

T2 DESCRIPTION MICROSCOPIQUE ET MACROSCOPIQUE D'UN SYSTÈME À L'ÉQUILIBRE

Plan du chapitre

I Approche microscopique d'un système gazeux

- I.1 L'état gazeux
 - I.1.a) Force intermoléculaire
 - I.1.b) Agitation moléculaire ou agitation thermique
- I.2 Distribution des vitesses
 - I.2.a) Équilibre
 - I.2.b) Homogénéité
 - I.2.c) Isotropie
 - I.2.d) Vitesses caractéristiques
- I.3 Hypothèses d'interaction : Modèle du Gaz Parfait Monoatomique (GPM)

II Théorie cinétique du gaz parfait

- II.1 Calcul de la pression
 - II.1.b) Caractérisation expérimentale de la pression exercée par l'air atmosphérique à l'échelle macroscopique
 - II.1.c) Approche microscopique dépendance de la pression
- II.3 Du gaz réel au gaz parfait
 - II.3.b) Réseaux d'isothermes dans le diagramme de Clapeyron
 - II.3.c) Réseaux d'isothermes en coordonnées d'Amagat

III Énergie interne d'un système

- III.1 Définition
- III.2 Capacité thermique à volume constant
- III.3 Cas du gaz parfait
 - III.3.a) Gaz parfait monoatomique
 - III.3.b) Gaz parfait polyatomique
- III.4 Cas d'une phase condensée indilatable et incompressible

IV Corps pur diphasé en équilibre

- IV.1 Généralités
 - IV.1.a) Vocabulaire
 - IV.1.b) Approche expérimentale
 - IV.1.c) Diagramme (P,T) d'un corps pur
- IV.2 Étude dans le diagramme de Clapeyron
 - IV.2.a) Isotherme d'un corps pur
 - IV.2.b) Analyse d'un mélange diphasé–Règle des moments
 - IV.2.c) Étude de différentes transformations
 - IV.2.d) Problématique du stockage des fluides
- IV.3 Équilibre liquide-vapeur de l'eau en présence d'une atmosphère inerte
 - IV.3.a) Pression partielle
 - IV.3.b) Critère de stabilité
 - IV.3.c) Degré d'hygrométrie

T2 DESCRIPTION MICROSCOPIQUE ET MACROSCOPIQUE D'UN SYSTÈME À L'ÉQUILIBRE

I Approche microscopique d'un système gazeux

I.1 L'état gazeux

I.1.a) Force intermoléculaire

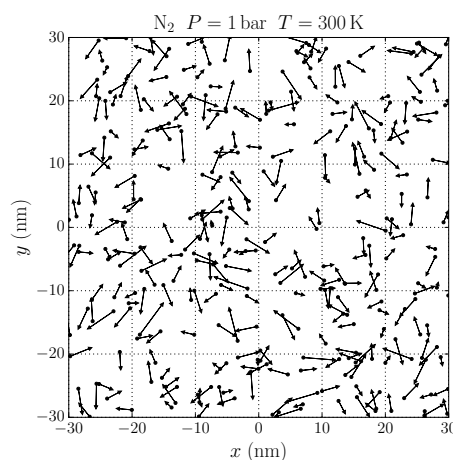
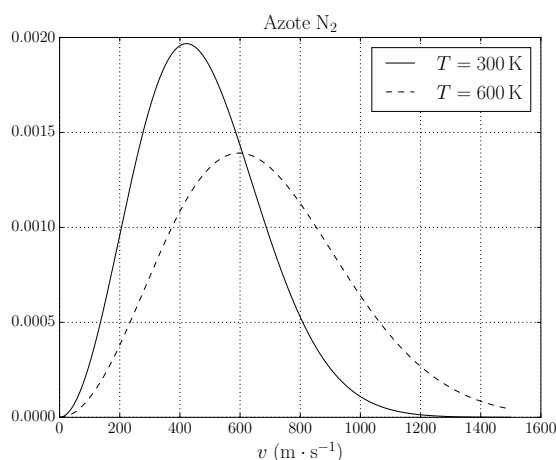
La taille d'une molécule d'un fluide a pour ordre de grandeur 1×10^{-10} m. On a montré dans le TD1 que les distances intermoléculaires étaient plus importantes dans un gaz que dans un liquide (environ 1 ordre de grandeur). Les forces attractives entre deux molécules (forces de Van der Waals...) ont un rayon d'action de l'ordre du nm et ont une dépendance en $\frac{1}{r^7}$. **L'influence de ces forces d'interactions est donc beaucoup plus faible dans les gaz que dans les liquides ou les solides.**

I.1.b) Agitation moléculaire ou agitation thermique

L'agitation moléculaire ou l'agitation thermique, est un phénomène général qui concerne tous les états de la matière.

- Les molécules d'un solide sont animées de mouvement vibratoires autour de leurs positions moyennes.
- Ce phénomène est plus important dans l'état liquide augmentant le « désordre » des particules.
- Dans l'état gazeux les molécules se déplacent presque librement entre deux chocs (mouvement brownien ou chaos moléculaire, cf animation du chapitre précédent).

On considère un fluide macroscopiquement au repos et on raisonne sur un volume mésoscopique comprenant un grand nombre N de particules i de diazote se déplaçant entre les collisions à une vitesse $\vec{v}_i$. La figure ci-dessous montre, à gauche, la distribution de la norme des vitesses des molécules et, à droite, les molécules d'un volume mésoscopique et leurs vecteurs vitesse.



Pour décrire simplement ce grand nombre de particules, on définit des grandeurs moyennes.

I.2 Distribution des vitesses

On suppose que le fluide étudié est macroscopiquement au repos et on raisonne sur une particule mésoscopique de gaz associée à un volume $d\tau$ contenant un grand nombre de molécules de vitesse $\vec{v}_i$ dans un référentiel R .

I.2.a) Équilibre

Le gaz est en équilibre si ses grandeurs physiques ont une valeurs moyennes temporelles indépendante du temps. **La distribution des vitesses est stationnaire ou permanente.**

I.2.b) Homogénéité

Le mouvement chaotique des molécules d'un gaz entraîne l'homogénéité du gaz. C'est à dire que la densité moléculaire $n^* = \frac{dN}{d\tau}$ est uniforme (dN est le nombre de molécules compris dans le volume $d\tau$). De plus quel que soit $d\tau$, la répartition statistique des vitesses est identique (mouvement chaotique). **La distribution des vitesses est donc homogène.**

I.2.c) Isotropie

Le chaos moléculaire suppose que toutes les directions de l'espace sont équiprobables. **La distribution des vitesses est donc isotrope.**

La valeur moyenne du vecteur vitesse est alors nulle $\langle \vec{v} \rangle = \frac{\sum \vec{v}_i}{N} = \vec{0}$ et on peut considérer que le fluide est macroscopiquement au repos.

I.2.d) Vitesses caractéristiques

Vecteur vitesse moyen :

Moyenne du vecteur vitesse : $\langle \vec{v} \rangle = \vec{0}$ (isotropie de l'espace)

Vitesse moyenne v_m :

Moyenne de la norme du vecteur vitesse : $v_m = \langle \|\vec{v}\| \rangle$

Vitesse quadratique moyenne v^* :

Racine carrée de la valeur moyenne de la vitesse au carré : $v^* = \sqrt{\langle v^2 \rangle}$

La vitesse quadratique moyenne est la grandeur la plus utilisée puisqu'elle est directement liée à la valeur moyenne de l'énergie cinétique.

Exercice d'application : Calculer les moyennes statistiques de $\vec{p}$, E_c et de v_x^2 .

I.3 Hypothèses d'interaction : Modèle du Gaz Parfait Monoatomique (GPM)

Dans le cas général :

- Un gaz est polyatomique (air, CO_2 , ...);
- Les molécules ont une dimension finie ($\approx 10^{-10}$ m);
- Les mouvements sont complexes : vibration, rotation, translation;
- Les molécules interagissent entre elles par l'intermédiaire de forces à distances (par exemple des forces de Van der Waals en $\frac{1}{r^7}$).

Pour simplifier l'étude on se limite à des gaz monoatomiques (He, Ar ...) et on définit le modèle du gaz parfait à l'aide des deux hypothèses suivantes :

- On suppose les molécules ponctuelles
- On néglige les forces d'interactions entre les molécules

Ces hypothèses sont justifiées lorsque la distance intermoléculaire est grande devant la dimension des molécules et devant la portée des forces d'interaction.

Lorsque ces hypothèses sont vérifiées aucune force ne s'exerce sur les molécules en dehors des chocs (les forces de pesanteur sont négligeables).

II Théorie cinétique du gaz parfait

II.1 Calcul de la pression

II.1.b) Caractérisation expérimentale de la pression exercée par l'air atmosphérique à l'échelle macroscopique



En 1680 Otto de Guericke réalise l'expérience des deux hémisphères. Il faut 24 chevaux pour séparer les deux hémisphères de 50 cm de diamètre, entre lesquels on a réalisé le vide.

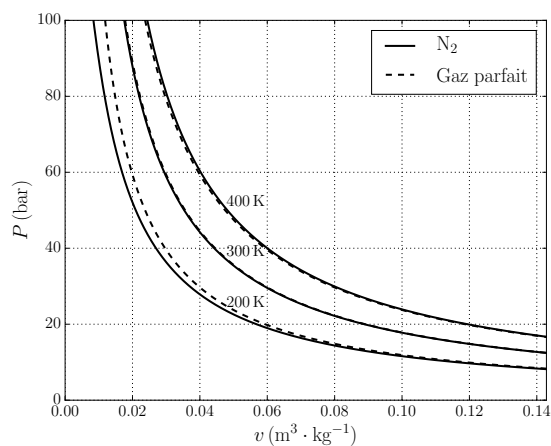
(les merveilles de la science L.Figuier)

II.1.c) Approche microscopique – dépendance de la pression

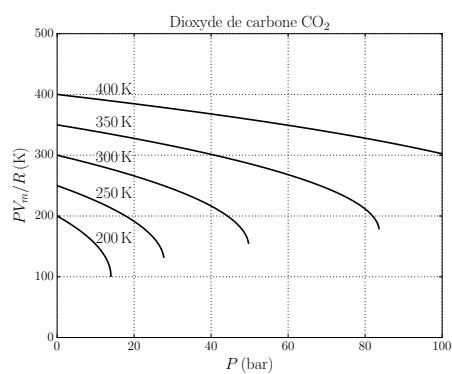
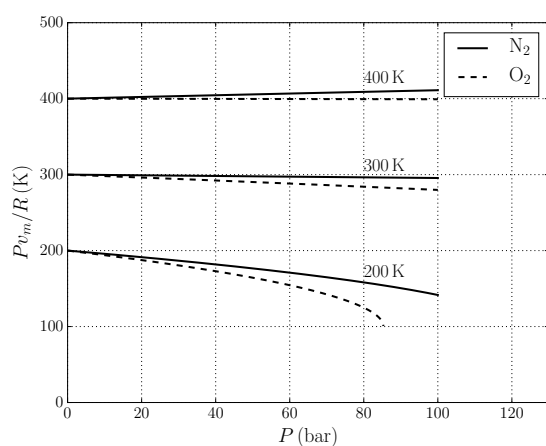
https://phet.colorado.edu/sims/html/gas-properties/latest/gas-properties_fr.html

II.3 Du gaz réel au gaz parfait

II.3.b) Réseaux d'isothermes dans le diagramme de Clapeyron



II.3.c) Réseaux d'isothermes en coordonnées d'Amagat



III Énergie interne d'un système

III.1 Définition

III.2 Capacité thermique à volume constant

III.3 Cas du gaz parfait

III.3.a) Gaz parfait monoatomique

III.3.b) Gaz parfait polyatomique

III.4 Cas d'une phase condensée indilatable et incompressible

IV Corps pur diphasé en équilibre

IV.1 Généralités

IV.1.a) Vocabulaire

IV.1.b) Approche expérimentale

Vaporisation puis fusion ou solidification

IV.1.c) Diagramme (P,T) d'un corps pur

Cas de l'eau et cas d'un corps pur usuel

IV.2 Étude dans le diagramme de Clapeyron

IV.2.a) Isotherme d'un corps pur

Schéma du montage, résultats

IV.2.b) Analyse d'un mélange diphasé—Règle des moments

IV.2.c) Étude de différentes transformations

IV.2.d) Problématique du stockage des fluides

IV.3 Équilibre liquide-vapeur de l'eau en présence d'une atmosphère inerte

IV.3.a) Pression partielle

IV.3.b) Critère de stabilité

IV.3.c) Degré d'hygrométrie