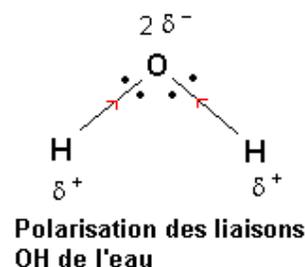


LES SOLUTIONS AQUEUSES

1. GENERALITES SUR L'EAU :

1.1. L'eau est une molécule polaire : L'atome d'oxygène O est plus électronégatif que l'atome H : il va donc attirer vers lui les électrons de la liaison O – H.

Les liaisons O — H de la molécule d'eau sont donc polarisées de telle façon que l'oxygène porte une densité électrique négative (-2δ) et que chaque hydrogène porte une densité électrique positive ($+\delta$).



La molécule d'eau présente un caractère polaire

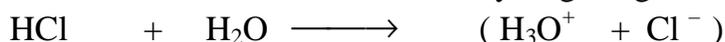
1.2. Conséquences de cette polarité : Ce caractère dipolaire de la molécule d'eau lui confère des propriétés de solvant très particulier :

- *L'eau est un bon solvant des composés ioniques :* l'eau dissout très bien des composés comme NaCl, CuSO₄, NaOH, etc... : le rôle de l'eau c'est de LIBERER LES IONS dans la solution :



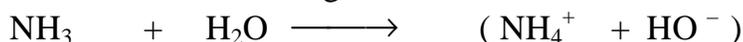
- *L'eau est un bon solvant des molécules polaires :*

Ex1 : dissolution du chlorure d'hydrogène gazeux :



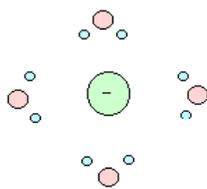
Chlorure d'hydrogène Solution d'acide chlorhydrique

Ex2 : dissolution du gaz ammoniac dans l'eau :



ammoniac solution d'ammoniaque

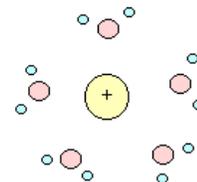
- *Le phénomène de solvation des ions en solutions :*

 Les ions positifs (cations) en solution attirent (interaction électrique) les molécules d'eau par leur partie négative. Il en résulte que chaque cation s'entoure d'un certain nombre de molécules d'eau.

Les ions négatifs (anions) en solution attirent les molécules d'eau par leur partie positive. Il en résulte que chaque anion s'entoure d'un certain nombre de molécules d'eau.

Ce phénomène est appelé *solvation des ions*. Lorsque le solvant est l'eau la solvation est appelée *hydratation*.

Les ions hydratés sont notés avec le symbole (aq) en indice. par exemple : Na⁺_(aq) ou Ca²⁺_(aq)



1.3. Notion de molarité ou de concentration molaire :

Une solution est dit MOLLAIRE ($c = 1 \text{ mol.L}^{-1}$) lorsqu'elle contient 1 mole de substance chimique par litre de solution.

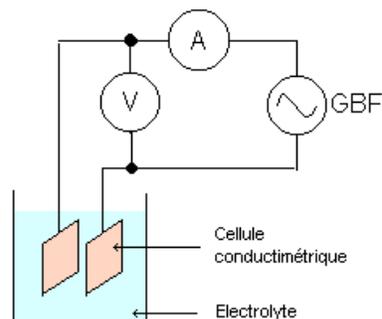
Notation : $c = [A]$

$$c = [A] = \frac{n_A}{V}$$

2. DISSOCIATION IONIQUE DE L'EAU PURE :

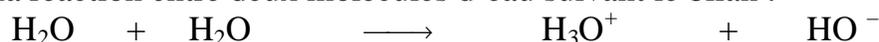
2.1. Conductibilité de l'eau pure :

L'eau chimiquement pure H_2O conduit très légèrement le courant électrique. L'eau liquide ne contient donc pas uniquement des molécules, mais aussi des ions .



2.2. Interprétation de la conductibilité de l'eau pure :

L'agitation thermique donne des chocs entre molécules ce qui conduit à la dissociation ionique de quelques molécules d'eau : c'est ce qu'on appelle *l'autoprotolyse* de l'eau. L'autoprotolyse de l'eau est la réaction entre deux molécules d'eau suivant le bilan :



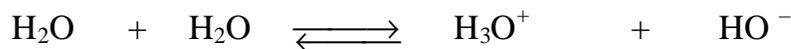
Cette réaction est très peu avancée ($[\text{H}_3\text{O}^+]$ est très faible). Cela concerne 2 molécules d'eau sur 10^9 .

On remarquera que: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-]$

2.3. Produit ionique de l'eau :

Quand on met en contact des ions H_3O^+ et des ions HO^- , il se produit une réaction acide-base : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HO}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$

La dissociation ionique de l'eau peut donc s'écrire selon la réaction réversible suivante :



- Pour l'eau pure : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$
- Pour toute solution aqueuse, à 25°C , les concentrations $[\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{HO}^-]$ ne sont pas forcément égales.

Mais le produit ionique de l'eau K_e est une constante : à 25°C

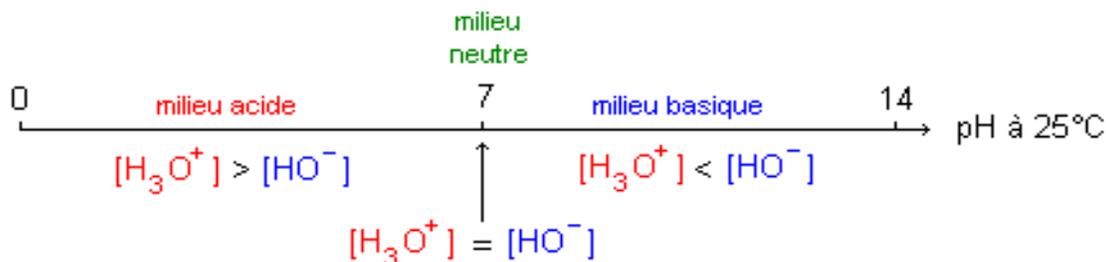
$$K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HO}^-] = 10^{-14}$$

3. NOTION de pH :

3.1. Définition du pH : c'est un nombre qui caractérise la concentration des ions H_3O^+ en solution

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

- L'eau pure et les solutions aqueuses NEUTRES ont un $\text{pH} = 7$ ce qui veut dire que $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HO}^-] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$
- Si la SOLUTION est ACIDE, alors $\text{pH} < 7$
L'ion oxonium H_3O^+ est l'espèce majoritaire dans la solution
- Si la SOLUTION est BASIQUE, alors $\text{pH} > 7$
L'ion hydroxyde HO^- sont l'espèce majoritaire dans la solution.

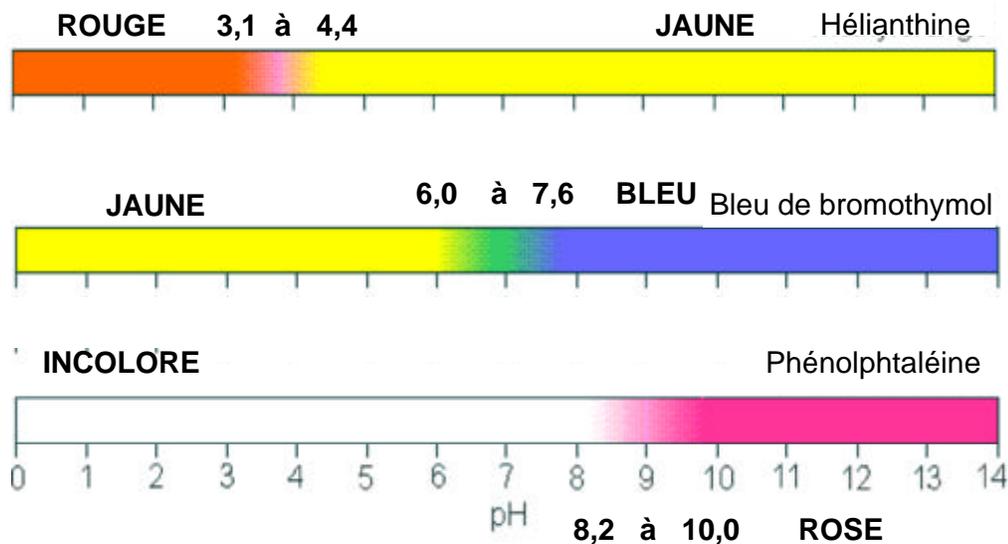


3.2. Remarques :

- La formule du pH est valable pour des solutions pas trop concentrées (sinon il y a interaction électrique entre les ions présents)
- l'échelle des pH « écrase » les valeurs numériques des concentrations : si la concentration varie de $10^0 = 1$ à 10^{-14} les valeurs du pH varient de 0 à 14. La conséquence c'est qu'une variation de 0,1 unité pH donne une variation de concentration de plus de 20%. La détermination expérimentale du pH est donc insuffisante pour connaître la concentration précise d'une solution.

3.3. Mesure du pH :

- Indicateurs colorés : ce sont des substances qui changent de couleurs avec le pH. La plupart du temps ils donnent deux couleurs distinctes. Ces 2 couleurs sont séparées par une zone de 1,2 à 2,0 unités de pH qu'on appelle la *zone de virage* de l'indicateur. Ci-dessous vous trouverez quelques indicateurs courants.



- papier pH : il permet de faire une mesure très approximative du pH

- pH-mètre : c'est en réalité un millivoltmètre relié à 2 électrodes (souvent les 2 électrodes sont regroupées en une seule avec deux parties) :
 - a . électrode en verre sensible aux ions H_3O^+ dont le potentiel d'oxydo-réduction est une fonction linéaire du pH
 - b . électrode de référence dont le potentiel $E_{\text{ref}} = \text{Cte}$ (indépendant du pH)
La fém de la pile ainsi formée est égale à :
 $E = E_{\text{verre}} - E_{\text{ref}} = a - b \cdot \text{pH}$
En manipulant avec soin on peut faire des mesures à 0,05 unités pH

4. ELECTRONEUTRALITE D'UNE SOLUTION

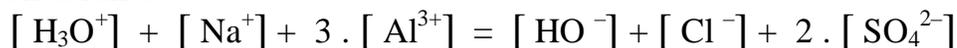
TOUTE SOLUTION EST ELECTRIQUEMENT NEUTRE :

L'équation qui traduit cette propriété est l'équation d'électroneutralité. Elle indique que la **quantité de charges positives** apportées par les cations présents en solution **est égale à la quantité de charges négatives** apportées par les anions présents en solution.

Exemple 1 : Solution de NaCl : la dissolution libère les ions : $\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$
Electroneutralité : $[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] + [\text{HO}^-]$

Exemple 2 : Solution de BaCl_2 : la dissolution libère les ions : $\text{Ba}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$
Electroneutralité : $[\text{H}_3\text{O}^+] + 2 \cdot [\text{Ba}^{2+}] = [\text{Cl}^-] + [\text{HO}^-]$

Exemple 3 : Solution obtenue par dissolution de NaCl et $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ dans l'eau :
les ions libérés sont les ions Na^+ , Al^{3+} , Cl^- , SO_4^{2-}
Electroneutralité :



5. DILUTION D'UNE SOLUTION AQUEUSE

- On raisonne toujours sur l'espèce majoritaire :
- On prend un volume v_i avec une pipette et on complète avec de l'eau dans une fiole jaugée jusqu'au volume v_f .
- Principe de calcul :

Solution initiale : $c_i =$ $v_i =$
Solution finale : $c_f =$ $v_f =$

En ajoutant de l'eau, la **quantité de matière ne change pas**

$$\mathbf{n_i} = \mathbf{n_f} \quad \Rightarrow \quad c_i \cdot v_i = c_f \cdot v_f$$

$$\Rightarrow \quad c_f = c_i \cdot \frac{v_i}{v_f}$$

- matériel utilisé : pipette et fiole jaugée

