

Techniques chimiques pour la biologie



SCIENCES DE LA
VIE



Shop



- Cahiers de Biologie + Lexique
- Accessoires de Biologie



Etudier



Visiter [Biologie Maroc](http://www.biologie-maroc.com) pour étudier et passer des QUIZ et QCM en ligne et Télécharger TD, TP et Examens résolus.



Emploi



- CV • Lettres de motivation • Demandes...
- Offres d'emploi
- Offres de stage & PFE

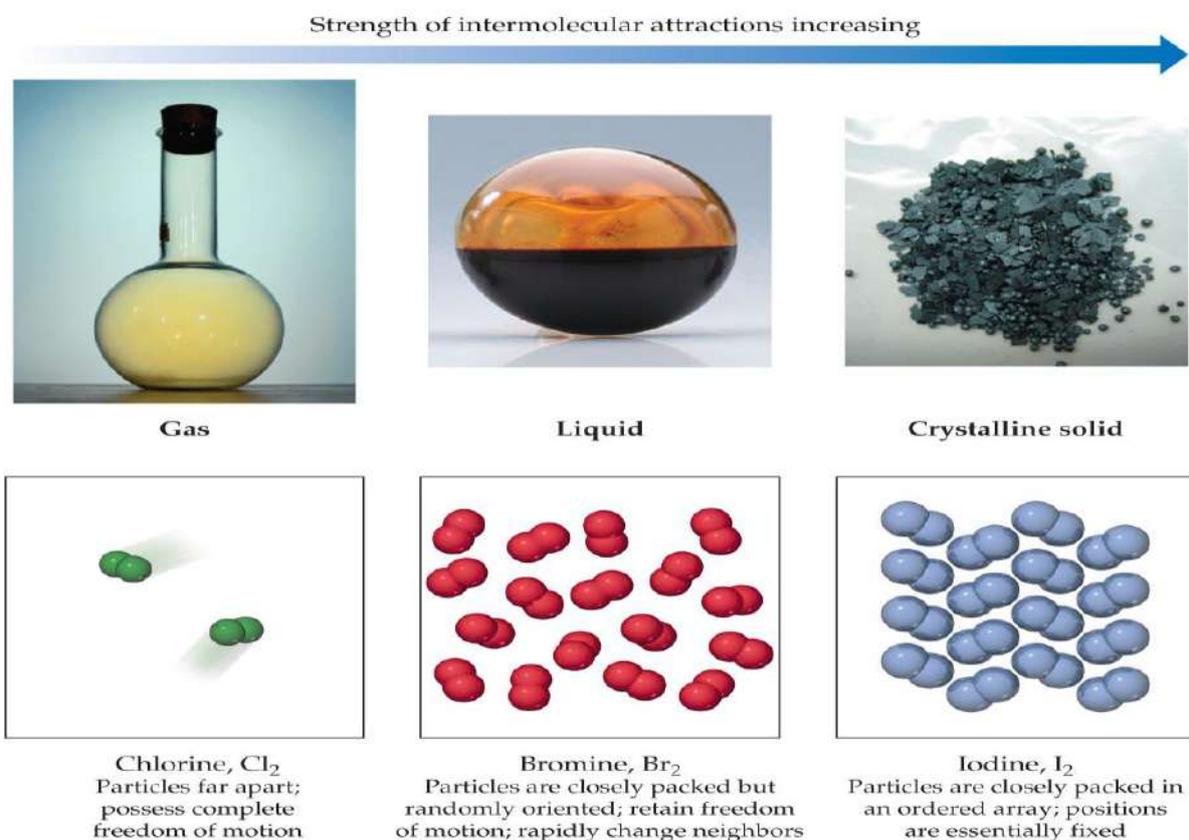
LES ETATS DE LA MATIERE

Les **états** (ou **phases**) de la matière représentent les différentes formes sous lesquelles une substance peut exister dans la nature.

Les trois états de la matière les plus connus sont les états **gazeux**, **solide** et **liquide**. Il existe d'autres états comme le **plasma**, mais ceux-ci sont plutôt rares et doivent normalement être produits en laboratoire, dans des conditions de température et de pression précises. Une substance peut se présenter sous différentes formes physiques, selon **ses propriétés** (sa nature chimique), la **température** et la **pression**

A une température et une pression données l'état de la matière dépendra de deux forces ou grandeurs physiques antagonistes, qui se manifestent en son sein :

- **L'énergie cinétique** des particules qui la constitue (atomes, ions, molécules .. .)
- Les **forces d'attraction** entre ces particules



© 2012 Pearson Education, Inc.

FIGURE 1

GAZ : Les gazs sont hautement compressibles et assument/epousent la forme est le volume de leur conteneur. Les atomes/molécules d'un gaz sont éloignés les uns des autres et n'interagissent pratiquement pas entre eux.

LIQUIDE : Les liquides sont peu à pas compressibles et assument la forme mais pas le volume de leur conteneur. Les molécules d'un liquide sont maintenues les unes plus proches des autres que dans le cas d'un gaz , mais pas de façon rigide , de telle sorte qu'elles sont capables de se mouvoir /bouger les unes par rapport aux autres ,changer leur position individuelle sans modifier l'état liquide.

SOLIDE : Les solides sont incompressibles et possèdent une forme et un volume définis. Les molécules d'un solide sont intimement empaquetées, très proches les unes aux autres, beaucoup plus que dans les liquides. Elles peuvent vibrer autour, mais sans quitter leur position d'origine ni changer son voisinage immédiat.

Dans un gaz les particules constitutives (atomes, molécules) ont une liberté complète de mouvement car il n'existe pratiquement pas de forces attractives entre elles.

Dans les liquides ces particules sont maintenues proches les unes des autres, en réseau, par des forces d'attractions intermoléculaires relativement fortes. Ces forces sont cependant assez souples (faibles, se rompent et se rétablissent aisément et rapidement) pour permettre un mouvement limité des particules les unes par rapport aux autres, et une parfaite fluidité/plasticité du réseau ainsi formé.

Dans les solides les forces d'attractions intermoléculaires sont si fortes que les molécules sont pratiquement figées dans leur position et le réseau formé et complètement rigide.

Les **forces intermoléculaires** déterminent donc l'état et les propriétés physiques de la matière, elles sont responsables de l'existence de l'état

condensé de la matière (solide et liquide). Ces forces/interactions intermoléculaires sont de faible énergie, et de nature électrostatique ; Elles vont se manifester chaque fois que les propriétés chimiques de la matière, mais aussi la température et la pression le permettent.

La température et la pression affectent l'énergie cinétique (le mouvement) des particules de matière et gouvernent/déterminent la transition /changement entre les phases (états) dans lesquelles se trouve la matière :

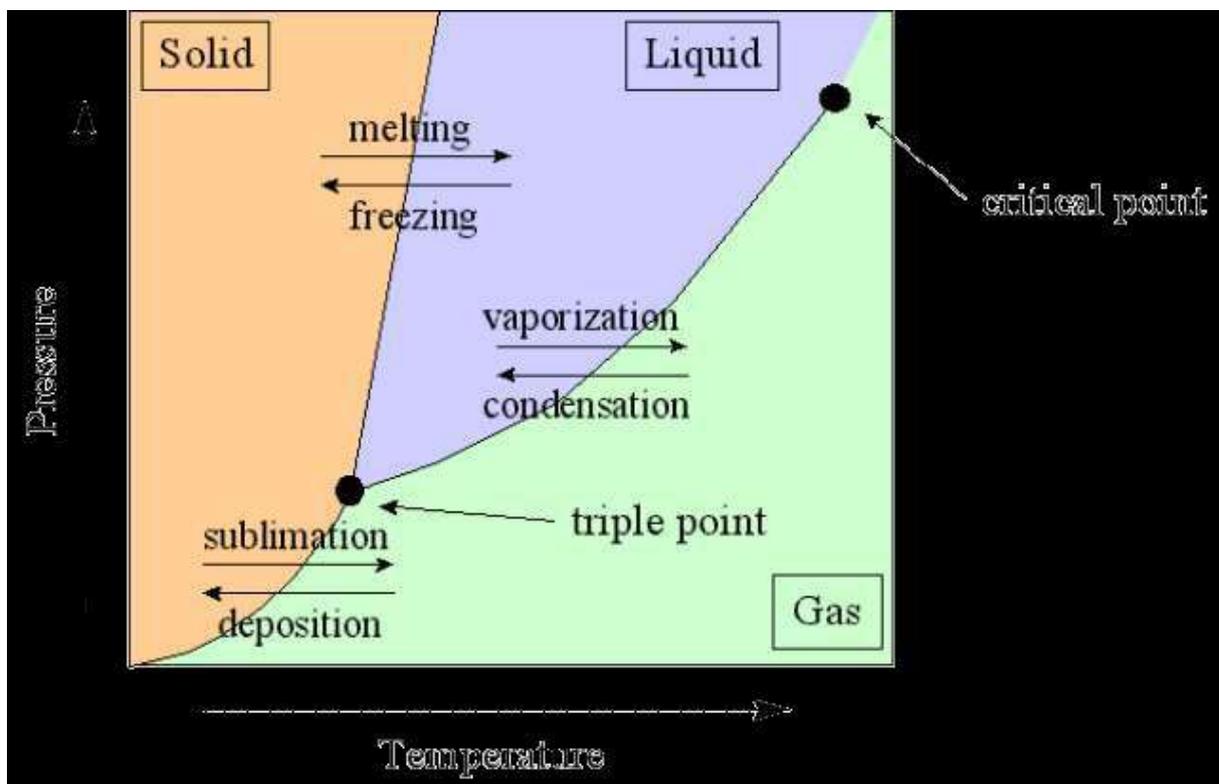
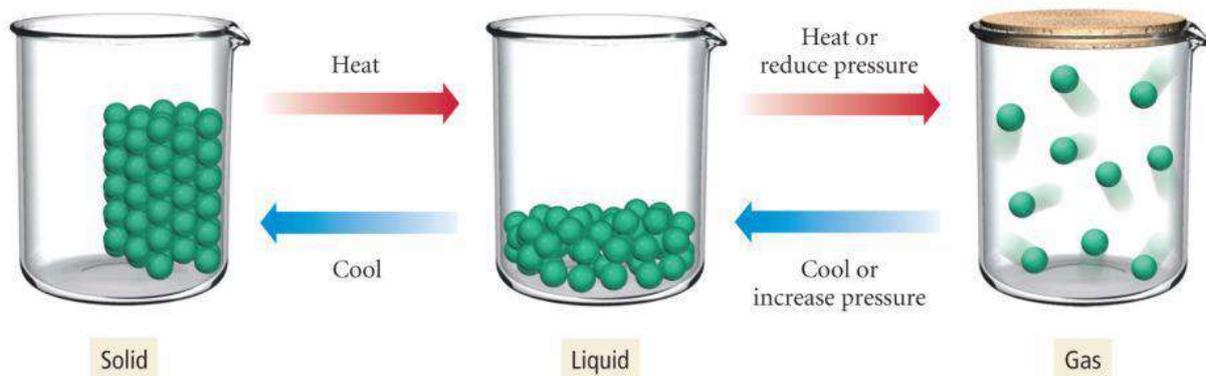


Diagramme des phases

FIGURE 2

A pression atmosphérique (1 atmosphère), nous sommes tous habitués à la transition de l'eau entre ses différentes phases, glace (solide)/liquide/vapeur, sous l'effet de l'augmentation de la température (et donc l'augmentation de l'énergie cinétique des molécules, c.à.d. l'agitation thermique). Cette agitation thermique qui tend à disperser les molécules d'une matière condensée (solide ou liquide) est contrecarrée / antagonisée par des forces d'attraction intermoléculaires, dont la nature et l'intensité sont déterminées par la nature chimique des molécules.

FORCES INTRAMOLECULAIRES ET FORCES INTERMOLECULAIRES

Les forces intramoléculaires opèrent à l'intérieure de chaque molécule pour lier les atomes constitutifs entre eux, il en résulte des **liaisons chimiques**, et elles contribuent aux propriétés chimiques des molécules.

Ces forces sont d'énergie élevée et sont dues à l'interaction (attraction) électrostatique entre **charges électriques formelles** situées à de courtes distances entre elles, et mettant en jeu des :

- ions de charges électriques (formelle/totale) opposées : liaison ionique
- noyaux (protons) et électrons de deux atomes : liaison covalente
- Cations métalliques et électrons de valence délocalisés : liaison métallique

Les forces intermoléculaires opèrent entre des molécules (ou atomes) séparées (qui peuvent être de natures différentes), et influencent les propriétés physiques de la matière (point de fusion et d'ébullition, viscosité, solubilité....)

Ces forces sont de faible énergie et résultent de l'interaction électrostatique entre **charges électriques partielles**, ou entre un ion (charge formelle) et une charge partielle. Elles interviennent à des distances plus longues que celles rencontrées dans les interactions intramoléculaires.

Les charges électriques partielles apparaissent sur les **molécules polaires** ou **polarisables**

MOLECULES POLAIRES ET POLARITE

La polarité d'une molécule est déterminée par les propriétés des liaisons covalentes qui la constituent et par sa géométrie.

Liaison polaire

Une **liaison covalente** est une **liaison chimique** dans laquelle deux atomes se partagent deux électrons (un électron chacun ou deux électrons venant du même atome) d'une de leurs couches externes afin de former un doublet d'électrons liant les deux atomes.

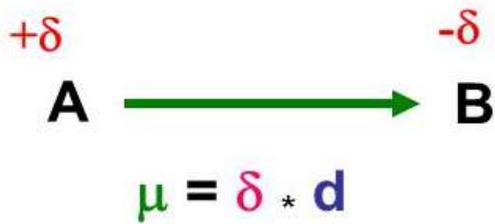
Lors de ce partage d'électrons, et hormis le cas où les deux atomes sont identiques, l'un des atomes partenaires peut présenter plus **d'affinité pour les électrons**, auquel cas il est dit plus **électronégatif**, c'est-à-dire que son noyau a plus d'aptitude à attirer vers lui les électrons partagés, et l'atome en question se retrouve avec un **excès de charges** négatives et porteur d'une **charge électrique partielle** négative notée δ^- (**pole négatif**), l'autre atome partenaire se trouve appauvri en électrons et porteur d'une charge électrique partielle de **même valeur**, mais positive notée δ^+ (**pole positif**) ; La liaison covalente en question est dite **polaire** et la **molécule** diatomique obtenue est **polarisée** et constitue alors un **dipôle électrique**



FIGURE 3

La molécule polaire est caractérisée par son **moment dipolaire**, qui est un **vecteur** $\vec{\mu}$ orienté, **par convention**, depuis le pole positif vers le pole négatif (on peut rencontrer **l'orientation inverse**) et dont le module est égal au produit

de de la charge électrique partielle par la distance séparant les deux charges positive et négative



La polarité d'une liaison covalente (et le moment dipolaire d'une molécule diatomique) est déterminée par la différence dans l'électronégativité des atomes (partenaires) qui la contractent, l'électronégativité étant définie comme étant l'aptitude (la capacité) relative d'un atome à attirer les électrons partagés dans la liaison.

L'électronégativité des éléments chimiques est donnée ci-après :

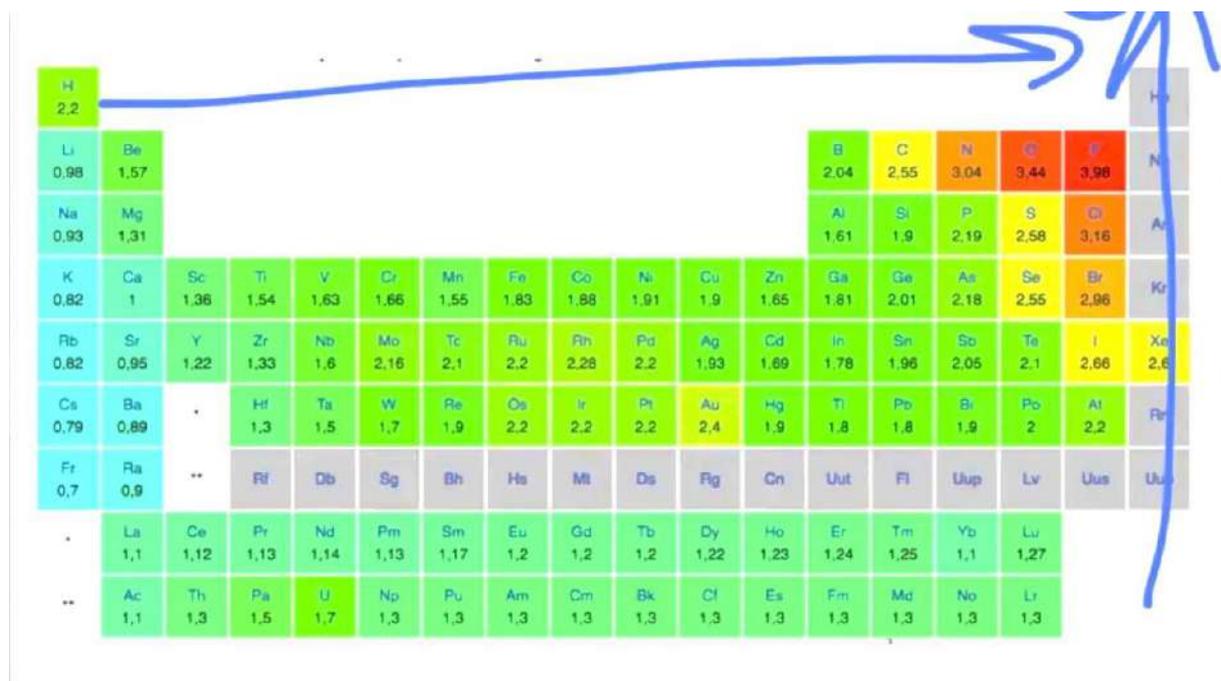


FIGURE 4

A noter que l'électronégativité augmente de gauche à droite et de bas en haut dans le tableau périodique, le Fluor étant le plus électro-négative (valeur 4) et le Francium le moins électro-négative (valeur 0,7).

Pour qu'une liaison soit polarisée il faut que la différence d'électronégativité entre les deux atomes partenaires soit supérieure à 0,5.

Ainsi, lorsque :

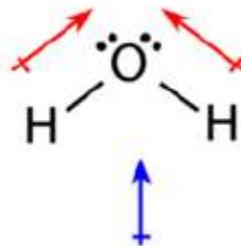
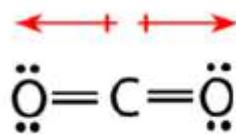
$\Delta E < 0,5$ Liaison covalente non polaire

$0,5 < \Delta E < 1,7$ Liaison covalente polaire

$\Delta E > 1,7$ Liaison ionique

Une molécule diatomique polaire comporte donc une liaison covalente polaire et est caractérisée par son vecteur moment dipolaire ; De la même façon, dans une molécule pluri atomique comportant plusieurs liaisons covalentes polaires, chacune de ses liaisons est caractérisée par son vecteur moment dipolaire élémentaire et la molécule entière se trouve caractérisée par un vecteur moment dipolaire résultant, correspondant à **la somme vectorielle** des moments dipolaires élémentaires

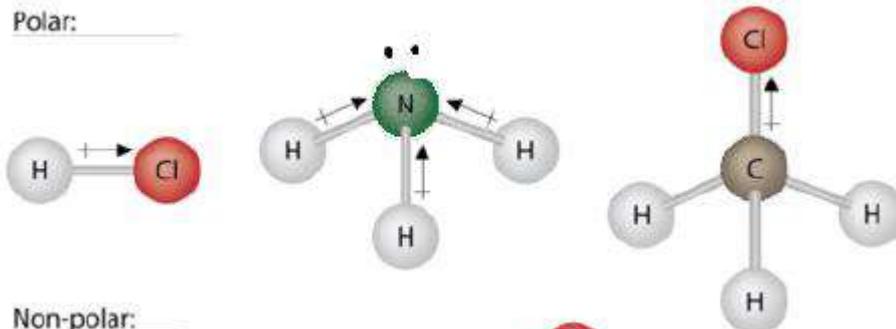
Dipoles:



Overall Dipole:

(none)

Polar:



Non-polar:

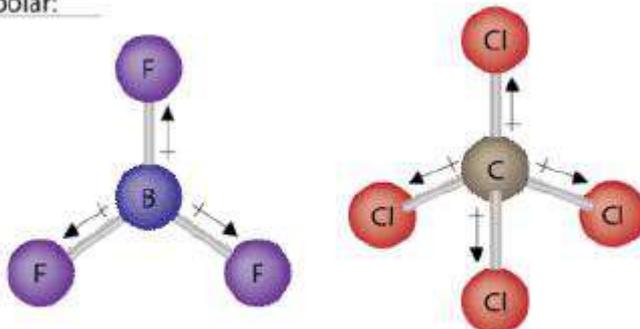


FIGURE 5

Nous n'entrerons pas dans plus de détails, mais retenons que du fait de la **nature vectorielle du moment dipolaire**, la valeur du moment dipolaire résultant est affecté par la géométrie de la molécule et toute symétrie de la molécule conduit à un moment résultant nul.

CONSEQUENCES : lorsque une molécule comporte des **liaisons polaires** et un **moment dipolaire résultant non nul**, la molécule est **polaire** et porteuse de **charge électriques partielles** formant un **dipôle**.

Un dipôle peut interagir électrostatiquement avec un autre dipôle ou avec un ion comme il peut induire l'apparition d'un dipôle (induit) sur une molécule initialement non polaire (mais polarisable). Ces **interactions électrostatiques intermoléculaires** sont de nature **attractive** et **répulsive**, avec bien évidemment une prédominance des composantes attractives pour assurer la cohésion des molécules d'une matière condensée (solide ou liquide).

INTERACTIONS INTERMOLECULAIRES (IIM)

Comme nous l'avons précédemment mentionné, les IIM sont des forces (non liantes) de natures électrostatiques entre molécules (et ions), agissant à des distances supérieures à celles mises en jeu dans les interactions intramoléculaires (liantes), et sont donc de faible énergie et disparaissent rapidement lorsque les molécules s'éloignent les unes des autres, comme c'est le cas lorsque la température augmente et/ou la pression diminue.

Ces interactions sont à dominante (en très large majorité) attractives et déterminent la cohésion (la stabilité) des mélanges moléculaires condensés (liquide et solide) et leur propriétés physiques, tels que les points de fusion et d'ébullition, la viscosité, la tension superficielle la solubilité...

Les tables 1 et 2 décrivent les différents types d'IIM en comparaisons aux interactions intramoléculaires.

Remarques :

- les **liaisons ou interactions hydrogène** opèrent non seulement entre molécules séparées (intermoléculaire) mais aussi à **l'intérieur** (en **intramoléculaire**), par exemple, entre différentes régions d'une même macromolécule protéique.

-**Les interactions ion/ion** sont des forces attractives entre ions (atomes ou molécules) de charges électriques opposées, ou répulsives entre ions de charges de même signe. Elles sont aussi dites liaisons ioniques (lorsqu'elles sont attractives). Ce sont des forces de COULOMB qui opèrent sur de longues distances, même dans les gaz.

$$F = k \cdot (Z^+ \cdot Z^-) / d^2$$

ou k est une constant qui depend du milieu dans lequel se déroule l'interaction ($k = 1/4\pi\xi$) ou ξ est la constante diélectrique, ou la permittivité, du milieu). Ces forces sont de d'énergie élevée, et interviennent dans la formation de cristaux solides, comme le NaCl, et dans les processus de précipitation.

-Les IIM qui nous interessent sont consignées dans la table 1

TABLE 1- Interactions non liantes

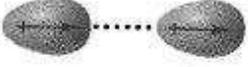
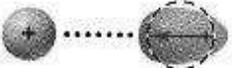
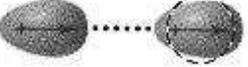
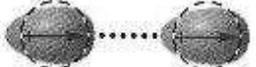
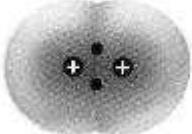
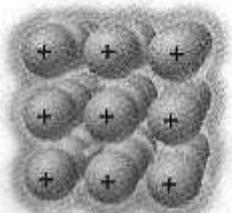
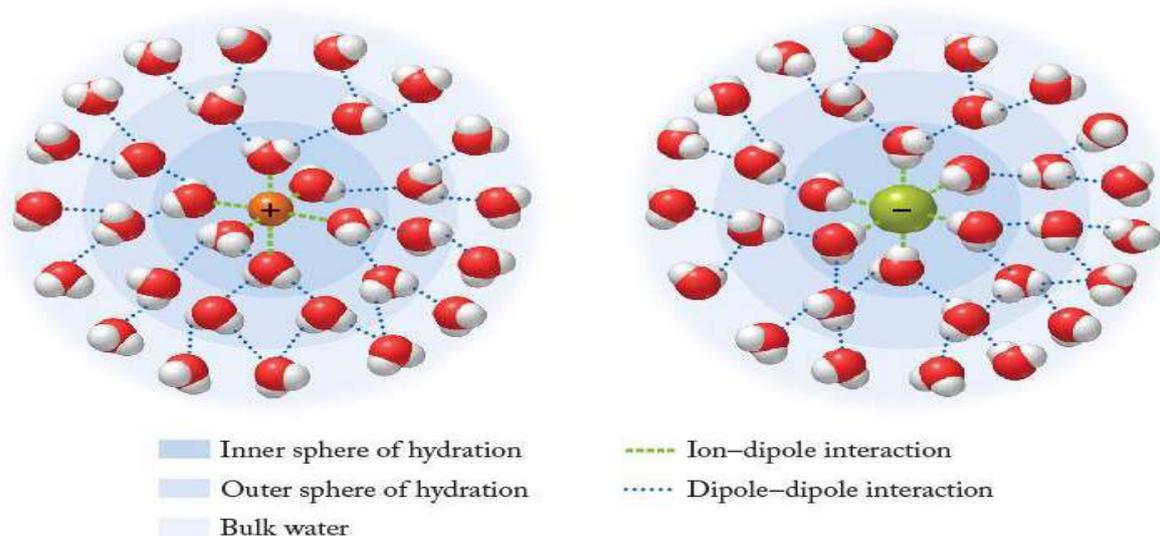
Nonbonding (Intermolecular)				
Ion-dipole		Ion charge– dipole charge	40–600	$\text{Na}^+ \cdots \text{O} \begin{array}{l} \text{H} \\ \text{H} \end{array}$
H bond	$\delta^- \quad \delta^+ \quad \delta^-$ –A–H·····:B–	Polar bond to H– dipole charge (high EN of N, O, F)	10–40	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{--H} \cdots \text{:}\ddot{\text{O}}\text{--H} \\ \qquad \qquad \\ \text{H} \qquad \qquad \text{H} \end{array}$
Dipole-dipole		Dipole charges	5–25	$\text{I--Cl} \cdots \text{I--Cl}$
Ion-induced dipole		Ion charge– polarizable e^- cloud	3–15	$\text{Fe}^{2+} \cdots \text{O}_2$
Dipole-induced dipole		Dipole charge– polarizable e^- cloud	2–10	$\text{H--Cl} \cdots \text{Cl--Cl}$
Dispersion (London)		Polarizable e^- clouds	0.05–40	$\text{F--F} \cdots \text{F--F}$

TABLE 2 - Interactions liantes

Table 12.2 Comparison of Bonding and Nonbonding (Intermolecular) Forces				
Force	Model	Basis of Attraction	Energy (kJ/mol)	Example
Bonding				
Ionic		Cation–anion	400–4000	NaCl
Covalent		Nuclei–shared e^- pair	150–1100	H–H
Metallic		Cations–delocalized electrons	75–1000	Fe

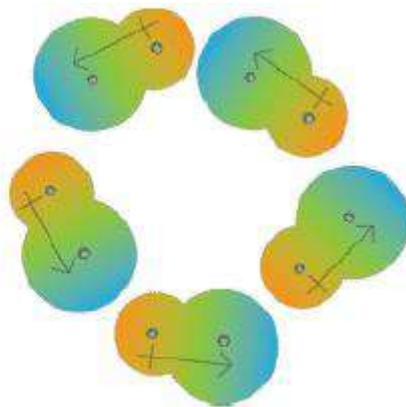
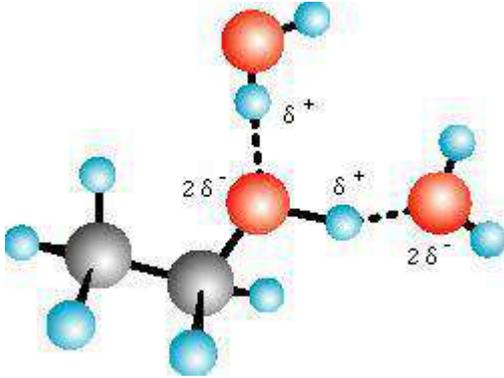
Interaction Ion/Dipole

Un ion interagit électrostatiquement avec la charge électrique partielle de signe opposé, portée un dipôle situé à proximité. C'est ainsi qu'un cristal de NaCl est solubilisé en présence de molécules d'H₂O car les interactions avec le dipôle H₂O se substituent efficacement (et annulent) les attractions entre les ions Na⁺ et Cl⁻



Interactions Dipôle/Dipôle

Les molécules dipolaires tendent à s'orienter les unes par rapport aux autres de façon à optimiser les interactions attractives entre leurs pôles (charges électriques partielles) de signes opposés



Plus le moment dipolaire des molécules est grand plus l'interaction dipole/dipole est forte et plus la température d'ébullition est élevée



Propane
CH₃CH₂CH₃
MW = 44 amu
 μ = 0.1 D
bp = 231 K



Dimethyl ether
CH₃OCH₃
MW = 46 amu
 μ = 1.3 D
bp = 248 K



Acetaldehyde
CH₃CHO
MW = 44 amu
 μ = 2.7 D
bp = 294 K



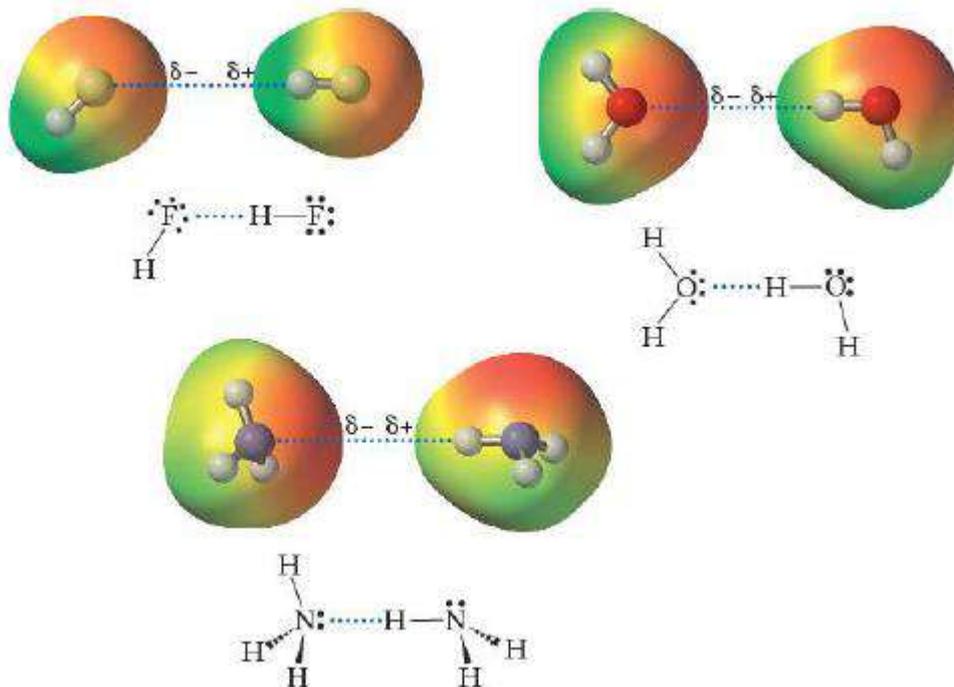
Acetonitrile
CH₃CN
MW = 41 amu
 μ = 3.9 D
bp = 355 K

Increasing polarity
Increasing strength of dipole-dipole forces

La liaison Hydrogene

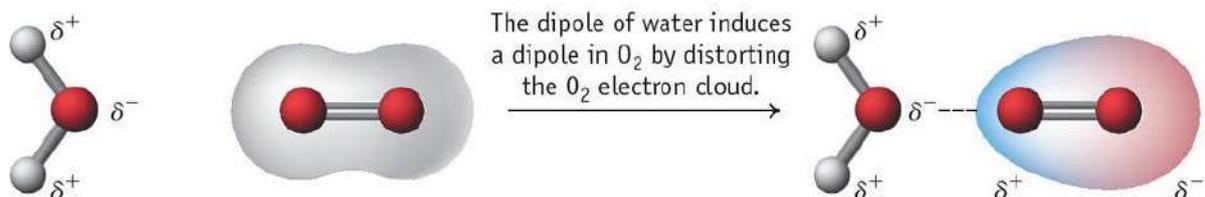
La liaison Hydrogene est un cas particulier d'interaction dipole/dipole ; C'est une interaction d'énergie plus forte que celle d'une interaction dipole/dipole classique, et elle se réalise lorsque un atome d'hydrogene qui est lié (attaché) covalentielllement à un petit atome très electronegatif, se trouve attiré par la paire d'electron libre d'un atome d'une molecule voisine.

La liaison hydrogene s'établit lorsque l'Hydrogene est lié covalentielllement à l'Oxygene , le Fluor ou l'Azote



Interaction Dipole/Dipole induit

Lorsque une molécule polaire (**dipôle permanent**) se trouve à proximité d'une molecule apolaire, le champs électrique crée par le dipôle permanent peut repousser les electrons de la molécule apolaire et faire apparaitre au niveau de celle-ci un **dipôle induit** ; L'interaction peut alors avoir lieu entre les deux.



Interactions Dipole induit/Dipole induit

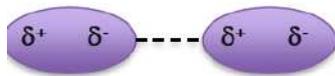
Aussi appelées forces de dispersion de LONDON, elle sont dues au fait que dans une molécule, le mouvement aléatoire des électrons peut à tout moment conduire à une distribution asymétrique des charges électriques autour de la molécule et faire ainsi apparaître un **dipole instantané** qui peut induire un autre dipole dans les molécules voisines et ainsi de suite



1) Two nonpolar molecules with no attractive forces between them.



2) As electrons shift within one of the molecules, a temporary dipole may appear.



3) An adjacent molecule will be attracted to the molecule with the temporary dipole and a new dipole within the second molecule will be induced. This creates the London dispersion force.



4) The electrons move back and the temporary dipoles disappear. This makes the LDF a weak force, it is only temporary.

Bon courage



LIENS UTILES 🙌

Visiter :

1. <https://biologie-maroc.com>

- Télécharger des cours, TD, TP et examens résolus (PDF Gratuit)

2. <https://biologie-maroc.com/shop/>

- Acheter des cahiers personnalisés + Lexiques et notions.
- Trouver des cadeaux et accessoires pour biologistes et géologues.
- Trouver des bourses et des écoles privées

3. <https://biologie-maroc.com/emploi/>

- Télécharger des exemples des CV, lettres de motivation, demandes de ...
- Trouver des offres d'emploi et de stage

