

I. Quelle est la structure d'un solide ionique ?

1. Interaction électrique

Activité 1 : comment un corps solide ionique est-il organisé ?
Observer les modèles du chlorure de sodium cristallisé et de fluorure de calcium cristallisé.

1. Dans ces deux modèles, comment les ions sont-ils représentés ?

.....

2. Pourquoi les ions restent-ils au voisinage les uns des autres ?

.....
.....
.....
.....
.....
.....

3. Quelles sont les formules de ces solides ?

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

2. Conclusion :

Un solide ionique est constitué et régulièrement disposés dans l'espace.

*La cohésion du cristal est assurée par

*Un solide ionique est

*L'écriture de la formule d'un cristal ionique doit tenir compte

.....

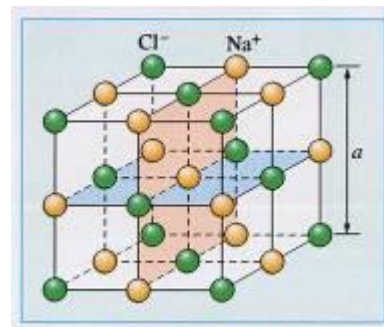
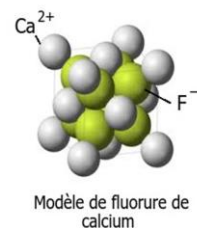
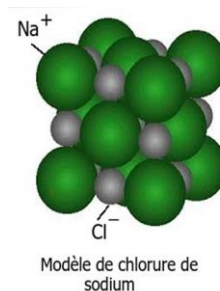
II. Qu'est-ce qu'une molécule polaire ?

1. Notion d'électronégativité :

Soit une molécule AB peut mettre en commun un doublet d'électron qui constitue une liaison covalente $A - B$.

L'électronégativité

Dans le tableau périodique les éléments les plus électronégatives se situent en haut et à droite.

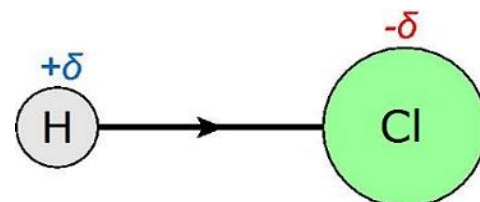


↑	H 2,1							He 0
	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne 0
	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar 0

Echelle d'électronégativité pour quelques éléments chimiques

2. 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 une liaison covalente simple entre eux.



☞ Ce doublet d'électrons qui lie les deux atomes n'est pas

..... Il est statistiquement plus proche de l'atome de chlore car il est plus que l'atome d'hydrogène.

☞ Ce partage dissymétrique du doublet de liaison provoque d'une charge partielle positive sur l'atome d'hydrogène et une charge sur l'atome de chlore. Dans ce cas on dit que

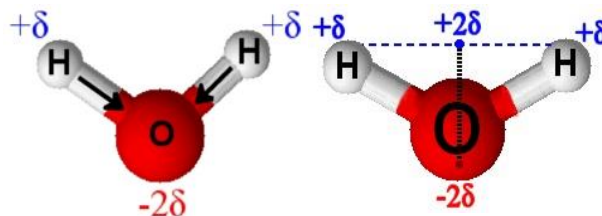
☞ Dans la molécule, le barycentre des charges positives ne coïncide pas avec le barycentre des charges négatives,

La molécule de chlorure d'hydrogène est

3. Molécule d'eau

La molécule d'eau est elle une molécule polaire ?

☞ D'après la représentation de Lewis de la molécule d'eau H_2O , Il existe deux liaisons covalentes $O - H$. 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

La géométrie de la molécule d'eau montre qu'elle est coudée, le barycentre des charges positives ne coïncide pas avec le barycentre des charges négatives.

La molécule présente La molécule d'eau est

4. Caractère dipolaire d'une molécule.

Une liaison entre deux atomes est polarisée si

Une molécule dans lequel le barycentre des charges positives et négatives n'est pas confondu est

Application 1 :

Soient les deux molécules suivantes : la molécule de dioxyde de carbone CO_2 et la molécule de sulfure d'hydrogène H_2S .

1. Établir la géométrie de chaque molécule ;
2. Étudier le caractère dipolaire de chaque molécule.

2. La solution obtenue contient-elle des ions ?

Lors de cette dissolution, il se produit une transformation chimique. Cette transformation conduit à la formation des ions solvatés d'où l'équation de la réaction associée à cette dissolution dans l'eau :

Et la solution aqueuse de l'acide chlorhydrique est notée :

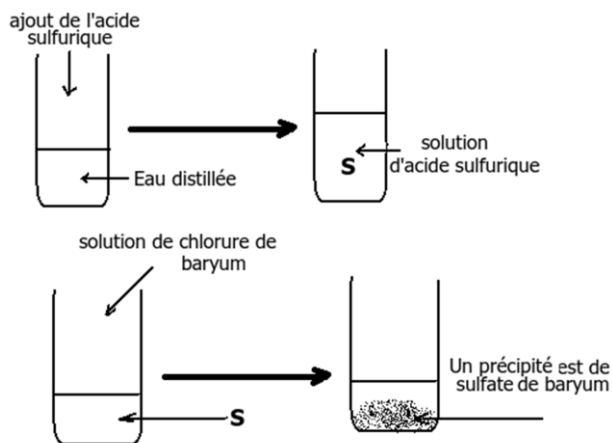
3. Dissolution de liquides polaire dans l'eau

Activité 4 : Dissolution de l'acide sulfurique dans l'eau La solution de l'acide sulfurique est-elle une solution électrolytique ?

Dans un bécher contenant de l'eau distillée, on ajoute, à la pipette, et avec précaution quelques gouttes d'acide sulfurique pur $H_2SO_4(l)$ et on agite.

Le test du pH de la solution obtenue montre que la solution est nettement acide.

On verse dans un tube à essai quelques millilitres de solution et on ajoute quelques gouttes de chlorure de baryum $Ba^{2+}(aq), 2Cl^{-}(aq)$, un précipité blanc se forme : c'est de sulfate de baryum $BaSO_4(s)$



1. Quelle est la composition de cette solution ?

2. En déduire l'équation de la dissolution de l'acide sulfurique dans l'eau.

La solution aqueuse d'acide sulfurique ne contient pas les molécules H_2SO_4 , elle contient seulement des ions solvatés mobiles : c'est une solution électrolyte. notée

Application 2 :

Le sulfate de sodium Na_2SO_4 est un solide ionique.

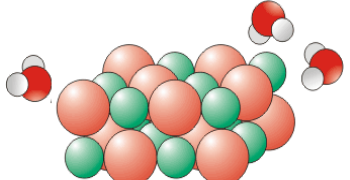
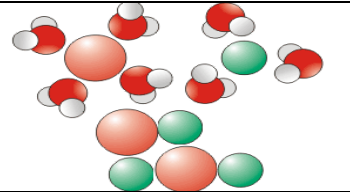
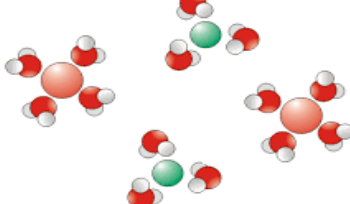
Le bromure d'hydrogène, HBr , est un gaz formé des molécules polaires .

L'acide nitrique, HNO_3 , est un liquide formé par des molécules polaires.

Écrire les équations rendant compte des dissolutions de ces espèces dans l'eau.

4- Etapes de la dissolution

La dissolution d'un composé ionique comprend trois étapes

<p>..... :</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>..... :</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>..... :</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>	

IV. Concentration molaire d'une solution ionique et d'une espèce dissoute :

1. Définition : Concentration molaire d'une solution :

$$\boxed{\dots\dots\dots} \left\{ \begin{array}{l} C : \dots\dots\dots \\ n : \dots\dots\dots \\ V : \dots\dots\dots \end{array} \right.$$

Concentration molaire d'une espèce dissoute X ou concentrations molaires effectives:

$$\boxed{\dots\dots\dots} \left\{ \begin{array}{l} [X] : \dots\dots\dots \\ n_X : \dots\dots\dots \\ V : \dots\dots\dots \end{array} \right.$$

2. Exemple :

Soit une solution de Chlorure de cuivre (II) : On note C la concentration molaire de la solution.

D'après l'équation de dissolution du solide : $\text{CuCl}_2(\text{s}) \rightarrow 1 \text{Cu}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$

On a pour **une mole** de solide dissocié, une mole de $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ qui apparaît et **deux moles** de $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ qui apparaît.

Vu que pour le calcul des concentrations, le volume V est identique :

$$[\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}] = 1c \qquad [\text{Cl}^-_{(\text{aq})}] = 2c$$

3. Généralisation

Soit la réaction d'équation : $A_\alpha B_\beta \rightarrow \alpha \cdot A^{\beta+}_{(\text{aq})} + \beta \cdot B^{\alpha-}_{(\text{aq})}$

avec C la concentration du soluté $A_\alpha B_\beta$

la concentration des espèces chimiques (ions) est : $\begin{cases} [A^{\beta+}] = \alpha \cdot C \\ [B^{\alpha-}] = \beta \cdot C \end{cases}$

➤ **Remarque :** La relation entre concentration molaire et concentration massique

On appelle, concentration massique C_m , le rapport entre m (x) la masse de soluté dissous et V le volume totale de la solution :

$$\boxed{\dots\dots\dots}$$

La concentration massique exprimée en g/L

$$\boxed{\dots\dots\dots}$$

M(x): La masse molaire de soluté

Exercice d'application :

Une masse $m = 17,1\text{g}$ de sulfate d'aluminium solide est dissoute dans $V = 250\text{mL}$ d'eau.

1. Quelle est la quantité de matière de soluté dissous dans l'eau ?

2. En déduire la concentration molaire en soluté apporté de la solution obtenue.

3- Ecrire l'équation bilan de la dissolution du sulfate d'aluminium dans l'eau.

4- En déduire les concentrations molaires des ions Al^{3+} et SO_4^{2-} dans la solution.

Données : masse molaire $M(Al)=27 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(S)=32 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(O)=16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$