

Première Partie :  
La mesure en  
chimie  
Unité 3  
4 H

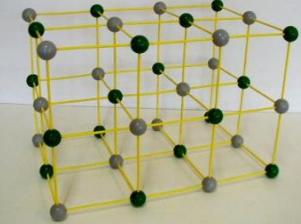
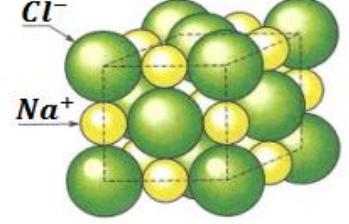
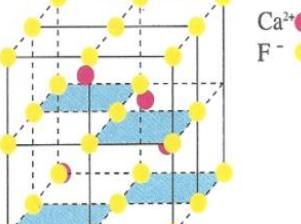
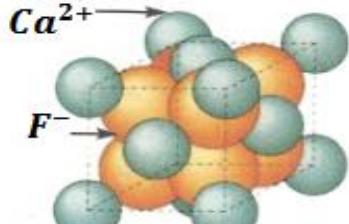
# Solutions électrolytiques et concentrations

الحاليل الإلكترولية والتراكيز

بِسْمِ اللَّهِ الرَّحْمَنِ الرَّحِيمِ  
السلام علیکم ورحمة الله وبرکاته  
1er Bac Sciences  
Chimie

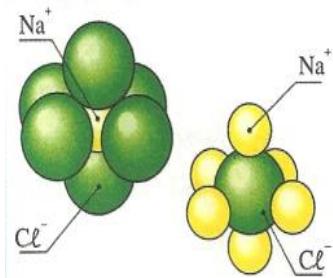
## I – Le corps solide ionique :

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 **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 :

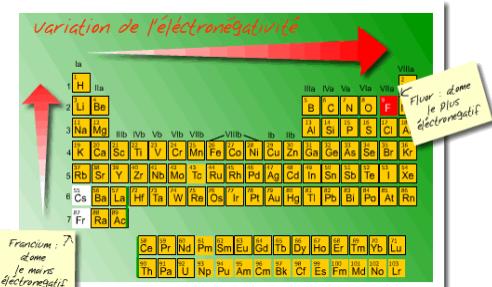
### 1 – La liaison covalente et l'électronégativité :

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.

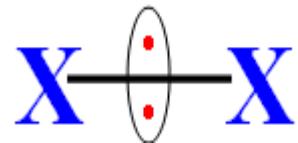
Dans le **tableau périodique** des éléments chimiques, L'**électronégativité augmente de gauche à droite** d'une **ligne (période)** et **de bas en haut** d'une **colonne**.

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.

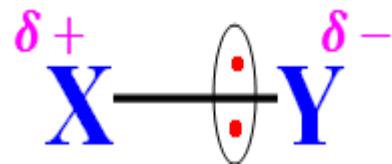
La **molécule est polaire** si le **barycentre des charges positives** ne coïncide pas avec celui **des charges négatives**.



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 ( $\delta^-$ )** sur l'atome le **plus électronégatif** alors qu'une **petite fraction** de la **charge positive ( $\delta^+$ )** **apparaît** sur l'**autre atome**. Donc, on dit que la **molécule** est **polaire**.



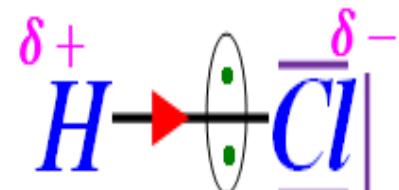
Les **molécules** ayant le **caractère dipolaire** ont une **solubilité** dans l'**eau** et agissent comme un **dipôle électrostatique**.

### 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**.

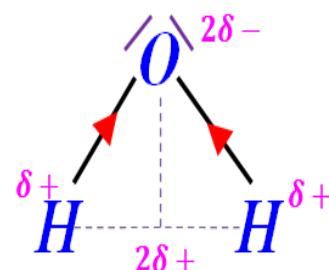


### 3 – La polarité d'une molécule d'eau :

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**.

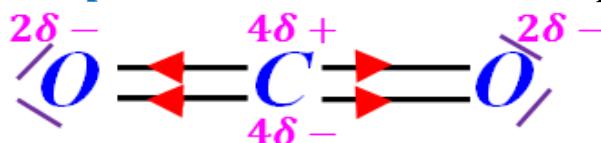
Puisque le **barycentre des charges positives** ne coïncide pas avec celui **des charges négatives**, la **molécule** est **polaire**.



#### 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).

## Physique - chimie

## Chimie

## Solutions électrolytiques et concentrations

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 ?

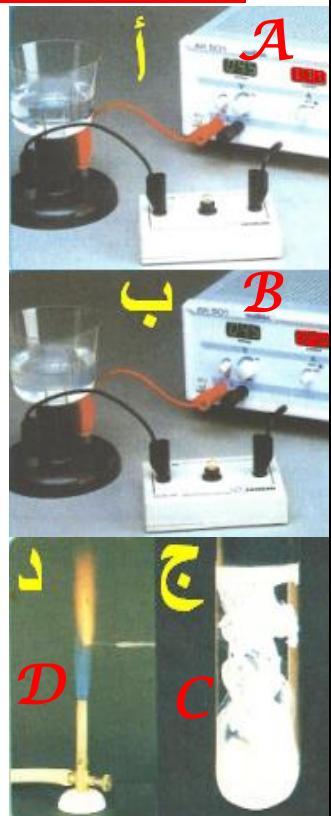
**L'apparition de la couleur rouge après l'addition de l'hélianthine indique l'acidité de la solution, c'est-à-dire la présence d'ions  $H^+$  en quantité importante.**

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

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  $\text{mol.L}^{-1}$ .

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

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

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

