

Première Partie :
La mesure en
chimie
 Unité 3
 4 H

Solutions électrolytiques et concentrations

المحاليل الإلكتروليتية والتراكيز



1^{er} Bac Sciences
 Chimie

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 **crystal**.

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 :

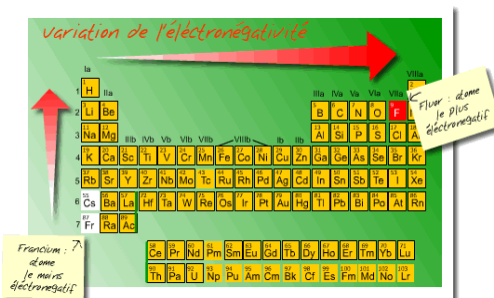
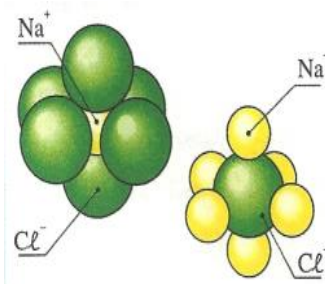
1 – La liaison covalente et l'électronégativité :

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.

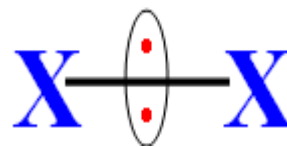
Dans le **tableau périodique** des éléments chimiques, L'**électronégativité** **augmente de gauche à droite** d'une **ligne** (période) et **de bas en haut** d'une **colonne**.

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**.

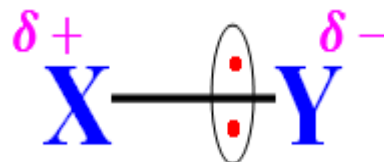
La **molécule est polaire** si le **barycentre des charges positives** ne **coïncide pas** avec celui **des charges négatives**.



Dans le cas d'une **molécule composée de deux atomes identiques**, le **douplet 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 **douplet 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**.



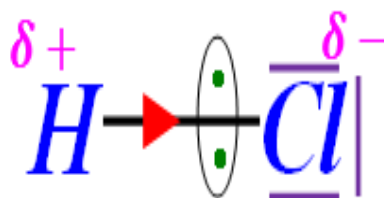
Les **molécules** ayant le **caractère dipolaire** ont une **solubilité** dans l'eau et agissent comme un **dipôle électrostatique**.

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**.

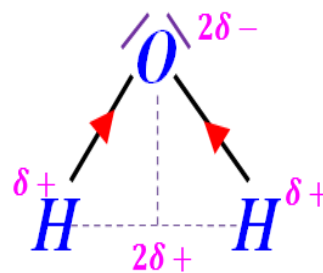


3 – La polarité d'une molécule d'eau :

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**..

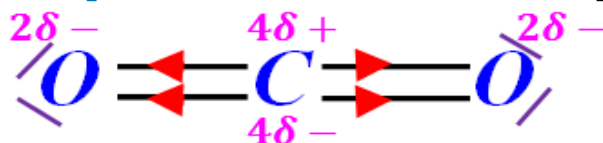
Puisque le **barycentre des charges positives** ne coïncide pas avec celui **des charges négatives**, la **molécule** est **polaire**.



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 expérimentale** 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).



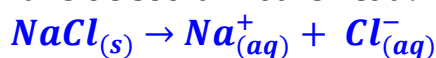
Prendre un peu de la **solution obtenue** dans un **tube à essai** et y ajouter la **solution de nitrate d'argent**, il se **former un précipité blanc** (Figure C).

On pulvérise le **fil d'argent** avec la **solution obtenue** et le passer au-dessus de la **flamme du bec 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 met 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).

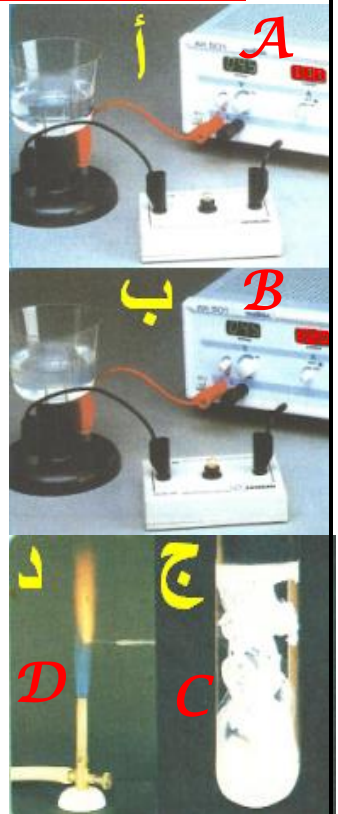
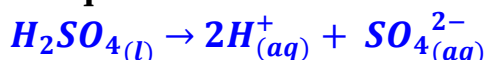
a- Quels sont les ions dans la solution qui sont détectés par le test ?
L'**apparition de la couleur rouge** après l'addition de l'**hélianthine** indique l'**acidité de la solution**, c'est-à-dire la **présence d'ions H^+** en **quantité importante**.

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 formée**, 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)) obtenue 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**.



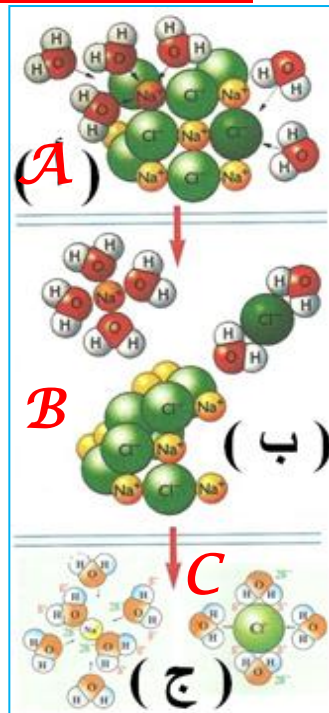
3 – Dissolution d'un électrolyte dans l'eau :

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 : $\text{Na}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$

Une solution aqueuse de **chlorure d'hydrogène** est notée : $\text{H}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$

Une solution aqueuse de l'**acide sulfurique** est notée : $2\text{H}^+_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$

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 : $\text{NaCl}_{(s)} \rightarrow \text{Na}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$

L'équation de la réaction associée à la dissolution de l'**acide sulfurique** liquide dans l'eau est : $\text{H}_2\text{SO}_{4(l)} \rightarrow 2\text{H}^+_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$

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

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: $\gamma X_\alpha Y_\beta \rightarrow \alpha X^{\beta+}_{(aq)} + \beta Y^{\alpha-}_{(aq)}$

La relation entre la concentration molaire de la solution et la concentration molaire

effective est : $\frac{C(X_\alpha Y_\beta)}{\gamma} = \frac{[X^{\beta+}_{(aq)}]}{\alpha} = \frac{[Y^{\alpha-}_{(aq)}]}{\beta}$