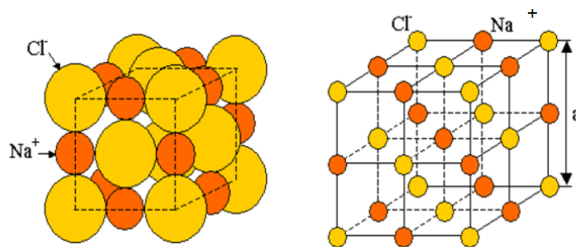


Le solide ionique

Un solide ionique (ou cristal ionique) est constitué d'un **empilement compact et régulier** de cations et d'anions, assimilés à des sphères dures, dans l'espace. Il reste cependant **électriquement neutre**, malgré le fait qu'il soit constitué d'entités chargées électriquement.



La différence d'électronégativité entre deux ions voisins au sein d'un cristal ionique est **très grande**, ce qui implique que les liaisons sont **très polarisées**, on ne parle plus de liaisons covalentes mais de **liaisons ioniques**. La cohésion d'un solide ionique est assurée par les interactions électrostatiques entre voisins de charges opposées respectant la loi de Coulomb : Les cations et les anions s'attirent mutuellement.

La formule chimique d'un solide ionique (ou formule statistique) comporte le nombre minimal de cations et d'anions permettant la neutralité électrique. Elle commence toujours par le symbole du cation. Exemple :

Les solvants

Quelques rappels :

- Une solution est obtenue par dissolution d'un soluté (ionique ou moléculaire) dans un solvant. Le soluté peut être un solide, un liquide ou un gaz
- Lorsque le solvant est l'eau, on parle de solution aqueuse
- Une solution électrolytique est une solution contenant des ions : elle est électriquement neutre mais conduit le courant électrique.

Au chapitre précédent, on a vu que lorsqu'une molécule possède des doublets liants polarisés et que le barycentre des charges partielles positives ne coïncide pas avec le barycentre des charges partielles négatives, elle constitue une molécule polaire, assimilable à un dipôle électrique comme une pile :

- La molécule d'eau est une molécule polaire : **L'eau est un solvant polaire.**
- La molécule d'éthanol possède des liaisons C-O et O-H polarisées. De plus sa géométrie fait que la molécule est polaire : L'éthanol est un solvant polaire.
- La molécule de cyclohexane est constituée uniquement de liaisons C-H et C-C très peu polarisées : Le **cyclohexane est un solvant apolaire.**

À RETENIR

- Un solvant constitué de molécules polaires est un solvant polaire
- Un solvant constitué de molécules apolaires est un solvant apolaire.

La dissolution des solides ioniques

À RETENIR

Les solides ioniques sont **très solubles** dans les **solvants polaires**. On parle de **solvatation**. La solvatation des ions s'effectue en trois étapes.

Etape 1 - La dissociation du solide

Il y a dissociation du solide ionique avec formation d'ions en solution. Cette dissociation est due à l'action électrostatique attractive avec les molécules d'eau.

Etape 2 - La solvatation des ions

Par attraction électrostatique, les ions passés en solution s'entourent d'un « bouclier » de molécules d'eau qui les empêche de se rapprocher et de former à nouveau des liaisons : c'est le phénomène d'hydratation dans le cas où le solvant est l'eau et de solvatation dans le cas général.

Etape 3 - La dispersion des ions

Sous l'effet de l'agitation thermique (ou par une agitation mécanique réalisée par un agitateur magnétique), les ions hydratés se répartissent progressivement dans l'ensemble du solvant au bout d'un temps plus ou moins long : On obtient un **mélange homogène : la solution**.

Quelques équations de dissolution dans l'eau

La dissolution d'un solide ionique dans l'eau est modélisée par une équation de réaction de dissolution qui doit respecter la **conservation des éléments chimiques** et de la **charge électrique**. Exemples :

- dissolution de KCl(s) formé d'ions K^+ et Cl^- :
- dissolution de $\text{K}_2\text{SO}_4(\text{s})$ formé d'ions K^+ et SO_4^{2-} :
- dissolution de $\text{MgBr}_2(\text{s})$ formé d'ions Mg^{2+} et Br^- :

La concentration effective des ions en solution

A retenir

La concentration molaire effective d'une espèce X dissoute, notée $[X]$, est la quantité de matière de cette espèce dissoute dans un litre de solution :

$$[X] = \frac{n(X)}{V_{\text{solution}}}$$

avec la quantité de matière $n(X)$ en mol et le volume de solution V_{solution} en litres afin d'obtenir la concentration en quantité de matière effective $[X]$ en mol.L^{-1}

Questions

1. Représenter autour de chaque ion en solution, trois molécules d'eau orientées de la bonne manière qui illustre le phénomène de solvatation des ions par les molécules polaires.



On souhaite maintenant réaliser la dissolution de 4,0 grammes de chlorure de sodium dans 25,0 mL d'eau.

Données :

Masse molaires : $M(\text{Na}) = 23 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{S}) = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

2. Calculer la quantité de matière **apportée** de chlorure de sodium solide afin de préparer la solution.

3. Ecrire l'équation de dissolution du chlorure de sodium dans l'eau, puis, sans faire aucun calcul, prévoir quelle sera la quantité de matière d'ions sodium et d'ions chlorure en solution.

Activité n° 1 - La dissolution des solides ioniques

4. Compléter le tableau d'avancement associé à cette dissolution, en supposant qu'elle soit totale, et calculer la **concentration en quantité de matière effective** de la solution pour les ions chlorure et pour les ions sodium.

État du système	Avancement	quantités de matière		
État initial	$x = 0$			
État intermédiaire	x			
État final	$x_{\max}$			

A retenir

Activité n° 1 - La dissolution des solides ioniques

Préparation d'une solution de sulfate de fer (III)

On souhaite maintenant réaliser 500 mL d'une solution de sulfate de fer (III) d'une concentration en **quantité de matière effective** en ion Fe^{3+} égale à $[\text{Fe}^{3+}] = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

5. Écrire l'équation de dissolution du sulfate de fer (III) solide $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ et remplir le tableau d'avancement associé à cette dissolution. La formule de l'ion sulfate est SO_4^{2-} .

État du système	Avancement	quantités de matière		
État initial	$x = 0$			
État intermédiaire	x			
État final	x_{max}			

6. Calculer la masse de sulfate de fer (III) à **apporter** afin d'obtenir la solution demandée.