

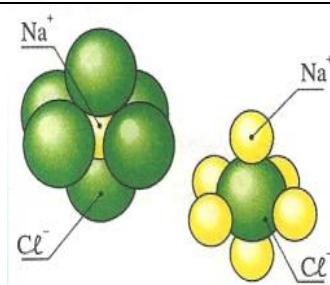
I – Le corps solide ionique :

Un **solide ionique** est formé d'**ions positifs (cations)** et d'**ions négatifs (anions)** *régulièrement disposés* dans l'espace et formant une **structure solide** appelée **cristal**. Un **solide ionique** est *électriquement neutre*, c'est-à-dire qu'il contient autant de **charges positives** apportées par les **cations** que de **charges négatives** apportées par les **anions**. On attribue au **solide ionique** constitué des ions X^{a+} et Y^{b-} une **formule chimique** qui traduit cette **neutralité électrique** s'écrit sous la forme : $X_b Y_a$.

| Le cristal | Les ions | Sa formule | Le modèle éclaté | Le modèle compact |
|------------------------|--------------------------|------------|------------------|-------------------|
| Le chlorure de sodium | Na^+ et Cl^- | $NaCl$ | | |
| Le fluorure de calcium | Ca^{2+} et F^- | CaF_2 | | |

Dans un **corps solide ionique**, Chaque **ion** est **entouré** par des **ions voisins de signes opposés**.

L'**interaction électrique** entre les **ions** et les **ions adjacents** est caractérisée par une **nature gravitationnelle** qui assure la **cohésion** du **corps solide ionique**.



II – Le caractère dipolaire d'une molécule :

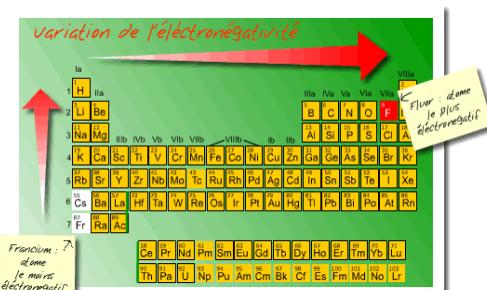
1 – La liaison covalente et l'électronégativité :

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.

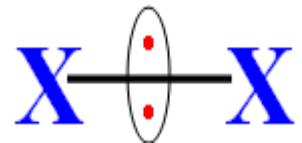
Dans le **tableau périodique** des éléments chimiques, **L'électronégativité augmente de gauche à droite** d'une **ligne (période)** et **de bas en haut** d'une **colonne**.

Une **liaison covalente** est produite entre **deux atomes** dans laquelle **chaque atome participe** avec **un ou plusieurs électrons** de sa couche externe afin de former un **doublet d'électrons liant** les deux atomes.

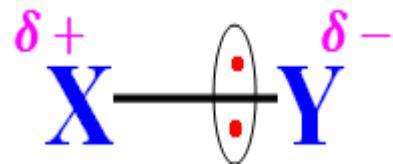
La **molécule est polaire** si le **barycentre des charges positives** ne coïncide pas avec celui **des charges négatives**.



Dans le cas d'une **molécule composée de deux atomes identiques**, le **doublet d'électrons liant** n'est pas attiré vers aucun des deux atomes. Alors, on dit que la **liaison covalente** n'est pas **polarisée** et la **molécule** est **non polaire**.



Dans le cas d'une **molécule composée de deux atomes différents**, l'atome le **plus électronégatif** attire le **doublet d'électrons liant** vers lui. Alors, on dit que la **liaison covalente** est **polarisée**. Ainsi, il en résulte l'**apparition** d'une **petite fraction** de la **charge négative** (δ^-) sur l'atome le **plus électronégatif** alors qu'une **petite fraction** de la **charge positive** (δ^+) **apparaît** sur l'**autre atome**. Donc, on dit que la **molécule** est **polaire**.



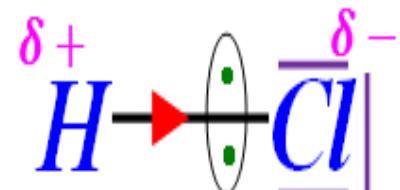
Les **molécules** ayant le **caractère dipolaire** ont une **solubilité** dans l'**eau** et agissent comme un **dipôle électrostatique**.

2 – La polarité d'une molécule de chlorure d'hydrogène :

La **molécule de chlorure d'hydrogène** est constituée d'un **atome de chlore** et d'un **atome d'hydrogène** lié par une **liaison covalente simple**.

Puisque le **chlore** est **plus électronégatif** que l'**hydrogène**, la **liaison covalente** est **polarisée**.

Puisque le **barycentre des charges positives** ne coïncide pas avec celui **des charges négatives**, la **molécule** est **polaire**.

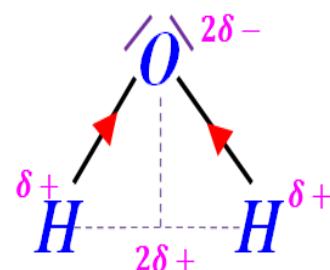


3 – La polarité d'une molécule d'eau :

La **molécule d'eau** est constituée d'un **atome d'oxygène** et de **deux atomes d'hydrogène** liés par une **liaison covalente simple**.

Puisque l'**oxygène** est **plus électronégatif** que l'**hydrogène**, les **liaisons covalentes** de **O – H** sont **polarisées**.

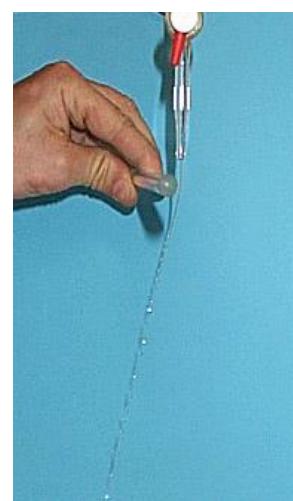
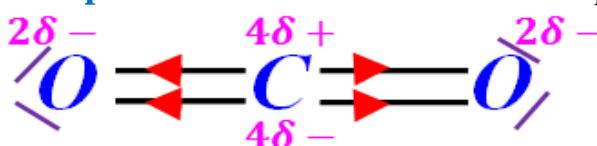
Puisque le **barycentre des charges positives** ne coïncide pas avec celui **des charges négatives**, la **molécule** est **polaire**.



Remarque :

Le **caractère dipolaire** d'une **molécule** n'est pas seulement lié à l'**existence des liaisons covalentes polarisées**, mais aussi à sa **forme géométrique**.

Par exemple, la **molécule** de **dioxyde de carbone** contient des **liaisons covalentes polarisées** mais la **molécule** n'est pas **polaire**.



III – Les solutions électrolytiques :

1 – Activité :

⊕ Dissolution d'un solide ionique dans l'eau

On réalise le **montage expérimental** suivant où la **lampe ne brille pas** lorsqu'on utilise de l'**eau distillée** (Figure A), tandis que la **lampe brille** lorsque du **chlorure de sodium** est ajouté à l'**eau distillée** (Figure B).

Prendre un peu de la **solution obtenue** dans un **tube à essai** et y ajouter la **solution de nitrate d'argent**, il se **former** un **précipité blanc** (Figure C).

On pulvérise le **fil d'argent** avec la **solution obtenue** et le passer au-dessus de la **flamme du béc Bunsen**, la **flamme devient orange** (Figure D).

a- Quels sont les ions dans la solution qui sont détectés par le test ?
La formation d'un précipité blanc (chlorure d'argent) indique la présence d'ions Cl^- .

Une **flamme orange** caractéristique du **sodium** indique la **présence d'ions Na^+ .**

b - Ecrire l'**équation de la réaction** associée à la **dissolution** du **chlorure de sodium** dans l'eau.



c- Comment expliquez-vous le **passage du courant électrique** dans une **solution de chlorure de sodium** ?

Le courant électrique passe à travers la **solution de chlorure de sodium** car il contient des **ions**.

d- L'eau distillée conduit-elle de l'**électricité** ? Explique-le.

L'eau distillée ne conduit pas l'**électricité** car elle **ne contient pas d'ions**.

e- La **solution de saccharose** conduit-elle de l'**électricité** ? Explique-le.

La solution de saccharose ne conduit pas l'**électricité** car elle **ne contient pas d'ions** (le saccharose n'est pas un **corps solide ionique et non polaire**).

⊕ Dissolution d'un liquide polaire dans l'eau

On mette dans un **bécher** une quantité d'**eau distillée** et on ajoute une petite quantité d'**acide sulfurique** pour obtenir une **solution d'acide sulfurique** (Figure A).

On introduit dans un **tube à essai** un échantillon de la **solution obtenue** et on ajoute des **gouttes de l'hélianthine**, et on observe l'**apparition** d'une **couleur rouge** (Figure B).

On introduit dans un autre **tube à essai** un échantillon de la **solution obtenue** et on ajoute des **gouttes de solution de chlorure de baryum**, et on observe la **formation** d'un **précipité blanc** (Figure C).

a- Quels sont les ions dans la solution qui sont détectés par le test ?

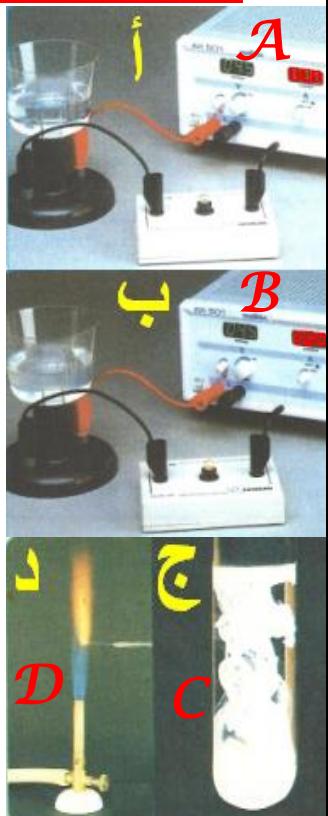
L'apparition de la couleur rouge après l'addition de l'hélianthine indique l'**acidité de la solution**, c'est-à-dire la **présence d'ions H^+ en quantité importante**.

La formation d'un précipité blanc (sulfate de baryum) indique la **présence d'ions SO_4^{2-} .**

b- La **solution d'acide sulfurique** conduit-elle de l'**électricité** ? Explique-le.

Oui, parce qu'elle contient des ions.

c-Ecrire l'**équation de la réaction** associée à la **dissolution** du l'**acide sulfurique** dans l'eau.



⊕ Dissolution d'un gaz polaire dans l'eau

On verse de l'eau dans un **cristallisoir en verre** et on ajoute des **gouttes d'hélianthine**.

On ferme un **flacon rempli de chlorure d'hydrogène sec gazeux** avec un **bouchon** traversé par un **tube de verre** (Figure A).

On tourne le **flacon** où l'**extrémité du tube de verre** est plongé dans l'**eau** de **cristallisoir** et on observe un « **jet d'eau** » (la **solution aqueuse** monte **brutalement** dans le **flacon**), et la **coloration** de l'**hélianthine** change de **couleur jaune** dans l'**eau distillée** à la **couleur rouge** à l'**intérieur du flacon** (Figure B).

On introduit dans un **tube à essai** un peu de la **solution obtenue** et on ajoute des **gouttes de solution de nitrate d'argent** et on observe la **formation** d'un **précipité blanc**.

a- Comment expliquer la montée rapide de l'**eau** sous la forme d'une **fontaine à l'intérieur du flacon** ?

L'**atome de chlore** est beaucoup plus **électronégatif** que l'**atome d'hydrogène**. La **molécule de chlorure d'hydrogène** est donc **polaire** et très **soluble** dans un **solvant polaire** comme l'**eau**.

Le « **jet d'eau** » observé peut s'expliquer par cette **grande solubilité** du **chlorure d'hydrogène gazeux** dans l'**eau**. En effet, il se **dissout** dans l'**eau** avec laquelle il est en contact et la **quantité de gaz** dans le **flacon diminue**. Cette **dissolution** entraîne une **dépression** dans le **flacon** (diminution de pression du **gaz** où elle devient $< P_{atm}$) et l'**eau** du **cristallisoir** est aspirée (jet d'**eau**).

b- Quels sont les ions dans la solution qui sont détectés par le test ?

La **coloration** de l'**hélianthine** change de **couleur jaune** à la **couleur rouge** à l'**intérieur du flacon** indique l'**acidité de la solution former**, c'est-à-dire la **présence d'ions H^+ en quantité importante**.

La **formation** d'un **précipité blanc** (chlorure d'argent) indique la **présence d'ions Cl^-** .

c- La **solution d'acide chlorique** conduit-elle de l'**électricité** ? Explique-le.

Oui, parce qu'elle **contient des ions**.

d- Ecrire l'**équation de la réaction** associée à la **dissolution** du **chlorure d'hydrogène** dans l'**eau**. $HCl_{(g)} \rightarrow H_{(aq)}^+ + Cl_{(aq)}^-$

2 - Définitions :

- La **solution** est un **mélange homogène** (plusieurs espèces chimiques (molécules - ions)) obtenu par **dissolution** d'un **soluté** (solide, liquide, gazeux) dans un **solvant** (liquide).
- La **solution aqueuse** est la **solution** obtenue par la **dissolution** d'un **soluté** dans l'**eau**.
- Il y a une **limite** à la **solubilité** d'une espèce chimique dans un **solvant** : si l'on **dépasse** cette **limite** on obtient une **solution saturée**.
- Lorsque la **solution obtenue** contient des **ions**, nous disons que c'est une **solution ionique**, et puisqu'elle **conduit le courant électrique**, on dit que c'est une **solution électrolytique**.
- Les **corps** qui donnent, lorsqu'ils sont **dissous** dans l'**eau** (solvant polaire), des **solutions électrolytiques** appelées **électrolytes**. Parmi les **électrolytes**, nous trouvons des **solides ioniques** et des **moléculaires polaires**.



3 – Dissolution d'un électrolyte dans l'eau :

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

- ⊕ **Dissociation du cristal** : Lorsque le **corps** (solide ionique ou molécule polaire) entre en **contact** avec l'eau, Les **molécules d'eau polaires**, exercent sur les **ions** du **corps** des forces électriques qui **détruisent** le **corps** progressivement, tel que ses **anions** sont attirés par le **pôle positif** des molécules d'eau et ses **cations** sont attirés par le **pôle négatif** des molécules d'eau.
- ⊕ **Solvatation des ions** : Après la **libération** de l'**ion** du **corps**, il est **entouré** d'un **certain nombre** de **molécules d'eau**. Ces **molécules** forment un **bouclier protecteur** qui empêche la **retourne** de l'**ion**. Si le **solvant** est l'**eau**, on parle d'**hydratation des ions**.
- ⊕ **Dispersion des ions** : Les **ions solvatés** sont **diffusés** dans tout le **volume occupé** par la **solution** pour obtenir un **liquide homogène**.

4 – Les formules des solutions électrolytiques :

La **solution électrolytique** est représentée par des **symboles d'ions**, en tenant compte de la **neutralité électrique** de la **solution**. *Exemples :*

Une **solution aqueuse** de **chlorure de sodium** est notée : $Na_{(aq)}^+$ + $Cl_{(aq)}^-$

Une **solution aqueuse** de **chlorure d'hydrogène** est notée : $H_{(aq)}^+$ + $Cl_{(aq)}^-$

Une **solution aqueuse** de **l'acide sulfurique** est notée : $2H_{(aq)}^+$ + $SO_4^{2-}_{(aq)}$

5 – L'équation de la réaction associée à la dissolution d'un électrolyte :

La **dissolution** d'un **électrolyte** dans l'**eau** est une **transformation chimique**, et la **réaction** associée à cette **dissolution** est exprimée par une **équation chimique** appelée **équation de réaction de dissolution**. *Exemples :*

L'équation de la réaction associée à la dissolution du **chlorure de sodium** solide dans l'**eau** est : $NaCl_{(s)} \rightarrow Na_{(aq)}^+ + Cl_{(aq)}^-$

L'équation de la réaction associée à la dissolution de **l'acide sulfurique** liquide dans l'**eau** est : $H_2SO_4_{(l)} \rightarrow 2H_{(aq)}^+ + SO_4^{2-}_{(aq)}$

L'équation de la réaction associée à la dissolution du **chlorure d'hydrogène** gazeux dans l'**eau** est : $HCl_{(g)} \rightarrow H_{(aq)}^+ + Cl_{(aq)}^-$

IV – Les concentrations molaires :

La **concentration molaire** d'une **espèce chimique** dans une **solution insaturée** (ou **concentration molaire d'un soluté**) est la **quantité de matière** du **soluté X** dans un **litre de solvant** : $C = \frac{n(X)}{V}$ exprimée en **mol. L⁻¹**.

La **concentration molaire effective [X]** d'une **espèce chimique X** dans une **solution** est la **quantité de matière** du **X** dans un **litre de solvant** et exprimée par $[X] = \frac{n(X)}{V}$.

Remarque : Pour l'équation de la réaction de dissolution: $\gamma X_\alpha Y_\beta \rightarrow \alpha X_{(aq)}^{\beta+} + \beta Y_{(aq)}^{\alpha-}$

La relation entre la **concentration molaire de la solution** et la **concentration molaire effective** est :

$$\frac{C(X_\alpha Y_\beta)}{\gamma} = \frac{[X_{(aq)}^{\beta+}]}{\alpha} = \frac{[Y_{(aq)}^{\alpha-}]}{\beta}$$

