

# 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

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)

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  $\rightarrow$  pression diminue
- Si volume diminue  $\rightarrow$  pression augmente
- Relation hyperbolique
- **Isotherme du gaz parfait**



## Subsection 4

### Loi de Gay-Lussac (1800)

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)

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

- **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

$$PV = nRT$$



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



## Subsection 7

### Diagramme de Clapeyron

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

- 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

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

$$P_i = \frac{n_i RT}{V}$$

# 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

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

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

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

relation entre pression partielle et totale:

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



## Subsection 11

### Fraction Molaire

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

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

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

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

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**



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

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



Les molécules n'ont pas toutes la même vitesse

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

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

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



## Subsection 16

### Conclusion : Gaz Parfait

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

- 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

