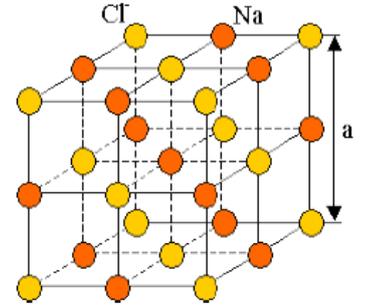
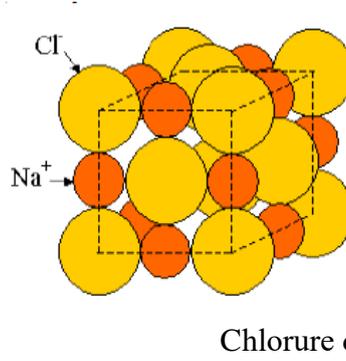
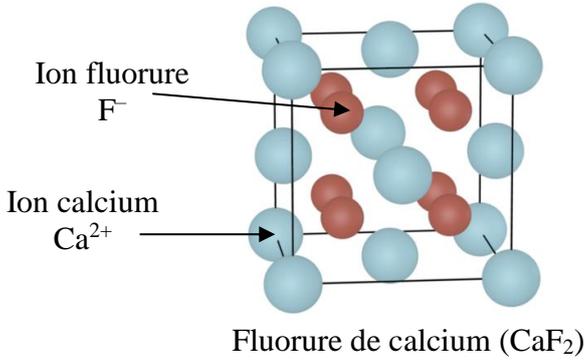


Les solides cristallins peuvent être de deux types :

- les ..... (comme le chlorure de sodium).
- les ..... (comme la glace) ou ..... (comme le cuivre).

### I Les solides ioniques et leur cohésion



.....

.....

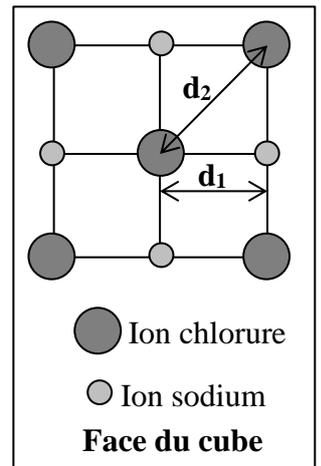
.....

Dans le cristal de chlorure de sodium, on a la distance  $d_1 = 282$  pm entre un ion chlorure et un ion sodium sur une face du cube :

Rappel : 1 pm (picomètre) =  $10^{-12}$  m

L'intensité de la **force gravitationnelle** entre deux objets de masses  $m_1$  et  $m_2$  et séparés par la distance  $d$  vaut :

L'intensité de la **force électrostatique** entre deux objets chargés de charges  $q_1$  et  $q_2$  et séparés par la distance  $d$  vaut :



Données :  $k = 8,99 \times 10^9 \text{ N.m}^2.\text{C}^{-2}$   
 $m(\text{Cl}^-) = 5,89 \times 10^{-26} \text{ kg}$

$G = 6,67 \times 10^{-11} \text{ N.m}^2.\text{kg}^{-2}$   
 $m(\text{Na}^+) = 3,82 \times 10^{-26} \text{ kg}$

La charge d'un ion chlorure  $q(\text{Cl}^-) = -e$ , celle d'un ion sodium vaut  $q(\text{Na}^+) = +e$ .

$e = 1,60 \times 10^{-19} \text{ C}$

1) Calculer la distance  $d_2$  entre deux ions chlorure (ou deux ions sodium).

.....

.....

2) Calculer l'intensité de la force gravitationnelle  $F_g$  s'exerçant entre un ion chlorure et un ion sodium.

.....

.....

3) Calculer l'intensité de la force électrostatique  $F_{e1}$  s'exerçant entre un ion chlorure et un ion sodium. Est-ce une force attractive ou répulsive ?

.....

.....

4) Calculer l'intensité de la force électrostatique  $F_{e2}$  s'exerçant entre deux ions chlorure. Est-ce une force attractive ou répulsive ?

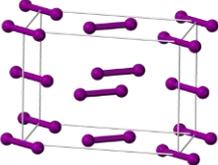
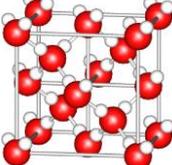
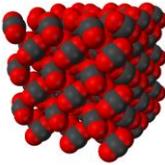
.....  
 .....

Dans un solide ionique, ..... existe, mais .....

.....  
 .....

.....  
 .....

## II Les solides moléculaires et leur cohésion

diiode $I_{2(s)}$	glace $H_2O_{(s)}$	glace carbonique $CO_{2(s)}$
		

Un solide moléculaire est constitué de .....

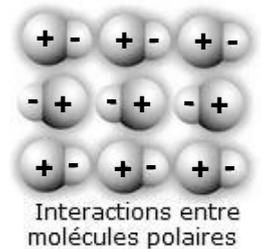
La cohésion des solides (et des liquides) moléculaires est assurée par deux types d'interactions intermoléculaires (entre molécules) :

- les **interactions de** ..... (pour tous les solides moléculaires),
- les **interactions** ..... (pour quelques solides seulement).

### 1) Les interactions de Van der Waals

#### Molécules polaires

Les ....., qui ne portent pourtant pas de charges électriques, se présentent sous la forme de dipôles (« deux » pôles : le centre des charges positives  $G^+$  et le centre des charges négatives  $G^-$ ). Ces dipôles sont des ..... Les molécules sont orientées de manière que le pôle positif d'une molécule soit toujours voisin du pôle négatif d'une autre molécule.



#### Molécules apolaires

Dans les ....., le centre des charges positives est confondu avec celui des charges négatives. Ces molécules ne sont pas des dipôles permanents. Cependant, lorsque des molécules apolaires s'approchent les unes des autres, ..... et les molécules deviennent ..... (même si elles ne l'étaient pas au départ). Il y a alors apparition d'un ..... Cependant, l'interaction entre ces dipôles est ..... qu'entre dipôles permanents.

.....  
 .....

L'énergie mise en jeu dans ces interactions est **très inférieure** à celle rencontrée dans les cristaux ioniques. La cohésion des solides moléculaires est ..... que celle des solides ioniques. Leur température de changement d'état sera donc ..... à celle des solides ioniques.

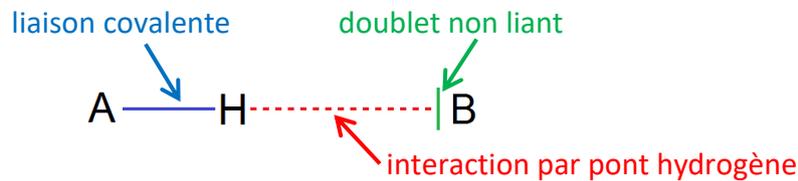
*Exemples* :  $T_{\text{fusion}}(\text{NaCl}) = 801^\circ\text{C}$        $T_{\text{fusion}}(\text{I}_2) = 114^\circ\text{C}$

## 2) Les interactions par pont hydrogène

Dans certains solides moléculaires, des interactions attractives supplémentaires **s'ajoutent** aux interactions de Van der Waals : ce sont les ..... Cela assure une plus grande cohésion du solide car elles sont ..... que les interactions de Van der Waals.

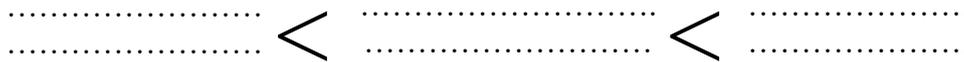
Les ..... sont des .....

Elle se forme lorsqu'un ..... (d'où son nom !) ..... (O, N ou F) ....., interagit avec un .....

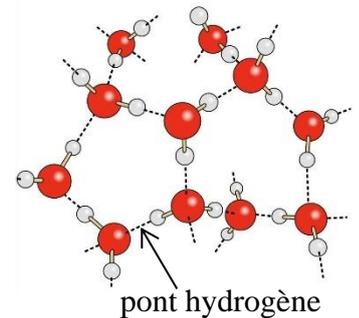


Les trois atomes participant à une interaction par pont hydrogène sont généralement ..... On représente cette interaction par des ..... entre l'atome et le doublet non liant impliqués.

Intensité relative des interactions :



**Remarque** : toute molécule qui possède le groupement OH présente des interactions par pont hydrogène (eau, éthanol).



## III Dissolution d'un solide ionique dans l'eau

### 1) Le rôle du solvant

La dissolution d'un solide ionique se déroule en trois étapes :

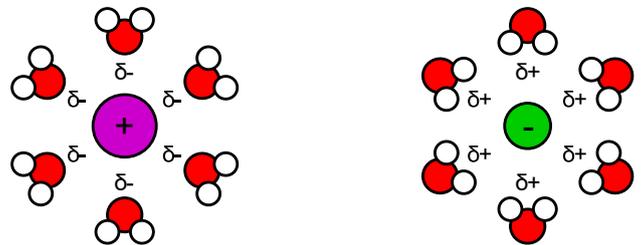
- La ..... :

Quand le solide ionique est mis dans un solvant polaire comme l'eau, il y a apparition de forces d'attraction électrostatique entre les molécules d'eau et les ions du solide ionique.

Ces forces sont plus fortes que celles qui assurent la cohésion du solide ionique, et les ions qui composent le solide, attirés par les molécules d'eau, commencent à se séparer.

- La ..... :

Toujours sous l'effet de ces forces d'attraction électrostatique, les molécules d'eau entourent les ions dissociés. Elles s'orientent afin de présenter le pôle de signe opposé à la charge de l'ion. On dit que les ions sont solvatés (ou hydratés si le solvant est l'eau).



- La ..... :

Sous l'effet de l'agitation thermique, les ions solvatés se dispersent progressivement dans la solution et ne sont plus en interaction entre eux.

**Remarque** : Un solide ionique ne se dissout pas dans un solvant apolaire puisqu'il n'y a pas d'interaction électrostatique possible.

## 2) Equation de la réaction de dissolution dans l'eau

L'équation de dissolution d'un solide ionique s'écrit :

*aq* signifie « aqueux ». On écrit *aq* en indice de l'ion hydraté pour indiquer qu'il est entouré de molécules d'eau.

**Au cours d'une dissolution, il y a conservation de la matière et des charges électriques.**

**Une solution ionique est donc .....** : .....

Exemples :

Dissolution du chlorure de sodium :  $\text{NaCl}_{(s)} \rightarrow \dots\dots\dots$

Dissolution du chlorure de cobalt :  $\text{CoCl}_{2(s)} \rightarrow \dots\dots\dots$

Dissolution du sulfate d'aluminium :  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(s)} \rightarrow \dots\dots\dots$

## 3) Concentration d'un ion en solution

### ✚ Concentration en soluté

**La concentration en soluté est notée  $c_{\text{soluté}}$ . Elle est égale au rapport de la quantité de matière de soluté  $n_{\text{soluté}}$  mise en solution par le volume  $V$  de solution :**

$$c_{\text{soluté}} = \frac{n_{\text{soluté}} \text{ en } \dots\dots\dots}{V \text{ en } \dots\dots\dots}$$

$c_{\text{soluté}}$  en mole par litre (.....)

### ✚ Concentration des ions en solution

**La concentration d'un ion de formule X en solution est notée ..... Elle est égale au rapport de la quantité de matière d'ions  $n_X$  présente dans la solution par le volume  $V$  de solution :**

$$[X] = \frac{n_X \text{ : quantité de matière d'ions X, en } \dots\dots\dots}{V \text{ en } \dots\dots\dots}$$

$[X]$  en mole par litre (.....)

Les concentrations des ions en solution peuvent être différentes de celle du soluté. En effet, il faut tenir compte des **coefficients stœchiométriques** intervenant dans l'équation de dissolution.

Exemple : On dissout 0,65 g de chlorure de fer III pour préparer 100 mL de solution.

✚ Equation de la réaction :  $\text{FeCl}_{3(s)} \rightarrow \dots\dots\dots$

✚ Masse molaire du chlorure de fer III :  $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$        $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

✚ Calcul de la quantité de matière en soluté initiale  $n_{\text{soluté}}$  mise en solution :

✚ Calcul de la concentration en soluté : .....

Equation de la transformation		$\text{FeCl}_{3(s)} \rightarrow \dots\dots\dots + \dots\dots\dots$		
Etat du système	Avancement (en mol)	Quantité de matière (en mol)		
Etat initial	$x = 0$			
En cours	$x$			
Etat final	$x_{\text{max}}$			

À l'état final :

\* Tout le soluté est dissous, sa quantité de matière est donc nulle :  $n_{\text{FeCl}_3} = 0$ . On a donc :  $x_{\text{max}} = \dots\dots\dots$

\* On obtient les quantités de matière des ions en solution :

$$n_{\text{Fe}^{3+}} = \dots\dots\dots \quad n_{\text{Cl}^-} = \dots\dots\dots$$

On note  $[\text{Fe}^{3+}]$  et  $[\text{Cl}^-]$  les concentrations des ions  $\text{Fe}^{3+}$  et des ions  $\text{Cl}^-$  en solution.

**La concentration d'un ion [X] est égale à la ..... dans l'équation de dissolution.**

Exercice :

On prépare un volume  $V = 100 \text{ mL}$  par dissolution d'une masse  $m = 2,84 \text{ g}$  de sulfate de sodium  $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{s})$ .

Données :  $M(\text{Na}) = 23,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$        $M(\text{S}) = 32,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$        $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

1) Écrire l'équation de la réaction de dissolution. ....

2) Déterminer la concentration en soluté. ....

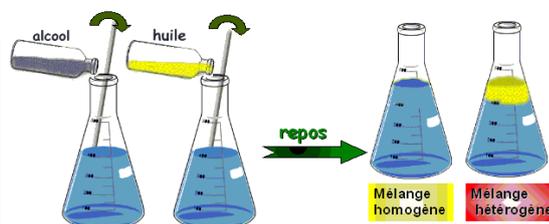
3) Déterminer la concentration des ions en solution. ....

## IV Miscibilité et solubilité d'une espèce chimique

### 1) Miscibilité

Deux liquides sont ..... s'ils forment un

Deux liquides sont ..... s'ils forment un



Remarque : Dans un mélange hétérogène, l'eau et toutes les espèces solubles dans l'eau constituent la phase aqueuse. L'autre phase est la phase organique.

### 2) Prédiction de la solubilité d'une espèce chimique

Un solide n'est soluble dans un solvant que si ses entités (ions ou molécules) peuvent s'entourer de molécules de solvant. Il doit donc exister des interactions entre les molécules du solvant et les entités du soluté.

Un soluté est d'autant plus soluble dans un solvant que sa structure est proche de celle du solvant (« qui se ressemble s'assemble »).

- Un ..... est davantage soluble dans un .....

Exemples : le sel ou le sulfate de cuivre dans l'eau.

- Les solides moléculaires ..... sont davantage solubles dans les solvants .....

Cette solubilité s'explique par des interactions de Van der Waals ou par pont hydrogène qui s'établissent entre les molécules de soluté et les molécules de solvant.

Exemple : La saccharose (polaire) dans l'eau (polaire).

- Les solides moléculaires ..... sont davantage solubles dans les solvants .....

Exemple : La molécule de diiode  $\text{I}_2$ , peu soluble dans l'eau, est très soluble dans le cyclohexane  $\text{C}_6\text{H}_6$  qui est un solvant polaire.

