

Les différents types de liaisons chimiques

→ classés en **liaisons fortes** et **liaisons faibles**:

en fonction de l'énergie de liaison qui permet de mesurer « la force » de la liaison
(énergie de liaison = - énergie de dissociation)

Liaisons fortes

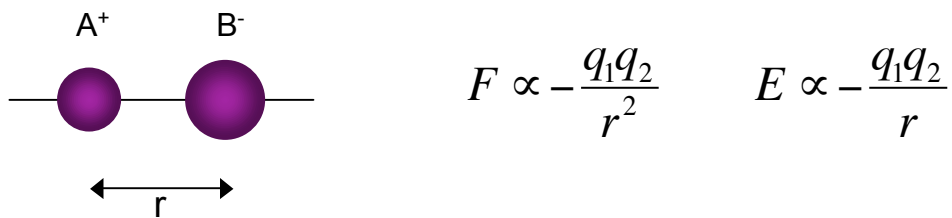
- énergie de dissociation pour briser des liaisons fortes: de 200 à 500 kJ.mol⁻¹
- 3 types limites de liaisons fortes:
 - liaison covalente: se forme entre atomes d'électronégativités voisines
 - liaison ionique: se forme entre atomes d'électronégativités très différentes
 - liaison métallique: - se forme entre atomes d'électronégativités voisines
- assurée par un nombre d'électron inférieur à une paire
- beaucoup plus faible que les 2 autres

Ce sont des types de liaison limites: de nombreuses liaisons sont des cas intermédiaires entre ces 3 types limites

Liaison ionique

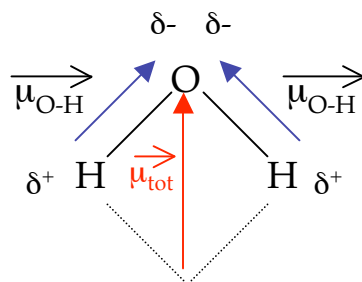
- se forme entre ions de signes contraires (ex: Na^+ et Cl^-)
- interaction électrostatique
- n'est pas dirigée dans l'espace, pas de direction préférentielle
- se forme entre atomes qui donnent facilement des ions positifs (énergie d'ionisation faible) et des ions négatifs (grande affinité électronique)

Modèle électrostatique de la liaison ionique:

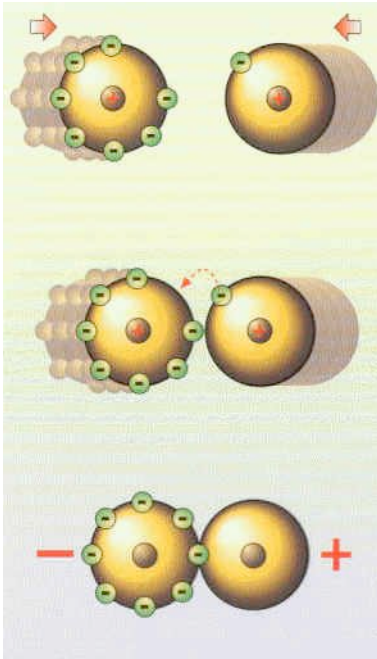


Liaison iono-covalente

- intermédiaire entre liaison covalente et liaison ionique
 - se produit lorsque liaison entre un atome électronégatif et un atome d'électronégativité inférieure.
- - lorsque liaison entre 2 atomes différents: presque toujours partiellement ionique
- apparition de charges partielles et de moments dipolaires.

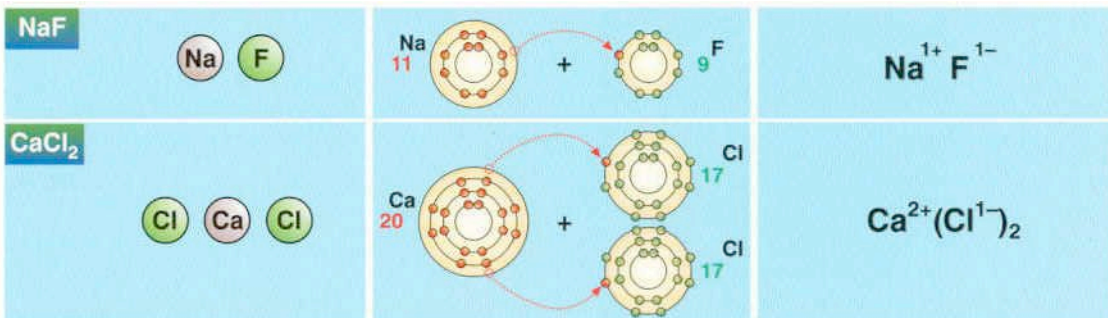


Liaison ionique

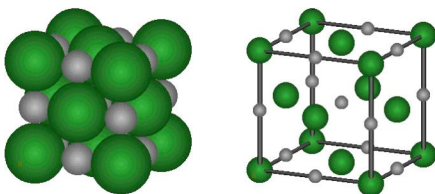


Lorsque la différence d'électronégativité entre les deux atomes est suffisamment grande, le premier atome est en mesure de capter des électrons de valence de l'autre atome. Ainsi, on obtient un ion positif et un ion négatif. Etant donné que des charges opposées s'attirent, les deux ions sont liés l'un à l'autre.

L'atome qui cède des électrons de valence ne possède qu'un petit nombre d'électrons sur sa couche la plus externe et souvent huit électrons sur l'avant-dernière couche. Lorsqu'il cède ses électrons de valence, il atteint donc la configuration de gaz rare.



NaCl : chlorure de sodium

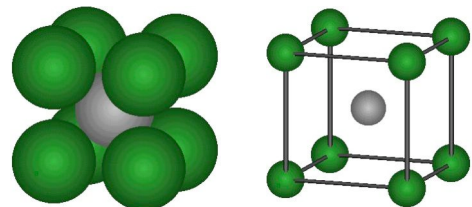


$$r_{\text{Na}^+} = 99 \text{ pm}$$

$$r_{\text{Cl}^-} = 181 \text{ pm}$$

La coordinence du sodium est de 6 et celle de l'ion chlorure est de 6.

CsCl : chlorure de césium



$$r_{\text{Cs}^+} = 94 \text{ pm}$$

$$r_{\text{Cl}^-} = 181 \text{ pm}$$

La coordinence du césium est de 8 et celle de l'ion chlorure est de 8

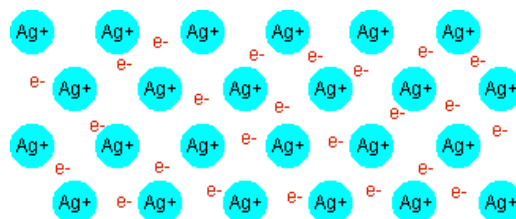
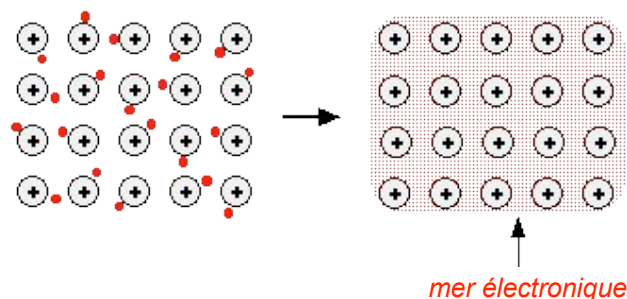
Liaison métallique

- s'établit entre atomes d'électronégativités faibles et possédant peu d'électrons sur leur couche externe (1, 2 ou 3 électrons)
- mise en commun d'électrons non pas sur 2 atomes mais sur un nombre illimité d'atomes:
 - phénomène de délocalisation des électrons dans tout l'échantillon
- non dirigée dans l'espace

Modèle de la liaison métallique:

- les atomes métalliques perdent, dans l'établissement de la liaison, l'influence sur leurs électrons externes: ils deviennent donc des ions positifs dont les positions, si le métal est solide, sont fixes les unes par rapport aux autres.
- les électrons externes sont délocalisés et se comportent comme s'ils étaient libres, tout en restant dans l'échantillon.

Un métal peut être décrit comme un assemblage d'ions positifs baignant dans un nuage (ou mer) électronique faible et dont les électrons sont facilement mobiles, d'où la grande conductibilité électrique des métaux.



Les métaux sont connus pour leur conductibilité thermique qui est très importante. Si le métal est chauffé en un point, la délocalisation des électrons permet un transfert de l'énergie thermique par leur agitation. D'où une propagation de la chaleur dans tout le métal provoquant ainsi une élévation de la température du solide dans sa totalité.

Les métaux sont aussi de bons conducteurs électriques. Sous l'effet d'un champ électrique, même faible, on assiste au passage d'un courant. Ceci est lié à la facilité qu'ont les électrons à se déplacer dans le solide.

Electronégativités dans l'échelle de Pauling

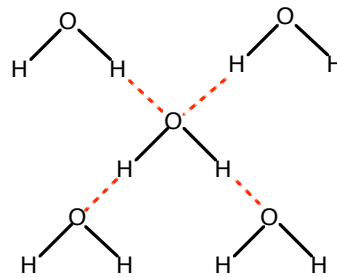
H 2,1												
Li 1,0	Be 1,5						B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	
Na 0,9	Mg 1,2						Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	
K 0,8	Ca 1,0	Cr 1,6	Fe, Co 1,8	Ni 1,8	Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	
Rb 0,8	Sr 1,0	Mo 1,8		Pd 2,2	Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	
Cs 0,7	Ba 0,9	W 1,7		Pt 2,2	Au 2,4	Hg 2	Tl 2	Pb 1,9	Bi 2	Po 2	At 2,2	
Fr 0,7	Ra 0,9											

Liaisons faibles

- ont des énergies de dissociation inférieure à 50 kJ.mol^{-1}
- sont dues à des forces de cohésion qui s'exercent entre des atomes incapables de former des liaisons de valence ou entre des molécules où les possibilités de liaisons fortes sont déjà saturées.

Liaison hydrogène

- se produit lorsqu'un atome électronégatif (avec un ou plusieurs doublets libres) se trouve à proximité d'un atome d'hydrogène lié de façon covalente à un autre atome électronégatif.
- dirigée dans l'espace.
- liaisons H intramoléculaires et intermoléculaires.



Liaisons de van der Waals

- en général très faibles
- proviennent de l'attraction entre dipôles électriques permanents (pour les molécules polaires) ou induits dans les atomes ou molécules
- non dirigées dans l'espace
- énergie proportionnelle à $-\frac{cste}{r^6}$

3 types de liaisons de van der Waals:

- attraction entre les dipôles permanents dans les molécules polaires.
- attraction entre les dipôles permanents (molécules polaires) et les dipôles induits dans des molécules non polaires (induits par les dipôles permanents des molécules polaires).
- attraction entre molécules non polaires, due à la polarisabilité des molécules ou des atomes: interaction la plus fondamentale des 3 puisqu'elle existe toujours.

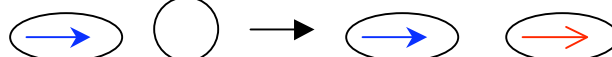
(même si les molécules ou les atomes ne sont pas polaires, les dipôles induits existent toujours à cause de la polarisabilité des atomes ou des molécules, c'est-à-dire la capacité de déformation du nuage électronique d'un atome ou d'une molécule sous l'influence électrique d'un autre atome ou molécule. Si les atomes ou molécules sont suffisamment proches, ils vont influencer mutuellement leur distribution de charge, les déformer et créer de petits dipôles qui vont s'attirer faiblement.

→ la liaison entre atomes ou molécules non polaires sera d'autant plus forte que les atomes ou les molécules seront polarisables.

interaction charge - dipôle induit:



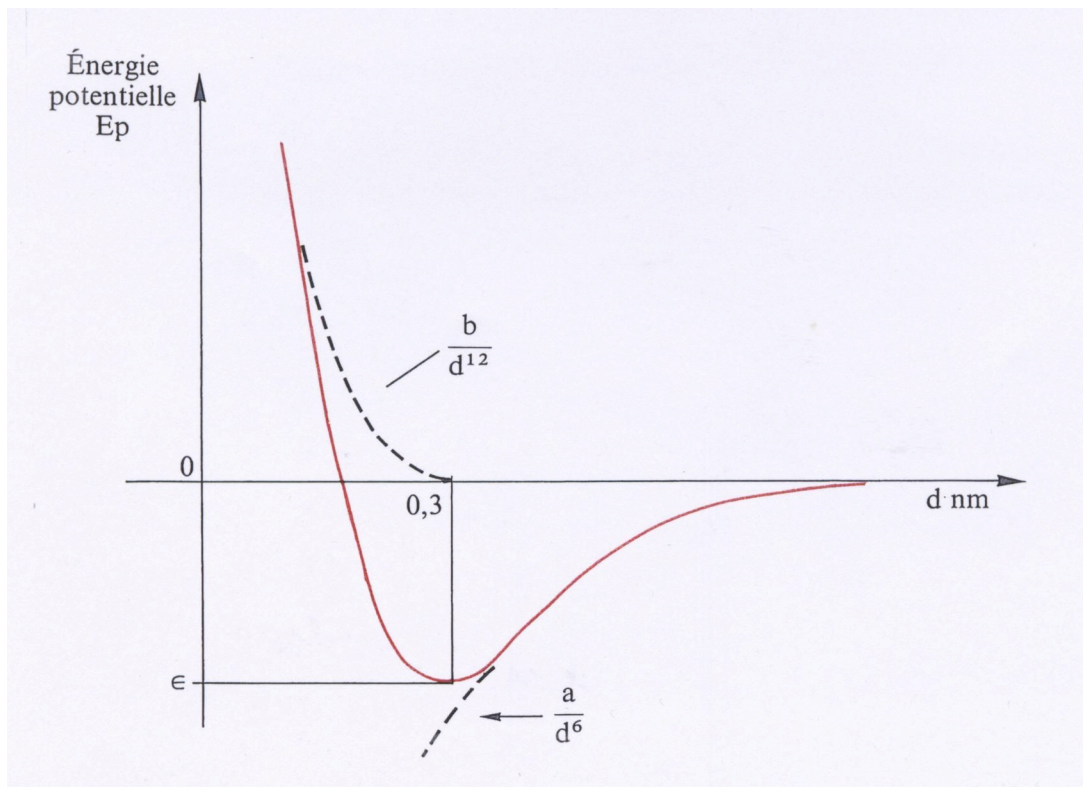
interaction dipôle - dipôle induit:



- toutes les interactions vues précédemment ont tendance à rapprocher les atomes.
- si leur distance de séparation devient trop faible, la répulsion entre les électrons des couches pleines l'emporte sur l'attraction.
- l'énergie de répulsion: $\propto \frac{cste}{r^{12}}$

On englobe en général l'ensemble de ces interactions (attraction et répulsion) dans le terme
 « **interactions de van der Waals** »

L'énergie totale des interactions: $\propto -\frac{a}{r^6} + \frac{b}{r^{12}}$



Courbe d'énergie potentielle pour 2 atomes d'hélium en fonction de leur distance de séparation.

Énergie potentielle: résultante de toutes les énergies d'interaction