

Solutions électrolytiques et concentrations

Solutions électrolytiques et concentrations

I- Corps solide ionique:

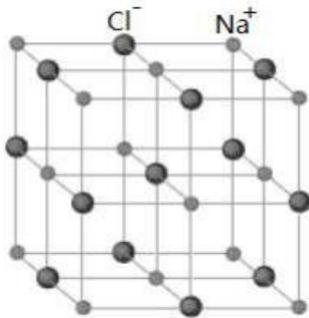
1) Structure d'un solide ionique:

Un solide ionique est formé d'anions et de cations régulièrement disposés dans l'espace et formant une structure solide appelée cristal.

⇒ La cohésion d'un solide ionique est assurée par les interactions électriques entre tous les anions et les cations.

Exemple :

Le chlorure de sodium est composé d'un assemblage d'un ion sodium (Na^+) et d'un ion chlorure (Cl^-).



⇒ La formule statistique de chlorure de sodium est alors NaCl .

2) Formule d'un solide ionique :

Le corps solide ionique est électriquement neutre : les charges positives des cations et les charges négatives des anions se compensent.

⇒ La formule générale d'un corps ionique est donnée par M_pX_q .

Remarque : Equation de dissociation d'un corps ionique dans l'eau.

Dans l'eau, l'équation de dissociation d'un corps ionique est donnée par :



Exemples :



Solutions électrolytiques et concentrations

Applications n° ① : Exercice n° ① ; Série n° ③

Écrire l'équation de dissolution des corps ioniques suivants dans l'eau:

$FeCl_2$; $FeBr_3$; K_2SO_4 ; $Al_2(SO_4)_3$; $AlCl_3$; Na_2SO_4

Réponse :

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

Applications n° ② : Exercice n° ② ; Série n° ③

Donner la formule générale du corps ionique formé par les ions suivants:

a- Na^+ et Cl^- b- Al^{3+} et I^- c- Be^{2+} et Br^- d- Li^+ et SO_4^{2-}

e- Al^{3+} et SO_4^{2-} f- Fe^{3+} et O^{2-}

Réponse :

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

II- Molécules polaires :

1) Électronégativité d'un élément chimique :

L'électronégativité d'un élément traduit la tendance de cet élément à attirer le doublet d'électrons d'une liaison covalente qu'il forme avec un autre atome.

⇒ Plus un élément est électronegatif, plus il attire à lui le doublet d'électrons de la liaison covalente.

Solutions électrolytiques et concentrations

Remarque :

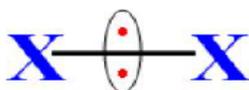
L'électronégativité d'un élément chimique dépend de sa position dans le tableau de la classification périodique. Elle augmente de gauche à droite et de bas vers le haut.

⇒ Le fluor est l'élément le plus électronégative dans le tableau de la classification périodique des éléments.

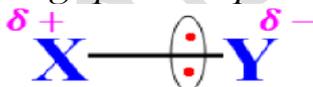
2) Liaison polarisée :

Les molécules sont formés d'atomes liés par des liaisons covalentes.

- ✓ Deux atomes identiques liés par une liaison covalente simple mettent en commun un électron chacun, le doublet ainsi constitué étant localisé entre les deux atomes :



- ✓ Deux atomes différents liés par une liaison covalente simple mettent en commun un électron chacun, le doublet d'électrons est plus fortement attiré par un atome que par l'autre. L'atome le plus proche du doublet électronique porte donc une charge partielle négative notée (δ^-), l'autre atome, loin du doublet électronique, porte alors une charge partielle positive notée (δ^+) ;



On dit que la liaison covalente est polarisée

Exemple :

Dans la molécule de chlorure d'hydrogène HCl , l'atome de chlore Cl et l'atome d'hydrogène H mettent en commun un doublet d'électrons constituant ainsi une liaison covalente.

Le chlore est plus électronégatif que l'hydrogène, le doublet électronique est proche de l'atome de chlore que de celui d'hydrogène, ce qui provoque l'apparition d'une charge partielle négative δ^- sur l'atome de chlore et d'une charge partielle positive δ^+ sur l'atome d'hydrogène :



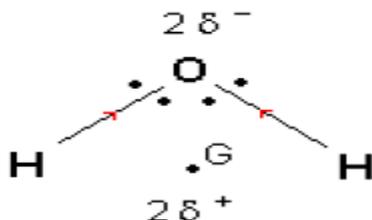
3) Molécule polaire :

a- Molécule d'eau.

Dans la molécule d'eau H_2O l'oxygène est plus électronégatif que l'hydrogène. Les deux liaisons covalentes $\text{O} - \text{H}$ d'une molécule d'eau sont polarisées.

Solutions électrolytiques et concentrations

Il en résulte l'apparition d'une charge partielle δ^+ sur chaque atome d'hydrogène et d'une charge partielle $2\delta^-$ sur l'atome d'oxygène.



Et puisque la molécule d'eau est en V, le barycentre des charges positives ne coïncide pas avec le barycentre des charges négatives : la molécule d'eau est polaire.

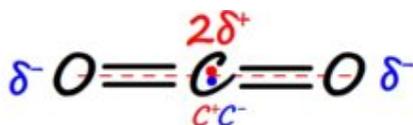
Remarque :

L'eau est un solvant polaire.

b- Molécule de dioxyde de carbone.

Dans la molécule d'eau CO_2 l'oxygène est plus électronégatif que le carbone. Les deux liaisons covalentes C – O d'une molécule de dioxyde de carbone sont polarisées.

Il en résulte l'apparition d'une charge partielle δ^- sur chaque atome d'oxygène et d'une charge partielle $2\delta^+$ sur l'atome de carbone.



Et puisque la molécule de dioxyde de carbone est linéaire, le barycentre des charges positives coïncide avec le barycentre des charges négatives : la molécule de dioxyde de carbone est n'est pas polaire.

Remarque :

Une molécule est polaire :

- Si elle présente au moins une liaison covalent polarisée ;
- Si le barycentre des charges partielles positives ne coïncide pas avec le barycentre des charges partielles négatives.

Applications n°(3) :

On considère trois molécules :

- Sulfure d'hydrogène : H_2S ; En V
- Dioxyde de silicium : CSi_2 ; Linéaire
- Ammoniac : NH_3 ; Pyramidale

1- Dans ces molécules, les liaisons sont-elle polarisées ? Justifier à l'aide d'un schéma.

Solutions électrolytiques et concentrations

2) Dissolution d'un électrolyte dans l'eau :

a- Dissolution d'un solide ionique dans l'eau :

- *Objectif : Préparer une solution aqueuse de chlorure de sodium et mettre en évidence les ions présents dans cette solution.*
- *Observation : Lorsqu'on ajoute du chlorure de sodium à l'eau, celle-ci devient plus conductrice du courant électrique. On dit que la solution obtenue est électrolytique.*
- *Pourquoi la solution de chlorure de sodium est plus conductrice que l'eau distillée ?*

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

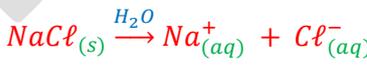
.....

.....

.....

Les ions sodium et chlorure sont notés : $Na^+_{(aq)}$ et $Cl^-_{(aq)}$;

L'équation de la réaction de la dissolution du chlorure de sodium dans l'eau s'écrit :

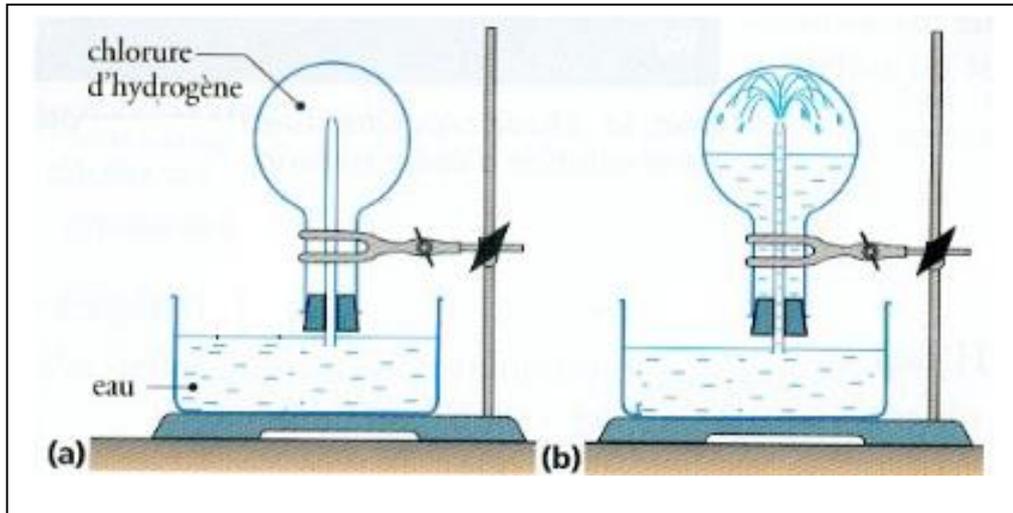


La solution aqueuse de chlorure de sodium est notée : $Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

Solutions électrolytiques et concentrations

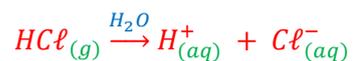
b- Dissolution d'un gaz ionique dans l'eau :

Expérience : Expérience du jet d'eau ;



Les ions hydrogène et chlorure sont notés : $H^+_{(aq)}$ et $Cl^-_{(aq)}$;

L'équation de la réaction de la dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau s'écrit :



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

Solutions électrolytiques et concentrations

IV- Concentrations molaires :

1) Concentration molaire de soluté apporté :

Dans une solution, la concentration molaire, notée c d'un soluté apportée est appelée concentration molaire de la solution. Elle est donnée par :

$$c = \frac{n}{V} \text{ en mol/L}$$

Avec :

- n : la quantité de matière de soluté apporté ;
- V : le volume du solvant (volume de la solution).

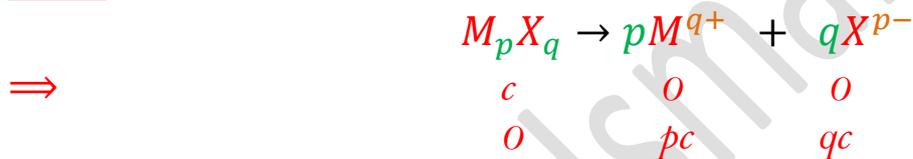
2) Concentration molaire effective des ions en solution :

La concentration molaire d'un ion X en solution, notée $[X]$, est donnée par :

$$[X] = \frac{n(X)}{V} \text{ en mol/L}$$

*) Méthode pratique de la détermination de $[X]$

On a :



D'où :

$$[M^{q+}] = pc \text{ et } [X^{p-}] = qc$$

Applications n°(4) : Exercice n° (4) ; Série n° (3)

Une masse $m = 17,1\text{g}$ de sulfate d'aluminium solide est dissoute dans $V = 250\text{mL}$ d'eau.

- 1- Quelle est la masse molaire du sulfate d'aluminium ?
- 2- Quels sont la concentration massique (titre) et la concentration en soluté apporté du sulfate d'aluminium ?
- 3- Quels sont les concentrations effectives des ions Al^{3+} et SO_4^{2-} ?
- 4- Vérifier que la solution est électriquement neutre.

Données : masses molaires en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$: $Al = 27$; $S = 32$; $O = 16$

