

## Chapitre 2: Le Gaz Parfait - La Théorie Cinétique

Cours de Thermodynamique

## Subsection 1

### Agitation Moléculaire

# Tous les corps sont constitués d'atomes

Quel que soit l'état de la matière, ces atomes/molécules ont une **agitation** et donc une **vitesse**

**État Solide** - Structure  
ordonnée - Particules ne  
bougent pas - Vibration sur  
place - Pas de déplacement  
relatif

**État Liquide** - Mouvement  
propre - Déplacement possible -  
Très rapprochées - Pas de  
structure

**État Gazeux** - Mouvement  
désordonné - Déplacement très  
rapide - Très éloignées -  
Aucune interaction



## Subsection 2

### Le Gaz Parfait : Approche Macroscopique

# Contexte Expérimental

L'étude expérimentale des gaz a conduit à définir le modèle du **gaz parfait**

- Très utilisé en thermodynamique
- Valide à **pression suffisamment faible**
- Permet comprendre comportement réel des gaz

# Trois Lois Fondamentales observées



### Subsection 3

## Loi de Boyle-Mariotte (1662)

# Énoncé

À **température constante**, la pression d'une masse donnée de gaz est **inversement proportionnelle** à son volume

$$PV = \text{constante} \quad (T = \text{cste})$$

# Implication

- Si volume augmente → pression diminue
- Si volume diminue → pression augmente
- Relation hyperbolique
- **Isotherme du gaz parfait**



## Subsection 4

### Loi de Gay-Lussac (1800)

# Énoncé

À **volume constant**, la pression d'une masse de gaz est **proportionnelle** à la température absolue

$$\frac{P}{T} = \text{constante} \quad (V = \text{cste})$$

# Implication

- Proportionnalité directe  $P \propto T$
- Augmentation de température  $\rightarrow$  augmentation de pression
- **Isochore du gaz parfait**



## Subsection 5

### Loi d'Avogadro-Ampère (1811)

# Énoncé

Des volumes égaux de gaz différents, aux **mêmes conditions de température et de pression**, renferment le **même nombre de molécules**

# Conséquence

- **Nombre de moles constant** pour conditions P, T identiques
- Permet comparer différents gaz
- Base pour concept de mole

# Application

À T.P.N. ( $0^{\circ}\text{C}$ , 1 atm): 1 mole de gaz occupe 22,4 L



## Subsection 6

### Définition du Gaz Parfait

# Définition Rigoureuse

Un gaz parfait est un gaz qui suit **exactement** les trois lois de : - Boyle-Mariotte - Gay-Lussac - Avogadro-Ampère

# Équation d'État du Gaz Parfait

$$PV = nRT$$

# Paramètres

- P : pression [Pa]
- V : volume [ $\text{m}^3$ ]
- n : nombre de moles
- R : constante universelle des gaz = 8,314 J/(mol · K)
- T : température absolue [K]



## Subsection 7

### Diagramme de Clapeyron

# Représentation Graphique

Chaque courbe est une **hyperbole** correspondant à une **température constante**

# Isothermes PV

- À T constante  $\rightarrow$  courbes hyperboliques
- Plus T augmente  $\rightarrow$  courbes décalées vers le haut
- Intersection avec axe P ou V donne le point d'équilibre

# Utilité

Permet visualiser les états d'équilibre du gaz



## Subsection 8

### Mélange de Gaz Parfaits

# Propriété Fondamentale

Chaque molécule d'un gaz parfait se comporte **indépendamment** des autres

# Conservation dans un Mélange

Un mélange de gaz parfaits est lui-même un **gaz parfait**

# Équation pour un Mélange

$$PV = n_{\text{total}} RT$$

où  $n_{\text{total}} = n_1 + n_2 + \dots + n_i$



## Subsection 9

### Pression Partielle

# Définition

La **pression partielle**  $P_i$  d'un gaz est la pression qu'il exercerait s'il était **seul** à occuper tout le volume à la même température

$$P_i = \frac{n_i R T}{V}$$

# Notation

- $P_i$  : pression partielle du gaz i
- $n_i$  : nombre de moles du gaz i
- V : volume total du mélange
- T : température



## Subsection 10

### Loi de Dalton

# Énoncé

La **pression totale** d'un mélange de gaz parfait est égale à la **somme des pressions partielles**

$$P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + \dots + P_i$$

# Fraction Molaire

$$x_i = \frac{n_i}{n_{\text{total}}}$$

relation entre pression partielle et totale:

$$P_i = x_i \cdot P_{\text{total}}$$



## Subsection 11

### Fraction Molaire

# Définition

La **fraction molaire**  $x_i$  d'un constituant est le rapport du nombre de moles de ce constituant au nombre total de moles

$$x_i = \frac{n_i}{n_{\text{total}}}$$

# Propriété

$$\sum_{i=1}^n x_i = 1$$

# Application pratique

Permet connaître composition du mélange - En fraction massique ou molaire - Lien pression partielle/pression totale



## Subsection 12

### Approche Microscopique

# Transition vers la Théorie Cinétique

Au niveau **macroscopique** : variables P, V, T

Au niveau **microscopique** : positions et vitesses des molécules

# Lien entre les Deux Échelles

La thermodynamique macroscopique peut se déduire de la mécanique statistique des molécules

# Postulat Fondamental

Le comportement des gaz s'explique par : - **Agitation aléatoire** des molécules - **Collisions** avec les parois - **Interactions négligeables** entre molécules (gaz parfait)



## Subsection 13

### Théorie Cinétique : Pression

# Origine microscopique de la pression

Les **collisions** des molécules avec les parois créent la **pression**

# Relation Cinétique

$$P = \frac{1}{3}nm\langle v^2 \rangle$$

où : - n : nombre de molécules par unité de volume - m : masse d'une molécule -  $\langle v^2 \rangle$  : moyenne de  $v^2$



## Subsection 14

### Théorie Cinétique : Température

# Relation Cinétique-Température

L'énergie cinétique moyenne des molécules est **proportionnelle** à la température

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

où  $k_B = 1,38 \times 10^{-23}$  J/K (constante de Boltzmann)

# Implication

Température est une mesure de l'**agitation moléculaire**

# Vitesse quadratique moyenne

$$\langle v^2 \rangle = \sqrt{\frac{3k_B T}{m}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

où M est la masse molaire



## Subsection 15

### Distribution de Maxwell-Boltzmann

# Distribution des Vitesses

Les molécules n'ont pas toutes la même vitesse

La **distribution de Maxwell-Boltzmann** donne la probabilité d'une vitesse donnée

$$f(v) = 4\pi n \left( \frac{m}{2\pi k_B T} \right)^{3/2} v^2 \exp \left( -\frac{mv^2}{2k_B T} \right)$$

# Caractéristiques

- **pic** : vitesse la plus probable
- **queues** : quelques molécules très lentes/rapides
- Lisse avec T (plus l'agitation augmente)



## Subsection 16

### Conclusion : Gaz Parfait

# Synthèse

Le modèle du gaz parfait combine :

- **Macroscopiquement** : 3 lois expérimentales (Boyle-Mariotte, Gay-Lussac, Avogadro-Ampère)
- **Équation d'état** :  $PV = nRT$
- **Microscopiquement** : théorie cinétique expliquant pression et température

# Validité

- Excellent pour gaz simples à pression modérée
- S'écarte aux **très hautes pressions** (interactions moléculaires)
- S'écarte aux **très basses températures** (changements de phase)

# Importance

Pierre angulaire de la thermodynamique classique

