

But de l'activité : Comprendre ce qu'est l'électronégativité, le caractère polaire (ou non) d'une liaison et la cohésion des solides.

Dans les solides, les composants (ions ou molécules) sont « attachés » les uns aux autres. Quelles sont les interactions responsables de cette cohésion ?

Partie I : Electronégativité

Document 1 : La nature des liaisons chimiques

• Au début du xx^e siècle, Gilbert Newton Lewis publia ses travaux sur la structure électronique des atomes et la manière dont ils se lient pour former des molécules. Linus Pauling, physicien et chimiste américain, très influencé par ces découvertes, s'intéressa alors au lien entre la structure d'une molécule et ses propriétés physiques et chimiques.

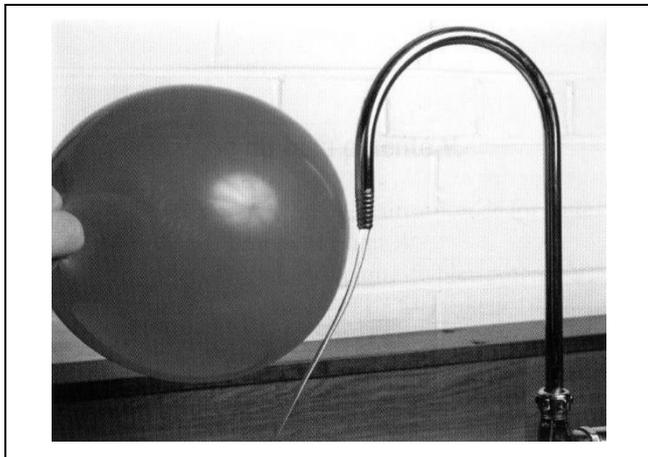
• Ses recherches l'amènèrent à s'interroger sur les propriétés de certaines espèces moléculaires, qualifiées de « polaires » : pourquoi sont-elles attirées ou repoussées par des charges électriques ? Pourquoi sont-elles particulièrement solubles dans certains solvants ? Pourquoi ont-elles des températures de fusion et d'ébullition si élevées ? Pour interpréter ces phénomènes, Pauling introduisit en 1932 la notion d'électronégativité.

L'électronégativité est un paramètre mesurant la capacité d'un atome à attirer à lui les électrons d'une liaison dans laquelle il est engagé : plus un atome est avide d'électrons, plus il est électronégatif. Ce paramètre permet donc de décrire le comportement du doublet d'électrons liant deux atomes.

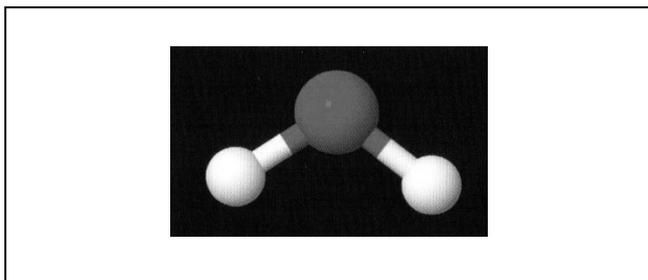
• Pauling reçut le prix Nobel de chimie en 1954 pour ses recherches sur la nature de la liaison chimique. Également impliqué dans des débats de société, il s'opposa aux essais nucléaires, ce qui lui valut d'obtenir un deuxième prix Nobel, le prix Nobel de la paix, en 1962.

D'après « Physique-Chimie 1ereS », Nathan Sirius 2015

Document 2 : Eau déviée par un objet électrisé



Document 3 : Modèle moléculaire de l'eau



I.1. Qu'est-ce que l'électronégativité ?

I.2. Rappeler la structure électronique des atomes d'hydrogène ($Z = 1$) et d'oxygène ($Z = 8$).

I.3. L'atome d'oxygène a-t-il tendance à capter ou à céder des électrons ? Justifier.

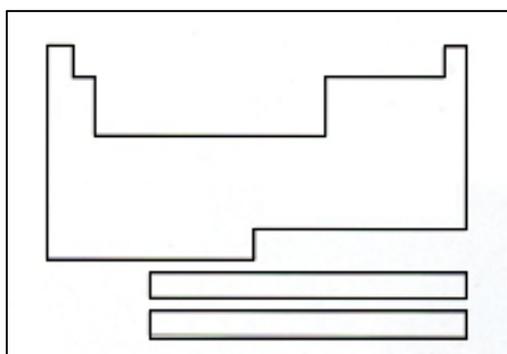
I.4. Sachant qu'une solution aqueuse contient toujours des ions hydrogène H^+ , l'atome d'hydrogène a-t-il tendance à capter ou céder des électrons ?

I.5. A partir des questions précédentes, expliquer pourquoi l'atome d'oxygène est plus électronégatif que l'atome d'hydrogène.

I.6. En suivant la même logique, l'électronégativité des atomes augmente-t-elle ou diminue-t-elle de droite à gauche d'une ligne de la classification périodique ? Et de bas en haut d'une colonne ?

Placer une flèche verticale et une flèche horizontale dans la classification ci-dessous, indiquant le sens croissant d'électronégativité.

[On ignore les gaz nobles ici]



Document 4 : Charges partielles et polarité

Lorsque deux atomes présentent des électronégativités différentes (au moins **0,5** de différence), les électrons mis en commun dans la liaison ne sont plus vraiment au centre des deux atomes mais décalés vers l'atome le plus électronégatif qui va donc porter un excès de charge négative appelé charge partielle notée $-\delta$. Au contraire, l'atome le moins électronégatif présente un déficit de charge négative et porte donc une charge partielle positive notée $+\delta$.

Un dipôle électrique étant un ensemble constitué de deux charges ponctuelles de signes opposés ($-q$ et $+q$) séparées par une distance d , une liaison est polaire si elle constitue un dipôle électrique. La polarité d'une molécule dépend alors de la polarité de ses liaisons et de sa géométrie.

I.7. Dans la molécule d'eau, lequel des deux atomes portera la charge partielle $-\delta$? Et $+\delta$? Ecrire la formule de Lewis de la molécule et positionner les charges partielles.

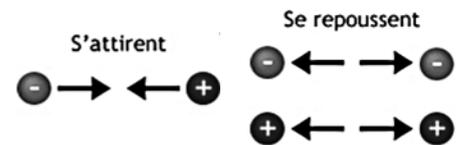
I.8. D'après la définition, la liaison O-H est-elle polaire ? Fortement ou faiblement ? Qu'en est-il des liaisons H-H, C-O et C-H ?

Données : *Electronégativité* $H = 2.2$; $O = 3.4$; $C = 2.6$

Partie II : Cohésion des solides

Document 5 : Différentes interactions

L'interaction électrostatique régit les phénomènes électriques comme la foudre, ou les cheveux qui se dressent sur la tête quand il y a de l'électricité dans l'air. Elle fait se repousser deux charges électriques de même signe (deux protons, par exemple), et s'attirer deux charges de signes opposés (un électron et un proton par exemple). L'intensité de l'interaction décroît avec la distance entre les charges.



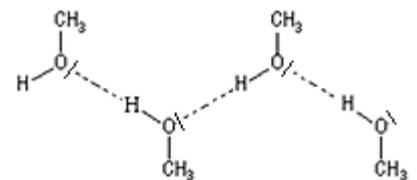
Les molécules, qui ne sont pourtant pas chargées, peuvent-elles aussi présenter des caractéristiques électriques sous la forme de dipôles (« deux » pôles : l'un à prédominance positive et l'autre à prédominance négative). Cette polarité peut être permanente ou fluctuante, mais elle est toujours présente et permet la cohésion des molécules.

Deux types d'interactions sont alors mis en jeu :

• Les ponts hydrogène

Un pont hydrogène est une interaction électrostatique entre un atome **d'hydrogène portant une charge partielle $+\delta$** et le **doublet non liant d'un autre atome très électronégatif (N, O, ou F)** auquel il n'est pas lié par une liaison covalente.

On représente ce pont par des pointillés entre l'atome et le doublet non liant impliqués.

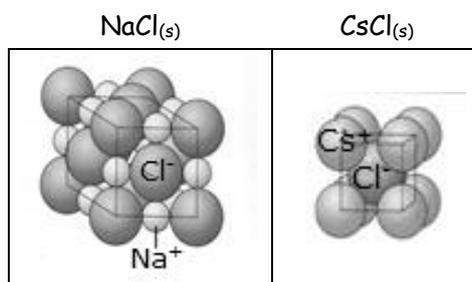


• Les interactions de Van der Waals

Les interactions de Van der Waals sont des interactions faibles de nature électrostatique entre dipôles électriques, quelle que soit la nature du dipôle :

- Dans le cas de molécules polaires, les zones portant des charges partielles opposées s'attirent.
- Dans le cas de molécules apolaires, le nuage électronique fluctue en permanence et donc, à l'instant t , une molécule possède une zone chargée plus positivement qu'une autre : c'est un dipôle instantané. Il peut donc y avoir des interactions électrostatiques, bien qu'extrêmement faibles, entre deux zones chargées de manière opposées, à l'instant t . Ces zones seront différentes dès l'instant suivant, et donc, en moyenne, la molécule reste statistiquement apolaire.

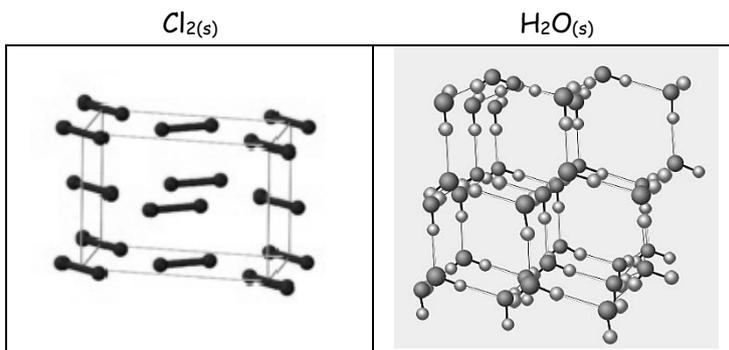
Le chlorure de sodium $\text{NaCl}_{(s)}$ (ou sel) est un solide ionique communément utilisé. Le chlorure de césium $\text{CsCl}_{(s)}$, lui aussi un solide ionique, est utilisé en médecine nucléaire, dans le traitement des cancers.



II.1. De quoi sont composés les solides ioniques ? Préciser la charge des composants.

II.2. Quelle interaction est prédominante dans les solides ioniques ? Expliquer alors la cohésion des solides ioniques.

Le dichlore $\text{Cl}_{2(s)}$, la glace $\text{H}_2\text{O}_{(s)}$ ou le saccharose (sucre) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11(s)}$ sont tous des solides moléculaires.



II.3. Quelle est la différence entre un solide moléculaire et un solide ionique ?

II.4. Expliquer la cohésion de l'eau solide, puis celle du dichlore solide, en faisant le bilan des interactions présentes.

Ce qu'il faut retenir

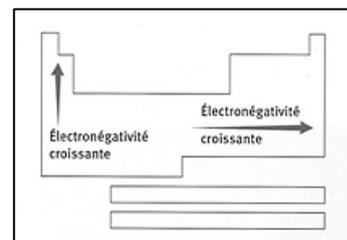
❖ **L'électronégativité**

L'électronégativité d'un atome traduit

.....

.....

Plus on va vers la droite et vers le haut dans la classification périodique, plus les atomes sont électro-négatifs.



❖ **Les charges partielles et la polarité d'une liaison (Sujet)**

❖ **Cohésion des solides ioniques**

Les solides ioniques sont composés

.....

L'interaction prédominante est entre les ions chargés.

❖ **Cohésion des solides moléculaires**

Les solides moléculaires sont composés

.....

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

.....

Savoir faire

❖ **Déterminer la polarité d'une liaison**

Note: Les liaisons C-H présentent une différence d'électronégativité trop faible pour être polaire

❖ **Reconnaitre les interactions électrostatiques, les interactions de Van der Waals et les ponts hydrogène**