

## 1 La liaison hydrogène

### 1.1 Des isomères très différents

**a.** Trouvez toutes les molécules isomères de formule brute  $C_2H_6O$ . Les nommer.

.....

.....

**b.** Observez les données pour deux molécules. Que peut-on remarquer ?

Éthanol	Méthoxyméthane
$CH_3 - CH_2 - OH$	$CH_3 - O - CH_3$
$p = 1,7 \text{ D}$	$p = 1,4 \text{ D}$
$\theta_{fus} = -117 \text{ }^\circ\text{C}$	$\theta_{fus} = -142 \text{ }^\circ\text{C}$
$\theta_{éb} = 78 \text{ }^\circ\text{C}$	$\theta_{éb} = -25 \text{ }^\circ\text{C}$

.....

.....

.....

**c.** Indiquez les types des solides formés par les espèces précédentes à l'état solide.

.....

**d.** Quelles interactions ont lieu entre les molécules d'espèces pures précédentes ?

.....

### 1.2 Les liaisons hydrogènes

En se limitant aux interactions de Van der Waals, on pourrait penser que l'éthanol et le méthoxyméthane ont, à l'état solide (et liquide), des énergies de cohésion du ..... et donc des températures de fusion (et d'ébullition) voisines.

Or il n'en n'est rien : les molécules d'éthanol sont ..... liées entre elles que les molécules de méthoxyméthane. Dans l'éthanol, des interactions attractives supplémentaires s'ajoutent aux interactions de Van der Waals : ce sont les .....

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

Représentation : les trois atomes qui participent à une liaison hydrogène sont alignés :

.....

Les atomes A et B pouvant intervenir sont essentiellement les atomes de fluor F, d'oxygène O, d'azote N et de chlore Cl.

Des liaisons hydrogène peuvent aussi s'établir entre des molécules d'espèces liquides.

En particulier, toute molécule qui possède des groupes  $O - H$  présente des liaisons hydrogène qui vont participer, en plus des interactions de Van der Waals, à la cohésion du solide moléculaire. C'est le cas de l'éthanol, mais aussi de l'eau.

## 2 Exercices du chapitre 12 (fin)

12.7 N° 19 p. 169

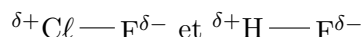
12.8 N° 22 p. 169

12.9 N° 24 p. 170

### 3 Correction des exercices du chapitre 12 (début)

#### 12.1 N° 3 p. 167 – Molécules diatomiques

1. Les liaisons forcément apolaires sont celles qui lient deux atomes identiques. Il s'agit de  $H_2$  et  $Br_2$ .
2. a. Les molécules *diatomiques* comportant deux atomes d'électronégativités différentes sont polaires. Il s'agit de  $ClF$  et  $HF$ .  
b. Dans les deux cas, le fluor est l'atome le plus électronégatif :



#### 12.2 N° 4 p. 167 – Pronostics

1. Si la liaison  $Te - H$  est apolaire, c'est donc que les électronégativités des atomes de tellure  $Te$  et d'hydrogène  $H$  sont très proches ou égales.
2. L'atome d'hydrogène  $H$  porte une charge partielle négative  $\delta^-$ , et l'atome de magnésium  $Mg$  une charge partielle positive  $\delta^+$ , c'est donc que l'hydrogène est plus électronégatif que le magnésium.
3. L'atome d'hydrogène  $H$  porte une charge partielle positive  $\delta^+$ , et l'atome de brome  $Br$  une charge partielle négative  $\delta^-$ , c'est donc que le brome est plus électronégatif que l'hydrogène.

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

	$Na^+$	$Cu^{2+}$	$Zn^{2+}$	$K^+$	$Fe^{3+}$
$Cl^-$	$NaCl$	$CuCl_2$	$ZnCl_2$	$KCl$	$FeCl_3$
$SO_4^{2-}$	$Na_2SO_4$	$CuSO_4$	$ZnSO_4$	$K_2SO_4$	$Fe_2(SO_4)_3$
$CO_3^{2-}$	$Na_2CO_3$	$CuCO_3$	$ZnCO_3$	$K_2CO_3$	$Fe_2(CO_3)_3$

#### 12.6 N° 26 p. 170 – Chlorure de césium

1. Ce sont les ions chlorure qui sont au contact avec les ions césium. L'ion césium est au centre d'un cube dont les arêtes sont les ions chlorure, chaque ion césium est donc entouré de 8 ions chlorure.
2. Même réponse, inversée.
3. La force d'interaction électrique.

#### 12.3 N° 5 p. 167 – Évolution électronégativité

1. L'électronégativité augmente lorsque l'on monte dans une colonne.
2. L'électronégativité augmente lorsque l'on parcourt une ligne, de gauche à droite, dans le sens des numéros atomiques  $Z$  croissants.
3. Les atomes de la dernière colonne sont inertes chimiquement (famille des gaz nobles), ils ne forment pas de liaison et ne sont donc pas concernés par l'électronégativité et sa mesure.
4.  $C$  et  $H$ , ou  $P$  et  $H$ , forment des liaisons covalentes apolaires.  $H$  et  $F$  ou  $H$  et  $Cl$  forment des liaisons covalentes polaires.  $Na$  et  $Cl$  ou  $Mg$  et  $Cl$  forment des liaisons ioniques.

#### 12.4 N° 11 p. 168 – Interaction électrique

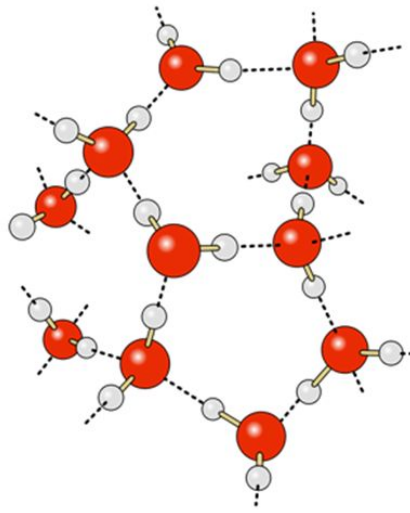
Norme de la force d'interaction électrostatique :

$$F = k \cdot \frac{|q_1| \cdot |q_2|}{r^2}$$

Application numérique :

$$F = 9 \times 10^9 \times \frac{(2,5 \times 10^6)^2}{(15 \times 10^{-2})^2}$$

$$F = 2,5 \text{ N}$$



Les liaisons hydrogènes expliquent pourquoi l'eau solide a une densité plus faible que l'eau liquide.