

Chimie Générale 2019 - 2020

1^{ère} A Médecine FAMOS

Chap. 2. Matière et chimie

Chap. 2. Matière et chimie

2.1 États de la matière

2.2 Atomes, molécules et ions

2.3 Moles et concentrations

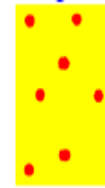
2.4 Liaisons chimiques : une introduction

2.5 Nature des composés chimiques

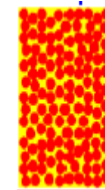
Chap. 2. Matière et chimie

2.1 États de la matière

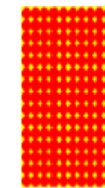
gaz particules libres, en mouvement
faible masse spécifique (env. $10^{-3} \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$)



liquide particules mobiles subissant des forces
intermoléculaires. Masse spécifique :
env. $1 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$



solide particules pratiquement immobiles
masse spécifique : $1-20 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$



Chap. 2. Matière et

Autres états de la matière **chimie**

cristal liquide état intermédiaire présentant un certain ordre

plasma fluide ionisé : les atomes ont perdu un ou plusieurs électrons



Exemples : gaz interstellaire, étoiles, (notamment le soleil), ionosphère (aurores polaires)

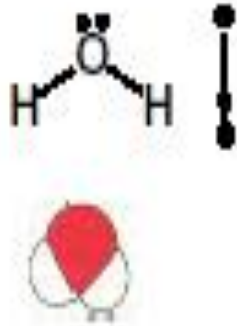


applications : lampes lumineuses, écrans de télévision, fusion nucléaire

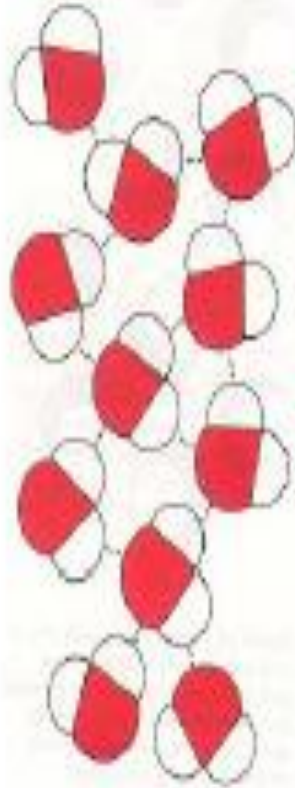


Chap. 2. Matière et

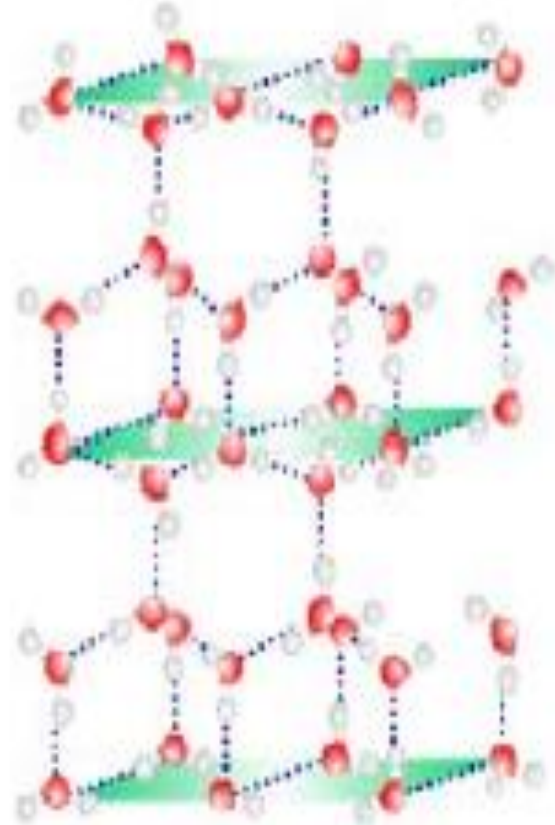
Transformation de phase: phénomène physique ou chimique?
chimie



Molécule
d'eau (vapeur)



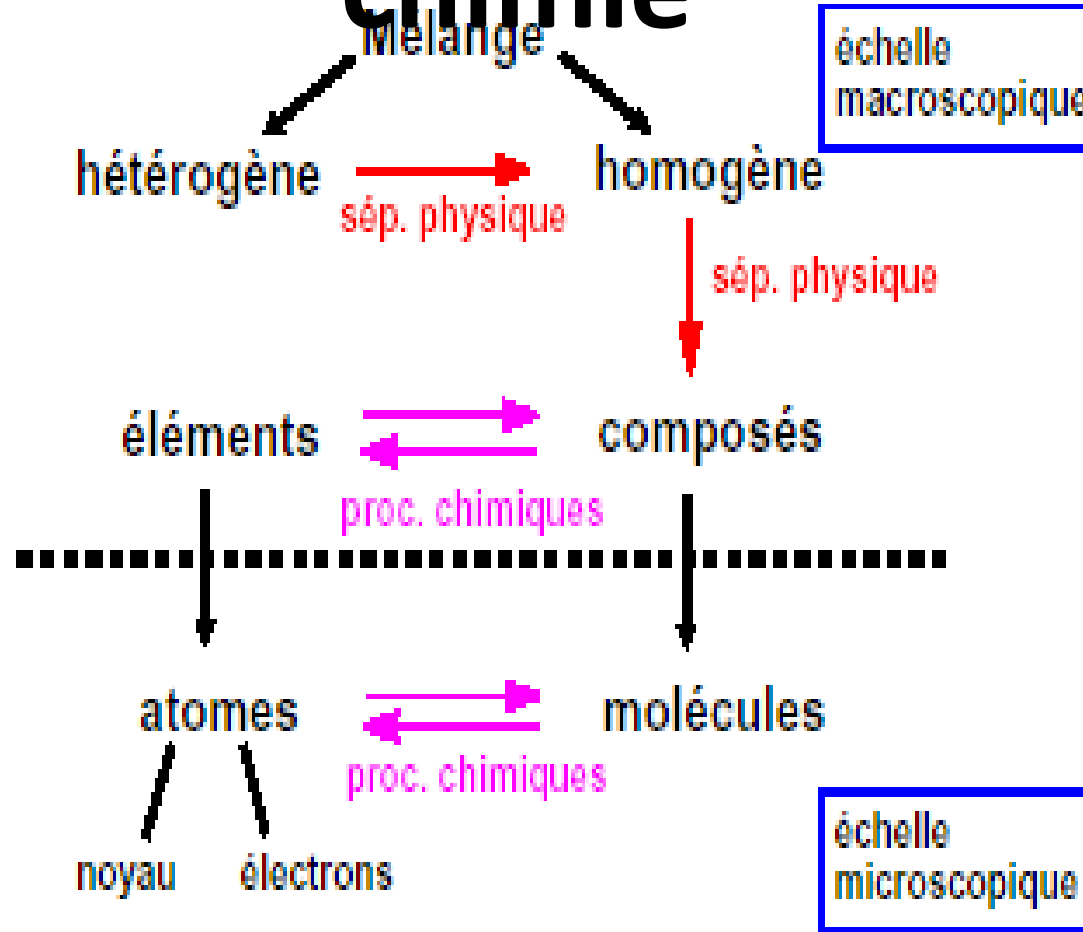
Eau (liquide)
80% de liaisons
hydrogène



glace (solide)

Chap. 2. Matière et

chimie



110 éléments connus
dont 81 stables et \approx 25 essentiels

Chap. 2. Matière et chimie

2.2 Atomes et molécules

Comment les atomes et les molécules se sont-ils formés?

Théorie du « big bang »

- 15 milliards d'années : explosion initiale
formation des quarks



Production d'**étoiles** (soleil par exemple),
sièges de fusion nucléaire produisant
des particules élémentaires (protons,
neutrons) par fusion de trois quarks, puis
des noyaux d'atomes

- plus tard, certaines étoiles explosent : les noyaux
se répandent dans l'univers, des atomes et de
petites molécules se forment

Chap. 2. Matière et

chimie

La théorie atomique : John Dalton (1766-1844)

La matière est composée d'**atomes** formés 10^{-10} m
d'un noyau (**Z** protons, **N** neutrons) 10^{-15} m
et d'électrons (**Z**)



symbole chimique

nombre de masse

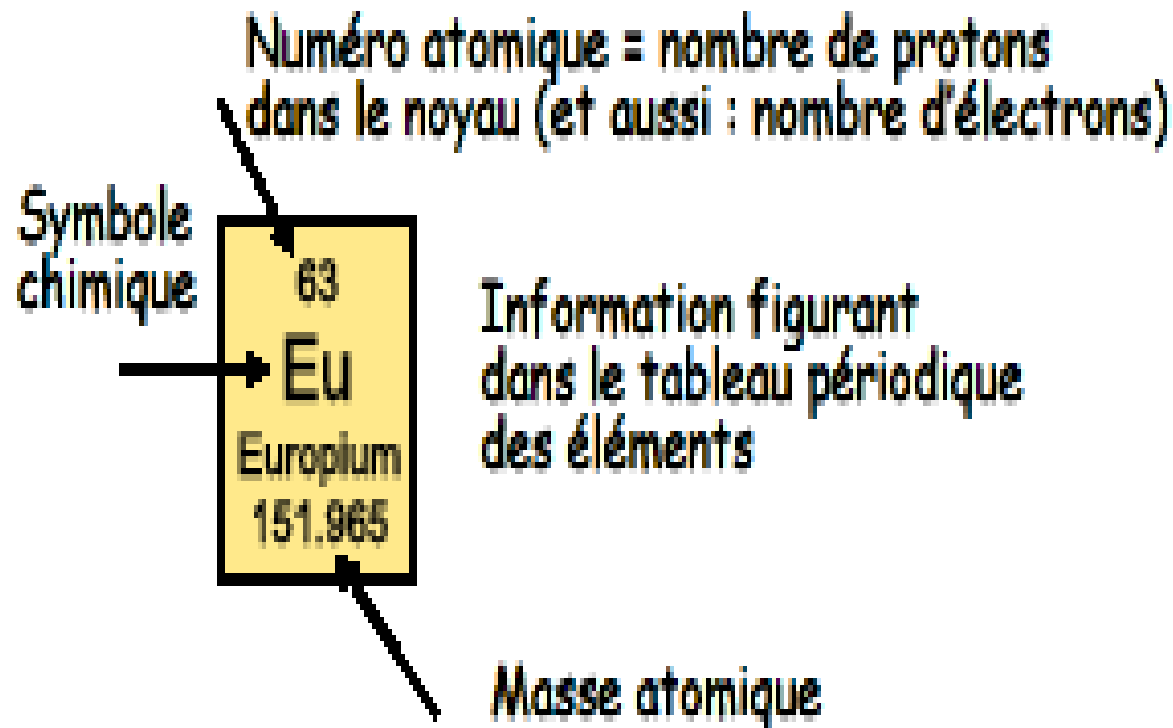
$$A = Z + N$$

numéro atomique

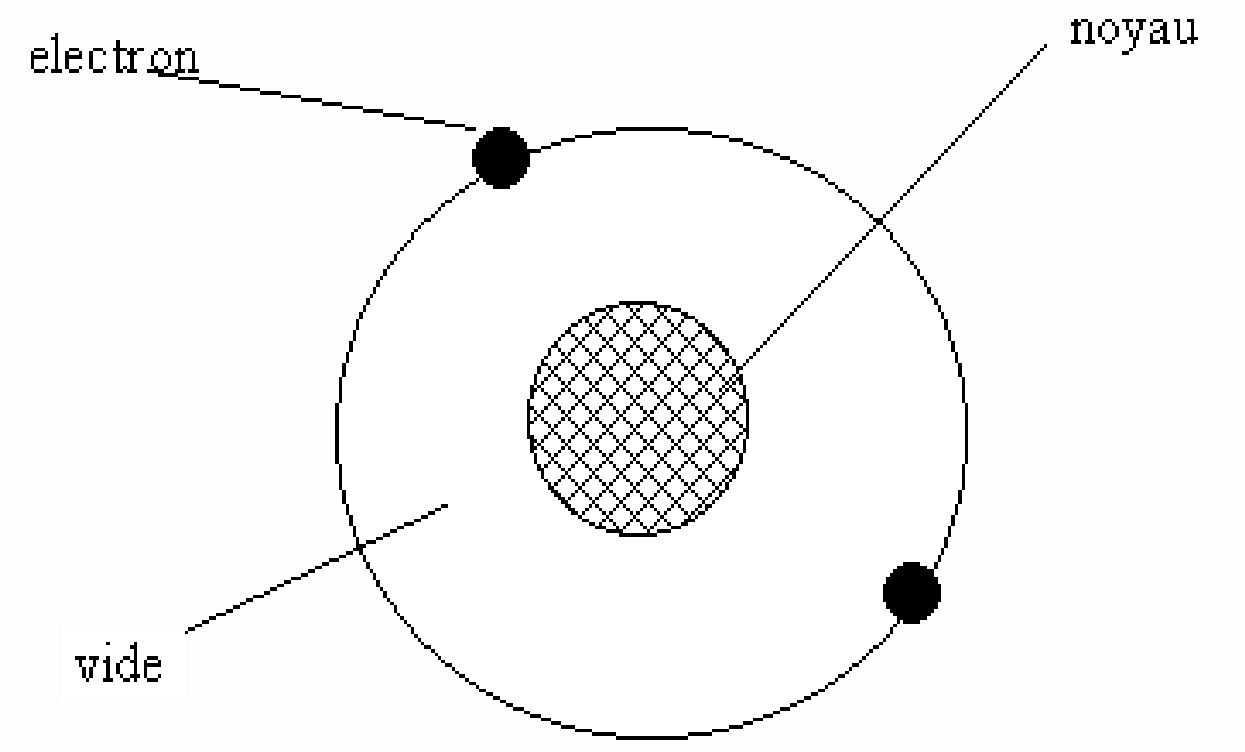
Chap. 2. Matière et chimie

Chaque élément est caractérisé par

- un nom
- un symbole chimique (1-2 lettres)



Chap. 2. Matière et chimie



Différentes parties de l'atome:

1 - Noyau = Neutrons + Protons

2 - Électrons

Chap. 2. Matière et chimie

1 - Le noyau:

Le proton :

Charge élémentaire e positive ($e = +1,602 \cdot 10^{-19}$ C)

Masse au repos $m_{\text{proton}} = 1,673 \cdot 10^{-24}$ g.

Chaque noyau possède Z protons.

Le noyau a donc une charge électrique +Ze.

Le neutron : Électriquement neutre - pas de charge élémentaire

Masse au repos $m_{\text{neutron}} = 1,675 \cdot 10^{-24}$ g

$$m_{\text{neutron}} \approx m_{\text{proton}}$$

2 - Les électrons:

Charge négative $-e = -1.602 \cdot 10^{-19}$ C.

$m_{\text{électron}} = 9,109 \cdot 10^{-31}$ Kg

Atome électriqumt neutre => autant d'é que de protons (Z).

Chap. 2. Matière et chimie

Isotopes

Les isotopes sont des noyaux ayant un numéro atomique Z , mais des nombres de masse différents

Les éléments sont en général des mélanges d'isotopes, ce qui explique leur masse atomique fractionnaire

Carbone C ^{11}C , ^{12}C , ^{13}C , ^{14}C
 $Z = 6$, $N = 5 \text{ à } 8$
isotope radioactif :
 ^{14}C

Chrome Cr ^{50}Cr , ^{52}Cr , ^{53}Cr , ^{54}Cr
 $Z = 24$, $N = 26-30$
isotope radioactif :
 ^{51}Cr (non naturel)

Chap. 2. Matière et chimie

Note: la masse des atomes est concentrée dans le noyau, mais ce sont les électrons qui en déterminent les propriétés chimiques

Pour ^{12}C , par exemple, le % de la masse des électrons vaut

$$\frac{6 \cdot 5,45 \cdot 10^{-4}}{(6 \cdot 1 + 6 \cdot 1,0014 + 6 \cdot 5,45 \cdot 10^{-4})}$$
$$\frac{3,27 \cdot 10^{-3}}{12,01167} = 2,72 \cdot 10^{-4} = 0,027\%$$

110 éléments sont connus (92 sont « naturels »); $\approx 80\%$ sont des métaux et $\approx 20\%$ des non métaux

La plupart des éléments sont solides

Exceptions :

$\text{H}_2, \text{N}_2, \text{O}_2, \text{F}_2, \text{Cl}_2$, gaz rares : gaz

(Ga), Br, Cs, Hg, Fr : liquides

Certains éléments (surtout gazeux) sont di-atomiques :

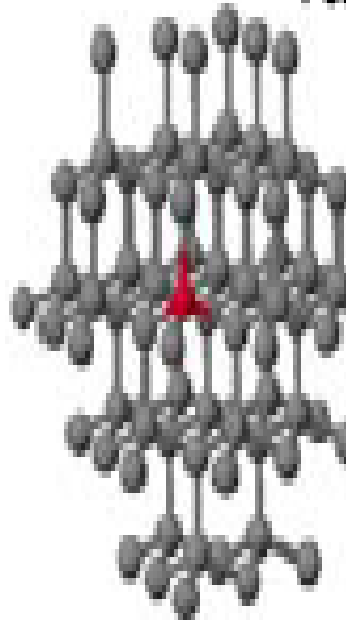
$\text{H}_2, \text{N}_2, \text{O}_2, \text{F}_2, \text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2$

Chap. 2. Matière et chimie

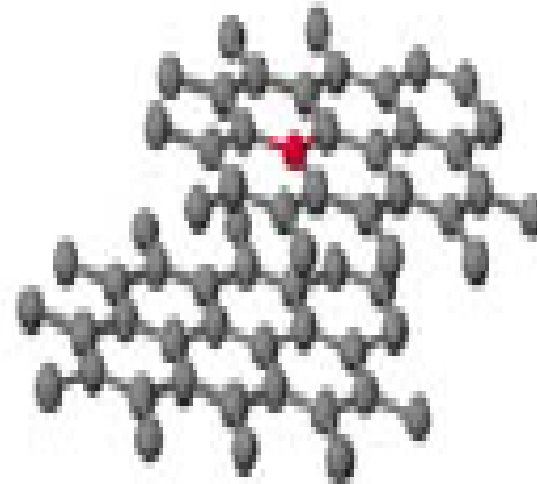
Allotropes

Un élément peut adopter plusieurs formes différentes, appelées formes allotropiques. Exemple, le carbone:

Formes allotropes du carbone



diamant



graphite

Chap. 2. Matière et chimie

Molécules

Assemblages d'atomes réunis par des **liaisons chimiques**

Formules chimiques :

nature et nombre des atomes

Exemple: eau, H_2O 2 atomes d'hydrogène H
1 atome d'oxygène O

Formules :

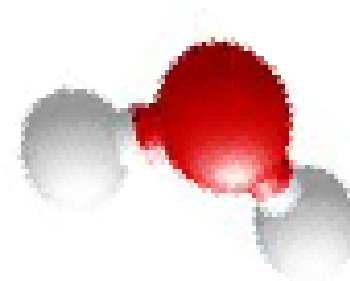
brute H_2O
développée H-O-H

structurale



angle : $104,5^\circ$

distance O-H : 96 pm



Chap. 2. Matière et chimie

Masse moléculaire (*MM*)

$$MM = \sum_i n_i MA_i$$

n_i = nbre d'atomes i

MA_i = masse atomique des atomes i

Exemples :

Eau H_2O

$$MM = 2 \cdot 1,008 + 1 \cdot 15,999 = 18,015 \text{ daltons}$$

Glucose $C_6H_{12}O_6$

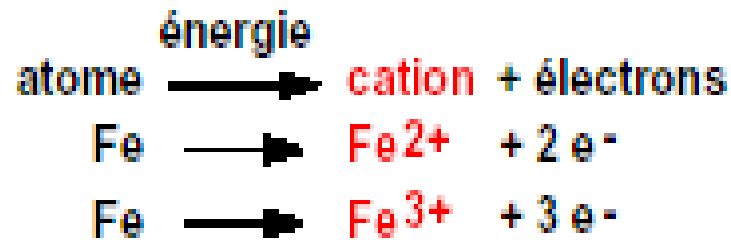
$$MM = 6 \cdot 12,011 + 12 \cdot 1,008 + 6 \cdot 15,999 = 180,156 \text{ daltons}$$

Chap. 2. Matière et chimie

Ions

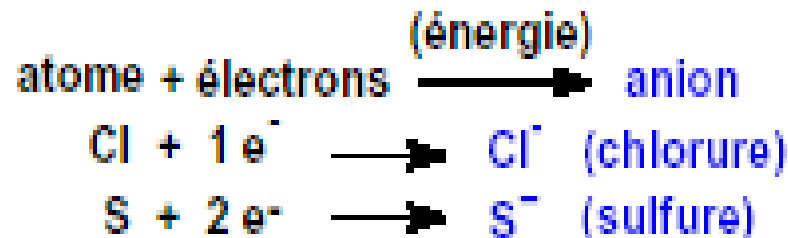
Certains éléments ont tendance à **donner** ou **prendre** des électrons; ils sont **électropositifs** ou **électronégatifs**

Formation d'un ion chargé positivement (cation)



le fer est un élément **électropositif**

Formation d'un ion chargé négativement (anion)



le chlore et le soufre sont des éléments **électronégatifs**

Chap. 2. Matière et chimie

2.3 Moles et concentrations

Définitions

Mole quantité de substance contenant N_A particules
particule = atome, molécule, ou ion
symbole de l'unité : **mol**

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$$

nombre d'Avogadro (1776-1850)

Masse molaire (MM)

masse d'une mole de substance, en g

La masse molaire est égale à la masse moléculaire
(ou atomique) exprimée en g

Exemple: H_2O

Masse moléculaire = 18,015 Da; masse molaire = 18,015 g

Chap. 2. Matière et chimie

Quelques calculs

L'eau

Combien y a-t-il de moles dans 1 kg d'eau ?

$$1000 \text{ g} / 18,015 = 55,5$$

Combien y a-t-il de molécules dans 1 kg d'eau ?

$$55,5 \cdot (6,022 \cdot 10^{23}) = 3,34 \cdot 10^{25}$$

Le fer $MA = 55,847$ daltons

1 mole = 55,847 g, contient $6,022 \cdot 10^{23}$ atomes

Combien y a-t-il d'atomes dans 1 g ?

$$1 \text{ g} / 55,847 \text{ g} = 0,0179 \text{ mol}$$

$$0,0179 \cdot (6,022 \cdot 10^{23}) = 1,078 \cdot 10^{22} \text{ atomes}$$

Chap. 2. Matière et chimie

La concentration

Molarité

Dans le cas d'une solution (liquide ou gazeuse), on exprime la quantité de soluté (qui est dissous) présent dans le solvant par sa concentration. Ceci est indiqué par des parenthèses carrées :

$$[\text{soluté}] = \frac{\text{nombre de moles}}{\text{volume de solution}} \quad \text{en mol/dm}^3 \quad \text{molarité } M$$

La concentration s'exprime aussi en en mol/l = M (1 l = 1 dm³).

Molalité

$$[\text{soluté}] = \frac{\text{nombre de moles}}{\text{masse du solvant}} \quad \text{en mol/kg} \quad \text{molalité } m$$

Cette notion est utile lorsque l'on discute les propriétés du solvant

Chap. 2. Matière et chimie

Composition d'un mélange

Suivant les cas, la composition d'un mélange est indiquée ainsi:

- masse absolue
 m (g) de chaque constituant
médicaments
- fraction massique
 m (g) d'un composé / m (g) totale
médicaments
- fraction volumique
 V (l) d'un composé / V (l) total
boissons alcooliques
- fraction molaire x_A

$$x_A = \frac{\text{nbre de moles de A}}{\text{nbre total de moles}}$$

- **concentration** (liquides : molarité ou molalité)
- pressions partielles (gaz)

Chap. 2. Matière et chimie

La loi des gaz parfaits

Un gaz parfait est un gaz dans lequel les molécules n'ont aucune interaction entre elles. Les trois grandeurs, pression P , température T et volume V sont reliées par l'équation:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

P	pression (Pascal Pa, $1 \text{ Pa} = 1 \text{ N} \cdot \text{m}^{-2} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-1} \cdot \text{s}^{-2}$; $1 \text{ atm} = 1,014 \cdot 10^5 \text{ Pa}$)
V	volume (m^3)
n	nombre de moles
T	température (K)
R	constante des gaz parfaits $8,31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} = 8,31 \text{ kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}^{-2} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Analyse dimensionnelle :

$$(\text{kg} \cdot \text{m}^{-1} \cdot \text{s}^{-2}) \cdot \text{m}^3 = \text{kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}^{-2} = \text{J}$$

$$\text{mol} \cdot (\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}) \cdot \text{K} = \text{J}$$

Chap. 2. Matière et chimie

$$x^{\circ}\text{C} = (273,15 + x)^{\circ}\text{K}$$

Exo:

Quel volume occupe 1 mole de gaz parfait

- à 0 °C et 2 atm ?
- à 25 °C et 1 atm ?

Chap. 2. Matière et chimie

Question : quel volume occupe 1 mole de gaz parfait à 0 °C et 1 atm) ?

$$n = 1$$

$$T = 273,15$$

$$P = 1 \text{ atm} = 1,014 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$V = nRT / P = (1 \cdot 8,31 \cdot 273,15) / 1,014 \cdot 10^5 \\ = 2,270 \cdot 10^3 / 1,014 \cdot 10^5 = 2,24 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3$$

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ litres, } \underline{V = 22,4 \text{ litres}}$$

1 mole occupe 22,4 litres à 0 °C et 1 atm

Question : quel volume occupe 1 mole de gaz parfait à 25 °C et 1 atm) ?

Solution A : $n = 1$

$$T = 298,15$$

$$P = 1 \text{ atm} = 1,014 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$V = nRT / P = (1 \cdot 8,31 \cdot 298,15) / 1,014 \cdot 10^5 \\ = 2,478 \cdot 10^3 / 1,014 \cdot 10^5 = 2,44 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3$$

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ litres, } \underline{V = 24,4 \text{ litres}}$$

1 mole occupe 24,4 litres à 25 °C et 1 atm

Chap. 2. Matière et chimie

Solution B :

Partir de la solution précédente :

$$V = 22,4 \times \frac{298,15}{273,15} = 24,4 \text{ litres}$$

Relation entre pression partielle et fraction molaire dans un mélange de gaz

D'après la loi des gaz parfaits :

$$n \propto P$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

La concentration du gaz A est proportionnelle à sa pression partielle

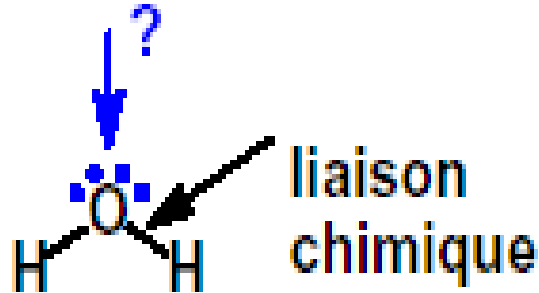
P_A :

$$P_A = P_{\text{totale}} \cdot x_A$$

x_A = fraction molaire du composant A

Chap. 2. Matière et chimie

2.4 Liaisons chimiques: une introduction



- La **liaison chimique** est formée par les électrons extérieurs (de valence)
« Interaction électronique »
- **Aspect énergétique:**
 - énergie minimale
 - distance d'équilibre
« longueur de liaison »
pour O-H : 96 pm

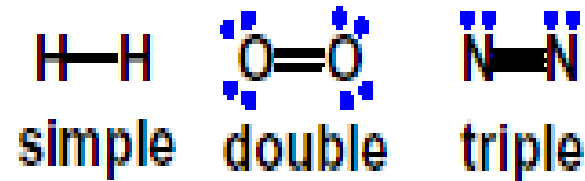
Chap. 2. Matière et chimie

Types de liaisons chimiques

a) Liaison ionique : entre deux ions de signe opposé



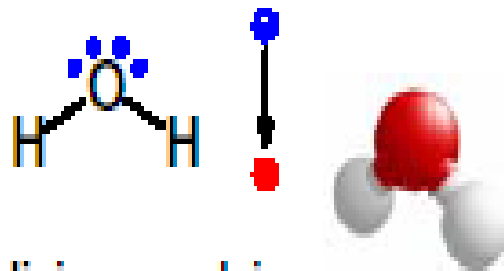
b) Liaison covalente non polaire
entre 2 atomes identiques



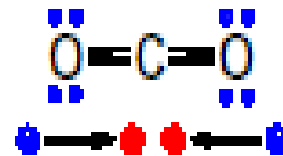
•• paire d'électrons "libres"

propriétés acide-base
autres types de liaison

c) Liaison covalente polaire
entre 2 atomes différents



liaisons polaires
molécule polaire



liaisons polaires
molécule apolaire

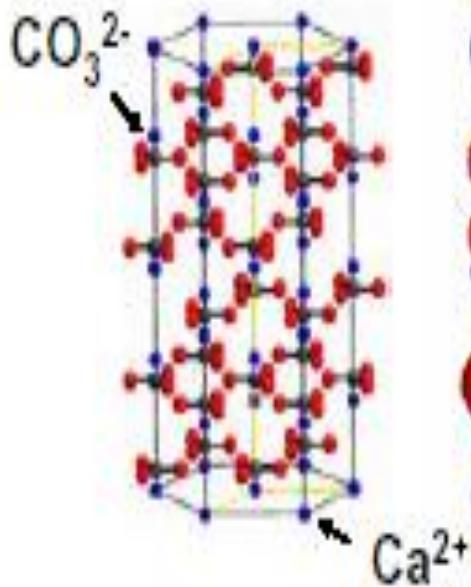
dioxyde de carbone
"gaz carbonique"



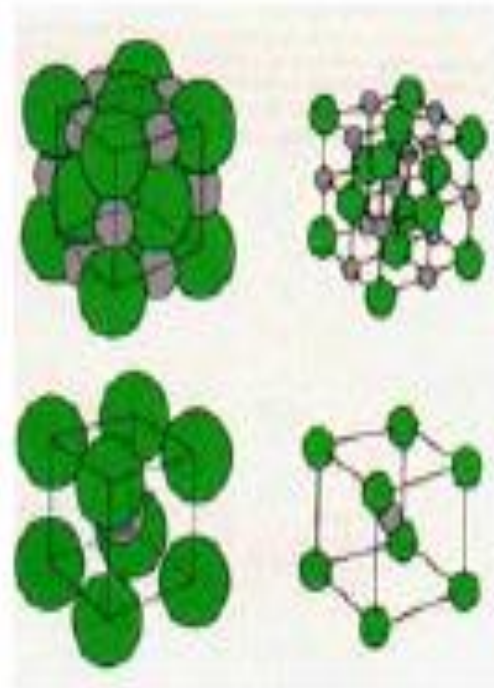
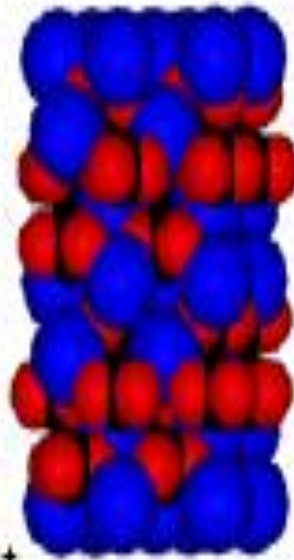
Chap. 2. Matière et chimie

2.5 Nature des composés chimiques

a) Solides ioniques (réseau cristallin): assemblage tridimensionnel infini d'ions



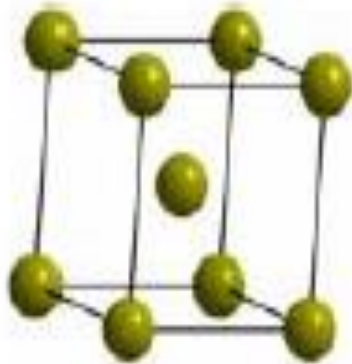
Calcite CaCO_3



Chlorure de sodium NaCl

Chap. 2. Matière et chimie

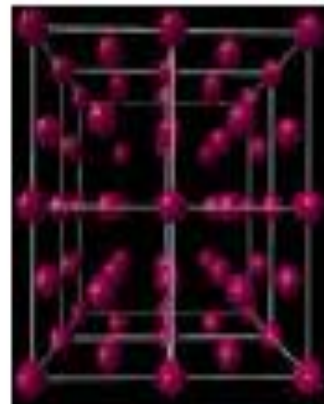
b) Solides métalliques



Assemblage tridimensionnel
infini d'ions métalliques
entouré d'électrons

Fer : un réseau cubique centré

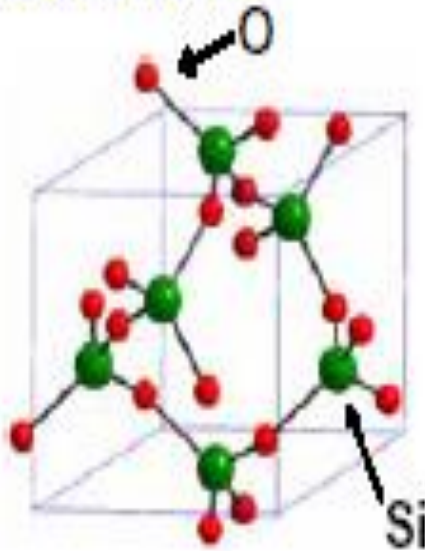
Cuivre : un réseau cubique à
face centré



Chap. 2. Matière et chimie

c) Solides covalents cristallins

assemblage tridimensionnel infini d'atomes liés de manière covalente



Quartz
 SiO_2

Autres exemples : diamant, graphite

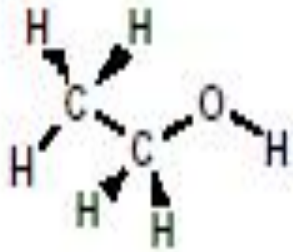
d) Solides covalents amorphes

Verre, plastique

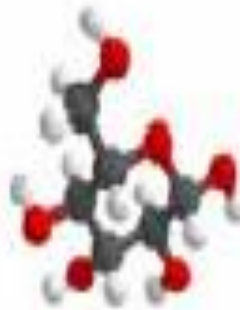
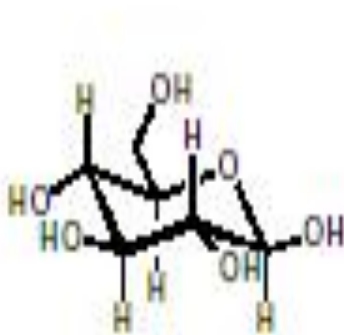
Chap. 2. Matière et chimie

e) Composés moléculaires ($MM < 10^4$ Da)

Structure définie



Ethanol
MM = 46

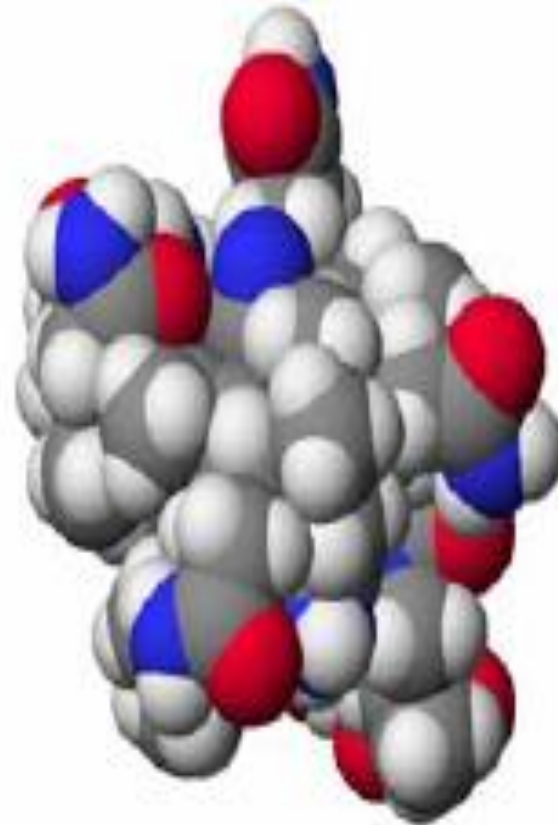
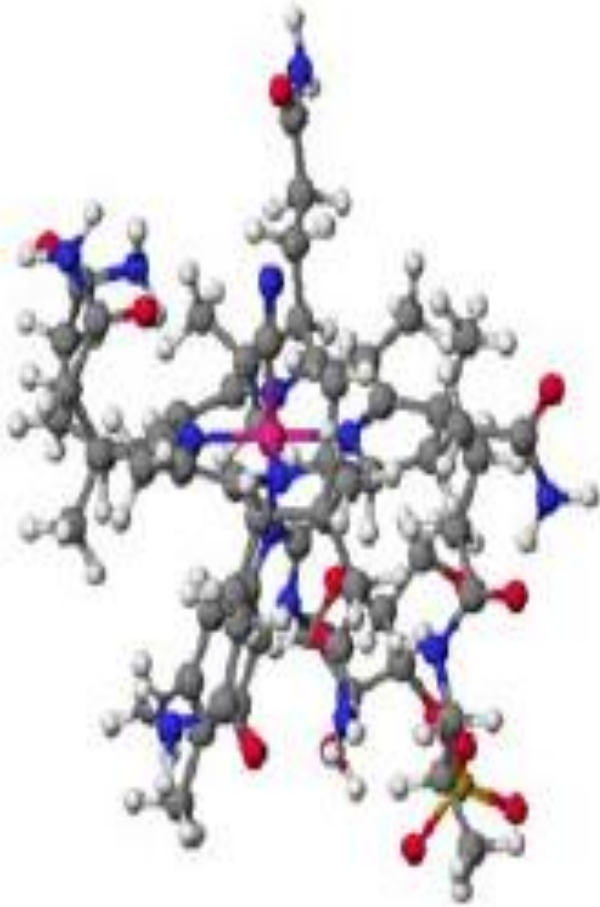


Glucose
MM = 180

Chap. 2. Matière et chimie

Vitamine B12

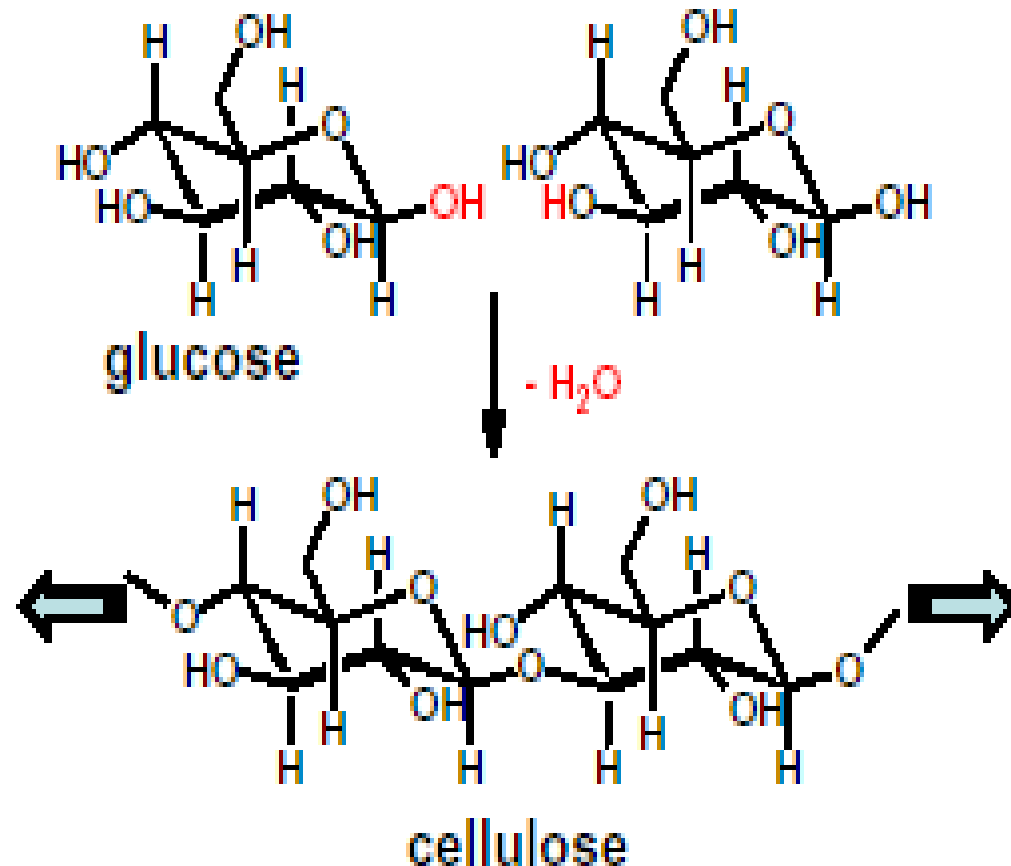
$C_{62}H_{87}N_{14}O_{14}PCo$, MM = 1342



Chap. 2. Matière et chimie

f) Composés macromoléculaires et polymères ($MM > 10^4$ Da)

Formés par condensation de petites molécules



Chap. 2. Matière et

g) **Supermolécules** chimie

Reconnaissance moléculaire: auto-assemblage

h) Cristaux liquides

Etat de la matière intermédiaire entre une solution et un solide