

## Les solutions électrolytiques

### I) MOLECULES POLAIRES :

#### 1) La molécule d'eau:

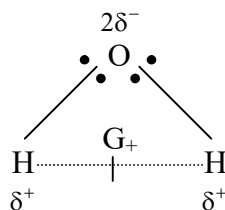
##### Caractère dipolaire de la molécule d'eau :

Le but de ce travail est d'interpréter le résultat de l'expérience observée. Un filet d'eau pure (ne contenant pas d'ions) subit toujours une force d'attraction aussi bien par un objet chargé positivement que par un objet chargé négativement.

- Représenter le schéma de Lewis de la molécule d'eau.
- Représenter la formule spatiale de la molécule d'eau (bien respecter sa géométrie réelle)
- En utilisant l'observation de l'expérience précédente, que pouvez-vous en conclure sur la répartition des charges électriques (donc des électrons) dans la molécule d'eau.
- Retrouver dans la classification périodique la position des éléments H et O, que pouvez-vous en conclure quant à leurs capacités à attirer les électrons des doublets liants qui constituent des liaisons O-H.
- Donner la définition d'un "élément électronégatif", où les trouve-t-on dans la classification périodique ? Donner quelques exemples d'éléments très électronégatifs.
- Faire un schéma de la molécule d'eau en faisant apparaître des charges partielles.

##### a) Représentation :

*L'électronégativité de l'oxygène est plus forte que celle de l'hydrogène. La molécule d'eau est polarisée de telle sorte que l'oxygène porte une densité de charge négative  $2\delta^-$  et chaque hydrogène une densité de charge positive  $\delta^+$ .*



*$G_+$  le barycentre des charges positives se situe au milieu du segment joignant les deux atomes d'hydrogène. Il apparaît alors qu'étant donnée la forme de la molécule d'eau, les barycentres des charges électriques positives et négatives (situé au niveau de l'atome d'oxygène) ne se superposent pas. La molécule d'eau présente donc 2 pôles électriques de nature différente.*

##### b) Conséquences

➤ *Si l'on modélise la molécule d'eau par un dipôle électrostatique, une charge positive attire la molécule par son barycentre des charges négatives, tandis qu'une charge négative attire la molécule par son barycentre des charges positives. Ainsi les interactions entre la molécule d'eau et une charge électrique sont toujours attractives, quelque soit le signe de la charge. (ex déviation d'un filet d'eau)*

➤ On dit que l'eau est un solvant polaire

#### 2) Notion d'électronégativité

➤ L'électronégativité d'un élément est la tendance d'un atome de cet élément à attirer les électrons de la liaison covalente dans laquelle il est engagé.

➤ D'une manière générale, l'électronégativité des éléments augmente de gauche à droite dans une ligne du tableau périodique et de bas en haut dans une colonne.

➤

## Les solutions électrolytiques

### 3) Molécule polaire:

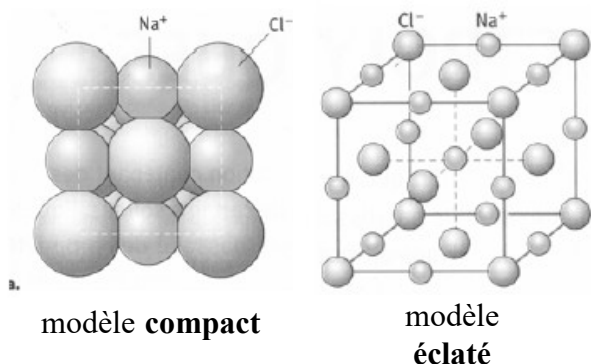
Si les deux atomes d'une molécule diatomique présente une forte différence d'électronégativité, les électrons de la liaison covalente sont attirés du côté de l'atome le plus électronégatif. Les barycentres des charges négatives et positives de la molécule ne sont pas confondus. La liaison covalente est dite polarisée et la molécule polaire.

## II) LES SOLIDES IONIQUES :

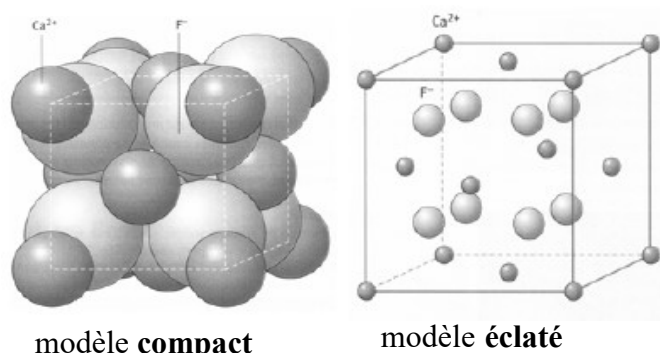
### **Activité Modèle de solide ionique cristallin**

Modèle de solides ioniques :

Cristal élémentaire de NaCl



Cristal élémentaire de CaF<sub>2</sub>



### 1) Structure d'un cristal ionique:

- Un solide ionique est un solide composé d'ions.
- Dans un solide ionique cristallin ou cristal ionique, les anions et les cations sont disposés de façon ordonnée et régulière dans l'espace.
- Globalement, un solide ionique contient autant de charges positives que de charges négatives. Il est donc électriquement neutre. Ainsi la formule chimique d'un solide ionique constitué de cations  $C^{p+}$  et d'anions  $A^{m-}$  est  $C_m A_p$ .

### 2) Cohésion du cristal:

- Dans un cristal ionique chaque ion est en contact avec des ions de charge opposée, qui sont ses plus proches voisins. Les forces d'interactions électrostatiques (ou coulombiennes) entre l'ion et ses plus proches voisins sont attractives.
- Il existe également des forces électrostatiques de répulsion entre les ions de même signe. Cependant les ions sont répartis de telle façon que les attractions l'emportent sur les répulsions.
- Ce sont donc les interactions coulombienne (= électrostatique) qui maintiennent les ions à leur place dans le cristal.

Rmq: les solides ioniques sont des isolants.

## II) SOLUTIONS AQUEUSES ELECTROLYTIQUES

### 1) Définition :

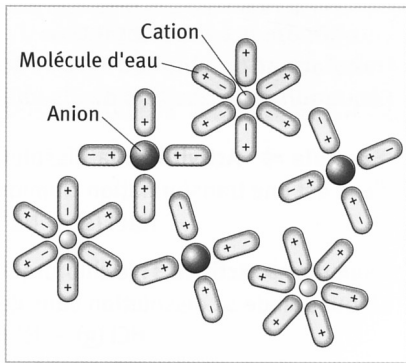
Une solution est obtenue par la dissolution d'un soluté dans un solvant. Lorsque la solution obtenue contient des ions, elle est dite électrolytique. Elle conduit alors le courant électrique.

### 2) Mécanisme de dissolution d'un électrolyte dans l'eau :

1<sup>ère</sup> étape: dissociation

Il y a dissociation du cristal ionique ou de la molécule de soluté avec formation d'ion. C'est l'action électrostatique attractive de l'eau qui est responsable de la dissociation

## Les solutions électrolytiques



➤ 2<sup>ème</sup> étape: la solvation

Par attraction électrostatique, les ions passés en solution s'entourent d'un "bouclier" de molécules d'eau, qui les empêchent alors de se rapprocher les uns des autres pour former des liaisons entre eux. C'est le phénomène de **solvation**. On le nomme également hydratation quand le solvant est l'eau.  
Rmq : les ions hydratés sont notés avec le qualificatif

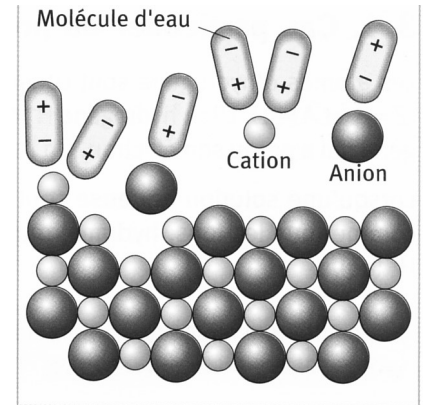
(aq), qui signifie aqueux.

➤ 3<sup>ème</sup> étape: la dispersion

Les ions hydratés se dispersent dans la solution et au bout d'un certain temps la solution devient homogène.

### 3) Equation chimique de la dissolution :

L'écriture des équations de dissolution doit respecter l'électroneutralité qui existe aussi bien dans le soluté que dans la solution électrolytique formée.



Nom du soluté	Formule du soluté (seul)	Formule de la solution ionique
Permanganate de potassium	$\text{KMnO}_4$	
Nitrate d'aluminium		
	$\text{Zn Cl}_2$	
Sulfate de fer (III)		
Carbonate de sodium		
		$(\text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-)$
Acide sulfurique		$(2 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-})$
Sulfure d'aluminium		
Phosphate d'argent	$\text{Ag}_3\text{PO}_4$	
Bromure d'ammonium		

Le phénomène de dissolution d'un électrolyte dans l'eau est une transformation chimique. La réaction associée est modélisée par l'équation chimique suivante:



### 1) Comment obtenir une solution électrolytique ?

- Par mise en solution d'un solide ionique → exemple: NaCl
- Par mise en solution d'un soluté liquide → exemple:  $\text{H}_2\text{SO}_4$
- Par mise en solution d'un soluté gazeux → exemple: HCl (expérience du jet d'eau)

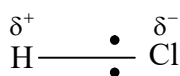
Caractère dipolaire de la molécule de chlorure d'hydrogène :

## Les solutions électrolytiques

- Donner la formule et le schéma de Lewis du chlorure d'hydrogène gazeux.
- Rechercher quel est l'élément le plus électronégatif dans la molécule de chlorure d'hydrogène.
- Que peut-on en conclure pour le doublet liant qui forme la liaison entre l'atome d'hydrogène et l'atome de chlore dans la molécule ?
- Représenter la formule développée de cette molécule et faire apparaître les charges partielles que portent les atomes à cause de leur différence d'électronégativité.
- En déduire une interprétation sur le mode de rupture de la liaison entre H et Cl lors de la dissolution du gaz dans l'eau.

La molécule de chlorure d'hydrogène

Le chlore est plus électronégatif que l'hydrogène. Le doublet électronique qui assure la liaison entre ces deux atomes est donc déplacé vers le chlore. Il apparaît donc une densité de charge négative autour du chlore et une densité de charge positive autour de l'hydrogène. Cette molécule est polaire et on la représente ainsi:



### 2) Cas particulier du proton :

Le proton  $\text{H}^+$  s'associe par une véritable liaison à une molécule d'eau pour former l'ion oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$ .



Cet ion oxonium est lui-même solvato ou hydraté.

## II) CONCENTRATION:

Afin de représenter les **concentrations molaires des espèces chimiques dans la**

**solution, on utilisera la convention d'écriture suivante :**

$$[\text{ION}] = \frac{n_{\text{ION}}}{V_{\text{solution}}}$$

$$\text{Exemple : } [\text{Ca}^{2+}] = \frac{n(\text{Ca}^{2+})}{V_{\text{solution}}} = \frac{2 \cdot x_{\text{max}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{2 \cdot n}{V_{\text{solution}}} = \frac{2 \cdot 0,10}{100 \cdot 10^{-3}} = 2,0 \text{ mol.L}^{-1}$$

Calculer la concentration molaire en ion phosphate dans la solution.

Exprimer la concentration molaire en ions calcium et en ion phosphate dans la solution en fonction de concentration molaire en soluté apporté C.

### 1) Concentration molaire de soluté apporté:

La concentration molaire de soluté apporté est égale au rapport de la quantité de matière n de soluté apporté par le volume de solution. On la note C:

$$C = \frac{n}{V}$$

avec

C en mol.L<sup>-1</sup>

n en mol

V en L

### 2) Concentration molaire des espèces en solution:

La concentration de soluté apporté se réfère à ce qui a été introduit dans le solvant et non à ce qui est effectivement présent en solution.

## Les solutions électrolytiques

La concentration molaire d'une espèce X présente en solution est égale au rapport de la quantité de matière  $n(X)$  de cette espèce dans la solution par le volume  $V$  de la solution. On la note  $[X]$ :

$$[X] = \frac{n(X)}{V} \quad \text{avec}$$

$$\begin{aligned} [X] &\text{ en mol.L}^{-1} \\ n(X) &\text{ en mol} \\ V &\text{ en L} \end{aligned}$$

### 3) Cas général:

On introduit dans un volume  $V$  de solvant (l'eau) une quantité de matière  $n$  du soluté  $C_m A_p$ . (ce soluté peut être solide liquide ou gazeux).

Le tableau d'avancement de cette dissolution donne:

	$C_m A_p \rightarrow m C_{aq}^{p+} + p A_{aq}^{m-}$		
Etat initial	$n$	$0$	$0$
Etat final	$0$	$m.n$	$p.n$

On a donc:

$$C = \frac{n}{V} \quad \text{et} \quad \begin{aligned} [C_{aq}^{p+}] &= m \times \frac{n}{V} = m \times C \\ [A_{aq}^{m-}] &= p \times \frac{n}{V} = p \times C \end{aligned}$$