

1 Qu'est-ce qu'une molécule polaire ?

1.1 Polarité d'une liaison

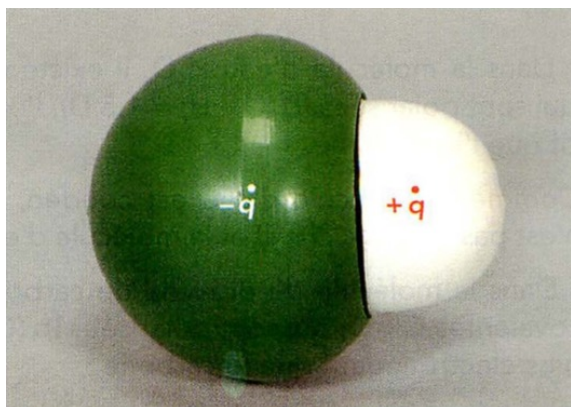
Rappel : formule de Lewis du chlorure d'hydrogène :

1)

Dans la molécule de chlorure d'hydrogène HCl , le doublet d'électrons qui lie les deux atomes n'est pas partagé entre les deux atomes.

Il est plus de l'atome de chlore, plus avide d'électrons que l'atome d'hydrogène.

Ce partage dissymétrique du doublet d'électrons provoque l'apparition d'une charge $+q$ sur l'atome d'hydrogène et d'une charge $-q$ sur l'atome de chlore.



La molécule de chlorure d'hydrogène constitue un : la liaison $H-Cl$ est

La molécule de chlorure d'hydrogène est une molécule

Un dipôle électrique est l'ensemble constitué de deux charges ponctuelles opposées $-q$ et $+q$ séparées par une distance d .

1.2 Moment dipolaire

Un dipôle électrique est caractérisé par son , colinéaire à la liaison, et orienté du pôle $-$ vers le pôle $+$ du dipôle

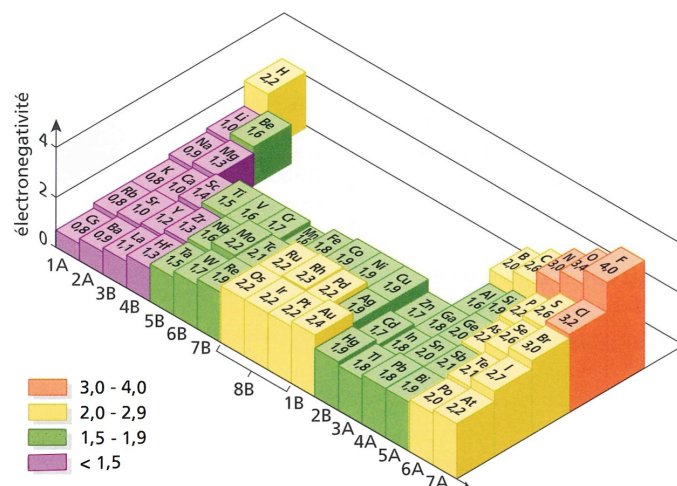
Représentation :

2)

Le moment dipolaire est une grandeur mesurable, qui s'exprime en debye, de symbole D ; par exemple, pour la molécule de chlorure d'hydrogène, $p(H-Cl) = 1,1 D$.

1.3 Électronégativité des atomes

Pour savoir si une liaison $A-B$ est polaire, les chimistes comparent l'électronégativité des atomes A et B .



L'..... est une grandeur relative, qui traduit l'aptitude d'un atome A à attirer vers lui le doublet d'électrons qui l'associe à l'atome B dans une liaison covalente.

Plus l'électronégativité d'un atome est élevée, plus celui-ci à lui les électrons.

L'expérience montre que, hormis les gaz nobles, les éléments les plus électronégatifs se situent en haut et à droite

dans la classification périodique.

Une liaison entre deux atomes A et B est si ces deux atomes ont des électronégativités différentes.

Plus la différence d'électronégativité des atomes A et B est importante, plus la liaison est polarisée et plus le moment dipolaire $p(A - B)$ est élevé. Ainsi, comme le fluor est plus électronégatif que l'iode :

$$p(\text{H} - \text{F}) = 1,8 \text{ D} \quad \text{et} \quad p(\text{H} - \text{I}) = 0,44 \text{ D}$$

1.4 Polarité d'une molécule

Une molécule diatomique constituée de deux atomes identiques est C'est le cas des molécules H_2 , O_2 , N_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 et I_2 .

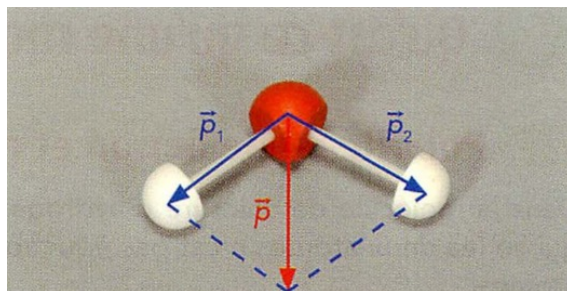
Une molécule diatomique constituée de deux atomes différents est généralement C'est le cas des molécules HF , HCl , HBr , HI , CO et NO .

Pour une molécule polyatomique, le moment dipolaire est la des moments dipolaires associés à chacune des liaisons.

Il est donc essentiel de connaître la de la molécule pour savoir si celle-ci est polaire ou non.

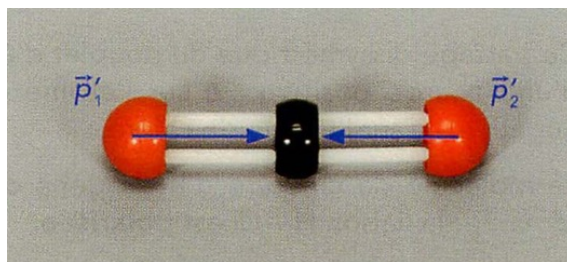
Un cas particulièrement important est celui de la molécule d'eau H_2O . Il existe deux liaisons covalentes O-H qui sont polarisées ($p(\text{O} - \text{H}) = 1,5 \text{ D}$), l'oxygène étant plus que l'hydrogène.

Comme la molécule d'eau est coudée, le moment dipolaire résultant n'est pas nul et la molécule d'eau est ($p(\text{H}_2\text{O}) = 1,8 \text{ D}$).



Dans la molécule de dioxyde de carbone CO_2 , il existe deux liaisons covalentes $\text{C}=\text{O}$, qui sont polarisées ($p(\text{C} = \text{O}) = 2,3 \text{ D}$), l'oxygène étant plus électronégatif que le carbone.

Comme la molécule de dioxyde de carbone est linéaire, le moment dipolaire résultant est nul et la molécule de dioxyde de carbone est



2 Exercices du chapitre 12

12.1 N° 3 p. 167 – Molécules diatomiques

12.2 N° 4 p. 167 – Pronostics

12.3 N° 5 p. 167 – Évolution électronégativité

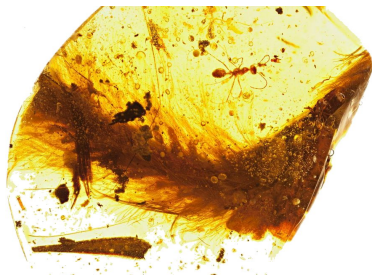
12.4 N° 11 p. 168 – Interaction électrique

12.5 N° 14 p. 168 – Formules des solides ioniques

12.6 N° 26 p. 170 – Chlorure de césium

3 Comment interpréter les expériences d'électrisation par frottement ?

3.1 Historique succinct



Au VI^e siècle avant notre ère, Thalès DE MILLET constate que l'ambre jaune les corps légers (l'ambre jaune est de la résine de conifère fossilisée, que les Grecs appelaient *élektron*).

Au I^{er} siècle de notre ère, PLUTARQUE note que cette attraction n'a lieu que si l'ambre est préalablement Ces observations sont ensuite étendues à d'autres matériaux. Au début du XVIII^e siècle, les termes d'«*électricité*» et d'«*électrisation*» apparaissent.

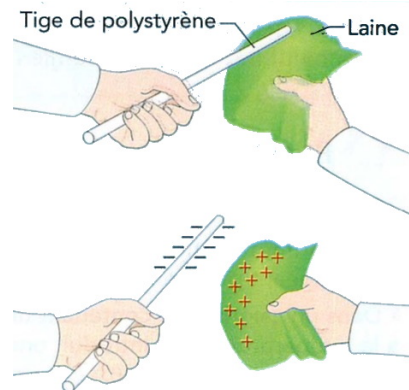
En 1733, le Français Charles DU FAY distingue l'électricité «*résineuse*» (présente sur de l'ambre frotté avec de la laine) et l'électricité «*vitrée*» (présente sur du verre frotté avec de la laine). Il montre que des corps qui portent des électricités de même nature se repoussent, alors qu'ils s'attirent s'ils portent des électricités de nature différente. L'Américain Benjamin FRANKLIN propose d'appeler «*.....*» l'électricité vitrée et «*.....*» l'électricité résineuse.

En 1897, l'Anglais Joseph John THOMSON découvre l'électron.

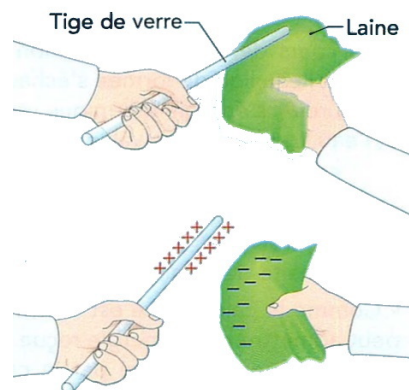
3.2 Expériences d'électrisation

Dans un solide, seuls les peuvent se déplacer : par frottement, des électrons sont transférés d'un corps à un autre.

Quand on frotte une tige en polystyrène avec de la laine, la tige se charge Lors du frottement, des électrons sont arrachés à la laine et transférés à la tige en polystyrène.



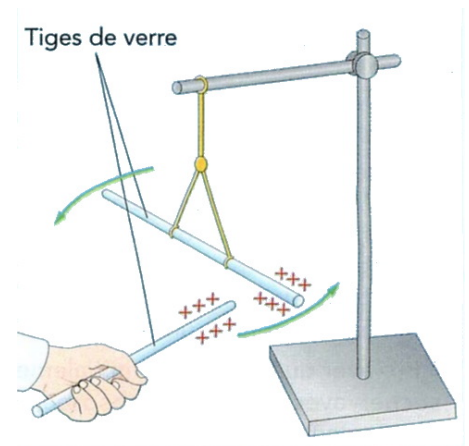
Quand on frotte une tige de verre avec de la laine, la tige se charge Lors du frottement, des électrons sont arrachés à la tige de verre et transférés à la laine.



3.3 L'interaction électrique

Lorsque l'on approche une tige en verre d'une autre tige en verre, toutes deux ayant été frottées avec de la laine, on constate que les tiges se

Il en est de même si on refait l'expérience avec deux tiges de polystyrène.



En revanche, si l'on approche une tige de polystyrène d'une tige en verre, toutes deux ayant été frottées avec de la laine, les deux tiges s'..... .

Des corps portant des charges de même signe se alors que des corps portant des charges de signes s'attirent.

4 Comment expliquer la cohésion dans les solides moléculaires ?

4.1 Les solides moléculaires

À 0 °C, la glace H_2O , le diiode I_2 , le chlorure d'iode HI , l'acide benzoïque $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2$, le saccharose (le sucre) et l'ambre $\text{C}_{40}\text{H}_{64}\text{O}$ sont des solides moléculaires.

Un solide ou cristal moléculaire est constitué de régulièrement disposées dans l'espace.

La cohésion des solides moléculaires est assurée par deux types d'interactions intermoléculaires :

- les interactions de Van der Waals ;
- les liaisons hydrogène.

L'énergie mise en jeu dans ces interactions est très à celle rencontrée dans les cristaux ioniques : la cohésion des solides moléculaires est beaucoup moins forte que celle des cristaux ioniques. C'est la raison pour laquelle les températures de fusion des solides moléculaires sont nettement inférieures à celles des composés ioniques. Ainsi, sous la pression atmosphérique, l'eau fond à 0 °C, le diiode à 113 °C, alors que le chlorure de sodium fond à 801 °C et le fluorure de calcium à 1360 °C.

4.2 Les interactions de Van der Waals

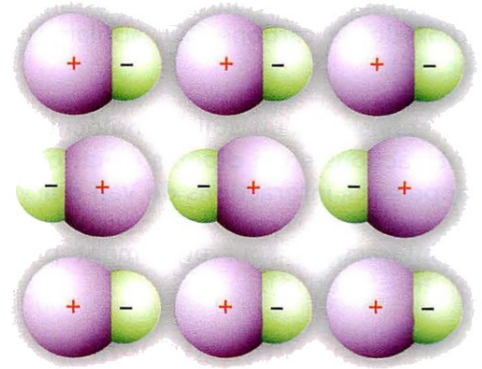
Les interactions de Van der Waals sont des interactions en entre

Il convient de distinguer deux cas suivant la nature des molécules mises en jeu :

Cas des molécules polaires

L'élément chlore étant plus électronégatif que l'élément iode, le chlorure d'iode I-Cl est : $p(\text{I-Cl}) = 1,5 \text{ D}$.

Dans le chlorure d'iode solide, les molécules I-Cl sont orientées de manière à ce que l'atome d'iode (pôle positif) d'une molécule soit toujours de l'atome de chlore (pôle négatif) d'une autre molécule.



Les interactions électrostatiques entre ces dipôles permanents assurent la cohésion du solide I-Cl .

Cas des molécules non polaires

À température ordinaire, le diiode est un solide moléculaire constitué de molécules de diiode I_2 .

Dans la molécule de diiode, les électrons n'ont pas de position définie et sont en permanent autour des noyaux au sein du nuage électronique. Dans cette molécule, les électrons du doublet de liaison se situent aussi souvent près d'un noyau que de l'autre, c'est la raison pour laquelle la molécule de diiode I_2 est apolaire.

En revanche, à un instant donné, ces électrons peuvent être plus proches de l'un des deux noyaux. Un dipôle électrique apparaît alors au sein de la molécule.

Il en est de même pour toutes les molécules du solide. Les dipôles instantanés ainsi créés , ce qui assure la cohésion du cristal de diiode. Ces interactions changent à tout instant, mais leurs effets sont permanents. Les interactions électriques qui découlent de ces polarisations instantanées assurent la cohésion du cristal de diiode.

Ces interactions instantanées permettent également d'expliquer que le dioxyde de carbone CO_2 apolaire soit solide à -78 °C .

La cohésion d'un solide moléculaire peut être assurée par des interactions entre dipôles électriques ou appelées « interactions de Van der Waals ».

Ces interactions sont également présentes dans les liquides.