



Notions et contenus	Compétences exigibles
<p>Cohésion et transformations de la matière</p> <p>Solide ionique. Interaction électrostatique ; loi de Coulomb.</p> <p>Solide moléculaire. Interaction de Van der Waals, liaison hydrogène.</p> <p>Variation de température et transformation physique d'un système par transfert thermique.</p>	<p>Interpréter la cohésion des solides ioniques et moléculaires.</p> <p><i>Réaliser et interpréter des expériences simples d'électrisation.</i></p> <p>Interpréter à l'échelle microscopique les aspects énergétiques d'une variation de température et d'un changement d'état.</p> <p><i>Pratiquer une démarche expérimentale pour mesurer une énergie de changement d'état.</i></p>

Introduction

Les solides peuvent être de 3 types :

- solides ioniques (chlorure de sodium par exemple),
- solides moléculaires (exemple de l'eau)
- solides atomiques (cas du cuivre).

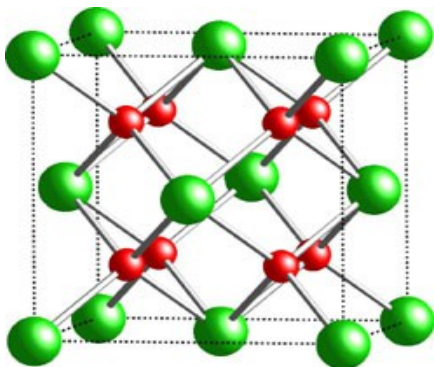
L'objectif de ce chapitre est de comprendre quelles interactions assurent la cohésion de la matière à l'état solide. Nous n'étudierons pas cette année la cohésion des solides atomiques.

I. Les solides ioniques

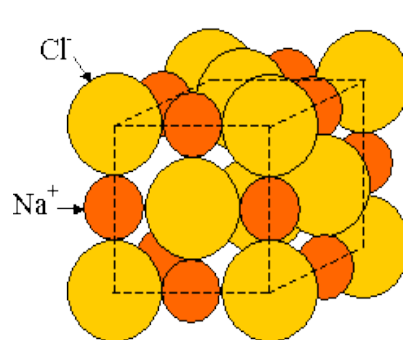
TP12 : Changement d'état et transferts thermiques

Ex 7 p.211 ; 18 p.213

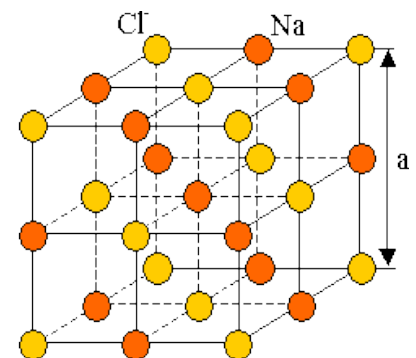
Qu'est-ce qu'un solide (ou cristal) ionique ?



Cas du fluorure de calcium (CaF_2)
(en vert : F^- en rouge : Ca^{2+})



ou du chlorure de sodium NaCl (Na^+ et Cl^-).



rappel : retrouver la formule des ions monoatomiques :

- F : 9 électrons : $(\text{K})^2(\text{L})^7$ doit gagner 1 électron pour être stable (règle de l'octet) donc ion F^-
- Ca : même colonne que Be : 4 électrons : $(\text{K})^2(\text{L})^2$: doit perdre 2 e- pour être stable (duet) : Ca^{2+}

Formule du solide ionique : CaF_2 : doit être électriquement neutre !

Un solide ionique est un assemblage de cations et d'anions, régulièrement disposés dans l'espace. Un solide ionique est électriquement neutre.

Quelles sont les interactions prédominantes dans un cristal ionique ?

- Forte ? Non à l'intérieur du noyau seulement
- Faible ? Non à l'intérieur du noyau seulement
- Gravitationnelle ? Non : masses trop faibles
- Électrostatique ? Les particules sont-elles chargées ? Oui. Attraction ou Répulsion ? Attraction car les ions en contact sont de signe opposé.

L'interaction électrostatique entre des ions de charges contraires assure la cohésion des solides ioniques. (chaque ion s'entoure d'ions de charge contraire)

II. Les solides moléculaires

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

A. Polarité des molécules

TP12 : Changement d'état et transferts thermiques

L'**électronégativité** d'un élément chimique correspond à sa capacité d'attirer les électrons d'une liaison covalente. Elle est désignée par la lettre χ (khi) : $\chi_F = 4,0$; $\chi_O = 3,5$; $\chi_{Cl} = 3,1$; $\chi_N = 3,0$; $\chi_C = 2,5$; $\chi_H = 2,1$; $\chi_{Na} = 0,9$

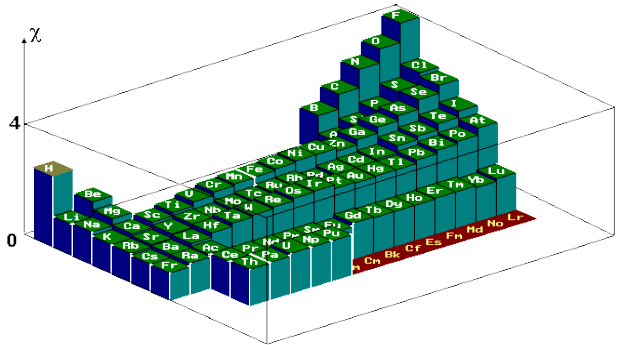
Ainsi, la liaison covalente entre 2 atomes est **polarisée** si les 2 atomes ont une différence importante d'électronégativité :

→ l'atome le plus électronégatif porte une charge électrique partielle négative notée : δ^-
 → l'atome le moins électronégatif porte une charge électrique partielle positive notée : δ^+



La polarité d'une molécule dépend :

- de la **différence d'électronégativité** entre les atomes liés entre eux,
- de la **position relative des centres géométriques des charges partielles** négatives et positives.



Remarque : à l'exception des gaz nobles, l'électronégativité augmente :

- de gauche à droite dans une même ligne,
- de bas en haut dans une même colonne.

B. Cohésion des solides moléculaires

La cohésion des solides (et des liquides) moléculaires est assurée par deux types d'interactions intermoléculaires :

- les **interactions de Van der Waals** (pour tous les solides moléculaires),
- les **liaisons hydrogène** (pour quelques uns seulement).

Quelques températures de fusion :

- eau : 0°C
- diiode : 113°C
- chlorure de sodium : 801°C
- fluorure de calcium : 1360°C

Conclusion : l'énergie de liaison des solides moléculaires est plus faible que celle mise en jeu dans les solides ioniques : en effet, il faut fournir moins d'énergie pour rompre ces liaisons et passer de l'état solide à l'état liquide.

1. Les interactions de Van der Waals

TP12 : Changement d'état et transferts thermiques

doc.2 Van der Waals' Forces Diagram

When two atoms come within 5 nanometers of each other, there will be a slight interaction between them, thus causing polarity and a slight attraction.

”L'interaction de Van der Waals entre des atomes ou des molécules neutres engendre la déformation de leur nuage électronique de telle sorte qu'ils deviennent polaires. Elle est associée à des forces attractives dont l'intensité varie en $1/r^7$ et la portée est très courte.

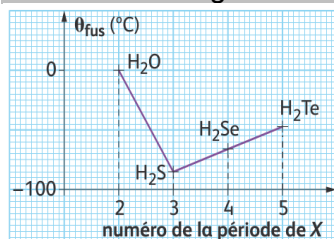
Les forces de Van der Waals sont d'autant plus intenses que les électrons sont nombreux et la molécule étendue.”

Le nuage électronique d'une molécule fluctue au cours du temps. Lorsque les molécules s'approchent les unes des autres (< 5nm), le nuage électronique se déforme et les molécules deviennent polaires (même si elles ne l'étaient pas de façon permanente).

Les interaction de **Van de Waals** sont de **type électrostatique**.

Elles sont d'autant **plus fortes** que les **atomes contiennent beaucoup d'électrons** et que les **molécules sont volumineuses**.

TP12 : Changement d'état et transferts thermiques



Les **liaisons hydrogène** sont des **liaisons intermoléculaires** qui ne s'établissent qu'entre certaines molécules et qui impliquent toujours un **atome d'hydrogène** (voir doc.3). Elles sont **vingt fois moins** intenses que les liaisons **covalentes**, mais **dix fois plus** intenses que les liaisons de **Van der Waals**.

Anomalies : Ex 21 p.213 (eau) ; 28 p.215 (HF)

Cas de l'eau : la température de fusion de l'eau devrait être inférieure à celle du sulfure d'hydrogène car les liaisons de Van der Waals sont moins fortes lorsque la molécule est moins volumineuse.

Les molécules d'**éthanol** et de **méthoxyméthane** sont **isomères**, de formule brute C_2H_6O et de **polarités voisines**.

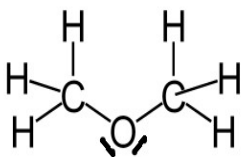
On pourrait penser, en ne considérant que les liaisons de Van der Waals, que leurs énergies de cohésion, donc leurs températures de fusion et d'ébullition sont voisines.

Il n'en est rien !

En regardant les valeurs du tableau, on se rend compte que les énergies de liaisons sont plus grandes pour l'éthanol que pour le méthoxyméthane. Il y a en effet des **interactions attractives supplémentaires dans l'éthanol : les liaisons hydrogène**.

Quelles sont les conditions nécessaires pour que s'établissent des liaisons hydrogène ?

- L'atome d'hydrogène se lie avec un doublet non liant d'un atome d'oxygène

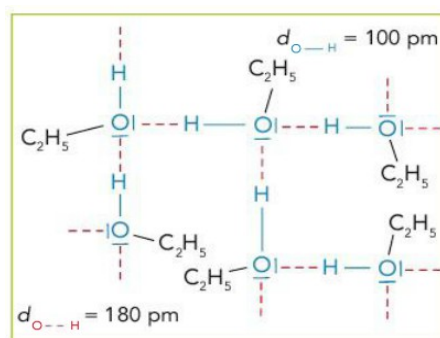


Mais ce n'est pas suffisant : dans le méthoxyméthane, il y a aussi un atome O avec des doublets non liants et un atome H. Pourtant, aucune liaison hydrogène ne se fait. Il doit y avoir une condition sur l'atome H : dans l'éthanol, il est lié à un atome très électro-négatif (O), mais pas dans le méthoxyméthane C.

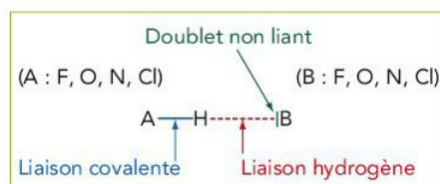
Une **liaison hydrogène** se forme lorsqu'un **atome d'hydrogène** lié par **liaison covalente** à un atome **A**, très électro-négatif, interagit avec un atome **B**, également très électro-négatif et porteur d'un **doublet non liant**.

Remarques :

- Les atomes A et B sont essentiellement **O, Cl, F et N**.
- Les **3 atomes** participant à la liaison hydrogène sont souvent **alignés**.
- Toute molécule qui possède le **groupement OH** présente des liaisons hydrogène (eau, éthanol).
- Des liaisons hydrogène peuvent aussi s'établir à l'**état liquide**.
- La **liaison hydrogène** est **plus forte** que l'**interaction de Van der Waals**.



Doc. 18 Liaisons hydrogène dans l'éthanol.



C. Que se passe-t-il lorsqu'on chauffe un solide ? Ex 4 p.210 (corrigé) ; 9 p.211

Animation Phet Colorado : états de la matière + animation pression

Lors d'un **chauffage**, l'**énergie thermique** apportée à un corps pur moléculaire peut :

- conduire à une **élévation de température** avec **rupture d'interactions intermoléculaires** et **accroissement de l'agitation** des molécules (l'énergie thermique est transformée en énergie cinétique),
- provoquer un changement d'état** avec seulement **rupture d'interactions intermoléculaires** : la **température reste alors constante**. (connaître le nom des changements d'état : p.206)

TP12 : Changement d'état et transferts thermiques : mesure de Lv eau.