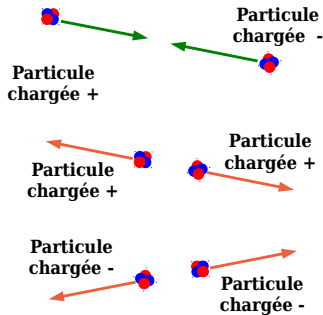


I Comment interpréter la cohésion des solides ioniques? (p154)

I.1 Électrisation par frottement

- Reprendre la définition, et ajouter ce schéma simplifié



I.2 Loi de Coulomb

- Reprendre la définition ainsi que le Doc.4 (a et b).

I.3 Le solide ionique (p155)

II Qu'est-ce qu'une molécule polaire?

II.1 Polarité d'une liaison et moment dipolaire

- Définition et schéma Doc. 8

II.2 Électronégativité(p156)

II.3 Polarité d'une molécule

- Définition et schématiser les Doc. 10A et 10b.

III Comment interpréter la cohésion des solides moléculaires?(p157)

III.1 Les solides moléculaires

III.2 Les interactions de Van der Waals

III.3 La liaison hydrogène

- Définition et schéma Doc. 18

IV Que se passe-t-il lorsque l'on chauffe un solide? (p159)

- Définition et schéma Doc.20

V Liste d'exercices conseillés

- ex. 7 p. 164 ex. 8 p. 164 ex. 9 p. 164
- ex. 10 p. 164 ex. 13 p. 164 ex. 14 p. 165
- ex. 16 p. 165 ex. 17 p. 165 ex. 18 p. 165
- ex. 21 p. 166 ex. 22 p. 166 ex. 26 p. 167

VI Correction détaillée des exercices conseillés

ex. 7 p. 164

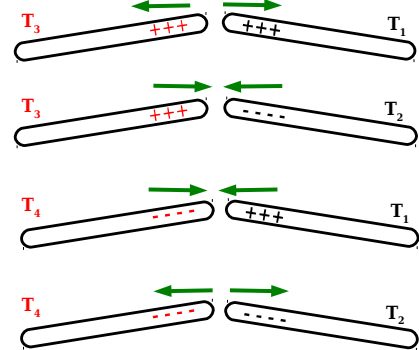
1.a) T₃ est repoussée par T₁ donc elles portent des charges identiques, donc T₃ porte des charges positives.

1.b) T₃ et T₂ portent des charges opposées donc les deux

tiges vont s'attirer.

2) T₄ a des charges opposées à T₁, donc elle porte des charges négatives. Comme T₂ est chargée négativement, T₂ et T₄ se repoussent.

Remarque : On peut faire de petits schémas pour déterminer les réponses.



ex. 8 p. 164

a)



b)



c)



ex. 9 p. 164

1) F est en Newton (N), q_A et q_B en Coulomb (C), d en mètre (m).

2) d=53pm = 53x10⁻¹² m. L'intensité des forces d'interaction coulombienne est :

$$F = \frac{9.0 \times 10^9 \times |1.6 \times 10^{-19} \times (-1.6 \times 10^{-19})|}{(53 \times 10^{-12})^2} = 82 \text{ nN}$$

ex. 10 p. 164

Le cristal est globalement neutre, les charges se compenseront.

	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺
F ⁻	NaF	MgF ₂	AlF ₃
S ²⁻	Na ₂ S	MgS	Al ₂ S ₃
NO ₃ ⁻	NaNO ₃	Mg(NO ₃) ₂	Al(NO ₃) ₃
C ₂ O ₄ ²⁻	Na ₂ C ₂ O ₄	MgC ₂ O ₄	Al ₂ (C ₂ O ₄) ₃

ex. 13 p. 164

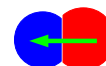
1.a) Comme l'oxygène est plus électronégatif que l'azote, la liaison NO est polarisée (moment dipolaire de O vers N).

1.b) Le carbone est plus électronégatif que le béryllium donc les liaisons CBe sont polarisées (moment dipolaire de C vers Be).

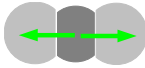
1.c) Comme le fluor est plus électronégatif que l'oxygène, les liaisons FO sont polarisées (moment dipolaire de F vers O).

2) On dessine les moments dipolaires et on effectue leur somme (vecteurs).

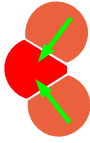
a) Molécule polaire



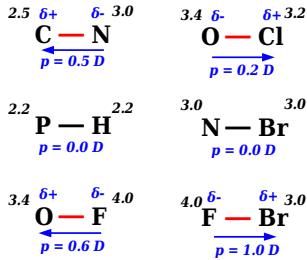
b) Molécule Apolaire



c) Molécule polaire



ex. 14 p. 165

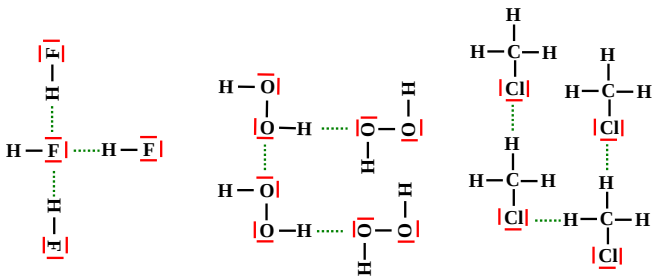


ex. 16 p. 165

Il faut la présence des éléments F, O, N et Cl pour avoir des liaisons hydrogène.

1) les molécules HI, H₂S et CH₄ ne forment pas de liaisons hydrogène, car il n'est pas possible de former des chaînes A-H...B avec A et B étant N, Cl, O ou I.

2)



ex. 17 p. 165

1) et 2) De 0°C à 6°C, on augmente l'agitation des molécules de CHI qui sont rangées, ordonnées dans un « réseau cristallin ».

À partir de 6°C, l'énergie apportée par le chauffage va rompre les liaisons entre les molécules qui les maintenaient en position dans une structure ordonnée, elle vont donc progressivement glisser les unes par rapport aux autres, à l'échelle macroscopique on voit une fusion, le passage d'un solide au liquide.

Puis ensuite, quand tout le solide a fondu, l'énergie apportée par le chauffage continue à augmenter l'agitation des molécules, on observe que la température augmente.

3) Comme il n'y a pas de groupes -O-H, il ne peut y avoir de liaisons hydrogènes.

ex. 18 p. 165

1) 20° à 26°C, on augmente la température d'un solide. À 26°C, fusion du solide, la température reste constante pendant la fusion.

Puis quand tout le solide a fondu, augmentation de la température du liquide de 26°C à 83°C.

À 83°C début de l'ébullition, qui se fera à température constante.

Puis à partir de 83°C jusqu'à 90°C, on chauffe un gaz (vapeurs d'alcool).

2) On a des liaisons hydrogènes entre les molécules, à cause de la présence du groupe -O-H. Ce sont des interactions électrostatiques.

3) De 20°C à 26°C : augmentation de l'agitation des molécules autour de leur position d'équilibre dans le cristal. À 26°C, rupture des liaisons entre les molécules, la maille cristalline se disloque.

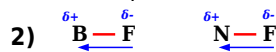
De 26°C à 83°C, augmentation du mouvement désordonné des molécules dans le liquide. Elles restent cependant très proches les unes des autres.

À 83°C rupture des liaisons entre les molécules, les distances entre elles augmentent, on a l'évaporation.

Au delà de 83°C, augmentation de l'agitation moléculaire dans le gaz.

ex. 21 p. 166

1) F est plus électronégatif que B et N, donc il existera un moment dipolaire.

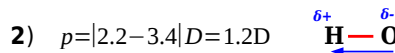
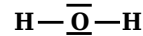


3) BF₃ est plane et symétrique (triangulaire), la somme des trois dipôles est donc nulle, la molécule est apolaire.

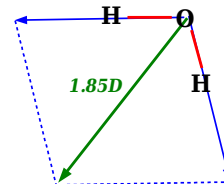
NF₃ n'est pas plane, la somme des trois moments dipolaires n'est pas nulle, donc NF₃ est polaire.

ex. 22 p. 166

1) On a deux liaisons covalentes et deux doublets non liants, donc la molécule est coude.



3.a) et 3.b)



ex. 26 p. 167

1.a) Forces de Van der Waals

1.b) D'après les indications de l'énoncé, en descendant une colonne du tableau, la taille de l'atome augmente et donc l'interaction de Van der Waals aussi.

En descendant la colonne des halogènes, on a dans l'ordre F, Cl, Br et I. Donc à cause des forces de Van der Waals, I₂ possède des liaisons plus fortes entre les molécules que Br₂, Cl₂ et F₂. Et donc pour une même température, I₂ est encore solide alors que Cl₂ et F₂ sont gazeux.

2.a) Quand on descend dans le tableau, les forces de Van der Waals augmentent, donc les températures de fusion aussi, car il faut plus d'énergie pour briser les liaisons intermoléculaires.

2.b) très forte différence d'électronégativité entre H et O, H et N, et H et F, apparition de liaisons hydrogènes qui s'ajoutent aux liaisons Van der Waals, l'énergie nécessaire pour les briser est plus grande.