

1 ^{ère} S	Thème : Lois et modèles	Activités
Chimie	Cohésion des solides ioniques et moléculaires	

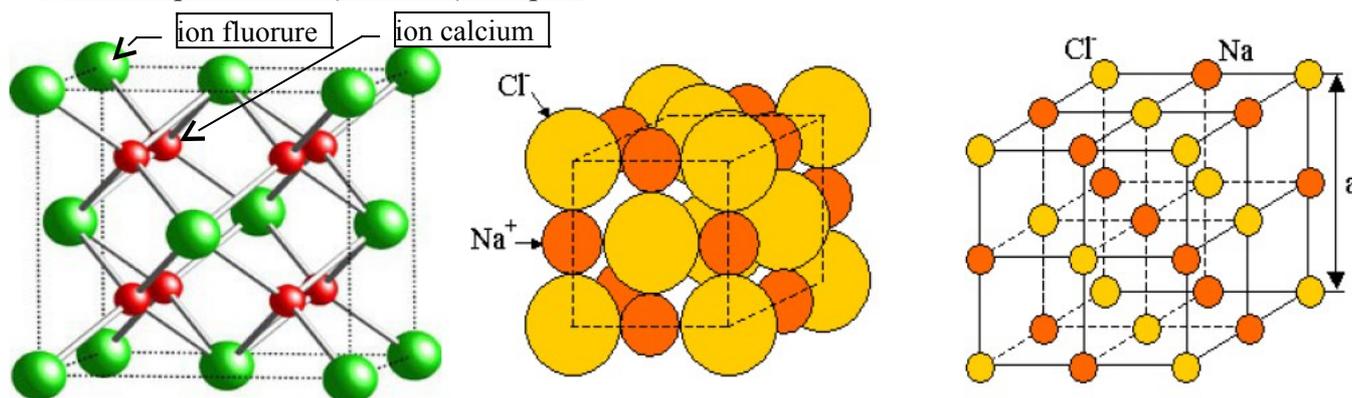
Notions et contenus	Compétences exigibles
<ul style="list-style-type: none"> Cohésion et transformations de la matière Solide ionique. Interaction électrostatique ; loi de Coulomb. Solide moléculaire. Interaction de Van der Waals, liaison hydrogène. Variation de température et transformation physique d'un système par transfert thermique. 	<ul style="list-style-type: none"> Interpréter la cohésion des solides ioniques et moléculaires. Réaliser et interpréter des expériences simples d'électrisation. Interpréter à l'échelle microscopique les aspects énergétiques d'une variation de température et d'un changement d'état. Pratiquer une démarche expérimentale pour mesurer une énergie de changement d'état.

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

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



Cas du fluorure de calcium (CaF_2) ou du chlorure de sodium NaCl (Na^+ et Cl^-).

- 1.1. Quelle est la structure électronique du fluor ($Z = 9$) ?
- 1.2. Quel est l'ion que peut former l'élément fluor ?
- 1.3. Quelle est le nombre d'électrons externes du calcium de structure électronique $\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^8\text{N}^2$?
- 1.4. Quel est l'ion que peut former l'élément calcium ?
 - **Définition** : Un solide ionique est un assemblage de cations et d'anions, régulièrement disposés dans l'espace. Un solide ionique est électriquement neutre.
2. **Quelles sont les interactions prédominantes dans un cristal ionique ?**
 - 2.1. Où se manifeste l'interaction forte ?
 - 2.2. Où se manifeste l'interaction faible ?
 - 2.3. Pourquoi l'interaction gravitationnelle est-elle négligeable dans un cristal ionique ?
.....
 - 2.4. Dans un cristal ionique, l'interaction électrostatique se manifeste-t-elle ? Justifier votre réponse.
.....
.....
.....
.....

3. Conclusion

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

4. Exercices

4.1. Solide ionique ou moléculaire?

- Le chlorure de sodium NaCl est un solide ionique constitué des ions sodium Na^+ et chlorure Cl^- . Préciser si les solides suivants sont ioniques ou moléculaires.
 - Chlorure de lithium LiCl ; diiode I_2 ; soufre S ; fluorure de sodium NaF ; bromure de potassium KBr .

4.2. Description d'un solide ionique

- En utilisant la classification périodique (présentée dans les rabats), écrire la formule des ions qui constituent les solides ioniques suivants :
Iodure de potassium KI ; chlorure de baryum BaCl_2 ; carbonate de calcium $\text{Ca}(\text{CO}_3)$; hydrogencarbonate de sodium $\text{Na}(\text{HCO}_3)$; hydroxyde de sodium NaOH ; hydroxyde de fer (II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

II. Les solides moléculaires

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

1. Polarité des molécules

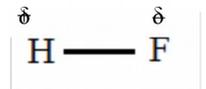
- L'électronégativité d'un élément chimique correspond à sa capacité d'attirer les électrons d'une liaison covalente. Elle est désignée par la lettre χ (khi) :

➢ Exemples : $\chi(\text{F}) = 4,0$; $\chi(\text{O}) = 3,5$; $\chi(\text{Cl}) = 3,0$; $\chi(\text{N}) = 3,0$; $\chi(\text{C}) = 2,5$; $\chi(\text{H}) = 2,1$; $\chi(\text{Na}) = 0,9$

- 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^+ .



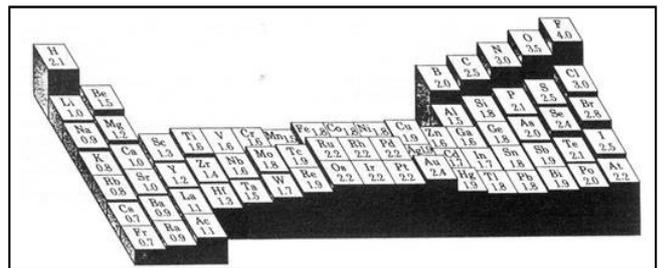
- La polarité d'une molécule dépend :

- 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 :

- sur une même ligne de la classification périodique.
- dans une même colonne de la classification périodique.



2. 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

2.1. Les interactions de Van der Waals

- 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 ($< 5\text{nm}$), le nuage électronique se déforme et les molécules deviennent polaires (même si elles ne l'étaient pas de façon permanente).

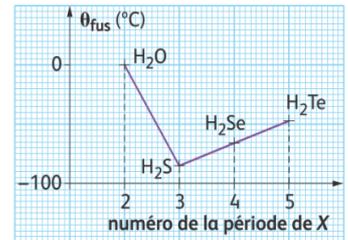
- Les interactions de Van der Waals sont de type électrostatique. Elles sont d'autant plus fortes que les atomes contiennent beaucoup d'électrons et que les molécules sont volumineuses.

2.2. La liaison hydrogène

- 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.

2.2.1 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.



2.2.2 Les molécules d'éthanol et de méthoxyméthane

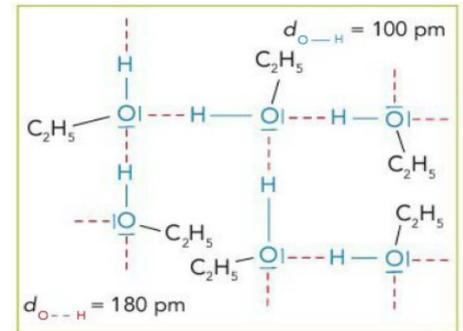
- Les molécules d'éthanol et de méthoxyméthane sont isomères, de formule brute C_2H_6O et de polarités voisines. On pourrait penser, en ne considérant que les liaisons de Van der Waals, que leurs énergies de cohésion, donc leurs températures de fusion et d'ébullition sont voisines. Il n'en est rien !

- 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.

Éthanol	Méthoxyméthane
CH_3-CH_2-OH	CH_3-O-CH_3
$\theta_{fus} = -117^\circ C$	$\theta_{fus} = -142^\circ C$
$\theta_{éb} = 78^\circ C$	$\theta_{éb} = -25^\circ C$

2.2.3 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 électronégatif (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 électronégatif, interagit avec un atome B, également très électronégatif et porteur d'un doublet non liant.

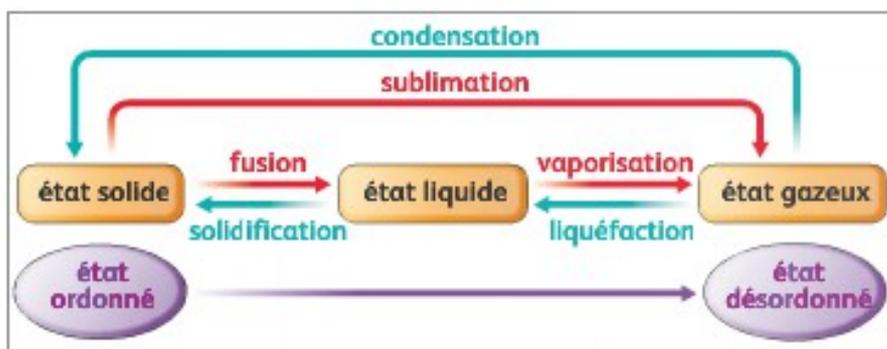


2.2.4 Remarques :

- 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.

3. Que se passe-t-il lorsqu'on chauffe un solide ?

- 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 ci-dessous.



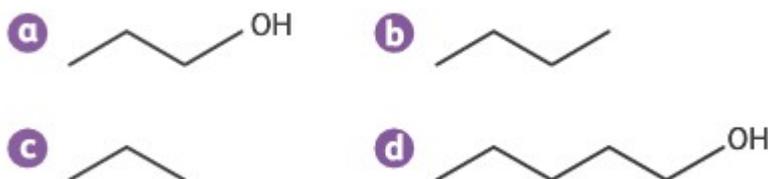
4. Exercices

4.1. Nature des interactions à l'état liquide (ex. 12 p.211)

- L'éthanol (C_2H_5OH) bout à $78\text{ }^\circ C$ et le propane (C_3H_8), à $-42\text{ }^\circ C$. Quelle est la nature des interactions présentes à l'état liquide pour chaque liquide moléculaire ?

4.2. Critère d'identification d'espèces chimiques (ex. 19 p.213)

- Classer les composés suivants par ordre croissant de leur température d'ébullition, en justifiant



4.3. Amine and hydrogen bond (ex. 22 p.213)

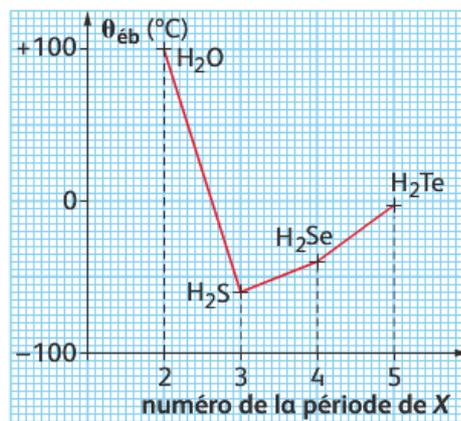
- Propane (C_3H_8) and ethanamine ($C_2H_5NH_2$) have comparable molar mass and volumes. The table below compares some properties of these chemical species.

Chemical species	Molar mass ($g \cdot mol^{-1}$)	Boiling temperature θ_{eb} ($^\circ C$)
Propane	44	-42
Ethanamine	45	17

- Quel(s) type(s) d'interaction(s) assure(nt) la cohésion à l'état liquide pour les molécules de propane?
- Montrer qu'une liaison hydrogène peut se former entre des molécules d'éthanamine à l'état liquide. Représenter la liaison hydrogène sur un schéma en utilisant des formules développées.
- Pourquoi les températures d'ébullition du propane et de l'éthanamine sont-elles différentes?

4.4. L'eau, espèce chimique particulière (ex. 21 p.213)

- Quelle est la température d'ébullition de l'eau sous 1 bar?
- Quelle devrait être approximativement sa température d'ébullition si l'évolution était régulière?
- Quelle interaction existe à l'état liquide dans tous les composés?
- Expliquer pourquoi la température d'ébullition de l'eau est si élevée.



4.5. Halogénures d'hydrogène (ex. 28 p.214)

- Les températures d'ébullition des halogénures d'hydrogène HX , à pression atmosphérique, ainsi que la période des halogènes correspondants sont données ci-dessous.

Molécule HX	HF	HCl	HBr	
Période de l'halogène X	2	3	U	5
θ_{eb} ($^\circ C$)	20	-85	-67	-35,5

- Interpréter l'évolution observée pour le chlorure d'hydrogène HCl , le bromure d'hydrogène HBr et l'iodure d'hydrogène HI .
- Interpréter l'apparente anomalie observée pour le fluorure d'hydrogène.

4.6. Vrai ou faux (ex. 9 p.211)

- Dire si les affirmations suivantes sont vraies ou fausses.
 - À l'état gazeux, les interactions entre les entités chimiques sont importantes.
 - La température de sublimation permet d'évaluer les interactions existant à l'état solide.
 - Les molécules sont plus éloignées les unes des autres à l'état solide qu'à l'état liquide.
 - Pour une même espèce ionique, l'interaction attractive entre deux ions de charge de signe contraire à l'état solide est plus importante qu'à l'état liquide.