

Les liaisons chimiques

Arianna Marchioro

Les différentes liaisons

- Mis en présence les uns avec les autres, les atomes peuvent se lier par les électrons de différents manières.
- On distingue 4 types de liaisons:
 1. Ionique
 2. Covalente
 3. Métallique
 4. Intermoléculaire (Van der Waals, Hydrogène)
- Les électrons de valence jouent un rôle fondamental dans les liaisons chimiques!

Référence: Hill1, chap. 6.1 – 6.4; 6.6 – 6.8; chap. 7.1 – 7.8; chap. 8.5 – 8.6, 8.11

Electronégativité

- Pouvoir électro-attracteur d'un atome lorsqu'il est **engagé dans une liaison** avec d'autres atomes
- Echelle arbitraire proposée par Linus Pauling allant de 0 à 4

ATTENTION!

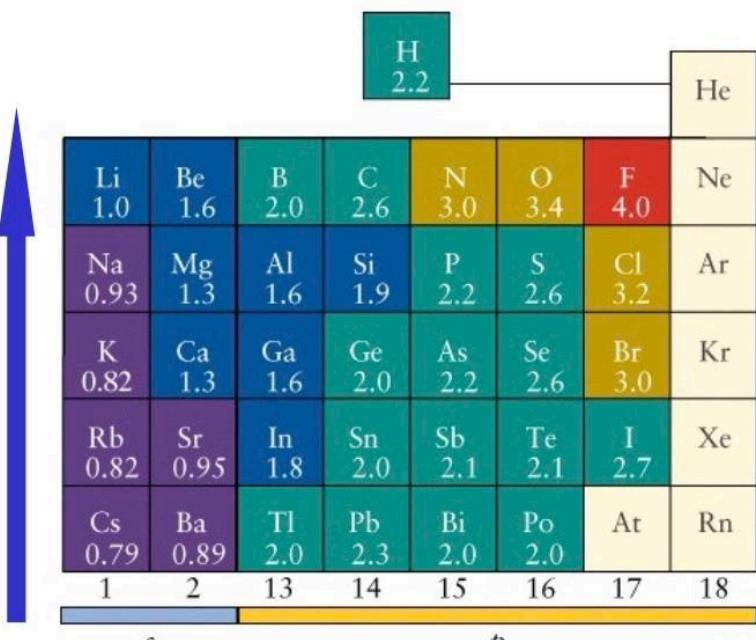
Electronégativité ≠ affinité électronique!!!

Affinité électronique: Énergie associée à la fixation d'un électron par un atome en phase gazeuse (stabilité relative de l'anion par rapport à l'atome neutre)

- Mais il y a les mêmes tendances entre les deux!

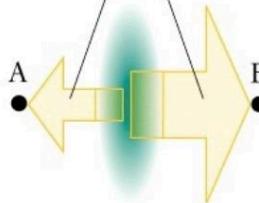
Electronégativité

Électronégativité augmente



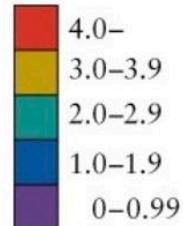
Électronégativité augmente

Pouvoir électro-attracteur des atomes



Les électrons sont délocalisés vers l'atome B

Electronégativité



Type de liaisons

- L'électronégativité est fonction de l'énergie d'ionisation et de l'affinité électronique.
 - L'atome ayant la plus grande électronégativité a tendance à tirer les électrons liants vers lui
 - La densité électronique est donc déplacée du milieu de la liaison vers l'atome le plus électronégatif

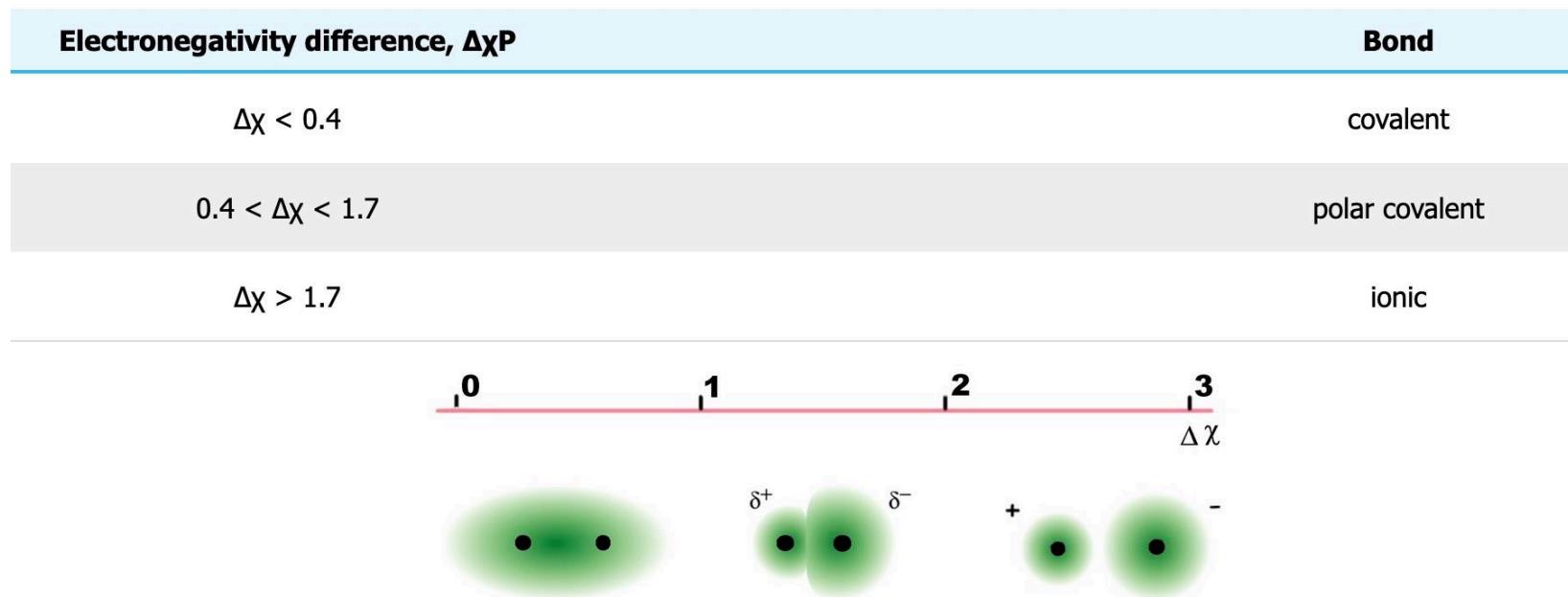


Figure 12.4.3: Range of Bonds Polarity based on difference of Electronegativites

Liaison ionique

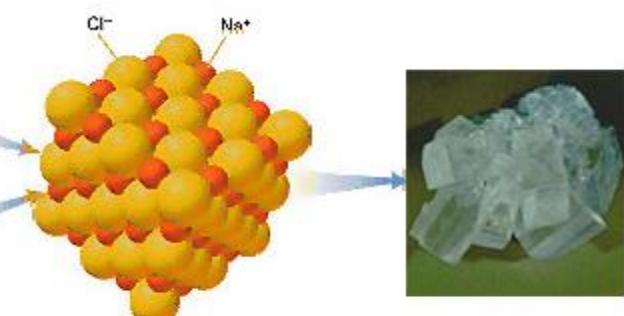
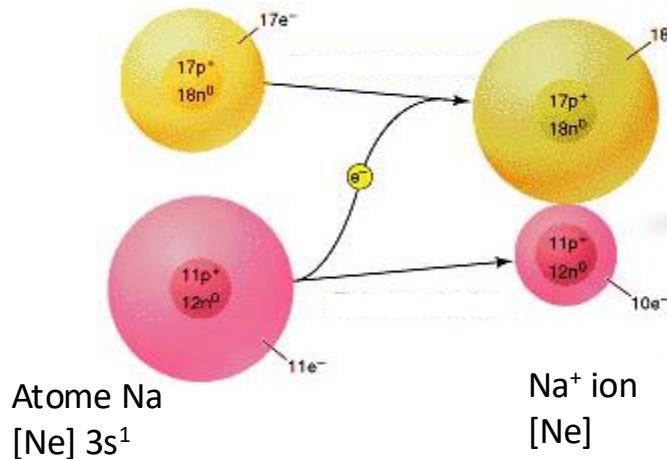


Liaison entre **deux ions** de signe opposé.
Passage d'électrons de l'atome chargé positivement vers l'atome chargé négativement.

Grande différence d'électronégativité ($\Delta\chi>1.7$)
Liaison décrite par lois simples de l'électrostatique

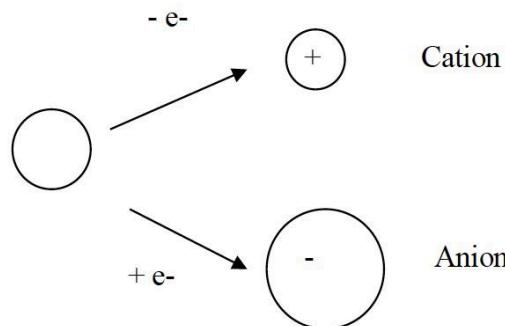
Atome Cl
[Ne] 3s² 3p⁵

Ion Cl⁻
[Ne] 3s² 3p⁶ = [Ar]

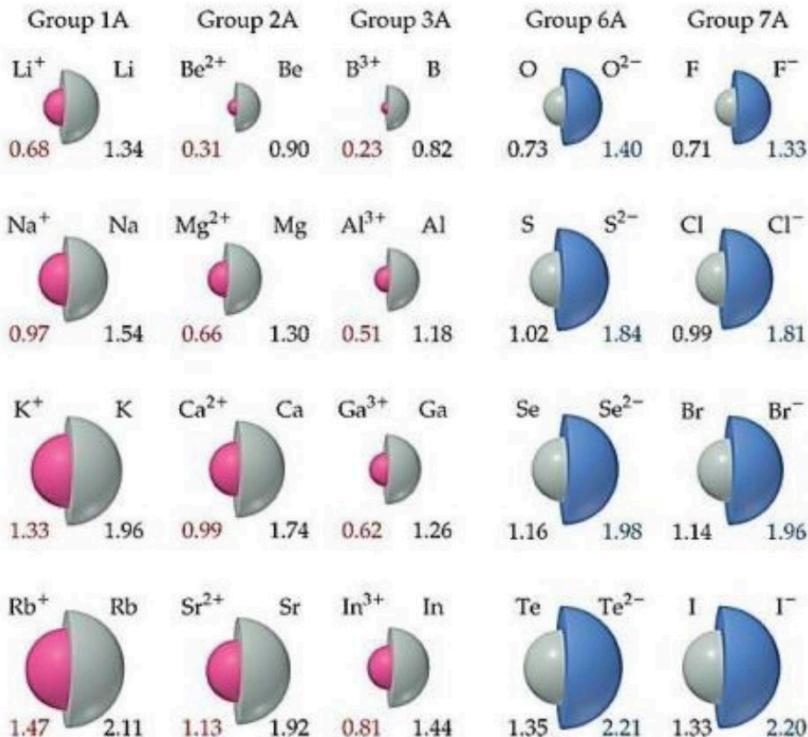


Rayon ionique

tailles des atomes et de leurs

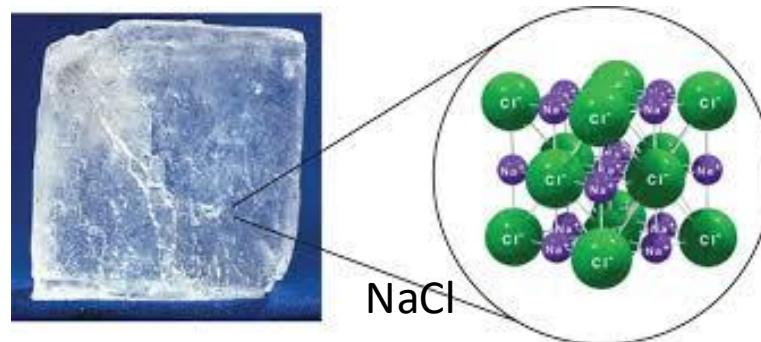


cations



Propriétés des composés ioniques

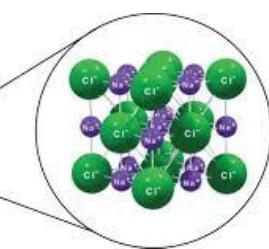
- Arrangements d'anions et de cations assemblés en **réseaux réguliers** pour donner le système d'énergie minimale
- Énergie de liaisons forte
- Points de fusion élevés
- Très souvent: Solubles dans l'eau, insolubles dans les solvants organiques
- Conduisent **l'électricité** en solution aqueuse



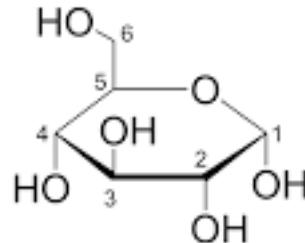
Propriétés des composés ioniques

Expérience : conductibilité électrique des solutions

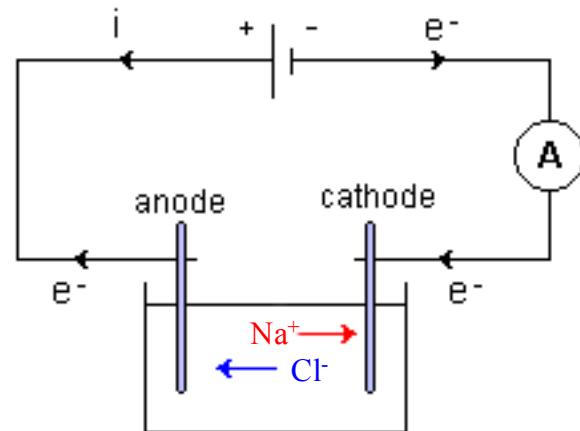
NaCl



Glucose (non ionique)

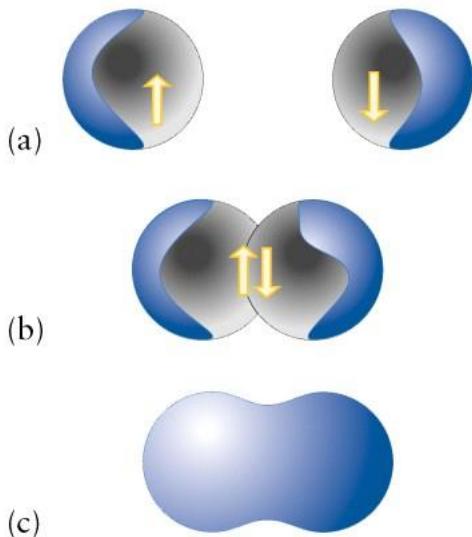


- Dans les fils, les électrons conduisent le courant
- En solution, les porteurs de charge sont les cations et les anions (pas d'e- tout seuls!)
- Les **anions** se déplacent vers l'**anode**, électrode reliée au pôle + du générateur
- Les **cations** se déplacent vers la **cathode**, électrode reliée au pôle - du générateur
- Le sucre ne forme pas d'ions, donc le courant est nul



La théorie des orbitales moléculaires

Formation d'une molécule de H_2

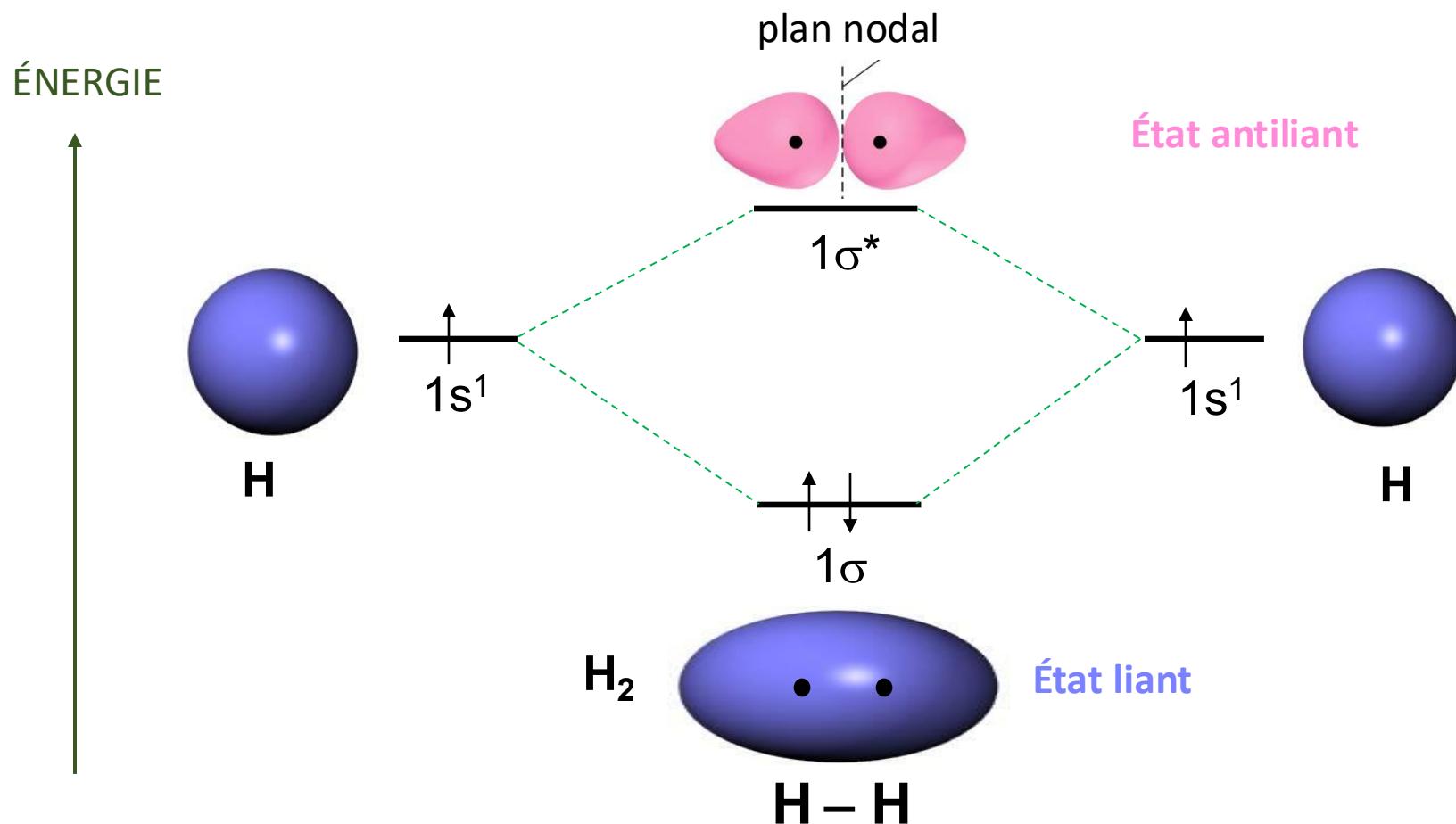


- (a) Deux atomes d'hydrogène se rapprochent l'un de l'autre, ils renferment chacun un électron dans l'orbitale 1s
- (b) À une certaine distance, les orbitales commencent à se chevaucher : La région de recouvrement contient alors 2 électrons de spins opposés
- (c) Augmentation de la densité électronique dans la région située entre les 2 noyaux : maintient ensemble les 2 noyaux.

- **Les électrons célibataires des atomes permettent la formation de liaisons chimiques!**
- La géométrie moléculaire est déterminée par l'orientation spatiale des orbitales atomiques qui prennent part aux liaisons

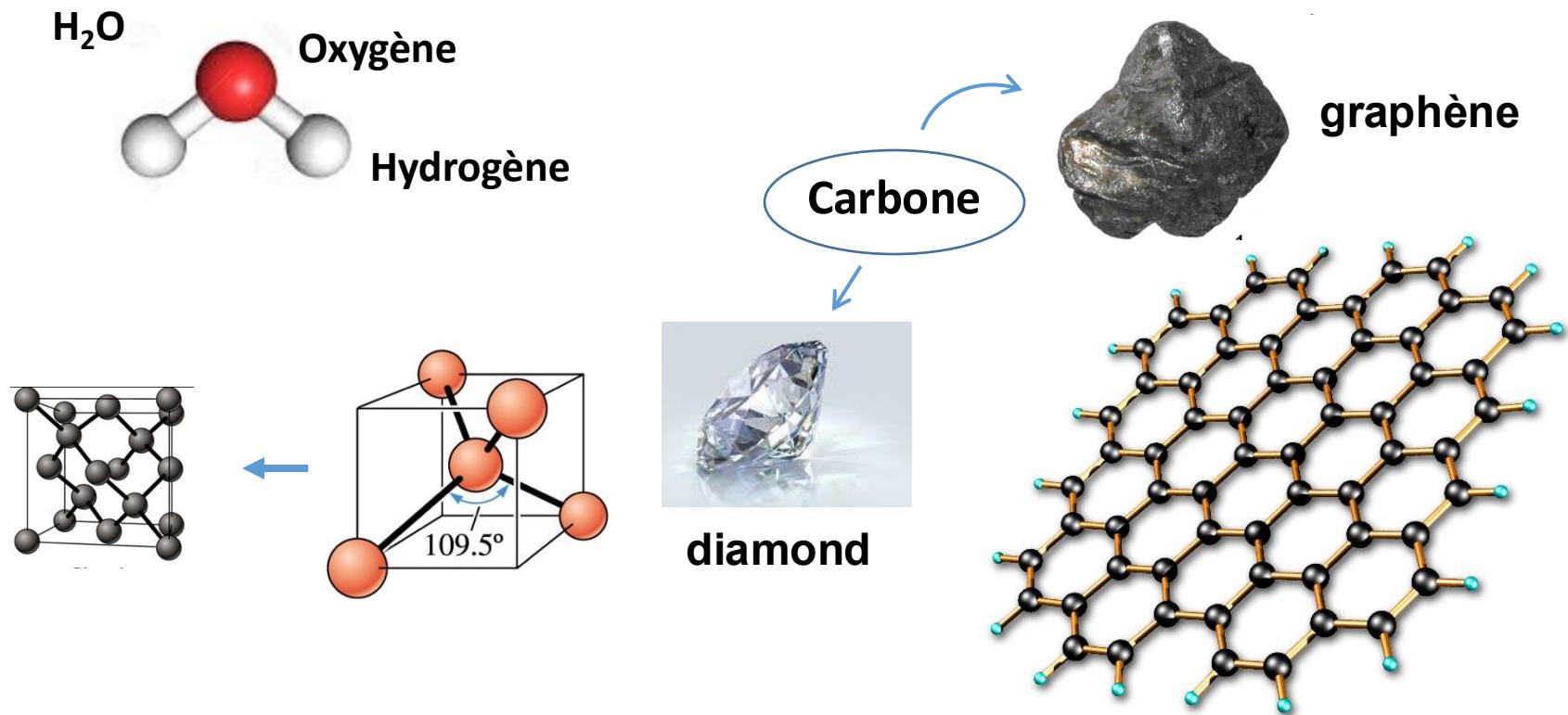
Liaison covalente

- 2 atomes de même nature, tels que H ou O, n'ont pas de raison de donner ou capter un électron
- Ils vont « mettre en commun » leurs électrons en **combinant leur orbitales**, en un état **liant** et un état **antiliant**



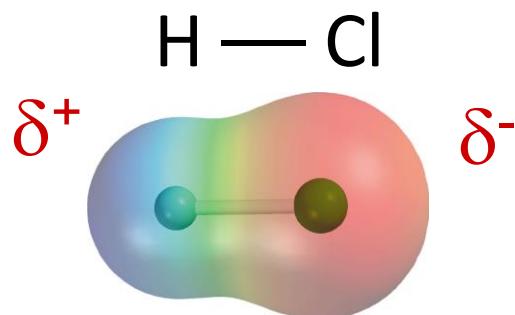
Liaison covalente

- La liaison covalente existe aussi entre deux atomes possèdent des électronégativité proches ($\Delta\chi < 1.7$)
- La paire d'électrons de liaison est alors partagée entre les deux atomes = **doublet liant**



Liaisons covalentes polaires et non polaires

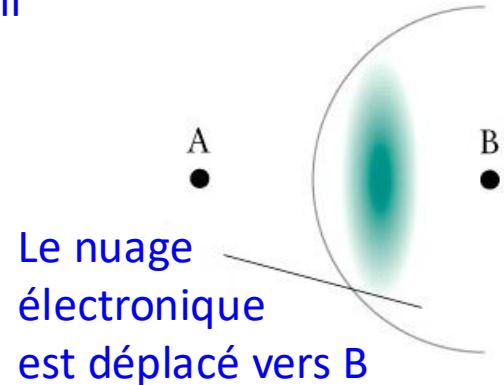
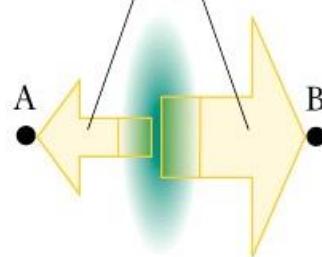
Nous avons vu que la force électro-attractrice d'un atome engagé dans une liaison est quantifiée par son **électronégativité**:



$$\Delta\chi = 3.2 - 2.2 = 1$$

Liaison polaire

Pouvoir
électroattracteur relatif



Le nuage
électronique
est déplacé vers B



$$\Delta\chi = 0$$

Liaison non polaire

L'atome ayant la plus grande
électronégativité a tendance
à tirer les électrons liants
vers lui!

Moment dipolaire

- Défini pour les liaisons polaires covalentes: $\mu = r \cdot \delta$ [C · m]

δ^+ = atome le moins électronégatif

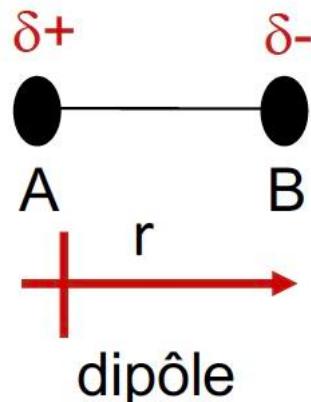
δ^- = atome le plus électronégatif

Charge partielle δ

Réliée au caractère ionique de la liaison

± 1 si le transfert était complet

Dépend de l'électronégativité



Convention en chimie:

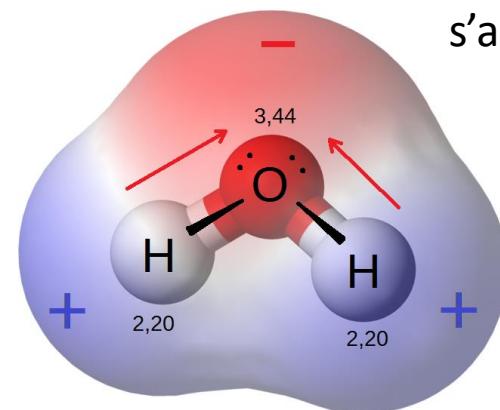
Du plus au moins!
On "tire" les électrons!

Exemple:

μ (HCl) = 1.03 Debye

$1D = 3.34 \cdot 10^{-30}$ C · m

Les vecteurs dipôles s'additionnent



La règle de l'octet (la théorie de Lewis)

- Combinaison **métaux – non métaux**: les électrons de valence passent généralement des atomes des métaux aux atomes des non métaux. Des cations et des anions se forment, combinés par des **liaisons ioniques**
- Combinaison **non métaux – non métaux**: les atomes liés partagent un ou plusieurs doublets d'électrons de valence : **liaisons covalentes**
- Lorsqu'ils perdent, reçoivent ou partagent des électrons au cours de la formation de liaisons, les atomes acquièrent généralement la configuration électronique d'un gaz noble (octet ou duet).

1	2c	2	II A
H 1,01 Hydrogène	2,2	2	Be 9,01 Béryllium
Li 6,94 Lithium	4	4	



prennent la configuration électronique de l'hélium ($1s^2$)



Règle du duet
(doublet)

Autres éléments (sauf métaux de transition)



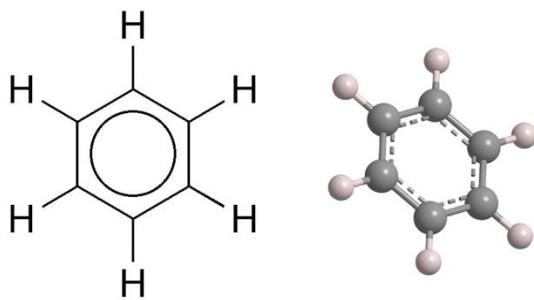
Prennent la configuration électronique des autres gaz nobles ns^2np^6



Règle de l'octet

Le cas du carbone

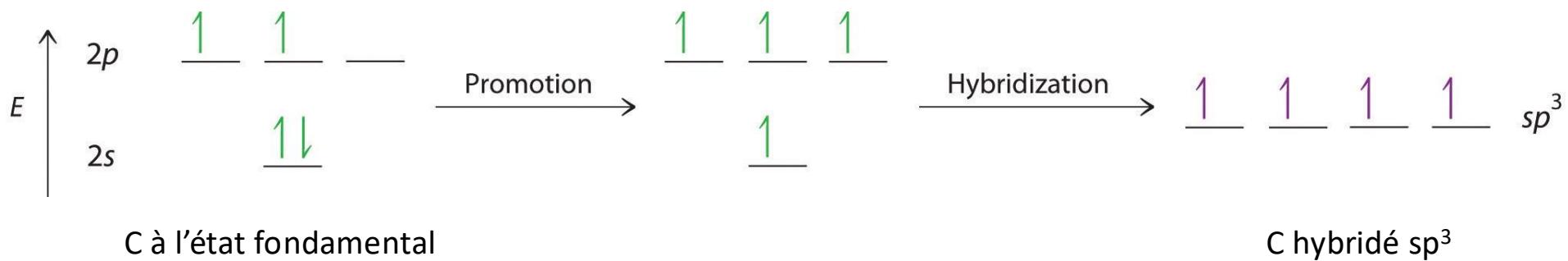
- La liaison covalente intervient dans de nombreux composés organiques, tels que le méthane, le benzène et les plastiques.
- Pour comprendre les liaisons du carbone, et donc la chimie organique, il faut parler de l'**hybridation des orbitales**



Polymère Autres noms	Monomère	Utilisations du polymère	Propriété utile
Poly(éthène) <i>Polyéthylène, polythène, PE</i>	$\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & \text{C}=\text{C} \\ \text{H} & & \text{H} \end{array}$	Sacs plastiques Bouteilles en plastique Gants jetables	Souple et résistant aux produits chimiques
Poly(propène) <i>Polypropylène, PP</i>	$\begin{array}{c} \text{H} & & \text{H} \\ & \text{C}=\text{C} \\ \text{H} & & \text{CH}_3 \end{array}$	Containants alimentaires Emballages Tissus Jouets	Fort et dur
Poly(chloroéthène) <i>Chlorure de polyvinyle, vinyle, PVC</i>	$\begin{array}{c} \text{H} & & \text{Cl} \\ & \text{C}=\text{C} \\ \text{H} & & \text{H} \end{array}$	Tuyaux de plomberie Isolation de câbles électriques Cadres de fenêtres	Fort mais souple
Poly(tétrafluoroéthène) <i>Polytétrafluoroéthylène, PTFE</i>	$\begin{array}{c} \text{F} & & \text{F} \\ & \text{C}=\text{C} \\ \text{F} & & \text{F} \end{array}$	Revêtements antiadhésifs Joints mécaniques Isolation électrique	Résistant à la chaleur, isolant électrique antiadhésif, et inerte

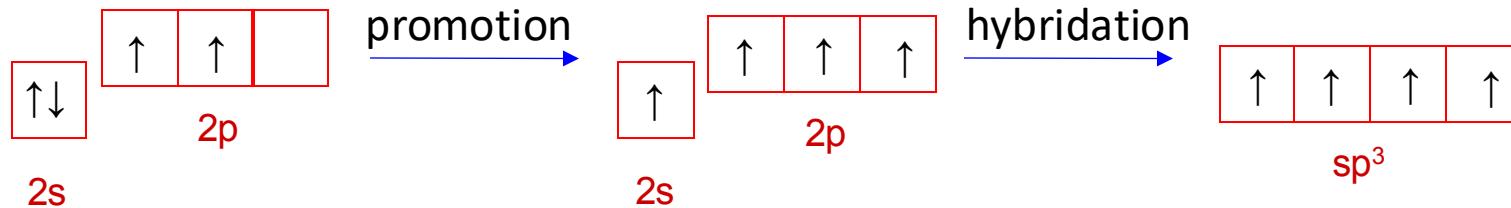
L'hybridation des orbitales atomiques

- Orbital hybride résulte d'une combinaison quelconque d'orbitales s, p ou d
- Plutôt que d'être bivalent dans une liaison en cédant ses 2e- de l'orbitale 2p, le carbone lors de l'interaction avec ses voisins voit les orbitales 2s et 2p se combiner selon **plusieurs possibilités**

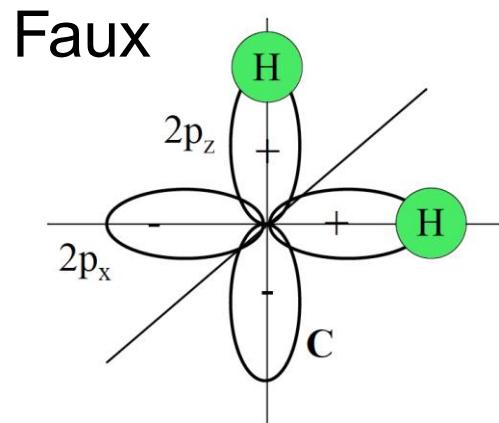


- L'énergie nécessaire à la promotion provient de l'énergie de liaison ($4 \times C-H$)
- Dans le cas du carbone, l'énergie relâchée par la formation de 4 liaisons est plus grande que pour 2 liaisons → les composés du C à 4 liaisons sont généralement plus stables que ceux à 2

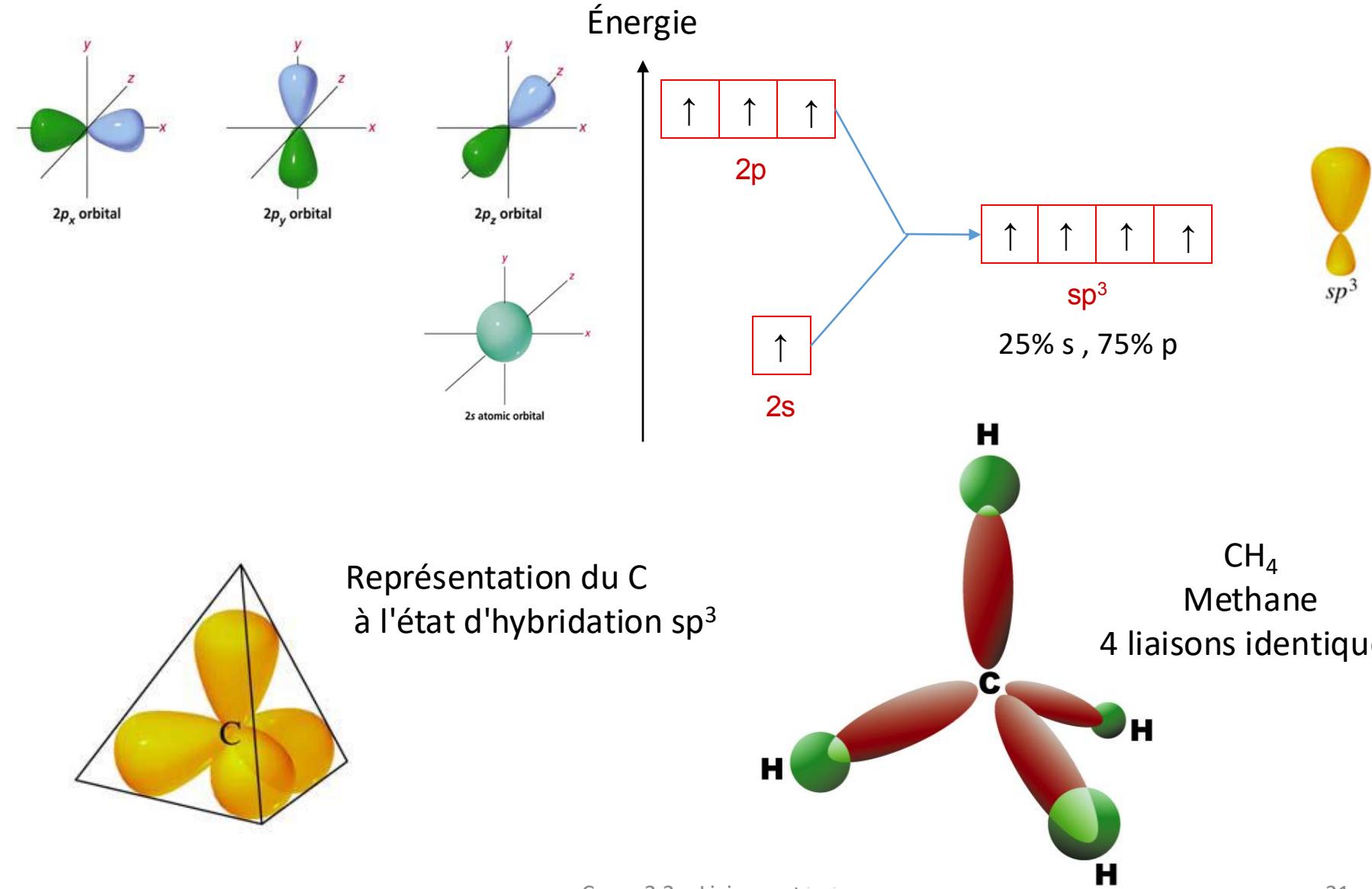
L'hybridation des orbitales atomiques



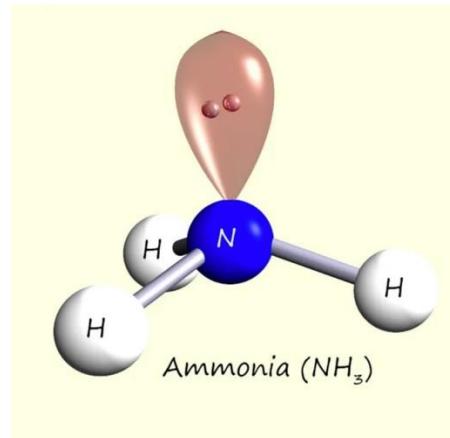
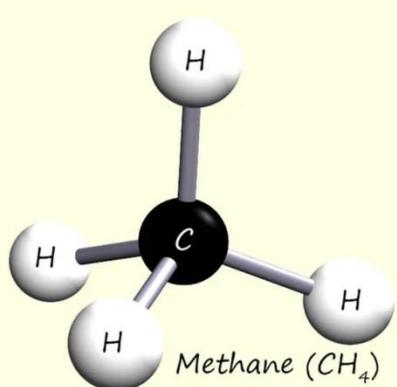
CH₂ n'existe pas!!!



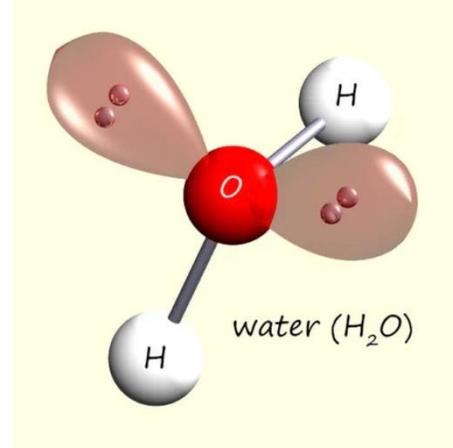
Hybridation sp^3



L'hybridation sp^3 ne se limite pas au carbone



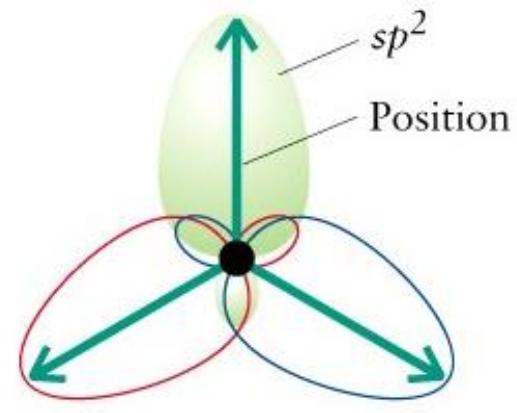
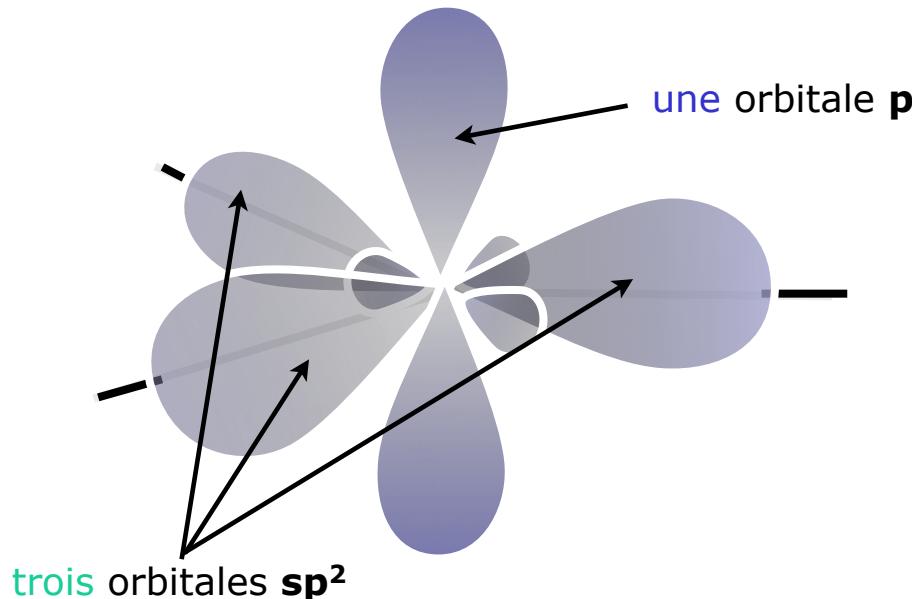
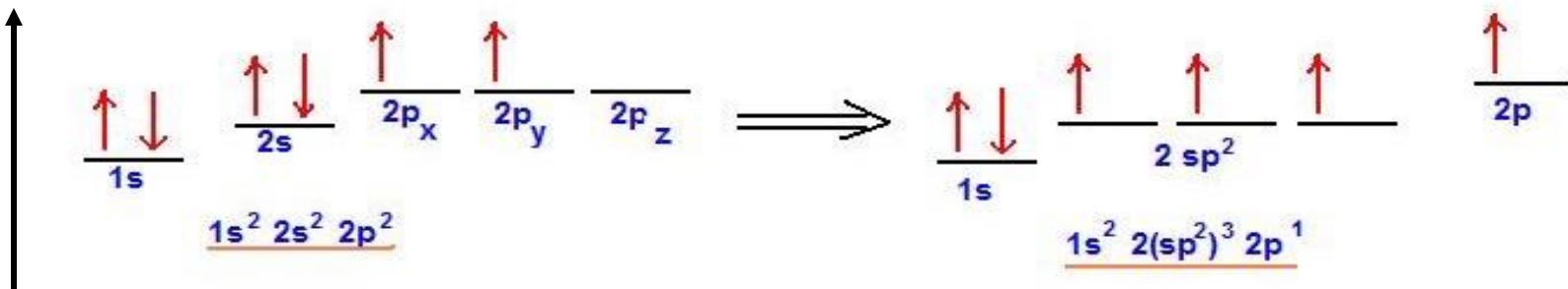
1 doublet non partagé



2 doublets non partagés

Hybridation sp^2 du carbone

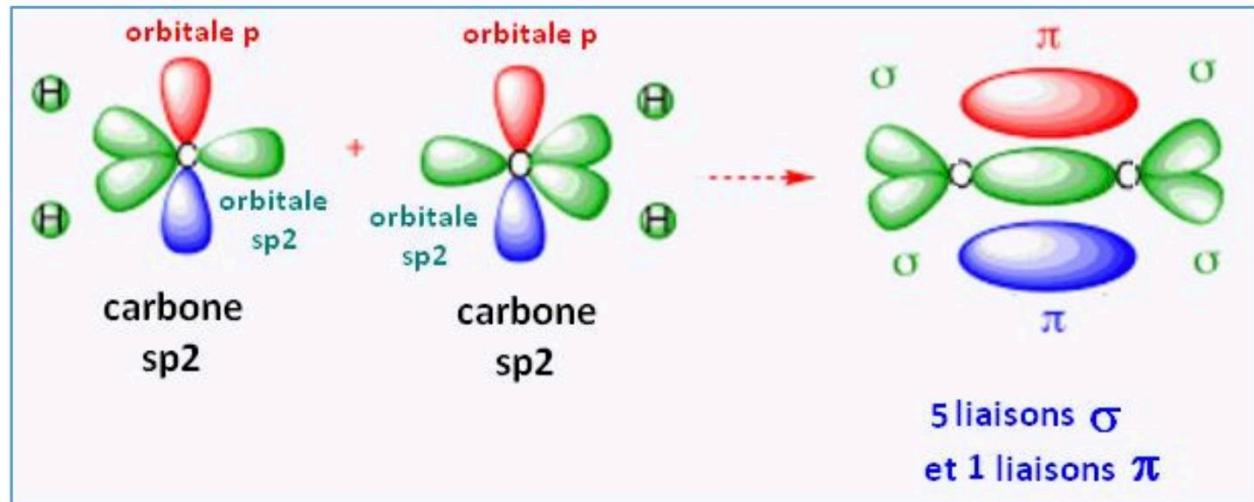
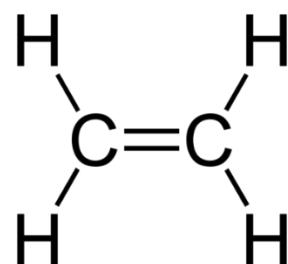
Énergie



La double liaison: l'éthylène

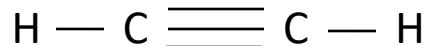
Liaison σ : Recouvrement axial des orbitales atomiques hybrides et/ou pures

Liaison π : Recouvrement latéral des orbitales p non hybrides

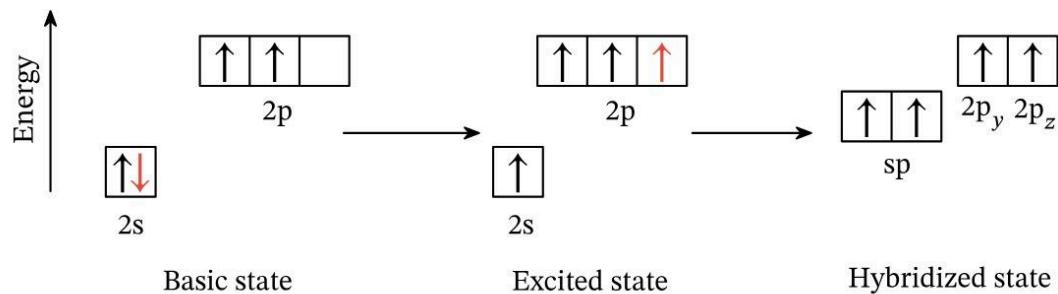


- Chaque atome de carbone forme 4 liaisons : 3 σ (avec orbitales sp^2)
1 π (avec orbitale p)
- Les 4 liaisons C-H et la liaison C-C sont dans le même plan (géométrie plane)
- La liaison π supprime la rotation autour de la liaison σ centrale (molécule rigide)

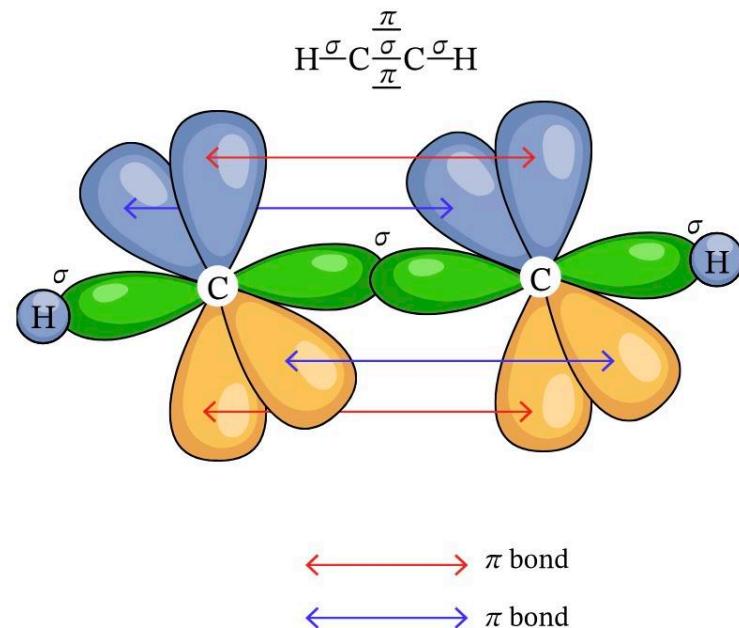
L'hybridation sp du carbone: la triple liaison



Acétylène (ethyne)

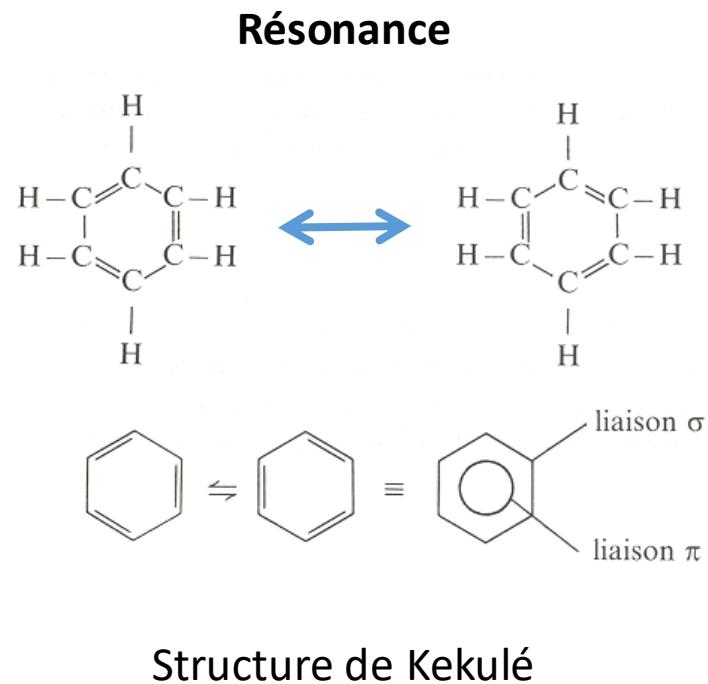
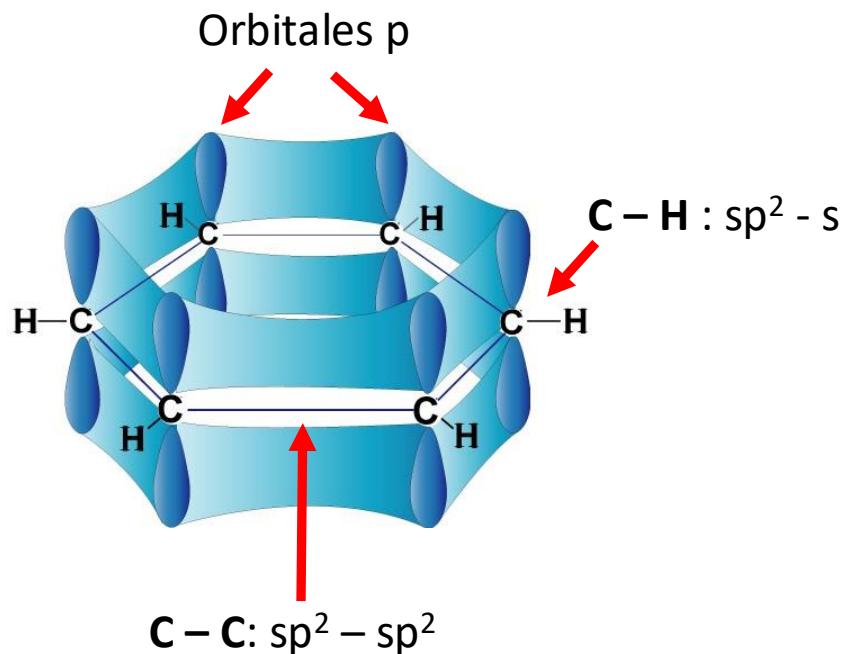


- 2 orbitales sp par atome de carbone
 - 1 liaison (σ) C-H
 - 1 liaison (σ) C-C
- 2 orbitales p non hybridées
 - 2 liaisons π
- Molécule linéaire: Les 2 liaisons π suppriment la rotation (molécule rigide) et 4 atomes sur une même ligne



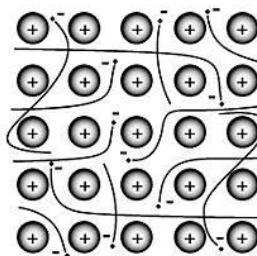
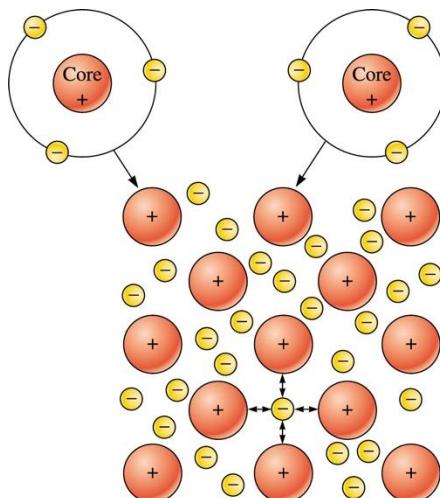
Liaisons délocalisés: le benzène

- Les orbitales 2p sont en dehors du plan constitué par les atomes et peuvent interagir librement
- Conduit à la **délocalisation** des électrons : chaque électron n'est pas rattaché spécifiquement à un atome ou une liaison, mais est délocalisé sur tout l'anneau, renforçant chacune des liaisons de manière équivalente :



Liaison métallique

- La plupart des éléments à l'état natif sont des **métaux**
- Dans ce cas, les ions positifs sont noyés dans un bain d' e^- délocalisés.
- Ceux-ci assurent la bonne conductivité électrique de ce type de matériau



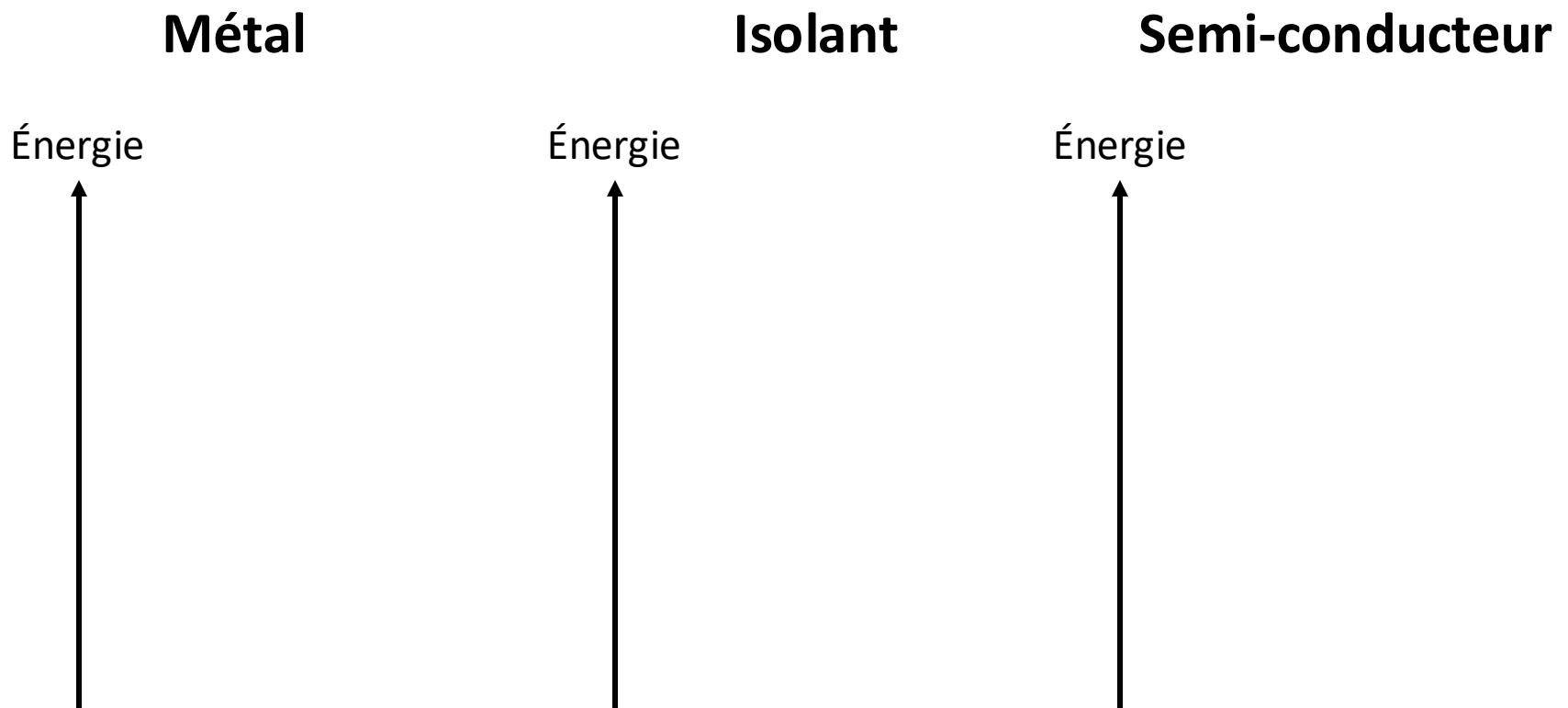
Partage d'électrons de valence entre tous les atomes dans un métal

La structure de bande

Dans un solide, l'ensemble des orbitales des e- se combinent pour donner des niveaux d'énergie quasi-continus, formant des **bandes d'énergie**

La structure de bande

Dans un solide, l'ensemble des orbitales des e- se combinent pour donner des niveaux d'énergie quasi-continus, formant des **bandes d'énergie**



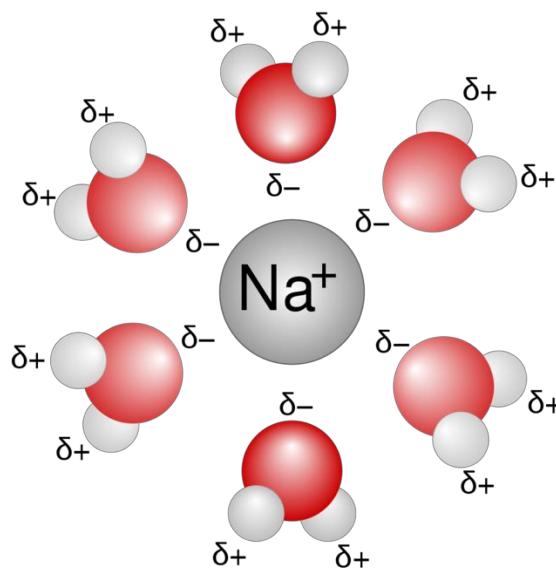
Les forces intermoléculaires

Les forces intermoléculaires sont plus faibles que les liaisons intramoléculaires mais elles déterminent les propriétés physiques macroscopiques des liquides et des solides

Type	Present in	Molecular perspective	Strength
Dispersion (London)	All molecules and atoms		
Dipôle – dipôle	Polar molecules		
Liaison hydrogène	Molecules containing H bonded to F, O, or N		
Ion – dipôle	Mixtures of ionic compounds and polar compounds		

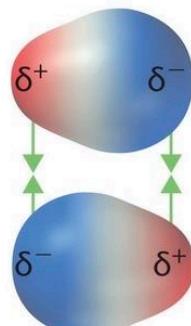
Les forces ion - dipôle

- Résultent de l'interaction Coulombique entre une charge et un dipôle
- Les interactions ion - dipôle déterminent la solubilité des sels dans l'eau
- Elles sont fortes pour les petits ions très chargés
 - Les composés des petits cations très chargés sont donc souvent hydratés

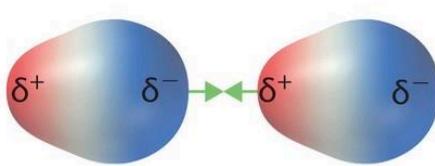


Les forces dipôle – dipôle

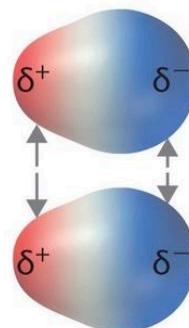
- Forces intervenant dans les molécules polaires (molécules avec dipôle permanent)
-
- Appelées parfois forces de Keesom
- Résultant des interactions entre les charges partielles permanentes de leurs dipôles électriques ($\sim 2 \text{ kJ/mol}$)



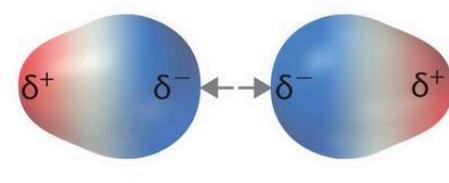
(a) Attraction



(b) Attraction



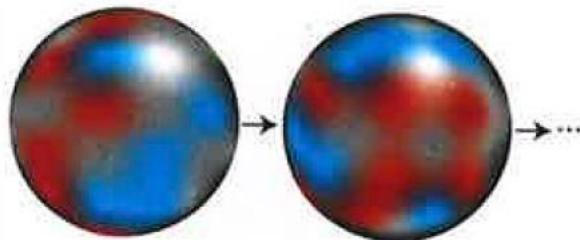
(c) Repulsion



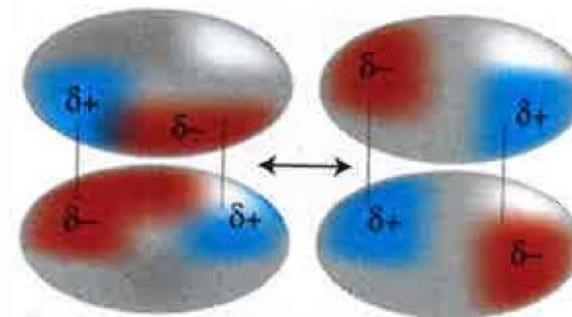
(d) Repulsion

Les forces de London

- Proviens de l'attraction entre des **dipôles instantanés** sur des molécules voisines et agit entre tous les types de molécules
- Aussi appelée «force dipôle instantané – dipôle instantané»
- Force augmente avec le nombre d'électrons de la molécule et elle s'ajoute à toute interaction dipôle – dipôle



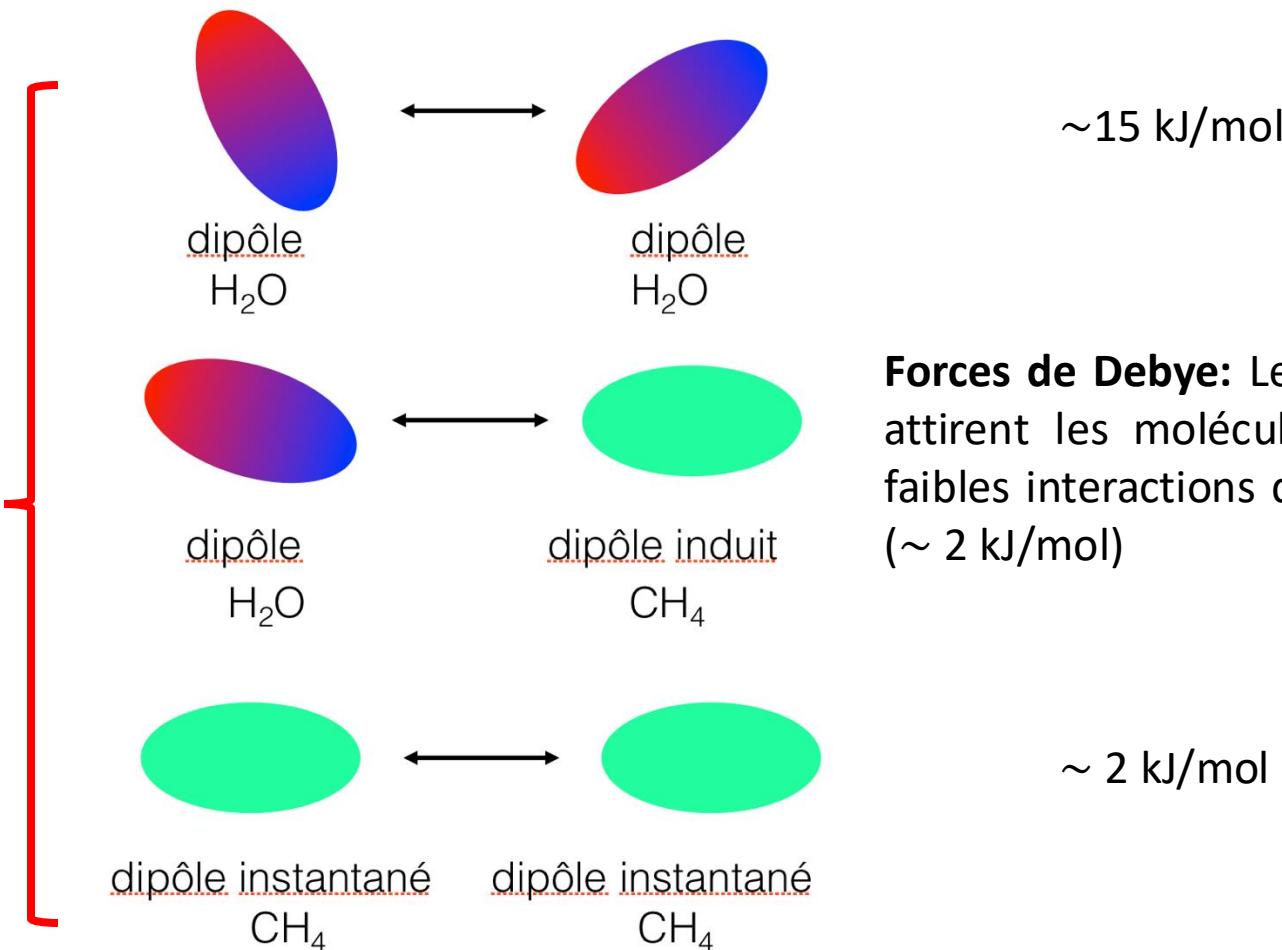
- Le nuage électronique ressemble à un brouillard en mouvement constant
- Régions de densité électronique augmentée ou diminuée



- Les fluctuations rapides de la répartition des e- provoquent des dipôles instantanés
- Chaque nouvelle distribution induit une distribution dans la molécule voisine qui provoque l'attraction mutuelle

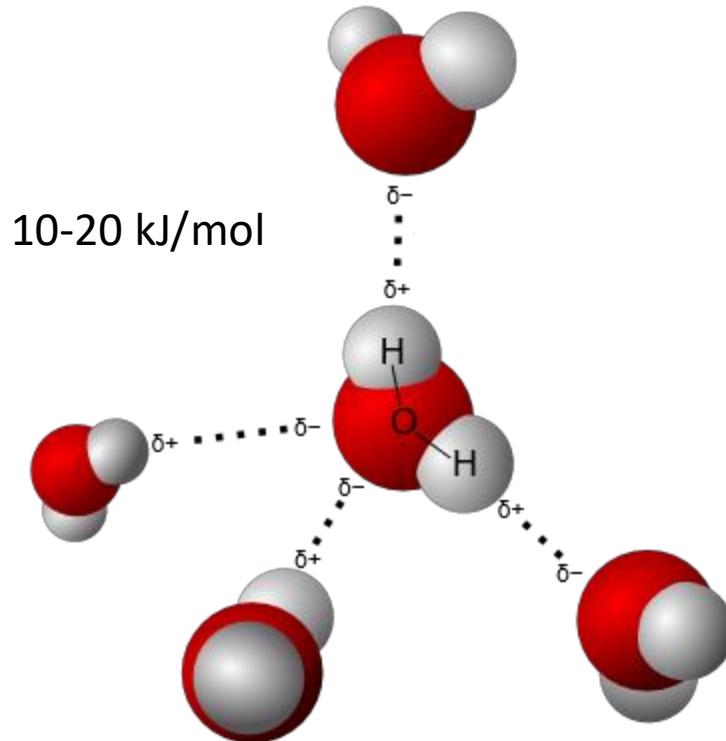
Comparaison des forces intermoléculaires avec C-C (344 kJ/mol)

Forces de Van der Waals

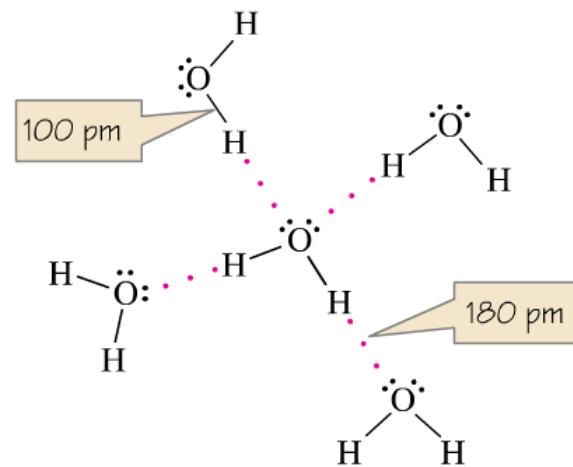


La liaison hydrogène

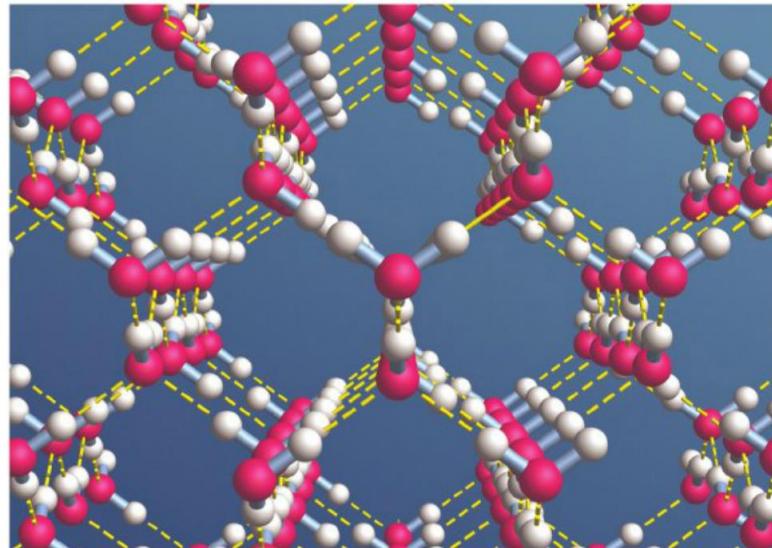
- Une liaison hydrogène est formée par un atome d'hydrogène lié de façon covalente et proche d'un atome très électronégatif possédant un doublet non liant
- Les atomes F, O et N sont suffisamment électronégatifs pour qu'une telle liaison se forme



Chaque molécule d'eau peut faire jusqu'à 4 ponts hydrogène



Les propriétés spéciales de l'eau



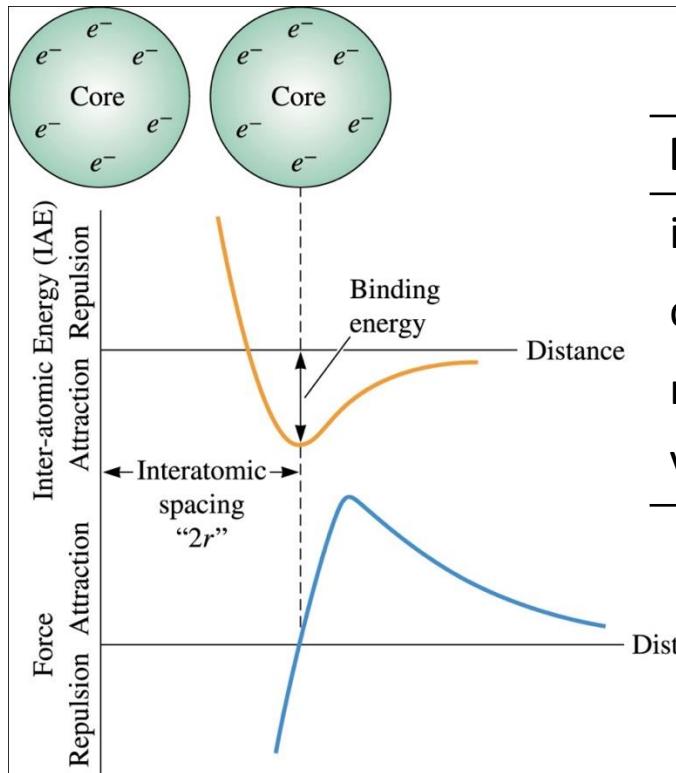
1. Point d'ébullition élevé
2. Densité plus élevée dans la phase liquide que dans la phase solide. La structure de la glace est rigide et ouverte. Si la glace fond, des molécules d'eau liquide peuvent pénétrer dans la structure et la densifier.
3. Si on augmente la pression, on favorise la rupture des ponts hydrogène, et on liquéfie localement la glace (possibilité de patiner)

L'énergie de liaison

Correspond à l'énergie interatomique minimale

ou

lorsque la force zéro agit pour repousser ou attirer les atomes ou les ions



liaison	énergie de liaison (Kcal/mol)	kJ/mol
ionique	150 - 370	600-1600
covalente	125 – 300	100-1200
métallique	25 – 200	100-800
Van der Waals	< 10	< 40

Résumé

- Les atomes interagissent via les électrons des couches périphériques (électrons de valence)
- Liaison ionique: des électrons sont transférés d'un atome à l'autre
- Liaison covalente: des électrons sont partagés entre atomes
- Dans certain cas, les orbitales peuvent se combiner entre elles pour faire des orbitales hybrides impliquées dans la liaison covalente
- Liaison métallique: un bain d'électrons
- Liaisons intermoléculaires (pont hydrogène, van der Waals) sont plus faibles que les liaisons chimiques et lient des molécules entre elles