

1 Liaisons inter-atomiques

1.1 Principes généraux des liaisons inter-atomiques

Chaque atome va tendre à compléter sa couche électronique la plus externe, tout en conservant une charge globale neutre. Pour cela, les différents atomes vont :

- soit donner ou recevoir des électrons ;
- soit les mettre en commun.

1.1.1 Charges

Étant donné que seuls les électrons sont mobiles, le nombre de charges échangeables dépend du nombre d'électrons que l'atome peut recevoir, donner ou échanger. Or, ce nombre dépend uniquement de la famille périodique auquel appartient l'atome.

1.1.2 Stabilité de la dernière couche

Chaque atome tendra à avoir sa dernière couche stable, c-à-d qu'elle soit complète. Pour qu'elle soit considérée comme complète, à partir de la deuxième couche, le nombre d'électrons doit correspondre à $2s^2$ ou $2(s-1)^2$, où s est le numéro de couche. Pour les lignes 2 et 3 du tableau périodique, cela correspond à 8 électrons (règle de l'octet, possibilité de 18 électrons sur la couche 3).

1.1.3 Électronégativité

L'électronégativité d'un atome est sa capacité à attirer des électrons. La différence d'électronégativité ($\Delta\epsilon$) définira le type de liaisons qui associera deux atomes ou groupes d'atomes.

- si $\Delta\epsilon > 1,7$, alors la liaison sera **ionique** ;
- si $0,4 < \Delta\epsilon \leq 1,7$, alors la liaison sera une **covalente polarisée** ;
- si $\Delta\epsilon \leq 0,4$, alors la liaison sera une **covalente apolaire** ;
- si $\Delta\epsilon = 0$, alors la liaison sera une **covalente parfaite**.

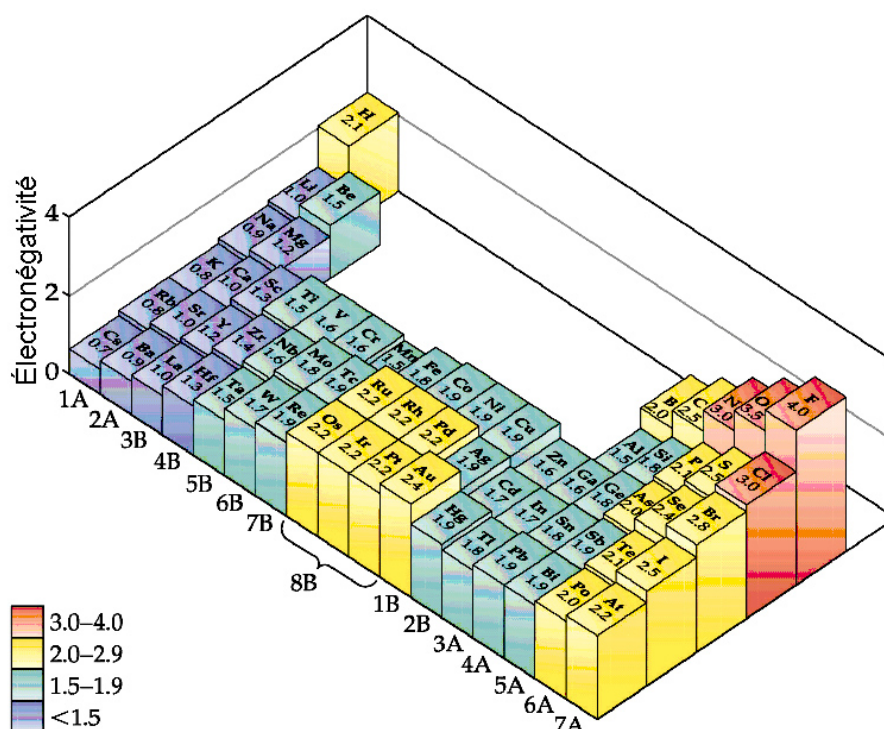


FIGURE 1 – L'électronégativité dans le tableau périodique.

1.2 Liaisons ioniques

Les liaisons ioniques se produisent lorsqu'un élément perd un ou plusieurs électrons au profit d'un autre élément. Les deux éléments ont alors leur couche électronique externe complète. L'exemple typique de ce type de liaison est le chlorure de sodium ($NaCl$). Dans le cas des liaisons ioniques, un atome donne un ou plusieurs électrons à un atome ou un groupe d'atomes. En donnant le ou les électrons, ces atomes seront liés par la différence de charge induite par ce don.

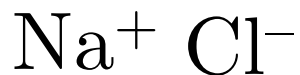


FIGURE 2 – Le chlorure de sodium.

1.3 Liaisons covalentes

Les liaisons covalentes se produisent lorsque les éléments partagent leurs électrons pour compléter leur couche électronique externe. La liaison entre les atomes est alors induite par le partage des orbitales électroniques. Dans la notation de Lewis, une liaison covalente est représentée par un trait entre les deux atomes, symbolisant la paire électronique partagée.

1.3.1 Liaisons covalentes apolaires

On parlera de liaison covalente apolaires (non-polaire) lorsque les électrons se dispersent de façon uniforme autour de chaque élément. L'exemple typique de ce type de liaison est le méthane (CH_4) ou de molécules diatomiques (N_2 , O_2 , Cl_2). Pour les molécules diatomiques, étant donné que $\Delta\epsilon$ vaudra 0, on utilisera le terme de « liaison parfaite ».

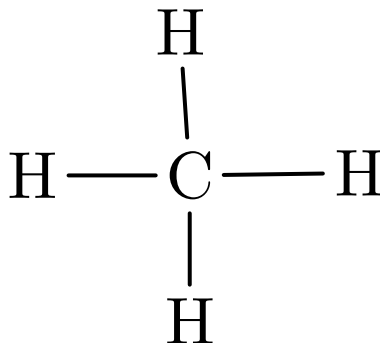


FIGURE 3 – Le méthane.

1.3.2 Liaisons covalentes polarisées

On parlera de liaison covalente polarisée lorsque les électrons se dispersent de façon préférentielle autour de certains éléments. L'exemple typique de ce type de liaison est l'eau (H_2O).

1.3.3 Liaisons covalentes doubles et triples

Les liaisons covalentes peuvent être :

- **simples**, s'il y a une mise en commun de **2 électrons** ;
- **doubles**, s'il y a une mise en commun de **4 électrons** ;
- **triples**, s'il y a une mise en commun de **6 électrons**.

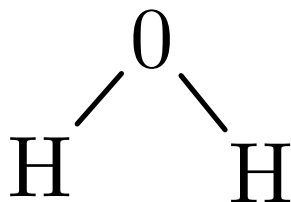
FIGURE 4 – L'eau (H_2O).

FIGURE 5 – Le dioxyde de carbone.

Un exemple de liaison double peut être donné par les oxydes de carbone (dioxyde CO_2 et monoxyde CO).

Un exemple de liaison triple peut être donné par l'acétylène C_2H_2 (un gaz utilisé pour la soudure des métaux) ou le thiocyanate (CN^-).

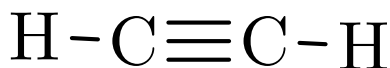


FIGURE 6 – L'acétylène ou éthyne.

1.4 Liaisons métalliques

Dans les liaisons métalliques, les électrons de la couche la plus externe circule librement entre des milliers voire des millions de noyaux. On dit que les noyaux baignent dans « une mer d'électrons ». Les électrons circulant sont dit « libres ». Les métaux purs ne se trouvent pas généralement dans la nature, mais sous forme d'oxyde (généralement en liaisons covalentes). C'est la liaison métallique qui donnera les propriétés particulières des métaux :

- la conduction électrique (grâce aux électrons « libres ») ;
- la conduction thermique (grâce à la proximité des atomes qui permet la transmission de l'agitation thermique) ;
- la malléabilité ;
- l'éclat métallique (dû à la polarisation de la lumière (photons) à la surface).

2 Liaisons inter-moléculaires

2.1 Cristal

Les molécules peuvent s'agencer de façon ordonnée, en créant des motifs tri-dimensionnels qui se répéteront. On appelle ce type de structure des cristaux. La cristallographie est la science qui étudie la forme des cristaux.

Le fait que ces molécules se disposent suivant une position précise leur donnera des propriétés particulières, tels que le fait de diffracter les ondes électro-magnétique (lumière, rayons X, ...) et d'avoir des plans de clivage (des plans orientés où la fracture se fera préférentiellement).

On distinguera :

- les cristaux ioniques : les différents composés sont liés par des liaisons ioniques (Exemple : $NaCl$)
- les cristaux covalents : les différents composés sont liés par des liaisons covalentes (Exemple : SiO_2 , C (diamant))
- les cristaux métalliques : les différents composés sont liés par des liaisons métalliques (Exemple : Au , Cu , Fe)
- les cristaux moléculaires : les différents molécules sont liées par des forces de Van der Waals (Exemple : la glace)

Dans les cristaux de type ioniques, les liaisons entre ions se font par les forces électriques attirant les charges opposées. De ce fait, il n'y a plus de réelle différence entre les forces des liaisons inter-atomiques et les forces des liaisons intermoléculaires.

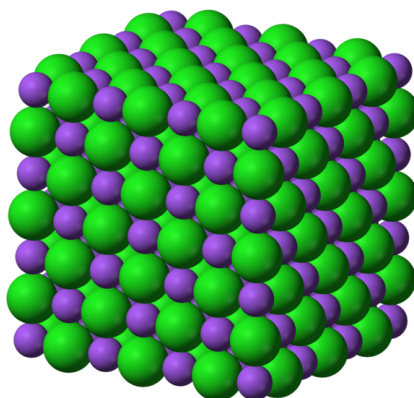


FIGURE 7 – Un exemple de cristal ionique : le cristal de chlorure de sodium -le chlore en vert, le sodium en violet.

Dans les cristaux moléculaires, les liaisons inter-moléculaires se font par les forces de Van der Waals.

2.2 Structures amorphes

A l'inverse, des structures cristallines, les structures amorphes sont des agencements de molécules désordonnées. Les molécules se disposent dans une position aléatoire. De ce fait, les caractéristiques liées au cristaux ne sont plus présentes (plan de clivage, diffraction). Les plastiques, les gels, le verre sont des exemples de structures amorphes.

2.3 Forces de Van der Waals

Les forces de Van der Waals sont des forces électrostatiques agissant à faible distance dues aux différentiels de charge en les atomes. Elles sont dix fois à vingt fois plus faibles que les liaisons covalentes.

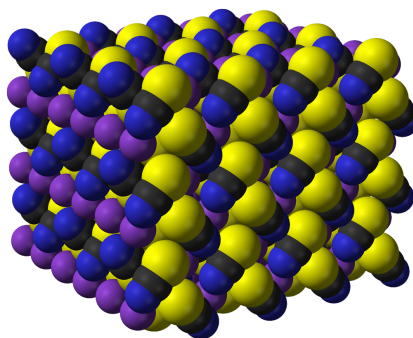


FIGURE 8 – Un exemple de cristal covalent : le cristal de thiocyanate de potassium -le soufre en jaune, le carbone en noir et l'azote en bleu-.

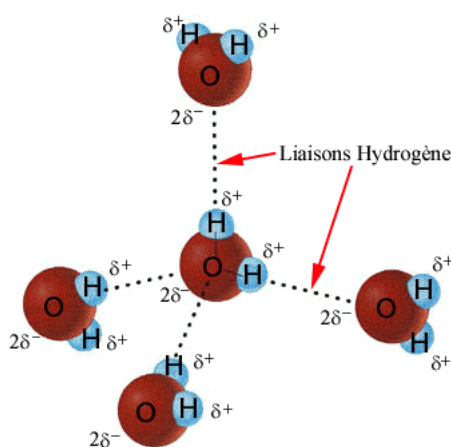


FIGURE 9 – Un exemple de cristal moléculaire : agencement des molécules d'eau par pont hydrogène.

2.4 Pont hydrogène

Les ponts hydrogène sont un type particulier de forces de Van der Waals considéré comme les plus fortes. Il s'agit de liens électrostatiques entre les hydrogènes (chargés positivement) et d'autres atomes chargés négativement (généralement l'oxygène).

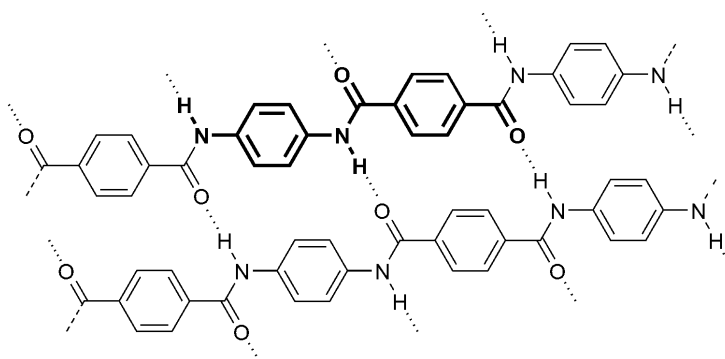


FIGURE 10 – Ponts hydrogène entre les molécules polymériques du Kevlar.

Table des matières

1	Liaisons inter-atomiques	1
1.1	Principes généraux des liaisons inter-atomiques	1
1.1.1	Charges	1
1.1.2	Stabilité de la dernière couche	1
1.1.3	Électronégativité	1
1.2	Liaisons ioniques	2
1.3	Liaisons covalentes	2
1.3.1	Liaisons covalentes apolaires	2
1.3.2	Liaisons covalentes polarisées	2
1.3.3	Liaisons covalentes doubles et triples	2
1.4	Liaisons métalliques	3
2	Liaisons inter-moléculaires	4
2.1	Cristal	4
2.2	Structures amorphes	4
2.3	Forces de Van der Waals	4
2.4	Pont hydrogène	5