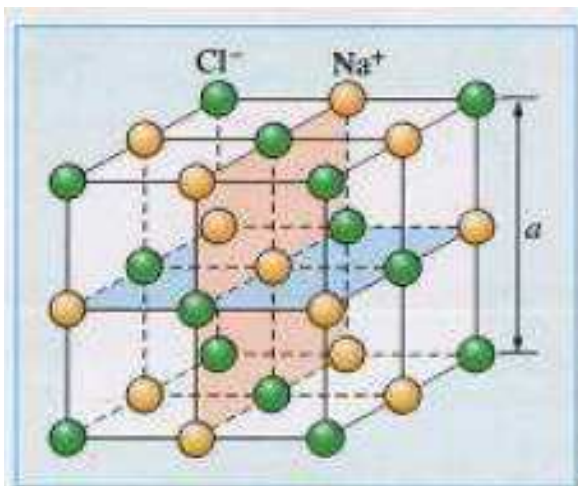


## Chapitre C2 : Les solutions électrolytiques

### I) Qu'est-ce qu'un solide ionique ?

#### I-1) Activité : étude du chlorure de sodium (NaCl)

Le chlorure de sodium est un solide ionique constitué d'un assemblage d'ions sodium ( $\text{Na}^+$ ) et d'ions chlorure ( $\text{Cl}^-$ ). On donne ci-dessous, la répartition de ces ions dans un cristal de chlorure de sodium.



a- Quelle est la forme géométrique de l'assemblage de ce cristal ?

*Cet assemblage d'ions a une forme cubique.*

b- Quelle est l'alternance des signes des ions sur une même rangée ?

*On a une alternance négatif-positif-négatif...*

c- Nous ne pouvons pas nous en rendre compte sur ce cristal, mais par un assemblage de cube on constate qu'il y a autant d'ions positifs que d'ions négatifs dans le solide ionique. Que peut-on en conclure ?

*Un solide ionique est électriquement neutre.*

#### I-2) Structure d'un solide ionique :

*(Voir définition dans le manuel p 35)*

*Un solide ionique est une espèce chimique constituée d'anions (ions chargés négativement) et de cations (ions chargés positivement).*

*Un solide ionique est électriquement neutre : les charges négatives des anions et les charges positives des cations se compensent exactement.*

Dans le cristal ionique (solide ionique cristallin) : les anions et les cations présentent une structure ordonnée et régulière dans l'espace.

#### I-3) Nom et formule chimique d'un solide ionique :

*Exemples : exercices 11 et 12 p46 du manuel.*

Tout solide ionique est repéré par un nom et une formule chimique qui dépendent tous les deux des ions qui le composent. Ainsi la formule chimique d'un solide ionique indique la nature et la proportion des ions présents de façon à respecter l'électroneutralité sans en mentionner les charges.

Ainsi le chlorure de sodium de formule chimique  $\text{NaCl}$  est constitué en proportion identique d'ions sodium ( $\text{Na}^+$ ) et d'ions chlorure ( $\text{Cl}^-$ ). Le fluorure de sodium  $\text{Na}_2\text{F}$  est constitué en proportion  $\frac{1}{2}$  d'ions sodium ( $\text{Na}^+$ ) et d'ions fluorure ( $\text{F}^{2-}$ ) (1 anion  $\text{F}^{2-}$  pour 2 cations  $\text{Na}^+$ ).

#### I-3) Qu'est-ce qui assure la cohésion d'un solide ionique ?

*exercice 15 p 46 du manuel.*

**La cohésion du solide ionique est due à l'interaction électrique coulombienne entre chaque ion et ses plus proches voisins de charge de signe opposé.**

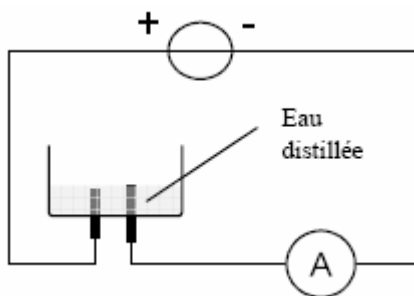
Les ions de même charge sont à des distances supérieures et donc la force répulsive est moins intense que la force attractive exercée par les plus proches voisins.

Remarque : les solides ioniques ne possèdent aucun électron libre, ce sont tous des isolants électriques.

## II) Comment obtenir une solution électrolytique ?

### II-1) Dissolution dans l'eau d'un solide ionique :

Expérience de cours : eau pure dans cuve à électrolyse + générateur et ampèremètre puis addition de sel.

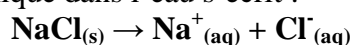


Il n'y a aucun courant qui circule dans l'eau distillée. Lorsque l'on ajoute du chlorure de sodium dans la cuve, on s'aperçoit que l'ampèremètre indique qu'un courant circule dans la solution aqueuse de chlorure de sodium.

Conclusion :

La solution de chlorure de sodium contient des ions chlorure et sodium qui se déplacent dans la solution quand il y a du courant. Ce sont des porteurs de charge.

L'équation de dissolution du solide ionique dans l'eau s'écrit :

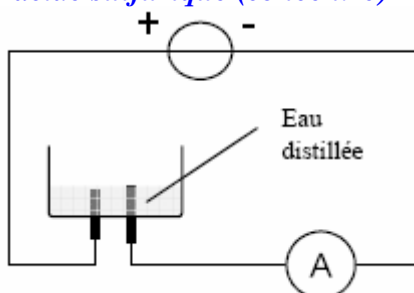


La dissolution d'un **solide ionique** dans l'eau permet d'obtenir une solution qui contient des ions et qui est dite **ionique ou électrolytique**.

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.

### II-2) Dissolution d'un liquide dans l'eau :

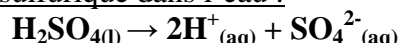
Expérience de cours : eau pure dans cuve à électrolyse + générateur et ampèremètre puis addition d'acide sulfurique (concentré)



Il n'y a aucun courant qui circule dans l'eau distillée. Lorsque l'on ajoute de l'acide sulfurique dans la cuve, on s'aperçoit que l'ampèremètre indique qu'un courant circule dans la solution aqueuse de chlorure de sodium.

L'acide sulfurique pur est composé de molécules de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

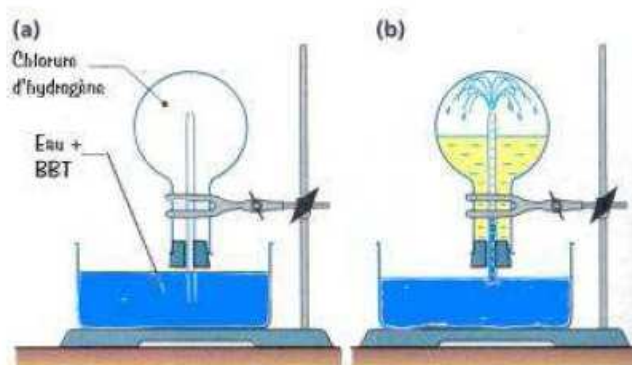
Equation de la dissolution de l'acide sulfurique dans l'eau :



### II-3) Dissolution d'un gaz dans l'eau :

Expérience de cours : L'expérience du jet d'eau

Ex : mise en solution du chlorure d'hydrogène.



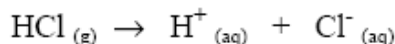
➤ Tests de reconnaissance :

- Le **BBT** (bleu de bromothymol) devient **jaune**, la solution est donc acide, présence de proton  $\text{H}^+$ .
- Ajouter quelques mL de la solution du ballon dans une solution de nitrate d'argent : **précipité blanc** caractéristique des ions chlorure  $\text{Cl}^-$ .

➤ Que se passe-t-il ?

Le chlorure d'hydrogène se met rapidement en solution, ce qui crée une dépression dans le ballon et une aspiration de l'eau du cristalliseur (jet d'eau)

➤ Equation de la dissolution :



### II-4) Formule chimique d'une solution électrolytique :

Dans une solution électrolytique, les ions sont libres et on adoptera la notation suivante :

Exemples :

- solution aqueuse de chlorure de sodium :  $(\text{Na}^+_{(aq)}, \text{Cl}^-_{(aq)})$ .
- Solution aqueuse de sulfate de potassium :  $(2\text{K}^+_{(aq)}, \text{SO}_4^{2-}_{(aq)})$

### III) Le caractère dipolaire d'une molécule :

#### III-1) L'électronégativité :

L'électronégativité traduit la tendance naturelle de chaque atome d'un élément chimique donné à attirer les électrons.

L'électronégativité est liée à la position de l'élément dans le tableau périodique :

- elle augmente de gauche à droite dans une même ligne et de bas en haut dans une même colonne.
- elle est nulle pour les gaz nobles qui ne font pas de liaisons chimiques avec d'autres atomes.

Les atomes très électronégatifs captent facilement des électrons (en haut à droite du tableau périodique).

Les atomes peu électronégatifs perdent facilement des électrons (en bas à gauche du tableau périodique).

#### III-2) Conséquence de l'électronégativité : polarité des molécules

Exemple 1 : molécule de chlorure d'hydrogène HCl

Le chlore étant beaucoup plus électronégatif que l'hydrogène, le doublet liant de cette molécule va être beaucoup plus proche de l'atome de chlore que de l'atome d'hydrogène.

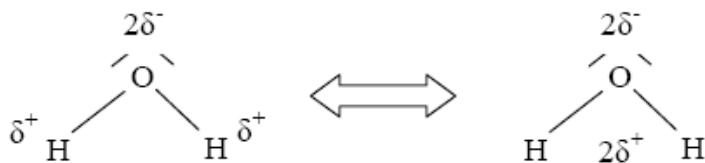
On modélise cela en disant que l'atome de chlore possède un excédent de charges négatives (noté  $\delta^-$ ), et l'atome d'hydrogène un défaut de charges négatives ( $\delta^+$ ).



La liaison H—Cl est dite **polarisée**.

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

Exemple 2 : molécule d'eau



Le barycentre des charges négatives est différent du barycentre des charges positives : La molécule d'eau a un **caractère dipolaire**.

#### **Définition :**

Une molécule est dite **polaire** (ou qu'elle présente un **caractère dipolaire**) lorsque les **barycentres des charges positives et négatives ne sont pas confondus**. Sinon, elle est **apolaire**.

Le caractère dipolaire d'une molécule dépend non seulement de l'**électronégativité** des atomes qui la composent, mais également de la **structure géométrique** de la molécule.

Les molécules dipolaires ont des propriétés particulières, elles sont notamment solubles dans l'eau.

## **IV) Dissolution d'un électrolyte dans l'eau :**

La dissolution d'un électrolyte dans l'eau se fait en trois étapes successives :

- ✚ la dissociation
- ✚ la solvatation
- ✚ la dispersion

[http://www.uel.education.fr/consultation/reference/chimie/solutaque/simuler/chapitre3/sim\\_dissol\\_2.swf](http://www.uel.education.fr/consultation/reference/chimie/solutaque/simuler/chapitre3/sim_dissol_2.swf)

### **IV-1) La dissociation :**

L'eau est un solvant polaire, ses molécules se comportent comme des dipôles électrostatiques.

Au contact de l'eau, un cristal ionique voit ses cations attirés par le pôle négatif des dipôles et ses anions attirés par leur pôle positif. Ainsi les forces d'interaction électrostatique qui permettent la cohésion du cristal sont affaiblies et il y a dissociation progressive du cristal.

### **IV-2) La solvatation :**

[http://www.ostralo.net/3\\_animations/swf/dissolution.swf](http://www.ostralo.net/3_animations/swf/dissolution.swf)

Par attraction électrostatique, les ions passés en solution s'entourent d'un « bouclier » 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.

Prenons par exemple la mise en solution du chlorure de sodium :

La mise en solution de NaCl dans l'eau provoque la dispersion des ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$  qui ne s'attirent pas à cause d'un enrobage de molécule d'eau :



Les ions hydratés sont notés avec le qualificatif (aq). Ainsi  $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$  symbolise un ion sodium entouré de molécules d'eau.

Remarque : l'ion hydrogène  $\text{H}^+$  est également appelé **proton**. En solution aqueuse, il est noté  $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ , mais on peut également l'écrire  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Sous cette dernière forme il est **appelé ion oxonium**.

### **IV-3) La dispersion :**

Les ions solvatés peuvent ensuite se disperser dans la solution, et au bout d'un temps plus ou moins long, la solution devient homogène. C'est la dispersion, phénomène que l'on peut considérablement accélérer en agitant la solution.