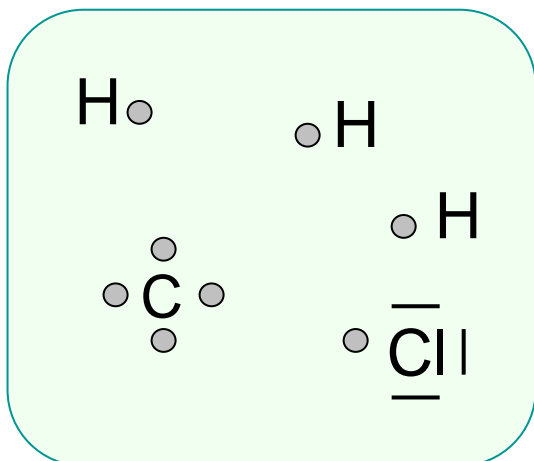


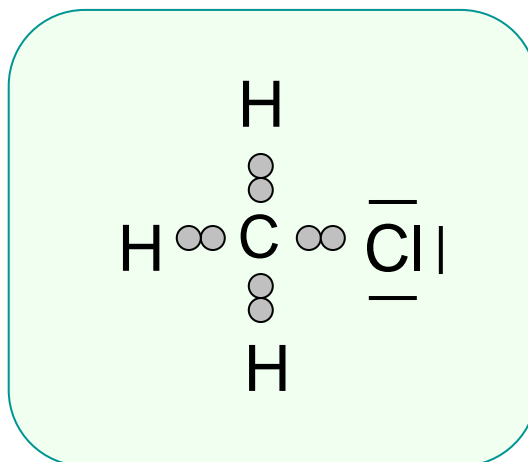
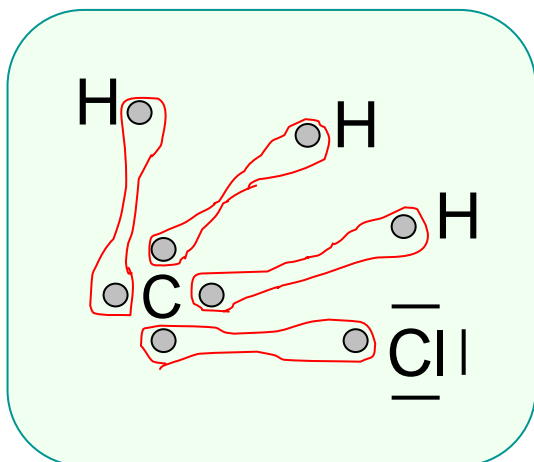
Les molécules

Une molécule est un ensemble électriquement neutre d'atomes liés entre eux par des liaisons chimiques.



Schémas de Lewis

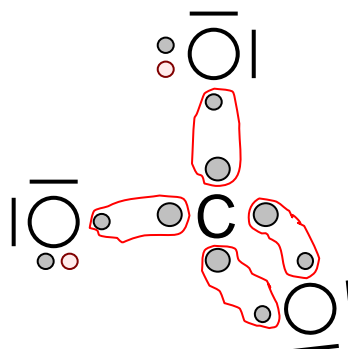
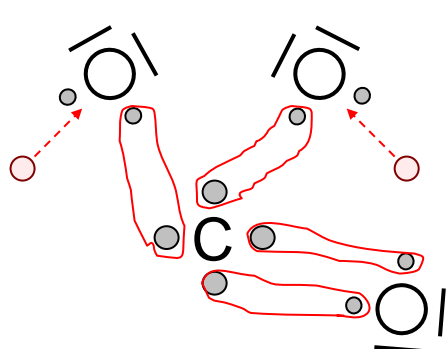
- 1- Représenter tous les atomes de la molécule avec leur configuration électronique périphérique.
- 2- **Relier** les atomes en appariant leurs électrons célibataires. Ne pas laisser d'électron non apparié.
- 3- Recopier la structure proprement



Règle de l'octet

Les atomes ont tendance à former des liaisons chimiques pour se rapprocher de la configuration électronique des gaz nobles (8 électrons en dernière couche).

Schéma de Lewis d'un ion poly-atomique (CO₃²⁻)



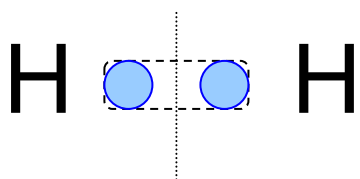
Les liaisons covalentes

Une liaison covalente correspond au partage d'un doublet d'électrons par deux atomes ($\Delta E < 2$)

La liaison covalente simple

$$\Delta E < 0,5$$

Les deux atomes tirent sur le doublet de liaison avec une force équivalente

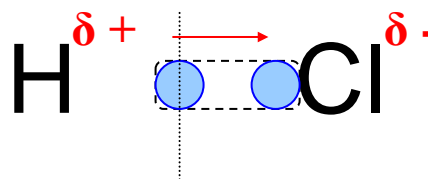


Le doublet de liaison reste centré entre les deux atomes

La liaison covalente polarisée

$$0,5 \leq \Delta E < 2$$

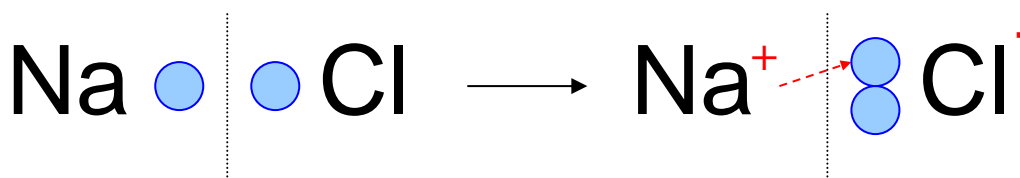
L'atome le plus électronégatif tire plus fort sur le doublet de liaison



Le doublet de liaison se déplace vers l'atome le plus électronégatif

Les liaisons ioniques

L'atome le plus électronégatif arrache l'électron de l'autre $\Delta E \geq 2$



Pas de doublet partagé !

Dans un solide ionique, la cohésion moléculaire provient de l'attraction électrostatique qui s'exerce entre les ions de charges opposées.

<u>L.C.S.</u>	$\Delta E < 0,5$	<i>Pas de charge</i>	H – H
<u>L.C.P.</u>	$0,5 \leq \Delta E < 2$	<i>Charges partielles</i>	$\delta^+ \text{H} - \text{Cl} \delta^-$
<u>L.I.</u>	$\Delta E \geq 2$	<i>Charges entières</i>	$^+ \text{Na} - \text{Cl}^-$

La géométrie des molécules

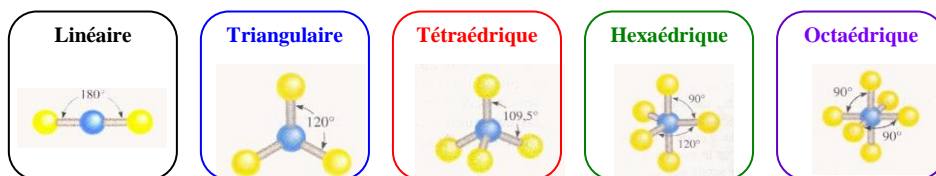
Les schémas de Lewis représentent les molécules en deux dimensions
tandis qu'elles existent dans un espace en 3 dimensions

La géométrie d'un atome dépend du nombre de **groupes d'électrons** qui l'entourent

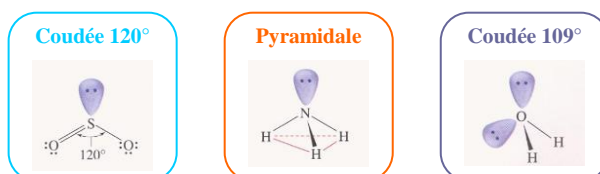
Un **groupe d'électrons** peut être :

- une liaison simple
- une liaison multiple
- un doublet non liant

Groupes d'e ⁻	Géométries de base (pas de groupe d'électrons non liant)	Exemples
2	Linéaire	- MgH ₂ - CO ₂
3	Triangulaire	- AlCl ₃ - H ₂ CO
4	Tétraédrique	- CH ₄ - CCl ₄
5	Bi-pyramidale à base triangulaire (hexaédrique)	- PCl ₅
6	Bi-pyramidale à base carrée (octaédrique)	- SF ₆

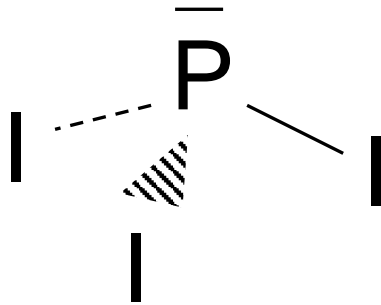


Groupes d'e ⁻	Groupes d'e ⁻ non liants	Géométries dérivées (avec des groupes d'électrons non liants)
3	1	Coudée (~120°)
4	1	Pyramidale
4	2	Coudée (~109°)

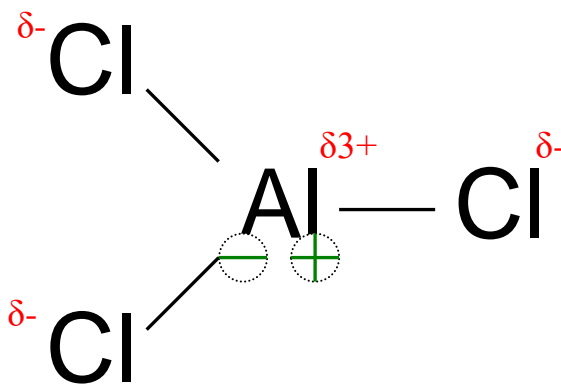


La polarité des molécules

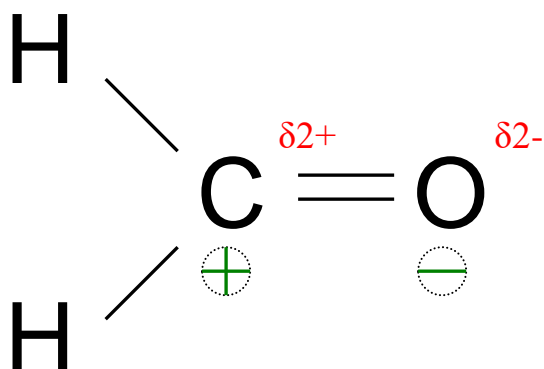
Une molécule est polaire si elle possède des centres de charges positif et négatif distincts



→ *Non polaire car aucune charge partielle*



→ *Non polaire car les centres de charges + et - sont au même endroit*



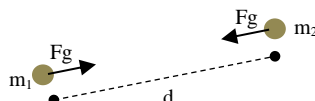
→ *Polaire car les centres de charges + et - sont à des endroits différents*

Les interactions intermoléculaires

Toutes les molécules s'attirent mutuellement par des mécanismes qui varient en fonction de la nature des composés concernés !

La gravitation

La gravitation est une force d'attraction qui s'exerce entre les masses. Les molécules n'échappent pas à cette règle

$$F_g = G \cdot m_1 \cdot m_2 / d^2$$


Au niveau moléculaire, les masses impliquées sont extrêmement faibles, mais la distance qui sépare les molécules l'est également. Il en résulte que toute molécule exerce des forces d'attractions gravitationnelles non négligeables sur les autres molécules à proximité.

Plus la masse d'un composé est importante, plus les interactions gravitationnelles exercées sur les molécules de son entourage augmentent.

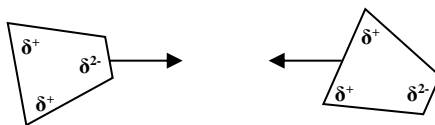
Les interactions électrostatiques

Il existe plusieurs mécanismes d'interactions électrostatiques différents :

Les interactions dipôle-dipôle :

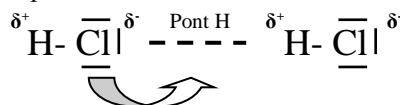
Les molécules polaires s'attirent mutuellement par leurs pôles de charges opposées. Cette interaction est généralement importante même si elle est difficilement quantifiable (elle dépend de l'ampleur du moment dipolaire par rapport à l'ensemble de la molécule). Entre deux molécules polaires, les forces d'attraction dipôle-dipôle viennent donc s'ajouter aux forces d'attractions gravitationnelles.

On peut donc conclure qu'à masses équivalentes, les forces d'attraction globales entre deux molécules polaires sont plus grandes qu'entre deux molécules non polaires.



Les ponts hydrogène :

Un atome d'H doté d'une charge partielle positive peut former une liaison faible, appelée pont hydrogène, avec un atome d'une autre molécule, doté d'une charge partielle négative et d'au-moins un doublet non liant (en général N, O, Cl ou F). Le pont hydrogène constitue un mécanisme d'attraction fort, presque qu'aussi important qu'une liaison chimique à part entière.



Application : Les états de la matière

Ce sont les forces d'attractions intermoléculaires qui déterminent les températures de fusion et de vaporisation d'un composé à pression donnée.

- Plus l'attraction intermoléculaire est grande, plus l'agitation des molécules (et donc la température) devra être grande pour faire passer ces molécules de l'état solide à l'état liquide et de l'état liquide à l'état gazeux
→ Températures de fusion et de vaporisation plus élevées
- Plus l'attraction intermoléculaire est faible, moins l'agitation des molécules (et donc la température) devra être grande pour faire passer ces molécules de l'état solide à l'état liquide et de l'état liquide à l'état gazeux
→ Températures de fusion et de vaporisation plus faibles

Exemple 1 : Comparaison des états ambiants de différents composés apolaires de structures identiques

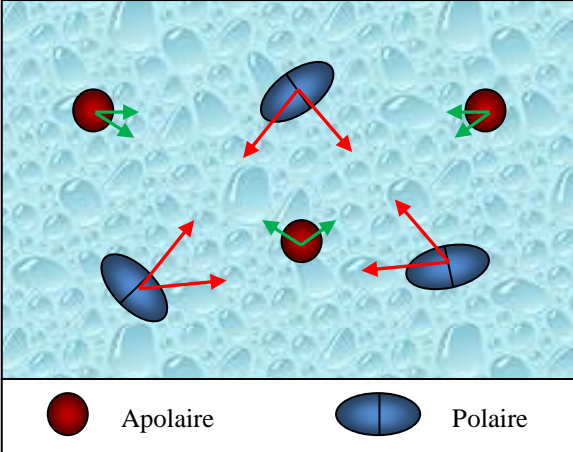
F ₂	– gazeux	} Ces composés apolaires ne subissent aucune interaction électrostatique. Leurs températures de fusion et de vaporisation dépendent uniquement des interactions gravitationnelles. Comme ces interactions augmentent en fonction de la masse du composé, plus celui-ci est lourd, plus ses températures de fusion et de vaporisation sont élevées.
Cl ₂	– gazeux	
Br ₂	– liquide	
I ₂	– solide	

Exemple 2 : Comparaison des états ambiants de deux composés de structures identiques, l'un polaire et l'autre apolaire

H ₂ O	– liquide	} H ₂ O est plus léger que H ₂ S et pourtant c'est lui qui a la température de vaporisation la plus élevée. Cet effet provient du fait que H ₂ O est polaire tandis que H ₂ S est apolaire. Les molécules de H ₂ O subissent donc des interactions électrostatiques et gravitationnelles tandis que les molécules de H ₂ S subissent uniquement des interactions gravitationnelles. Les interactions totales sont donc plus importantes au sein des molécules de H ₂ O !
H ₂ S	– gazeux	

Application : La miscibilité des composés covalents

Nous avons vu précédemment qu'il existe deux types de mélange : Les mélanges homogènes, appelés solutions, et les mélanges hétérogènes. Essayons de comprendre pourquoi !



Si on mélange des molécules polaires et apolaires, on peut distinguer 3 types de forces attractives :

- **Entre les molécules apolaires**
⇨ **Gravitationnelles : Faibles**
- **Entre les molécules polaires**
⇨ **Dipôle/dipôle : Grandes**
⇨ **Gravitationnelles : Faibles**
TOTAL : Grandes
- **Entre molécules polaires et apolaires**
⇨ **Dipôle/dipôle induit : Très faibles**
⇨ **Gravitationnelles : Faibles**
NON REPRÉSENTÉES

Les forces d'attractions importantes que les molécules polaires exercent entre elles poussent celles-ci à se rassembler en excluant les molécules apolaires, ce qui mène à la formation d'un mélange hétérogène.



En revanche, si l'on mélange deux composés de même type ensemble (soit deux composés polaires, soit deux composés apolaires), les molécules de ces composés exerceront entre elles des forces d'attractions équivalentes, ce qui favorise leur miscibilité et mène à la formation d'une solution.



Conclusion

Composé A	Composé B	Miscibles ?
Polaire	Polaire	Oui
Apolaire	Apolaire	Oui
Apolaire	Polaire	Non

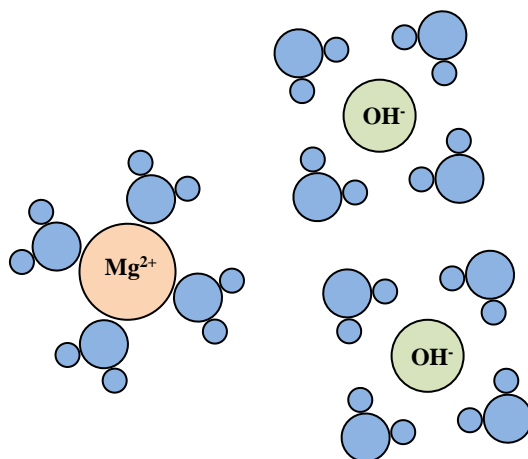
Dissociation aqueuse des composés ioniques

Nous avons vu plus haut que dans le cas d'une liaison ionique, les ions ne sont pas réellement attachés ensemble mais restent accoudés en raison des forces d'attractions électrostatiques qui s'exercent entre leurs charges.



Si l'on place un composé ionique dans l'eau, la puissante attraction électrostatique que les ions du composé exercent sur les molécules d'eau permet à celles-ci de s'insérer entre les deux ions du composé et de les séparer.

Chacun des deux ions s'entoure alors de molécules d'eau et commence à diffuser librement dans la solution, les molécules d'eau qui les entourent leur présentant un pôle de charge opposée à la leur. Ce phénomène porte le nom de dissociation ionique.



La dissociation d'un composé ionique dans l'eau se traduit par une équation chimique appelée **équation de dissociation** :

