

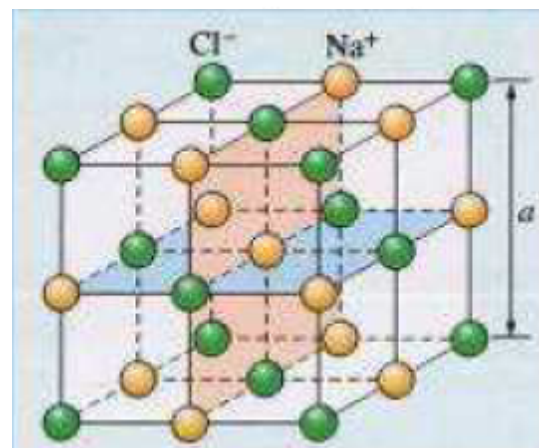
## Chapitre 3: Concentration et solutions électrolytiques

### I- Structure d'un solide ionique

- Un solide ionique est formé d'anions et de cations régulièrement disposés dans l'espace et formant une structure solide appelée cristal.
- La cohésion d'un solide ionique est assurée par les interactions électriques entre tous les anions et les cations.
- Le corps solide ionique est électriquement neutre : les charges positives des cations et les charges négatives des anions se compensent, il donne un isolant électrique.

#### - Exemple :

- Le chlorure de sodium est composé d'un assemblage d'un ion sodium ( $Na^+$ ) et d'un ion chlorure ( $Cl^-$ ).
- La formule statistique de chlorure de sodium est alors  $NaCl$ .



### II- molécules polaires

#### 1- L'électronégativité d'un élément chimique.

- L'électronégativité d'un élément traduit la tendance de cet élément à attirer le doublet d'électrons d'une liaison covalente qu'il forme avec un autre atome.
- Plus un élément est électro-négatif, plus il attire à lui le doublet d'électrons de la liaison covalente.

#### Remarque

L'électronégativité varie selon la place de l'élément dans la classification périodique :

- Sur la même ligne, elle augmente de gauche à droite.
- Dans la même colonne, elle augmente de bas en haut.

## 2- La molécule Polaire

### 2.1- Molécule de chlorure d'hydrogène.

Dans la molécule de chlorure d'hydrogène  $HCl$ , l'atome de chlore et l'atome d'hydrogène mettent en commun un doublet d'électrons constituant ainsi une liaison covalente.

Le chlore est plus électronégatif que l'hydrogène, le doublet électronique est proche de l'atome de chlore que de celui d'hydrogène, ce qui provoque l'apparition d'une charge partielle négative  $\delta^-$  sur l'atome de chlore et d'une charge partielle positive  $\delta^+$  sur l'atome d'hydrogène.



La liaison  $H - Cl$  est dite **polarisée**.

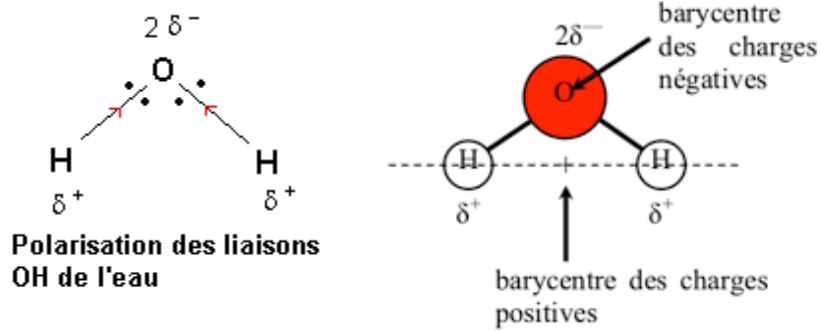
La molécule  $HCl$  a un **caractère dipolaire**.

### 2.2- Molécule d'eau

La molécule d'eau  $H_2O$  l'oxygène est plus électronégatif que l'hydrogène. Les deux liaisons covalentes  $O - H$  d'une molécule d'eau sont polarisées.

Il en résulte l'apparition d'une charge partielle  $2\delta^-$  sur l'atome d'oxygène et d'une charge partielle  $\delta^+$  sur chaque atome d'hydrogène.





Le barycentre des charges positives ne coïncide pas avec le barycentre de charges négatives, la molécule est polaire.

L'eau, constituée de molécules polaires, est un solvant polaire.

### 2.3- Caractère dipolaire d'une molécule

Une liaison entre deux atomes est polarisée si ces deux atomes sont différents.

Une molécule dans laquelle les barycentres des charges positives et négatives ne sont pas confondus est polaire.

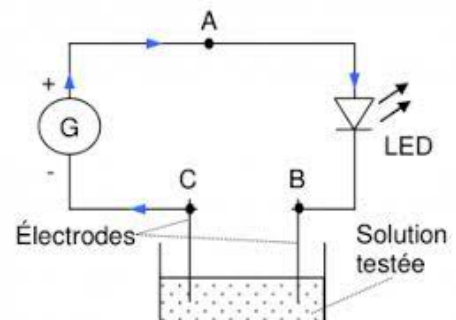
## III- Préparation des solutions aqueuses électrolytiques

### 1- Définition :

- Une solution électrolytique est obtenue en dissolvant une substance appelée **soluté** dans un liquide appelée **solvant**. Le soluté peut-être un solide, un liquide ou un gaz. Si le solvant est l'eau la solution obtenue est appelée **solution aqueuse**.
- Une solution électrolytique est une solution contenant des ions. Elle conduit le courant et elle est électriquement neutre.

### 2- Dissolution de solides ioniques dans l'eau :

Activité :

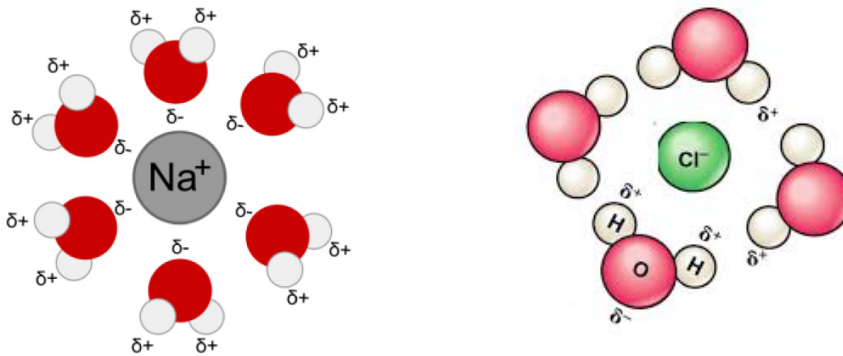


Lorsqu'on ajoute du chlorure de sodium à l'eau, celle-ci devient plus conductrice du courant électrique. On dit que la solution obtenue est électrolytique.

- Pourquoi la solution de chlorure de sodium est plus conductrice que l'eau distillée ?

La solution de chlorure de sodium contient des ions mobiles qui assurent le passage du courant : c'est une solution électrolytique.

Les molécules d'eau grâce à leur caractère polaire entrent en interaction avec les ions du cristal. Elles affaiblissent puis rompent les liaisons ioniques. Les ions se dispersent dans l'eau et s'entourent de molécules d'eau. On dit qu'ils s'hydratent.



Les ions sodium et chlorure sont notés :  $Na^+_{(aq)}$  et  $Cl^-_{(aq)}$ .

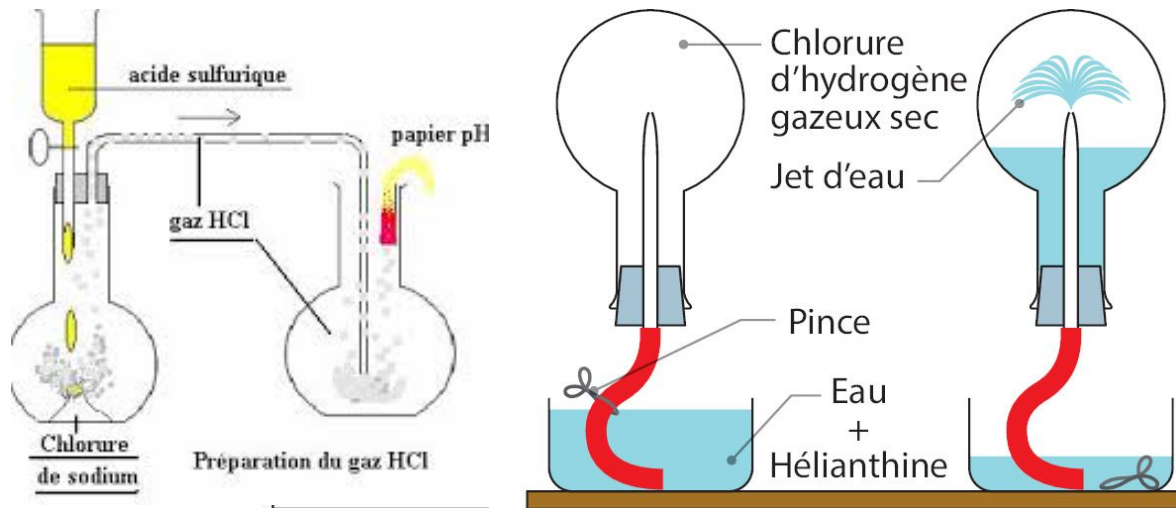
L'équation de la réaction de la dissolution du chlorure de sodium dans l'eau s'écrit :



La solution aqueuse de chlorure de sodium est notée :  $Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ .

### 3- Dissolution d'un gaz polaire dans l'eau

Le chlorure d'hydrogène  $HCl$  est un gaz à pression et température ordinaire qui se dissout très facilement dans l'eau (expérience du jet d'eau).



Lors de la dissolution, il se produit une transformation chimique due à une interaction entre les molécules de chlorure d'hydrogène et d'eau, toutes les deux polaires.

Les liaisons intermoléculaires affaiblissent la liaison covalente  $H - Cl$  pour se casser et conduisent ainsi à l'apparition des ions solvatés  $H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ .

L'équation de la réaction de la dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau s'écrit :



La solution aqueuse d'acide chlorhydrique est notée :  $H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ .

#### 4- Dissolution d'un liquide polaire dans l'eau

L'acide sulfurique pur est un liquide, sa formule est  $H_2SO_4$ .

Lors de la dissolution de l'acide sulfurique  $H_2SO_4$ , il se produit une transformation chimique due à une interaction entre les molécules d'acide sulfurique et d'eau. Ces deux types de molécules sont polaires. L'acide sulfurique se dissocie en ions hydrogène  $H^+_{(aq)}$  et ions sulfates  $SO_4^{2-}_{(aq)}$ .

L'équation de la réaction de la dissolution de l'acide sulfurique dans l'eau s'écrit :



La solution aqueuse de l'acide sulfurique contient seulement des ions solvatés notés :  $2H^+_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$ .

#### Acide sulfurique fumant

##### Oléum $H_2SO_4$

Réagit violemment au contact de l'eau  
 H314 (1A) : Provoque des brûlures de la peau et des lésions oculaires graves  
 H335 : Peut irriter les voies respiratoires  
 $\rho = 1,83 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ .



## IV- concentration molaire

### 1- Cas d'une solution :

La concentration molaire d'une solution en  $X$ , est la quantité de matière de soluté  $X$  dissoute par litre de solution :

$$C(X) = \frac{n(X)}{V} \quad \begin{cases} C(X): \text{concentration de la solution en soluté } X \text{ en mol. L}^{-1} \\ n(X): \text{quantité de matière de soluté } X \text{ mis en solution en mol} \\ V: \text{volume de la solution en L} \end{cases}$$

### 2- Cas d'une espèce dissoute

Si une espèce  $X$  est effectivement présente en solution, la concentration  $[X]$  de cette espèce est la quantité de matière  $n(X)$  de cette espèce présente par litre de solution.

$$[X] = \frac{n(X)}{V} \quad \begin{cases} [X]: \text{concentration de l'espèce } X \text{ en solution en mol. L}^{-1} \\ n(X): \text{quantité de matière de l'espèce } X \text{ en mol} \\ V: \text{volume de la solution en L} \end{cases}$$

### Remarque :

La notation  $[X]$  ne peut être utilisée que pour une espèce réellement présente en solution.

L'écriture  $[NaCl]$  n'a pas de sens car l'espèce  $NaCl$  n'existe pas en solution, il est totalement détruit par l'eau.

### 3- Exemple dissolution de chlorure de cuivre(II) dans l'eau

Soit une solution de chlorure de cuivre (II) de concentration  $C$

Equation de la réaction :	$CuCl_{2(s)} \xrightarrow{\text{eau}} Cu^{2+}_{(aq)} + 2Cl^{-}_{(aq)}$		
Quantité de matière apportée	$n_0$	0	0
Quantité de matière dans la solution	0	$n_0$	$2n_0$

La concentration molaire du soluté :

$$C = \frac{n_0}{V}$$

La concentration molaire effective des ions dans la solution :

$$[Cu^{2+}] = \frac{n_0}{V} = C$$

$$[Cl^-] = \frac{2n_0}{V} = 2C$$

Donc :

$$[Cl^-] = 2[Cu^{2+}]$$

### - Application :

Pour préparer une solution aqueuse de sulfate de sodium ( $Na_2SO_4$ ), on dissout une masse  $m = 14,2 \text{ g}$ . Le volume de la solution est  $V = 0,50 \text{ L}$ .

1- Déterminer la concentration en soluté apporté de cette solution.

2- Déterminer la concentration en ions sodium et en ions sulfate de la solution précédente.

### Corrigé

#### 1- Concentration de la solution en soluté apporté :

Relation 1 :

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

Relation 2 :

$$n = \frac{m}{M}$$

En combinant 1 et 2 on obtient :

$$C = \frac{m}{M \cdot V}$$

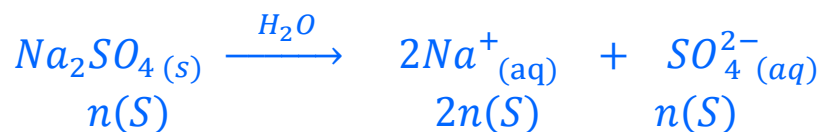
Masse molaire du soluté :

$$M = 2M(Na) + M(S) + 4M(O) = 2 \times 23 + 32,1 + 4 \times 16 = 142,1 \text{ g/mol}$$

Concentration en soluté apporté :

$$C = \frac{14,2}{0,50 \times 142,1} = 0,20 \text{ mol/L}$$

2- Pour Déterminer la concentration en ions sodium et en ions sulfate de la solution il faut utiliser l'équation de dissolution :



- Concentration en ion sodium :

$$\begin{aligned} [Na^+] &= \frac{2n(S)}{V} = 2C \\ [SO_4^{2-}] &= 0,40 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

- Concentration en ion sulfate :

$$\begin{aligned} [SO_4^{2-}] &= \frac{n(S)}{V} = C \\ [SO_4^{2-}] &= 0,20 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

### Remarque :

La concentration effective d'un ion dans la solution peut être différente de la concentration en soluté apporté.

## Exercices d'application

### Exercice 1 :

1-On considère une solution S de chlorure d'ammonium  $AlCl_3$  de concentration molaire  $C = 0,02 \text{ mol/L}$ .

Quelle est la concentration effective des espèces chimiques existant dans la solution.

2- La concentration molaire effective des ions chlorures dans la solution de chlorure de zinc est  $[Cl^-] = 0,01 \text{ mol/L}$ .

Quelle est la concentration molaire effective des ions  $Zn^{2+}$  dans la même solution.

### Exercice 2 :

On veut préparer un volume  $V = 250 \text{ mL}$  d'une solution de sulfate d'aluminium, de concentration massique  $C_m = 17,12 \text{ g/L}$ .



- 1- Quelle masse de sulfate d'aluminium doit-on utiliser ?
- 2- Quelle est la concentration molaire  $C$  de la solution obtenue, en sulfate d'aluminium.
- 3- Quelles sont les concentrations molaires de cette solution en anion sulfate et en cation aluminium.

Données :

Masses molaires des éléments :  $M(Al) = 27 \text{ g/mol}$  ,  $(O) = 16 \text{ g/mol}$  ,  
 $M(S) = 32 \text{ g/mol}$

### Exercice 3 :

Le sel de Mohr est un solide de formule  $FeSO_4(NH_4)_2SO_4 + 6H_2O$ . Lors de la dissolution de ce solide il se forme entre autre des ions ammonium  $NH_4^+$  et des ions sulfates  $SO_4^{2-}$ .

- 1- Calculer la masse molaire de sel de Mohr.
- 2- Ecrire l'équation de sa dissolution dans l'eau.
- 3- Quelles sont les concentrations molaires effectives de tous les ions présents.

Données :

Masses molaires des éléments :  $M(Fe) = 55,8 \text{ g/mol}$  ,  $(O) = 16 \text{ g/mol}$  ,  
 $M(S) = 32 \text{ g/mol}$  ,  $M(N) = 14 \text{ g/mol}$  ;  $M(H) = 1 \text{ g/mol}$

### Exercice 4 :

On mélange un volume  $V = 750 \text{ mL}$  d'une solution de chlorure de cuivre II ( $Cu_{(aq)}^{2+} + 2Cl_{(aq)}^-$ ), de concentration molaire de soluté apporté  $C = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ , avec un volume  $V' = 250 \text{ mL}$  de solution de chlorure de sodium ( $Na_{(aq)}^+ + Cl_{(aq)}^-$ ) de concentration molaire de soluté apporté  $C' = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ . On obtient une solution homogène sans apparition d'aucun précipité. Déterminer les concentrations molaires des ions présents dans la solution.