

La mer est une solution ionique ou solution électrolytique de volume immense.

- Qu'est-ce qu'une solution électrolytique ?
- Quelles sont les caractéristiques de ses constituants ?
- Comment peut-on calculer la concentration de ces constituants ?



### I- Le solide ionique :

Un solide ionique (cristal ionique) est constitué d'**anions** et des **cations** régulièrement disposés dans l'espace.

La formule d'un solide ionique constitué des ions  $X^{a+}$  et  $Y^{b-}$  s'écrit sous la forme  $X_b Y_a$ .

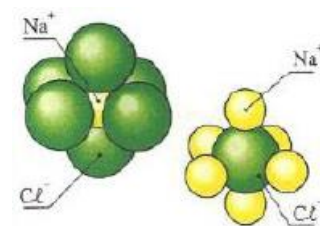
#### Exemples :

Cristal	Ions	Formule du cristal	Modèle du cristal
Chlorure de sodium	$Na^+$ et $Cl^-$	$NaCl$	
Fluorure de calcium	$Ca^{2+}$ et $F^-$	$CaF_2$	

Dans un cristal de **chlorure de sodium** chaque ion chlorure  $Cl^-$  est entouré de **six** ions sodium  $Na^+$  et de même, chaque ion  $Na^+$  est entouré de **six** ions  $Cl^-$ . Deux ions semblables ne peuvent pas se toucher.

La **cohésion du cristal** est assurée par l'existence d'interaction électrique entre **les anions** (ion  $Cl^-$ ) et **les cations** (ion  $Na^+$ ), conformément à la loi de coulomb.

Alors on peut dire que un solide ionique est **électriquement neutre**.



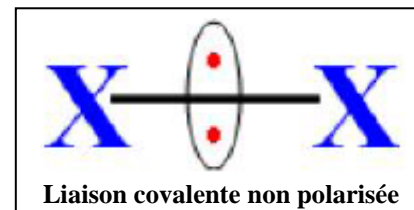
Chaque ion sodium  $Na^+$  est entouré de six ions chlorure  $Cl^-$  et inversement.

## II- Caractère dipolaire d'une molécule :

### 1- Liaison covalente polarisée et électronégativité :

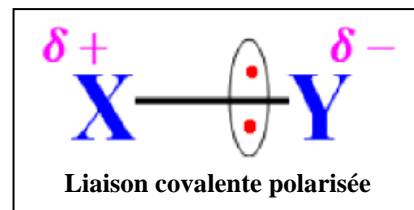
Les molécules sont formées d'atomes liés par *des liaisons covalentes*.

Deux atomes liés par *une liaison covalente* simple mettent en *commun* un électron chacun, le doublet ainsi constitué étant localisé entre les deux atomes.



Une liaison covalente simple entre deux atomes est dite **polarisée** si les deux électrons mis en commun ne sont pas répartis de manière équivalente entre les atomes, dans le cas contraire la liaison est dite **non polarisée**.

Dans de nombreux cas, le doublet d'électrons est plus de fortement attiré par un atome que par l'autre.



L'atome le plus proche du doublet électronique porte donc *une charge partielle négative* notée ( $\delta^-$ ), l'autre atome, loin du doublet électronique, porte alors *une charge partielle positive* notée ( $\delta^+$ ).

On dit que la liaison covalente est **polarisée**, et que l'atome qui a attiré le doublet électronique est plus électronégatif que l'autre.

**L'électronégativité** est l'aptitude qu'a un atome à attirer vers lui le doublet électronique de la liaison covalente.

L'électronégativité d'un élément chimique dépend de sa position dans le tableau de la classification périodique.

*Elle augmente de gauche à droite sur chaque période et de bas vers le haut sur chaque groupe.*

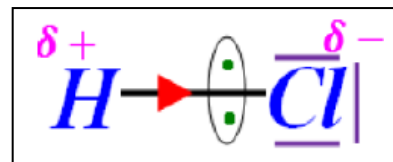
### 2- Molécules dipolaires :

Une molécule est dipolaire :

- Si elle présente au moins une liaison covalente polarisée :
- Si sa géométrie est telle que le barycentre des charges partielles positives ne coïncide pas avec le barycentre des charges partielles négatives.

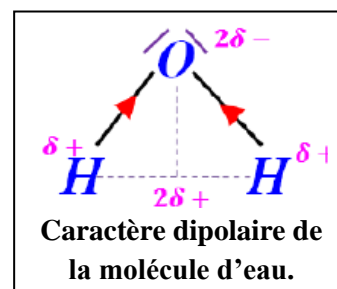
#### a- Molécule de chlorure d'hydrogène :

L'atome de chlore est plus électronégatif que l'atome d'hydrogène, il attire à lui le doublet de la liaison  $H-Cl$ . Cette liaison covalente est donc polarisée et **la molécule de chlorure d'hydrogène est dipolaire** : elle se comporte comme un dipôle.



#### b- Molécule d'eau :

Du fait que l'oxygène est plus électronégatif que l'hydrogène, les deux liaisons covalentes  $O-H$  sont polarisées. Et puisque la molécule de  $H_2O$  est *coudée*, le barycentre k des deux charges partielles positives ( $\delta^+$ ), ne coïncide pas avec la charge partielle négative ( $2\delta^-$ ) : **la molécule d'eau est dipolaire**.



Elle peut être considérée comme un ensemble de deux charges ponctuelles de signes opposés ( $2\delta^-; 2\delta^+$ ) non confondues.

L'ensemble, constitue un dipôle électrique : on dit que l'eau est *un solvant polaire*.

Le caractère dipolaire de la molécule d'eau est mis en évidence par l'expérience d'électrisation (Fig ci- contre). Le filet d'eau est dévié car chaque molécule d'eau est attirée par les charges électriques du tube en plastique frotté.



Expérience illustrant le caractère dipolaire des molécules d'eau.

### III- Solutions aqueuses électrolytiques :

#### 1- Activités:

**Objectif :** Préparer une solution aqueuse de chlorure de sodium.

**Matériel expérimental :** Chlorure de sodium  $NaCl$  (sel de cuisine) – eau distillée – électrolyseur – spatule – générateur de tension – lampe – fils de connexion.

- On branche en série, un générateur de courant continu, une lampe, une cellule d'électrolyse, dans laquelle on place de l'eau distillée
- On applique une tension de 4,5V, on observe l'état de la lampe (Fig1).
- On verse une petite quantité de **sel** dans l'électrolyseur et on agite jusqu'à dissolution totale, on observe l'état de la lampe (Fig2).

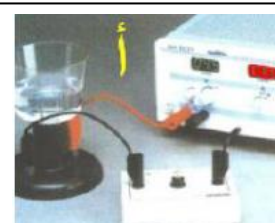


Figure 1

**1- Comparer l'état de la lampe dans les deux cas. Que peut-on en déduire ?**

Pour le premier cas (Fig1) : la lampe ne brille pas.

Pour le deuxième cas (Fig2) : la lampe brille.

L'expérience montre que lorsqu'on ajoute de chlorure de sodium à l'eau distillée, on obtient une solution de chlorure de sodium qui est un bon conducteur d'électricité.



Figure 2

**2- Comment expliquer le passage du courant électrique dans la solution aqueuse de chlorure de sodium ?**

La solution aqueuse de chlorure de sodium conduit le courant électrique, car elle contient des ions mobiles qui assurent le passage du courant.

**3- La solution qui permet le passage d'un courant électrique est appelée : solution électrolytique. Peut-on dire que la solution aqueuse de chlorure de sodium est une solution électrolytique ?**

Oui ; la solution de chlorure de sodium est une solution électrolytique, car elle contient des ions mobiles qu'assurent le passage du courant.

#### 2- Résumé :

- On obtient une solution par dissolution d'un solide ou d'un gaz ou d'un liquide dans un liquide appelé *solvant*.
- Si le solvant est l'eau, la solution est dite : *Solution aqueuse*.
- Si la solution contient des ions, elle est dite ; *solution ionique*, et puisqu'elle est conductrice du courant électrique, on l'appelle : *Solution électrolytique*.

- Les corps dont la dissolution dans l'eau donne une solution électrolytique, sont appelés des *électrolytes*. Parmi les électrolytes on trouve des solides ioniques et quelques corps moléculaires.

*L'écriture du symbole d'une solution électrolytique doit tenir compte de l'électro-neutralité de la solution.*

**Exemples :**

- ✓ Le symbole d'une solution de chlorure de sodium a pour symbole :  $(Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)})$ .
- ✓ Le symbole d'une solution d'acide sulfurique :  $(2H^+_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)})$  ou  $(2H_3O^+_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)})$ .
- ✓ Le symbole d'une solution de sulfate de cuivre II :  $(Cu^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)})$ .

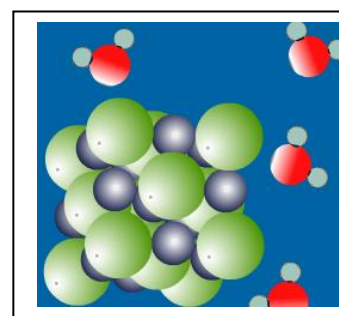
**3- Dissolution d'un électrolyte dans l'eau :**

La dissolution d'un électrolyte dans l'eau s'effectue selon trois étapes : **dissociation, solvation (ou hydratation) et dispersion.**

**a- Etape de dissociation :**

A cause de son caractère dipolaire, la molécule *d'eau* se comporte comme un *dipôle électronique*.

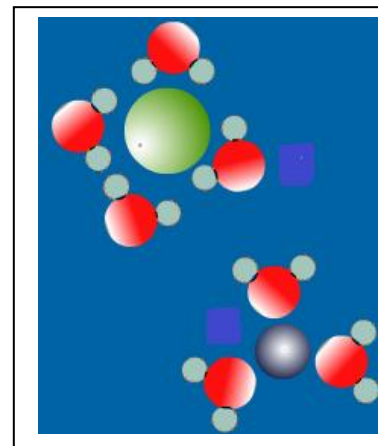
Quand des cristaux d'un solide ionique sont mis dans l'eau, Les cations sont attirés par les pôles négatifs des molécules d'eau et les anions sont attirés par les pôles positifs des molécules d'eau.



**b- Etape de solvation :**

Après dissociation d'un cristal, les ions (anions et cations) s'entourent d'un cortège de molécules d'eau joue le rôle de bouclier empêchant les ions de se rapprocher et former des liaisons entre eux. Ils sont hydratés ou solvatés.

C'est le phénomène de **solvation**, nommé également **hydratation** quand le solvant est l'eau.



**Remarque :** Les ions hydratés sont désignés par le qualificatif *(aq)*.

**Exemples :**  $Na^+_{(aq)}$  ;  $Cl^-_{(aq)}$  ;  $Cu^{2+}_{(aq)}$ .

**Cas particulier :**

L'ion hydrogène  $H^+_{(aq)}$  nommé aussi proton, s'hydrate en solution aqueuse et sera noté  $H^+_{(aq)}$  ; mais on peut l'écrire également  $H_3O^+_{(aq)}$ , sous cette forme, on l'appelle *ion oxonium*.

**c- Etape de dispersion :**

Après l'étape de dissociation et l'étape de solvation, les ions hydratés se dispersent dans la solution, et au bout d'un certain temps, la solution devient homogène : c'est **la dispersion**. L'agitation permet d'accélérer cette étape.

## IV- Concentrations molaires :

### 1- Activité :

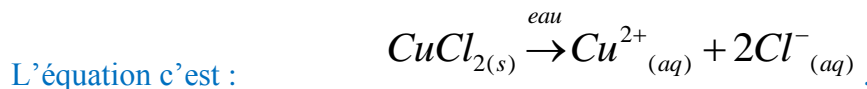
On prépare dans une fiole jaugée de volume  $V = 100\text{ml}$ , une solution aqueuse contenant  $n = 4,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$  de chlorure de cuivre (II)  $\text{CuCl}_{2(s)}$ .

1- Quelle est la concentration molaire de soluté apporté ?

Par définition la concentration molaire de soluté apporté vaut :

$$c(\text{CuCl}_{2(s)}) = \frac{n}{V} = \frac{4,00 \cdot 10^{-3}}{100 \cdot 10^{-3}} \quad \text{alors} \quad c(\text{CuCl}_{2(s)}) = 4,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol / L}$$

2- Ecrire l'équation de la dissolution de  $\text{CuCl}_{2(s)}$  dans l'eau.



3- Déterminer la quantité de matière pour chaque ion :

Dans cette solution on a :

$$n(\text{Cu}^{2+}_{(aq)}) = n$$

et  $n(\text{Cl}^{-}_{(aq)}) = 2n$

Equation	$\text{CuCl}_{2(s)} \xrightarrow{\text{eau}}$	$\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$	+	$2\text{Cl}^{-}_{(aq)}$
Quantité utilisée	$n_0$	0		0
Quantité en solution	0	$n_0$		$2n_0$

4- Les concentrations molaires de ces ions sont appelées *concentrations molaires effectives en solution*

et notée  $[\text{Cu}^{2+}]$  et  $[\text{Cl}^{-}]$ . Calculer ces concentrations :

On a :

$$[\text{Cu}^{2+}] = \frac{n(\text{Cu}^{2+})}{V} = \frac{n}{V} = c = 4,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol / L}$$

$$[\text{Cl}^{-}] = \frac{n(\text{Cl}^{-})}{V} = \frac{2n}{V} = 2.c = 8,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol / L}$$

Et

### 2- Résumé :

Dans une solution non saturée, la concentration molaire de soluté A apporté, ou concentration molaire de la solution en A, notée  $C(A)$  :

$$c(A) = \frac{\text{quantité } n(A) \text{ de soluté introduit}}{\text{volume } V \text{ de la solution}} = \frac{n(A)}{V}$$

mol

mol / L

L

Pour l'ion X effectivement présent en solution, la concentration molaire effective est notée  $[X]$ .

$$[X] = \frac{\text{quantité } n(X) \text{ d'ion X présent}}{\text{volume } V \text{ de la solution}} = \frac{n(X)}{V}$$

mol

mol / L

L

On sait que pour la concentration massique  $C_m = \frac{m}{V}$ , et on a  $C = \frac{n}{V}$

Alors on peut écrire :  $C_m = C.M(X)$