

# Leçon 3 : Solution électrolytique et concentration

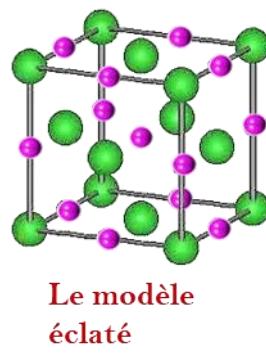
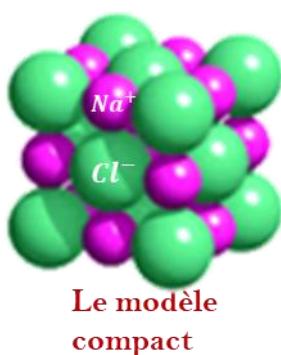
## I. Le corps solide ionique

### 1) Activité

La figure ci-contre représente la structure cristalline du chlorure de sodium.

❶ Où se trouve les ions de sodium  $Na^+$  et les ions de chlore  $Cl^-$ .

❷ Dans une structure cristalline de chlorure de sodium, le nombre d'ion de sodium est égale au nombre d'ion de clore. Que peut-on déduire de cette structure ?



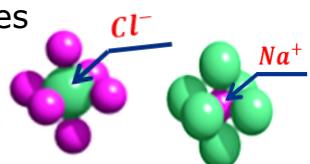
❶ Les ions  $Na^+$  sont situés dans les milieux des côtés et le centre du cube, tandis que les ions  $Cl^-$  sont situés dans les sommets et les centres des faces.

❷ Puisque le nombre d'ion de sodium (cation) est égale au nombre d'ion chlorure (anion), la structure cristalline du chlorure de sodium est électriquement neutre.

### 2) Conclusion

- Un solide ionique (cristal) est formé d'ions positifs (cations) et d'ions négatifs (anions) régulièrement disposés dans l'espace.
- Un solide ionique est électriquement neutre, car il contient autant de charges positives apportées par les cations que des charges négatives apportées par les anions.
- La formule chimique d'un cristal formé par les ions  $X^{a+}$  et  $Y^{b-}$  ( $a \neq b$ ) est :  $X_b Y_a$  .
- Dans chaque corps ionique le cation est entouré par des anions et l'anion est entouré par des cations.
- La cohésion du cristal est assurée par des interactions électriques (Électrostatique) entre anions et cations.

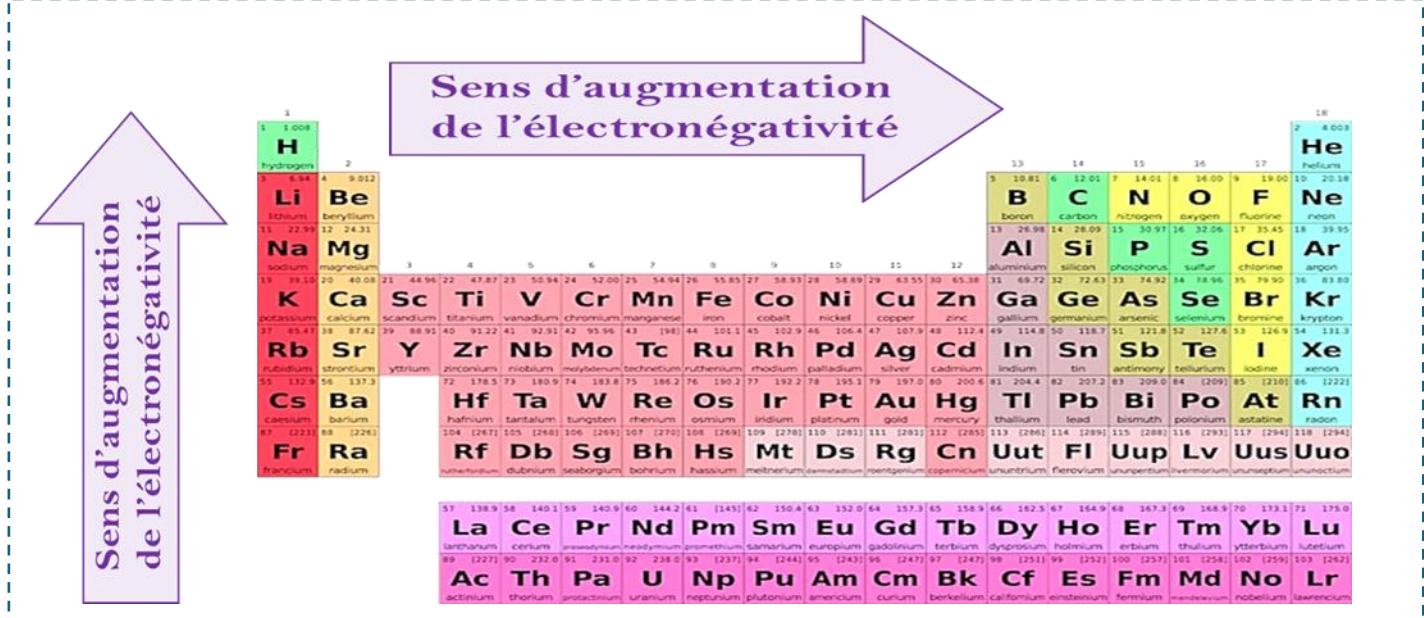
## II. Le caractère dipolaire d'une molécule



### 1) L'électronégativité

- L'électronégativité est une grandeur qui exprime l'aptitude d'un atome d'attirer vers lui le doublet d'électrons qui l'associe à un autre atome (la liaison covalente).

- Plus l'électronégativité d'un atome est élevée, plus son aptitude d'attirer les électrons vers lui est élevé.
- Dans le tableau périodique ; l'électronégativité augmente du gauche à droite d'une ligne (période), et de bas en haut d'une colonne (groupe).

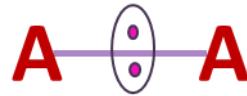


## 2) Le caractère dipolaire d'une molécule

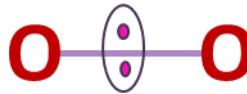
- Une molécule est dite polaire si le barycentre des charges positives ne coïncide pas avec le celui des charges négatives.
- Une molécule est dite apolaire si le barycentre des charges positives coïncide pas avec celui barycentre des charges négatives.

### a) Cas d'une molécule composée de deux atomes identiques

- Dans ce cas les deux atomes ont la même électronégativité c-à-d que le doublet d'électrons n'est attiré vers aucun des deux atomes. Par conséquence la liaison covalente qu'ils forment entre eux n'est pas polarisée.



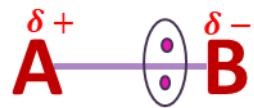
Exemple : la molécule de dioxygène  $O_2$  est apolaire car la liaison entre les deux atomes d'oxygène n'est pas polarisée :



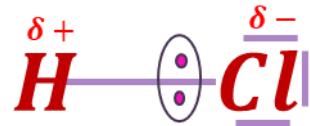
### b) Cas d'une molécule composée de deux atomes différents

- Dans ce cas ; le doublet d'électrons est plus proche de l'atome le plus électronégatif (l'atome B par exemple), ce qui entraîne l'apparition d'une petite

fraction de charge électrique négative ( $\delta -$ ) sur cet atome et une petite fraction de charge positive ( $\delta +$ ) sur l'autre atome :



Exemple : la molécule de du chlorure d'hydrogène  $HCl$  est polaire car l'atome de chlore est plus électronégatif que celui d'hydrogène.

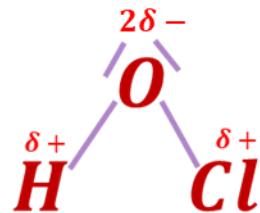


### c) Cas d'une molécule composée de trois atomes ou plus

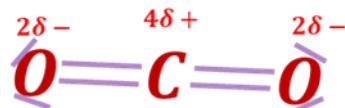
- Dans ce cas ; le caractère dipolaire d'une molécule n'est pas seulement lié à l'existence des liaisons covalentes polarisées, mais aussi à la forme géométrique de la molécule dans l'espace.

Exemples :

- La molécule d'eau  $H_2O$  est polaire car les deux liaisons H-O sont polarisées et le barycentre des charges positives ne se coïncide pas avec celui des charges négatives



- La molécule du dioxyde de carbone  $CO_2$  est apolaire parce que le barycentre des charges positives se coïncide avec celui des charges négatives



**Application :** Étudier la polarité des molécules suivantes :  $NaCl$  ;  $H_2$  ;  $N_2$ ;  $CH_4$

Laisser 10 lignes, pour la réponse sur l'application.

### III. La solution électrolytique

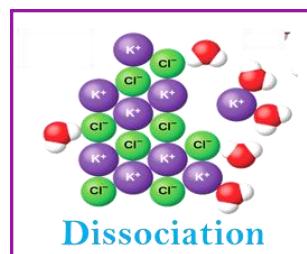
#### 1) Définitions

- La solution est un mélange homogène obtenue en dissolvant un soluté (solide, liquide ou gazeux) dans un solvant liquide.
- Si le solvant est l'eau la solution est dite solution aqueuse.
- Si la solution contient des ions on l'appelle solution électrolytique (ou ionique), elle conduit le courant électrique.
- Dans une solution le solvant présent en grande quantité par rapport au soluté.
- Lorsque le soluté introduit est complètement dissout, la solution est dite insaturée, sinon on dit qu'elle est saturée.

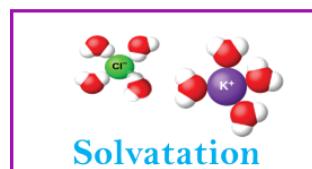
#### 2) La dissolution d'un électrolyte dans l'eau

##### a) La dissolution d'un électrolyte (cristal ou molécule polaire) dans l'eau se fait en trois étapes :

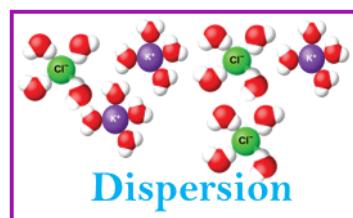
- **Dissociation de l'électrolyte** : lorsque l'électrolyte est introduit dans l'eau, ses pôles positifs sont attirés par les pôles négatifs des molécules d'eau tandis que ses pôles négatifs sont attirés par les pôles positifs des molécules d'eau.



- **La solvatation** : après la libération de l'ion dans la solution, il s'entoure d'un certain nombre de molécules d'eau qui forment un bouclier protecteur qui empêche la retourne de l'ion à sa molécule (hydratation de l'ion).



- **La dispersion** : les ions solvatés sont diffusés dans la solution en formant un mélange homogène.



#### 3) La formule chimique d'une solution électrolytique

- Chaque solution électrolytique est représentée par les symboles des ions qu'il contient, en tenant compte sa neutralité électrique.

#### Exemples

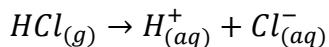
- Solution de chlorure de sodium ( $Na_{(aq)}^+$  +  $Cl_{(aq)}^-$ ), on l'obtient par la dissolution du chlorure de sodium solide dans l'eau distillée.
- Solution de l'acide chlorhydrique ( $H_{(aq)}^+$  +  $Cl_{(aq)}^-$ ), on l'obtient par la dissolution du chlorure d'hydrogène gazeux dans l'eau distillée.
- Solution de l'acide sulfurique ( $2H_{(aq)}^+$  +  $SO_4^{2-}_{(aq)}$ ), on l'obtient par la dissolution de l'acide sulfurique liquide dans l'eau distillée.

#### 4) L'équation de la dissolution d'un électrolyte dans l'eau

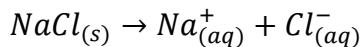
- La dissolution d'un électrolyte dans l'eau est une transformation chimique exprimée par une équation chimique appelée équation de dissolution.

#### Exemples

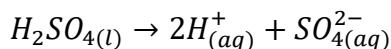
- L'équation de la dissolution l'acide chlorhydrique dans l'eau :



- L'équation de la dissolution du chlorure de sodium dans l'eau:



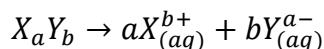
- L'équation de la dissolution de l'acide sulfurique dans l'eau :



### IV. Les concentrations molaires

- **La concentration molaire** notée C d'un soluté A en solution insaturée est :  $C = \frac{n(A)}{V}$  avec :
  - C : La concentration molaire en  $mol.L^{-1}$
  - n(A) : La quantité de matière dissoute dans la solution en mol
  - V : Le volume de la solution en L
- **La concentration molaire effective** notée  $[X]$  d'une espèce chimique X dans une solution est :  $[X] = \frac{n(X)}{V}$  avec :
  - $[X]$  : La concentration molaire effective en  $mol.L^{-1}$
  - n(X) : La quantité de matière de X présente dans la solution en mol
  - V : Le volume de la solution en L

On considère l'équation de la réaction de dissolution suivante :



- La concentration de la solution et les concentrations effectives des ions sont liées par la relation suivante :  $C = \frac{[X^{b+}]}{a} = \frac{[Y^{a-}]}{b}$  avec
  - C : La concentration molaire de la solution en  $mol.L^{-1}$
  - $[X^{b+}]$  : La concentration de  $X^{b+}$  dans la solution en mol
  - $[Y^{a-}]$  : La concentration de  $Y^{a-}$  dans la solution en mol
  - a et b : sont des coefficients stœchiométriques.