Description d'un système à l'équilibre

501	nmaire
I Introduction	
-	
II Description d'un système	
-	
II/C Grandeurs usuelles	
III Équilibre thermodynamique	
III/B Conditions d'équilibres	
IV Description d'un gaz	
IV/B Équation d'état	
IV/C Énergétique	
$IV/D\ Vitesse\ .\ .\ .\ .\ .\ .$	
${f V}$ Phases condensées	
V/A Modélisation	
V/B Équation d'état	
V/C Énergétique	
& Capacit	és exigibles
_	
Définir l'échelle mésoscopique et en expliquer la nécessité.	Citer quelques ordres de grandeur de vo- lumes molaires ou massiques dans les condi-
	tions usuelles de pression et de température.
Citer quelques ordres de grandeur de libres	i I
parcours moyens.	Exprimer l'énergie interne d'un gaz parfait monoatomique à partir de l'interprétation
Préciser les paramètres nécessaires à la des-	microscopique de la température.
cription d'un état microscopique et d'un état macroscopique sur un exemple.	1 1
	Exploiter la propriété $U_m = U_m(T)$ pour
Calculer l'ordre de grandeur d'une vitesse quadratique moyenne dans un gaz parfait.	un gaz parfait, d'une part, et une phase incompressible et indilatable d'autre part.
_	1 1
☐ Identifier un système ouvert, un système fermé, un système isolé.	Interpréter graphiquement la différence de
·	compressibilité entre un liquide et un gaz à partir d'isothermes expérimentales.
Calculer une pression à partir d'une condition d'équilibre mécanique.	1
_	Comparer le comportement d'un gaz réel au
Déduire une température d'une condition d'équilibre thermique.	modèle du gaz parfait sur des réseaux d'iso- thermes expérimentales en coordonnées de
	CLAPEYRON ou d'AMAGAT.
Citer et utiliser l'équation d'état des gaz parfaits.	

L'essentiel Définitions Échelles de description 4 **Démonstrations** Système thermodynamique 5 \bigcirc Grandeur d'état 5 $\bigcup U_{G.P.}$ Grandeurs intensives et extensives 6 O Vitesse quadratique moyenne 17 Grandeurs massique et molaire . . $\bigcirc U_{\text{cond}} \dots \dots \dots$ 19 8 Énergie totale 8 Interprétations ☐ Énergie interne 8 Capacité thermique à vol. constant Capacité thermique à vol. constant Condition d'équilibre Gaz parfait monoatomique Applications Diagramme de Clapeyron . . . Température cinétique 15 ☐ Équilibre mécanique \bigcirc Phase condensée $\bigcirc \langle e_{c,i} \rangle$ gaz mono- et diatomique . . Propriétés Points importants Fonction d'état 5 O Validité du gaz parfait 14 ○ Énergie interne $\bigcup U_{\text{mono}} \text{ et } U_{\text{dia}} \dots \dots \dots \dots$ 15 Équilibre thermique 11 \bigcirc C_V du gaz parfait 16 ☐ Équilibre mécanique 11 Loi du gaz parfait **A** Erreurs communes $\bigcirc U_{G.P.}$ 15 Distribution des vitesses ☐ Équilibre et isolement 10 Vitesse quadratique moyenne . . . 13 Équation d'état phase condensée . $\bigcirc U_{\text{cond}}$ \bigcirc C_{cond}

I. Introduction 3

I | Introduction

La thermodynamique s'intéresse fondamentalement à des systèmes à taille humaine, contenant un grand nombre de particules. Pour passer de nombres aux quantités de matière, on utilise le **nombre d'Avogadro** qui définit la mole :



Définition 7.2 : Nombre d'Avogadro

La quantité de matière d'un système se note n et se définit par

avec N le nombre d'entités dans l'échantillon, et \mathcal{N}_A est une constante nommée **nombre** d'AVOGADRO telle que

I/A Quelques ordres de grandeur



Ordre de grandeur 7.1 : Molécules de quelques systèmes Estimez le nombre de molécules dans :

1) Un verre d'eau;

2) La salle de classe.

1)

2)



Interprétation 7.2 : Nécessité de la thermodynamique

Il y a un nombre bien trop élevé de particules à étudier! Même les meilleures simulations de dynamique n'atteignent que 10^{12} molécules : il faudrait dix millions de millions d'ordinateurs superpuissants pour décrire un litre d'eau.

De plus, seule une infime fraction de cette information est réellement intéressante : on ne veut que quelques critères pour décrire et quantifier des phénomènes (changements d'état, transferts thermiques...)

I/B Échelles de description d'un fluide

Selon la taille du système étudié, on voit la matière avec un point de vue **continu**, où la matière est décrit par son comportement global (par exemple la mécanique), ou **discontinu** (ou **discret**), où la matière est vue comme la somme de ses constituants élémentaires (par exemple l'architecture de la matière). Ceci est caractérisé par la **distance entre les molécules** :

Lycée Pothier 3/19 MPSI3 – 2023/2024



Ordre de grandeur 7.2 : Distances intermoléculaires

À pression et température normales :

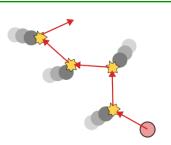
- ♦ Dans un liquide ou un solide :
- ♦ Dans un gaz :

Une autre manière de la décrire est le libre parcours moyen :



Définition 7.3 : Libre parcours moyen

Le libre parcours moyen d'une particule, noté ℓ^* , est la distance moyenne qu'elle parcourt entre deux collisions successives.





Ordre de grandeur 7.3 : Libre parcourt moyen

Dans un gaz, $\ell^* \approx 0.1 \, \mu \text{m}$; dans un liquide, $\ell^* \approx 1 \, \text{nm}$.



♥ Définition 7.4 : Échelles de description

Un système peut avoir des comportements très différents suivant sa taille caractéristique, appelée **échelle**. On distingue deux extrêmes :

- ♦ Microscopique : celle des particules élémentaires du système, de l'ordre de _____. À cette échelle, la matière est discontinue, et caractérisée par une collection de positions et de vitesses individuelles.
- ♦ Macroscopique : c'est notre échelle, d'ordre de grandeur de ____. La matière paraît continue, et peut être décrite par des paramètres d'état (voir plus loin).

On introduit entre les deux une nouvelle échelle :

- \Diamond **Mésoscopique** : c'est l'échelle intermédiaire, de l'ordre de . Elle est :
 - ▶ Ni trop petite : elle contient un grand nombre de particules et on peut y définir des valeurs moyennes;
 - ▶ Ni trop grande : elle est quasi-ponctuelle à l'échelle macroscopique pour rendre compte des inhomogénéités des paramètres d'état.



Application 7.2 : Échelles

Déterminer pour la salle de cours un volume macroscopique, microscopique et enfin mésoscopique.

- ♦ Macroscopique :
- ♦ Microscopique :
- ♦ Mésoscopique :



Exemple 7.1: Radiateur

Le chauffage d'une classe en hiver constitue un exemple de situation où une modélisation à l'échelle mésoscopique est intéressante. La température n'est pas uniforme dans toute la classe : vous savez très bien qu'il fait plus chaud près du radiateur!

Une modélisation macroscopique ne permet donc pas de décrire comment se répartit la température dans la salle. Cependant, il n'est pas non plus nécessaire de recourir à une modélisation microscopique et de décrire le mouvement de chaque molécule de l'air lorsqu'elle s'approche ou s'éloigne du radiateur. Une modélisation où la température est supposée uniforme dans chaque volume mésoscopique est la plus adaptée, et conduit à des résultats en excellent accord avec l'expérience.

II | Description d'un système

II/A

Système thermodynamique



Définition 7.5 : Système thermodynamique

On appelle système thermodynamique tout système physique constitué d'un très grand nombre de particules microscopiques, séparé de l'extérieur par une surface de contrôle, matérielle ou fictive. Selon le type d'échanges via la surface de contrôle, on dit qu'il est :

Type	Échange de matière	Échange d'énergie
Ouvert Fermé		
Isolé		

Grandeurs d'état

II/B)1

Définition



Définition 7.6 : Grandeur d'état

Une grandeur d'état (ou paramètre d'état) est un paramètre qui permet de caractériser l'état d'un système.

Seul un petit nombre de grandeurs d'état indépendantes servent à caractériser complètement le système : on les appelle variables d'état. Ainsi, les autres grandeurs d'état qui s'en déduisent sont appelées fonctions d'état.



Propriété 7.2 : Fonction d'état

Une fonction d'état ne dépend que de l'état actuel du système, via les variables d'état; ainsi, elle ne dépend pas du chemin suivi.



Exemple 7.2 : Grandeur d'état pour un appartement

On prend comme système l'air contenu dans une pièce d'appartement. Pour le caractériser totalement, on peut indiquer plusieurs informations :

\Diamond		<





Remarque 7.1 : Paramètres micro et mésoscopique

Certains paramètres d'état ne correspondent ainsi qu'à une vision microscopique, alors que d'autres ne peuvent être définis que sur un **grand nombre de molécules**.

- ♦ Paramètres micro :
- ♦ Paramètres méso/macro :

[II/B)2] Grandeurs intensives et extensives



♥ Définition 7.7 : Grandeurs intensives et extensives

Soit deux systèmes Σ_1 et Σ_2 identiques, avec une grandeur d'état X telle que $X_{\Sigma_1}=X_{\Sigma_2}$. Elle est dite :

Extensive Intensive
Elle



Interprétation 7.3 : Grandeurs intensives et extensives

En pratique, on retiendra qu'une grandeur **extensive** caractérise l'**ensemble du système**, alors qu'une grandeur *intensive* peut être définie *localement*, en tout point du système



Exemple 7.3: Grandeurs intensives et extensives

- ♦ Extensive :
- ♦ Intensive :

En ouvrant la porte entre deux pièces, on augmente le volume mais pas la température! On peut définir la température en un point, mais pas le volume en un point.



Remarque 7.2:

Il existe des grandeurs ni intensives ni extensives, par exemple V^2 ou \sqrt{m} , mais elles sont très occasionnelles.



Définition 7.8 : Équation d'état

Une relation reliant des grandeurs d'état entre elles s'appellent une équation d'état, telle qu'il existe une fonction f telle que f(var) = 0.

Lorsqu'il existe une équation d'état, alors l'une des grandeurs devient une fonction d'état, puisqu'elle peut se déduire des trois autres via l'équation d'état.



Exemple 7.4: Équations d'état

 $\rho = et c =$



Définition 7.9 : Grandeurs massique et molaire

À une grandeur extensive X, on associe une grandeur :

 $\mathbf{Massique}\ x$

Molaire X_n

et les grandeurs x et X_m sont alors **extensives**.



- Ordre de grandeur 7.4 : Grandeurs massique et molaire pour l'eau et pour l'air
- \diamond À température et pression ambiantes pour l'eau liquide, de $M(H_2O) = 18 \times 10^{-3} \,\mathrm{kg \cdot mol^{-1}}$:
- \diamond À température et pression ambiantes pour l'air, de $M(\text{air}) = 29 \times 10^{-3} \,\text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$:

II/C

Grandeurs usuelles

II/C) 1 Température

Les particules sont constamment en mouvement, même lorsque la matière est immobile a l'échelle macroscopique : on parle d'agitation thermique. Il n'y a pas de mouvement d'ensemble, les mouvements de chaque particules sont désordonnés.



Définition 7.10 : Température

La **température** T est une grandeur qui mesure l'**énergie d'agitation thermique** moyenne des particules microscopiques. Elle s'exprime en _____ de symbole __



FIGURE 7.1 – Agitation thermique.



Remarque 7.3 : Température

- ♦ On dit **kelvin** et non <u>degré kelvin</u>.
- \diamond On note souvent θ la température en degrés Celsius, tel que

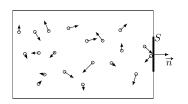
II/C) 2 Pression

Lorsque les particules frappent la paroi à cause de l'agitation thermique, celle-ci subit une force, d'autant plus grande que la surface l'est. La particule fait alors demi-tour : elle a donc subi une force dirigée vers l'intérieur. Par action-réaction, elle a exercé une force dirigée vers l'extérieur, d'autant plus grande que sa quantité de mouvement l'était.



♥ Définition 7.11 : Pression

On appelle **pression** d'un gaz la grandeur physique notée P telle que la force \overrightarrow{F} exercée sur une surface S de normale \overrightarrow{n} est :



Son unité est le _____ de symbole ___, tel que ____



Remarque 7.4: Pression

Le pascal est une petite unité, on utilise alors souvent le bar qui est la pression usuelle :

II/C) 3 Énergie interne

La thermodynamique permet une nouvelle approche des systèmes, en se basant sur des études énergétiques plus poussées que nous ne l'avons fait jusque-là en mécanique. Notamment, on traite les échanges de chaleur avec la thermodynamique. Il faut pour ça un nouveau « type » d'énergie :

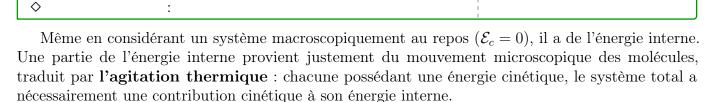


♥ Définition 7.12 : Énergie totale

L'énergie totale d'un système thermodynamique a deux composantes :

\Diamond	
~	

~			•



Le reste de l'énergie provient des **interactions internes**. On admet qu'**elles sont conservatives**, et on y associe donc une énergie potentielle microscopique. Ainsi,



♥ Définition 7.13 : Énergie interne

L'énergie interne U d'un système est la somme des énergies cinétiques et potentielles microscopiques :



💙 Propriété 7.3 : Énergie interne

L'énergie interne est une fonction d'état, et dépend en général de n, T et V:

II/C) 4 Capacité thermique



♥ Définition 7.14 : Capacité thermique à vol. constant

On appelle **capacité thermique à volume constant** d'un système fermé la grandeur **extensive** :

C'est donc la dérivée de l'énergie interne par rapport à la température, **tous les autres** paramètres étant constants.

On définit alors également les capacité thermique **massique** et **molaire** (intensives) à volume constant :



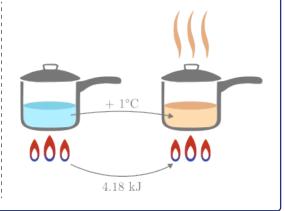
♥ Interprétation 7.4 : Capacité thermique à vol. constant

La capacité thermique représente l'aptitude d'un système à absorber ou restituer de la chaleur au cours d'une transformation pendant laquelle sa température varie.

Par exemple, La capacité thermique massique de l'eau est

$$c_{V,\text{eau}} = 4.18$$

Ce qui veut dire que pour élever la température d'une casserole contenant 1 kg d'eau de $\Delta T=1$ K = 1 °C, il faut apporter une énergie de _____.





Remarque 7.5 : Calorie

C'est de là que vient la définition de la calorie : c'est l'énergie à apporter à $1\,\mathrm{g}$ d'eau liquide sous $1\,\mathrm{bar}$, soit $4{,}18\,\mathrm{J}\,!$



Donner une définition ferme de l'équilibre thermodynamique sans recours à une théorie plus élaborée (la physique statistique) est loin d'être aisé. Par conséquent, ce paragraphe donne davantage de caractérisations que de strictes définitions.

III/A Équilibre de systèmes

Herbet Callen, l'un des fondateurs de la formulation moderne de la thermodynamique, définit l'équilibre de la manière suivante :

Un système est dit dans un état d'équilibre thermodynamique si son état n'évolue pas si il est brusquement isolé de l'environnement extérieur ou coupé en deux par une paroi quelle qu'elle soit.

Cette définition est claire sur le plan conceptuel, mais pas la plus utile en pratique... À notre niveau, il vaut mieux retenir et utiliser une caractérisation en termes de variables d'état.



Définition 7.15 : Équilibre thermodynamique

Un système est dans un état d'équilibre thermodynamique lorsque toutes ses variables d'état sont uniformes (dans l'espace) et constantes (dans le temps).



♥ Attention 7.2 : Équilibre et isolement

Équilibre \neq isolé

Un système peut être à l'équilibre tout en continuant à échanger de la matière ou de l'énergie avec l'extérieur. Par exemple, l'air contenu dans une pièce aérée se renouvelle sans cesse donc c'est un système ouvert, mais la température et la pression ne varient pas à l'équilibre.

C'est même **l'échange permanent** qui permet souvent l'équilibre (sinon à 44 personnes dans une salle, elle chauffe!)

On définira plus loin des équilibres **instantanés**, où les variables d'état sont uniformes mais varient dans le temps.



Définition 7.16 : Équilibre entre deux systèmes

Deux systèmes sont dits **en équilibre l'un avec l'autre** si ils sont **individuellement** à l'équilibre et si les échanges d'énergie entre les deux systèmes sont terminés ou se compensent.



Exemple 7.5:

Contre-exemples

III/B Conditions d'équilibres



♥ Définition 7.17 : Condition d'équilibre

L'équilibre thermodynamique se caractérise par 3 types d'équilibres :

- 1) Équilibre physico-chimique :
- 2) Équilibre thermique :
- 3) Équilibre mécanique :



Propriété 7.4 : Équilibre thermique

Deux systèmes en équilibre thermique l'un avec l'autre n'échangent pas de chaleur; ainsi,

Déterminer si deux systèmes sont en équilibre mécanique est un peu plus subtil que pour l'équilibre thermique, et il n'y a pas de critère universel analogue à l'égalité des températures. Une caractérisation possible passe par l'étude de la paroi séparant les deux systèmes.



Propriété 7.5 : Équilibre mécanique

Deux systèmes sont en équilibre mécanique si et seulement si la paroi les séparant est **immobile**; autrement dit



lacktriangle Application 7.3 : Équilibre mécanique

Un récipient est séparé de l'extérieur par un piston mobile de masse m. On appelle P_0 la pression extérieure. Déduire de la condition d'équilibre mécanique la pression P_1 dans le récipient.

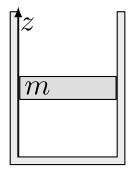


FIGURE 7.2 – Schéma piston.

IV

Description d'un gaz

IV/A

Modélisation



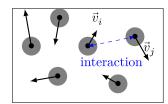
Péfinition 7.18 : Gaz parfait monoatomique

Le modèle du gaz parfait monoatomique implique les hypothèses suivantes :

 \Diamond

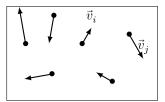
 \Diamond

 \Diamond



Gaz Réel

FIGURE 7.3 – Gaz réel.



Modèle du gaz parfait

FIGURE 7.4 – Gaz parfait.



Remarque 7.6 : Gaz parfait

- \diamond Ainsi la nature du gaz (composition chimique des particules le constituant) ne joue aucun rôle. C'est pourquoi rigoureusement il faut parler du gaz parfait et non des gaz parfaits.
- ♦ La condition de ponctualité revient à négliger la taille des atomes devant la distance intermoléculaire.
- ♦ La condition de non-interaction revient à supposer que la distance intermoléculaire est grande devant la distance caractéristique des forces en jeu (principalement celles de VAN DER WAALS).
- ♦ En pratique, un gaz parfait est un **gaz dilué** ou bien issu de la famille des gaz nobles (comme l'argon).

IV/B

Équation d'état

IV/B) 1

Gaz parfait

À l'équilibre thermodynamique, les variables d'état P, V, T et n décrivant le gaz sont reliées par une équation d'état, aussi appelée **loi du gaz parfait** :



Propriété 7.6 : Loi du gaz parfait

Lorsque la pression est assez faible ($\lesssim 1\,\mathrm{bar}$) et à des températures assez élevées, les grandeurs physiques décrivant un gaz sont reliées par l'équation d'état 1 :



♥ Attention 7.3 : Unités

Faites particulièrement attention au unités ici! Le volume n'est pas en litres, ni la pression en bars!



Remarque 7.7:

Les termes de cette équation sont homogènes à des énergies :

$$[PV] = J$$
 et $[nRT] = J$



Application 7.4: Seringue

On considère une seringue cylindrique de $10\,\mathrm{cm}$ le long et de $2.5\,\mathrm{cm}$ de diamètre, contenant $0.250\,\mathrm{g}$ de diazote de masse molaire $M(\mathrm{N_2}) = 28.01\,\mathrm{g\cdot mol^{-1}}$ à la température $T = 20\,\mathrm{^{\circ}C}$.

- 1)
- 2)

3)

- 1) Calculer le volume de la seringue
- 2) Calculer la quantité de matière dans la seringue
- 3) Calculer la pression exercée par le diazote dans la seringue



La pertinence du modèle du gaz parfait se fonde sur des observations expérimentales : les premières observations du XVIII^e siècle ont conduit AVOGADRO à formuler l'équation d'état ci-dessus en 1811, qui a ensuite été testée pendant tout le XIX^e siècle. Aujourd'hui, l'écart au modèle du gaz parfait s'analyse dans le diagramme d'AMAGAT, introduit par AMAGAT au début du XX^e siècle.



Définition 7.19: Isotherme d'Amagat

Une **isotherme d'Amagat** d'un fluide est une courbe représentant PV_m en fonction de P pour une température donnée : si le gaz est **parfait**, alors l'isotherme est une droite **horizontale** d'ordonnée y = RT :

$$(PV_m)_{G.P.} = RT$$

^{1.} On a en effet PV - nRT = 0, soit f(P,V,T,n) = 0.



Exemple 7.6: Diagrammes d'Amagat

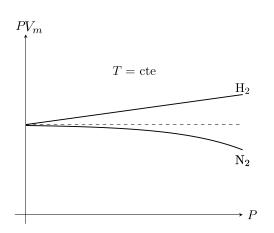
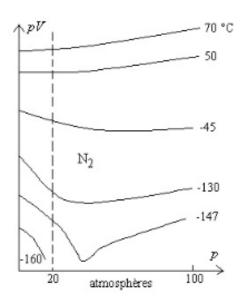


FIGURE 7.5 – Diagramme d'Amagat pour deux gaz distincts à faible pressions.



 $\begin{tabular}{ll} FIGURE~7.6-Diagramme~d'Amagat~pour~le\\ diazote~a~différentes~températures. \end{tabular}$



♥ Définition 7.20 : Diagramme de CLAPEYRON

On appelle diagramme de Clapeyron les diagrammes (P,V), c'est-à-dire dans lequel on représente la pression en ordonnée et le volume en abscisse, à température constante : si le gaz est **parfait**, alors l'isotherme T_0 est une **parabole** d'ordonnée $y = nRT_0/V$:

$$(P)_{\text{G.P.}} = \frac{nRT_0}{V}$$



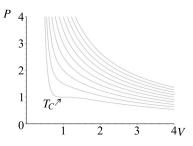


FIGURE 7.7 – Isotherme réelles en (P,V).



♥ Important 7.5 : Validité du gaz parfait

- ♦ Il existe un écart entre la courbe réelle et la courbe du gaz parfait, et cet écart dépend de la température;
- ♦ L'allure précise diffère d'un gaz à l'autre, mais toutes les courbes d'**Amagat** de différents gaz à même température se regroupent à basse pression;

Ainsi, le modèle du gaz parfait est valide à faible pression et haute température :

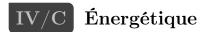


Remarque 7.8:

À de plus fortes pressions, on utilise l'équation d'état de VAN DER WAALS :

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

prenant en compte la taille des molécules $(via\ b)$ et les forces d'attraction entre elles $(via\ a)$.



IV/C) 1 Énergie interne



Définition 7.21 : Température cinétique

La température T d'un gaz parfait monoatomique est une mesure macroscopique de l'agitation des molécules selon tous leurs degrés de liberté D:

avec D le nombre de degrés de liberté, et k_B la **constante de Boltzmann** :



lacktriangle Application 7.5 : $\langle e_{c,i} \rangle$ gaz mono- et diatomique

Déterminer les degrés de liberté puis l'énergie cinétique microscopique moyenne d'un gaz :

1) monoatomique;

2) diatomique rigide.

- 1) gaz monoatomique:
- 2) gaz diatomique rigide:

FIGURE 7.8 – Degrés de libertés gaz diatomique.



\bullet Propriété 7.7 : $U_{G.P.}$

Puisqu'il n'existe aucune interaction entre les molécules, la seule source d'énergie possible est leur **énergie cinétique**: \heartsuit Démonstration 7.2 : $U_{G.P.}$



lacktriangle Important 7.6 : U_{mono} et U_{dia}

Gaz parfait monoatomique

Gaz parfait diatomique

Lycée Pothier 15/19 MPSI3 – 2023/2024



Remarque 7.9: Énergie interne d'un gaz parfait

- $\diamond U$ est bien une grandeur **extensive**, puisque **proportionnelle à** n.
- \diamondsuit L'énergie interne molaire d'un gaz parfait ne dépend ${\bf que}\ {\bf de}$ la ${\bf température}$:

IV/C)2Capacité thermique

En appliquant la définition 7.14, on trouve



Important $7.7: C_V$ du gaz parfait

Gaz parfait monoatomique

Gaz parfait diatomique



Application 7.6 : Capacité thermique de l'air

L'air est composé à 78% de diazote, 21% de dioxygène et 1% d'argon. Calculer sa capacité thermique molaire. Comparer à la capacité thermique molaire d'un gaz purement diatomique et conclure.





Propriété 7.8 : Distribution des vitesses

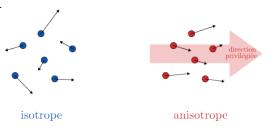
En observant un gaz, que ce soit micro- ou macroscopiquement,

- ♦ Aucune direction n'est privilégiée;
- ♦ L'observation ne dépend pas du lieu choisi.



♦ Homogénéité :

On dit qu'il y a : ♦ Isotropie :



On observe alors une répartition suivant une densité de probabilité de la forme :

FIGURE 7.9 – Distribution des vitesses dans un gaz.

Ainsi, la **vitesse vectorielle moyenne** est nulle (par isotropie), mais on note une valeur de vitesse scalaire de plus haute probabilité que les autres, qui va nous servir pour décrire tout le gaz :



♥ Propriété 7.9 : Vitesse quadratique moyenne

De l'étude énergétique d'un gaz et des propriétés de la distribution de vitesse, on en déduit la vitesse quadratique moyenne des molécules d'un gaz monoatomique :



Vitesse quadratique moyenne

D'autre part : =

Pour l'ensemble : =

 \Leftrightarrow =



Ordre de grandeur 7.5 : v^*

Calculez v^* pour :

D'une part :

1) L'air à 25 °C;

2) L'air à 0°C;

Lycée Pothier 17/19 MPSI3 – 2023/2024



Phases condensées

V/A

Modélisation



♥ Définition 7.22 : Phase condensée

On dit qu'une phas est **condensée** lorsqu'elle possède une **grande masse molaire** (ou volumique), ce qui implique qu'elle occupe un volume défini. On dit de plus qu'elle est :

Incompressible



Autrement dit, une phase incompressible et indilatable de quantité de matière n fixée ne peut changer de volume.

V/B Équation d'état



Propriété 7.10 : Équation d'état phase condensée

Elle se déduit de sa définition de la phase : le volume ne dépend que de la quantité de matière, soit



Remarque 7.10:

Si on prend en compte le fait que le volume change un peu avec la pression et la température, on peut écrire

$$\frac{V}{n} = V_{m,0} \left(1 + \alpha_P (T - T_0) + \chi_T (P - P_0) \right)$$

avec $\chi_T = -\frac{1}{V} \frac{\partial V}{\partial P}\big|_{T,n}$ la compressibilité isotherme, et $\alpha_P = \frac{1}{V} \frac{\partial V}{\partial T}\big|_{P,n}$ la dilatation thermique.

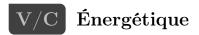


Ordre de grandeur 7.6 : Comparaison aux gaz

Tableau 7.1 – Évolution relative de volume pour une même variation selon la phase.

			$\mathrm{d}V/V$		
Phase	$\alpha_P (\mathrm{K}^{-1})$	$\chi_T (\mathrm{bar}^{-1})$	$\Delta T = 10 \mathrm{K}$	$\Delta P = 1 \mathrm{bar}$	
Eau	2.0×10^{-4}	5×10^{-5}	0,2%	0,005%	
Gaz	3×10^{-3}	1	3%	100%	

V. Phases condensées



V/C)1 Énergie interne



\heartsuit Propriété 7.11 : U_{cond}

Comme pour le G.P., l'énergie interne molaire d'une phase condensée incompressible et indilatable **ne dépend que de la température** :



Ne pouvant changer de volume, son énergie ne peut déjà dépendre que de n et T:

Or, l'énergie interne est extensive, donc proportionnelle à n, soit

V/C) 2 Capacité thermique



$lackbox{ Propriété 7.12}: C_{\operatorname{cond}}$

Par définition, la proportionnalité entre U et T est la capacité thermique :



Ordre de grandeur 7.7 : Capacités thermiques phases condensées

Élément	Eau ²	Bois	Fer	Aluminium	Cuivre
$c \left(\mathbf{J} \cdot \mathbf{K}^{-1} \cdot \mathbf{kg}^{-1} \right)$	4180	1000;2000	444	897	385

2. À connaître absolument!