hypothèses (limite classique et approximation classique) (cf Castaing)

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

Bibliographie conseillée :

Bertin, Faroux, Renaud, Thermodynamique, Dunod (pour la justification simple de la distribution de Maxwell)

Castaign, Thermodynamique statistique, Masson (pour la validité du théorème d'équipartition et pour l'extension de $PV=2U/3$ à un gaz réel).