

Eléments chimiques essentiels à la vie

- Parmi les 92 éléments chimiques naturels, **25** éléments sont essentiels à la vie.
- Seuls : le carbone, l'oxygène, l'hydrogène et l'azote constituent **96%** de la matière vivante.
- Le phosphore, le soufre, le calcium, le potassium, et quelques autres éléments forme presque tout le reste de la matière (**4%**).
- Certains éléments dits *éléments traces* sont indispensables à la vie de tous les organismes vivants comme le fer ; d'autres, à quelques espèces seulement.

Tableau : Eléments naturels entrant dans la composition du corps humain

<i>Symbole</i>	<i>Elément</i>	<i>Numéro atomique</i>	<i>Pourcentage de la masse corporelle</i>
O	Oxygène	8	65.0
C	Carbone	6	18.5
H	Hydrogène	1	9.5
N	Azote	7	3.3
Ca	Calcium	20	1.5
P	Phosphore	15	1.0
K	Potassium	19	0.4
S	Souffre	16	0.3
Na	Sodium	11	0.2
Cl	Chlore	17	0.2
Mg	Magnésium	12	0.1
Autres éléments à l'état de trace (<i>moins de 0.01%</i>) : bore (B), chrome (Cr), cobalt (Co), cuivre (Cu), fluor (F), iode (I), fer (Fe), manganèse (Mn), molybdène (Mo), sélénium (Se), silicium (Si), étain (Sn), vanadium (V), et zinc (Z).			

Chapitre I : Liaisons chimiques

Définition : une liaison chimique est une force d'attraction qui permet aux atomes ou aux ions de rester proches les uns des autres.

Les liaisons chimiques peuvent être *fortes* ou *faibles*.

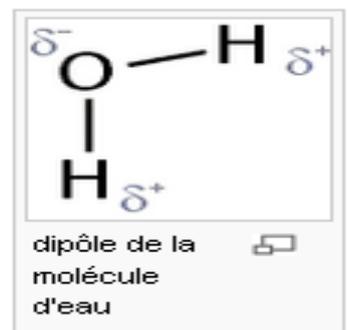
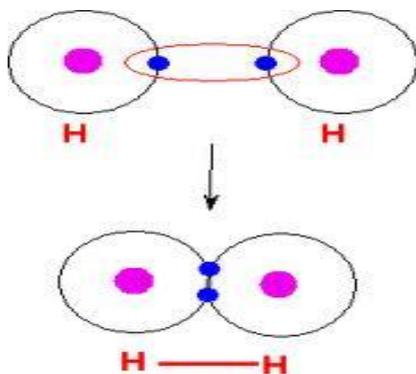
I-1 Les liaisons fortes

- Elles sont *fortes* puisqu'il faut une *grande énergie* pour *les rompre*.
- Elles regroupent la *liaison covalente* et la *liaison ionique*.

I-1-1 liaison covalente

- Elle met en commun une ou plusieurs paires d'électrons de valence.
- Si elle met en commun *1 paire* d'électrons de valence, elle est dite *simple*.
Exemple : H-H en formule développée ou H₂ en formule moléculaire.
- Si elle met en commun *2 paires* d'électrons de valence, elle est dite *double*.
Exemple : O=O en formule développée ou O₂ en formule moléculaire.
- La liaison covalente entre deux atomes ou plus forme une molécule.
- la liaison covalente peut être :
 - a) **Non polaire** : si elle *lie* deux atomes à *électronégativité égale*.
Exemple : H₂, O₂, CH₄.
 - b) **Polaire** : si elle *lie* 2 atomes à *électronégativité inégale ou différente* où les électrons mis en commun passent plus de temps dans l'atome le plus électronégatif.
Exemple : H₂O
Dans la molécule d'eau, l'oxygène le plus électronégatif porte une charge partielle négative et chaque atome d'hydrogène une charge partielle positive (voir la figure ci-dessous).

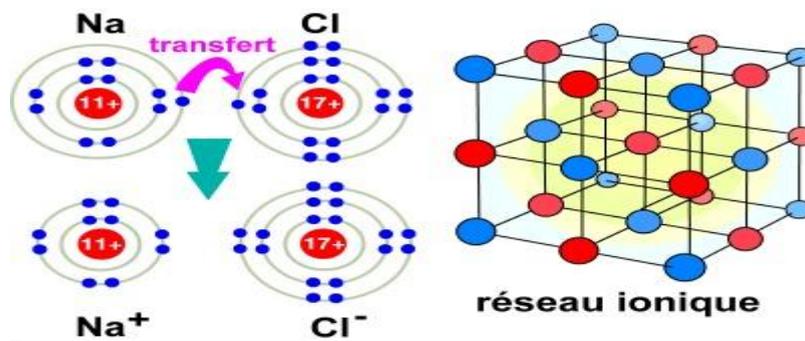
L'**électronégativité** : est l'*attraction* exercée sur les *électrons mis en commun* par un atome établissant une liaison covalente avec un autre atome.



Liaison covalente non polaire entre 2 atomes d'hydrogène

I-1-2 liaison ionique

- ✓ C'est une *force d'attraction* entre *2 ions* (cation et anion) de *charges opposées*.
- ✓ Un **ion** est un atome qui a *perdu ou gagné* un électron ou plus.
- ✓ Un **anion** est un atome qui a *arraché un électron ou plus* à un atome moins électronégatif ; il porte une **charge négative**.
- ✓ Un **cation** est un atome moins électronégatif qui a *cédé un électron ou plus* à un atome plus électronégatif ; il porte une **charge positive**.
- ✓ Les composés formés par des liaisons ioniques sont appelés *composés ioniques ou sels*.
Exemple : Chlorure de sodium Na Cl.
- ✓ L'environnement influence sur les liaisons ioniques : *il faut un marteau et un ciseau* pour couper un cristal de sel pur qui renferme des **liaisons ioniques fortes** mais ce même cristal *se dissout dans l'eau* à mesure que l'attraction entre ses ions diminue.



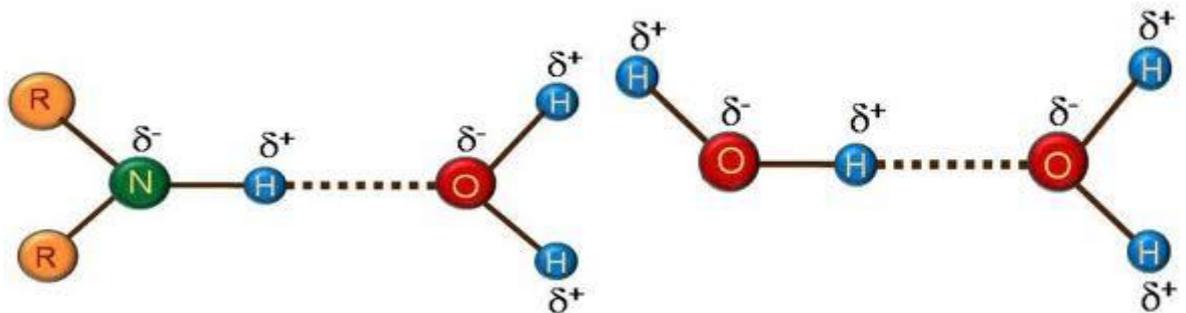
Liaison ionique entre l'atome de sodium et l'atome de chlore

I-2 Les liaisons faibles

- ❖ Ce sont des *forces d'attractions* qui s'exercent *entre les molécules*.
- ❖ Ces interactions peuvent être *intermoléculaires* et/ou *intramoléculaires*.
- ❖ Elles sont dites *faibles* car elles *ne nécessitent pas beaucoup d'énergie* pour être *rompues*.
- ❖ Elles ont une grande importance biologique.

I-2-1 Liaisons hydrogène

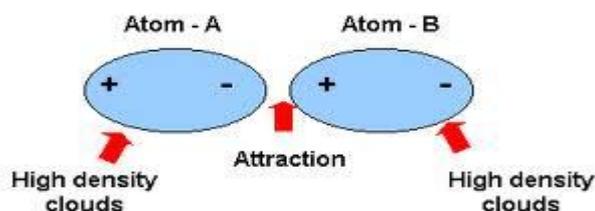
- Elles se forment quand un atome d'hydrogène déjà lié par covalence à un atome électronégatif subit l'attraction d'un autre atome électronégatif.
Exemple : la liaison hydrogène entre l'ammoniac (NH₃) et l'eau (H₂O).
- Dans les cellules, les atomes électronégatifs qui forment habituellement les liaisons hydrogène sont l'oxygène et l'azote.



Liaison hydrogène entre Hydrogène-Oxygène

I-2-2 Forces de Van der Waals

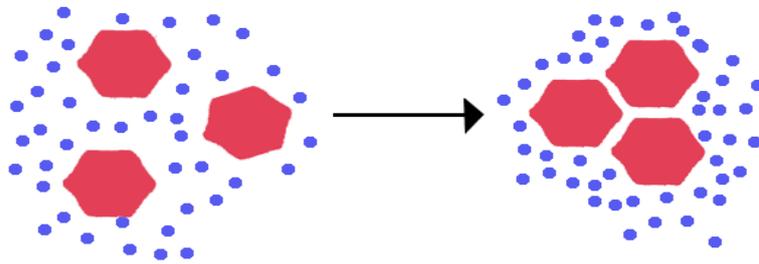
- La répartition des électrons n'est pas toujours symétrique dans la molécule par rassemblement au hasard des électrons à l'une des parties de la molécule.
- Ainsi, les molécules possédant des *liaisons covalentes non polaires* peuvent avoir à un moment donné des régions *chargées positivement* et d'autres *chargées négativement*.
- Ces points chauds peuvent *changer à tout moment*.
- Ces interactions faibles apparaissent seulement quand les atomes ou les molécules se trouvent très proches les uns des autres.



Force de Van der waals entre deux atomes

I-2-3 Interactions hydrophobes

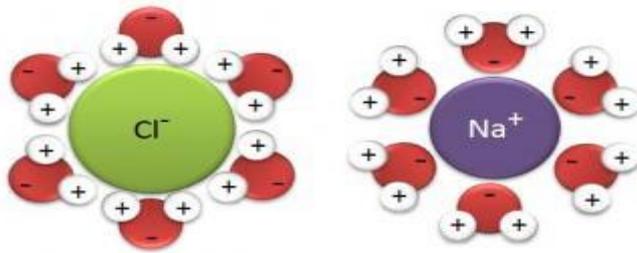
- Elles existent entre les molécules ne possédant pas de groupements chargés (non polaires) ou d'atomes capables d'établir des liaisons hydrogène. Ces molécules sont dites **hydrophobes**.
- Elles apparaissent quand les molécules d'eau établissent des liaisons hydrogène entre elles et avec les molécules hydrophiles en repoussant les molécules hydrophobes.
Exemple : eau + huiles et les membranes biologiques.



Comportement des molécules hydrophobes dans un milieu aqueux

I-2-4 les liaisons ioniques

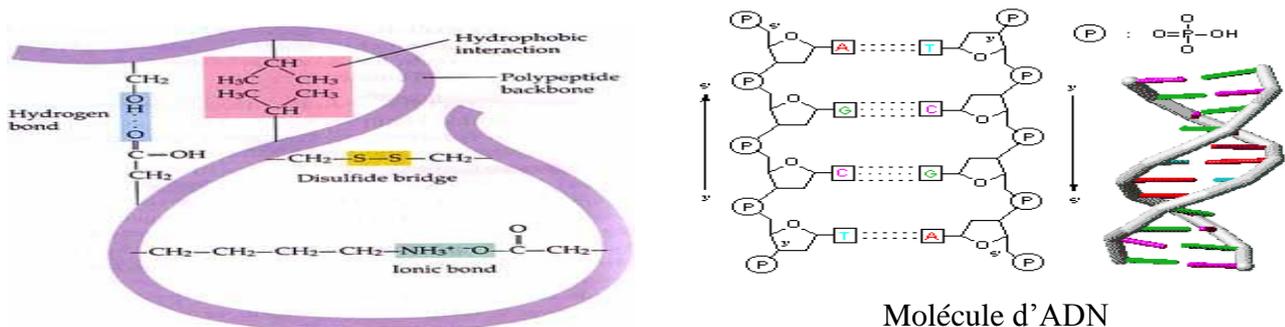
- ❖ Elles sont relativement **faibles en milieux aqueux**.



Les liaisons ioniques en milieu aqueux

I-3 Importance biologique des liaisons faibles

- Bien que ces liaisons soient énergétiquement faibles, elles ont un **effet cumulatif** quand elles existent en grand nombre et deviennent ainsi fortes.
- Elles maintiennent la structure et renforcent la forme très dimensionnelle des macromolécules.
Exemple : protéines et acide ribonucléique (ADN).
- Elles confèrent la **souplesse** et la **dynamique** nécessaires à la reconnaissance spécifique entre ces macromolécules.
Exemple : reconnaissance entre : **enzyme** – substrat, **hormone**-récepteur, **neurotransmetteur**-récepteur, **base purique**-base pyrimidique dans la molécule d'ADN,....
- Elles permettent de brefs contacts : les molécules s'associent, interagissent puis se dissocient.
Exemple : réponse des organes à des stimuli hormonaux ou à des influx nerveux.
Imaginez que se passe-t-il à notre cerveau s'il reçoit le signal d'un bruit fort et soudain et que le contact signal-cerveau reste prolongé.



Molécule d'ADN

Les différents types de liaisons intervenant dans la conformation tridimensionnelle d'une molécule