

# SOLUTION ELECTROLYTIQUE

## I. DEFINITION

### IA. SOLUTION

Une solution est obtenue par dissolution de solutés dans un solvant. Lorsque le solvant est de l'eau on obtient une solution aqueuse.

Les solutés peuvent être liquide, solide ou gazeux. Le soluté peut, après dissolution, donner des molécules ou des ions, dans ce cas le soluté est un soluté ionique (solide ionique...).

Le solvant est présent en grande quantité par rapport au soluté. Lorsque le soluté introduit est totalement dissout, on dit que la solution est non saturée, sinon, on dit quelle est saturée.

### IB. SOLIDE IONIQUE

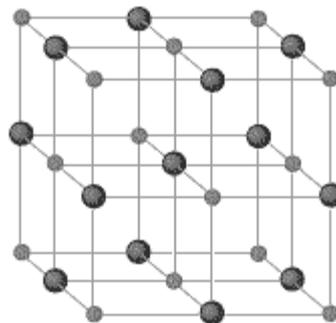
Un solide ionique est constitué d'anions et de cations disposés de façon régulière dans l'espace. Chaque ion est attiré par les ions de signe opposé qui l'entourent ce qui assure la stabilité. Le tout donne un ensemble immobile. Les solides ioniques sont électriquement neutres et donnent des isolants électriques.

La formule est une formule statistique qui donne la proportion des ions présents sans indiquer les charges.

*Exemple : le chlorure de sodium ; NaCl.*

*Le chlorure de sodium est composé d'un ion sodium ( $\text{Na}^+$ ) pour un ion chlorure ( $\text{Cl}^-$ ). L'ion sodium est entouré de 6 ions chlorure et chaque ion chlorure est également entouré de 6 ions sodium. Le tout forme un réseau immobile composé d'un motif répète un grand nombre de fois dans les 3 directions.*

**Chlorure de sodium, NaCl**



### IC. SOLUTION ELECTROLYTIQUE.

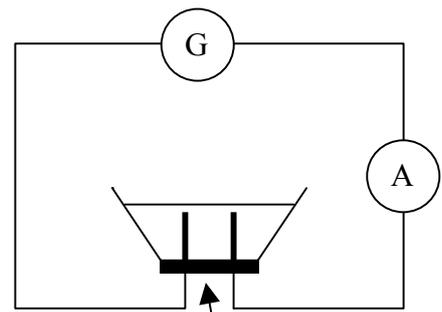
Expérience : On réalise le montage suivant :

On verse de l'eau distillée dans la cuve à électrolyse, on branche le courant. L'ampèremètre indique 0 ampère.

Ajoutons dans la cuve deux spatules de chlorure de sodium (NaCl). L'ampèremètre indique que le courant passe ( $I \neq 0$  A).

Le chlorure de sodium, lorsqu'il se dissout, donne des ions chlorures ( $\text{Cl}^-$ ) et des ions sodiums ( $\text{Na}^+$ ) en grande quantité. Ces ions sont mobiles et assurent le passage du courant. On dit que la solution aqueuse de chlorure de sodium est une solution électrolytique. Elle contient une grande quantité d'ions.

Le sodium se dissout selon l'équation



Cuve à électrolyse

### ID. CONCENTRATIONS

#### ID1. concentration massique (Cm)

La concentration massique d'un soluté est la masse de solutés contenus par litre de solution. Elle est donnée par la relation :

$$C_m = \frac{m}{V}$$

$C_m$  : concentration massique ( $\text{g.L}^{-1}$ )

$m$  : masse de soluté (g)

$V$  : volume de la solution (L)

#### ID2. concentration molaire (c)

La concentration molaire d'un soluté  $c$  est la quantité de matière contenue par litre de solution. Elle est donnée par la relation suivante :

$$C = \frac{n}{V}$$

$C$  : concentration molaire ( $\text{mol.L}^{-1}$ )

$n$  : quantité de matière de solutés (mol)

$V$  : volume de la solution (L)

La concentration d'une entité chimique X est notée  $C_X$  ou  $[X]$ .

Exemple la concentration molaire en ion sodium est notée  $C_{\text{Na}^+}$  ou  $[\text{Na}^+]$ .

#### ID3. dilution

Une dilution consiste à diminuer la concentration de soluté en ajoutant un certain volume de solvant. La solution initiale (solution la plus concentrée) est appelée solution mère (notée  $S_1$ ) et la solution finale (solution la moins concentrée) est appelée solution fille (notée  $S_2$ ).

La quantité de matière des deux solutions est égale.

donc :

$$n_1 = n_2$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

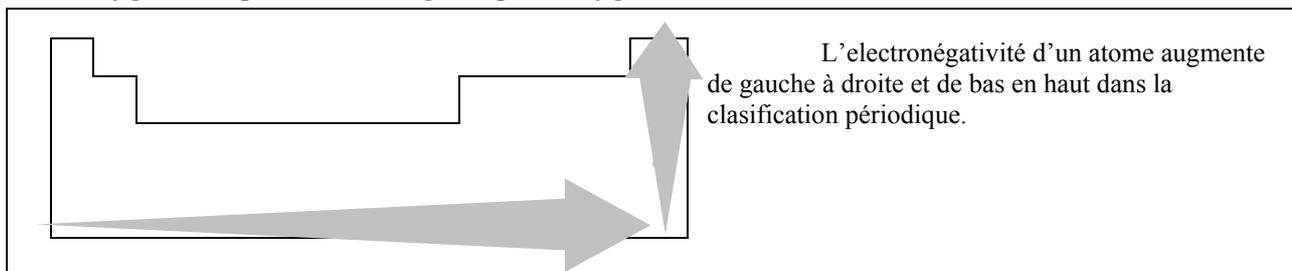
$n$  : concentration (mol)  
 $C$  : concentration ( $\text{mol.L}^{-1}$ )  
 $V$  : volume (L)

### IE. EXERCICES

## II. DISSOLUTION D'UN SOLUTE IONIQUE

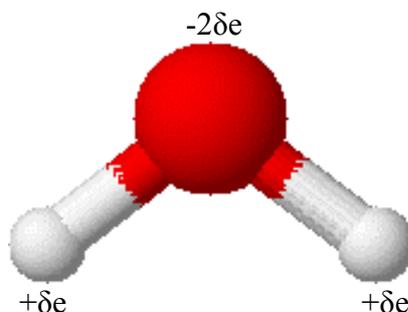
### I.A. MOLECULE POLAIRE

La molécule d'eau  $H_2O$  contient deux liaisons  $O-H$  résultant de la mise en commun de deux électrons formant un doublet liant. Les électrons ne sont pas répartis équitablement. En effet ils sont plus proche de l'atome d'oxygène que de l'atome d'hydrogène, car l'atome d'oxygène a un pouvoir attracteur d'électrons plus forts que l'hydrogène. On dit que l'oxygène est plus électronégatif que l'hydrogène.



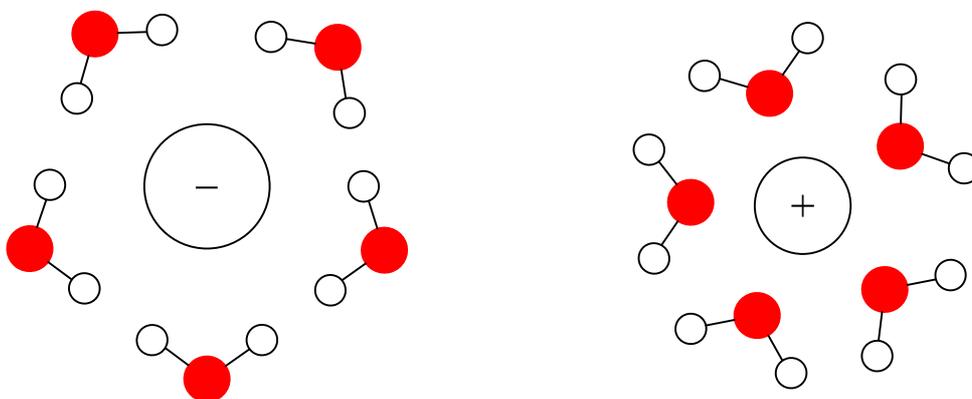
Ce partage dissymétrique des doublets de liaisons provoque l'apparition d'une charge partielle positive  $+δe$  ( $δ < 1$ ) sur chaque atome d'hydrogène, et de deux charges partielles négatives  $-2δ$  sur l'atome d'oxygène.

Le baricentre des charges négative et positives n'est pas au milieu de la liaison. Les liaisons  $O-H$  sont des liaisons polarisées. La molécule d'eau est une molécule polaire. on dit que l'eau est un solvant polaire.



### I.B. PHENOMENE DE SOLVATIONS DES IONS

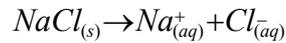
Dans une solution ionique, il y a une grande quantité d'anions et de cations. Chaque ion va interagir avec les molécules polarisées de l'eau qui se trouvent à proximité. Les molécules forment une sorte de cage appelée cage de solvation. Les ions sont alors solvatés ou hydratés (notés avec un aq en indice qui se lit aqueux).



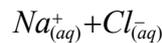
### IIC. ROLE DE L'EAU DANS LA DISSOLUTION

Lorsque l'on introduit un cristal ionique dans de l'eau, les molécules d'eau interagissent avec les ions situés à la surface du cristal et les attirent. Les ions se solvatent et sous l'effet de l'agitation thermique se dispersent dans l'eau. Le cristal ionique est donc dissocié.

La dissolution du chlorure de sodium donne l'équation suivante :



Une solution de chlorure de sodium est notée :



### IID. CONCENTRATION MOLAIRE DES IONS EN SOLUTION

La concentration des ions X en solutions est liée à la concentration de soluté en solution. Elle est notée [X]. Elle correspond au quotient de la quantité de matière de l'ion X présent en solution par le volume de solution.

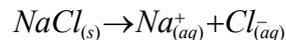
$$[X] = \frac{n(x)}{V}$$

Les unités sont les mêmes que précédemment.

Pour passer de la concentration de soluté à la concentration ionique il faut tenir compte de la formule statistique du soluté ionique.

Exemple :

- La concentration en chlorure de sodium d'une solution est de  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ .



Quantité apportée	$n_0$	0	0
Quantité en solution	0	$n_0$	$n_0$

On peut donc écrire que :  $C_{(NaCl)} = [Na^+] = [Cl^-] = 0,1 \text{ Mol.L}^{-1}$

- la concentration en chlorure d'aluminium ( $AlCl_3$ ) d'une solution est de  $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$



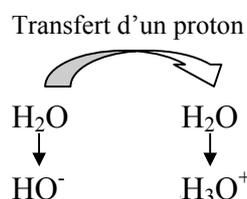
Quantité apportée	$n_0$	0	0
Quantité en solution	0	$n_0$	$3n_0$

On peut donc écrire que :  $C_{(AlCl_3)} = [Al^{3+}] = 0,1 \text{ Mol.L}^{-1}$   
 $3 C_{(AlCl_3)} = [Cl^-] = 0,3 \text{ Mol.L}^{-1}$

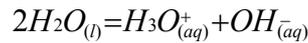
## III. ACIDE BASE ; NOTION DE pH

### IIIA. AUTOPROTOLYSE DE L'EAU

Contrairement à ce qui a été dit dans le paragraphe IC, l'eau distillée laisse faiblement passer le courant électrique. En effet l'eau distillée contient une très faible quantité d'ions. Certaines molécules d'eau perdent un proton ( $H^+$ ) alors que d'autres le captent : c'est une autoprotolyse :



L'ion  $\text{OH}^-$  est appelé ion hydroxyde, l'ion  $\text{H}_3\text{O}^+$  est l'ion hydronium (ou oxonium)  
L'équation de cette transformation est :



Cette réaction peut avoir lieu dans les deux sens on met donc un signe égal.

La concentration des ions hydronium et hydroxyde est constante dans l'eau distillée.  
Elle est égale à  $10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ .

$$[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

### **IIIB. NOTION DE pH**

Le pH caractérise le pouvoir acide ou basique d'une solution. Dans une solution aqueuse le pH varie de 0 à 14.

- Lorsqu'une solution possède un pH compris entre 0 et 7 on est en présence d'une solution acide.
- Lorsqu'une solution possède un pH égal à 7 on est en présence d'une solution neutre.
- Lorsqu'une solution possède un pH compris entre 7 et 14 on est en présence d'une solution basique.

Le pH est le potentiel en ion  $\text{H}^+$  ou  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Il est calculer à l'aide de la formule :

$$pH = -\log[\text{H}^+] = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

On, peut déterminer le pH d'une solution de manière expérimental en utilisant :

- Un indicateur coloré (réactif qui change de couleur selon le pH de la solution)
- Du papier pH (qui change de couleur selon le pH)
- Un pHmètre.

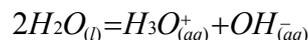
Calcul du pH de l'eau distillée :  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$

$$pH = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log[10^{-7}] = 7$$

L'eau distillée est une solution neutre.

### **IIIC. PRODUIT IONIQUE DE L'EAU : $K_e$**

L'eau se dissocie très légèrement selon l'équilibre suivant :



La concentration des ions oxonium et hydroxyde est constante dans l'eau distillée.  
Elle est égale à  $10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$ .

$$[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

Le produit ionique de l'eau est :  $K_e = [\text{OH}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \times 10^{-7} = 10^{-14}$

Ce produit ionique est une constante on la nomme  $K_e$ . Cette constante est valable dans toutes les solutions aqueuses à  $25^\circ\text{C}$ , quelque soit les ions présents dans la solution.

Exemple :

Quel est le pH d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration  $C = 0,025 \text{ mol.L}^{-1}$  ?

L'équation de dissolution de la soude est :  $\text{NaOH}_{(s)} \rightarrow \text{Na}_{(aq)}^+ + \text{OH}_{(aq)}^-$

Cette équation est totale. Donc  $C = [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] = 0,025 \text{ mol.L}^{-1}$

$$K_e = [\text{OH}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_e / [\text{OH}^-]$$

$$= 10^{-14} / 0,025$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 4,13 \cdot 10^{-13} \quad \Longrightarrow$$

$$\begin{aligned} pH &= -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \\ pH &= -\log(4,13 \cdot 10^{-13}) \\ pH &= 12,4 \end{aligned}$$

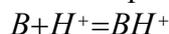
### **IIID. ACIDE OU BASE**

Un acide au sens de Brönsted est un composé capable de perdre un proton.



AH est l'acide ;  $H^+$  est le proton ;  $A^-$  est la base conjuguée de l'acide ;

Une base au sens de Brönsted est un composé capable de capter un proton.



B est la base ;  $H^+$  est le proton ;  $BH^+$  est l'acide conjugué de la base.

L'ensemble acide et base conjuguée est un couple acido-basique, noté  $AH/A^-$  ou  $BH^+/B$ .  
L'eau se comporte comme un acide et comme une base, on dit que c'est un ampholyte, elle présente un caractère amphotère.

#### **IIID1. Composé acide**

Il existe des acides forts et des acides faibles.

- Un acide fort est un soluté ionique présentant un caractère acide qui va entièrement se dissocier dans l'eau.

*Exemple :*

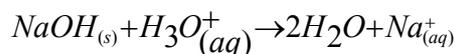
- Le chlorure d'hydrogène HCl est un gaz qui se dissocie entièrement dans l'eau.  $HCl_{(g)} + H_2O \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$  Lorsque le chlorure d'hydrogène est en solution, on parle d'acide chlorhydrique.
- L'acide sulfurique est un liquide qui se dissocie entièrement dans l'eau.  $H_2SO_{4(l)} + 2H_2O \rightarrow 2H_3O^+_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$   
C'est un diacide fort.
- L'acide nitrique est un liquide qui se dissocie entièrement dans l'eau.  $HNO_{3(l)} + H_2O \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + NO_3^-_{(aq)}$

- Un acide faible est un soluté ionique qui ne se dissocie pas entièrement dans l'eau.
  - L'acide acétique est un liquide qui ne se dissocie pas entièrement dans l'eau.  $C_2H_4O_{2(l)} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + C_2H_3O_2^-_{(aq)}$
  - L'acide benzoïque est un liquide qui ne se dissocie pas entièrement dans l'eau.  $C_7H_6O_{2(l)} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + C_7H_5O_2^-_{(aq)}$
  - Il existe de nombreux autres acides faibles.

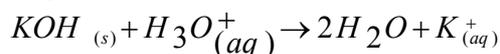
#### **IIID2. Composé basique**

Il existe des bases fortes et des bases faibles.

- Une base forte est un soluté ionique présentant un caractère basique qui va entièrement se dissocier dans l'eau.
  - L'hydroxyde de sodium (NaOH) appelé également soude est un solide qui se dissocie entièrement dans l'eau.



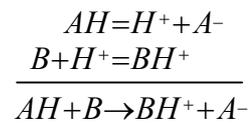
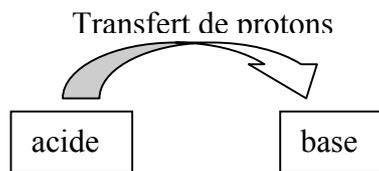
- L'hydroxyde de potassium (KOH) appelé également potasse est un solide qui se dissocie entièrement dans l'eau.



- Une base faible est un soluté ionique présentant un caractère basique qui ne se dissocie pas entièrement dans l'eau dans l'eau.
  - L'ammoniac est un soluté qui ne se dissout pas totalement dans l'eau :
 
$$NH_{3(g)} + H_3O_{(aq)}^+ = H_2O + NH_4^+$$
  - L'acétate de sodium est un liquide qui ne se dissocie pas entièrement dans l'eau.  $C_2H_3O_2Na_{(l)} + H_3O_{(aq)}^+ = H_2O + C_2H_3O_2H_{(aq)} + Na^+$
  - Il existe de nombreuses autres bases faibles.

### IIID3. Réactions acido-basiques

Un acide perd un proton, une base gagne un proton. Une réaction acido-basique est un échange ou transfert de proton entre deux couples acide / base.



Exemple de réaction entre un acide et une base.

Dosage d'acide acétique par une solution d'hydroxyde de sodium.

