

PCM

Livret 1

## **Constitution de la matière**

*Séquence 1 :* La masse molaire

*Séquence 2 :* Masse et quantité de matière

*Séquence 3 :* La concentration

*Séquence 4 :* Structure des espèces chimiques

*Séquence 5 :* Cohésion de la matière

*Séquence 6 :* La dissolution

*Séquence 7 :* Les formules chimiques

*Séquence 8 :* Isomérisation

*Séquence 9 :* Isomérisation de configuration

<i>Séquence 1</i>	<b>La masse molaire</b>	<a href="#">RETOUR AU SOMMAIRE</a>
-------------------	-------------------------	------------------------------------

**A. Le modèle de l'atome**

A.1. Structure de l'atome	P1
A.2. Le noyau et son symbole	P1
A.3. l'élément chimique	P1
A.4. Les isotopes	P2

**B. La masse molaire**

B.1. Rappel : la quantité de matière	P2
B.2. La masse molaire atomique	P2
B.3. La masse molaire d'une espèce chimique	P3

**A. Le modèle de l'atome**

**A.1. Structure de l'atome**

♦ **L'atome** est composé d'un noyau chargé positivement autour duquel se déplacent des **électrons** chargés négativement.

Le noyau est composé de deux sortes de particules, **les nucléons** :

- **Les protons** chargés positivement
- **Les neutrons** qui sont neutres.

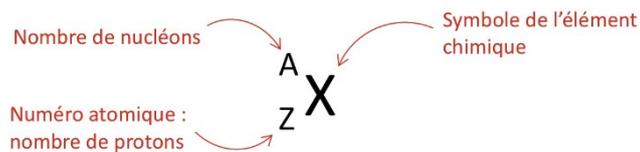
**A.2. Le noyau et son symbole**

♦ Le nombre de charge **Z** ou **numéro atomique** d'un noyau est le nombre de protons qu'il contient

♦ Le **nombre de masse A** d'un noyau est le nombre de ses nucléons

↳ Le nombre de neutrons (N) est donc  $N = A - Z$ .

• Le symbole d'un noyau est :



**Exemple :**

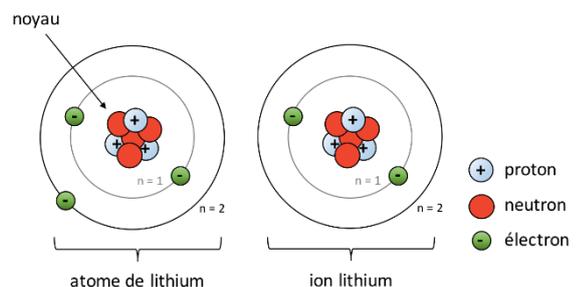
Le noyau de l'atome de lithium possède 3 protons et 7 nucléons. Représentation du noyau :  ${}^7_3\text{Li}$ .  
 On a :  $Z = 3$  et  $A = 7$ . On peut donc en déduire son nombre de neutrons :  $A - Z = 7 - 3 = 4$ .

**A.3. L'élément chimique**

♦ **Un élément chimique** est l'ensemble des atomes et des ions dont le noyau possède le même nombre de protons

**Exemple :**

L'atome et l'ion représentés ci-contre possèdent un noyau ayant trois protons. Ils correspondent donc tous deux au même élément : le lithium.



## A.4. Les isotopes

♦ Deux **isotopes** d'un élément chimique possèdent le même nombre de protons mais un nombre de neutrons différent

Isotopes		
Même nombre de protons	↔	Même numéro atomique Z
Nombre de neutrons différent	↔ Nombre de nucléons différents ↔	Nombre de masse A différent

### Exemple :

${}^1_1\text{H}$  ;  ${}^2_1\text{H}$  et  ${}^3_1\text{H}$  sont les isotopes de l'élément hydrogène et contiennent respectivement 0, 1 et 2 neutrons. Leur point commun est leur numéro atomique  $Z = 1$ . Les atomes et ions ayant un seul proton appartiennent à l'élément hydrogène.

## B. La masse molaire d'un élément chimique

### B.1. Rappel : la quantité de matière

• La **mole** est un **lot d'entités** (molécule, ion, atome...) d'une espèce.

♦ 1 mole d'entité contient  **$6,02 \times 10^{23}$  entités** de cette espèce.

♦ Le nombre d'entité qui s'exprime en mole (mol en abrégé) est la **quantité de matière n**.

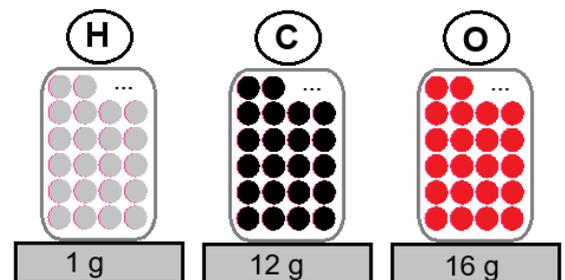
### Exemple :

1 mol de glucose correspond à  $6,02 \times 10^{23}$  molécules de glucose.

### B.2. La masse molaire atomique

♦ La **masse molaire d'un élément chimique** est la masse d'une mole d'atomes de cet élément. Elle est notée M et s'exprime en gramme par mole ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ).

• Plaçons sur une balance un paquet contenant  $6,02 \cdot 10^{23}$  atomes, soit une mole d'atomes :



Le sac contenant  $6,02 \cdot 10^{23}$  atomes d'hydrogène a une masse de 1 g

↳ la masse d'une mole d'atome d'hydrogène est donc de 1 g : on note  **$M(\text{H}) = 1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$**

Le sac contenant  $6,02 \cdot 10^{23}$  atomes de carbone a une masse de 12 g

↳ la masse d'une mole d'atome de carbone est donc de 12 g : on note  **$M(\text{C}) = 12 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$**

Le sac contenant  $6,02 \cdot 10^{23}$  atomes d'oxygène a une masse de 16 g

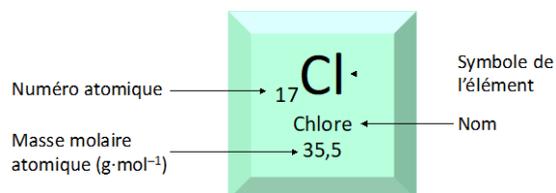
↳ la masse d'une mole d'atome d'oxygène est donc de 16 g : on note  **$M(\text{O}) = 16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$**

♦ Les masses molaires atomiques sont données dans la classification périodique. Elles sont calculées à partir de la composition isotopique de l'élément chimique considéré

### Exemple :

Composition isotopique de l'élément chlore :

Isotope du chlore	$^{35}\text{Cl}$	$^{37}\text{Cl}$
Proportions (%)	75,8 %	24,2 %



La masse molaire de l'élément chlore vaut donc :  $M_{\text{Cl}} = 35 \times 75,8/100 + 37 \times 24,2/100 = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

### B.3. La masse molaire d'une espèce chimique

• 1 molécule d'eau  $\text{H}_2\text{O}$  est constitué d'1 atome d'oxygène O et de 2 atomes d'hydrogène H.

Dans un paquet contenant  $6 \cdot 10^{23}$  molécules d'eau, on aura donc  $6 \cdot 10^{23}$  atomes O (qui ont une masse de 16 g) et  $12 \cdot 10^{23}$  atomes H (qui ont une masse de 2 g)

↳ La masse du paquet de molécules d'eau sera donc de 18 g

♦ La masse molaire d'une molécule est égale à la somme des masses molaires des atomes qui la composent.

### Exemples :

- Le dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$  est constitué d'un atome de carbone et de deux atomes d'oxygène. La masse molaire du  $\text{CO}_2$  vaut donc :

$$M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2 \times M(\text{O}) = 12,0 + 2 \times 16,0 = 44,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

- L'acétone possède la formule brute suivante :  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ . Il est donc constitué de trois atomes de carbone, six atomes d'hydrogène et un atome d'oxygène. La masse molaire de l'acétone vaut donc :

$$M(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = 3 \times M(\text{C}) + 6 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 3 \times 12,0 + 6 \times 1,0 + 16,0 = 58,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

♦ Pour un ion monoatomique, la masse molaire est identique à celle de l'atome qui lui a donné naissance.

♦ Pour un ion polyatomique, la masse molaire est égale à la somme des masses molaires des atomes qui composent l'ion

### Exemples :

-  $M(\text{Cl}^-) = M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

-  $M(\text{H}_3\text{O}^+) = M(\text{H}_3\text{O}) = 3 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 3 \times 1,0 + 16,0 = 19,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

<i>Séquence 2</i>	<b>Masse et quantité de matière</b>	<a href="#">RETOUR AU SOMMAIRE</a>
-------------------	-------------------------------------	------------------------------------

**A. Masse volumique et densité d'un échantillon**

A.1. La masse volumique .....	P1
A.2. La densité .....	P2

**B. Calcul d'une quantité de matière**

B.1. Quantité de matière et masse .....	P3
B.2. Pureté d'un échantillon .....	P4

**A. Masse volumique et densité d'un échantillon**

**A.1. La masse volumique**

♦ La masse volumique  $\rho$  d'un échantillon (liquide ou solide) est le rapport de sa masse  $m$  sur son volume  $V$  :

$$\rho = \frac{m_{\text{échantillon}}}{V_{\text{échantillon}}}$$

• Dans le système international,  $m$  s'exprime en kg,  $V$  en  $m^3$  et  $\rho$  en  $kg.m^{-3}$  (équivalent à  $kg/m^3$ )

**Remarque :**

La masse volumique est souvent exprimée dans d'autres unités, plus pratiques dans certains cas :

- le  $g.mL^{-1}$  (équivalent à  $g/mL$ ) :  $m$  s'exprime alors en g et  $V$  en mL
- le  $g.L^{-1}$  (équivalent à  $g/L$ ) :  $m$  s'exprime alors en g et  $V$  en L
- le  $kg.L^{-1}$  (équivalent à  $kg/L$ ) :  $m$  s'exprime alors en kg et  $V$  en L

**Exemples :**

- À 20 °C, la masse volumique de l'eau est de 1000 g par litre.  $\rho_{\text{eau}} = 1000 g.L^{-1}$

Cela signifie, qu'à cette même température, 1 L d'eau a une masse de 1000 g.

- À 20 °C,  $\rho_{\text{acétone}} = 790 g.L^{-1}$  : À 20 °C, 1 L d'acétone pèse a une masse de 790 g.

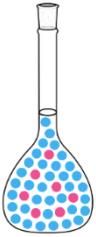
La formule de la masse volumique permet de calculer :	
La masse de l'échantillon (connaissant son volume)	Le volume de l'échantillon (connaissant sa masse)
$m_{\text{échantillon}} = \rho \times V_{\text{échantillon}}$	$V_{\text{échantillon}} = \frac{m_{\text{échantillon}}}{\rho}$

**Exemples :**

une solution de glucose a une masse volumique de 1200  $g.L^{-1}$  ; la masse de 100 mL de cette solution est :

$$m_{\text{solution}} = \rho \times V_{\text{solution}} = 1200 \times 100.10^{-3} = 120 g$$

La masse volumique est en  $g.L^{-1}$ , il faut donc mettre le volume en L



● : molécule de solvant  
● : molécule de soluté



**Ne pas confondre masse volumique et concentration en masse...**

On considère la solution suivante de volume  $V_{solution}$  :

Masse volumique de la solution	Concentration en masse de soluté dans la solution
Pour connaître la masse volumique de la solution, il faut connaître la masse de la solution ( <i>mesurée par une balance</i> ) et le volume de la solution ( <i>donné par le volume de la fiole contenant la solution</i> )	Pour connaître la concentration en masse de soluté dans la solution, il faut connaître la masse de soluté introduit dans la solution ( <i>mesurée par une balance</i> ) et le volume de la solution ( <i>donné par le volume de la fiole contenant la solution</i> )
$\rho = \frac{m_{solution}}{V_{solution}}$	$C_m = \frac{m_{soluté}}{V_{solution}}$

### A.2. La densité

♦ La **densité**  $d$  d'un échantillon (liquide ou solide) est définie comme le rapport de la masse volumique de cet échantillon sur la masse volumique de l'eau :

$$d = \frac{\rho_{\text{échantillon}}}{\rho_{\text{eau}}}$$

avec  $\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1} = 1000 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1} = 1 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1} = 1000 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$

• Les masses volumiques de l'échantillon considéré et de l'eau étant exprimées dans la même unité, la densité  $d$  est toujours sans unité.

#### Remarques :

- La densité de l'eau est donc de 1

- Lorsqu'un liquide est non miscible avec l'eau :

- Si  $d < 1$  : le liquide est plus léger que l'eau. Dans un récipient contenant l'eau et le liquide, ce dernier sera au-dessus de l'eau
- Si  $d > 1$  : le liquide est plus lourd que l'eau. Dans un récipient contenant l'eau et le liquide, ce dernier sera en-dessous de l'eau

♦ La valeur de la densité  $d$  d'un échantillon permet donc de connaître la masse volumique de l'échantillon :

$$d = \frac{\rho_{\text{échantillon}}}{\rho_{\text{eau}}} \rightarrow \rho_{\text{échantillon}} = d \times \rho_{\text{eau}}$$

**Exemples :**

La densité d'une huile est de **0,9** :

$$\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g.mL}^{-1} \rightsquigarrow \rho_{\text{huile}} = d \times \rho_{\text{eau}} = 0,9 \times 1 = \mathbf{0,9 \text{ g.mL}^{-1}}$$

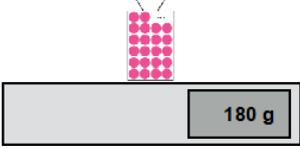
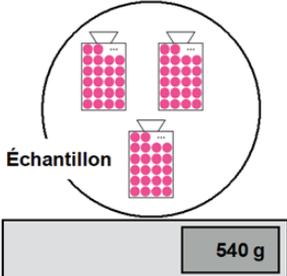
$$\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ kg.L}^{-1} \rightsquigarrow \rho_{\text{huile}} = d \times \rho_{\text{eau}} = 0,9 \times 1 = \mathbf{0,9 \text{ kg.L}^{-1}}$$

**A retenir :**

**La valeur de la densité d'un échantillon donne la valeur de sa masse volumique en  $\text{g.mL}^{-1}$  (ou en  $\text{kg.L}^{-1}$ )**

**B. Calcul d'une quantité de matière**

**B.1. Quantité de matière et masse**

La masse molaire $M$ du glucose est de $180 \text{ g.mol}^{-1}$	
	
Si on place une mole de glucose sur une balance, la masse indiquée sera donc de 180 g	Si on place 3 moles de glucose sur une balance, la masse indiquée sera donc de $3 \times 180 \text{ g} = 540 \text{ g}$
La masse est donc proportionnelle au nombre de moles de l'échantillon :	
$m_{\text{échantillon}} = n_{\text{échantillon}} \times M_{\text{échantillon}}$	

♦ La quantité de matière «  $n$  » d'une espèce chimique est calculée par la formule :

$$n = \frac{m}{M}$$

avec  $n$  : quantité de matière en mol,

$m$  : masse de l'échantillon en g

$M$  : masse molaire de l'espèce chimique considérée en  $\text{g.mol}^{-1}$ .

**Exemple :**

La vanilline est l'arôme naturel le plus important et le plus caractéristique de la vanille.

Une gousse de vanille peut contenir jusqu'à 60 mg de vanilline.  $M_{\text{vanilline}} = 152 \text{ g.mol}^{-1}$

Quantité de matière de vanilline contenue dans la gousse:  $m_{\text{vanilline}} = 60 \text{ mg} = 60 \cdot 10^{-3} \text{ g}$

$$n_{\text{vanilline}} = \frac{m_{\text{vanilline}}}{M_{\text{vanilline}}} = \frac{60 \cdot 10^{-3}}{152} = 3,9 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

**Exemple :**

Pour réaliser une synthèse organique on a besoin de prélever 12 mL d'alcool benzylique

Densité de l'alcool benzylique :  $d_{\text{alcool}} = 1,04$

Masse molaire de l'alcool benzylique :  $M_{\text{alcool}} = 108 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Masse volumique de l'alcool :

la valeur de la densité de l'alcool donne la valeur de la masse volumique en g/mL :  $\rho_{\text{alcool}} = 1,04 \text{ g/mL}$

Masse d'alcool prélevée :

$$\rho_{\text{alcool}} = \frac{m_{\text{alcool}}}{V_{\text{alcool}}} \leftrightarrow m_{\text{alcool}} = \rho_{\text{alcool}} \times V_{\text{alcool}} = 1,04 \times 12 = 12,48 \text{ g}$$

Quantité de matière d'alcool prélevée :

$$n_{\text{alcool}} = \frac{m_{\text{alcool}}}{M_{\text{alcool}}} = \frac{12,48}{108} = 1,2 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$$

**B.2. Pureté d'un échantillon**

- Un échantillon solide ou liquide n'est pas forcément pur et peut contenir d'autres espèces chimiques non désirées appelées impuretés.

**Exemple :**

Un solide contient du glucose à 90 % :

Cela signifie que dans 100 g de solide, il y a 90 g de glucose pur et 10 g d'impuretés.

- Lorsque l'on calcule la quantité de matière de l'espèce pure dans l'échantillon impur, il faut donc tenir compte de ce pourcentage

**Exemple 1 :**

On pèse 5,0 g de glucose pur à 90%.

$M(\text{glucose}) = 180 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

La masse de glucose pur prélevé est réellement :

$$m_{\text{glucose}} = \frac{90}{100} \times m_{\text{échantillon}} = 0,9 \times 5 = 4,5 \text{ g}$$

La quantité de matière de glucose dans l'échantillon est :  $n_{\text{glucose}} = \frac{m_{\text{solide}}}{M_{\text{glucose}}} = \frac{4,5}{180} = 0,025 \text{ mol}$

**Exemple 2 :**

On prélève 5,0 mL d'une solution d'acide sulfurique ; sur la bouteille on note les renseignements suivants :

- Acide sulfurique :  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ; masse molaire  $98,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

- Densité de la solution :  $d = 1,82$  ; pureté 90%

↳  $d = 1,815 \rightarrow$  la masse volumique de la solution est de  $\rho_{\text{solution}} = 1,82 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$

Masse de la solution prélevée: si on prélève 5 mL de la solution

$$m_{\text{solution}} = \rho_{\text{solution}} \times V_{\text{solution}} = 1,82 \times 5 = 9,1 \text{ g}$$

Masse d'acide  $\text{H}_2\text{SO}_4$  dans la solution :

la pureté de 90% signifie que dans la masse prélevée, il n'y a que 90% d'acide  $\text{H}_2\text{SO}_4$  :

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{90}{100} \times m_{\text{solution}} = 0,9 \times 9,1 = 8,2 \text{ g}$$

Quantité de matière de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  dans la solution :

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{8,2}{98,1} = 0,084 \text{ mol}$$

**A. Les concentrations**

A.1. Concentrations en masse et en quantité de matière	.....	P1
A.2. Concentration effective en ions	.....	P1
A.3. les solutions saturées	.....	P2

**B. La dilution**

B.1. Conservation de la quantité de matière	.....	P4
B.2. Le facteur de dilution	.....	P4

**A. Les concentrations****A.1. Concentrations en masse et en quantité de matière****La concentration en masse**

♦ La concentration en masse de soluté apporté d'une solution est égale au quotient de la masse de soluté introduit (et dissout) par le volume de la solution

$$C_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

**La concentration en quantité de matière**

♦ La concentration en quantité de matière de soluté apporté d'une solution est égale au quotient de la quantité de matière de soluté introduit (et dissout) par le volume de la solution

$$C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

$$m_{\text{soluté}} \text{ ( g ) } ; n_{\text{soluté}} \text{ ( mol ) } ; V_{\text{solution}} \text{ ( L ) } ; C_m \text{ ( g.L}^{-1}\text{ ) } ; C \text{ ( mol.L}^{-1}\text{ )}$$

► Les concentrations en masse et en quantité de matière sont reliées par les relations :

$$C_m = C \times M_{\text{soluté}} \text{ ou } C = \frac{C_m}{M_{\text{soluté}}}$$

Démonstration :

$$C_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{soluté}} \times M_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \times M_{\text{soluté}} = C \times M_{\text{soluté}}$$

**A.2. Concentration effective en ions dans la solution**

• La concentration en masse (ou en quantité de matière) de soluté apporté indique la masse (ou la quantité de matière) de soluté qui a été introduit et dissout dans le solvant pour préparer la solution.

Une fois que le soluté est dissout dans l'eau, il n'y en a plus dans la solution (à part le cas des solutions saturées, voir ci-dessous). La solution contient alors des ions

$$[\text{ions}] = \frac{n_{\text{ions}}}{V_{\text{solution}}}$$

$$n_X \text{ ( mol ) } ; V_{\text{solution}} \text{ ( L ) } ; [X] \text{ ( mol.L}^{-1}\text{ )}$$

♦ La concentration en quantité de matière d'ions présents dans une solution est égale au quotient de la quantité de matière de ces ions dans la solution par le volume de la solution. Cette concentration est nommée « **concentration effective en ions** »

**Exemple :**

Une solution de **250,0 mL** de chlorure de calcium est obtenue par la dissolution de **6,0 g** de soluté  $\text{CaCl}_{2(s)}$ .  
 $M_{\text{soluté}} = 111 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

**Concentrations en chlorure de sodium (apporté) :**

$$\text{Concentration en masse :}$$

$$C_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{6,0}{0,25} = 24 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$$

Concentration en quantité de matière :

$$C = \frac{C_m}{M} = \frac{24}{111} = 0,22 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

**Concentration en ions  $\text{Cl}^-$  et  $\text{Ca}^{2+}$** 

Lors de la préparation de la solution, on introduit du  $\text{CaCl}_{2(s)}$  dans de l'eau; le soluté se dissout et la solution contient des ions calcium  $\text{Ca}^{2+}$  et des ions chlorure  $\text{Cl}^-$  suivant les proportions suivantes:



1 mol	1 mol	2 mol
-------	-------	-------

D'après les coefficients de l'équation, la dissolution de 1 mol de  $\text{CaCl}_2$  forme 1 mol d'ions  $\text{Ca}^{2+}$  et 2 mol d'ions  $\text{Cl}^-$

$$n_{\text{Ca}^{2+}} = n_{\text{CaCl}_2} \text{ et } n_{\text{Cl}^-} = 2 \times n_{\text{CaCl}_2}$$

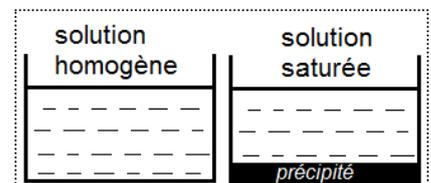
$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{n_{\text{Ca}^{2+}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{CaCl}_2}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} = C = 0,22 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{V_{\text{solution}}} = \frac{2 \times n_{\text{CaCl}_2}}{V_{\text{solution}}} = 2 \times \frac{n_{\text{CaCl}_2}}{V_{\text{solution}}} = 2 \times \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} = 2 \times C = 0,44 \text{ mol/L}$$

Il y a deux fois plus d'ions chlorure  $\text{Cl}^-$  que d'ions calcium dans la solution : la concentration en ions chlorure est donc 2 fois plus grande

**A.3. Les solutions saturées**

• Pour obtenir une solution d'eau salée, on introduit du sel dans de l'eau. Si la quantité de sel est trop importante, tout le sel ne se dissout pas : on dit que l'on a une solution saturée.



♦ **La solubilité d'une espèce** est la masse maximale (ou la quantité de matière maximale) de l'espèce que l'on peut dissoudre (à une température déterminée) dans un litre de solvant.

♦ **soient :**  $s$ , la solubilité en quantité de matière (exprimée en  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ )

$s_m$ , la solubilité en quantité de matière (exprimée en  $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ )

Les solubilités en masse et en quantité de matière sont liées par les relations :

$$s_m = s \times M_{\text{soluté}} \text{ ou } s = \frac{s_m}{M_{\text{soluté}}}$$

**Exemple :**

Quelques solubilités dans l'eau à 20°C :

Chlorure de sodium	Chlorure de calcium	Sulfate de cuivre	Chlorure d'argent
$S = 360 \text{ g/L}$	$S = 745 \text{ g/L}$	$S = 220 \text{ g/L}$	$S = 1,4 \text{ mg/L}$

**Exemple :**

La solubilité du chlorure de calcium  $\text{CaCl}_{2(s)}$  dans l'eau est  $s = 745 \text{ g/L}$ .

On verse 22,1 g de chlorure de calcium dans 25,0 mL d'eau ; la solution est-elle saturée ?

↪ La solubilité est de 745 g/L ; cela signifie que l'on peut dissoudre au maximum 745 g de chlorure de calcium dans 1 L d'eau.

Donc dans 25,0 mL d'eau, on peut dissoudre au maximum :  $745 \times 0,025 = 18,6 \text{ g}$  de chlorure de calcium.

Si on verse 22,1 g, la solution sera saturée : il restera 3,5 g de chlorure de calcium non dissout dans la solution

♦ La solubilité donne la concentration en masse (ou en quantité de matière) de soluté apporté (et dissout) dans la solution saturée

**Exemple :**

La solubilité du chlorure de sodium est de 360 g/L

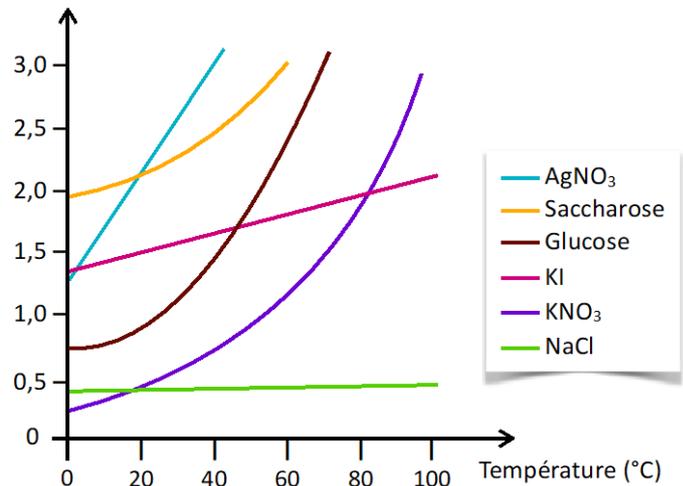
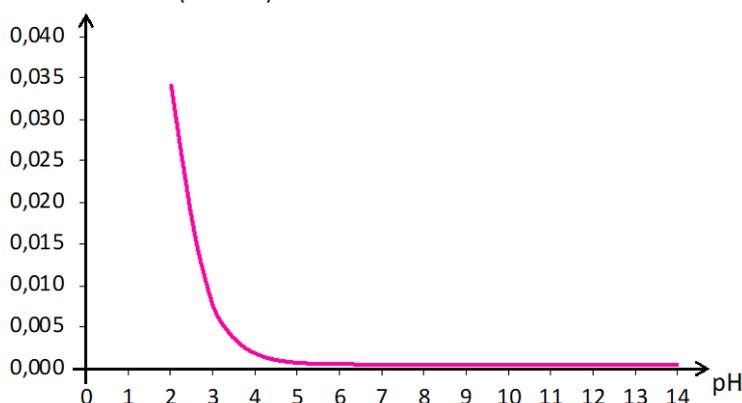
↪ La concentration en masse de chlorure de sodium dans la solution saturée est de 360 g/L

**Paramètres influant sur la valeur de la solubilité**

**(1) La solubilité d'une espèce chimique dans un solvant est fortement influencée par la température du solvant.** En général, la solubilité augmente avec la température, les réactions de dissolution étant souvent endothermiques (*réactions nécessitant de l'énergie thermique*)

*Voir exemples ci-contre*

Il existe cependant quelques exceptions, comme le calcaire  $\text{CaCO}_3$  ou le dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$ , pour lesquelles la solubilité décroît lors d'une augmentation de la température.

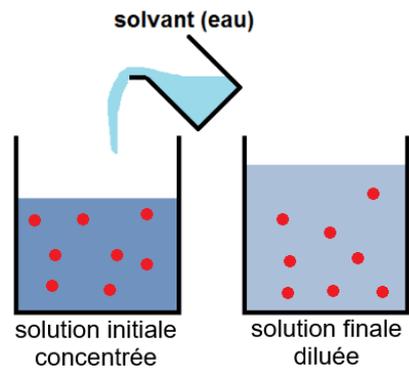
Solubilité massique ( $\text{kg}\cdot\text{L}^{-1}$ )Solubilité molaire ( $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ )

**(2) La solubilité du solide dépend du pH,** si l'un des ions constitutifs du solide ionique est un acide ou une base.

*Voir exemple ci-contre, montrant la variation de la solubilité de l'éthanoate d'argent en fonction du pH du solvant*

## B. La dilution

Solution initiale concentrée		Solution finale diluée	
Concentration de la solution	Volume de la solution	Concentration de la solution	Volume de la solution
$C_i$	$V_i$	$C_f$	$V_f$



### B.1. Conservation de la quantité de matière



- Lors d'une dilution, la quantité de matière en soluté apporté ne change pas, on ne fait que rajouter du solvant.

♦ Au cours d'une dilution, la quantité de matière en soluté apporté ne varie pas :

$$n_{\text{initial}} = n_{\text{final}}$$

$$C_i \times V_i = C_f \times V_f$$

#### Remarque :

Les concentrations doivent avoir les mêmes unités, les volumes doivent avoir les mêmes unités.

### B.2. Le facteur de dilution

#### Le facteur de dilution (FD)

##### Comment calculer le FD ??

Quelle est l'opération à effectuer ?

↳ Une division

Quelles sont les valeurs à utiliser ?

Le FD est un nombre sans unité

On doit donc effectuer une division de 2 mêmes grandeurs physiques, soit 2 concentrations, soit 2 volumes (en mettant les valeurs dans la même unité)

Comment positionner les valeurs dans le calcul ?

Le FD est un nombre supérieur à 1

Dans la division, la plus grande valeur doit être au numérateur

CONCLUSION			
Si on connaît le volume initial $V_i$ et le volume final $V_f$ ,		Si on connaît la concentration initiale $C_i$ et la concentration finale $C_f$ ,	
$V_f > V_i$	$FD = \frac{V_f}{V_i}$	$C_i > C_f$	$FD = \frac{C_i}{C_f}$

##### Comment utiliser le FD ??

Quelle est l'opération à effectuer ?

↳ Si on veut obtenir un nombre plus grand : Une multiplication

↳ Si on veut obtenir un nombre plus petit : Une division

Calculer $V_i$ connaissant la valeur de $V_f$	$V_i < V_f$	$V_i = \frac{V_f}{FD}$
Calculer $V_f$ connaissant la valeur de $V_i$	$V_f > V_i$	$V_f = FD \times V_i$
Calculer $C_i$ connaissant la valeur de $C_f$	$C_i > C_f$	$C_i = FD \times C_f$
Calculer $C_f$ connaissant la valeur de $C_i$	$C_f < C_i$	$C_f = \frac{C_i}{FD}$



Il ne faut surtout pas apprendre ces formules par cœur, il faut savoir les retrouver par un raisonnement !!

**A. Représentation de Lewis d'un atome**

A.1. Configuration électronique d'un atome ..... P1

A.2. Représentation de la structure électronique d'un atome ..... P2

**B. Représentation de Lewis d'une molécule** ..... P2**C. Représentation de Lewis d'un ion** ..... P3

D. Du schéma de Lewis à la géométrie de la molécule ..... P4

**A. Représentation de Lewis d'un atome****A.1. Configuration électronique d'un atome**

- Un atome, entité neutre, possède autant d'électron(s) que de proton(s).

**Exemple :**

L'atome de chlore  ${}_{17}\text{Cl}$  a pour numéro atomique  $Z = 17$ . Il possède 17 protons et par conséquent 17 électrons.

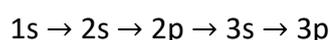
♦ Les  $Z$  électrons d'un atome sont répartis dans des couches électroniques ( $n = 1, 2, 3 \dots$ )

Chaque couche  $n$  est elle-même divisée en une ou plusieurs sous-couche ( $s, p, d \dots$ )

- Les sous-couches «  $s$  » peuvent contenir au maximum 2 électrons.
- Les sous-couches «  $p$  » peuvent contenir au maximum 6 électrons.
- Les sous-couches «  $d$  » peuvent contenir au maximum 10 électrons.

Couche $n = 1$	Couche $n = 2$		Couche $n = 3$		
2 électrons	8 électrons		18 électrons		
s	s	p	s	p	d
2 e-	2 e-	6 e-	2 e-	6 e-	10 e-

- Les sous-couches se remplissent successivement pour  $Z \leq 18$  :



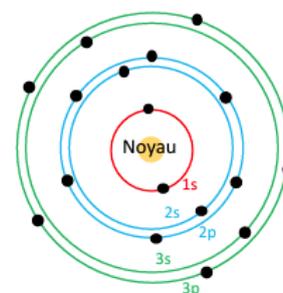
♦ Les électrons situés sur la dernière couche sont appelés « **électrons de valence** » : ils permettent la création de liaisons chimiques.

**Exemple :**

L'atome de chlore possède 17 électrons. Sa configuration électronique est :



La dernière couche électronique (couche 3) possède 7 électrons : l'atome de chlore possède donc 7 électrons de valence.





## C. Représentation de Lewis d'un ion

- Comme dans la représentation de Lewis d'une molécule, **la représentation de Lewis d'un ion polyatomique** fait apparaître l'ensemble des atomes présents dans l'ion ainsi que tous les électrons externes de ces atomes regroupés par doublets (doublets liants et non liants).
- Dans la représentation de Lewis d'un ion polyatomique apparaît des « **charges formelles** » portés par certains atomes de l'édifice : **la somme de toutes ces charges formelles donne la charge globale de l'ion polyatomique**
- **Lorsqu'il existe plusieurs représentations de Lewis pour un ion, la plus stable est celle qui comporte le moins de charges formelles**

### Comment déterminer la représentation de Lewis d'un édifice polyatomique

**ETAPE 1** : On détermine le nombre d'électrons de valence de chaque atome isolé intervenant dans l'édifice ionique (à l'aide de la structure électronique ou du schéma de Lewis de l'atome isolé)

**ETAPE 2** : On en déduit le nombre total d'électrons de valence dans l'édifice en tenant compte de la charge globale de l'ion

**ETAPE 3** : On en déduit le nombre total de doublets (liants et non liants) :  $nb_{doublets} = \frac{nb_{\text{électrons de valence}}}{2}$

**ETAPE 4** : On répartit les doublets dans l'édifice ionique

*Rappel : L'atome d'hydrogène ne peut pas avoir plus de 1 doublet (règle du duet) et tous les autres atomes ne peuvent pas avoir plus de 4 doublets (règle de l'octet).*

**ETAPE 5** : On positionne les charges formelles sur chacun des atomes :

**(1)** On détermine le nombre d'électrons autour de l'atome dans l'édifice ionique

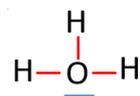
- chaque liaison covalente apporte 1 e<sup>-</sup> à l'atome
- chaque doublet non liants apporte 2 e<sup>-</sup> à l'atome

**(2)** Au nombre d'électrons de valence de l'atome isolé, on soustrait le nombre d'électrons autour de l'atome dans l'édifice ionique

**Exemple** : Formule de Lewis de l'ions H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>

H	Z = 1	1s <sup>1</sup>	1 électron de valence	<u>Nombre total d'électrons de valence :</u> $3 \times (1) + 1 \times (6) - 1 = 8$
O	Z = 8	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	6 électrons de valence	
Charge de l'ion: 1+			<u>On retire 1 électron de valence</u>	

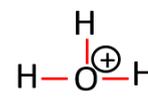
Nombre de doublets :  $nb_{doublets} = \frac{nb_{\text{électrons de valence}}}{2} = \frac{8}{2} = 4 \text{ doublets}$



Position des charges formelles

	Électrons de valence dans l'atome isolé	Electrons « en propre » dans l'édifice	Charge formelle
H	1 e <sup>-</sup> de valence	1 liaison : 1 e <sup>-</sup>	1 - 1 = 0
O	6 e <sup>-</sup> de valence	3 liaisons : 3 e <sup>-</sup> 1 doublet : 2 e <sup>-</sup>	6 - 5 = 1

Le schéma de Lewis de l'ion H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> doit donc comporter 4 doublets (liants et non liants) ainsi qu'une charge formelle (+) portée par l'atome d'oxygène



## D. Du schéma de Lewis à la géométrie de la molécule

Principe : 2 charges de même signe se repoussent



• Dans une molécule les doublets électroniques liants et non liants se repoussent puisqu'ils sont tous chargés négativement.

♦ **Théorie VSEPR** : Autour d'un atome, les doublets liants et non liants s'écartent au maximum les uns des autres de façon à minimiser la répulsion entre eux.

**La géométrie adoptée par une molécule est celle dans laquelle les doublets d'électrons (liants et non liants) sont donc les plus éloignés les uns des autres.**

Molécules	Dioxyde de carbone	Formaldéhyde	Nitroxyle	Méthane	Ammoniac
Formule brute	CO <sub>2</sub>	CH <sub>2</sub> O	NHO	CH <sub>4</sub>	NH <sub>3</sub>
Schéma de Lewis					
Disposition des doublets liants et non liants de l'atome central					
Disposition des atomes					
Géométrie autour de l'atome central	Linéaire	Trigonale	Coudée	Tétraédrique	Pyramidale (base triangulaire)

<b>Séquence 5</b>	<b>Cohésion de la matière</b>	<a href="#">RETOUR AU SOMMAIRE</a>
-------------------	-------------------------------	------------------------------------

**A. Polarité des molécules**

A.1. <i>Electronégativité d'un atome</i>	P1
A.2. <i>La liaison polarisée</i>	P1
A.3. <i>Polarité d'une molécule</i>	P2
A.4. <i>Pourquoi connaitre la polarité d'une molécule ?</i>	P2

**B. Cohésion de la matière**

B.1. <i>Les différents types d'interactions intermoléculaires</i>	P3
B.2. <i>Les températures de changement d'état</i>	P3

**A. Polarité des molécules**

**A.1. Electronégativité d'un atome**

♦ **L'électronégativité** d'un atome, notée  $\chi$  est une grandeur physique sans dimension qui traduit la capacité de cet atome à attirer à lui le doublet d'électrons d'une liaison dans laquelle il est engagé

• L'échelle de Pauling (voir figure ci-contre) permet de classer les éléments chimiques selon leur électronégativité.

H 2,1							He
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar

**Remarque :**

*L'hélium, le néon et l'argon n'étant jamais engagés dans une liaison chimique du fait de leur stabilité, aucune électronégativité n'est définie pour ces éléments.*

**A.2. Liaison polarisée**

• Dans une liaison entre un atome A et un atome B, si A est plus électronégatif que B alors A attire davantage à lui les électrons de la liaison A-B : A est alors porteur d'une charge partielle négative  $\delta^-$  et B porteur d'une charge partielle positive  $\delta^+$ .

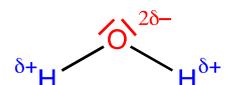
♦ **Une liaison A-B est dite polarisée** lorsqu'elle relie deux atomes ayant une différence d'électronégativité.

**Remarques :**

- Pour avoir une liaison polarisée, il faut que la différence d'électronégativité entre les deux atomes de la liaison soit comprise entre 0,4 et 1,7.
- Si la différence d'électronégativité est inférieure à 0,4, la liaison est non polarisée
- Si la différence d'électronégativité est supérieure à 1,7, la liaison sera ionique

**Exemples :**

(1) La différence d'électronégativité entre l'atome d'oxygène et l'atome d'hydrogène est supérieure à 0,4 :  $\chi(O) - \chi(H) = 3,5 - 2,1 = 1,4$  ↪ la liaison O-H est donc polarisée O est donc porteur d'une charge partielle négative  $\delta^-$  et H d'une charge partielle positive  $\delta^+$ .



(2) La différence d'électronégativité entre l'atome de carbone et l'atome d'hydrogène est très faible :  $\chi(C) - \chi(H) = 2,5 - 2,1 = 0,4$  ↪ La liaison C-H est donc considérée comme non polarisée.

(3) La différence d'électronégativité entre l'atome de sodium et l'atome de chlore est supérieure à 1,7 :  $\chi(Cl) - \chi(Na) = 3,0 - 0,9 = 2,1$  ↪ La liaison Na-Cl est donc une liaison ionique dans le chlorure de sodium NaCl

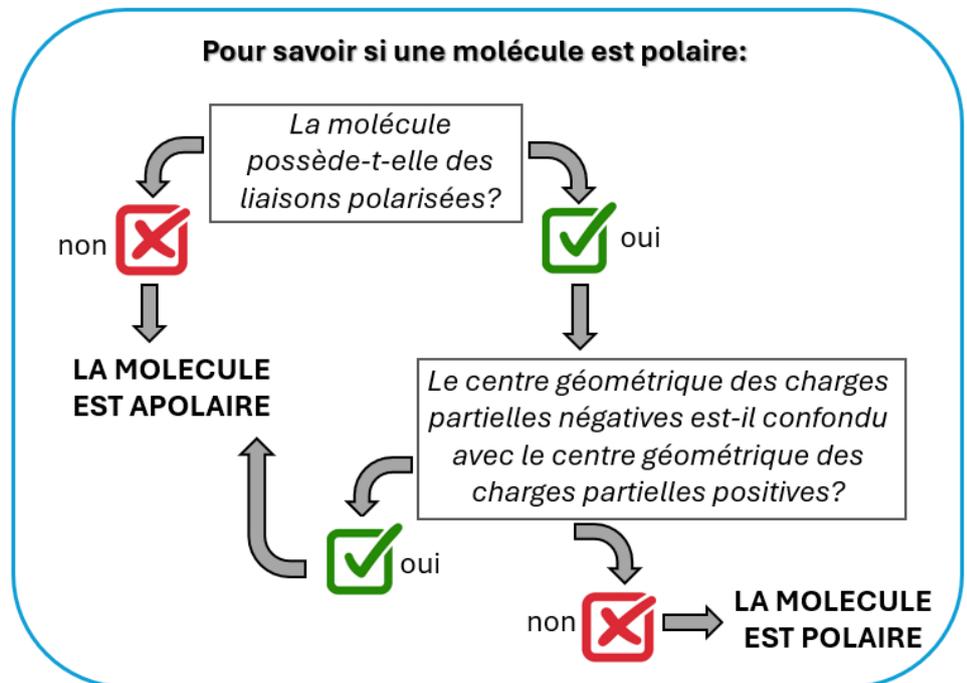
### A.3. Polarité d'une molécule

• La polarité d'une molécule indique comment les charges électriques négatives et positives sont réparties dans la molécule. Cette répartition dépend de l'électronégativité des atomes composant la molécule et de sa géométrie.

↳ Lorsque les charges sont réparties de façon asymétrique, **la molécule sera dite polaire.**

↳ Lorsque les charges sont réparties de façon symétrique, **la molécule sera dite non polaire ou apolaire.**

La polarité influe sur un certain nombre de caractéristiques physiques (*tension superficielle, températures de changement d'état, solubilité.....*) ou chimiques (*réactivité des molécules, affinité entre molécules...*)



### A.4. Pourquoi connaître la polarité d'une molécule ?

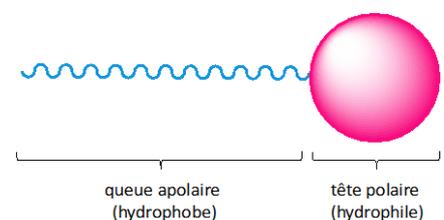
- Pourquoi le sucre se dissout-il dans l'eau et pas dans le cyclohexane ?
- Pourquoi certains détachants sont-ils efficaces sur certaines tâches et pas sur d'autres ?
- Pourquoi lors d'une chromatographie, certaines espèces montent plus rapidement que d'autres ?
- Pourquoi l'huile ne se mélange-t-elle pas avec l'eau ? .....

**Toute une histoire de polarité....**

- ♦ La solubilité d'une espèce chimique dépend de l'affinité avec le solvant dans lequel elle est dissoute.
- **Les espèces polaires** (espèces dites **hydrophiles**-ou **lipophobes**-) sont généralement solubles dans un solvant polaire.
- **Les espèces apolaires** (espèces dites **hydrophobes**-ou **lipophiles**-) ont peu d'interactions avec les solvants polaires et sont plus solubles dans les solvants organiques apolaires.

#### Remarque :

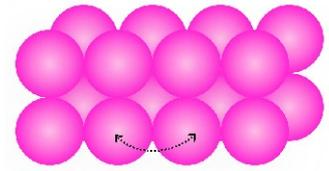
- Une espèce **amphiphile** (illustrée ci-contre) possède à la fois une partie hydrophile (tête polaire) et une partie hydrophobe (queue apolaire). Elle pourra donc être soluble dans les solvants polaires et dans les solvants apolaires



## B. Cohésion de la matière

### B.1. Différents types d'interactions intermoléculaires

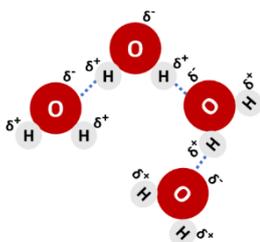
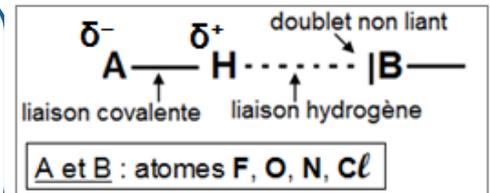
♦ La cohésion des solides moléculaires et des liquides est assurée par **les interactions de van der Waals** : il s'agit d'interactions attractives qui existent entre les molécules (interactions attractives intermoléculaires). Ces interactions s'exercent sur de courtes distances et sont de faible intensité.



Cohésion assurée par des forces intermoléculaires

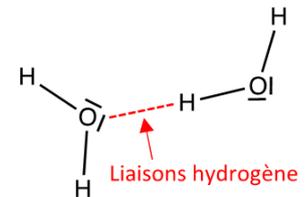
• Dans certains cas, la cohésion peut être renforcée par la présence de **liaisons hydrogène** :

♦ Une **liaison hydrogène** est une interaction entre un atome d'hydrogène lié à un atome très électronégatif (donc un atome d'hydrogène porteur d'une charge partielle  $\delta^+$ ) et un autre atome très électronégatif et porteur d'un doublet non liant (en particulier les atomes N, O et F).



**Exemple :**

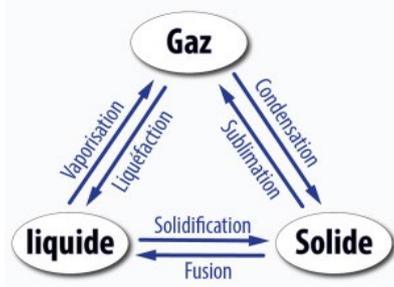
Dans l'eau, à l'état solide ou à l'état liquide, la cohésion entre les molécules résulte notamment de la présence de nombreuses liaisons hydrogène.



.....: liaison hydrogène

• Les liaisons covalentes sont les plus résistantes et les interactions de Van Der Waals sont les interactions les plus faciles à détruire

Energie d'une liaison covalente	quelques centaines de $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
Energie d'une liaison hydrogène	quelques dizaines de $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
Energie des interactions de van der Waals	quelques $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ uniquement

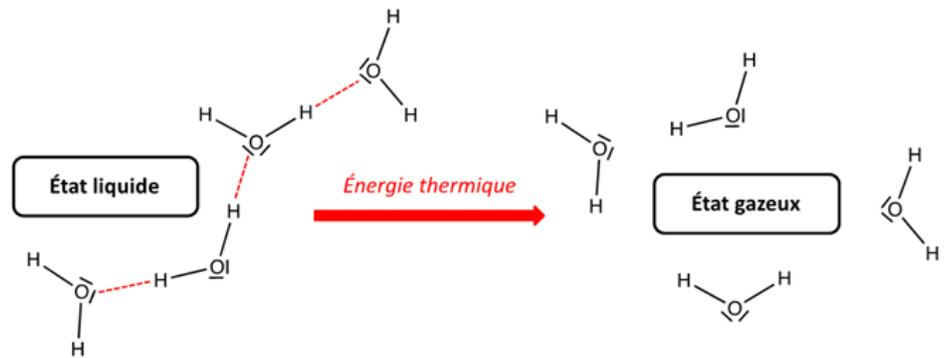


### B.2. Température et énergie de changements d'état

• Pour faire passer un corps pur d'un état ordonné, vers un état moins ordonné, il faut lui fournir l'énergie nécessaire pour casser toutes les interactions entre les molécules qui le constituent.

**Exemple :**

Pour passer de l'eau à l'état liquide à l'eau à l'état gazeux, il faut fournir suffisamment d'énergie pour rompre les liaisons hydrogène entre les molécules.



♦ Plus les interactions intermoléculaires au sein d'un corps sont importantes, plus il faudra fournir d'énergie pour rompre ces interactions et plus les **températures de changement d'état** seront élevées.

**Exemple :**

La température d'ébullition du propane est de  $-42\text{ °C}$  alors que celle de l'éthanol est de  $79\text{ °C}$ .

Seules les interactions de van der Waals assurent la cohésion du propane à l'état liquide, alors que dans le cas de l'éthanol on observe en plus des liaisons hydrogène. Les interactions intermoléculaires au sein de l'éthanol à l'état liquide sont donc bien plus importantes qu'au sein du propane : il faut fournir donc plus d'énergie pour les rompre, d'où une température d'ébullition bien plus élevée pour l'éthanol.

**Remarque :**

La masse molaire des molécules tend généralement à augmenter les températures de changement d'état. Ici, le propane et l'éthanol ont des masses molaires assez proches ( $44\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  pour le propane et  $46\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$  pour l'éthanol), mais des températures de changement d'état très différentes. Ceci montre bien l'influence des interactions intermoléculaires sur les températures de changement d'état.

## Séquence 6

## La dissolution

[RETOUR AU SOMMAIRE](#)

## A. Les solvants

- A.1. Nature du solvant ..... P1
- A.2. Choix du solvant ..... P2

## B. La dissolution

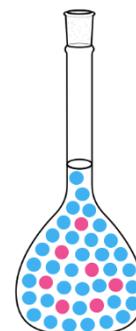
- B.1. Dissolution d'un composé moléculaire ..... P2
- B.2. Dissolution d'un composé ionique ..... P3

## A. Les solvants

- Pour obtenir une solution on dissout un soluté dans un solvant

## A.1. Nature du solvant

- Les solvants sont usuellement classés en deux catégories :
  - les **solvants polaires**, constitués de molécules polaires
  - les **solvants apolaires**, constitués de molécules apolaires



● : molécule de solvant  
● : molécule de soluté

Solvants polaires		Solvants apolaires	
Eau	$\text{H}-\text{O}-\text{H}$	Éther diéthylique	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
Éthanol	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH}$	Cyclohexane	$\text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2$
Acétone	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}(=\text{O})-\text{CH}_3$	Pentane	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
Acétate d'éthyle	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Toluène	$\text{HC}=\text{CH}-\text{C}(\text{CH}_3)=\text{CH}-\text{CH}_3$

## Remarques :

- Lorsque le solvant est l'eau, on parle de solution aqueuse.
- Selon la nature du soluté, la solution peut être ionique ou moléculaire.

## A.2. Choix du solvant

♦ Les différentes activités expérimentales montrent que :

- La **solubilité d'une espèce polaire ou ionique** est plus élevée dans un solvant polaire que dans un solvant apolaire.
- La **solubilité d'une espèce apolaire** est plus élevée dans un solvant apolaire que dans un solvant polaire.

### Exemples :

Dans l'eau, solvant polaire, on peut dissoudre du chlorure de sodium (composé ionique) et du saccharose (composé moléculaire polaire). Mais on ne peut pratiquement pas dissoudre du diiode apolaire.

Dans le cyclohexane, solvant apolaire, on peut dissoudre du diiode apolaire. Mais on ne peut pas dissoudre du chlorure de sodium (composé ionique) et du saccharose (composé moléculaire polaire).

## B. La dissolution

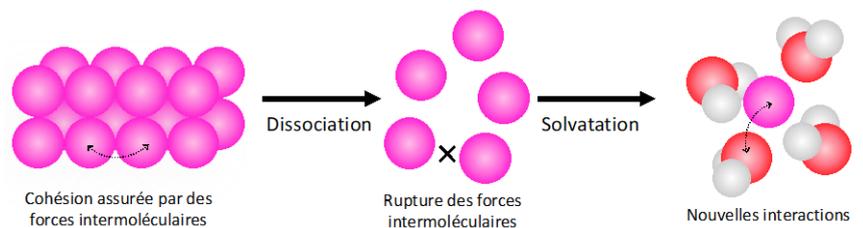
### B.1. Dissolution d'un composé moléculaire

• La dissolution se déroule en trois étapes :

- la **dissociation**, au cours de laquelle les forces intermoléculaires entre les molécules de soluté (molécules du composé moléculaire A) sont rompues ;

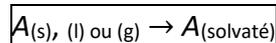
- la **solvatation**, au cours de laquelle de nouvelles interactions entre les molécules de soluté et celles du solvant sont créées ;

- la **dispersion** : sous l'effet de l'agitation des molécules de solvant, les molécules de soluté et celles qui les solvatent se dispersent dans le liquide.



• La dissolution d'un composé dans un solvant met donc en jeu des interactions intermoléculaires, appelées **interactions de solvatation**, de type interactions de van der Waals et liaisons hydrogène.

**L'équation modélisant la dissolution d'un composé moléculaire A dans un solvant est :**



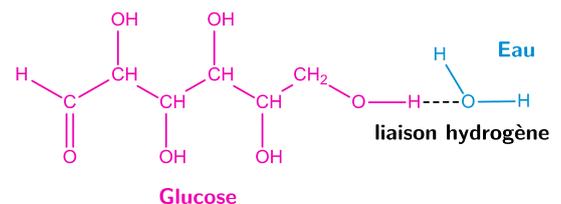
### Remarques :

Lorsque le solvant est l'eau, on ajoute « (aq) » après la formule brute du composé solvaté pour signifier qu'il est en solution aqueuse.

### Exemple 1 : Dissolution du glucose solide dans l'eau

La dissolution du glucose peut être modélisée par l'équation suivante :  $C_6H_{12}O_6 (s) \rightarrow C_6H_{12}O_6 (aq)$

Le glucose, composé polaire, est soluble dans l'eau :



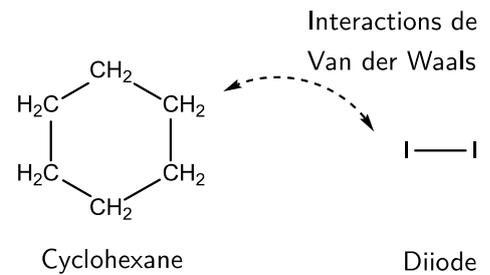
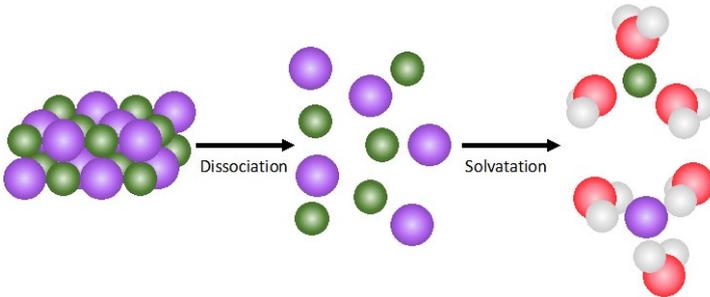
Les interactions qui s'établissent entre le soluté et l'eau sont de type liaisons hydrogène et interactions de van der Waals (même si elles ne sont pas représentées ici). Les interactions de van der Waals existent toujours quelle que soit la nature du soluté ou du solvant.

**Exemple 2 : Dissolution du diiode dans le cyclohexane**

L'équation modélisant la dissolution du diiode dans le cyclohexane est la suivante :  $I_2 (s) \rightarrow I_2 (solvaté)$

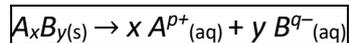
Le diiode, composé apolaire, est soluble dans le cyclohexane :

Les interactions qui s'établissent entre le soluté et l'eau sont de type interactions de van der Waals.

**B.2. Dissolution d'un composé ionique**

- Comme pour les composés moléculaires, la dissolution d'un composé ionique peut être modélisée par les trois étapes suivantes : **la dissociation**, **la solvatation** et **la dispersion**.

**L'équation modélisant la dissolution d'un composé ionique  $A_xB_y$  dans l'eau est :**

**Exemples :**

Dissociation du chlorure de sodium dans l'eau :  $NaCl(s) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$

Dissociation du chlorure de calcium dans l'eau :  $CaCl_2(s) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2 Cl^-(aq)$

- Un solide ionique est soluble uniquement dans un solvant polaire grâce aux interactions électrostatiques qui s'établissent entre les ions et le solvant polaire

**Exemples :**

Solvant	Solubilité massique du chlorure de sodium à 25 °C
Eau	360 g·L <sup>-1</sup>
Éthanol	0,82 g·L <sup>-1</sup>
Acétone	5,4·10 <sup>-4</sup> g·L <sup>-1</sup>

Le chlorure de sodium est très soluble dans l'eau, qui est un solvant polaire, en raison de l'établissement d'interactions électrostatiques entre les molécules d'eau polaires et les ions Cl<sup>-</sup> et Na<sup>+</sup>. En revanche, le chlorure de sodium est moins soluble dans l'éthanol et encore moins dans l'acétone, qui sont moins polaires que l'eau.

## Séquence 7

## Formules chimiques

[RETOUR AU SOMMAIRE](#)

## A. Les différentes formules chimiques

A.1. La formule brute	.....	P1
A.2. La formule développée	.....	P1
A.3. La formule semi-développée	.....	P1
A.4. La formule topologique	.....	P2
A.5. La représentation de Cram	.....	P2

## B. La nomenclature en chimie organique

B.1. famille organique et groupes caractéristiques	.....	P2
B.2. Nomenclature	.....	P3

## A. Les différentes formules chimiques

Quelles sont les différentes manières de représenter une molécule ?

Exemple : La propanone

Formule brute	Formule développée	Formule semi-développée	Formule topologique
$C_3H_6O$			

## A.1. La formule brute

♦ **La formule brute** indique l'ensemble des constituants d'un édifice. Le nombre de chacun d'entre eux est porté en indice en bas à droite du symbole de l'élément. S'il s'agit d'un ion, la charge globale de l'édifice est inscrite en haut à droite.

Exemples :

- La formule brute de la propanone est :  $C_3H_6O$ , elle est donc constituée de 3 atomes de carbone, 6 atomes d'hydrogène et 1 atome d'oxygène.
- L'ion hydroxyde  $HO^-$  est constitué d'1 atome d'hydrogène et d'1 atome d'oxygène. L'ensemble de l'édifice porte 1 charge globale négative.

## A.2. La formule développée

♦ **La formule développée** montre les liaisons covalentes (simples ou multiples) mises en jeu entre les différents constituants. Elle explique comment les atomes sont reliés les uns aux autres au sein de l'édifice.

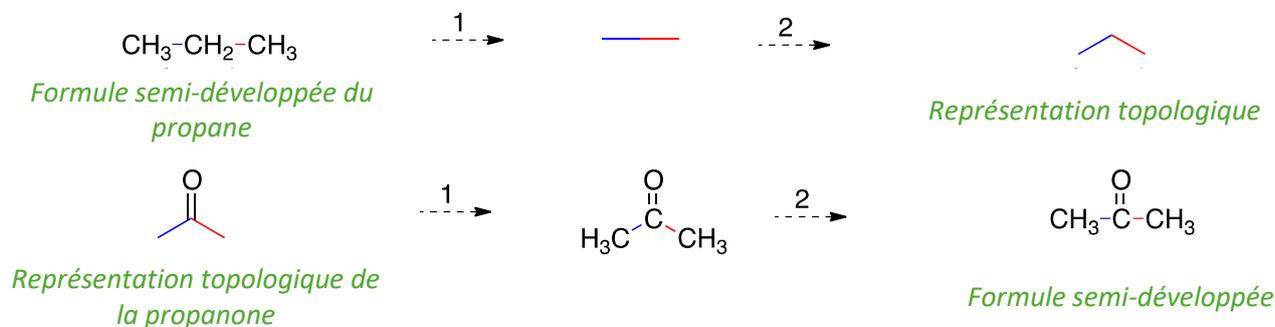
## A.3. La formule semi-développée

♦ Dans **la formule semi-développée** on ne représente pas les liaisons mettant en jeu les atomes d'hydrogène

## A.4. La formule topologique

♦ **La formule topologique** représente le squelette carboné par une simple ligne brisée où apparaissent, si cela est nécessaire, les doubles liaisons. Seuls les atomes autres que ceux de C et leurs H associés sont explicitement écrits.

Exemples :



## A.5. La représentation de Cram

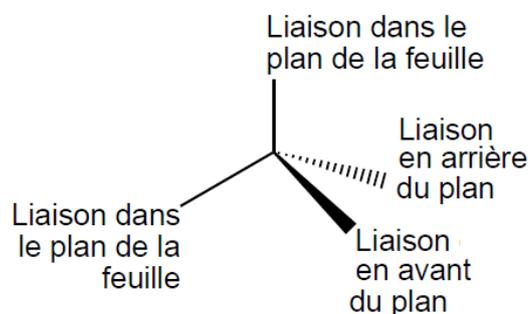
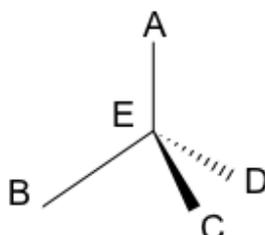
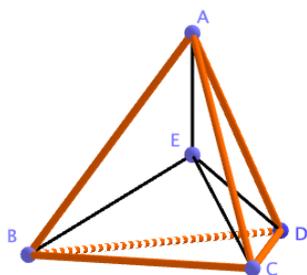
• La représentation de Cram permet de représenter la position des atomes dans l'espace en utilisant les conventions suivantes :

♦ **Dans la représentation de Cram :**

Les liaisons qui s'effectuent dans le plan de la feuille sont représentées par : 

Les liaisons qui s'effectuent en avant du plan de la feuille sont représentées par : 

Les liaisons qui s'effectuent en arrière du plan de la feuille sont représentées par : 



## B. La nomenclature en chimie organique

### B.1. Famille organique et groupes caractéristiques

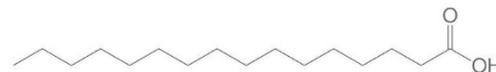
♦ **Un groupe caractéristique** est un groupe d'atomes qui confère des propriétés spécifiques aux molécules qui le possèdent. On dit que ces molécules forment une famille chimique.

Famille	Groupe caractéristique	Exemple
ALCOOL	Groupe hydroxyle $\text{—OH}$	$\text{CH}_3\text{—CH—CH}_3$ 
ALDEHYDE	Groupe carbonyle 	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—C}$ 
CETONE		$\text{CH}_3\text{—C—CH}_2\text{—CH}_3$ 
ACIDE CARBOXYLIQUE	Groupe carboxyle 	$\text{CH}_3\text{—CH—C}$ 
AMINE		$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—NH}_2$ 
AMIDE		$\text{CH}_3\text{—C—NH}_2$ 

**Exemples :**

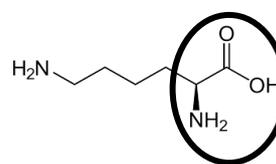
- **Un acide gras** est un acide carboxylique ayant une très longue chaîne carbonée et se terminant par un groupe carboxyle.

↳ l'acide palmitique :



- **Un acide  $\alpha$ -aminé** est un acide carboxylique dont le groupement carboxyle est directement lié à un groupement amine.

↳ la lysine

**B.2. Nomenclature**

- Le nom d'un composé organique peut être découpé en 3 parties : **préfixe(s) / radical / suffixe**

**ETAPE 1 :** On repère le groupe caractéristique de la molécule qui informe sur sa famille et sur la terminaison du nom:

Famille	alcane	alcool	aldéhyde	cétone	Acide carboxylique	Amine
Suffixe	...e	...ol	...al	...one	acide ...oïque	...amine

**ETAPE 2 :** On cherche la chaîne carbonée la plus longue comportant le carbone fonctionnel (*carbone portant la fonction organique*)

Suivant le nombre de carbone de la chaîne, on a le nom de la chaîne principale

Nombre d'atomes de C	1 C	2 C	3 C	4 C	5 C	6 C
radical	meth	eth	prop	but	pent	hex

**ETAPE 3 :** On repère la (ou les) ramification(s) nommée(s) groupe(s) alkyle(s)

Groupe alkyle	$\text{—CH}_3$	$\text{—CH}_2\text{—CH}_3$ $\text{—C}_2\text{H}_5$	$\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$ $\text{—C}_3\text{H}_7$
préfixe	méthyl	éthyl	propyl

**ETAPE 4 :** On numérote la chaîne carbonée principale afin que le carbone fonctionnel ait le plus petit chiffre possible



**A. Isomérisation de constitution**

A.1. Isomérisation de position ..... P2

A.2. Isomérisation de fonction ..... P2

A.3. Isomérisation de chaîne ..... P2

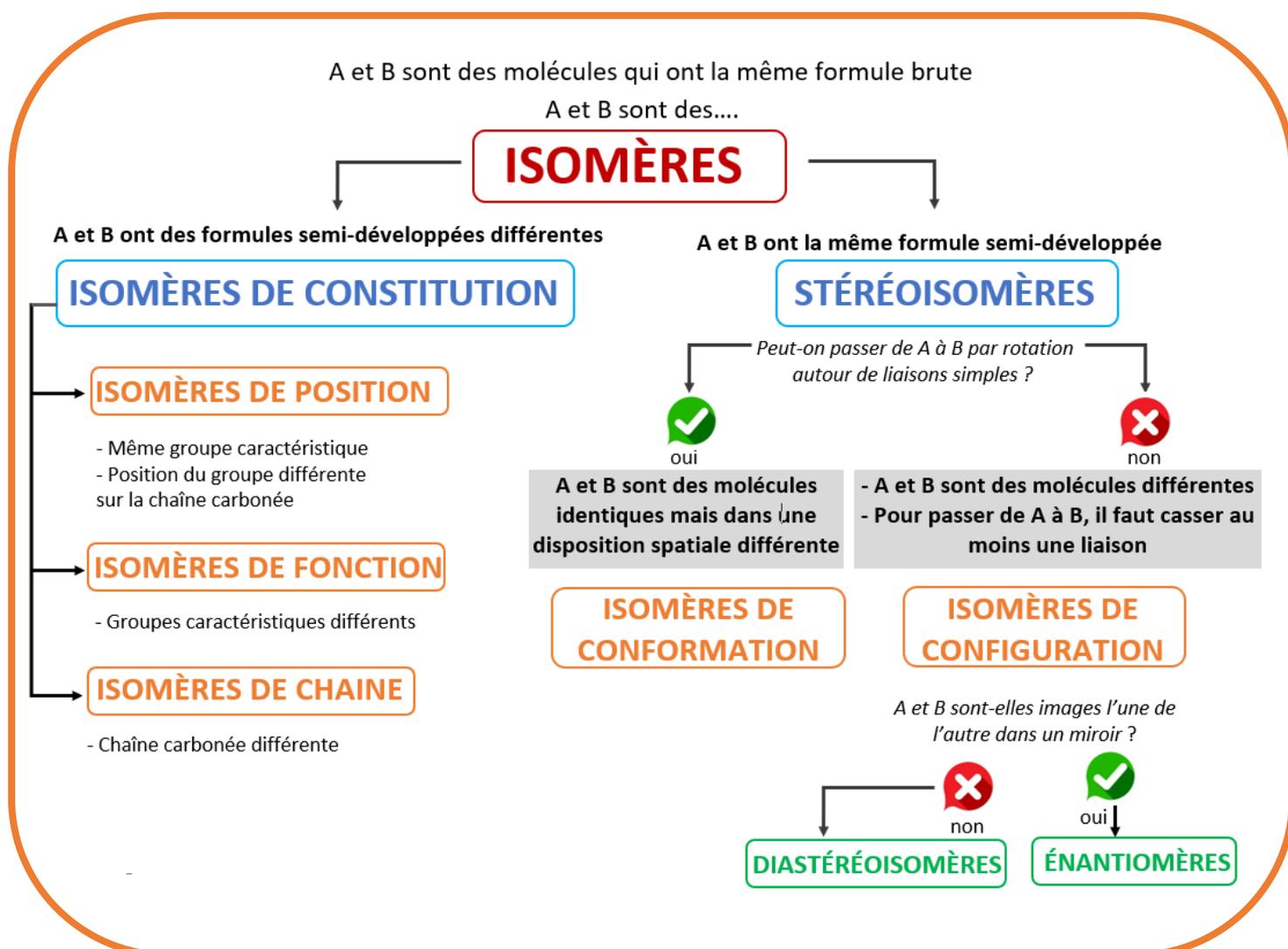
**B. Stéréoisomérisation**

B.1. Isomérisation de conformation ..... P3

B.2. Isomérisation de configuration ..... P3

• Les isomères sont des espèces chimiques de même formule brute qui diffèrent par :

- l'ordre ou la nature des liaisons (isomérisation de constitution),
- la disposition des atomes dans l'espace (stéréoisomérisation).



## A. Isomérisation de constitution

♦ **Les isomères de constitution** sont des molécules qui possèdent la même formule brute mais ont des formules développées différentes.

- Les isomères ont des propriétés physiques, chimiques et biologiques différentes.

On distingue trois types d'isomérisation de constitution :

### A.1. Isomérisation de position

♦ **Des isomères de position** sont des molécules qui ont la même formule brute, la même fonction mais le groupement caractéristique est porté par des carbones différents de la chaîne carbonée.

Exemple :

Nom :	Propan-1-ol	Propan-2-ol
Formule semi-développée :	$\text{CH}_3\text{---CH}_2\text{---}\underset{\text{OH}}{\text{CH}_2}$	$\text{CH}_3\text{---}\underset{\text{OH}}{\text{CH}}\text{---CH}_3$
Formule brute :	$\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$	$\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$

### A.2. Isomérisation de fonction

♦ **Des isomères de fonction** sont des molécules qui ont la même formule brute mais des groupes caractéristiques différents

Exemple :

Nom :	Éthanol	Méthoxyméthane
Formule semi-développée :	$\text{H}_3\text{C---CH}_2\text{---OH}$	$\text{H}_3\text{C---O---CH}_3$
Formule brute :	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

### A.3. Isomérisation de chaîne

♦ **Des isomères de chaîne** sont des molécules qui ont la même formule brute mais l'enchaînement des atomes sur la chaîne carbonée est différent.

Exemple :

Nom :	Acide butanoïque	Acide 2-méthylpropanoïque
Formule semi-développée :	$\text{CH}_3\text{---CH}_2\text{---CH}_2\text{---}\underset{\text{O}}{\overset{\text{OH}}{\text{C}}}$	$\text{CH}_3\text{---}\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}\text{---}\underset{\text{O}}{\overset{\text{OH}}{\text{C}}}$
Formule brute :	$\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$	$\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$

## B. Stéréoisomérisation

• Quand on étudie une molécule dans l'espace, des nouveaux types d'isomérisation apparaissent : on parle de stéréoisomérisation.

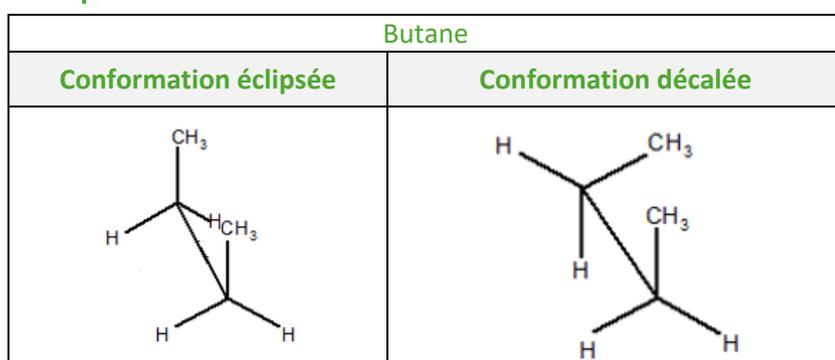
♦ **Des stéréoisomères** sont des isomères qui ont la même formule développée mais qui diffèrent par la disposition de leurs atomes dans l'espace.

On distingue 2 types de stéréoisomérisation :

### B.1. Isomérisation de conformation

♦ **Des isomères de conformation** représentent la même molécule mais dans une disposition spatiale différente ; le passage d'une conformation à une autre se fait par simple rotation autour d'une liaison simple, sans rupture de liaison

Exemple :

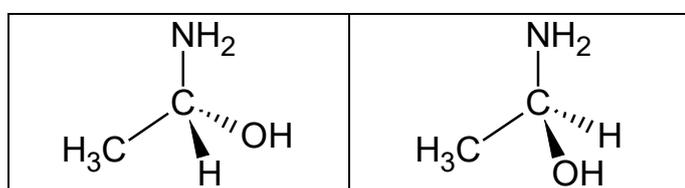


*La conformation décalée est toujours la plus stable car les liaisons covalentes, et les gros substituants sont les plus éloignés les uns des autres*

### B.2. Isomérisation de configuration

♦ **Des isomères de configuration** sont des molécules différentes qui ont la même formule développée mais une représentation spatiale différente ; le passage d'une configuration à une autre se fait avec une rupture de liaison

Exemple :



On passe de l'une à l'autre en cassant une liaison simple

L'isomérisation de configuration est étudiée plus en détail dans la séquence suivante ...

## Séquence 9

## Isomérisation de configuration

[RETOUR AU SOMMAIRE](#)

## A. Chiralité d'une molécule

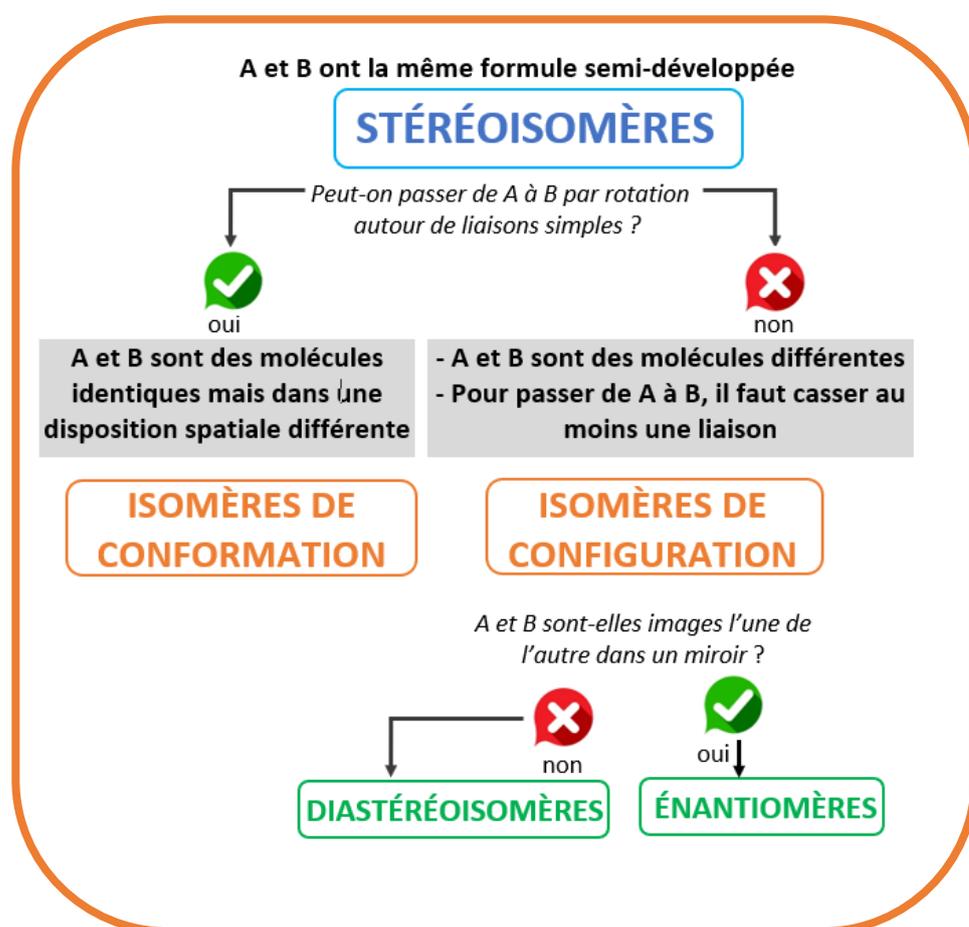
A.1. Le carbone asymétrique	.....	P2
A.2. Chiralité et carbone asymétrique	.....	P2

## B. Enantiomère

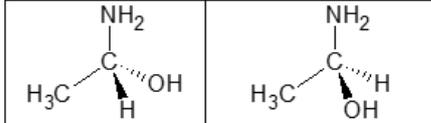
B.1. Définition	.....	P3
B.2. Différentiation des énantiomères	.....	P3

## C. Diastéréoisomérisation

C.1. Définition	.....	P5
C.2. Diastéréoisomérisation et carbone asymétrique	.....	P5
C.3. Isomérisation Z et E	.....	P5



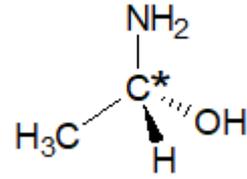
La stéréochimie, qui prend en compte dans tous ses détails les conséquences du caractère tridimensionnel des espèces moléculaires, est une discipline centrale de la chimie. Son importance est considérable dans l'étude des mécanismes réactionnels, dans la mise au point de nouveaux médicaments, dans la compréhension de processus biologiques, ...

Rappel :	<p>- <b>Des isomères de configuration</b> sont des molécules différentes qui ont la même formule développée mais une représentation spatiale différente. Elles ne sont pas superposables.</p> <p>- <b>Pour passer d'une configuration à l'autre, il faut rompre des liaisons.</b></p>	
----------	---	---

## A. Chiralité d'une molécule

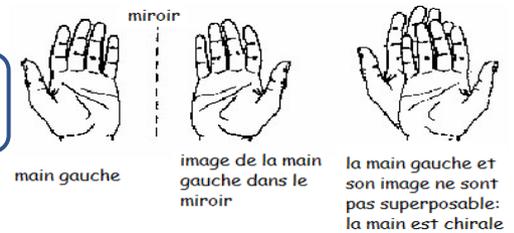
### A.1. Le carbone asymétrique

♦ **Un atome de carbone asymétrique, noté C\***, est un atome de carbone tétraédrique, lié à 4 groupes d'atomes tous différents.



### A.2. Chiralité et carbone asymétrique

♦ **Un objet est dit chiral** s'il n'est pas superposable à son image dans un miroir plan.

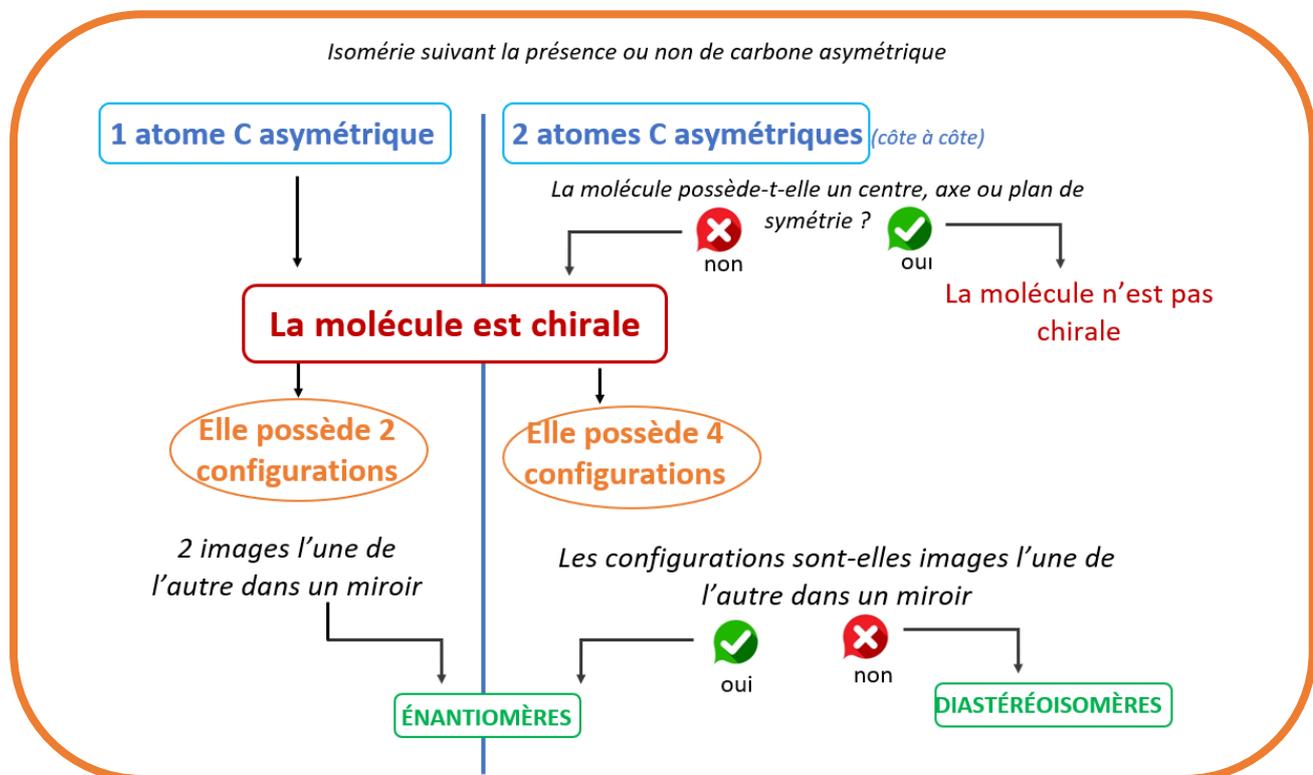


• De nombreux composés existant dans les organismes vivants sont chiraux.

**Exemple :** *une main est un objet chiral.*

- ♦ **Une molécule qui possède un seul atome de carbone asymétrique est forcément chirale**
- ♦ **Une molécule qui possède 2 atomes de carbones asymétriques est chirale si elle ne possède pas de centre, axe ou plan de symétrie**

• Si la molécule est chirale, elle possède plusieurs configurations dans l'espace qui peuvent avoir des propriétés physico-chimiques différentes ; il faut alors les différencier....



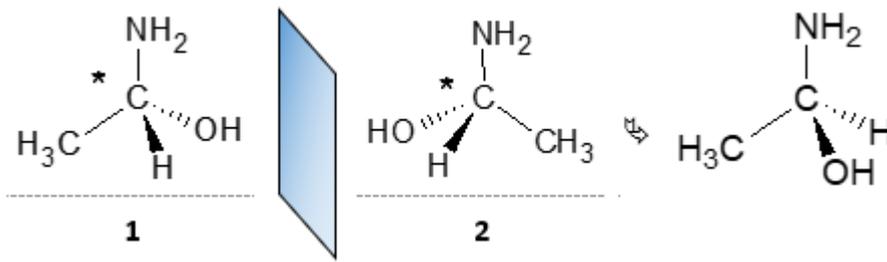
Lorsque les 2 atomes de carbone asymétriques sont identiquement substitués, l'une des configurations est achirale, il n'existe alors que 3 stéréoisomères de configuration

## B. Enantiométrie

### B.1. Définition

♦ Deux énantiomères sont 2 isomères de configuration images l'une de l'autre dans un miroir

Exemple :



Les molécules 1 et 2 sont images l'une de l'autre dans un miroir et sont non superposables : elles sont donc énantiomères.

♦ Un mélange racémique est un mélange contenant les deux énantiomères d'un composé en proportions égales

### B.2. Différentiation des énantiomères

• Pour distinguer nommément deux énantiomères, on utilise les règles CIP proposées par 3 chimistes en 1966 (Cahn, Ingold et Prelog)

♦ On classe par un ordre de priorité, les groupes liés à l'atome de carbone asymétrique.

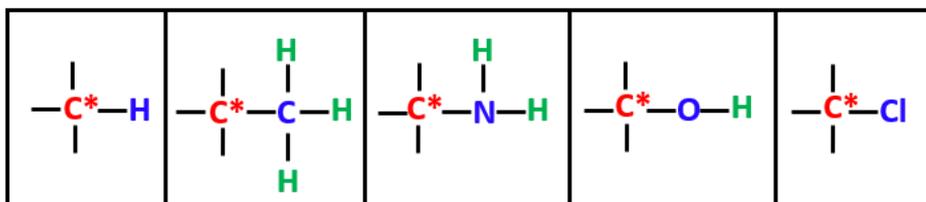
**Règle 1 :** priorisation des atomes de rang 1 (atomes directement liés à l'atome de carbone asymétrique)

H	C	N	O	Cl
Z = 1	Z = 6	Z = 7	Z = 8	Z = 17

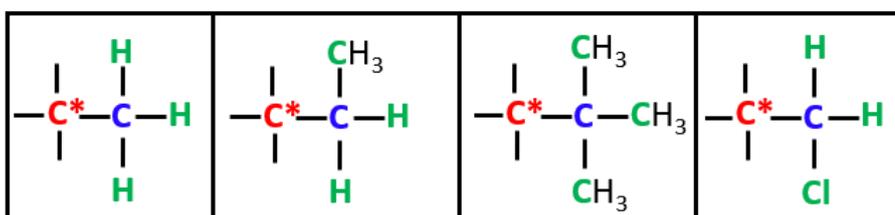
On priorise les atomes par la valeur de leur numéro atomique : Plus le numéro atomique d'un atome est élevé, plus l'atome est prioritaire

**Règle n°2 :**

En cas d'égalité pour les atomes au 1er rang, on applique la même règle aux atomes qui leurs sont liés (atomes de 2nd rang)

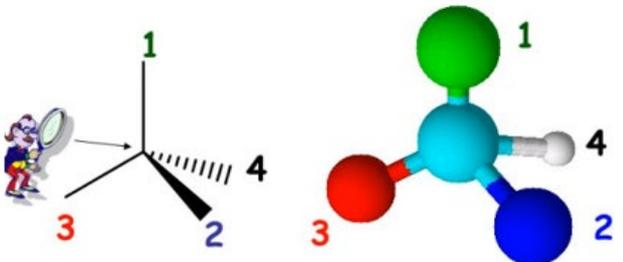
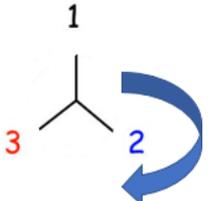
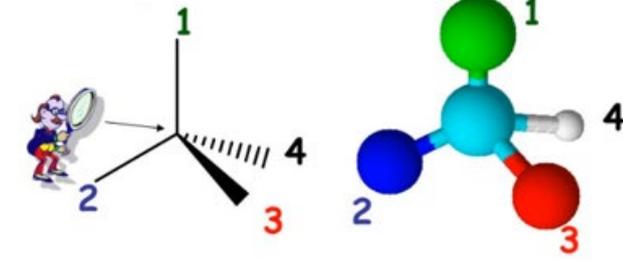
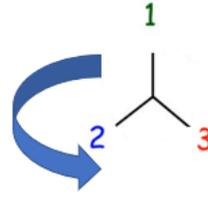


Priorité croissante



**Méthode pour nommer les énantiomères :**

- (1) On priorise les substituants liés à l'atome de carbone asymétrique en utilisant les règles CIP.
- (2) On affecte un numéro (1, 2, 3 et 4) aux substituants : (1) pour le substituant le plus prioritaire et (4) pour le moins
- (3) On tourne la molécule de façon à placer le substituant (4) en arrière du plan
- (4) On regarde dans l'axe C\*—(4)
  - Si les substituants défilent (de 1 à 3) dans le sens des aiguilles d'une montre, on a l'**énantiomère de configuration (R)**
  - Si les substituants défilent (de 1 à 3) dans le sens inverse des aiguilles d'une montre, on a l'**énantiomère de configuration (S)**

		<p><b>CONFIGURATION R</b></p> <p>Les substituants défilent par priorité décroissante <b>dans le sens diRect des aiguilles d'une montre.</b></p> <p><i>(R) : du latin « Rectus » = droit</i></p>
		<p><b>CONFIGURATION S</b></p> <p>Les substituants défilent par priorité décroissante <b>dans le sens inverSe des aiguilles d'une montre</b></p> <p><i>(S) : du latin « Sinister » = gauche</i></p>

## C. Diastéréoisomérisation

### C.1. Définition

♦ **Deux diastéréoisomères** sont 2 isomères de configuration qui ne sont pas images l'une de l'autre dans un miroir

### C.2. Diastéréoisomérisation et carbone asymétrique

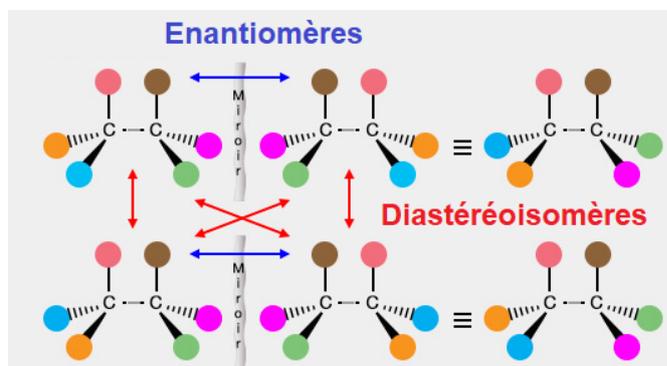
• Lorsque l'on a 2 atomes de carbone asymétrique côte à côte dans une même molécule, il est possible de représenter cette molécule de 4 façons différentes : on obtient alors 4 isomères

↳ Les isomères, images l'un de l'autre par un miroir plan sont **des énantiomères** :

**La configuration des 2 atomes de carbone asymétrique est différente dans les énantiomères**

↳ Les isomères qui ne sont pas images l'un de l'autre par un miroir plan sont **des diastéréoisomères**.

**La configuration d'un seul atome de carbone asymétrique est différente dans les diastéréoisomères**



### C.3. Isomérisation Z et E

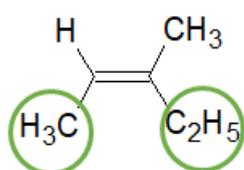
L'isomérisation Z et E ne s'applique qu'aux molécules possédant des doubles liaisons C=C.

Pour chaque atome de carbone d'une double liaison C=C on détermine les substituants prioritaires, d'après les règles CIP.

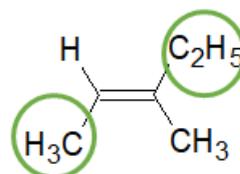
♦ **Si les deux premiers substituants prioritaires sont du même côté de la double liaison, il s'agit de l'isomère Z (Zusammen)**

♦ **Si les deux premiers substituants prioritaires sont de chaque côté de la double liaison, il s'agit isomère E (Entgegen)**

Exemple :



(Z)-3-méthylpent-2-ène



(E)-3-méthylpent-2-ène

Comme ces deux isomères (Z et E) ne sont pas images l'un de l'autre et ne se superposent pas, ce sont des diastéréoisomères.