

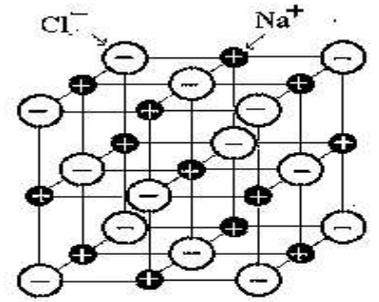
# Les solutions électrolytiques et les concentrations

## I. Solide ionique :

Un solide ionique est un solide composé d'ions. Etant donné qu'un tel solide est toujours électriquement neutre il associe toujours des cations et des anions dont les charges se compensent.

### Exemple :

La formule  $NaCl$  indique que le chlorure de sodium comporte autant d'ions sodium que d'ions chlorure. En effet chaque ion ne porte qu'une charge, une charge positive pour  $Na^+$  et une négative pour  $Cl^-$ .



## II. Molécule polaire

Une molécule est un ensemble d'atomes (au moins deux) identiques ou non, liées les uns aux autres par des liaisons chimiques. Ces dernières sont les résultats de la mise en commun d'un certain nombre d'électrons gravitant sur la couche externe des atomes.

La liaison dite covalente simple lorsque deux atomes mettent en commun un unique électron de leur couche externe chacun.

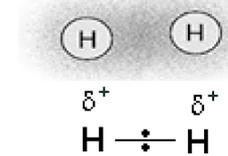
### 1. Electronégativité :

Dans une liaison, le doublet électronique peut ne pas être partagé équitablement entre les deux atomes : l'un des deux atomes peut avoir une force d'attraction sur le nuage électronique plus grande que l'autre.

On appelle **électronégativité** cette capacité pour les atomes à attirer le nuage électronique. Ce partage inéquitable de la charge électronique transforme alors le couple atomique en dipôle. Tout se passe alors comme s'il y avait un transfert électronique partiel de l'atome le moins électronégatif vers l'atome le plus électronégatif.

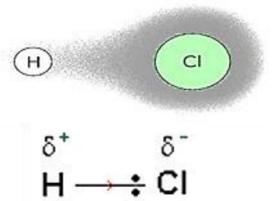
### 2. Molécule apolaire :

Lorsque la différence d'électronégativité est très faible, voire nulle, les charges partielles sont nulles ( $\delta e = 0$ ) et la liaison est complètement **apolaire** : le doublet électronique est réparti **équitablement** entre les atomes, la liaison est dite **covalente**.



### 3. Molécule polaire :

Si deux atomes impliqués dans une liaison de covalence sont d'électronégativités différentes, la répartition des charges est dissymétrique : les électrons de la liaison sont délocalisés vers l'atome le plus électronégatif, qui porte alors une charge partielle négative notée  $\delta^-$ . L'autre atome de la liaison porte, quant à lui, une charge partielle positive notée  $\delta^+$ .



Plus les charges sont réparties de façon asymétrique, plus une liaison ou molécule sera **polaire** la liaison perd alors de son caractère covalent pour tendre vers une **liaison ionique pur**. Ces liaisons est dites polarisées.

### 4. Echelle d'électronégativité pour quelques éléments chimiques :

Electronégativité d'un atome : Il s'agit de l'aptitude d'un atome, ou d'un groupe d'atomes, d'une entité moléculaire à attirer des électrons de liaison.

	<b>H</b> 2,1							<b>He</b> 0
	<b>Li</b> 1,0	<b>Be</b> 1,5	<b>B</b> 2,0	<b>C</b> 2,5	<b>N</b> 3,0	<b>O</b> 3,5	<b>F</b> 4,0	<b>Ne</b> 0
	<b>Na</b> 0,9	<b>Mg</b> 1,2	<b>Al</b> 1,5	<b>Si</b> 1,8	<b>P</b> 2,1	<b>S</b> 2,5	<b>Cl</b> 3,0	<b>Ar</b> 0

### III. Solutions aqueuses électrolytiques

#### 1. Définition :

Une solution électrolytique est obtenue en dissolvant une substance appelée **soluté** dans un liquide appelé **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.

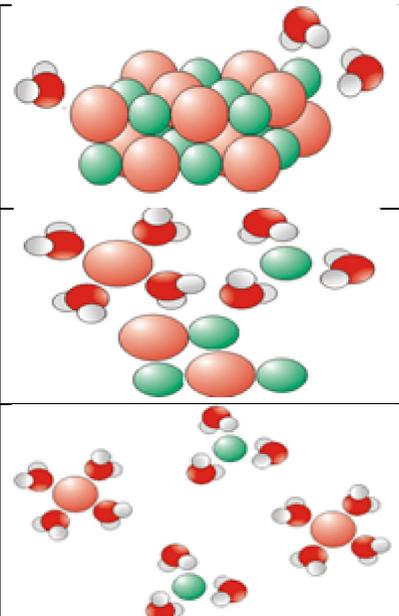
Une solution électrolytique est une solution contenant des ions. Elle conduit le courant et elle est électriquement neutre.

Le solvant est présent en grande quantité par rapport au soluté. Lorsque le soluté introduit est totalement dissout, on dit que la solution est non saturée, sinon, on dit qu'elle est saturée.

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

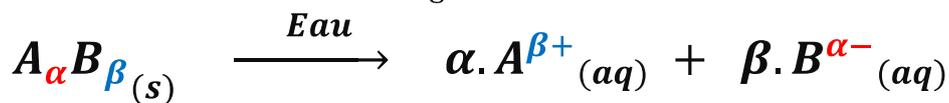
#### 2. Etapes de la dissolution :

La dissolution d'un composé ionique comprend trois étapes :

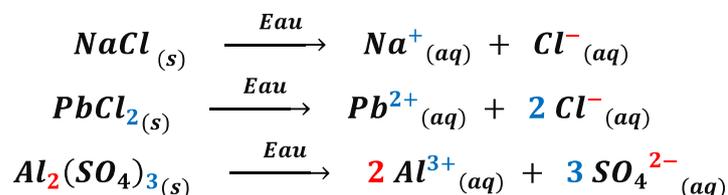
<p><b>Une dissociation</b></p> <p>Les forces électrostatiques qui s'exercent entre le solvant et les ions à la surface du cristal compensent les forces électrostatiques attractives internes du cristal sur ces ions : les ions se détachent du cristal</p>	
<p><b>Une solvation :</b></p> <p>Les ions dissociés s'entourent de molécules de solvant attirées sous l'effet des forces électrostatiques. Les ions sont solvatés. Si le solvant est de l'eau, on ajoute l'indice (aq) en indice à la formule de l'ion.</p>	
<p><b>Une dispersion :</b></p> <p>Sous l'effet de l'agitation thermique (ou par une agitation mécanique réalisée par un agent extérieur), les ions solvatés se répartissent progressivement dans l'ensemble du solvant. On obtient un mélange homogène : la solution.</p>	

#### 3. Équation chimique de la dissolution :

La dissolution d'un électrolyte est une transformation chimique, on peut donc lui associer une équation chimique modélisant cette réaction en générale.



**Exemples :**



**Remarques :**

Lors de l'étape de l'hydratation en solution aqueuse, les ions s'entourent de molécules d'eau. Pour indiquer qu'ils sont hydratés, on ajoute l'indice (aq) à leurs symboles.

### IV. Les concentrations molaires :

#### 1. Concentration du soluté apporté :

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

$$C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_s}$$

Avec :  $C$  en (mol/L) ;  $n_{\text{soluté}}$  en (mol) et  $V_s$  en (L).

## 2. Concentration effective des espèces présentes dans la solution

Lors de la dissolution d'espèces chimiques le soluté est souvent dissocié et donc ne se trouve plus présent dans la solution obtenue. Cependant des espèces chimiques "nouvelles" peuvent apparaître.

On emploie une notation différente pour la concentration des espèces chimiques réellement présentes dans une solution : on place le symbole de l'espèce chimique entre crochets  $[X]$ .

Pour une espèce chimique  $X$  présente dans la solution, c'est la quantité de matière de  $X$  présente dans la solution divisée par le volume de la solution.

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

### Exemple :

Soit la réaction d'équation suivante :



On a :  $C$  la concentration molaire en soluté  $A_{\alpha}B_{\beta}$  ;

Les concentrations molaires effectives des espèces chimiques présents en solution (ions) sont :

$$\begin{cases} [A^{\beta+}] = \alpha \cdot C \\ [B^{\alpha-}] = \beta \cdot C \end{cases}$$

Données valables pour tous les exercices :

-On donne les masses molaires : en  $g \cdot mol^{-1}$   $M(H)=1$ ,  $M(O)=16$ ,  $M(K)=39,1$ ,  $M(Ca)=40,1$ ,  $M(Na)=23$ ;  $M(S)=32$ ;  $M(Fe)=56$

### Exercice 1 :

Choisir la proposition juste dans chaque cas :

- Deux atomes A et B sont liés par une liaison covalente. L'atome A est plus électronégatif que l'atome B.
  - L'atome A attire davantage à lui les électrons de la double liaison.
  - L'atome A possède un excès de charges positives.
  - La liaison A-B est polarisée.
- Le soufre est plus électronégatif que l'hydrogène. La molécule de sulfure d'hydrogène  $H_2S$  ci-dessous :
  - est polaire.
  - est apolaire.
  - possède des liaisons polarisées.

### Exercice 2 :

On veut préparer un volume  $V = 100mL$  d'une solution de chlorure de fer (III) ( $Fe_{(aq)}^{3+} + 3Cl_{(aq)}^-$ ) telle que la concentration molaire effective en ions chlorure soit  $[Cl^-] = 0,75mol.L^{-1}$

- Écrire la formule du chlorure de fer (III) solide.
- Écrire l'équation de la réaction de dissolution du chlorure de fer (III) dans l'eau.
- Quelle est la concentration molaire apportée en chlorure de fer (III) ?
- Quelle est la concentration molaire effective en ion de fer (III)  $[Fe^{3+}]$  ?
- Quelle masse de chlorure de fer (III) doit-on peser pour préparer la solution désirée ?

### Exercice 3 :

- Donner la définition d'une molécule polaire et d'une solution électrolytique.
- On dissout une masse  $m$  de sulfate de sodium  $Na_2SO_4$  dans l'eau pure, on obtient une solution aqueuse ( $S_1$ ) de volume  $V_1 = 200mL$  et de concentration molaire  $C_1 = 0,15mol.L^{-1}$ .
  - Écrire l'équation de la dissolution du sulfate de sodium dans l'eau.
  - Calculer  $m$ .
  - Calculer les concentrations molaires effectives des espèces présentes dans la solution.
- On mélange la solution ( $S_1$ ) avec un volume  $V_2 = 300mL$  d'une solution ( $S_2$ ) de chlorure de sodium ( $Na_{(aq)}^+ + Cl_{(aq)}^-$ ) de concentration molaire  $C_2 = 0,1 mol/L$ . On obtient la solution ( $S$ ). Calculer les concentrations effectives des ions présents dans la solution ( $S$ ).