

Objectif : expliquer la cohésion et la dissolution d'un solide ionique.

Document 1 : le chlorure de sodium, un solide ionique.

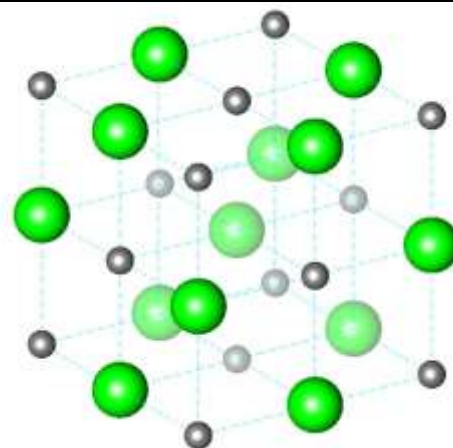
Le sel de cuisine est un solide constitué d'ions sodium et d'ions chlorure.

Ces ions sont disposés selon une structure bien précise à l'échelle atomique qui se répète dans le solide : on parle de cristal ionique.

La formule statistique du chlorure de sodium est NaCl : cela signifie que le motif qui se répète à l'identique dans tout le cristal est constitué d'un ion sodium et d'un ion chlorure.

On représente la maille élémentaire du chlorure de sodium en représentant les positions des ions chlorure et des ions sodium dans une figure géométrique de référence. Pour le chlorure de sodium, cette structure est dite « cubique à face centrées ».

La cohésion du solide ionique s'explique par l'interaction électrostatique.

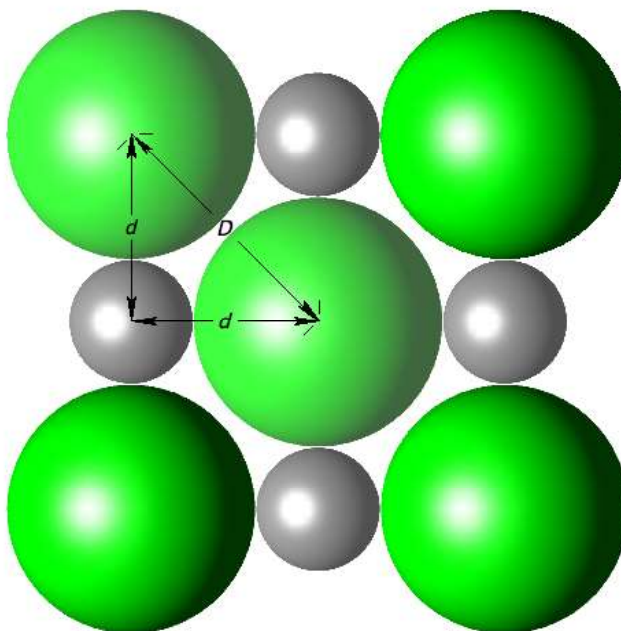


Maille élémentaire du chlorure de sodium

Questions :

1. Dans une mole de chlorure de sodium, quelle est la quantité de matière d'ions chlorure et d'ions sodium ?
2. En déduire la signification de la formule statistique.
3. Quelle doit être la formule statistique du chlorure de calcium, constitué d'ions calcium Ca^{2+} et d'ions chlorure ?

On note d la distance entre un ion chlorure et l'ion sodium le plus proche, et D la distance entre le même ion chlorure et l'ion chlorure le plus proche. On représente un plan de la maille élémentaire pour simplifier la situation :

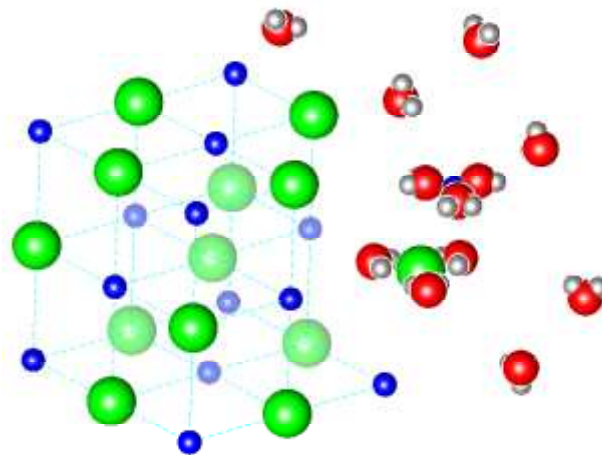


4. Représenter les forces électrostatiques qui s'exercent sur l'ion chlorure central.
5. En utilisant la loi de Coulomb, justifier que la cohésion d'un solide ionique est expliquée par l'interaction électrostatique.

Document 2 : L'eau, un solvant polaire.

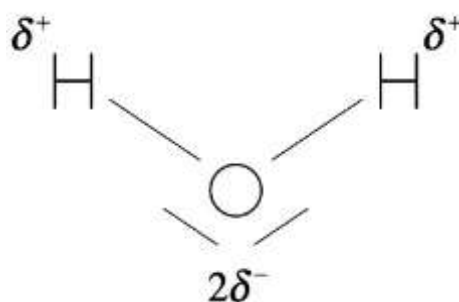
Les molécules d'eau sont des molécules polaires.
Lorsqu'un solide ionique comme le chlorure de sodium se dissout dans l'eau, à l'échelle moléculaire les molécules d'eau attirent les ions qui sont alors arrachés au cristal. Le phénomène se poursuit jusqu'à ce que tous les ions soient passés en solution.

Une molécule est polaire lorsqu'elle forme un dipôle électrostatique permanent : le barycentre des charges positives n'est pas confondu avec celui des charges négatives. La molécule, toujours électriquement neutre, est alors polarisée.



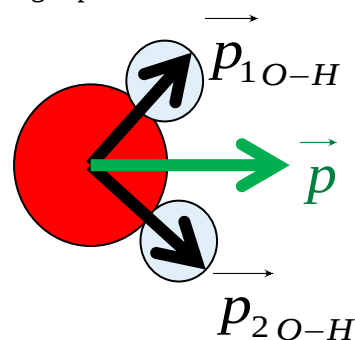
La polarisation de la molécule d'eau vient de la polarisation de chacune des liaisons O-H, et de la géométrie de la molécule.

La polarisation d'une liaison chimique vient de la différence d'électronégativité entre les deux atomes liés. Une charge partielle positive δ^+ apparaît alors sur l'atome le moins électronégatif, alors qu'une charge partielle négative δ^- apparaît sur l'atome le plus électronégatif. La molécule est globalement neutre.



La polarisation d'une liaison est modélisée par un vecteur, appelé moment dipolaire. Ce vecteur est orienté de l'atome le plus électronégatif vers l'atome le moins électronégatif. La polarisation totale de la molécule est la somme des moments dipolaires de chaque liaison : si cette somme est non nulle, alors la molécule est polaire.

Charges partielles dans la molécule d'eau



Moment dipolaire de la molécule d'eau

Document 3 : l'échelle d'électronégativité.

L'électronégativité mesure la capacité d'un atome à attirer vers lui les électrons du doublet liant de la liaison covalente avec un autre atome.

H : 2,1	-	-	-	-	-	-
Li : 0,98	Be : 1,57	B : 2,04	C : 2,55	N : 3,04	O : 3,44	F : 3,98
Na : 0,93	Mg : 1,31	Al : 1,61	Si : 1,90	P : 2,19	S : 2,58	Cl : 3,16
K : 0,82	Ca : 1,00	Ga : 2,01	Ge : 2,01	As : 2,18	Se : 2,55	Br : 3,06
Rb : 0,82	Sr : 0,95	In : 1,78	Sn : 1,96	Sb : 2,05	-	I : 2,66

Questions :

1. Qu'est-ce qu'une molécule polaire ?
2. Expliquer pourquoi la molécule d'eau est polaire.
3. Le méthane CH_4 est apolaire. Pourquoi ?
4. Pourquoi un solide ionique se dissout-il dans un solvant polaire, et non dans un solvant apolaire ?

Activité expérimentale : solide ionique et solutions ioniques.

Objectif : réaliser des solutions ioniques de concentration donnée par dissolution et par dilution.

Compétence travaillée			
Réaliser une solution de concentration donnée par dissolution.		Réaliser une solution de concentration donnée par dilution.	
 Ecrire une équation de dissolution.		 Utiliser la relation de dilution pour calculer un volume à prélever.	
 Déterminer la masse à peser pour obtenir une solution de concentration donnée.		 Prélever la solution mère dans un bécher.	
 Réaliser une pesée avec précision.		 Réaliser un prélèvement à la pipette graduée.	
 Utiliser correctement une fiole jaugée.		 Compléter une fiole jaugée jusqu'au trait de jauge.	
 Organiser sa paillasse de façon efficace.		 Agiter pour homogénéiser.	

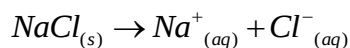
Les ions cuivre peuvent être présents dans plusieurs solides ioniques, notamment dans deux solides bleus, le chlorure de cuivre (II) et le sulfate de cuivre (II) pentahydraté $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Proposer un protocole expérimental permettant de déterminer si un solide est du sulfate de cuivre pentahydraté ou du chlorure de cuivre.

Vous disposez de la verrerie et du matériel usuels en chimie, de 10,0 g de sulfate de cuivre pentahydraté, de l'échantillon et d'un spectrophotomètre.

Document 1 : aspect macroscopique de la dissolution d'un solide ionique.

Lorsque le chlorure de sodium se dissout dans l'eau, on décrit ce qui se produit à l'échelle macroscopique par une équation de dissolution :



Ainsi, Lorsqu'on dissout une mole de chlorure de sodium dans l'eau, on obtient une mole d'ions chlorure et une mole d'ions sodium.

Dans un litre d'eau, cela donne donc une concentration effective en ions sodium de 1 mol.L^{-1} et une concentration effective en ions chlorure de 1 mol.L^{-1} .

Comme on a dissout une mole de chlorure de sodium dans 1 L d'eau, on dit que la concentration en soluté apporté de chlorure de sodium est de 1 mol.L^{-1} .

Document 2 : deux solides ioniques.

Le chlorure de cuivre (II) est un solide ionique de formule statistique CuCl_2 . Sa masse molaire est de $134,5 \text{ g.mol}^{-1}$. Il est très soluble dans l'eau et est employé pour réaliser des solutions de chlorure de cuivre servant lors d'électrolyses, ou en tant que complément alimentaire, source de l'élément cuivre qui est un oligo-élément de l'organisme.

Le sulfate de cuivre pentahydraté a pour formule statistique $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Il a une masse molaire de $249,6 \text{ g.mol}^{-1}$. Il est très soluble dans l'eau. C'est la forme hydratée du sulfate de cuivre anhydre, qu'on utilise pour tester la présence d'eau.

Une même masse de sulfate de cuivre pentahydraté libère donc moins d'ions cuivre Cu^{2+} lors de sa dissolution que le chlorure de cuivre.