

Solutions électrolytiques et concentrations

I-Structure d'un corps solide ionique :

1) Définition d'un cristal :

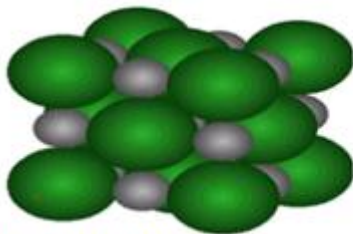
Les corps solides ayant une forme propre difficile à déformer peuvent exister sous deux états différents :

- Etat désordonné caractérisé par une structure non ordonnée comme le verre et le caoutchouc.
- Etat ordonné caractérisé par une structure cristalline ordonnée comme les composés ioniques.

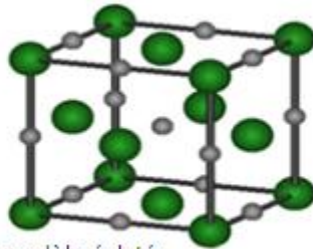
Les solides ioniques cristallins sont électriquement neutres, ils ont une structure constituée par un arrangement ordonné dans l'espace d'ions chargés positivement (ou cations) et d'ions chargés négativement (ou anions).

La cohésion du solide ionique est assurée par les interactions électriques des anions et des cations qui le constituent.

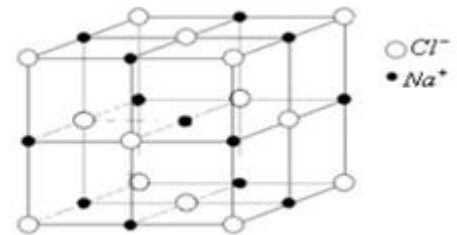
Exemple : chlorure de sodium.



modèle compact



modèle éclaté



○ Cl⁻
● Na⁺

Le chlorure de sodium a une structure cristalline cubique constituée d'un assemblage d'ions sodium Na⁺ et d'ions Cl⁻ régulièrement disposés dans l'espace.

- les ions Cl⁻ occupent les sommets et les centres des faces du cube.
- les ions Na⁺ occupent les milieux des cotés et le centre du cube.

2) Formules des corps ioniques solides :

La formule d'un corps ionique solide indique la nature et le nombre des ions qui le constituent sans préciser la charge que prend chacun des ions.

Exemples :

Nom du composé ionique	Sa formule statistique	Sa formule ionique
Chlorure de sodium	NaCl	(Na ⁺ + Cl ⁻)
Chlorure d'aluminium	AlCl ₃	(Al ³⁺ + 3Cl ⁻)

3) Les molécules polaires :

Généralement les molécules diatomiques constituées de deux atomes différents sont polaires, car le doublet électronique commun est attiré vers l'atome le plus électronégatif.

Exemple : a) La molécule de chlorure d'hydrogène :

Le doublet électronique est attiré vers l'atome de chlore (le plus électronégatif).

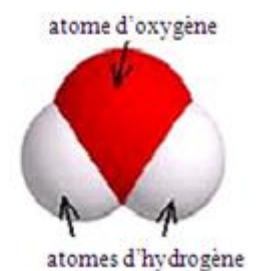
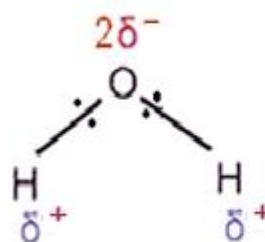
il en résulte l'apparition d'une charge électrique partielle positive δ^+ sur l'atome d'hydrogène et d'une charge électrique partielle négative δ^- sur l'atome d'oxygène.



On dit que la molécule de HCl est polaire (ou polarisée) ce qui lui donne la caractéristique d'être soluble dans l'eau.

b) La molécule d'eau :

le barycentre des charges positives est différent de celui des charges négatives : la molécule d'eau est polarisée



Donc l'eau qui est constituée de molécules polaires est un solvant polaire.

II- Les solutions aqueuses électrolytiques :

1) Définition :

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

Le soluté peut être à l'état solide, liquide ou gazeux.

En utilisant l'eau comme solvant, la solution obtenue est appelée : solution aqueuse.

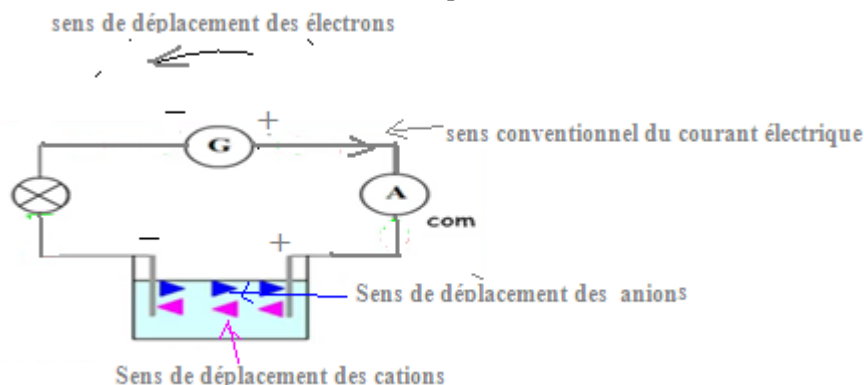
Les solutions électrolytiques sont des solutions conductrices du courant électrique .

Cette conductivité est due aux ions (anions et cations), donc les solutions électrolytiques sont des solutions ioniques.

2) Dissolution du chlorure de sodium dans l'eau :

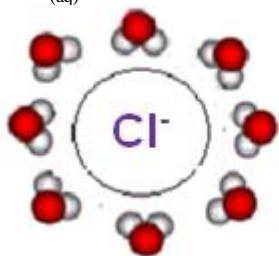
a) Expérience :

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

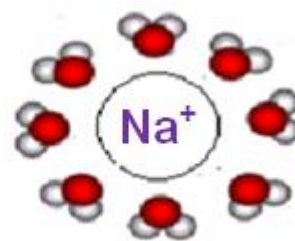


b) Interprétation :

Les molécules d'eau polaires entrent en interaction avec les ions du cristal et favorisent la rupture des liaisons ioniques. Ensuite les molécules d'eau entourent les ions, on dit que les ions sont hydratés . On symbolise les ions hydratés par : $Na^+_{(aq)}$ et $Cl^-_{(aq)}$.



hydratation de l'ion Cl^-



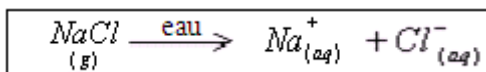
hydratation de l'ion Na^+

Les étapes de la dissociation sont :

- Dissociation.
- Hydratation.
- Dispersion.

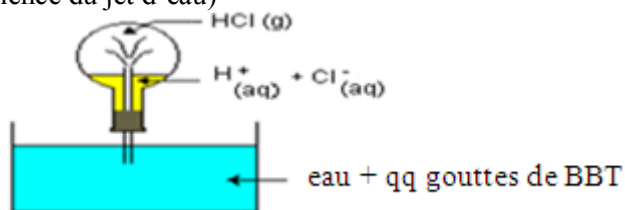
c) Conclusion :

Equation de dissolution du chlorure de sodium dans l'eau :

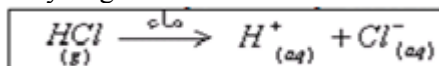


3) Dissolution du chlorure de sodium dans l'eau :

Le chlorure d'hydrogène gazeux est très soluble dans l'eau , la solution obtenue s'appelle : solution d'acide chlorhydrique. Cette solution est notée ($H^+ + Cl^-$) ou ($H_3O^+ + Cl^-$) (voir sa mise en évidence par l'expérience du jet d'eau)



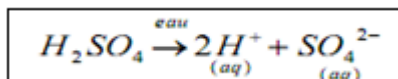
Equation de dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau :



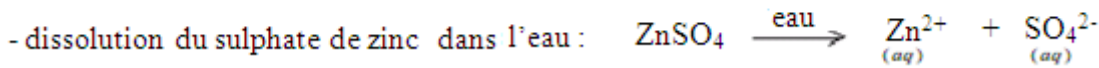
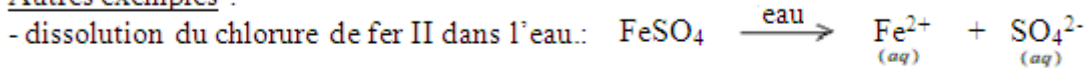
4) Dissolution du chlorure de l'acide sulfurique dans l'eau :

L'acide sulfurique pure est un liquide moléculaire ,ses molécules H_2SO_4 sont polaires. Lorsque on verse avec précaution un certain volume d'acide dans un certain volume d'eau, on constate une élévation de température , donc il ya réaction entre l'acide sulfurique et l'eau.

Equation de la réaction de la dissolution de l'acide sulfurique dans l'eau :



Autres exemples :



III – La concentration molaire :

1) La concentration molaire d'une solution:

La concentration molaire d'un soluté x se symbolise par $c(x)$ et donnée par la relation suivante :

$$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \rightarrow c(x) = \frac{\text{quantité de matière du soluté}}{\text{volume de la solution}} = \frac{n(x)}{V} \left\{ \begin{array}{l} \text{mol} \\ \text{L} \end{array} \right.$$

2) La concentration molaire d'une espèce:

La concentration molaire d'une espèce x existante dans la solution se symbolise par $[x]$ et donnée par la relation suivante :

$$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \rightarrow [x] = \frac{\text{quantité de matière de l'espèce x.}}{\text{volume de la solution}} = \frac{n(x)}{V} \left\{ \begin{array}{l} \text{mol} \\ \text{L} \end{array} \right.$$

3) Relation entre la concentration massique et la concentration molaire :

On a : $c_m = \frac{m}{V} = \frac{nM}{V} = c.M$

donc :

$$g \cdot L^{-1} \rightarrow c_m = c.M \left\{ \begin{array}{l} g \cdot mol^{-1} \\ mol \cdot L^{-1} \end{array} \right.$$

4) Exercice d'application :

On dissout une masse $m=5,6g$ de chlorure de calcium dans un volume $V=0,25L$ d'eau.

1) Déterminer la concentration du chlorure de calcium dans la solution obtenue.

2) Déterminer la concentration des ions Ca^{2+} et celle des ions Cl^- dans la solution. On donne : $M(\text{CaCl}_2) = 111g/mol$

1)
$$c = \frac{n}{V} = \frac{m/M}{V} = \frac{m}{M.V} = \frac{5,6}{111 \times 0,25} \approx 0,2 mol/L$$



donc :
$$n(\text{CaCl}_2) = n(\text{Ca}^{2+}) = \frac{n(\text{Cl}^-)}{2}$$

En divisant le tout par V :
$$\frac{n(\text{CaCl}_2)}{V} = \frac{n(\text{Ca}^{2+})}{V} = \frac{n(\text{Cl}^-)}{2V}$$

or : $c = \frac{n(\text{CaCl}_2)}{V}$ on a $\frac{n(\text{Ca}^{2+})}{V} = [\text{Ca}^{2+}]$ et on a : $\frac{n(\text{Cl}^-)}{V} = [\text{Cl}^-]$

donc : $c = [\text{Ca}^{2+}] = \frac{[\text{Cl}^-]}{2}$ $[\text{Ca}^{2+}] = c = 0,2 mol/L$
 $[\text{Cl}^-] = 2c = 0,4 mol/L$

Autre méthode :

soit n la quantité de matière initiale de CaCl_2 . Concentration de la solution : $c = \frac{n}{V}$

Or la dissolution est totale. (CaCl_2 limitant donc $x_{\text{max}}=n$), le tableau d'avancement devient :

Equation de la réaction		$\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$		
états	avancement	Quantité de matière (en mol)		
Etat initial	0	n	0	0
Etat final	n	0	n	$2n$

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{n}{V} = c$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{2 \cdot n}{V} = 2c$$

Remarque :

La majorité des composés ioniques s'écrivent sous la forme suivante : Y_nY_m et la formule ionique correspondante ($n\text{X}^{m+}$, $m\text{Y}^{n-}$). (alors que le composé ionique est électriquement neutre).

Exemples :

Nom du composé ionique	formule ionique	formule
Sulfate d'aluminium	$2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
chlorure d'aluminium	$\text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}^-$	AlCl_3
chlorure de calcium	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$	CaCl_2
oxyde de fer III	$2\text{Fe}^{3+} + 3\text{O}^{2-}$	Fe_2O_3
nitrate d'argent	$\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$	AgNO_3 أي $\text{Ag}(\text{NO}_3)$
permanganate de potassium	$\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$	KMnO_4 أي $\text{K}(\text{MnO}_4)$
sulfate de fer III	$2\text{Fe}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
chlorure de sodium	$\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$	NaCl
phosphate de calcium	$3\text{Ca}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-}$	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
Carbonate de calcium	$2\text{K}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ أي $\text{K}_2(\text{Cr}_2\text{O}_7)$
Carbonate de sodium	$2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	Na_2CO_3 أي $\text{Na}_2(\text{CO}_3)$
thiosulfate de sodium	$2\text{Na}^+ + \text{SO}_3^{2-}$	Na_2SO_3 أي $\text{Na}_2(\text{SO}_3)$
iodure de potassium	$\text{K}^+ + \text{I}^-$	KI
oxyde d'aluminium	$2\text{Al}^{3+} + 3\text{O}^{2-}$	Al_2O_3