

# Solutions électrolytiques et concentrations

## Introduction : [www.coursfacile.com](http://www.coursfacile.com)

En agriculture, la croissance de ces plantes est favorisée par l'apport d'engrais.

L'engrais représenté ici est une solution aqueuse contenant des ions nitrates, potassium, phosphore...

- Qu'est-ce qu'une solution aqueuse ionique ?
- Comment la préparer et déterminer sa concentration ?

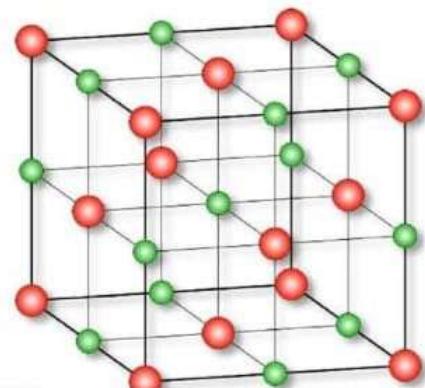


## I. Le corps solide ionique :

### 1. Le cristal ionique :

Un solide ionique (cristal ionique) est un solide constitué d'ions positifs (cation) et d'ions négatifs (anion) organisés dans un réseau cristallin. Il est caractérisé par :

- ✓ Une structure régulière et ordonnée
- ✓ Une forte cohésion due aux interactions électriques entre anions et cations.
- ✓ Un solide ionique est électriquement neutre.
- ✓ Souvent soluble dans l'eau.
- ✓ Isolant à l'état solide et conducteur lorsqu'il est dissous dans l'eau



**Exemple :** chlorure de sodium  $\text{NaCl}_{(s)}$ , est constituée par un arrangement ordonné d'ions  $\text{Na}^+$  et d'ions  $\text{Cl}^-$ .

#### a. Formule ionique :

On attribue au solide ionique constitué des ions  $X^{a+}$  et  $Y^{b-}$  : une formule chimique :  $X_b Y_a$

#### Exercice d'application 1

Complète le tableau ci-dessous :

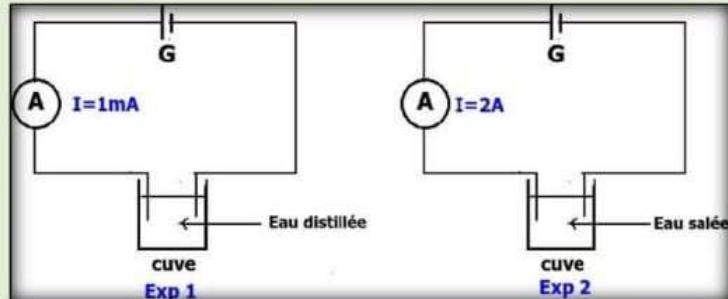
Le cristal	Les ions qui le constituent	Formule chimique
Chlorure de sodium	$\text{Na}^+$ et $\text{Cl}^-$	
Chlorure d'aluminium	$\text{Al}^{3+}$ et $\text{Cl}^-$	
Fluorure de calcium	$\text{F}^-$ et $\text{Ca}^{2+}$	

## II. Solution aqueuse électrolytique

### 1. Dissolution des solides ioniques dans l'eau

#### a. Expérience

On prend une cuve contenant de l'eau distillée et on la relie à un circuit électrique contenant un générateur, ampèremètre et fils de connexion (exp1), après on ajoute du **chlorure de sodium  $\text{NaCl}_{(s)}$**  à l'eau distillée (exp2)



### b. Observation :

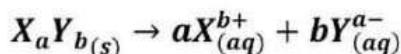
L'expérience montre que la solution de chlorure de sodium conduit le courant électrique

### c. Conclusion :

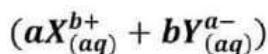
- ✓ On obtient une solution par dissolution d'un soluté (solide ou d'un gaz ou d'un liquide) dans un liquide appelé solvant.
- ✓ Si le solvant est l'eau, la solution est dite : Solution aqueuse.
- ✓ La dissolution d'un solide ionique dans l'eau permet d'obtenir une solution **ionique ou électrolytique** qui contient des ions.
- ✓ Une solution électrolytique est capable de conduire le courant électrique, car les ions qui la constituent sont des porteurs de charges capables de se déplacer dans la solution.
- ✓ Les corps dont la dissolution dans l'eau donnent une solution électrolytique, sont appelés des **electrolytes**.
- ✓ Parmi les electrolytes on trouve des solides ioniques et quelques corps moléculaires.

## 2. Equation chimique de la dissolution

- ✓ L'équation de dissolution d'un soluté dans l'eau s'écrit sous la forme :

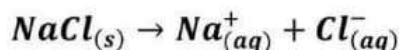


- ✓ La formule ionique de cette solution électrolytique s'écrit sous la forme :

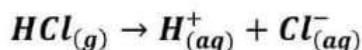


### Exemples :

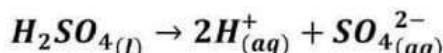
- Dissolution du **Chlorure de Sodium** dans l'eau :



- Dissolution du **Chlorure d'hydrogène gazeux** dans l'eau :



- Dissolution de l'**acide sulfurique liquide** dans l'eau :



**Remarque :** Pour expliquer le rôle de solvant (l'eau) dans la dissolution d'un solide ionique, il faut évoquer la notion de caractère dipolaire d'une molécule.

## III. Le caractère dipolaire d'une molécule

### 1. Notion de l'électronégativité

L'électronégativité est une grandeur qui traduit la capacité d'un atome à attirer vers lui le doublet d'électrons qui l'associe à un autre atome.

- Les atomes qui captent facilement des électrons sont très électronégatifs.
- Ceux qui perdent facilement des électrons sont peu électronégatifs.

Dans le tableau périodique : l'électronégativité augmente du gauche à droite d'une ligne (période), et de bas en haut d'une colonne (groupe).



## 2. Conséquences de cette électronégativité sur les molécules :

### a. Cas d'une molécule comporte deux atomes identiques :

Le doublet d'électron se situe au milieu des deux atomes. On dit que la liaison covalente est non polarisée ou apolaire.

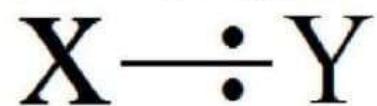
Exemple :

H <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub>
H $\div$ H	Cl $\div$ Cl

### b. Cas d'une molécule comporte deux atomes différents

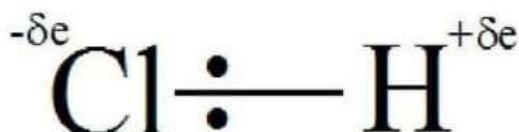
Dans ce cas le doublet d'électron qui lie les deux atomes n'est pas équitablement partagé, il est statiquement plus proche de l'atome le plus électronégatif ;

Alors le barycentre des charges négatives ne coïncide pas avec le barycentre des charges positives dans ce cas la molécule présente un caractère dipolaire on dit que la liaison est polaire.



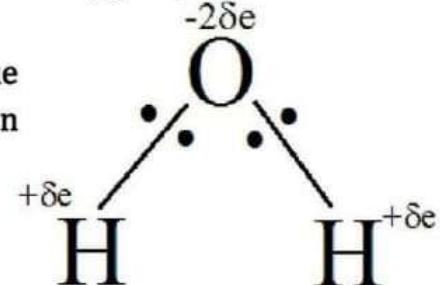
#### Exemple 1: le cas dans la molécule HCl :

- ✚ L'atome de Chlore, plus électronégatif que l'Hydrogène.
- ✚ Ce partage dissymétrie du doublet de liaison provoque l'apparition d'une charge partielle positive sur l'atome d'hydrogène  $+δe$  et une charge négative  $-δe$  sur l'atome de chlore.
- ✚ On dit que la liaison H-Cl est polarisée. et la molécule HCl a un caractère dipolaire.



#### Exemple 2 : Le cas de molécule d'eau H<sub>2</sub>O:

- ✚ L'électronégativité de l'atome d'Oxygène est plus élevée que de l'atome d'Hydrogène.
- ✚ Il apparaît une charge partielle positive  $+δe$  sur chaque atome d'Hydrogène et une charge partielle négative  $-2δe$  sur l'atome d'Oxygène, donc elles sont polarisées.
- ✚ On dit que H<sub>2</sub>O a un caractère dipolaire.



#### Remarque :

Le caractère dipolaire d'une molécule dépend non seulement de la polarisation des liaisons mais également de la géométrie de la molécule.

#### Exemple 3:

La molécule de CO<sub>2</sub> contient des liaisons covalentes polarisées mais la  $\text{O}=\text{C}=\text{O}$  molécule n'est pas polaire.

→ L'eau est un bon solvant car sa molécule a un caractère dipolaire

## IV. L'hydratation des ions et le rôle de l'eau dans la dissolution

La dissolution d'un solide ionique dans l'eau se fait en trois étapes :

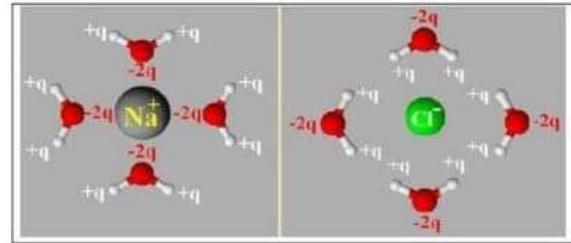
→ **Dissociation** : lorsque le solide ionique est introduit dans l'eau, les cations sont attirés par les pôles négatifs des molécules d'eau tandis que les anions sont attirés par les pôles positifs des molécules d'eau.

→ **Solvatation** : les ions passés en solution s'entourent de molécules d'eau, qui les empêche de se rapprocher les uns des autres pour former des liaisons entre eux.

C'est le phénomène de solvatation également appelé **hydratation** lorsque le solvant est de l'eau.

Les ions hydratés sont notés avec l'indice (aq).

→ **La dispersion** : les ions solvatés sont diffusés dans la solution en formant un mélange homogène.



## V. Les concentrations molaires

### 1. Concentration molaire du soluté apporté

C'est la quantité de matière de soluté apporté divisée par le volume de la solution obtenue.

$$C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_s}$$

→ **C** : Concentration molaire du soluté apporté (**mol.L<sup>-1</sup>**)

→ **n<sub>soluté</sub>** : quantité de matière du soluté apporté (**mol**)

→ **V<sub>s</sub>** : Volume de la solution (**L**)

### 2. Concentration molaire effective des espèces ioniques

La concentration molaire d'une espèce X se symbolise par [X] est donnée par la relation suivante

$$[X] = \frac{n(X)}{V_s}$$

→ Concentration molaire effective de l'espèce ionique (**mol.L<sup>-1</sup>**)

→ **n(X)** : quantité de matière de l'espèce ionique (**mol**)

→ **V<sub>s</sub>** : Volume de la solution (**L**)

#### Remarque :

Pour l'équation de dissolution :  $X_a Y_{(s)} \rightarrow aX_{(aq)}^{b+} + bY_{(aq)}^{a-}$

- On a :

$$\begin{aligned}[X] &= a \times C \\ [Y] &= b \times C\end{aligned}$$

#### Exercice d'application 2

Une masse  $m = 17,1\text{g}$  de sulfate d'aluminium  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  solide est dissoute dans  $V = 250\text{ml}$  d'eau. On donne  $M(\text{Al}) = 27\text{g/mol}$ ;  $M(\text{S}) = 32\text{g.mol}^{-1}$ ;  $M(\text{O}) = 16\text{g.mol}^{-1}$

1. Déterminer quantité de matière de soluté dissous dans l'eau ?
2. Trouver la concentration molaire en soluté apporté de la solution obtenue.
4. Ecrire l'équation bilan de la dissolution du sulfate d'aluminium dans l'eau.
5. En déduire les concentrations molaires effectives des ions  $\text{Al}^{3+}$  et  $\text{SO}_4^{2-}$  dans la solution.