

L'eau a la particularité de pouvoir dissoudre des composés ioniques. On obtient des solutions appelées solutions ioniques ou solutions électrolytiques.

LES SOLUTIONS ÉLECTROLYTIQUES

Voyons comment est constitué un solide ionique.

I- LE SOLIDE IONIQUE

ACTIVITÉ DOCUMENTAIRE : ÉTUDE D'UN SOLIDE IONIQUE

OBSERVATION D'UN SOLIDE IONIQUE

1- Indiquer les ions qui sont en contact entre eux.

Les ions sont en contact avec des ions de charges opposées c'est-à-dire un ion chlorure Cl^- est en contact avec des ions sodium Na^+ et un ion sodium Na^+ est en contact avec des ions chlorure Cl^- .

2- Dans le chlorure de sodium, combien un ion Na^+ a-t-il de voisins Cl^- immédiats ? Combien un ion Cl^- a-t-il de voisins Na^+ immédiats ?

L'ion Na^+ a 6 ions chlorure Cl^- comme voisins.

L'ion Cl^- a 6 ions sodium Na^+ comme voisins.

NEUTRALITÉ ÉLECTRIQUE D'UN SOLIDE IONIQUE

1- Pour le solide ionique NaCl , calculer le nombre d'ions sodium et d'ions chlorure contenus dans un cube élémentaire. Pour cela, remplissez le tableau ci-dessous :

Place dans le cube	Ion sodium Na^+	Ion chlorure Cl^-
à l'intérieur	$1 \times 1 = 1$	$0 \times 1 = 0$
sur une face	$0 \times 1/2 = 0$	$6 \times 1/2 = 3$
sur une arête	$12 \times 1/4 = 3$	$0 \times 1/4 = 0$
sur un sommet	$0 \times 1/8 = 0$	$8 \times 1/8 = 1$
TOTAL	4	4

2- Le cube élémentaire d'un solide ionique respecte-t-il la neutralité électrique ? **Oui**

3- Macroscopiquement, le solide ionique est-il électriquement neutre ?

Le solide ionique est constitué de l'arrangement d'un grand nombre de cubes élémentaires électriquement neutre. Il est donc également électriquement neutre.

LA COHÉSION DU SOLIDE IONIQUE

- 1- Calculer la valeur de la force d'interaction électrique entre deux ions de signe contraire les plus proches.

$$F_{(Cl^-/Na^+)}^e = k \times \frac{q_{Cl^-} \times q_{Na^+}}{d^2} = k \times \frac{e^2}{(r_{Na^+} + r_{Cl^-})^2} = \frac{9,0 \times 10^9 \times (1,6 \times 10^{-19})^2}{(9,80 \times 10^{-11} + 1,81 \times 10^{-10})^2} = 2,9 \times 10^{-9} N$$

- 2- La distance minimale séparant le centre de deux ions de même signe vaut 0,395 nm. Calculer la valeur de la force d'interaction électrique entre deux ions de même signe les plus proches.

$$F_{(Cl^-/Cl^-)}^e = F_{(Na^+/Na^+)}^e = k \times \frac{q_{Cl^-} \times q_{Cl^-}}{d^2} = k \times \frac{q_{Na^+} \times q_{Na^+}}{d^2} = k \times \frac{e^2}{d^2} = \frac{9,0 \times 10^9 \times (1,6 \times 10^{-19})^2}{(3,95 \times 10^{-10})^2} = 1,5 \times 10^{-9} N$$

- 3- Comment expliquer la cohésion du solide ionique.

$$F_{(Cl^-/Na^+)}^e = 2 \times F_{(Cl^-/Cl^-)}^e = 2 \times F_{(Na^+/Na^+)}^e$$

Attractive Répulsive \Rightarrow Cohésion du solide ionique

Bilan de l'activité :

Un solide ionique est constitué d'un empilement compact régulier dans l'espace d'anions et de cations en nombre tel que la neutralité électrique du solide soit assurée.

Dans un solide ionique, les ions exercent les uns sur les autres des interactions électriques de 2 types :

- interactions attractives entre ions de signes contraires.
- interactions répulsives entre ions de même signe.

Les forces d'interactions électriques attractives l'emportent sur les forces d'interactions électriques répulsives, ce qui confère une grande cohésion au solide ionique.

II- OBTENTION D'UNE SOLUTION ÉLECTROLYTIQUE PAR DISSOLUTION

- 1- D'un solide ionique dans l'eau

[Voir fiche Isabelle Tarride](#)

- 2- D'un liquide dans l'eau (dilution)

[Voir fiche Isabelle Tarride](#)

Voyons si la dissolution d'un gaz dans l'eau conduit à une solution électrolytique ou une solution ionique.

- 3- D'un gaz dans l'eau

VOIR TP 3

- [Vidéo de l'expérience](#)
- [En local si problème](#)

MANIPULATION :

- On dispose d'un ballon, fermé par un bouchon muni d'un tube de verre et d'un tuyau en caoutchouc. Le ballon a été préalablement rempli de chlorure d'hydrogène gazeux $\text{HCl}_{(g)}$.
- On retourne le ballon rempli de chlorure d'hydrogène au dessus du cristallisoir. On plonge l'extrémité du tuyau en caoutchouc dans l'eau. On ouvre la pince de Mohr. On pince le tuyau en caoutchouc. On retourne l'ensemble pour que quelques gouttes d'eau tombent dans le ballon.
- On retourne le ballon et on plonge, à nouveau, l'extrémité du tuyau en caoutchouc dans l'eau, dans laquelle on a disposé quelques gouttes d'héliantine.

Observations.

L'eau s'élève rapidement et jaillit dans le ballon.

Dans le ballon, la solution obtenue se colore en rose.

- On verse, dans un tube à essai, quelques mL de solution obtenue et on ajoute quelques gouttes de solution aqueuse de nitrate d'argent.

Observation. Formation d'un précipité blanc

QUESTIONS :

- 1- Expliquer l'apparition du jet d'eau.

Pour que l'eau soit aspirée dans le ballon, il faut que la pression à l'intérieur du ballon soit inférieure à la pression atmosphérique (pression à l'extérieur du ballon).

Lorsque l'on met quelques gouttes d'eau dans le ballon, il n'y a pas variation du volume du gaz à l'intérieur, ni variation de la température. Donc pour avoir une diminution de la pression, il faut une diminution de la quantité de matière de gaz.

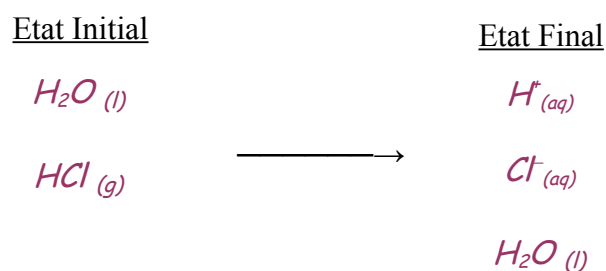
Donc il y a dissolution du chlorure d'hydrogène dans les premières gouttes d'eau introduites.

Remarque : $s(\text{HCl}) = 3,4 \cdot 10^2 \text{ L de gaz dans 1L d'eau}$

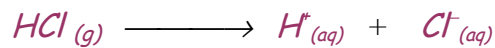
- 2- Exploiter les résultats des tests avec l'héliantine et avec la solution aqueuse de nitrate d'argent.

Il y a apparition d'ions $\text{H}^+_{(aq)}$ et d'ions $\text{Cl}^-_{(aq)}$.

- 3- Décrire le système à l'état initial et à l'état final. Y a-t-il eu transformation chimique ? *oui*



4- En déduire l'équation de la réaction de dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau.



5- Cette expérience porte le nom « d'expérience du jet d'eau ». Est-il question d'un jet d'eau pure ?

Le liquide qui jaillit dans le ballon est en réalité une solution contenant des ions $\text{H}^+_{(aq)}$ et des ions $\text{Cl}^-_{(aq)}$. Il s'agit d'une solution aqueuse de chlorure d'hydrogène appelée aussi acide chlorhydrique.

Voyons si une molécule est polaire ou pas.

III- LE CARACTÈRE DIPOLAIRE D'UNE MOLÉCULE

1- Liaison covalente polarisée

Vous avez vu, en classe de seconde, qu'une molécule est constituée d'atomes liés entre eux par des liaisons covalentes.

Une liaison covalente résulte de la mise en commun de 2 électrons appartenant à des couches électroniques externes. Chaque atome apporte 1 électron. Le doublet d'électrons, ainsi constitué, est localisé entre les 2 atomes.

Dans de nombreux cas, un des deux atomes a plus ou moins tendance à attirer le doublet d'électrons de la liaison covalente. Cette tendance est désignée par le terme électronégativité.

Plus un atome est électronégatif et plus il attire le doublet de la liaison covalente vers lui.

Résumons ceci.

Une liaison covalente lie deux atomes et résulte de la mise en commun de deux électrons appartenant à des couches électroniques externes. Chaque atome apporte un électron.

Dans de nombreux cas, le doublet d'électrons d'une liaison covalente est attiré par l'un des deux atomes. On dit que cet atome est plus électronégatif que l'autre. La liaison est alors appelée liaison covalente polarisée.

Définissons l'électronégativité.

L'électronégativité d'un élément traduit l'aptitude d'un atome de cet élément à attirer vers lui

le doublet d'électrons d'une liaison covalente qu'il forme avec un autre atome.

Remarque : il y a une relation entre l'électronégativité d'un élément et sa place dans la classification périodique.

I								VIII
H								He
Li	II		III	IV	V	VI	VII	Ne
Na	Be	B	C	N	O	F		Ar
K	Mg	Al	Si	P	S	Cl		Kr
	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br		

électronégativité croissante

Eléments les plus électronégatifs

Eléments les moins électronégatifs

Passons à l'étude de la molécule de chlorure d'hydrogène.

2- Molécule de chlorure d'hydrogène HCl

Questions :

- Regarder la classification périodique, quel est l'atome le plus électronégatif : H ou Cl ?
Cl
- La liaison covalente entre H et Cl est-elle polarisée ? Oui, car l'atome de chlore attire le doublet d'électrons de la liaison covalente.

Ce qui fait que l'on peut considérer que l'atome de chlore Cl est porteur d'une charge partielle notée δ^- et que l'atome d'hydrogène est porteur d'une charge partielle notée δ^+ .

Résumons ceci.

En regardant la classification périodique, on s'aperçoit que l'atome de chlore Cl est plus électronégatif que l'atome d'hydrogène H. Ce qui fait que la liaison HCl est une liaison covalente polarisée.

On peut considérer que l'atome de chlore et l'atome d'hydrogène sont porteurs d'une petite charge électrique appelée charge partielle. La charge partielle portée par l'atome de chlore est négative et est notée δ^- ($0 < \delta^- < -e$) puis la charge partielle portée par l'atome d'hydrogène est positive et est notée δ^+ ($0 < \delta^+ < -e$).

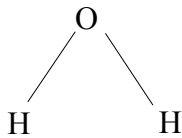


Passons au cas de la molécule d'eau.

3- Molécule d'eau H₂O

ACTIVITÉ :

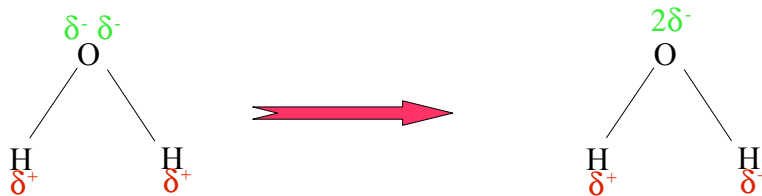
a. Donner la représentation de Cram de la molécule d'eau.



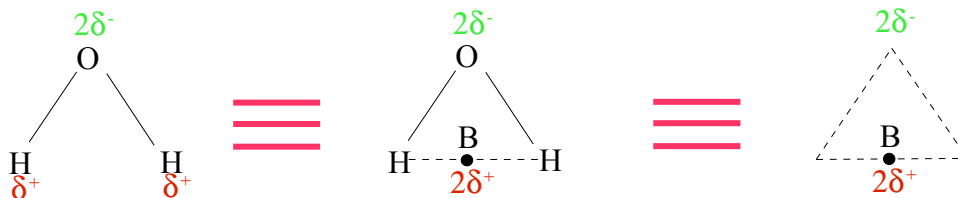
b. Regarder la classification périodique des éléments et préciser si la liaison O — H est polarisée. Justifier.

L'atome d'oxygène est plus électronégatif que l'atome d'hydrogène donc il attire plus le doublet d'électrons de la liaison covalente donc la liaison OH est une liaison covalente polarisée.

c. Indiquer les charges partielles positives et négatives.



d. Indiquer le barycentre des charges partielles positives ainsi que le barycentre des charges partielles négatives.



e. Ces barycentres sont-ils au même endroit ? **Non**

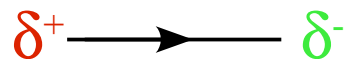
Ce qui fait qu'on obtient une molécule présentant un caractère dipolaire.

4- Caractère dipolaire d'une molécule

Question : Quand avons-nous une molécule qui présente un caractère dipolaire ?

Une molécule présente un caractère dipolaire ou est qualifiée de polaire si elle présente au moins une liaison covalente polarisée et sa géométrie est telle que le barycentre des charges partielles positives ne coïncide pas avec le barycentre des charges partielles négatives. La molécule constitue un dipôle électrostatique permanent avec un pôle positif (le barycentre des charges partielles positives) et un pôle négatif (le barycentre des charges partielles négatives).

On le représente ainsi :



Voyons ce qu'il se passe lorsque l'on dispose un solide ionique dans un solvant comme l'eau afin d'obtenir une solution ionique ou électrolytique.

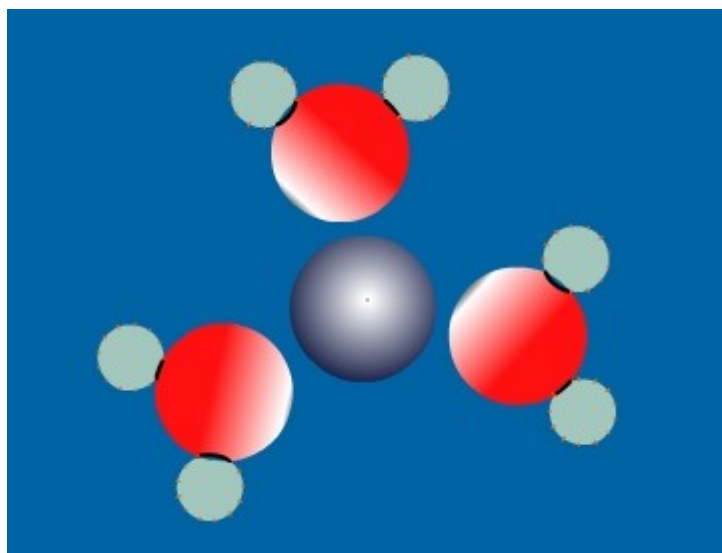
IV- SOLVATATION DES IONS

Cf document 21 page 47

Lorsqu'on introduit un solide ionique dans l'eau, il y a des interactions électriques entre les molécules d'eau et les ions qui se trouvent à la surface du solide. Ces interactions affaiblissent les interactions électriques assurant la cohésion du solide ionique : le solide ionique se disloque. Les ions s'entourent ainsi de plusieurs molécules d'eau qui les empêchent de se rapprocher les uns des autres : on dit qu'ils se solvatent ou s'hydratent.

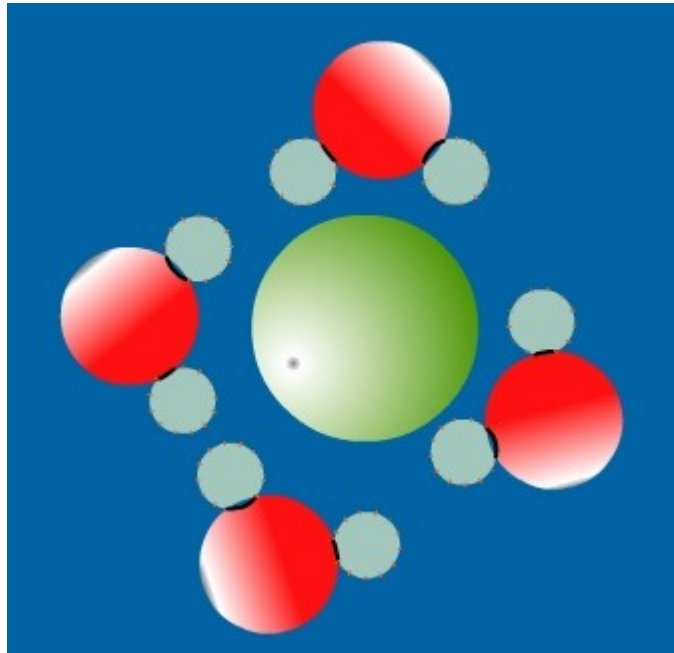
Question : Comment s'orientent les molécules d'eau autour d'un cation ?

Interaction électrique entre le cation et le pôle négatif du dipôle



Question : Comment s'orientent les molécules d'eau autour d'un anion ?

Interaction électrique entre l'anion et le pôle positif du dipôle



Remarque : Le nombre de molécules d'eau entourant un ion en solution dépend de la charge et de la taille de l'ion.

Remarque : cas particulier de l'ion hydrogène

L'ion hydrogène H^+ est très petit. Lorsque l'ion hydrogène H^+ est en solution, il est solvaté. L'interaction électrique entre lui et la molécule d'eau qui l'entoure est très élevée donc il s'établit une liaison covalente et on obtient l'ion oxonium H_3O^+ .

Passons à l'étude des concentrations molaires.

V- CONCENTRATIONS MOLAIRES

1- Concentration molaire de soluté apporté

La concentration molaire de soluté apportée, notée c , est le rapport de la quantité de matière n de soluté dissoute lors de la préparation par le volume V de solution préparée :

$$c = \frac{n}{V} \text{ avec}$$

n en mol
 V en L
 c en mol.L^{-1}

2- Concentration molaire effective des espèces chimiques dissoutes

La concentration molaire effective d'un ion X en solution, notée [X], est la quantité de matière n_X de cet ion présente dans un volume V de solution :

$$[X] = \frac{n_X}{V} \text{ avec } \begin{array}{l} n_X \text{ en mol} \\ V \text{ en L} \\ [X] \text{ en mol.L}^{-1} \end{array}$$

ACTIVITÉ

Pour préparer 250 mL de solution aqueuse de sulfate de sodium, on dissout 3,0 g de sulfate de sodium $Na_2SO_4(s)$.

1- Calculer la quantité de matière de soluté à dissoudre.

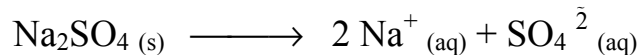
$$n_{Na_2SO_4} = \frac{m_{Na_2SO_4}}{M_{Na_2SO_4}} = \frac{3,0}{142,1} = 2,1 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

car $M_{Na_2SO_4} = 2M_{Na} + M_S + 4M_O = 2 \times 23,0 + 32,1 + 4 \times 16,0 = 142,1 \text{ g.mol}^{-1}$

2- Calculer la concentration molaire de soluté apporté de cette solution.

$$c_{Na_2SO_4} = \frac{n_{Na_2SO_4}}{V_{solution}} = \frac{2,1 \times 10^{-2}}{2,50 \times 10^{-1}} = 8,4 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

3- Ecrire l'équation de dissolution du sulfate de sodium dans l'eau.



4- Déterminer les quantités de matière des ions sodium et des ions sulfate présents dans cette solution.

$$n_{Na^+} = 2 \times n_{Na_2SO_4} = 4,2 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{SO_4^{2-}} = n_{Na_2SO_4} = 2,1 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

5- Calculer la concentration molaire effective des ions sodium et des ions sulfate.

$$[Na^+] = \frac{n_{Na^+}}{V_{solution}} = \frac{4,2 \times 10^{-2}}{2,50 \times 10^{-1}} = 1,7 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1} = 2 \times c_{Na_2SO_4}$$

$$[SO_4^{2-}] = \frac{n_{SO_4^{2-}}}{V_{solution}} = \frac{2,1 \times 10^{-2}}{2,50 \times 10^{-1}} = 8,4 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1} = c_{Na_2SO_4}$$

Bilan : relation entre concentration molaire de soluté apportée c et concentration molaire effective [X] d'un ion X en solution issue du soluté :

$$[X] = \text{nombre stoechiométrique devant l'ion X} \times c$$