

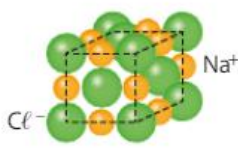
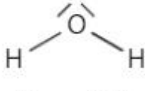
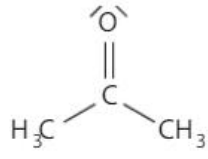
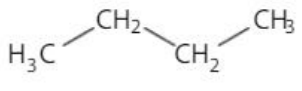
Chapitre 6 : Cohésion et dissolution des solides

Activité 1 : Expliquer la cohésion des solides

L'oxygène et le soufre font partie de la même famille chimique et forment des composés analogues, par exemple l'eau et le sulfure d'hydrogène. La température de fusion de l'eau H_2O est de $0\text{ }^\circ\text{C}$, celle du sulfure d'hydrogène H_2S est de $-85,5\text{ }^\circ\text{C}$.

Comment expliquer la différence de température de fusion de l'eau et du sulfure d'hydrogène ?

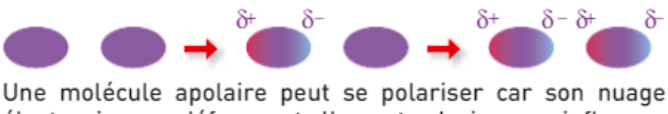
Doc 1 : Quelques données à la pression atmosphérique

Chlorure de sodium NaCl

$\theta_{\text{fus}} = 801\text{ }^\circ\text{C}$
Eau (glace) H_2O

$\theta_{\text{fus}} = 0\text{ }^\circ\text{C}$
Propanone $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$

$\theta_{\text{fus}} = -95\text{ }^\circ\text{C}$
Butane C_4H_{10}

$\theta_{\text{fus}} = -138\text{ }^\circ\text{C}$

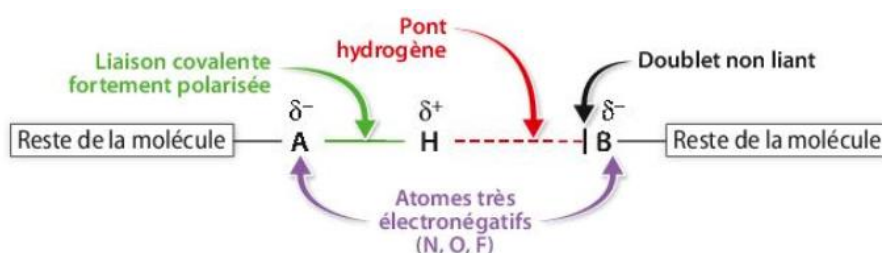
Doc 2 : Les interactions entre entités chimiques

Il existe trois types d'interactions permettant d'assurer la cohésion des solides.

- L'interaction électrostatique entre les ions des composés ioniques est une interaction forte ($800\text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ pour NaCl).
- Les interactions de van der Waals entre molécules polaires ou entre molécules apolaires sont relativement faibles.

Type d'interaction	Modèle du phénomène électrostatique mis en jeu	Énergie croissante
Entre molécules polaires	 Les molécules s'orientent de manière à maximaliser les attractions δ^+/δ^- et à minimaliser les répulsions δ^-/δ^- ou δ^+/δ^+ .	
Entre molécules apolaires	 Une molécule apolaire peut se polariser car son nuage électronique se déforme et elle peut polariser par influence une autre molécule.	

- Les ponts hydrogène spécifiques à certaines molécules sont des interactions relativement fortes.



Questions :

1. Indiquer les espèces moléculaires et les composés ioniques du doc.1. Déterminer, à partir des valeurs d'électronégativité, quelles sont les molécules polaires et indiquer leurs charges partielles.
2. Associer à chaque solide du doc.1, le(s) type(s) d'interaction(s) responsable(s) de leur cohésion.
3. Certaines molécules font intervenir plusieurs interactions : leurs énergies s'additionnent. Classer les solides du doc.1 selon l'intensité globale des interactions.
4. Expliquer le décalage entre la température de fusion de l'eau et celle du sulfure d'hydrogène.
5. Décrire les interactions responsables de la cohésion des solides.

Chapitre 6 : Cohésion et dissolution des solides

Activité 2 : Expliquer la dissolution d'un composé ionique

Le sel ou chlorure de sodium NaCl est un solide ionique dont la solubilité dépend du solvant. Il est par exemple très soluble dans l'eau, peu soluble dans l'éthanol et très peu soluble dans le cyclohexane. Pourquoi le sel se dissout-il dans l'eau ?

Doc 1 : Interaction électrique

Deux charges électriques ponctuelles et immobiles q_A et q_B séparées d'une distance d_{AB} sont en interaction électrostatique et exercent l'une sur l'autre une force :

Norme de la force (N) Constante Charges électriques (C)

$$F = k \times \frac{|q_A| \times |q_B|}{d_{AB}^2}$$

Distance (m)

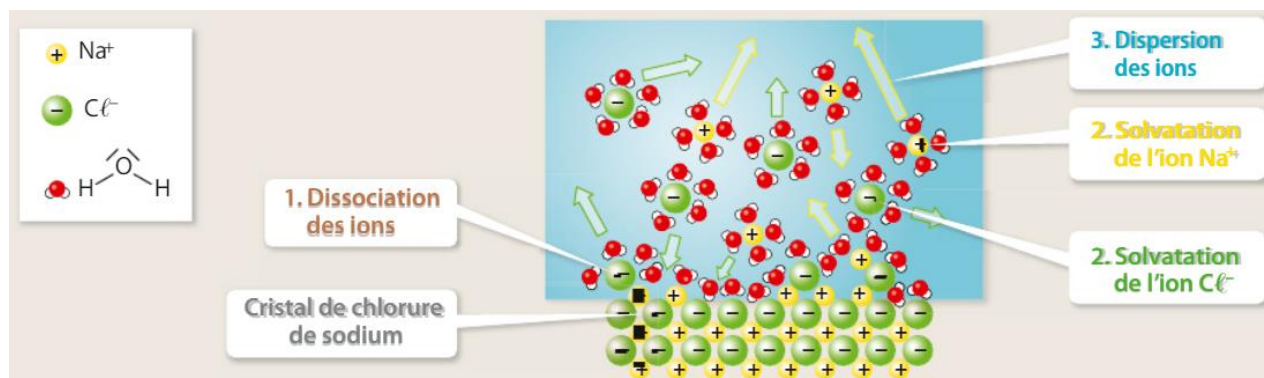
Doc 2 : La constante k dépend du milieu

Milieu	$k \text{ (N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{C}^{-2}\text{)}$
Air	$9,0 \times 10^9$
Cyclohexane C_6H_{12}	$4,5 \times 10^9$
Éthanol $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$	$3,8 \times 10^8$
Eau	$1,1 \times 10^8$

Doc 3 : Agitation thermique

Les particules d'un liquide sont en constante agitation thermique avec une vitesse d'agitation qui augmente avec la température.

Doc 4 : Dissolution du chlorure de sodium dans l'eau



Questions :

- Expliquer pourquoi les molécules d'eau peuvent exercer une force de nature électrostatique sur un ion et justifier leur orientation à proximité des ions.
- Calculer et comparer les valeurs des forces électrostatiques qui s'exercent entre un ion sodium et un ion chlorure séparés d'une distance $d_{AB}=2,0 \text{ nm}$ lorsque ces ions sont placés dans l'air, dans l'eau et dans l'éthanol ($\epsilon=1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$).
- Expliquer pourquoi la dispersion des ions est plus efficace dans l'eau que dans l'éthanol.
- Expliquer pourquoi le sel est soluble dans l'eau mais pas dans le cyclohexane de formule brute C_6H_{12} .
- Décrire comment l'eau parvient à dissocier le cristal et à solvater les ions libérés. Expliquer la dispersion des ions.

Chapitre 6 : Cohésion et dissolution des solides

Activité 3 : Calculer les concentrations des ions dans une solution

Les circuits imprimés peuvent être fabriqués par gravure chimique de plaques d'époxy recouvertes de cuivre. Le cuivre métallique situé en dehors des portions de circuit est éliminé par les ions $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ contenus dans une solution de chlorure de fer(III).

Comment déterminer les concentrations effectives des différents ions présents dans une solution de chlorure de fer(III) ?

Doc 1 : Fabrication d'un circuit imprimé



Doc 2 : Le chlorure de fer(III)

Le chlorure de fer(III) est un solide ionique très hygroscopique, c'est-à-dire qui absorbe facilement l'humidité de l'air.

Doc 3 : Préparation d'une solution de chlorure de fer(III)

On prépare au laboratoire une solution de chlorure de fer(III) par dissolution du solide ionique hexahydraté, de formule $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}(\text{s})$.

La dissolution dans l'eau est très exothermique et forme une solution de couleur orange-brun.



Doc 4 : Concentration en soluté et concentration effective d'un ion



Données : $M_{\text{Fe}} = 55.8 \text{ g/mol}$; $M_{\text{H}} = 1.0 \text{ g/mol}$; $M_{\text{O}} = 16.0 \text{ g/mol}$; $M_{\text{Cl}} = 35.5 \text{ g/mol}$.

Questions :

1. Calculer la masse molaire du chlorure de fer(III) hexahydraté dont la formule est donnée dans le doc. 3.
2. Ajuster l'équation de la réaction de dissolution dans l'eau du chlorure de fer(III) hexahydraté :
$$\text{FeCl}_3(\text{s}) \rightarrow \dots \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \dots \text{Cl}^{-}(\text{aq}).$$
3. Calculer les quantités de matière d'ions fer(III) et d'ions chlorure obtenues par dissolution d'une masse $m_0 = 2,71 \text{ g}$ de chlorure de fer(III) hexahydraté. Il est possible de s'aider d'un tableau descriptif de l'évolution du système chimique.
4. En déduire les concentrations effectives de chacun des deux ions dans cette solution.
5. Donner les relations entre la concentration en quantité de matière $C(\text{FeCl}_3)$ en chlorure de fer(III) et les concentrations effectives en ions $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ et $\text{Cl}^{-}(\text{aq})$.
Expliquer la méthode permettant de déterminer les concentrations effectives des ions en solution en fonction de la concentration en quantité de matière de soluté apporté.