

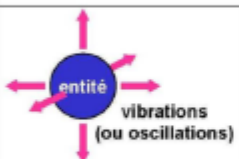
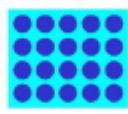
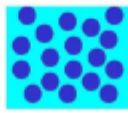
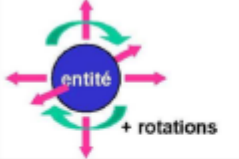



## Huitième partie

# Les différents états de la matière

## 1 Introduction

### Etats et changements d'état

- **Etat gazeux** : non condensé, désordonné
- **Etat liquide** : condensé, désordonné
- **Etat solide** : condensé, désordonné (amorphes), ordonné (cristallins)

	degrés de liberté	état condensé	état ordonné	volume propre	forme propre	propriété
<b>solide</b>		oui	oui : cristallin 	oui	oui	rigide
			non : amorphe 			
<b>liquide</b>		oui	non 	oui	non	visqueux
<b>gaz</b>		non	non 	non	non	expansible compressible

forces de cohésion entre entités

## 2 L'état gazeux

L'état gazeux se caractérise par son aspect **non condensé**<sup>1</sup>

### 2.1 Caractéristiques macroscopiques

- **Masse volumique faible** : 80 fois plus faible que l'eau
- **Compressibilité élevée** : La compressibilité est la variation relative de volume sous l'effet d'une pression appliquée. Elle est très grande pour les gaz et faible pour les liquides et les solides
- **Viscosité faible** : La viscosité est la résistance à l'écoulement uniforme et sans turbulence.
- **Dilatation thermique** : Si la température augmente, le volume augmente et la masse volumique diminue. C'est la convection naturelle

Un gaz dépend donc de trois variables : la Pression (Pa), la Température (K) et le Volume ( $m^3$ )

Trois types de transformations :

- **Isotherme** Si  $T = cte \Rightarrow PV = cte$  Loi de **Boyle-Mariotte**
- **Isobare** Si  $P = cte \Rightarrow \frac{V}{T} = cte$  Loi de **Gay-Lussac / Charles**
- **Isochore** Si  $V = cte \Rightarrow \frac{P}{T} = cte$

1. Proust, Dalton, Gay-Lussac, Avogadro

## 2.2 Equation d'état d'un gaz parfait

$$\frac{PV}{T} = cte \quad (1)$$

Loi d'Avogadro-Ampère :

$$PV = nRT \quad (2)$$

avec R la constante universelle des gaz parfaits

$$\text{Concentration : } C = \frac{n}{V} = \frac{P}{RT}$$

$$\text{Masse volumique : } \rho = \frac{m}{V} = \frac{nM}{V} = \frac{PM}{RT}$$

$$\text{Densité : } d = \frac{\rho_{gaz}}{\rho_{air}}$$

$$\text{Volume molaire : } V_m = \frac{V}{n} = \frac{RT}{P}$$

## 2.3 Description microscopique

**Introduction :** Le volume des seules molécules est faible devant le volume total. Les molécules sont donc animées d'un **mouvement d'agitation** très rapide et désordonné

**Agitation thermique et pression :** La pression exercé par un gaz sur une paroi provient de la somme des chocs de chaque molécule sur cette paroi.

- La pression est proportionnelle à la concentration
- La pression est proportionnelle à l'énergie cinétique

**Agitation thermique et température :** Si une molécule de masse m se déplace à une vitesse v :

$$\langle E_c \rangle = N_A \cdot \frac{1}{2} m \langle v^2 \rangle$$

La température d'un gaz est directement liée à l'énergie cinétique des molécules :

$$\langle E_c \rangle = N_A \cdot \frac{3}{2} k_b T$$

avec  $k_b$  la constante de Boltzmann

## 2.4 Mélanges de gaz

Pour décrire les mélanges, on utilise la notion de **fraction molaire** en %

$$x_G = \frac{n_G}{n_{tot}} = \frac{C_g}{C_{tot}}$$

**Loi de Dalton** La pression totale d'un gaz est liée à la quantité totale de molécules :

$$P_{tot} = \sum_i P_i \Leftrightarrow P_i = x_i P_{tot}$$

## 2.5 Modèles de gaz "<réels">

Le modèle du gaz parfait est une bonne approximation lorsque la **pression est faible** et que la **température loin de la température d'ébullition**

Correction de Van der Waals :

1. Le volume occupé par les molécules de gaz n'est pas totalement négligeable devant le volume total :  
 $V_{rel} = V - nV_b$
2. Il existe des interactions entre les molécules de gaz  $P_{rel} = P + \alpha \cdot C^2$

## 3 L'état liquide

### Caractéristique macroscopiques

- Densité  $d = \frac{\rho_{liq}}{\rho_{eau}}$
- Faible compressibilité
- Viscosité variable

**Mélange de liquides** : 2 liquides ne sont pas toujours miscibles entre eux, la miscibilité de 2 composés A et B résulte de l'existence de forces d'attraction entre les molécules A et B

**Solvant, soluté** : Un solvant peut également servir à solubiliser une quantité d'un soluté. On obtient alors un **une solution**

La solubilité augmente avec la température

### Solvatation :

- Les solvants **protiques** sont des molécules polaires susceptibles de former des liaisons hydrogènes
- Les solvants **aprotiques** n'établissent pas de liaisons H :
  - solvants apolaires = moment dipolaire négligeable
  - solvants polaires = moment dipolaire élevé

**Additivité des volumes** : Lors d'un mélange la masse totale se conserve mais pas le volume total

## 4 L'état solide

Voir les différentes modalités dans la neuvième partie

### 4.1 Solides amorphes

- Masse volumique plus faible
- Propriétés isotropes
- Pas de fusion franche

### 4.2 Solides cristallins

- Empilement régulier, structure périodiques
- Propriétés isotropes ou anisotropes
- Point de fusion bien défini