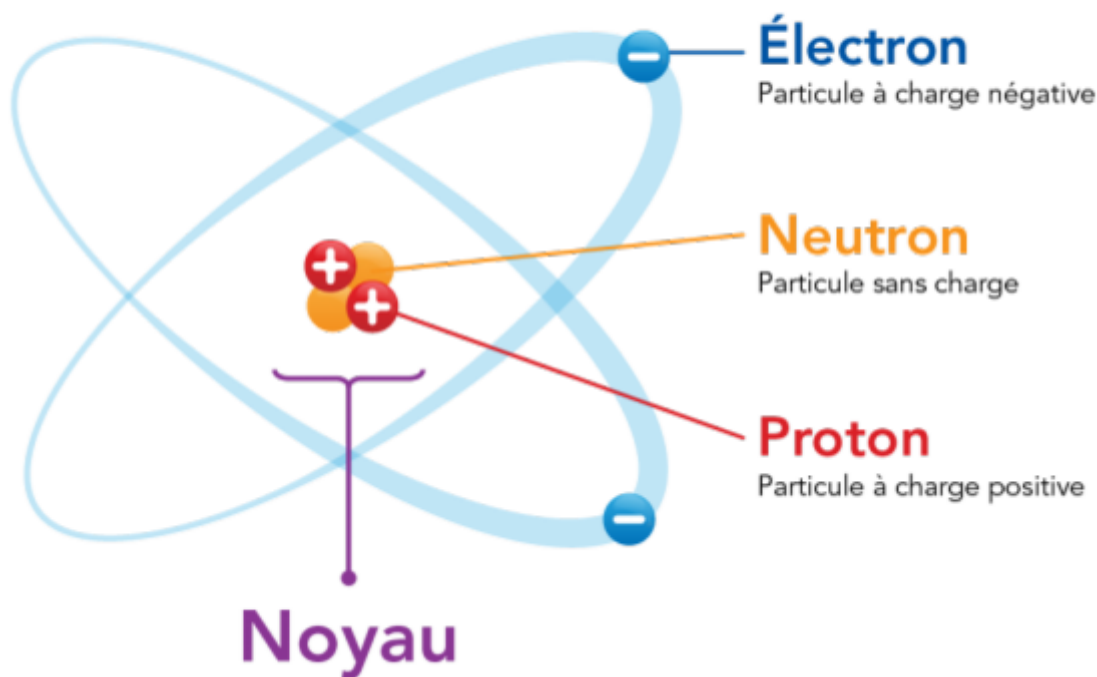


# ★CHIMIE★

## Les liaisons chimiques :

### Structure de l'atome :

## Atome



### Le modèle de Lewis :



### Nombre d'électron :

1e<sup>-</sup>      2e<sup>-</sup>      3e<sup>-</sup>      4e<sup>-</sup>      5e<sup>-</sup>      6e<sup>-</sup>      7e<sup>-</sup>      8e<sup>-</sup>

### Nombre de liaison possible :

1      2      3      4      3      2      1      0

● = Un électron célibataire

— = Une paire d'électron, un doublet

Dans le tableau périodique, nous pouvons voir au-dessus des huit familles leur modèle de Lewis représentée par leurs couches de valences.

### Les liaisons chimiques : Ioniques et covalentes

**La règle de l'octet** : Règle empirique, basée sur l'observation.

→ Avoir 8 électrons sur la couche de valence rend la substance stable. Ce sont les gaz rares.

Par conséquent, toute substance avec moins de 8 électrons de valence va avoir tendance à se lier avec d'autre substance afin de se rapprocher le plus possible d'un gaz rare.

### La différence d'électronégativité :

Certains atomes sont plus électronégatifs que d'autres (voir tableau périodique). Donc quand deux atomes vont se rapprocher, il y a 3 cas de figure :

- **La liaison est covalente** :

- Parfaite (Apolaire)
- Polarisée

- **La liaison est ionique**

$$\Delta X = |X_A - X_B|$$

X = électronégativité (Voir tableau périodique)

masse atomique ou nombre de masse le plus stable	55.845	26	numéro atomique
1ère énergie de ionisation en kJ/mol	762.5	1.83	électronégativité
symbole chimique	Fe	+6 +5 +4 +3 +2 +1	états d'oxydation most common are bold
nom	Fer	-1 -2	
configuration électronique	[Ar] 3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>		

**Les liaisons covalentes parfaites/apolaire** : Ce sont des liaisons qui résultent de la mise en commun de deux électrons célibataires entre deux atomes de même électronégativité.

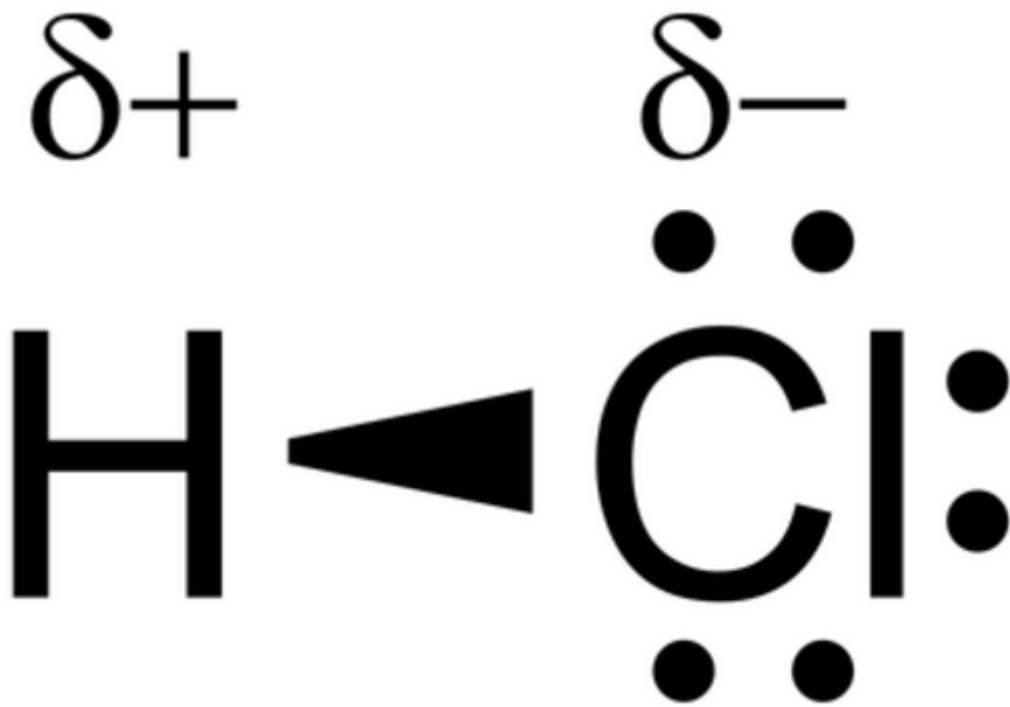
$$\Delta X = 0$$

EX : H<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, PH<sub>3</sub>, SO<sub>3</sub>

**Les liaisons covalentes polarisées** : C'est la mise en commun de deux électrons célibataires d'électronégativité différentes comprise entre 0 et 1,7.

L'atome le plus électronégatif à une charge partielle négative ( $\delta^-$ ) et l'atome qui est le moins électronégatif à une charge partielle positive ( $\delta^+$ ).

EX : HCl

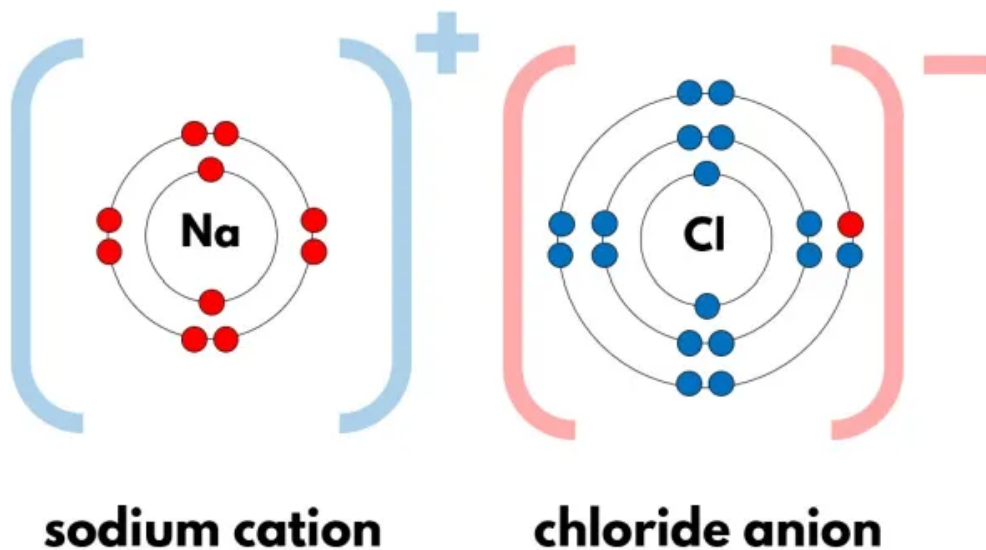


### Les liaisons ioniques :

C'est la liaison entre deux atomes de charges opposées. En général, c'est entre du métal (qui donne un électron) et un non-métal (qui reçoit l'électron).

Cela va former un anion (ion portant une charge électrique négative) et un cation (ions portant une charge électrique positive).

EX : NaCl



### Les différences entre les liaisons ioniques et les liaisons covalentes :

**La liaison ionique :** Un atome cède un électron à un autre.

→ il y a un métal et un non-métal

C'est très polaire, la différence d'électronégativité est de plus de 1,7

**La liaison covalente :** 2 atomes partagent un électron.

→ Il y a deux non-métaux

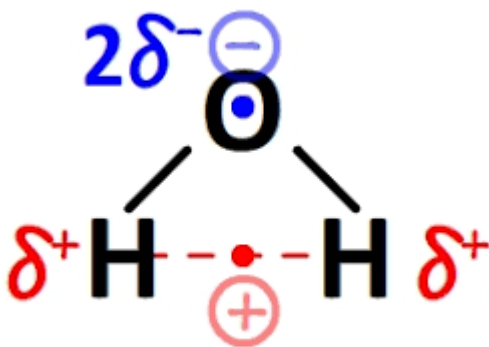
C'est peu polaire, la différence d'électronégativité est de moins de 1,7

### Les molécules polaires ou les dipôles électriques :

C'est une molécule qui ne partage pas uniformément les électrons à travers la liaison covalente et qui présente un dipôle sur les atomes impliqués.

**Une molécule est polaire si :**

- Si elle est composée d'éléments ayant une électronégativité différente.
- S'il y a un dipôle, le centre des charges positives n'est pas au même endroit que le centre des charges négatives.



### Les molécules apolaires :

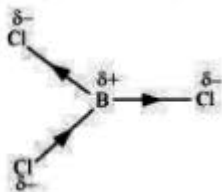
Les molécules apolaires sont composées d'atomes qui ont une valeur d'électronégativité similaire. Lorsque deux atomes d'électronégativité semblable partagent des électrons dans une liaison covalente, ils sont attirés vers l'un ou l'autre atome de manière égale.

**Une molécule est apolaire si :**

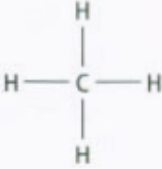
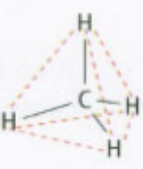
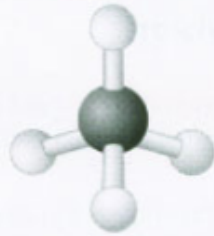
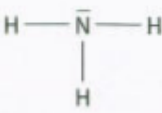
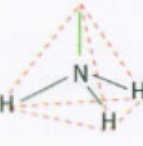
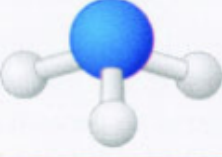
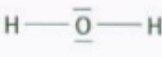
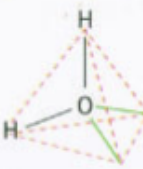
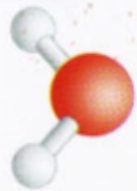
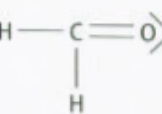
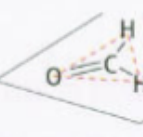
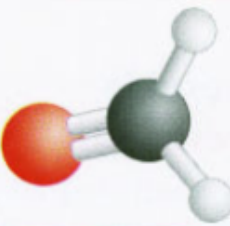
-Si tous les atomes qui composent la molécule ont la même électronégativité.

**ou**

- S'il n'y a pas de dipôle.



## La configuration spatiale des molécules :

Molécule	Représentation de Lewis	Doublets de l'atome central	Répartition des doublets dans l'espace	Modèle spatial	Forme de la molécule
méthane CH <sub>4</sub>		4 liaisons simples			molécule tétraédrique
ammoniac NH <sub>3</sub>		3 liaisons simples 1 doublet non liant			molécule pyramidale
eau H <sub>2</sub> O		2 liaisons simples 2 doublets non liants			molécule plane coudée
méthanal CH <sub>2</sub> O		1 double liaison 2 liaisons simples			molécule plane triangulaire

## La solubilité des substances dans un laboratoire :

Les substances covalentes peuvent être : liquide, solide ou gazeux

- **Les solvants polaires :** EX : de l'eau
  - Dissous bien les substances covalentes polaires
  - Dissous peu les solutés covalents apolaires
  - ⇒ Les acides sont ionisés en solution aqueuse
- **Les solvants apolaires :**
  - Dissous bien les solutés covalents apolaires
  - Dissous peu les solutés covalents polaires

## La solubilité des substances ioniques dans l'eau :

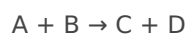
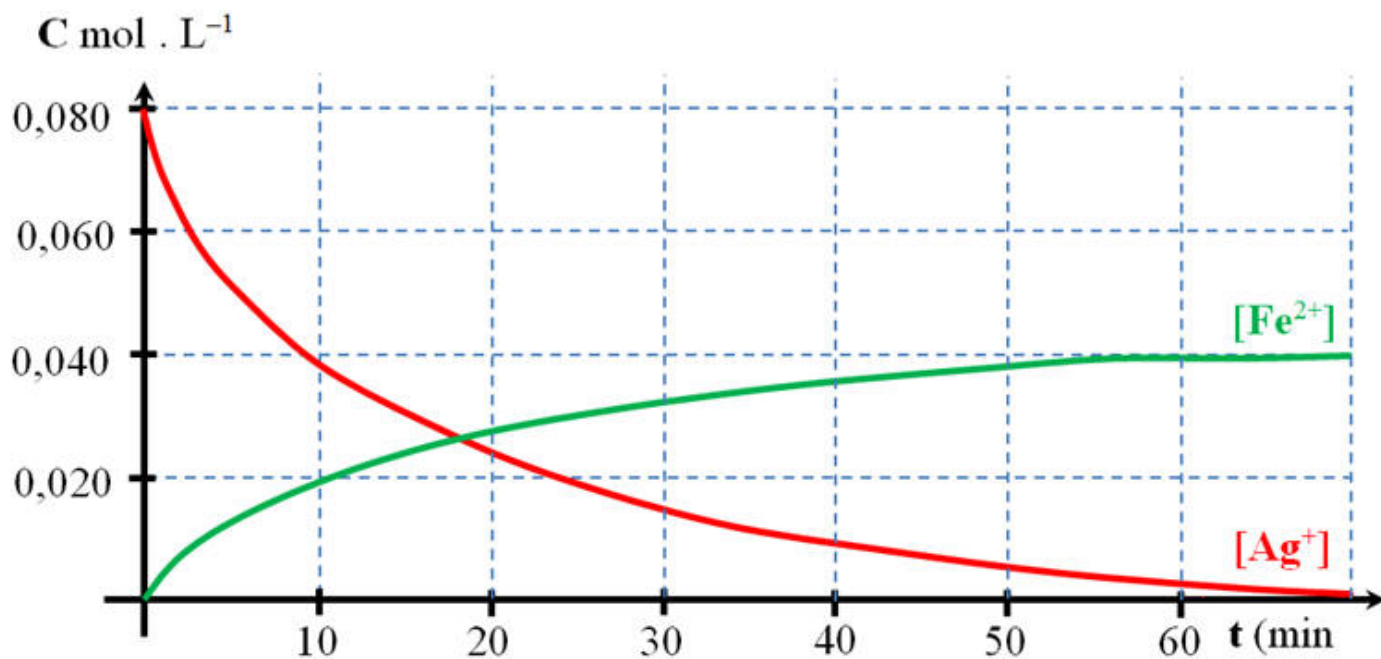
Substance ionique → Solides cristallins



## Les équilibres chimiques :

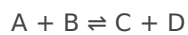
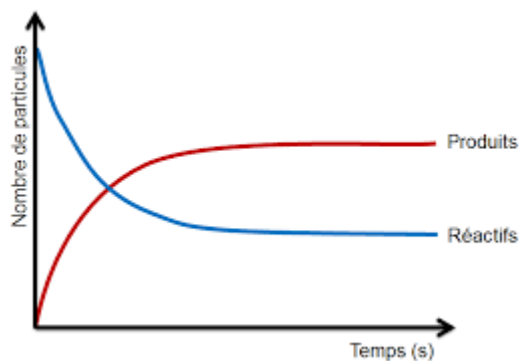
### Les réactions complètes et irréversibles :

La réaction consomme au minimum complètement un des réactifs.



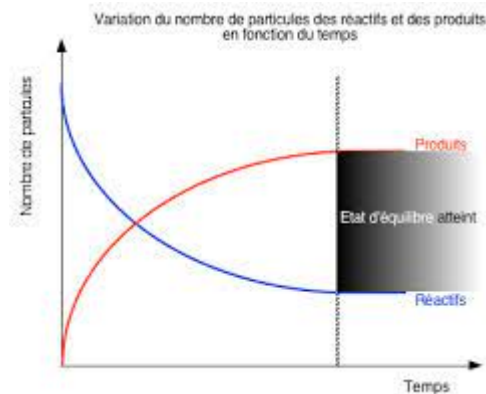
### Les réactions incomplètes et réversibles :

La réaction ne consomme pas totalement ses réactifs.



## L'état d'équilibre :

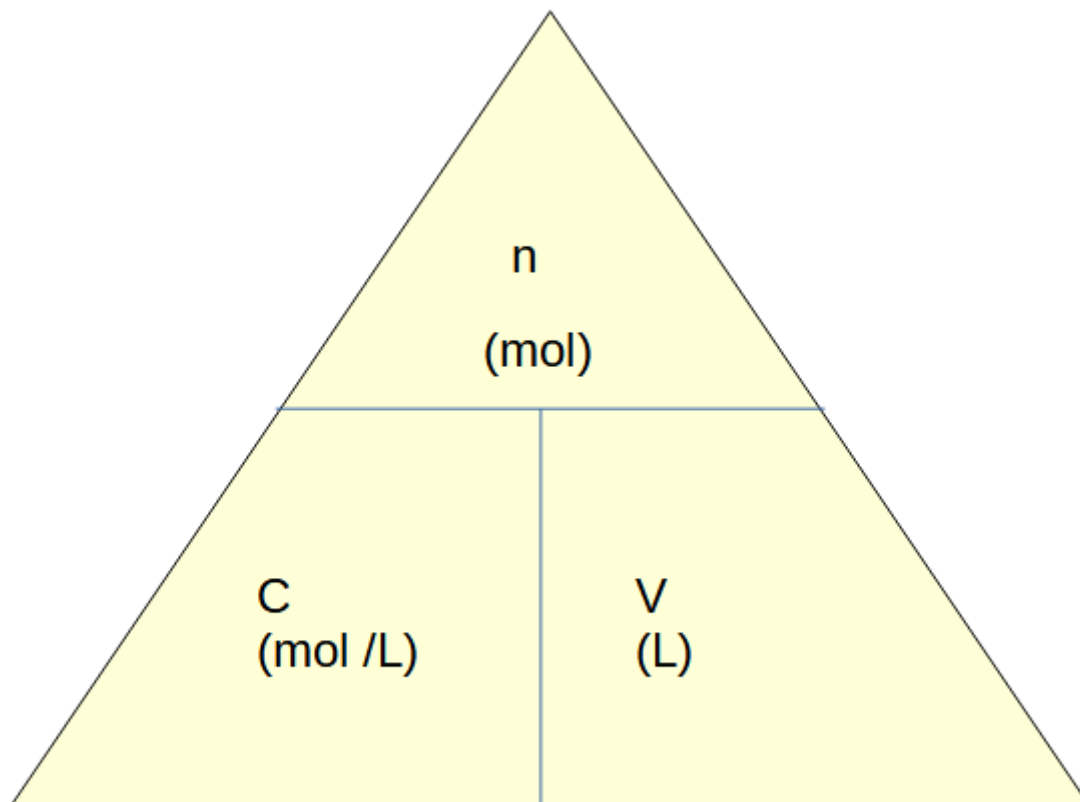
Une réaction complète et réversible va évoluer vers un état d'équilibre, c'est quand la concentration des réactifs n'évoluent plus.



## Expression de la constante d'équilibre :

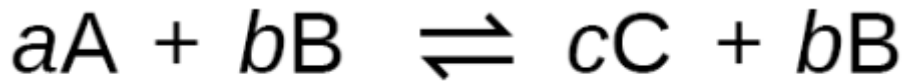
**RAPPEL :** La concentration molaire,  $C$  (mol/L), c'est le rapport à la quantité de matière,  $n$  (mol), et le volume,  $V$  (L).

$$C \text{ (mol/L)} = n \text{ (mol)} / V \text{ (L)}.$$



### La constante de concentration (Kc) :

Cela permet d'estimer les proportions des produits formés par rapport aux réactifs à l'état d'équilibre. C'est calculé en mol/L.



$$K_c = \frac{[C]_{eq}^c [D]_{eq}^d}{[A]_{eq}^a [B]_{eq}^b}$$

- Il dépend de la température du système
- Les composants solides n'apparaissent pas
- L'équilibre peut être hétérogène ou homogène **Homogène** → Tous les produits et réactifs sont dans le même état

EX : Gaz, Liquide

**Hétérogène** → Les produits et réactifs ne sont pas dans le même état

**Si le Kc est élevé :** Soit,  $K_c > 10^3$

La réaction est considérée comme complète et irréversible.

- à l'équilibre il y aura plus de produit que de réactifs
- dans l'équation, ça va aller vers la droite. La réaction va consommer presque tous les réactifs et créer que des produits

**Si le Kc est faible :** Soit,  $K_c < 10^{-3}$

- à l'équilibre il y aura plus de réactifs que de produits
- dans l'équation, ça va aller vers la gauche. La réaction va consommer presque tous les produits et créer que des réactifs.

**Si :**  $10^{-3} \leq K_c \leq 10^3$  La réaction est incomplète et réversible.

### Calculer le Kc :

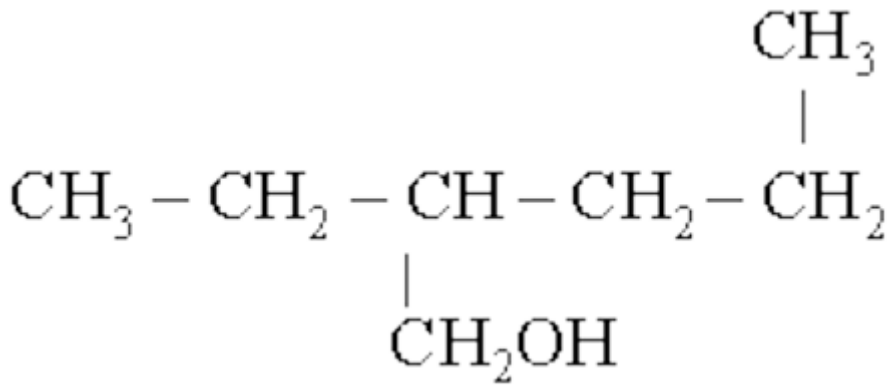
1. Utiliser les concentrations (ou les pressions partielles) à l'équilibre
2. Placer les produits au numérateur
3. Placer les réactifs au dénominateur





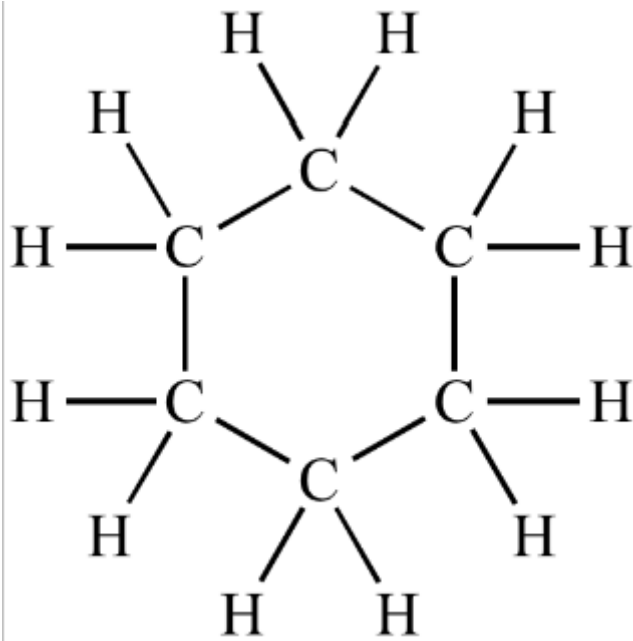
- **Ramifiée** : Quand au moins un des atomes est lié à plus de 2 autres atomes.

EX : 2-éthylpentan-1-ol



- **Cyclique** : Quand il est fermé.

EX : Cyclohexane

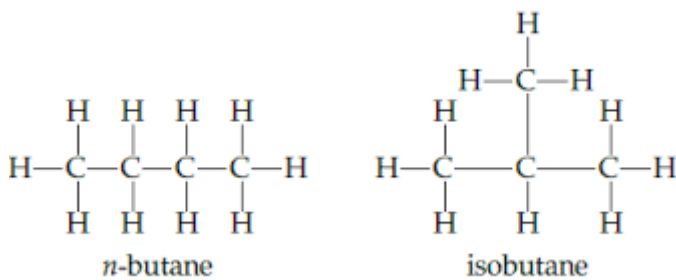


- **Les isomères** : Ce sont des molécules différentes qui ont la même formule moléculaire, changeant leur propriété (chimie, physiques, bio).

**Il y a deux types :**

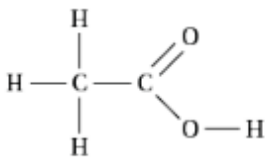
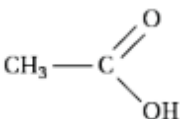
1. **De construction** : Qui varie par l'enchaînement de leurs atomes.

EX : C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>



2. **De configuration** : Relié dans la même suite, mais orienté différemment dans l'espace.

### Formule développée et semi-développée :

Formule développée	Formule semi-développée	Formule brute
		$C_2H_4O_2$
Elle détaille l'enchaînement des atomes dans la molécule. Tous les atomes et toutes les liaisons y figurent.	Elle dérive de la précédente : on ne fait plus apparaître les liaisons avec l'atome d'hydrogène.	Elle renseigne sur la nature et le nombre des différents atomes constitutifs et permet de calculer la masse molaire.

### Les types d'hydrocarbure :

- **Alcane** : Hydrocarbure avec que des liaisons simple : C - C
- **Alcène** : Hydrocarbure avec au moins une double liaison : C = C

### Leurs nomenclatures :

#### Alcane :

Nombre <i>n</i> d'atomes de carbone	Formule brute	Préfixe	Nom	Formule semi-développée
1	<b>CH<sub>4</sub></b>	méth-	méth <b>ane</b>	CH <sub>4</sub>
2	<b>C<sub>2</sub>H<sub>6</sub></b>	éth-	éth <b>ane</b>	CH <sub>3</sub> -CH <sub>3</sub>
3	<b>C<sub>3</sub>H<sub>8</sub></b>	prop-	prop <b>ane</b>	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>
4	<b>C<sub>4</sub>H<sub>10</sub></b>	but-	but <b>ane</b>	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>
5	<b>C<sub>5</sub>H<sub>12</sub></b>	pent-	pent <b>ane</b>	CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>3</sub> -CH <sub>3</sub>
6	<b>C<sub>6</sub>H<sub>14</sub></b>	hex-	hex <b>ane</b>	CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>4</sub> -CH <sub>3</sub>

Alcène :

# Les alcènes



Atomes de carbone	Formule brute	Nom
2	$\text{C}_2\text{H}_4$	éthène (éthylène)
3	$\text{C}_3\text{H}_6$	propène
4	$\text{C}_4\text{H}_8$	butène
5	$\text{C}_5\text{H}_{10}$	pentène
6	$\text{C}_6\text{H}_{12}$	hexène

## Combustion des hydrocarbures :

**Réaction de combustion :** Réaction entre un combustible (matière qui brûle) et un comburant (Dioxygène dans l'air).

→ Il faut une source d'énergie pour que le combustible atteigne son inflammabilité.

## Le triangle du feu :



## Réaction complète et incomplète :

Combustions d'hydrocarbures	Équation bilan
Combustion complète du méthane : $\text{CH}_4$	$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Combustion complète du butane : $\text{C}_4\text{H}_{10}$	$\text{C}_4\text{H}_{10} + \frac{13}{2}\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 5\text{H}_2\text{O}$
Combustion incomplète du méthane : $\text{CH}_4$ avec comme seuls produits $\text{CO}$ et $\text{H}_2\text{O}$	$\text{CH}_4 + \frac{3}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{CO} + 2\text{H}_2\text{O}$

**Pouvoir calorifique :** C'est la quantité d'énergie dégagée par une quantité de matière brûlée. C'est calculé en Mégajoules/Kilogramme (MJ/Kg).

EX : Méthane → 55,7 MJ/Kg

Ethan → 51 MJ/Kg

## Les hydrocarbures au quotidien :

- Sources d'énergies thermiques et mécaniques
- Pétrochimie
- Conservation des aliments
- Création de bougie
- etc

**Polymérisation :** Réaction durant laquelle une macromolécule se crée par l'assemblage de plus petite.

**Monomères :** Petites molécules qui vont se rassembler pour former des polymères.

**Polymère :** Macromolécule créée à partir de monomères.

EX : Amidon, Cellulose, ADN, Protéine, etc

## Le recyclage des matières plastiques :

1. **Le recyclage de la matière :** On fond le plastique et on le reforme.
2. **Le recyclage chimique :** Il redevient un monomère.

### 3. **Le recyclage énergétique** : On l'utilise pour créer de l'énergie.

---

Revision #14

Created 29 May 2023 10:42:40 by Irina

Updated 29 September 2023 14:45:52 by Irina