



Chapitre 2 : Autour des solutions électrolytiques

Introduction :

On a parlé dans le premier chapitre de physique de solutions qui étaient capables de conduire le courant électrique, nous allons les étudier ici : on les appelle les solutions électrolytiques ou électrolytes

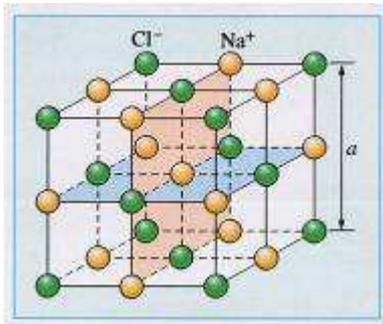
I Comment obtenir une solution électrolytique :

1) Par la mise en solution d'un solide ionique :

a. Qu'est-ce qu'un solide ionique ?

Un solide ionique est un assemblage régulier d'anions (ion -) et de cations (ions +).

Ex : cristal de chlorure de sodium, assemblage de Na^+ et de Cl^-



Fiche élève

- Quelle forme géométrique possède ce cristal ?
.....
- Quelle est l'alternance des signes des ions sur une rangée ?
.....
- Nous ne pouvons pas nous rendre compte sur ce cristal, mais par un assemblage de cubes, on remarque qu'il y a autant d'ions positifs que d'ions négatifs. Conclusion ?
.....
- Compter le nombre de plus proche voisin pour chacun des ions ?
.....
- Quelle est la formule statistique de ce cristal ?
.....

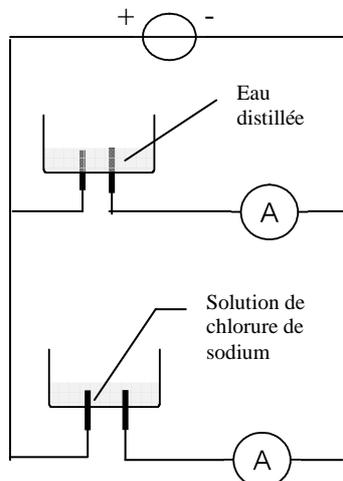
Pour mieux comprendre : exercice cristallographie (fiche élève)

Question élève :

D'après ce qui a été vu en physique, quelles forces se manifestent à l'intérieur de ce cristal ?

C'est l'ensemble des **interactions électriques** qui permettent de **maintenir la forme du cristal** et qui **assure sa cohésion**.

b. Mise en solution d'un solide ionique : Expérience prof



Questions élèves :

Noter vos observations

Il n'y a **pas de courant** qui circule dans l'**eau distillée**.

Le deuxième ampèremètre indique qu'un **courant** circule dans la **solution de chlorure de sodium**.

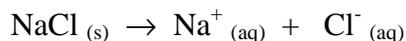
Testons la solution de chlorure de sodium :

- Test à la flamme : On pulvérise de la solution dans la flamme d'un bec bunsen, la flamme devient orange, caractéristique des ions sodium.
- Test au nitrate d'argent : il se forme un précipité blanc caractéristique des ions chlorures.

➤ Conclusion :

La solution de chlorure de sodium contient des **ions Na⁺ et des ions Cl⁻** qui se **déplacent** dans la solution quand il y a du courant : ce sont des **porteurs de charges**.

➤ Equation de la dissolution :



➤ Définition :

Après avoir dissous un solide ionique dans l'eau, on obtient une solution aqueuse ionique constituée d'anions et de cations. C'est une **solution ionique** ou **électrolytes**.

Bien qu'elle soit **électriquement neutre**, celle-ci **conduit le courant**.

2) Concentration molaire d'une solution ionique et d'une espèce dissoute :

a. Définition : Concentration molaire d'une solution : $c = \frac{n}{V}$ $\left\{ \begin{array}{l} c : \text{concentration molaire (mol.L}^{-1}\text{)} \\ n : \text{quantité de matière de soluté (mol)} \\ V : \text{volume de la solution (L)} \end{array} \right.$

Concentration molaire d'une espèce dissoute X :

$$[X] = \frac{n_X}{V} \left\{ \begin{array}{l} [X] : \text{concentration molaire (mol.L}^{-1}\text{)} \\ n_X : \text{quantité de matière de soluté (mol)} \\ V : \text{volume de la solution (L)} \end{array} \right.$$

b. 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 : $\text{CuCl}_2(s) \rightarrow 1 \text{Cu}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$

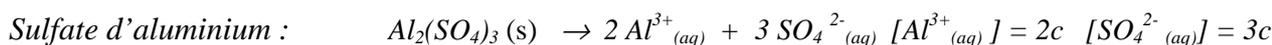
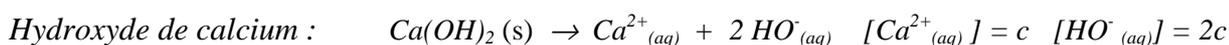
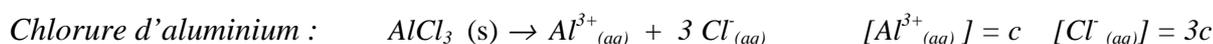
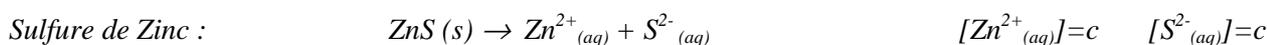
On a pour **une mole** de solide dissocié, une mole de $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ qui apparaît et **deux moles** de $\text{Cl}^-_{(aq)}$ qui apparaît.

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

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

c. Application : *Fiche élève*

Donner la formule statistique des solides ioniques suivants, écrire leur équation de dissolution dans l'eau et exprimer la concentration des ions en solution en fonction de la concentration molaire c de cette solution.



3) Mise en solution d'un liquide :

Expériences prof :

- a. Mettre de l'eau distillée dans un bécher (100mL), ajouter de l'acide sulfurique (10mL).
Surveiller la température à l'aide d'un thermomètre.
Schéma, les élèves notent l'observation.

Conclusion : Cette **élévation de température** prouve qu'il y a eu **réaction chimique**.

- b. Dans un verre contenant de l'hélianthine, on ajoute un peu de solution précédente.
Schéma, les élèves notent l'observation.

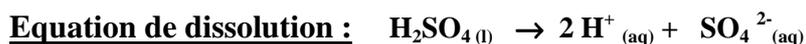
Conclusion : La **couleur rouge de l'hélianthine** prouve que le milieu est **acide**, c'est-à-dire qu'il contient **des ions H⁺** en quantité importante.

- c. Dans un verre contenant du chlorure de baryum, on ajoute la solution d'acide sulfurique.
Schéma, les élèves notent l'observation.

Conclusion : Le **précipité blanc** permet de caractériser les ions **SO₄²⁻**

- d. Si on place la solution dans un électrolyseur, **celle-ci conduit le courant**.

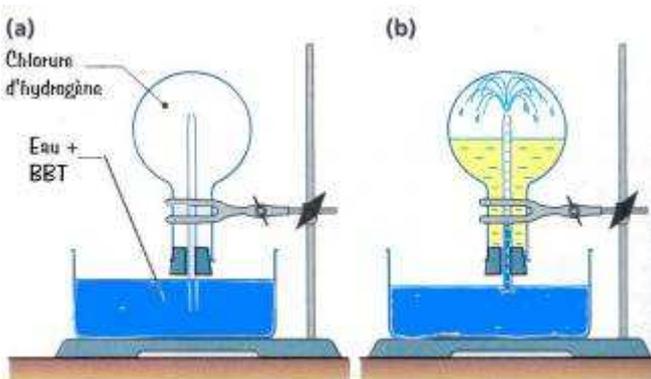
L'acide sulfurique pur (ou concentré) est **composé de molécules H₂SO₄**.



Rq : Nous verrons par la suite pourquoi on rajoute l'indice (aq) aux ions.

4) Mise en solution d'un gaz : *Manipulation prof*

Ex : mise en solution du chlorure d'hydrogène.



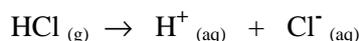
➤ Tests de reconnaissance :

- Le **BBT** (bleu de bromothymol) **devient jaune**, la solution est donc acide, présence de proton **H⁺**.
- Ajouter quelques mL de la solution du ballon dans une solution de nitrate d'argent : **précipité blanc** caractéristique des ions chlorure **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 Caractère dipolaire de certaines molécules :

1) Electronégativité d'un élément :

a. Définition :

L'électronégativité d'un élément est la tendance d'un atome de cet élément à attirer le doublet d'une liaison de covalence qu'il forme avec un autre atome.

b. Pour mieux comprendre : *Fiche élève*

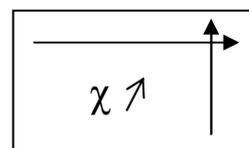
Considérons une molécule composée de deux atomes identiques : H₂ H—H

Le doublet liant (constitué de deux électrons) se situe en moyenne à égale distance des deux noyaux des atomes puisque les deux atomes ont la même électronégativité.

Si on considère maintenant une molécule constituée de deux atomes différents, le doublet liant sera attiré d'avantage vers un des deux noyaux. L'atome qui attire le plus le doublet liant est dit le plus électronégatif.

c. Comment savoir si un élément est électronégatif : *Fiche élève*

Il faut considérer sa place dans la classification périodique des éléments : Plus l'élément est à droite et en haut de la classification, plus celui-ci est électronégatif



L'élément le plus électronégatif est donc le fluor.

2) Conséquences de cette électronégativité sur les molécules :

a. Exemple de la molécule d'HCl :

Vu que le **chlore est beaucoup plus électronégatif que l'hydrogène**, dans cette molécule, le **doublet liant est beaucoup plus proche de l'atome de chlore** que de celui d'hydrogène.

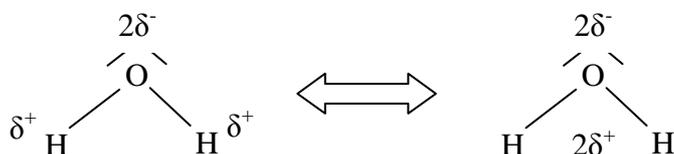
On modélise cela en disant que l'atome de chlore possède un excédent de charges négatives (noté δ^-) alors que l'atome d'hydrogène possède un défaut de charges négatives (noté δ^+).



La liaison H—Cl est dite **polarisée**.
La molécule HCl a un **caractère dipolaire**.

b. Exemple de la molécule d'eau :

Question élèves : appliquer le principe vu précédemment à la molécule d'eau.



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

Remarque :

Les molécules dipolaires ont des propriétés spécifiques, en particulier elles sont **solubles** dans l'eau.

III Phénomène de solvatisation des ions :

1) Phénomène général :

Dans une solution aqueuse, on rencontre des anions, des cations et des molécules d'eau. Comme les molécules d'eau ont un caractère dipolaire, et que les anions et cations sont chargés, on observe des interactions :

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



Cet enrobage par les ions du solvant s'appelle la **solvatation des ions**.

Si le **solvant** est l'**eau**, on parle d'**hydratation** des ions.

Remarque :

On ne connaît pas le nombre de molécule qui entoure l'ion, c'est pourquoi, on rajoute l'indice (aq) à tout ion présent dans une solution aqueuse.

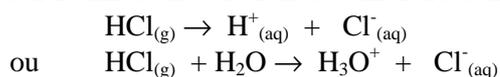
2) Le cas particulier du proton :

En solution aqueuse, le proton H^+ s'entoure lui aussi de molécules d'eau.

Mais il a la particularité de pouvoir s'associer par une véritable liaison chimique à une autre molécule d'eau.

On obtient alors l'**ion oxonium H_3O^+** qui est lui-même entouré par d'autres molécules d'eau.

On peut alors écrire pour la mise en solution du chlorure d'hydrogène :



Exercices n°17 et 22 p 37/38

Matériel :

➤ Mise en solution d'un solide ionique :

- 1 générateur 6/12 V
- 2 électrolyseurs
- 2 ampèremètres
- 6 fils
- Eau distillée

- Solution de NaCl à $1 \cdot 10^{-2}$ mol/L
- Fil de platine pour test à la flamme
- Nitrate d'argent
- 1 bécher

➤ Ordinateur + vidéoprojecteur

➤ Mise en solution d'un gaz : expérience du jet d'eau :

➤ Mise en solution d'un liquide :

- 1 bécher de 250 mL
- 2 petits béchers
- 1 thermomètre
- 1 électrolyseur
- Eau distillée
- Acide sulfurique
- Hélianthine
- Chlorure de Baryum

- 1 ballon rempli de chlorure d'hydrogène
- 1 grand cristalliseur
- Support + noix + pince
- Hélianthine
- Nitrate d'argent