

Universite Mohammed Seddik Benyahia -Jijel-

Département EF-SNV

2^{ème} Année Sciences Biologiques

Année universitaire : 2024-2025

Préparée par : Dr. AMIRA WIDAD

Les liaisons chimiques

I- les constituants chimiques de la matière vivante

L'organisme est constitué de 60% d'eau, les 40% restants sont appelés **matière sèche**.

La matière sèche est constituée de **matière organique** (95% des 40%) et de **matière minérale** (5% des 40%).

I-1 Les constituants organiques

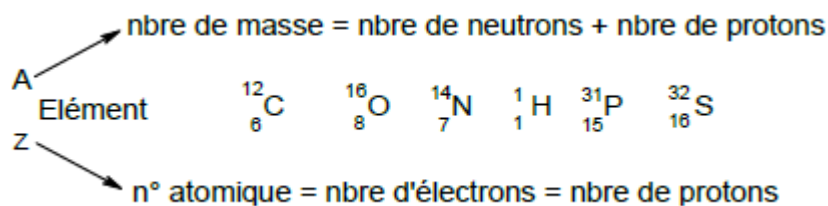
La matière organique comporte toutes les molécules contenant du **carbone**, à l'exception du CO₂ et des ions dérivés, HCO₃⁻, (hydrogénocarbonate ou bicarbonate) et CO₃²⁻ (carbonate).

Les molécules organiques comprennent **les protéines, les glucides, les lipides, les acides nucléiques, les coenzymes** ainsi que **les vitamines**.

Les éléments chimiques de la matière organique sont ; Carbone C, Hydrogène H, Oxygène O, Soufre S, Phosphore P et l'Azote N.

Elément	Symbole	Fonctions particulières
Carbone	C	Entre dans la composition des glucides, lipides, protides et acides nucléiques
Hydrogène	H	Entre dans la composition des chaînes carbonées et de l'eau
Oxygène	O	Entre dans la composition des glucides, lipides, protides et acides nucléiques, de l'eau et des gaz indispensables pour la respiration.
Azote	N	Entre dans la composition des acides nucléiques et des protides
Phosphore	P	Entre dans la composition des acides nucléiques
soufre	S	Entre dans la composition des acides aminés soufrés

❖ Tous ces éléments entrent dans la classe des atomes ou éléments atomiques.



Le **noyau** contient les **protons** et les **neutrons**. Autour du noyau se trouvent les **électrons** qui constituent le **nuage électronique**. Ces électrons sont répartis en niveaux énergétiques ou couches électroniques : K (contient jusqu'à 2 électrons), L (8 électrons), M ...

Nom de l'atome	symbole	Nbre de masse	N° atomique	protons	électrons	neutrons	valence	Couches électroniques
Carbone	C	12	6	6	6	6	4	K ² L ⁴
Hydrogène	H	1	1	1	1	0	1	K ¹
Oxygène	O	16	8	8	8	8	2	K ² L ⁶
Azote	N	14	7	7	7	7	3	K ² L ⁵
Phosphore	P	31	15	15	15	16	3	K ² L ⁸ M ⁵
soufre	S	32	16	16	16	16	2	K ² L ⁸ M ⁶

I-2 Les éléments minéraux

Sont des molécules ne contenant pas de carbone ils sont divisés en **macro-éléments** et **oligo-éléments**.

A- Les macro-éléments

On en distingue 2 types :

- **Les cations** : ions chargés positivement (Ca²⁺, Mg²⁺, Na⁺, K⁺)
- **Les anions** : ions chargés négativement (Cl⁻, PO₄³⁻, HCO₃⁻, SO₄²⁻)

Elément	Symbole	Fonctions particulières
Calcium	Ca (Ca ²⁺)	Composant des os et des dents. intervient dans de nombreux processus physiologiques (contraction musculaire, coagulation du sang)
Chlore	Cl (Cl ⁻)	Anion le plus important dans la neutralité électrique
Magnésium	Mg (Mg ²⁺)	Composant des os. Rôle dans de nombreuses réactions chimiques (transmission neuromusculaire par exemple)
Phosphore	P (p ₃ ⁻)	Composant des os et des dents. Présent dans l'ATP.
Potassium	K (K ⁺)	Principal cation intracellulaire, important dans les potentiels trans-membranaires et dans la contraction des cellules musculaires
Sodium	Na (Na ⁺)	Principal cation extracellulaire, important dans les potentiels trans-membranaires

B- Les oligo-éléments

Ce sont des éléments présents en très petite quantité dans l'organisme. Il s'agit du cuivre, du cobalt, du manganèse, du zinc, du fer, du fluor, du silicium, de la silice, du molybdène.

Elément	Fonctions particulières
Fer	Entre dans la composition de l'hémoglobine, des enzymes
Iode	Intervient dans le fonctionnement de la thyroïde
Fluor	Intervient dans la composition des dents
Zinc	contribue au fonctionnement normal du système immunitaire
cuivre	Entre dans la composition des enzymes cellulaires

II- Organisation des atomes en molécules et Formation des liaisons chimiques

L'atome: représente le plus petit élément qui constitue la matière, exemples : C carbone, H hydrogène, O oxygène, N azote.

À part les gaz rares, très peu de corps sont formés d'atomes isolés. Dans la plupart des corps qui nous entourent, les atomes sont liés les uns aux autres pour former des molécules stables.

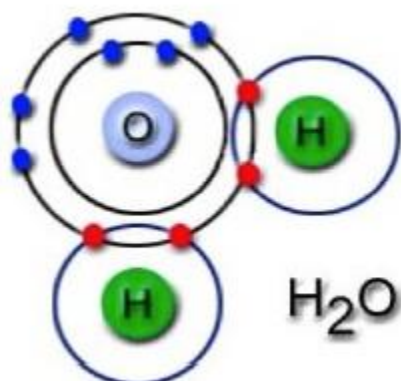
Donc une **molécule** est le résultat d'un assemblage d'atomes (2 ou plusieurs), liés entre eux par des liaisons chimiques.

Les atomes ont tendance à acquérir la structure électronique la plus stable qui est celle du gaz rare le plus proche dans la classification périodique. Pour acquérir cette structure l'atome partage un ou plusieurs électrons avec un autre atome et ce en fonction de sa valence. Entre ses 2 atomes, il pourra s'établir une liaison de covalence (on la représente par un tiret entre les deux atomes).

Il existe un autre moyen d'acquérir la structure du gaz rare le plus proche : par gain ou perte d'électrons. En cas de perte d'électrons, la charge globale devient positive, on obtient un cation. En cas de gain, la charge devient négative, on a alors à faire à un anion.

La liaison chimique est une interaction entre deux atomes. Elle permet la formation de molécules et de composés stables. Cette liaison est généralement formée par la mise en commun de deux électrons, situés sur la couche externe des atomes. Elle peut être également due à des interactions électrostatiques.

Exp: L'eau (H_2O)



II-1 Différents types de liaisons chimiques

En fonction de l'énergie de liaison qui permet de mesurer la force de la liaison (énergie de dissociation) les liaisons chimiques sont classées en:

Liaisons fortes (l'énergie de dissociation pour briser des liaisons fortes est: de 200 à 500 kJ.mol^{-1}) et **liaisons faibles** (ont des énergies de dissociation inférieure à 50 kJ.mol^{-1}).

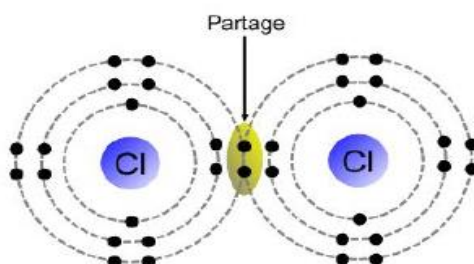
II-1-1 Liaisons fortes (interaction intramoléculaires)

Sont classées dans la catégorie des liaisons fortes: la liaison **covalente**, la liaison **ionique** et la liaison **métallique**.

A- La liaison covalente

Une liaison covalente entre deux atomes résulte de la mise en commun de deux électrons de valence (les électrons de la couche électronique la plus externe). Elle se forme généralement entre des **non-métaux**.

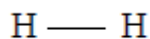
Exemple: le Cl_2



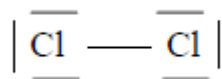
On distingue:

A1- La liaison covalente simple: une paire d'électrons est mise en commun, chaque atome participe par un électron.

Exp: molécule H_2

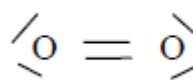


molécule Cl_2



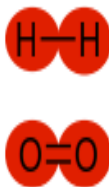
A2- La liaison covalente multiple: mise en commun de deux ou trois paires d'électrons.

➤ La **liaison double** exemple la molécule O_2 :

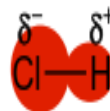


➤ La **liaison triple** exemple la molécule N_2 :

Selon la polarité, la liaison covalente peut être **polaire** ou **non polaire (apolaire)**. Dans la liaison non polaire les deux atomes ont la même électronégativité, le partage des électrons est ainsi équitable. Dans la liaison polaire un atome est plus électronégatif que l'autre, il attire davantage les électrons, il s'enrichit et par conséquent affaiblit son partenaire. Le partage d'électrons devient inéquitable, et les atomes portent des charges électriques partielles notées : δ^- et δ^+ .



(A) Partage équivalent des électrons
entre les deux atomes.



(B) Partage inéquitable des électrons,
le chlore est plus électronégatif que
l'hydrogène.

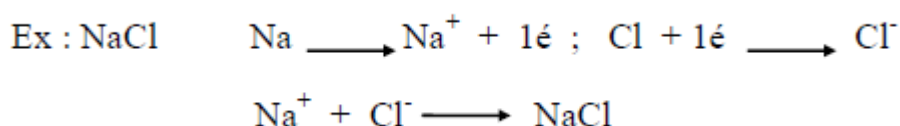
Liaison covalente (A): non polaire et (B): polaire

B- La Liaison ionique

Dans les liaisons ioniques, ce sont des ions qui interagissent. Les atomes ont cédé ou capté un ou plusieurs électrons et sont donc chargés électriquement (ions). Il y a donc transfert d'électrons entre les atomes.

On a alors une interaction électromagnétique entre les ions qui portent des charges électriques de signe opposés. Elle se fait typiquement entre un **non-métal** et un **métal**. Le métal donne un ou plusieurs électrons pour former un ion chargé positivement (cation). Le non-métal capte ces électrons pour former un ion chargé négativement (anion). En raison de leurs charges opposées, les cations et les anions s'attirent les uns aux autres dans ce qui s'appelle une liaison ionique.

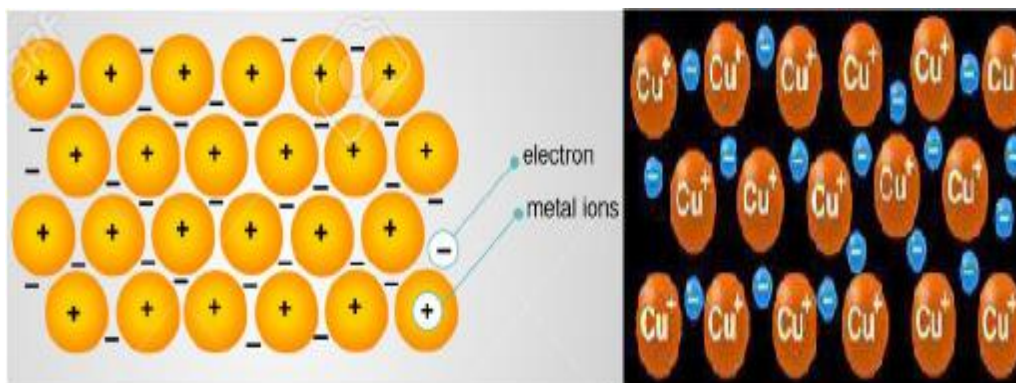
Exemple: le sel de cuisine NaCl



C- La Liaison métallique

La **liaison métallique** est un type de liaison chimique que l'on trouve dans les **métaux**. Elle consiste en une attraction électrostatique entre un ensemble d'**ions métalliques positifs** et une **mer** (nuage) **d'électrons** délocalisés de la couche de valence du métal.

Les électrons ne sont pas associés à un ion métallique en particulier. Au contraire, ils se déplacent librement entre tous les ions, agissant à la fois comme une colle et un coussin. Cela conduit à une bonne conductivité des métaux.



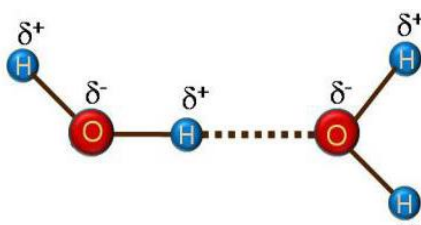
II-1-2 Liaisons faibles (interaction intermoléculaires)

Sont classées dans la catégorie des liaisons faibles : La liaison **hydrogène** la liaison de **Van der Waals** et les **Interactions hydrophobes**.

A- Les liaisons hydrogènes

La liaison hydrogène se forme entre un hydrogène lié par une liaison covalente à un atome A très électronégatif (**donneur d'hydrogène**) et un doublet non liant d'un atome B également très électronégatif (**accepteur d'hydrogène**) (A et B sont non métalliques: O, N ou F ; beaucoup plus rarement : Cl ou S). $A \delta^- \text{-----} H \delta^+ \cdots \cdots : B \delta^-$. Les liaisons hydrogène sont environ vingt fois plus faibles que les liaisons covalentes (12-30kJ/mole).

Exemple: eau (H_2O)



B- La liaison de Van der Waals

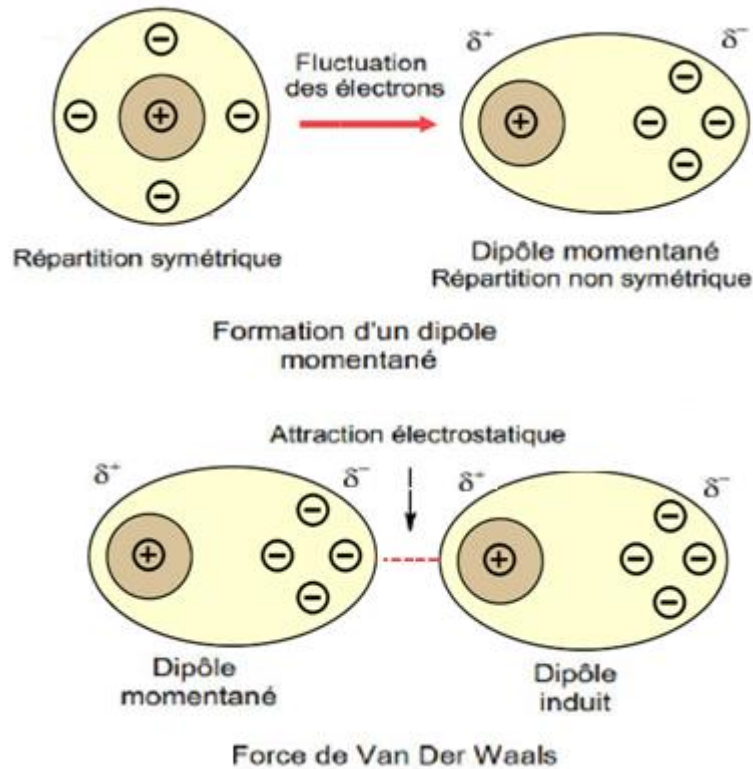
La force de Van der Waals est une force d'attraction faible entre des atomes ou des molécules non polaires.

Une molécule est polaire si elle a une charge électrique inégale, ce qui signifie qu'elle a une extrémité chargée positivement et une extrémité chargée négativement. Une molécule non polaire n'a pas de pôles chargés.

Lorsque les électrons d'un atome sont positionnés de telle sorte qu'un côté de l'atome possède un groupe d'électrons plus grand que l'autre, l'atome devient temporairement un **dipôle**, ce qui signifie qu'il a une extrémité moins chargée négativement que l'autre.

Ce dipôle temporaire attire d'autres atomes vers l'extrémité la moins négative de l'atome. Cette attraction provoque le regroupement des électrons des autres atomes et ces atomes deviennent également des dipôles (dipôles induit). Les deux dipôles ainsi créés s'attirent l'un vers l'autre jusqu'à une distance bien précise. La force d'attraction entre ces atomes est appelée force de Van der Waals.

L'intensité de ces forces varie de 0,4 KJ.mol⁻¹ à 4 KJ.mol⁻¹. La force est extrêmement faible lorsque la distance entre les atomes est supérieure à 0,6 nm.



C- Interactions hydrophobes

C'est une propriété des groupements hydrophobes de se regrouper ensemble pour s'enfuir du milieu hydrophile (eau), la force de ces interactions est inférieure à 40kj/mole.

