

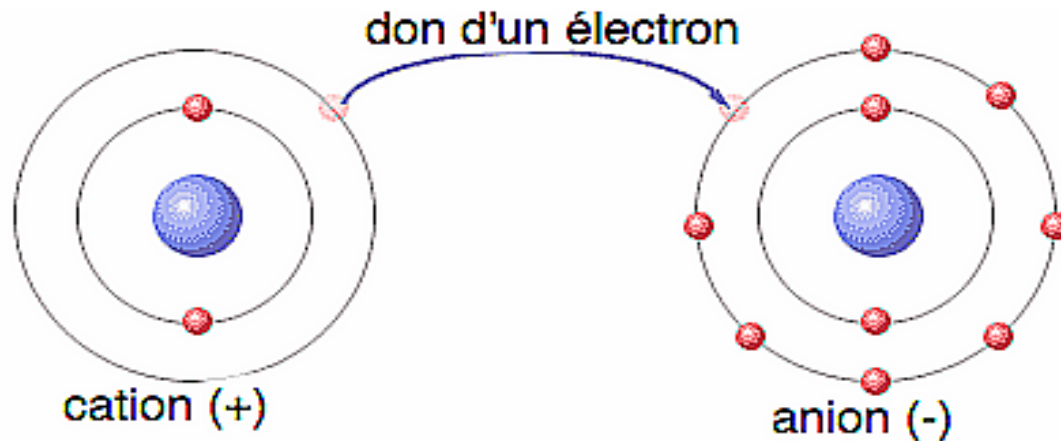
Les liaisons chimiques



La liaison ionique

Il peut y avoir un transfert d'électrons d'un atome à un autre.

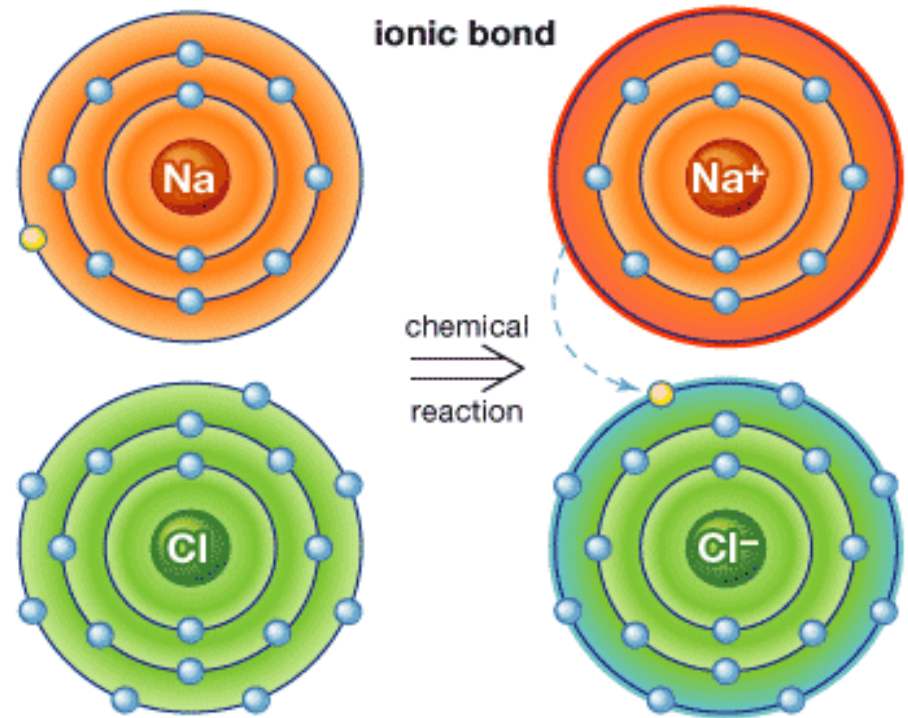
L'atome qui donne ses électrons se transforme en **cation**. L'atome qui reçoit les électrons se transforme en **anion**.



La liaison ionique

La liaison ionique est la **force électrostatique** entre deux charges opposées qui retient les ions ensemble dans un composé ionique.

Cette liaison n'est pas directionnelle.



Liaisons ioniques = don d'électrons

Elle se forme généralement entre un métal et un non-métal

Anions et cations

- Les éléments les plus susceptibles de former des liaisons ioniques sont **les métaux des groupes 1, 2 et 3 (cations)** avec **les halogènes ou l'oxygène (anions)**.
- Les charges des ions dépendent généralement du nombre d'électrons sur la couche externe (mais pas pour les métaux de transition) .

Cations			Anions		
Groupe 1	Groupe 2	Groupe 3	Groupe 15	Groupe 16	Groupe 17
+ 1	+2	+3	- 3	- 2	- 1
Li ⁺ Na ⁺ K ⁺	Mg ²⁺ Ca ²⁺	Al ³⁺	N ³⁻ P ³⁻	O ²⁻ S ²⁻	F ⁻ Cl ⁻ Br ⁻

Les métaux de transition

- Les métaux de transition ont deux couches incomplètes.
- Ils peuvent former différents types d'ions.
 - Le fer : ion ferreux Fe^{2+} et l'ion ferrique Fe^{3+}
 - Le cuivre : ion cuivreux Cu^{+} et l'ion cuivrique Cu^{2+}
- Ils peuvent former différents types de composés ioniques

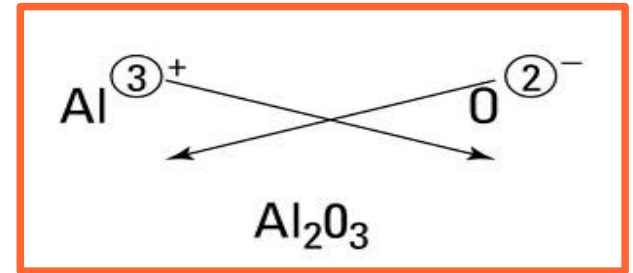


Ion ferreux à gauche et ion ferrique à droite



Formules des composés ioniques

- Les composés ioniques peuvent contenir plus de deux atomes
- *La charge totale de la molécule doit être neutre*



- Les composés ioniques peuvent contenir plus de deux atomes. La nomenclature indique alors le nombre d'oxydation de l'ion.

FeO oxyde de fer II ou oxyde ferreux

Fe_2O_3 oxyde de fer III ou oxyde ferrique

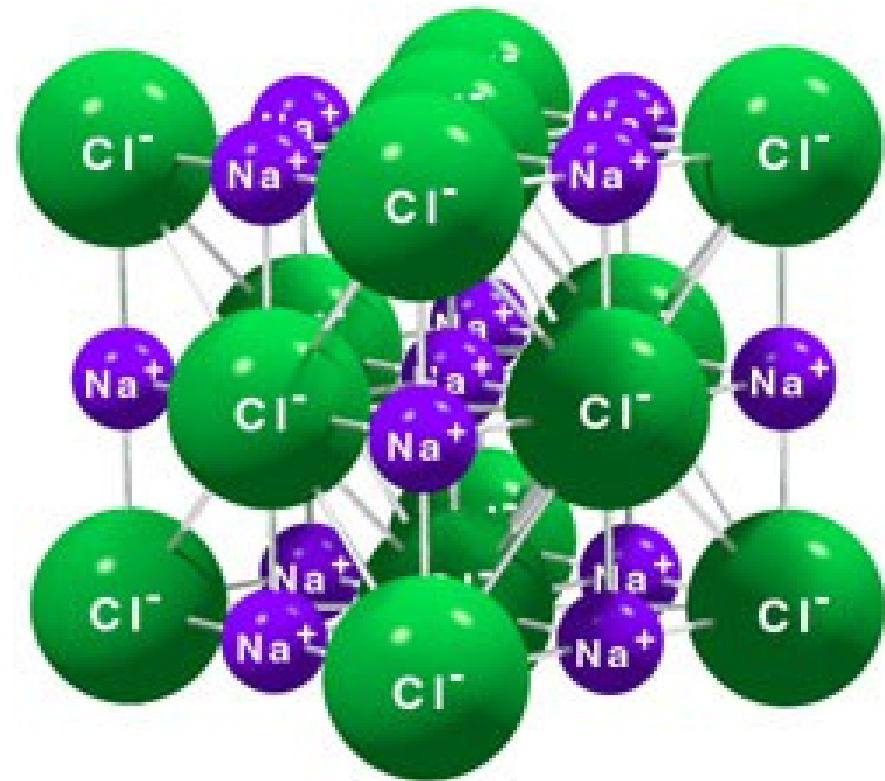


Anions et cations

Ammonium	NH_4^+	Zinc	Zn^{2+}	Ions halogénures	F^- , Cl^- , I^- , Br^-
Magnésium	Mg^{2+}	Nickel	Ni^{2+}	Ion hydroxyde	OH^-
Argent	Ag^+	Métaux alcalins	Li^+ , Na^+ , K^+	Ion hydrogénocarbonate	HCO_3^-
Calcium	Ca^{2+}	Aluminium	Al^{3+}	Ion nitrate	NO_3^-
Fer	Fe^{2+} , Fe^{3+}	Barium	Ba^{2+}	Ion carbonate	CO_3^{2-}
Cuivre	Cu^+ , Cu^{2+}	Ion phosphate	PO_4^{3-}	Ion sulfate	SO_4^{2-}

Le cristal ionique

- **Cristal** : structure géante, périodique et symétrique
- Structure CFC : cubique à faces centrées
- S'applique aux oxydes et aux halogénures



Propriétés des composés ioniques

- **Points de fusion et d'ébullition élevés** : Les composés ioniques sont généralement solides
- **Volatilité : faible**
- **Conductivité électrique** : nulle à l'état solide mais forte en solution
- **Solubilité** : forte dans l'eau, faible dans les solvants apolaires.

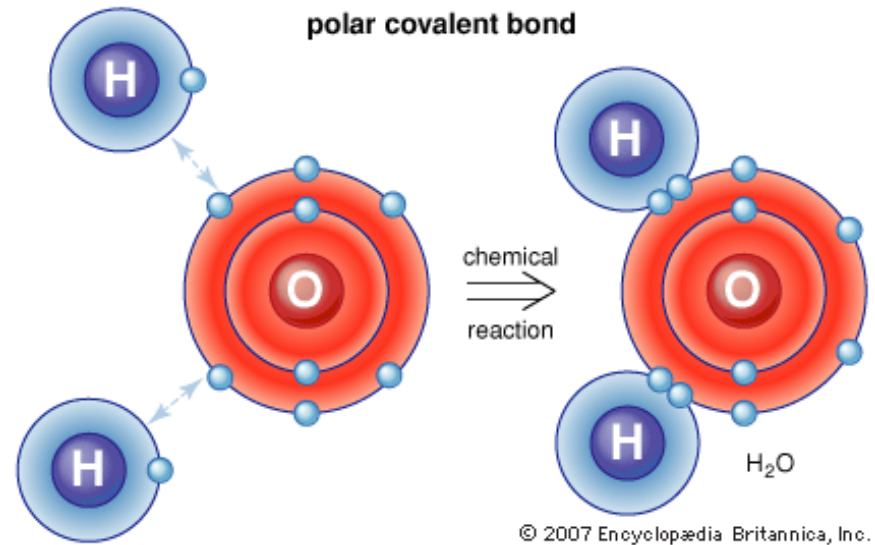
Les atomes sont retenus par des forces électrostatiques proportionnelles à la charge et inversement proportionnelles à la distance



Les liaisons covalentes

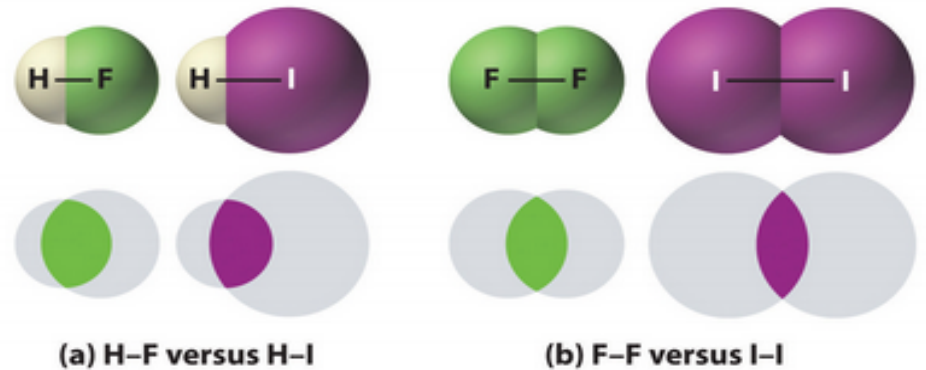
Une **liaison covalente** est une liaison dans laquelle deux électrons sont **partagés** par deux atomes.

Les **composés covalents** sont des composés qui ne contiennent que des **liaisons covalentes**



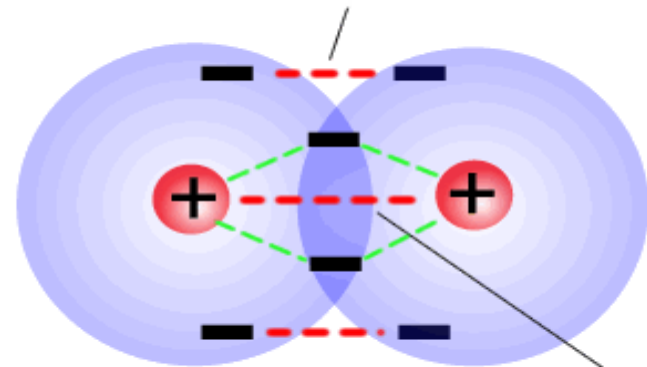
Covalent vs ionique

Les atomes sont retenus par les forces électrostatiques entre les noyaux et les électrons du doublet liant.



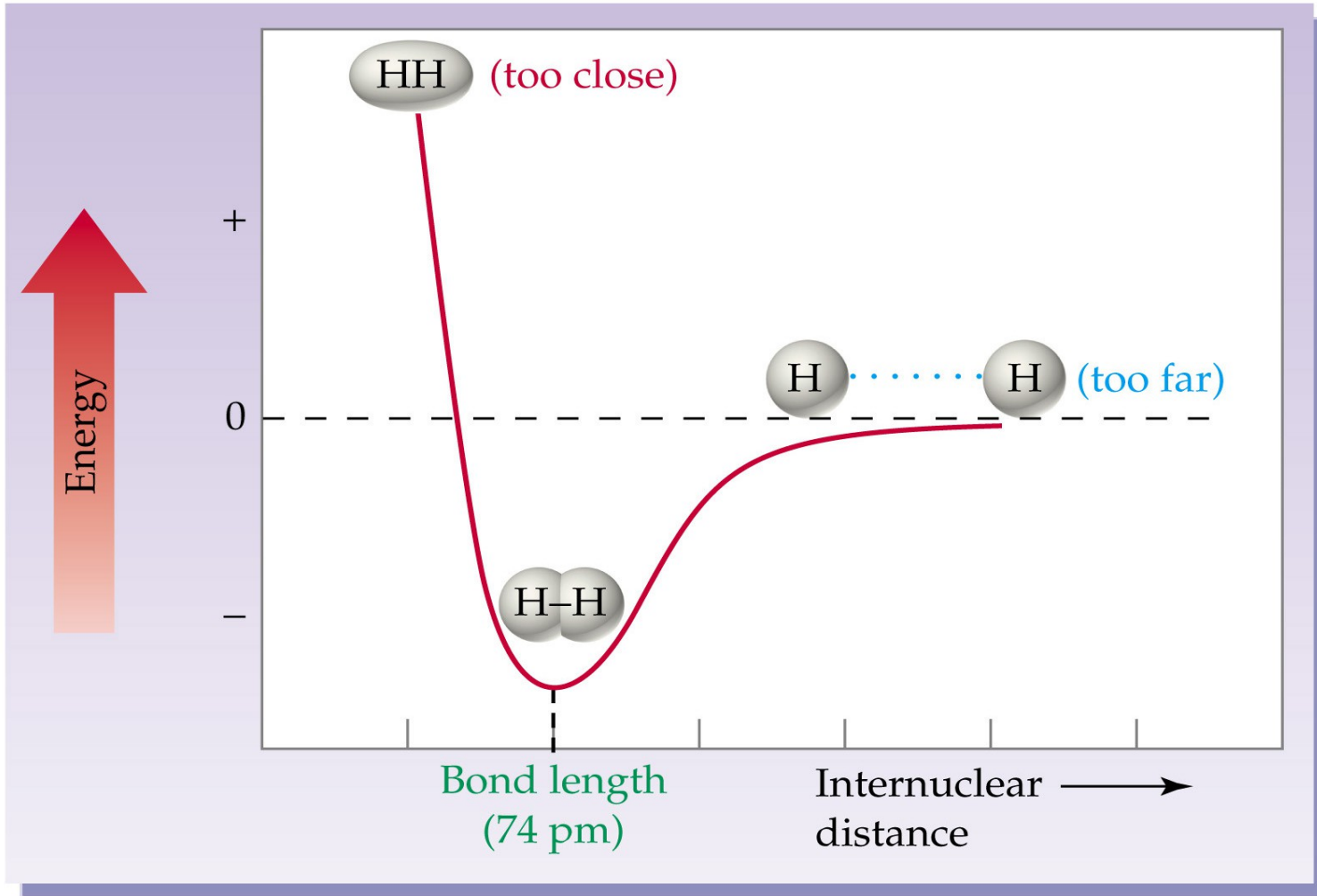
Ce sont des forces **directionnelles** qui sont contrebalancées par la répulsion entre les doublets libres des atomes

Les doublets libres repoussent les deux atomes



Le doublet liant rapproche les deux atomes

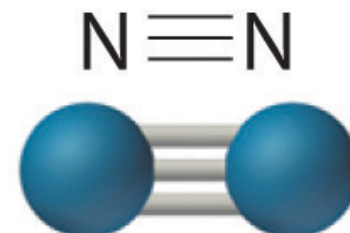
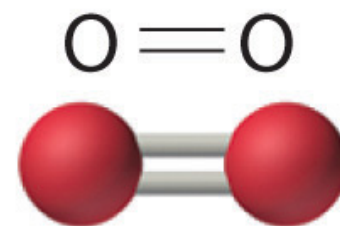
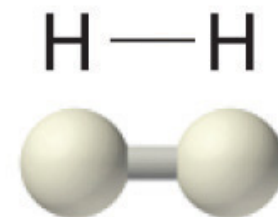
Longueur du lien



Liaisons multiples

Les atomes sont retenus par plus d'électrons donc la distance entre les deux atomes est plus courte et le lien est plus fort.

	Longueur nm	Force kJ.mol ⁻¹
C - C	0,154	348
C = C	0,134	612
C ≡ C	0,120	837



Liaison covalente polaire

Une **liaison covalente** est dite **polaire** si les électrons passent plus de temps dans le voisinage de l'un des atomes que de l'autre.

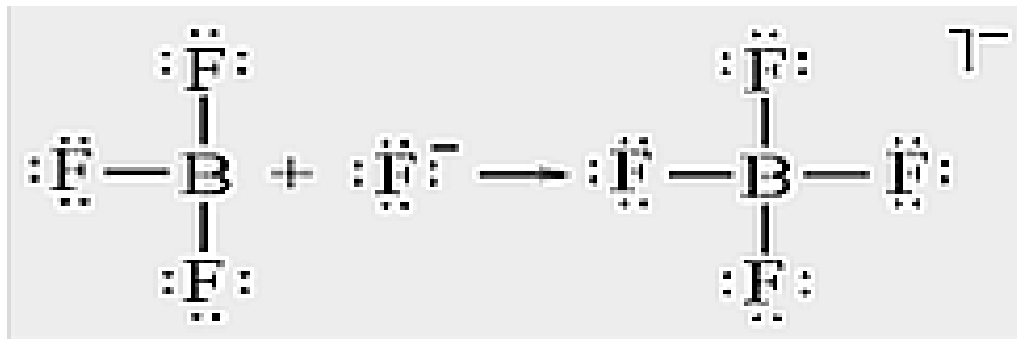
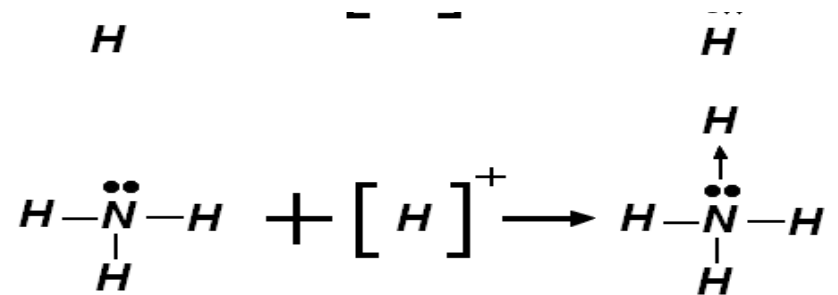
Pour qu'une liaison covalente soit polaire, il faut qu'il y ait **une différence d'électronégativité** entre les atomes.

Dans une molécule diatomique, les liaisons covalentes sont toujours apolaires



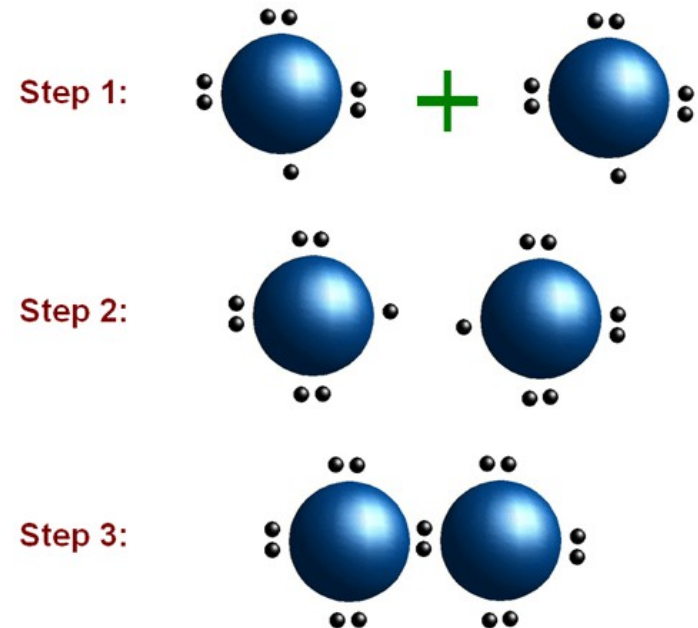
Liaison covalente de coordination

Lorsque les deux électrons qui constituent la liaison covalente proviennent du même atome, on parle de liaison covalente de coordination.



La structure de Lewis

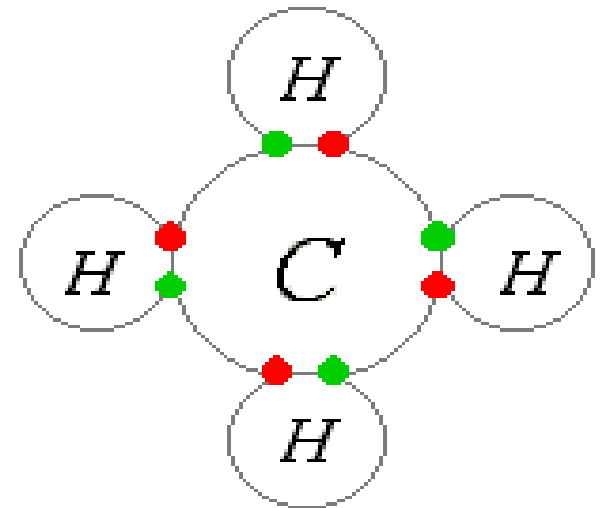
- La **structure de Lewis** est une représentation :
 - des **doublets liants** par des traits ou des paires de points entre les atomes
 - des **doublets libres** par des paires de points associés à chacun des atomes



Seuls les électrons de valence sont représentés

Règle de l'octet

- Tout atome, sauf l'hydrogène, a tendance à former des liaisons jusqu'à ce qu'il soit entouré de **huit électrons de valence**.
- *Exceptions :*
 - *L'octet incomplet. Ex : BeCl_2*
 - *Les molécules à nombre impair d'électrons. Ex : NO*
 - *L'octet étendu pour les éléments de la période 3. Ex : SF_6*



● Electron from carbon
● Electron from hydrogen



Règles de construction

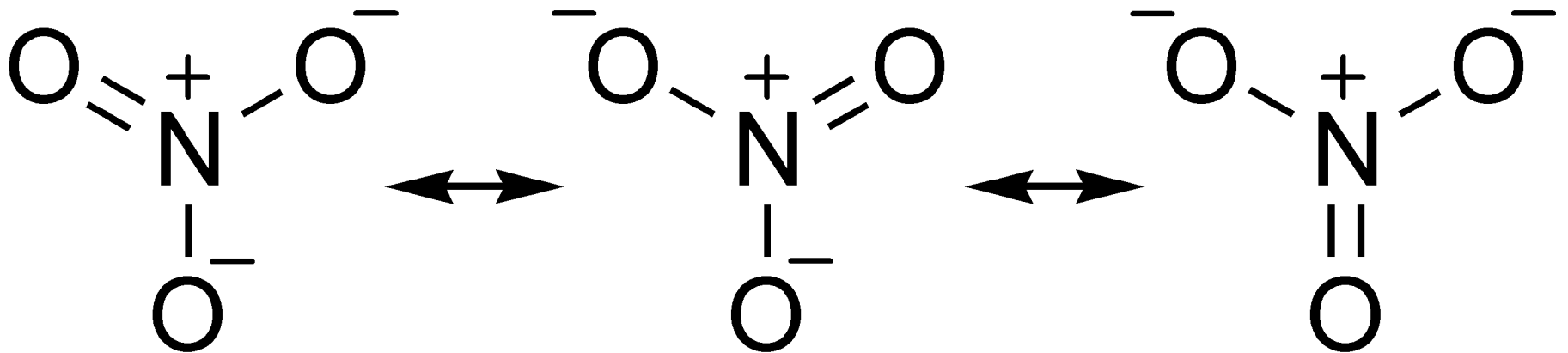
- Pour construire une structure de Lewis :
 - On calcule le nombre total d'électrons de valence pour tous les atomes de la molécule.
 - On arrange les atomes périphériques autour de l'atome central (celui qui est le moins électronégatif). H n'est jamais central. On met une paire d'électrons par liaison.
 - On répartit les électrons restants sur les atomes périphériques afin que chacun ait 8 électrons.
 - Les électrons restants sont placés sur l'atome central.
 - On forme des liaisons multiples si l'atome central n'a pas 8 électrons.



Structures de résonance

Il peut y avoir plusieurs représentations possibles pour une molécule dépendamment de la position des liaisons multiples.

Ces différentes représentations sont appelées des formes ou des structures de résonance.



La forme géométrique

Modèle VSEPR : les doublets liants et non-liants de la couche de valence de l'atome central se repoussent et adoptent des positions aussi éloignées que possible.

⇒ On en déduit la forme de la molécule

VSEPR = Valence Shell Electrons Pair Repulsion

RPEV = Répulsion des Paires d'Électrons de Valence



Exemple

- Détermine la géométrie de la molécule de BeCl_2

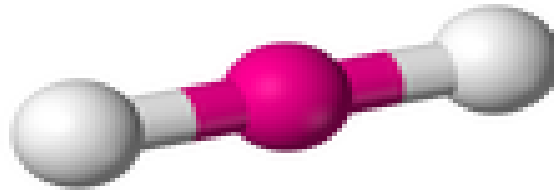
– On part de la structure de Lewis :



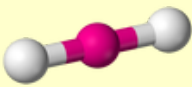
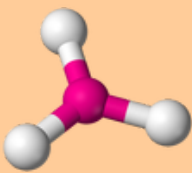
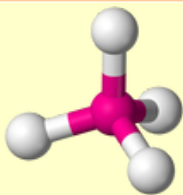


– On calcule le nombre de paires d'électrons sur la couche de valence de l'atome central :

- L'atome de Béryllium a deux doublets liants

– On les positionne aussi loin que possible l'un de l'autre :

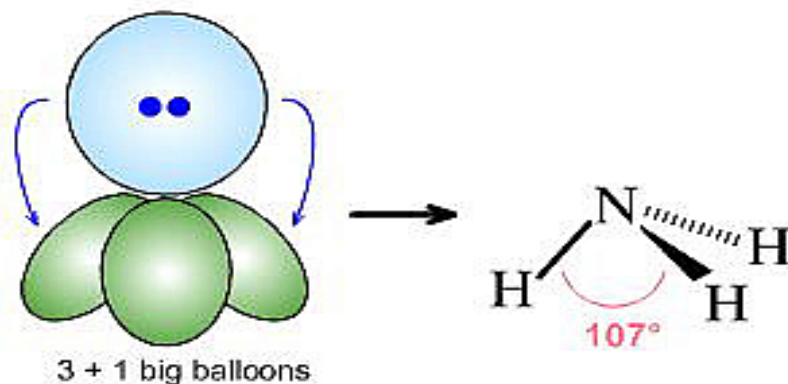
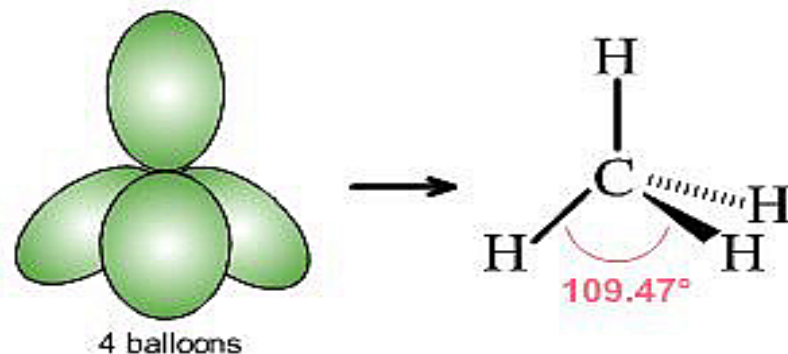
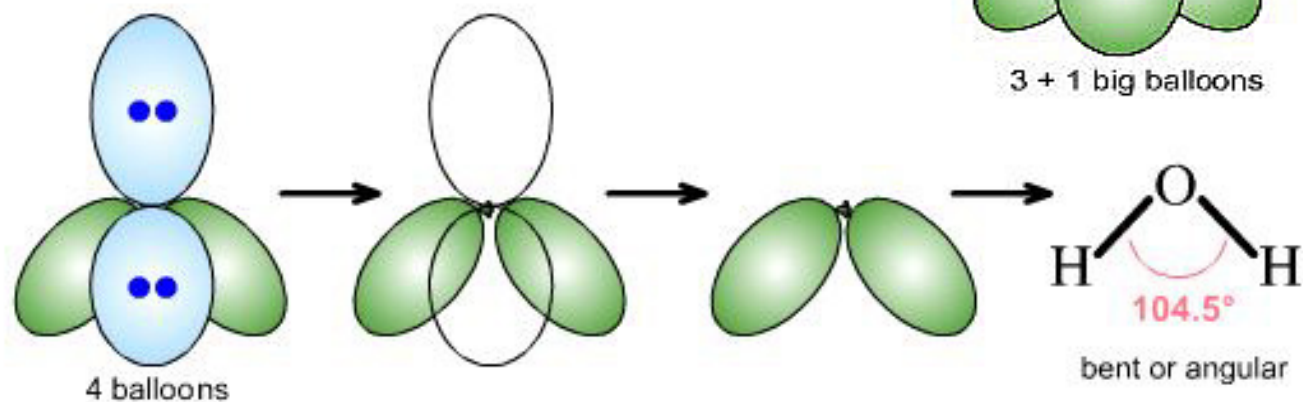


Doublets liants

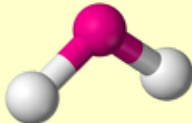
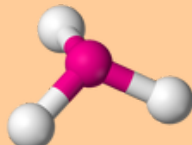
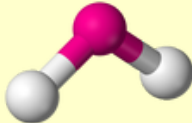
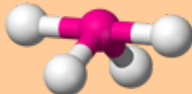
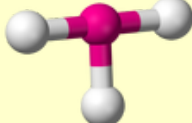
Nbre de doublets	Forme	Nom	Angles	Exemples
2		linéaire	180°	BeCl_2
3		trigonale plane	120°	BF_3
4		tétraédrique	$109,5^\circ$	CH_4
5		trigonale bipyramidale	$90^\circ, 120^\circ, 180^\circ$	PCl_5
6		octaédrique	$90^\circ, 180^\circ$	SF_6

Doublets libres & liants

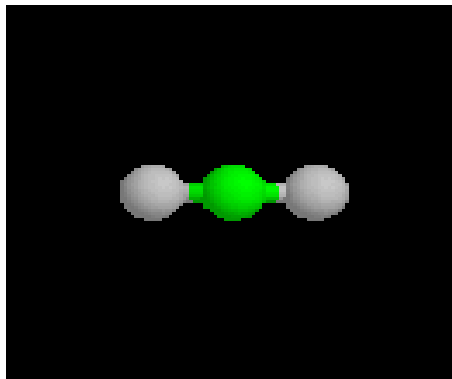
Les doublets libres ont une force de répulsion plus importante que les doublets liants.



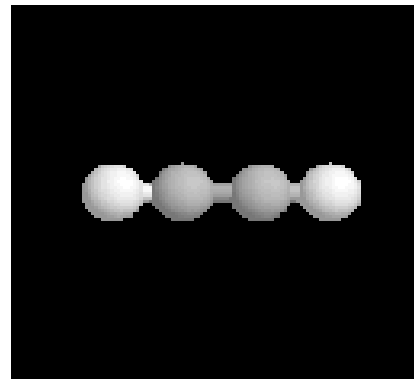
Doublets liants et libres

Doublets liants	Doublets libres	Forme	Nom	Angles	Exemples
2	1		angulaire	$< 120^\circ$	SO ₂
3	1		trigonale pyramidale	$< 109,5^\circ$	NH ₃
2	2		angulaire	$< 120^\circ$	H ₂ O
4	1		tétraédrique irrégulière	90°, 102°, 173°	SF ₄
3	2		en T	87,5°	ClF ₃

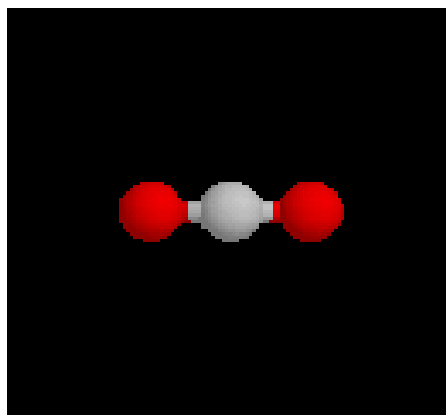
Deux doublets



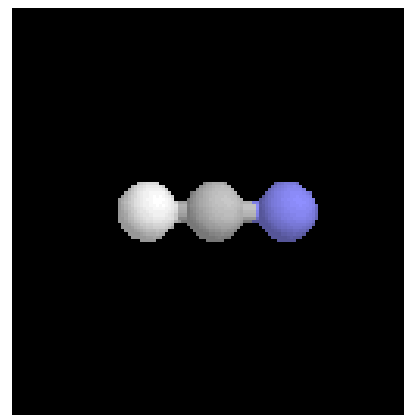
BeCl₂
Cl-Be-Cl
2 doublets
liants



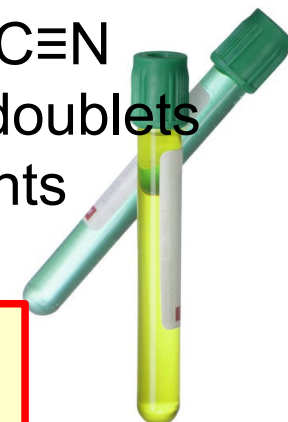
C₂H₂
H-C≡C-H
2 doublets
liants



CO₂
O=C=O
2 doublets
liants



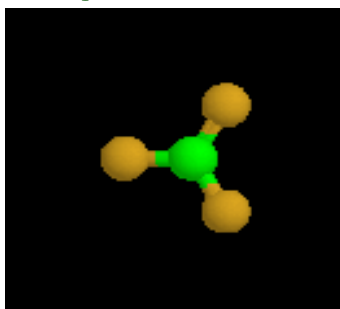
HCN
H-C≡N
2 doublets
liants



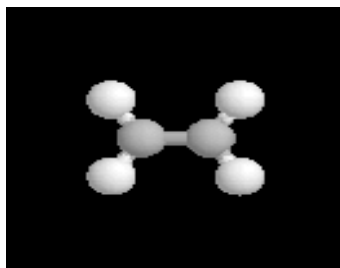
*Les liaisons simples, doubles ou triples comptent pour **un doublet liant***

Trois doublets

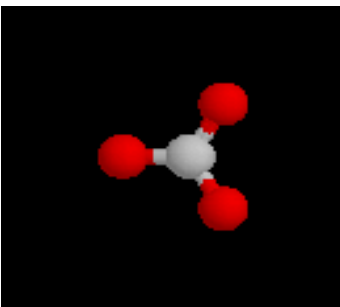
Trigonale plane



BF_3
3 doublets
liants

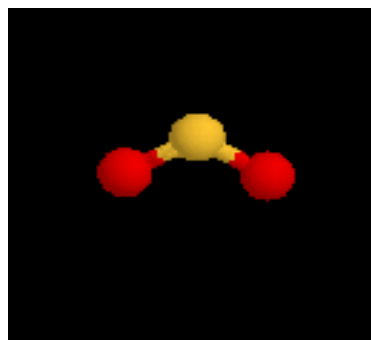


C_2H_4
3 doublets
liants

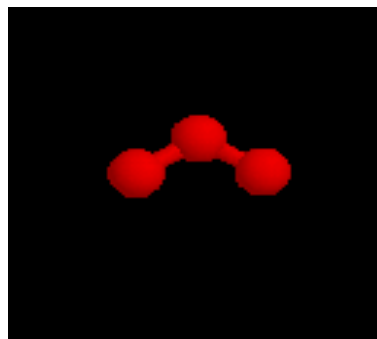


CO_3^{2-}
3 doublets
liants

Angulaire



SO_2
2 doublets
liants
1 doublet libre

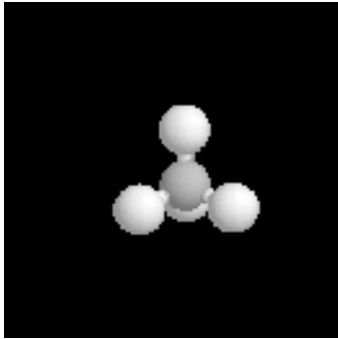


O_3
2 doublets
liants
1 doublet libre



Quatre doublets

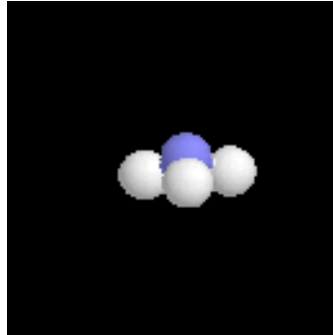
Tétraédrique



4 doublets liants

Angle = 109,5°

Trigonale pyramidal

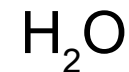
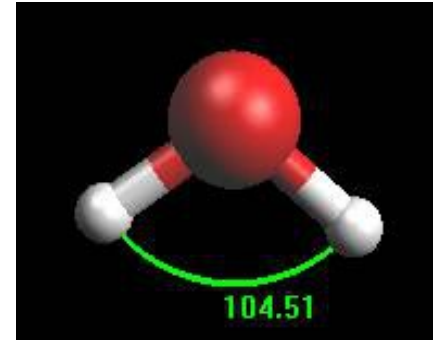


3 doublets liants

1 doublet libre

Angle = 107°

Angulaire



2 doublets liants

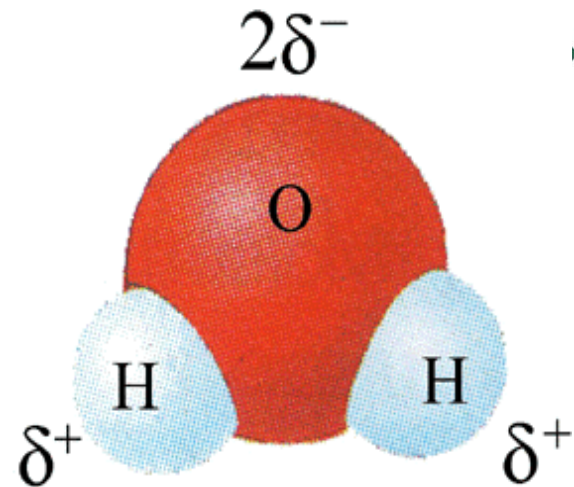
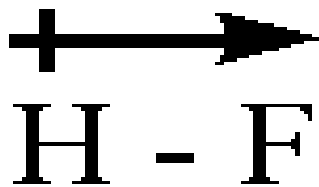
2 doublets libres

Angle = 104,5°



Le dipôle

- Un **dipôle** est une séparation des charges au sein de la molécule
 - Il résulte en une **polarisation** de la molécule
 - Il peut être **temporaire** ou **permanent**
- Une molécule est dite **polaire** si :
 - sa forme géométrique est **asymétrique**.
 - elle possède un dipôle **permanent**.
 - **Ex : la molécule d'eau est polaire.**

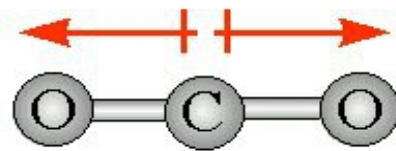


Liaison et molécules polaires

La géométrie de la molécule joue un rôle très important dans le fait qu'elle soit polaire ou pas.

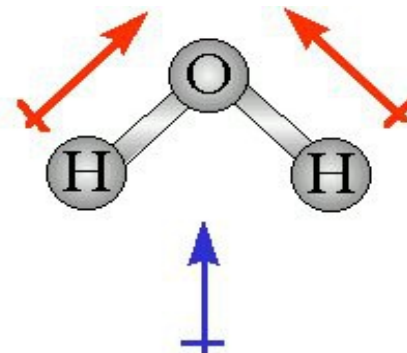
Une molécule peut avoir des liaisons polaires et ne pas être polaire.

Dipoles

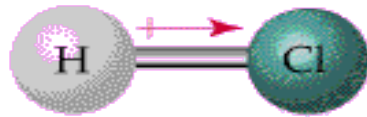


Overall
Dipole:

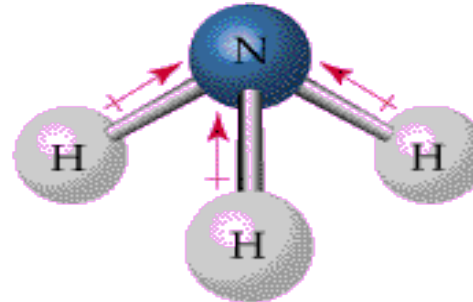
(none)



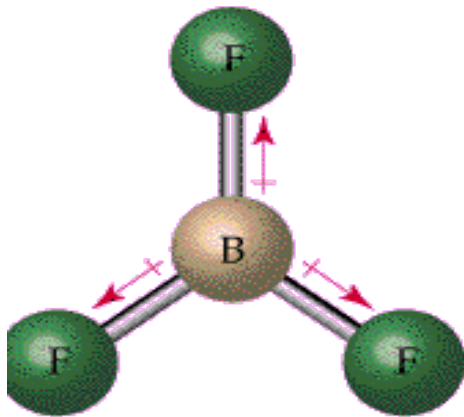
Géométrie des molécules



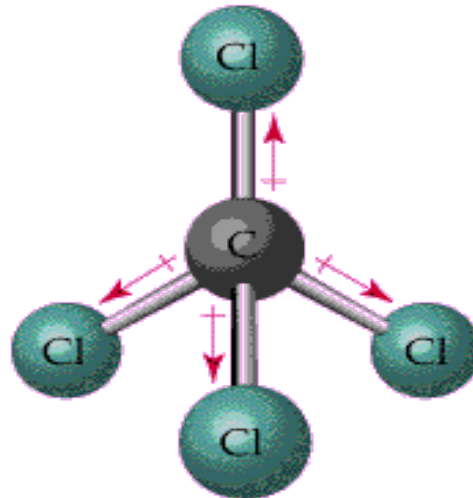
Polar



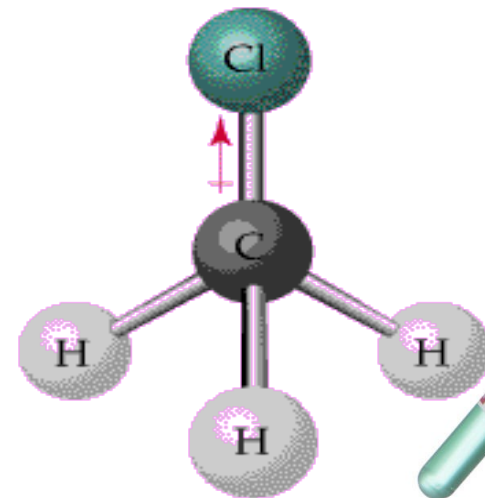
Polar



Nonpolar



Nonpolar

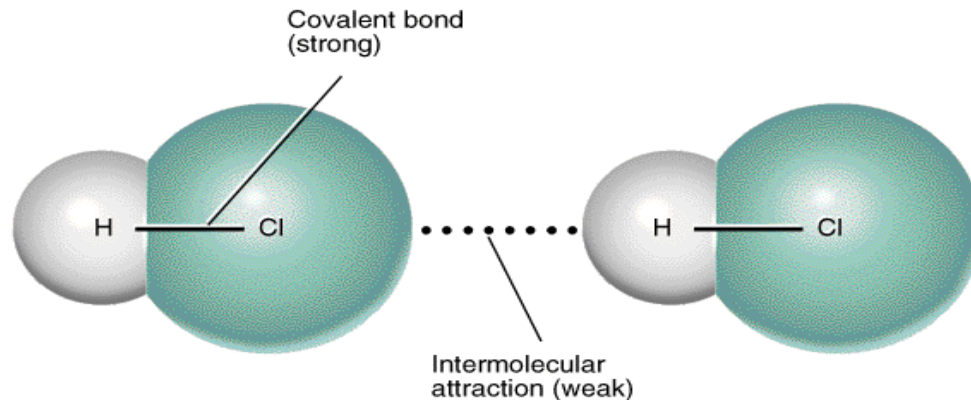


Polar



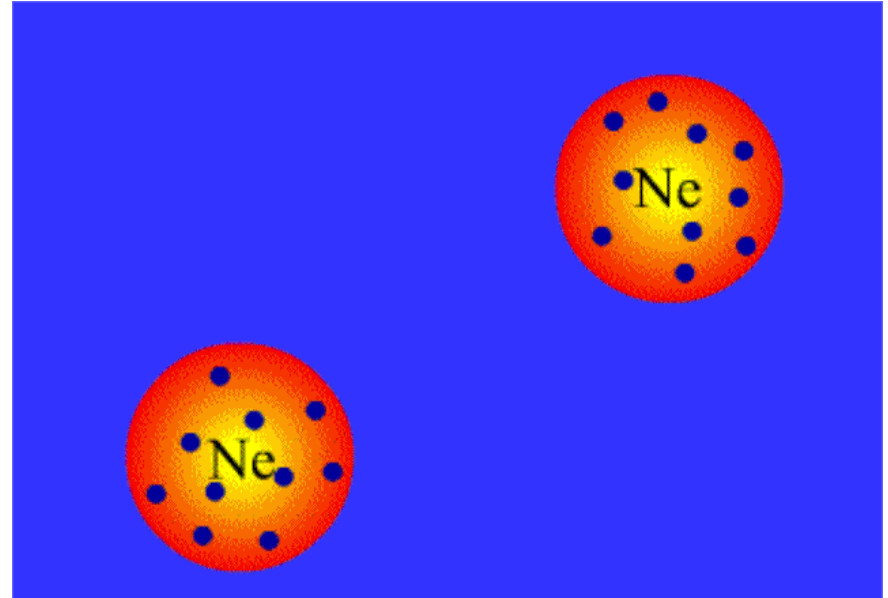
Les forces inter et intramoléculaires

- Les **forces intramoléculaires** sont les forces qui maintiennent les atomes ensemble à l'intérieur d'une molécule comme la liaison covalente.
- Les **forces intermoléculaires** sont les forces qui agissent entre les molécules. Elles sont appelées **forces de Van der Waals** et dépendent de la polarité des molécules.



Les forces de London

Appelées aussi forces de dispersion : ce sont des interactions entre un dipôle induit et un dipôle induit



- elles s'appliquent à toutes les molécules
- le mouvement des électrons créent des dipôles instantanés



Les forces de London

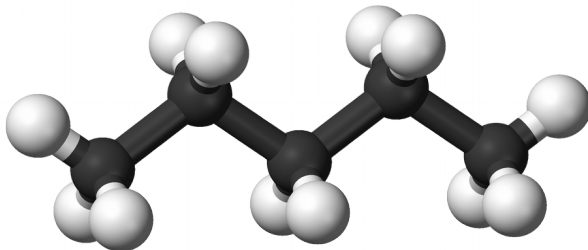
Les forces de London varient en fonction de :

- La masse molaire

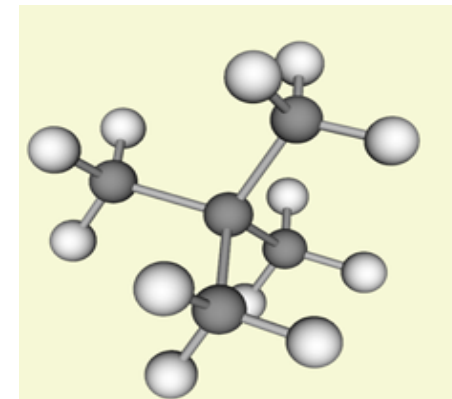
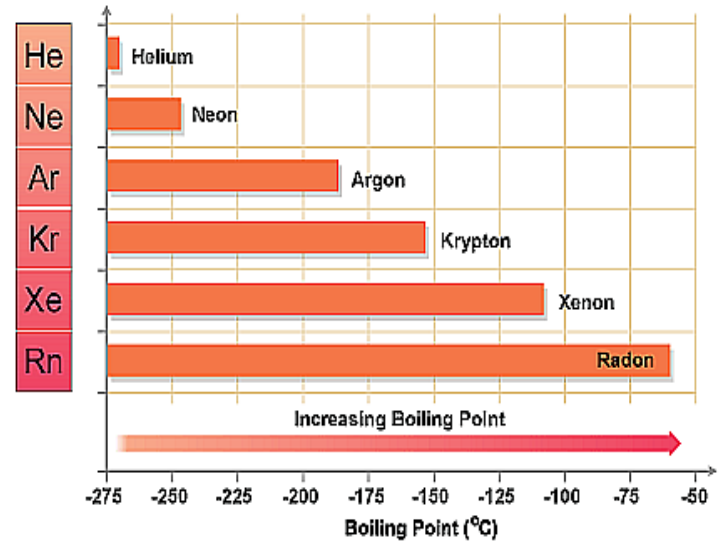
Plus la masse est élevée, plus les forces sont importantes

- La forme de la molécule

Plus la surface de contact est élevée, plus les forces sont importantes



Point de fusion du pentane = 309 K



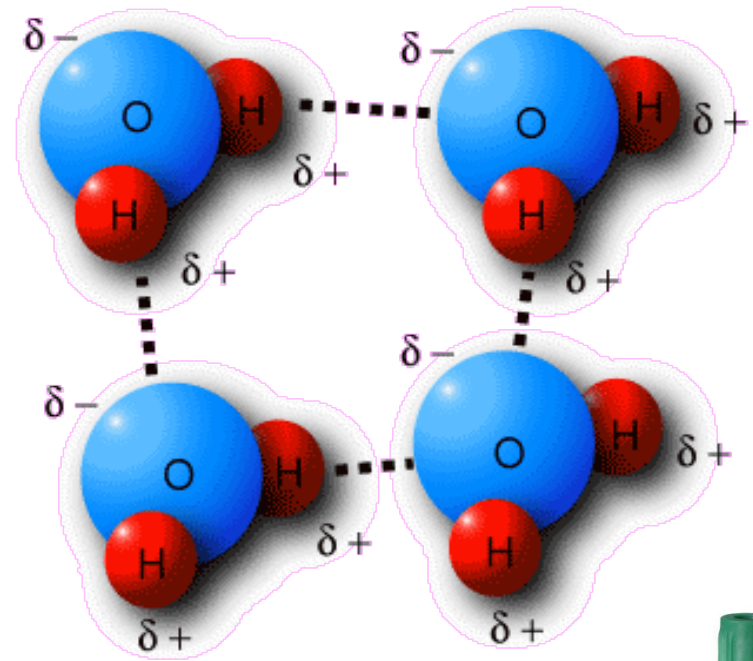
Point de fusion du 2,2-diméthylpropane = 283 K

Les forces dipôle - dipôle

ce sont des interactions
entre deux dipôles

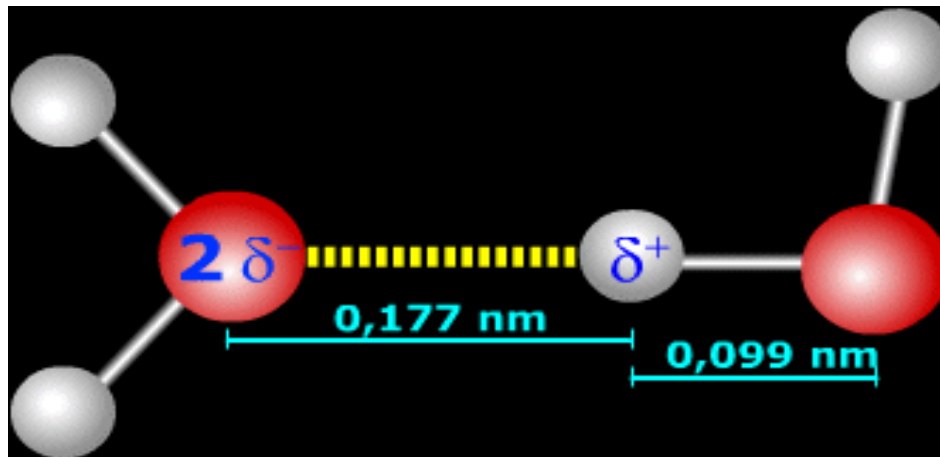
permanents

- elles agissent entre les molécules polaires.
- plus le dipôle est fort, plus la force est élevée



La liaison hydrogène

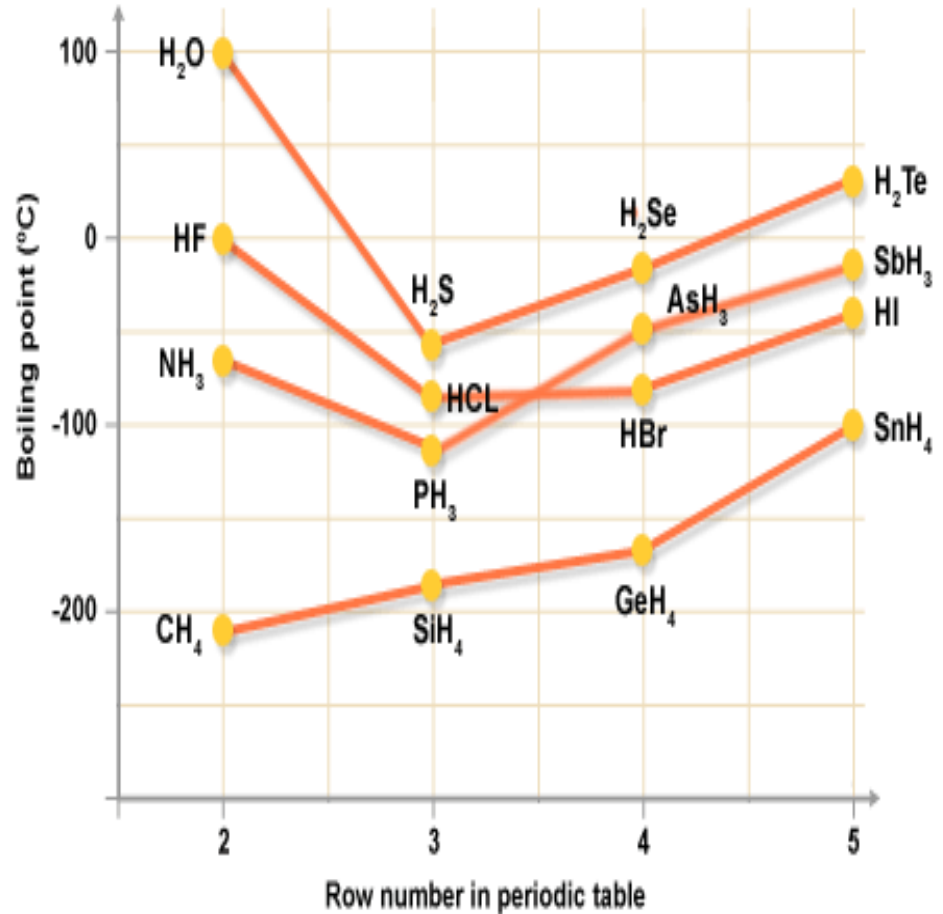
- Un cas particulier de force dipôle-dipôle est la **liaison hydrogène** :
 - H est attaché par une liaison covalente à N, O ou F (qui sont très électronégatifs).
 - Création d'un **puissant dipôle permanent** qui explique des points d'ébullition plus élevés.



Point d'ébullition

Le point d'ébullition augmente en principe avec la masse molaire : les forces de London augmentent.

La liaison hydrogène explique pourquoi des composés plus légers ont des points d'ébullition plus élevés.

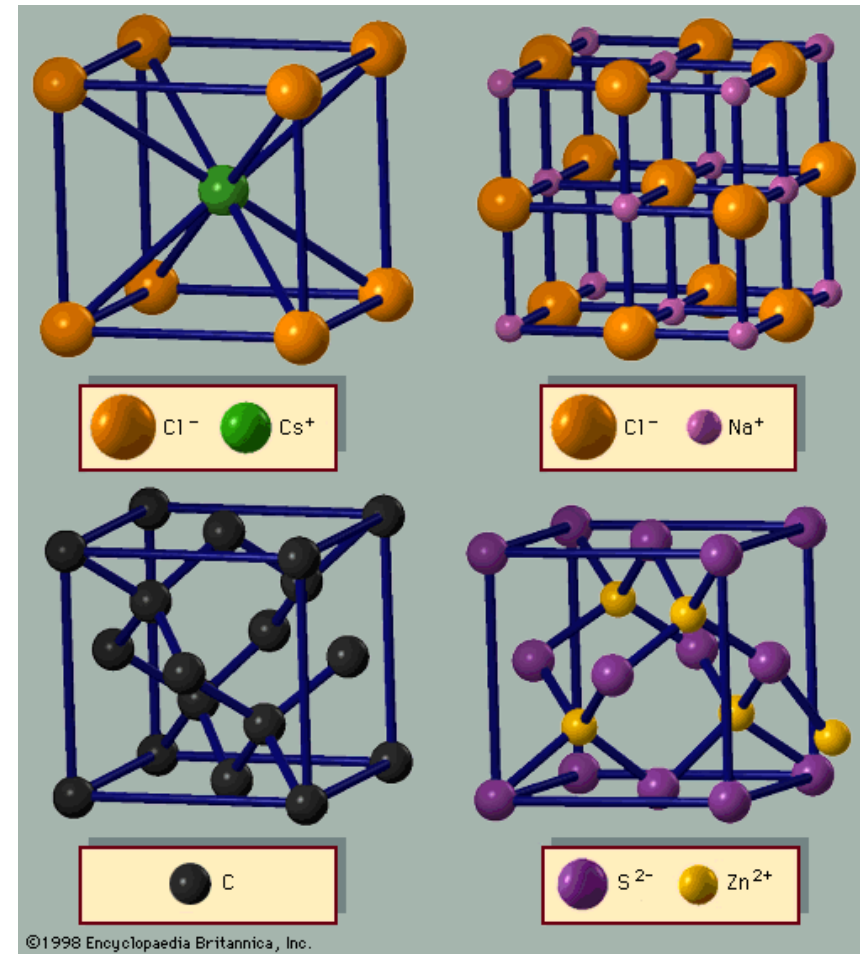


Les structures cristallines

Un **solide cristallin** a une structure **ordonnée**, **rigide et répétitive** dans tout le solide.

Ses atomes, ses molécules ou ses ions occupent **des positions déterminées**.

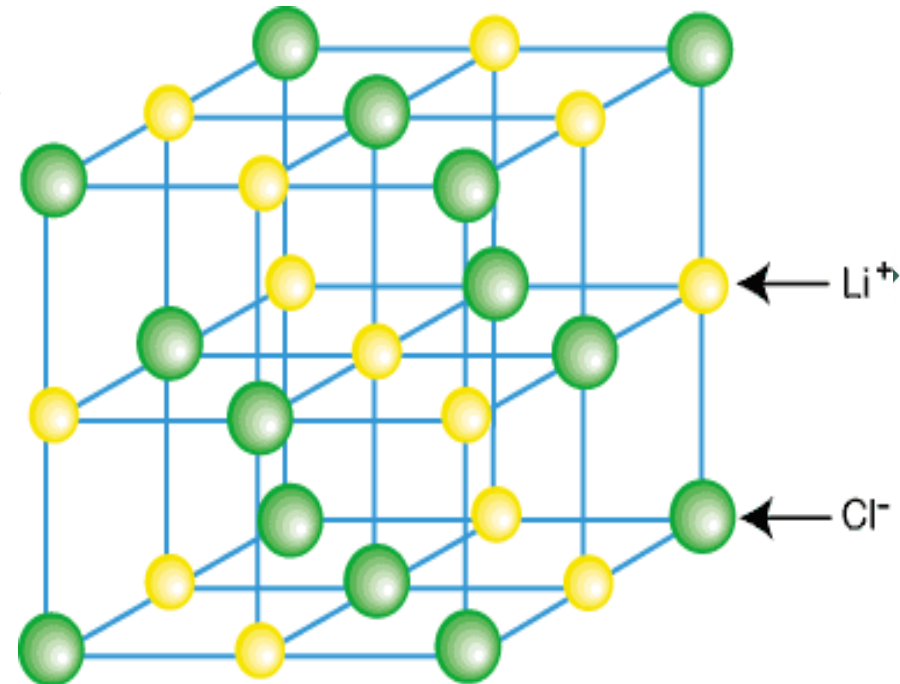
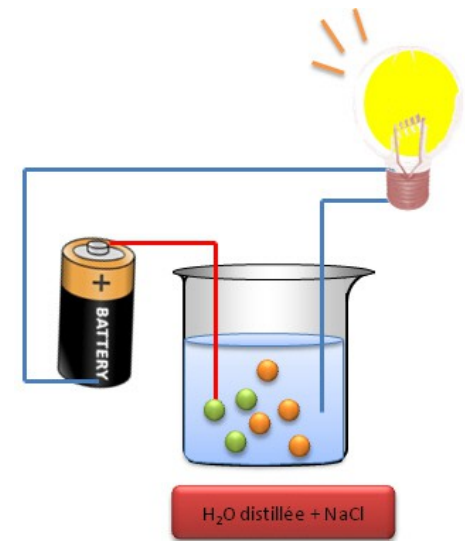
Ils sont maintenus par des forces qui peuvent être de plusieurs types.



Les solides ioniques

Les **solides cristallins ioniques** sont constitués d'ions maintenus ensemble par **des liaisons ioniques**.

- Les points de fusion sont très élevés
- Ils ne conduisent pas l'électricité
- Ils forment **des solutions ioniques** qui sont conductrices d'électricité

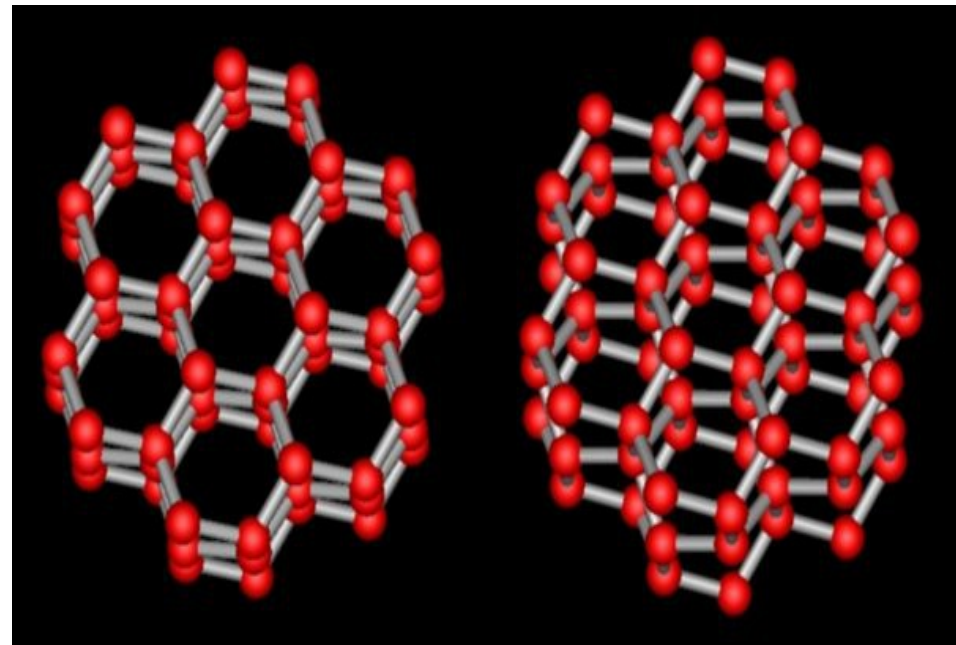


Les solides moléculaires

Dans les solides moléculaires, des composés covalents ou des atomes sont maintenus par **des forces intermoléculaires**.

Ex : la glace où les molécules sont liées par des liaisons hydrogène

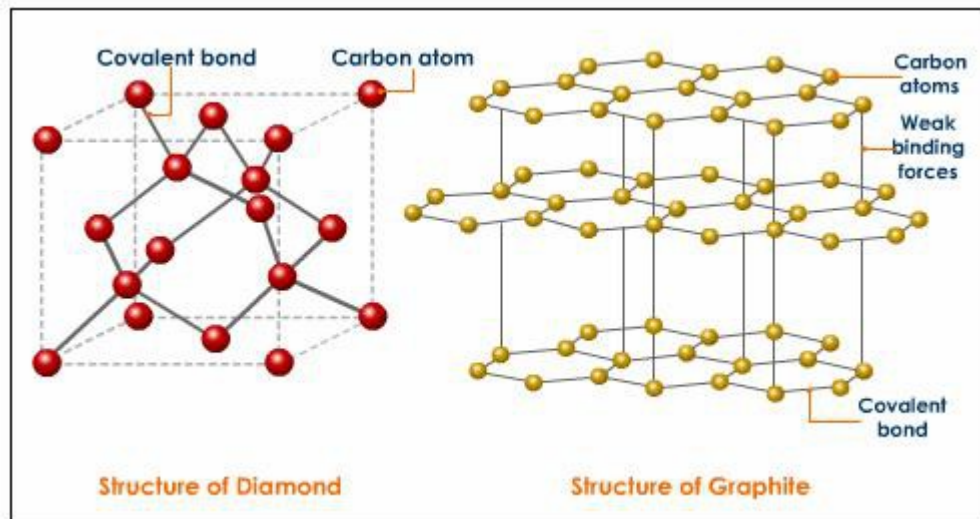
Les forces intermoléculaires étant moins fortes que les liaisons ioniques, ces solides sont plus faciles à briser que les solides ioniques.



Les solides covalents

Les atomes sont maintenus ensemble par **des liaisons covalentes** dans un réseau cristallin illimité.

Ces réseaux peuvent avoir différentes formes stables : on les appelle **des allotropes**.



Le graphite

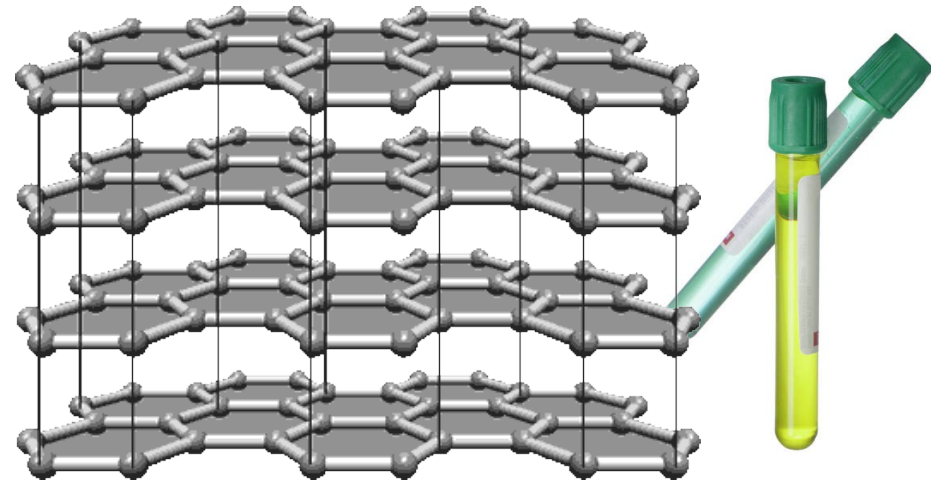
Le graphite est un des allotropes du carbone.

Les atomes sont disposés en hexagone et forment des couches.

Électrons délocalisés : le graphite est un bon conducteur d'électricité.

Liaisons fortes de covalence : le graphite est très dur.

Structure en couches : le graphite est un lubrifiant.



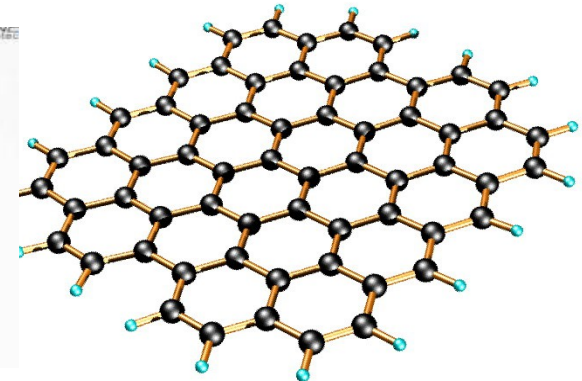
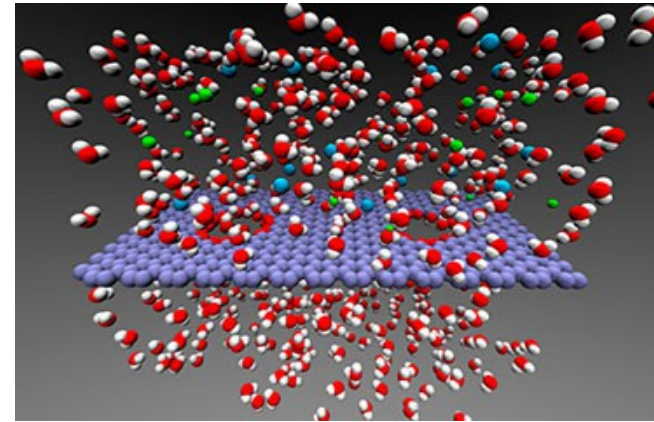
Le graphène

Le graphène est une nouvelle substance constituée d'une seule couche de graphite. Elle a été isolée pour la première fois en 2004.

Il possède des propriétés intéressantes :

- La plus forte résistance connue (200 fois plus fort que l'acier)
- La plus forte conductivité électrique connue

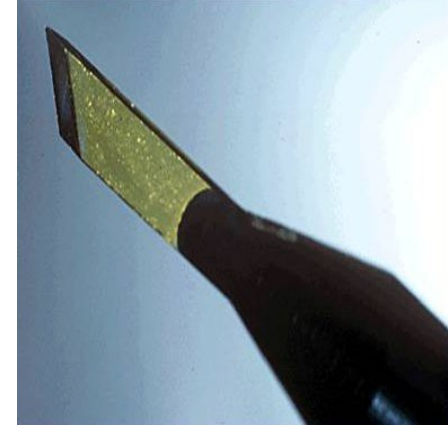
Applications potentielles : batteries, écrans d'ordinateurs souples, composants électroniques ou avioniques



Le diamant

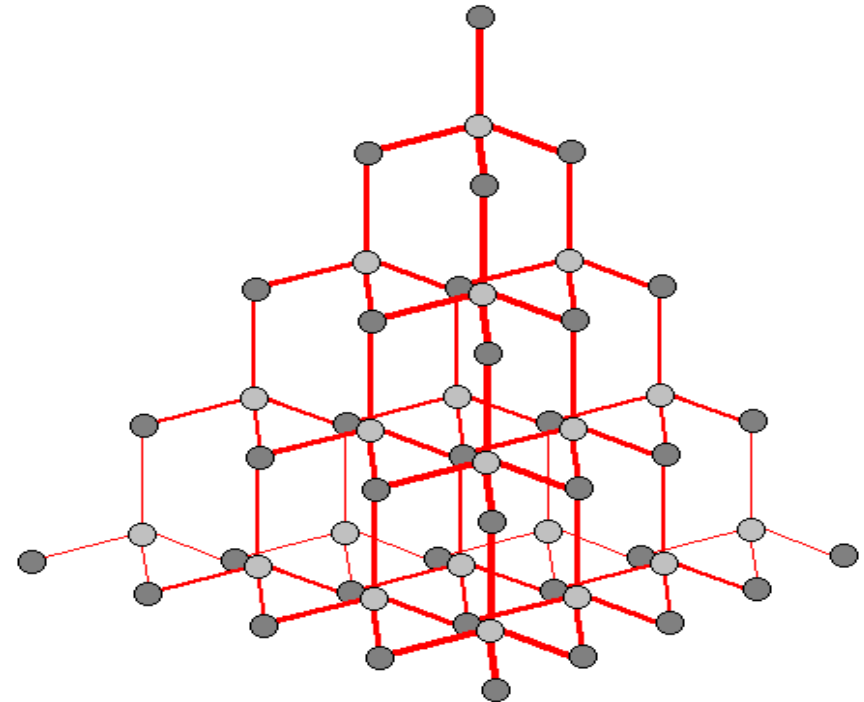
Le diamant est un des allotropes du carbone.

Chaque atome est au centre d'un tétraèdre.



Liaisons fortes de covalence dans les 3 directions: le diamant est la substance la plus dure connue.

Son point de fusion est très élevé : 3550°C.

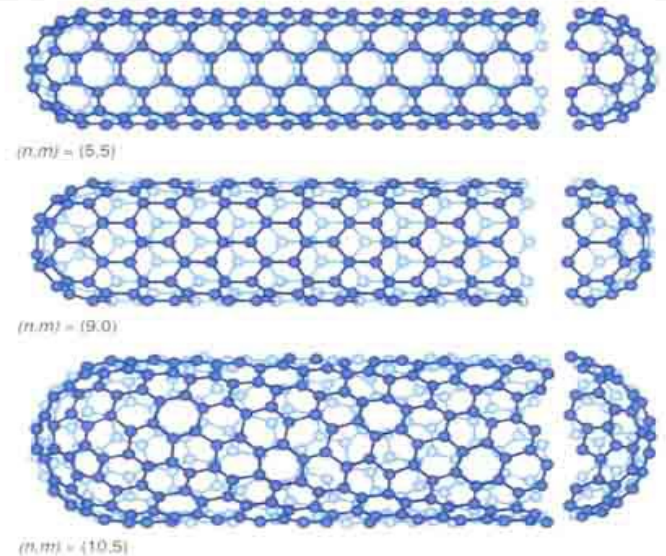
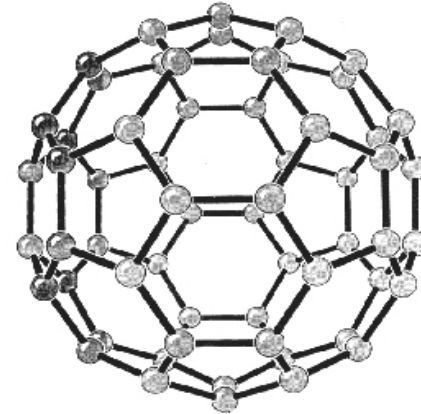


Le buckminsterfullerène

Le buckminsterfullerène a été découvert en 1985. C'est une molécule composée de 60 atomes de carbone.

Les fullerènes ont des propriétés intéressantes : supraconducteurs, catalyseurs, lubrifiants.

Les nanotubes sont très légers et plus forts que l'acier. Ils sont à la base de la nanotechnologie.

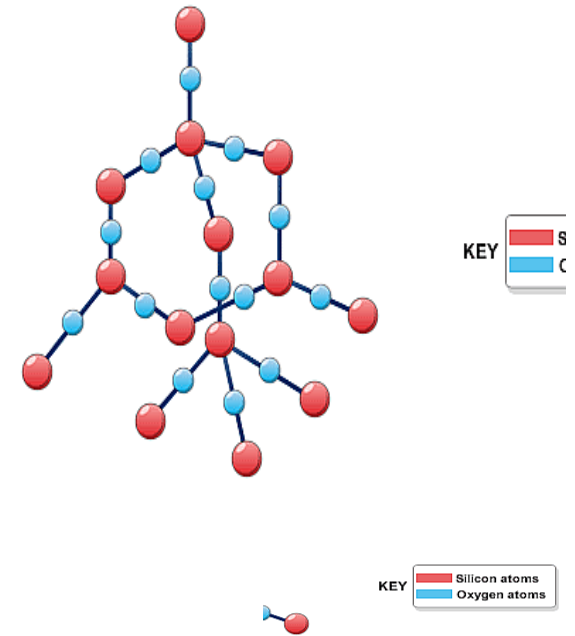


Le quartz, SiO_2

Le quartz (SiO_2) est un autre exemple de solide covalent.

Dans le quartz, la disposition des atomes de silicium est semblable à celle des atomes de carbone dans le diamant.

Propriétés physiques proches de celles du diamant : transparent et très dur, points de fusion et d'ébullition très élevés.



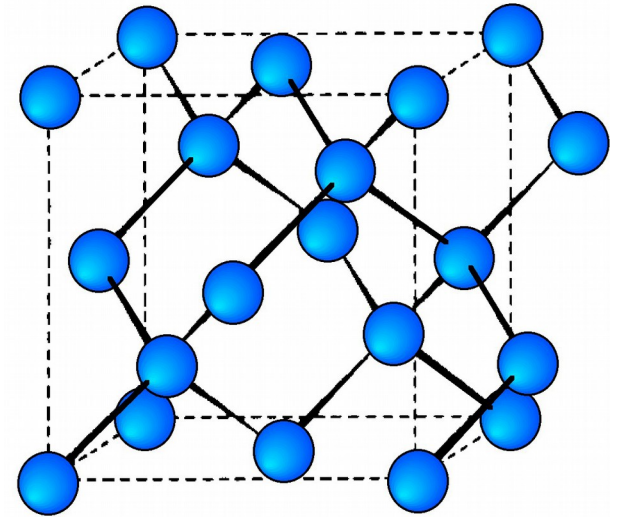
Le silicium, Si

Le silicium également un exemple de solide covalent.

Le silicium possède la même forme tétraédrique que le diamant : chaque atome de silicium est lié par des liaisons covalentes à trois autres atomes.

Mais les atomes étant plus gros, les liaisons sont moins fortes et la structure moins solide.

Comme le diamant, c'est un isolant électrique.



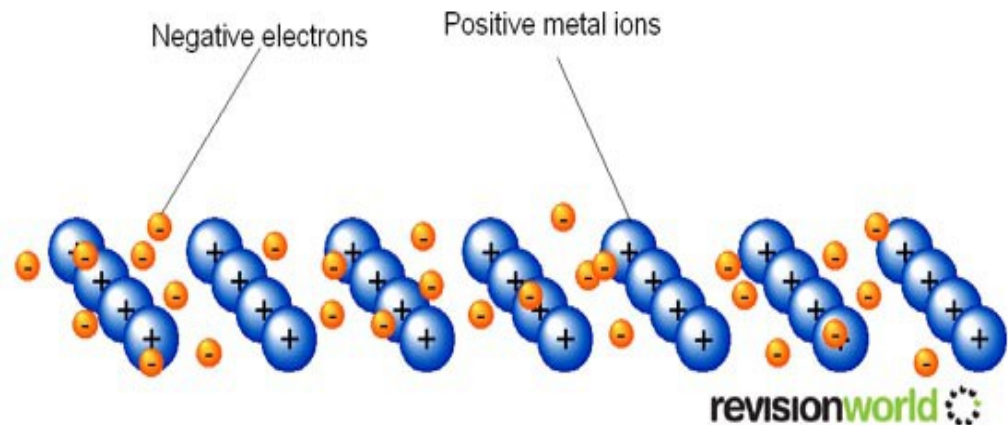
Les solides métalliques

Dans les métaux, chaque noeud du cristal est occupé par le même atome.

Les électrons de valence sont **délocalisés** dans le cristal tout entier.

On parle donc d'un réseau de cations baignant dans une mer d'électrons.

La mobilité des électrons est à l'origine des propriétés conductrices des métaux.



Solubilité

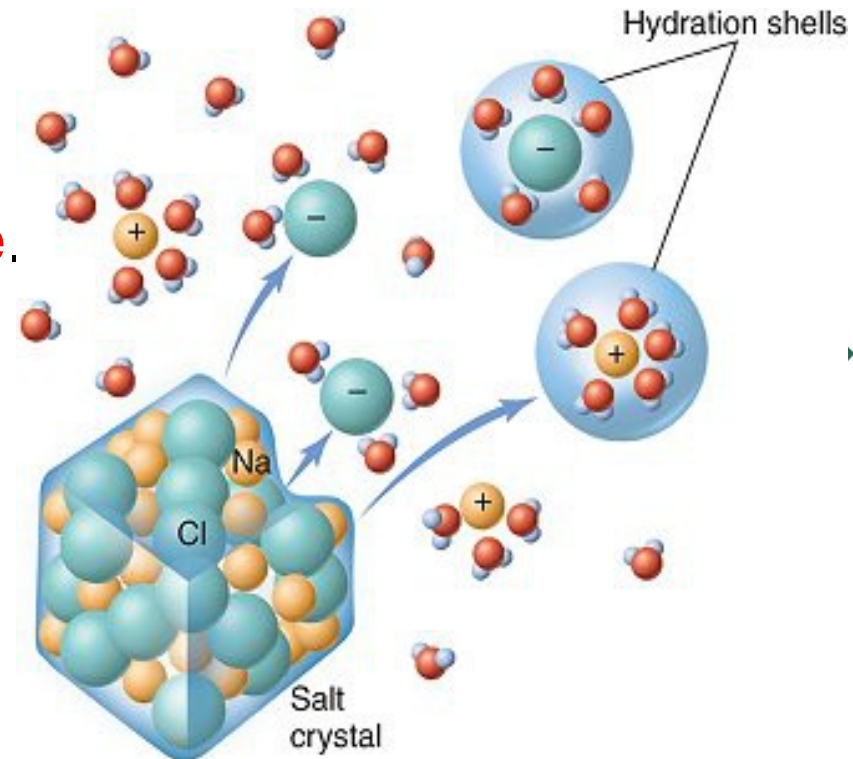
Deux substances qui ont **des forces intermoléculaires** de type et de grandeur **similaires** sont susceptibles d'être **solubles** l'une dans l'autre.

Une **substance polaire** va se dissoudre dans un **solvant polaire**.

Une **substance apolaire** va se dissoudre dans un **solvant apolaire**.

“Qui se ressemble, s'assemble”

“Like tends to dissolve like”



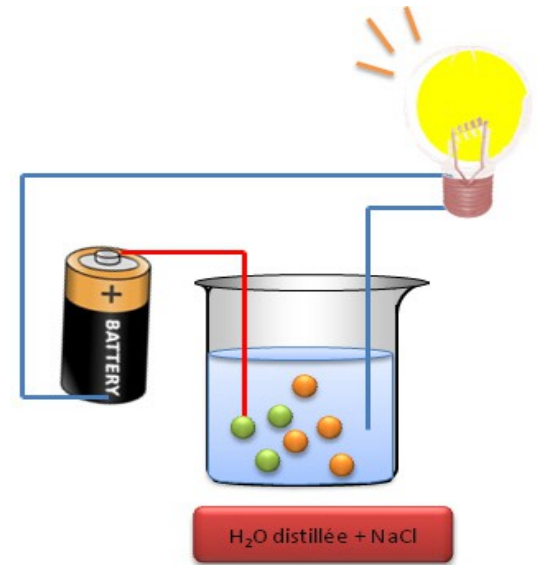
Conductivité

Pour qu'une substance soit conductrice, elle doit pouvoir libérer des électrons.

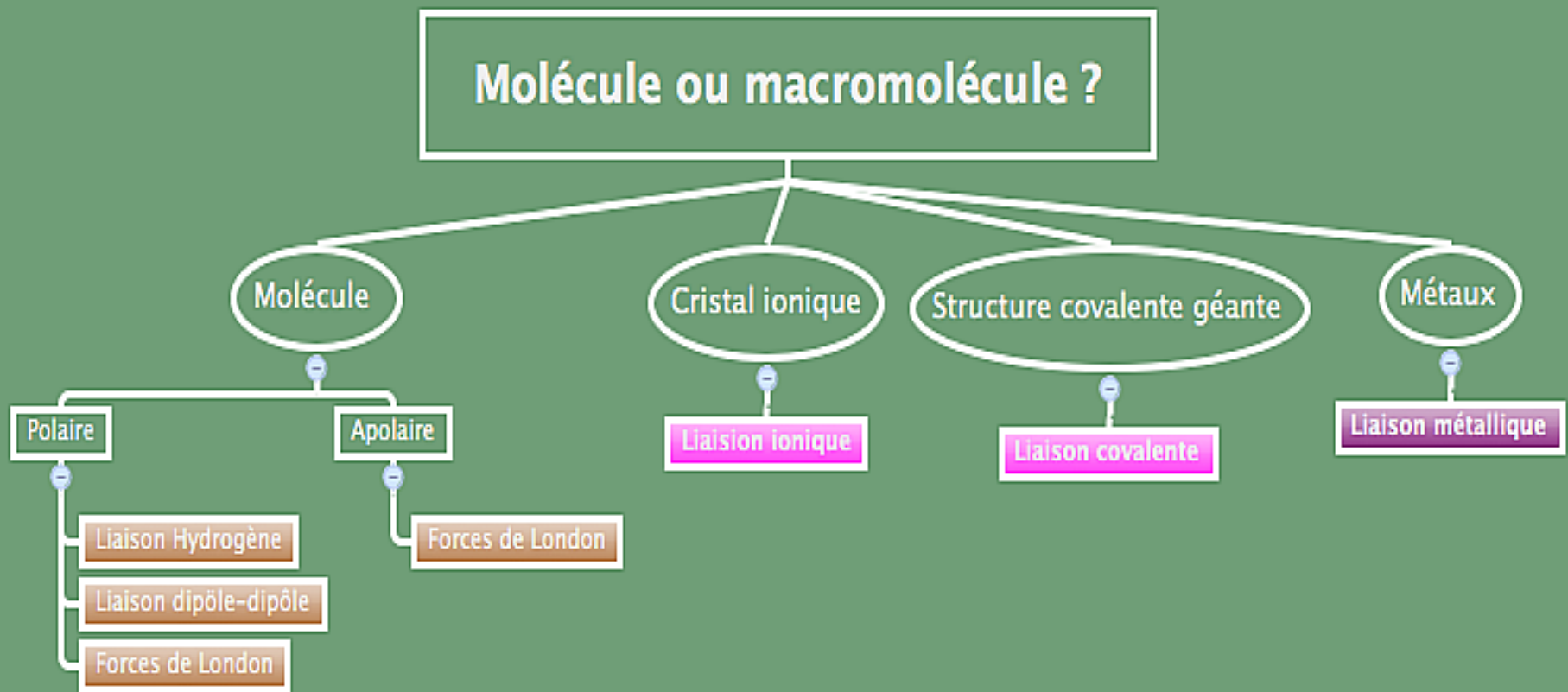
Les métaux et le graphite contiennent des électrons délocalisés. Ils sont donc excellents conducteurs.

Les solides ioniques ne sont pas conducteurs mais forment des solutions ioniques qui le sont.

Le diamant a des électrons à des positions fixes. Il n'est donc pas conducteur.



Comparaison des points de fusion



Points de fusion et d'ébullition

Ébullition de l'eau



Dissolution d'un sel



En résumé

Type de solide	Force unissant les unités	Caractéristiques	Exemples
Ionique	Attraction électrostatique	Point de fusion élevé Dur, cassant Mauvais conducteur	NaCl, LiF, CaCO ₃
Moléculaire	Forces intermoléculaires	Point de fusion bas Mou Mauvais conducteur	CO ₂ , I ₂ , H ₂ O
Covalent	Liaisons covalentes	Point de fusion élevé Dur Mauvais conducteur	C, SiO ₂ (quartz)
Métallique	Liaisons métalliques	Point de fusion variable Ductile et malléable Bon conducteur	Na, Mg, Fe, Cu, etc...