

Chapitre 2: les états de la matière

- *Caractérisation de la matière*
- *Température et pression*
- *L'état gazeux*
 - *applications:*
 - *volume molaire d'un gaz*
 - *masse molaire d'un gaz*
- *Les états condensés (liquide et solide)*

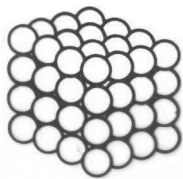


Etats de la matière

Réalisation: C.Gisèle Jung- cgjung@ulb.ac.be

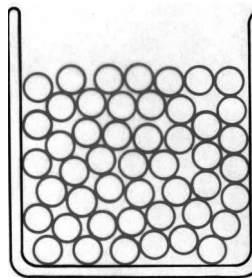
1

3 états de la matière



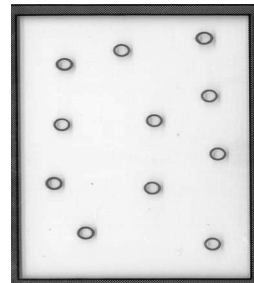
État solide

**condensé
ordonné**



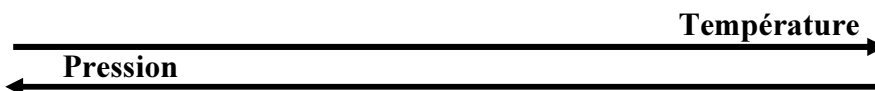
État liquide

**condensé
désordonné**



État gazeux

désordre total



Etats de la matière

Réalisation: C.Gisèle Jung- cgjung@ulb.ac.be

2

Chapitre 2: température et pression

- *Caractérisation de la matière*
- *Température et pression*
- *L'état gazeux*
 - *applications:*
 - *volume molaire d'un gaz*
 - *masse molaire d'un gaz*
- *Les états condensés (liquide et solide)*

Caractérisation de la matière

- **masse + volume**
- **3 états :**
 - **solide:**
 - forme, V dépend peu de P et T
 - **liquide**
 - forme = f(récipient), V dépend peu de P et T
 - **gazeux**
 - forme et volume du récipient, $V=f(P,T)$
 $\Rightarrow$ compressibles

La température (1)

- mesure le degré d'agitation des molécules
- détermine le sens de l'échange d'énergie entre corps et son voisinage (ΔT)
- échelles
 - usuellement en degré Celsius ($^{\circ}\text{C}$)
 - en physique et en chimie en Kelvin (K)

La température (2)

Mesurée par

- dilatation d'un liquide
 - thermomètre capillaire
- dilatation d'un solide
 - thermomètre à dilatation
- ΔU entre 2 fils de nature différente
 - thermocouple
- couleur d'un corps
 - pyromètre optique

La pression

Soit un gaz dans un récipient,

- la pression de ce gaz *est définie* comme étant la force F exercée par le gaz par unité de surface S :

$$P = \frac{F}{S}$$

unité

$$1 \text{ Pa} = \frac{1 \text{ N}}{\text{m}^2}$$

$$= \frac{1 \text{ kg}}{\text{m} \cdot \text{s}^2}$$

La pression atmosphérique dépend de l'altitude et des conditions atmosphériques.

La pression atmosphérique *standard* vaut

$$1 \text{ atm} = 101.325 \text{ Pa}$$



Etats de la matière

Réalisation: C.Gisèle Jung- cgjung@ulb.ac.be

7

Unités de pression

$$\bullet 1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2 \text{ (MKS)}$$

- $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$**
- $1 \text{ atm} = 101.325 \text{ Pa} = 0,1013 \text{ MPa} = 1013 \text{ mbar}$**
- $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} \Rightarrow 1 \text{ mm Hg} = 1/760 \text{ atm}$
(baromètre de Toricelli)**



Etats de la matière

Réalisation: C.Gisèle Jung- cgjung@ulb.ac.be

8

Chapitre 2: l'état gazeux

- *La matière*
- *Température et pression*
- *L'état gazeux*
 - *applications:*
 - *volume molaire d'un gaz*
 - *masse molaire d'un gaz*
- *Les états condensés (liquide et solide)*



Etats de la matière

Réalisation: C.Gisèle Jung- cgjung@ulb.ac.be

9

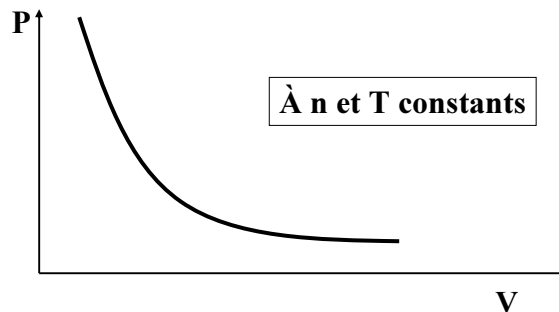
Les gaz parfaits (1)

4 variables:

- **quantité de matière (n)**
- **volume (V)**
- **pression (P)**
- **température (T)**

Loi de Boyle

$$P \cdot V = \text{Constante}$$



À n et T constants



Etats de la matière

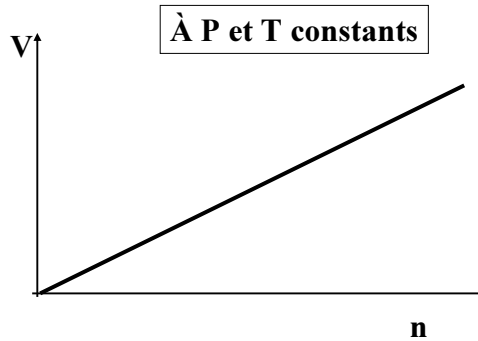
Réalisation: C.Gisèle Jung- cgjung@ulb.ac.be

10

Les gaz parfaits (2)

Loi d'Avogadro

$$V/n = \text{constante}$$



Les gaz parfaits (3)

Loi de Charles

À P et n constants

Le volume d'un gaz augmente de $\frac{1}{273,15} = 0,00366$ (soit 0,366%) chaque fois que la température s'élève de 1°C:

Soit:

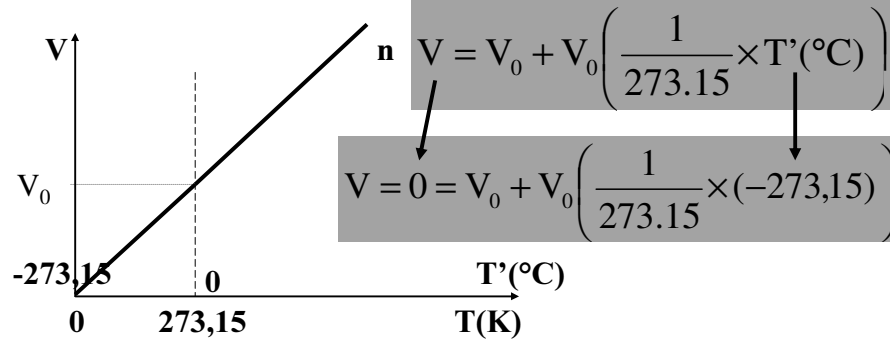
- V_0 le volume occupé à 0°C
- T' la température en °C:

$$V = V_0 + V_0 \left(\frac{1}{273.15} \times T'(^{\circ}\text{C}) \right)$$

Les gaz parfaits (4)

Loi de Charles

À n et P constants



$$T(\text{K}) = T'(^{\circ}\text{C}) + 273,15 \quad (\text{échelle Kelvin})$$



Etats de la matière

Réalisation: C.Gisèle Jung- cgjung@ulb.ac.be

13

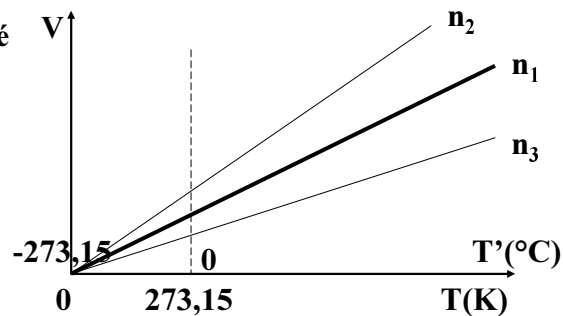
Les gaz parfaits (5)

Loi de Charles

À P constant et n donné

$$V/T = \text{constante}$$

$$T(\text{K}) = T'(^{\circ}\text{C}) + 273,15$$



Quel que soit n , pour $T' = -273,15^{\circ}\text{C}$, on trouve $V=0$

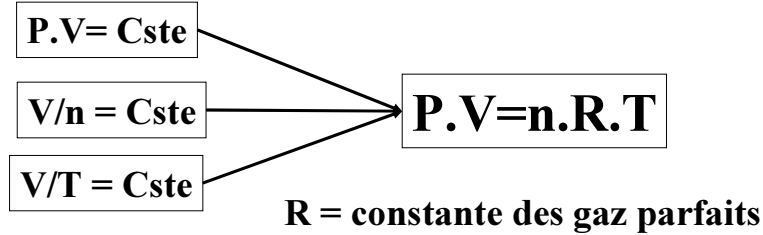


Etats de la matière

Réalisation: C.Gisèle Jung- cgjung@ulb.ac.be

14

Loi des gaz parfaits



- Si P et V sont exprimés respectivement en Pa et m³

$$\mathbf{R = 8,31 \quad Pa. m^3/mol.K} \quad \text{ou} \quad \mathbf{J/mol.K} \quad \mathbf{MKS}$$

- Si P et V sont exprimés respectivement en atm et dm³

$$\mathbf{R = 0,0821 \quad atm.dm^3/mol.K}$$



Etats de la matière

Réalisation: C.Gisèle Jung- cgjung@ulb.ac.be

15

Applications (1)

- **Le volume molaire d'un gaz (n=1)**

$$V = \frac{n.R.T}{P} \quad V_M = 1 \times 0,0821 \times \frac{T(K)}{P(atm)} \quad (dm^3)$$

Conditions Normales (CN):

- **T = 273,15K (0°C)**
- **P = 1 atm**

Pour 1 mole (n=1), on a:

$$\mathbf{V_{CN} = \frac{1 \times 0,0821 \times 273,15}{1} = 22,4 \, dm^3}$$



Etats de la matière

Réalisation: C.Gisèle Jung- cgjung@ulb.ac.be

16

Applications (2)

• Détermination de la masse volumique ρ d'un gaz

Application: déterminer ρ_{CH_4} à 0°C et $0,4 \text{ atm}$

- $M_{\text{CH}_4} = 12 + 4 = 16 \text{ g/mol}$

- Loi gaz parfaits : $V = \frac{n.R.T}{P}$

si $n = 1$
 $\Rightarrow V_M = \frac{1.(0,082).273}{0,4} = 56,03 \text{ dm}^3$

et $M_{\text{CH}_4} = 16 \text{ g/mol}$

- Masse volumique : $\rho_i = \frac{m_i}{V} = \frac{n.M_i}{V} \xrightarrow{\text{si } n=1} = \frac{M_i}{V_M}$

$\Rightarrow \rho_{\text{CH}_4} = \frac{M_{\text{CH}_4}}{V_M} = \frac{16}{56,03} = 0,286 \text{ g/dm}^3$

ULB

Etats de la matière

Réalisation: C. Gisèle Jung- cgjung@ulb.ac.be

17

Applications (3)

• Détermination de la masse molaire d'un gaz

Application: quelle est la masse molaire de O_2 si 131 mg de ce gaz occupe un volume de 50 cm^3 à 25°C et 2 atm ?

Loi gaz parfaits : $V = \frac{n.R.T}{P}$ comme $n = m/M$ $V = \frac{m.R.T}{M.P}$

$\Rightarrow M = \frac{m}{V} \times \frac{R.T}{P} = \frac{0,131}{0,05} \times \frac{0,0821 \times 298}{2} = 32,05 \text{ g/mol}$

ρ

$\rho = 2,62 \text{ g/dm}^3 \text{ à } 2 \text{ atm}$

$M(\text{O}_2) = 32,05 \text{ g/mol}$

ULB

Etats de la matière

Réalisation: C. Gisèle Jung- cgjung@ulb.ac.be

18

Applications (4)

• Détermination de la formule d'un gaz i (acétylène)

Données: - composition: 92,3% C 7,7%H

- $\rho = 0,711 \text{ g/dm}^3$ à 20°C et 500mmHg :

$$\bullet n_C = 92,3/12,01 = 7,7 \text{ mol}$$

$$\bullet n_H = 7,7/1,008 = 7,64 \text{ mol}$$



$$p = \frac{500}{760} = 0,658 \text{ atm}$$

Loi gaz parfaits :

$$V = \frac{n.R.T}{P}$$

comme $n = m/M$ et $\rho = m/V$

$$\Rightarrow M_i = \rho \times \frac{R.T}{P} = 0,711 \times \frac{0,0821 \times 293}{0,658} = 26 \text{ g/mol}$$

Comme $M(\text{CH}) = 13$

donc $n=2$



ULB

Etats de la matière

Réalisation: C.Gisèle Jung- cgjung@ulb.ac.be

19

Les mélanges de gaz (1)

Mélange de $n_1 + n_2 + n_3 + n_4 + \dots + n_i \dots$ moles de gaz

$$n = \sum n_i$$

• fraction molaire de i : $x_i = n_i/n$

• Loi des gaz appliquée au mélange : $P.V = n.R.T$

• Pression partielle:

Loi des gaz appliquée au gaz i : $p_i.V = n_i.R.T$

Définition : p_i = pression partielle du gaz i

• **Loi de Dalton:** comme $(\sum p_i).V = (\sum n_i).R.T$

et que $n = \sum n_i$

on a:

$$(\sum p_i).V = n.R.T$$

donc

$$\sum p_i = P$$

(Dalton)

ULB

Etats de la matière

Réalisation: C.Gisèle Jung- cgjung@ulb.ac.be

20

Les mélanges de gaz (2)

Mélange de $n_1 + n_2 + n_3 + n_4 + \dots$ moles de gaz

$$n = \sum n_i \quad \text{et} \quad p = \sum p_i$$

fraction molaire de i:

$$x_i = \frac{n_i}{n} = \frac{p_i}{p}$$

$$\text{Donc } p_i = x_i \cdot P$$



Etats de la matière

Réalisation: C.Gisèle Jung- cgjung@ulb.ac.be

21

Les gaz réels (1)

La loi des gaz parfaits ne s'applique pas pour les gaz pour lesquels la *masse volumique* (ρ) est suffisamment élevée, c-à-d **à basse T ou haute P .**

La loi de Van Der Waals s'écrit:

$$\left(P + \frac{n^2 \cdot a}{V^2} \right) (V - n \cdot b) = n \cdot R \cdot T$$



$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V - b} - \frac{a}{V^2}$$



Les coefficients a et b dépendent de la nature du gaz.

Réalisation: C.Gisèle Jung- cgjung@ulb.ac.be

22

Les gaz réels (2)

	a (dm ⁶ .atm/mol ²)	b (dm ³ /mol)
He	0,0341	0,0237
CH ₄	2,253	0,0428
C ₃ H ₈	8,664	0,0844

$$P = \frac{n.R.T}{V - b} - \frac{a}{V^2}$$

- Calcul de la pression exercée par une mole de gaz à 25°C (298K) dans un récipient de 0,25 dm³.

pour He: $P = \frac{1.(0,082).298}{0,25 - 0,0297} - \frac{0,0341}{(0,25)^2} = 108 \text{ atm}$

pour CH₄: P= 82 atm

et

pour C₃H₈ : P= 9 atm

ULB

Etats de la matière

Réalisation: C.Gisèle Jung- cgjung@ulb.ac.be

23

Application: 1 mole gaz- 0,25dm³- 25°C

- L'application de la loi de Van Der Waals donne:

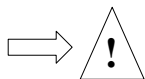
1 mole de He exerce une pression : **P=108 atm**

1 mole de CH₄ exerce une pression : **P=82 atm**

1 mole de C₃H₈ exerce une pression : **P=9 atm**

- L'application de la loi des gaz parfaits donne:

$$P = \frac{n.R.T}{V} = \frac{1.(0,082).298}{0,25} = 98 \text{ atm}$$



Importance technologique : gaz en bonbonne

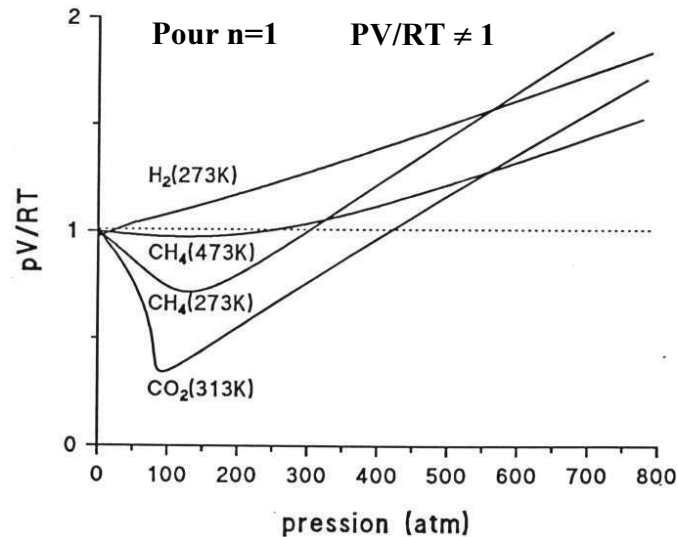
ULB

Etats de la matière

Réalisation: C.Gisèle Jung- cgjung@ulb.ac.be

24

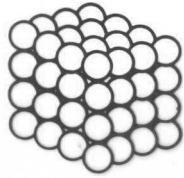
Ecarts à l'idéalité



Chapitre 2: les états condensés

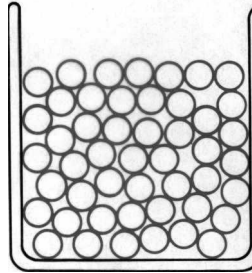
- *Caractérisation de la matière*
- *Température et pression*
- *L'état gazeux*
 - *applications:*
 - *volume molaire d'un gaz*
 - *masse molaire d'un gaz*
- *Les états condensés (liquide et solide)*

Rappel - états de la matière



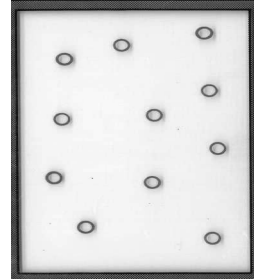
État solide

condensé
ordonné



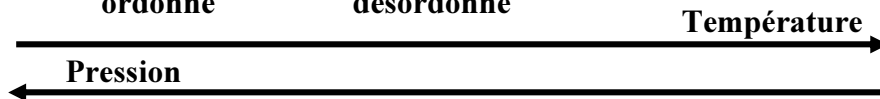
État liquide

condensé
désordonné



État gazeux

désordre total



ULB

Etats de la matière

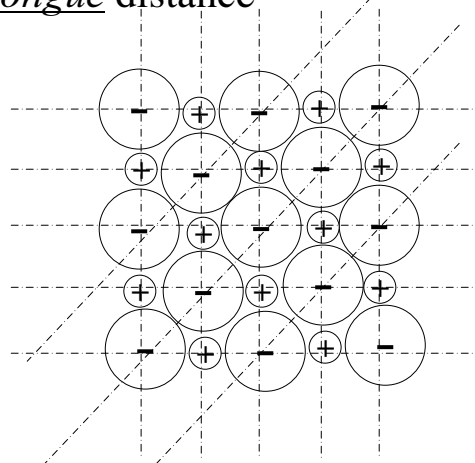
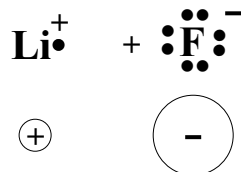
Réalisation: C.Gisèle Jung- cgjung@ulb.ac.be

27

Les états de la matière - SOLIDE

Ordre conservé sur une longue distance

- solides ioniques



ULB

Etats de la matière

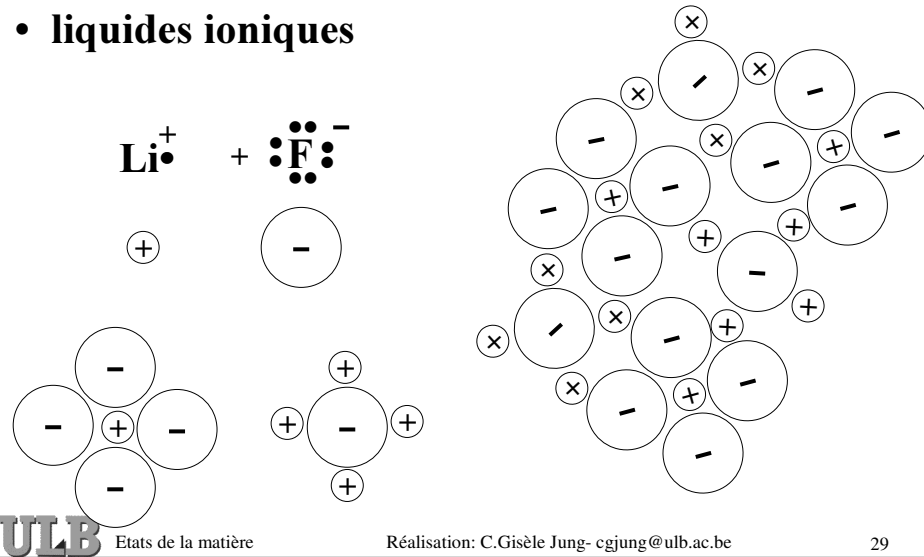
Réalisation: C.Gisèle Jung- cgjung@ulb.ac.be

28

Les états de la matière - LIQUIDE

Ordre sur une courte distance

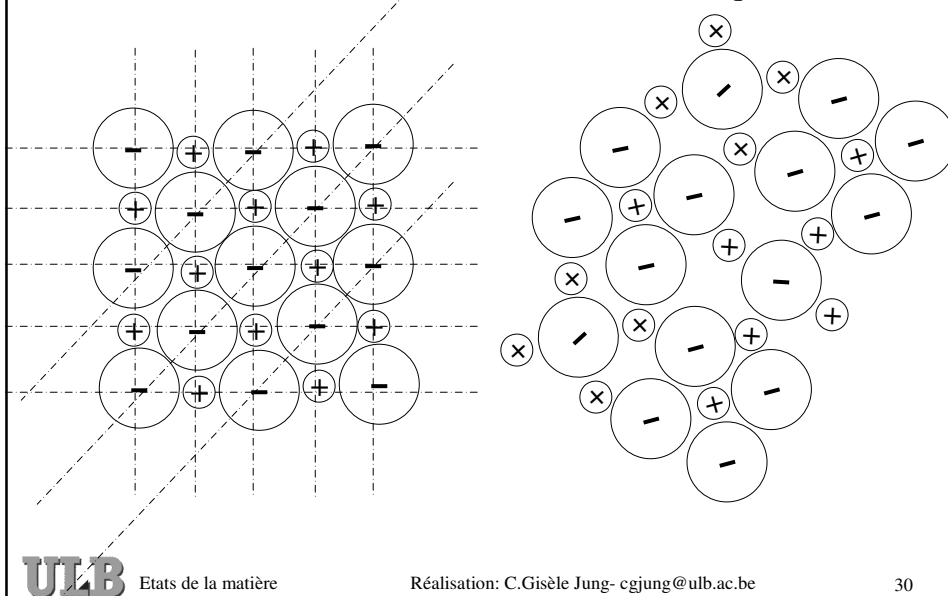
- liquides ioniques



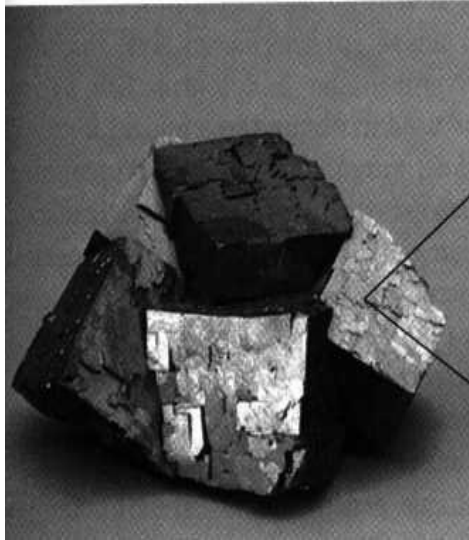
SOLIDE<>LIQUIDE

État solide

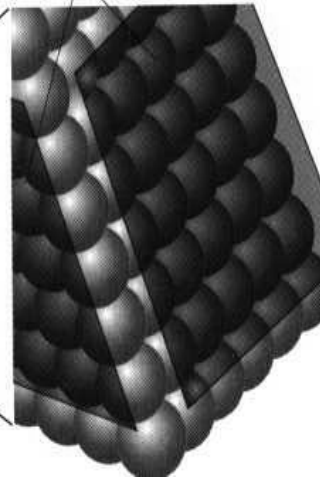
État liquide



Cristal de blende (ZnS)



faces



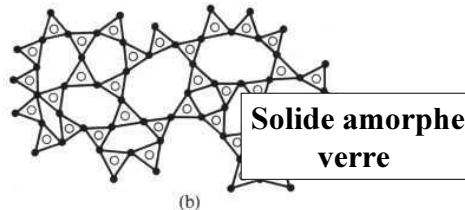
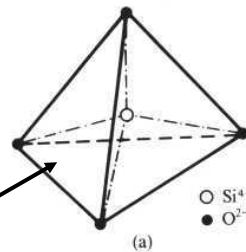
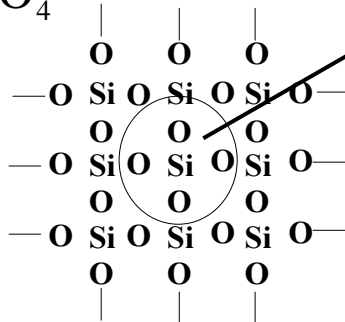
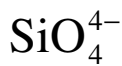
ULB

Etats de la matière

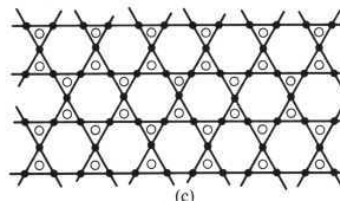
Réalisation: C.Gisèle Jung- cgjung@ulb.ac.be

31

Silice (SiO_2) (solide covalent)



Solide cristallin



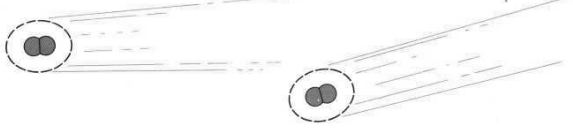
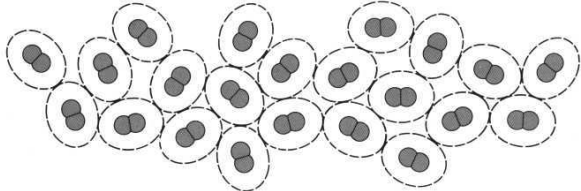
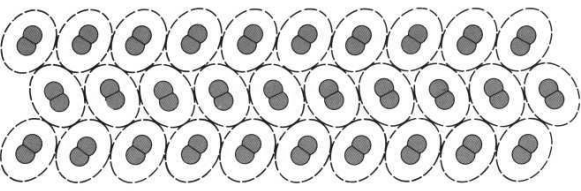
ULB

Etats de la matière

Réalisation:

32

Résumé: états de la matière

	↑ T État gazeux désordre total
	État liquide condensé désordonné
	État solide condensé ordonné



Etats de la matière

Réalisation: C.Gisèle Jung- cgjung@ulb.ac.be

33

Chapitres choisis de Chimie Générale

Cours manuscrit: Hon.Prof. A.Fontana
Animation Powerpoint: Dr.Sc. C.G.Jung

afontana@ulb.ac.be cgjung@ulb.ac.be

Université Libre de Bruxelles (ULB)
 Solvay Business School - Centre Emile Bernheim (CEB)
 50, Av.F.D.Roosevelt CP 145/1– B1050 Bruxelles

<http://www.ulb.ac.be/soco/ceb>

