



THÈME : CHIMIE GÉNÉRALE

TITRE DE LA LEÇON : SOLUTIONS AQUEUSES. NOTION DE pH

I. SITUATION D'APPRENTISSAGE

Une élève de Terminale du Lycée Moderne d'Abengourou échange avec son frère aîné étudiant en chimie. Elle apprend que l'eau est un solvant dipolaire. Cette propriété particulière lui permet de disloquer, d'ioniser et d'hydrater des composés chimiques.

Le lendemain, elle partage ces informations avec ses camarades de classe. Voulant en savoir davantage, ils décident ensemble sous la supervision de leur professeur de PHYSIQUE -CHIMIE, de connaître quelques propriétés de l'eau, de vérifier l'électroneutralité d'une solution aqueuse, de déterminer le pH de solutions aqueuses et de les classer.

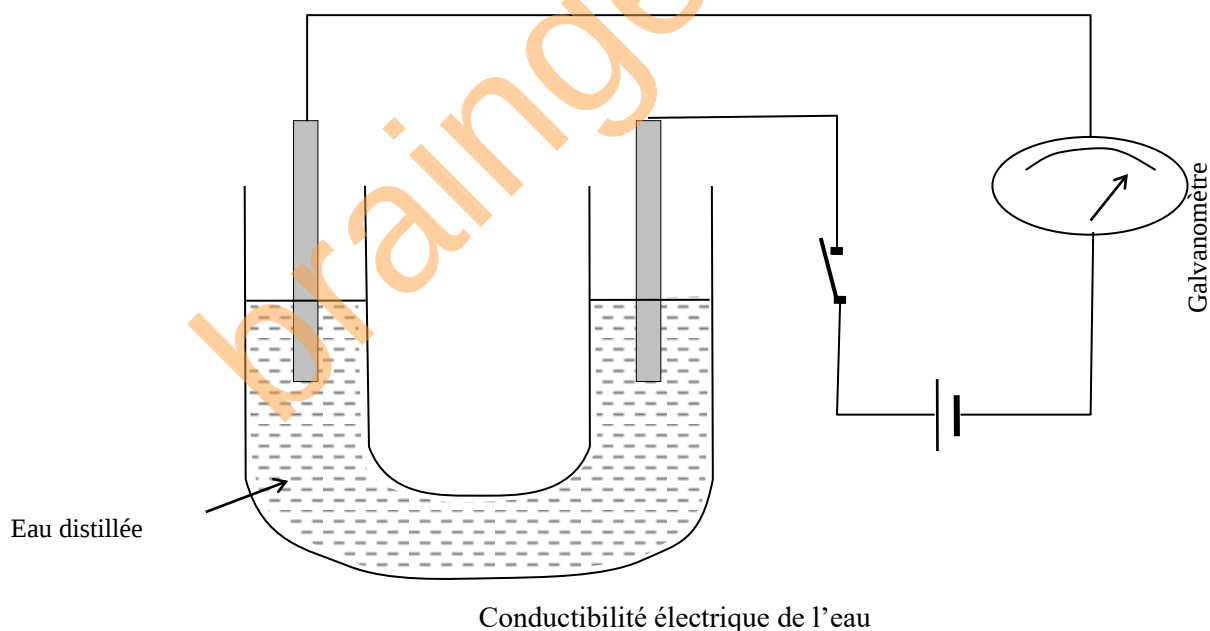
II. CONTENU DE LA LEÇON

1. QUELQUES PROPRIÉTÉS DE L'EAU

1.1 Pouvoir solvant de l'eau

L'eau est un solvant **ionisant, dissociant, hydratant et dispersant**.

1.2 Conductibilité électrique de l'eau



Le galvanomètre décèle une faible intensité de courant.

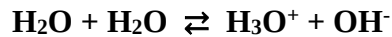
L'eau pure conduit faiblement le courant électrique. Elle contient en plus des molécules d'eau, des **ions hydronium H_3O^+** et **ions hydroxyde OH^-** .

Ces ions sont responsables de la conductibilité électrique de l'eau.

2. AUTOPROTOLYSE DE L'EAU

2.1 Équation de l'autoprotolyse de l'eau

Les ions H_3O^+ et OH^- de l'eau résultent de la réaction d'équilibre chimique qui se déroule dans l'eau. Cette réaction d'auto-ionisation de l'eau est appelée **réaction d'autoprotolyse de l'eau**. L'équation bilan de l'autoprotolyse de l'eau est :



2.2 Produit ionique de l'eau

Pour l'eau, le produit des concentrations des ions H_3O^+ et OH^- est une constante notée K_e et appelée produit ionique de l'eau.

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

K_e est sans unité et sa valeur ne dépend que de la température.

Exemples : à $T = 25^\circ\text{C}$ $K_e = 10^{-14}$, à $T = 60^\circ\text{C}$ $K_e = 9,6 \cdot 10^{-14}$

Activité d'application1

Pour les affirmations suivantes, écris le numéro suivi de V si l'affirmation est vraie ou F si elle est fausse.

1. Toute solution aqueuse contient des ions H_3O^+ et des ions OH^- .
2. A toute température : $[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-14}$.
3. Le produit ionique de l'eau dépend de la température.
4. L'équation de l'auto-ionisation de l'eau est : $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

Résolution

1. V
2. F
3. V
4. F

3. SOLUTIONS AQUEUSES IONIQUES

3.1 Processus de la dissolution des solutés dans l'eau

La dissolution d'un composé ionique dans l'eau se fait en trois étapes successives : la dissociation, la solvation et la dispersion.

- la dissociation ou la dislocation

Elle est obtenue grâce aux agitations des molécules d'eau qui, au contact du cristal ionique, rompt les liaisons électrostatiques et dissocie ou disloque le cristal.

- la solvation ou l'hydratation

Les ions en solution aqueuse s'entourent de molécules d'eau par attraction électrostatique. C'est le phénomène de solvation appelée hydratation (si le solvant est l'eau) des ions. Ainsi, en solution aqueuse, les ions sont hydratés.

- la dispersion

Sous l'effet de l'agitation thermique (agitation naturelle des molécules), les ions hydratés se répartissent progressivement dans la solution. On peut agiter mécaniquement pour accélérer cette étape.

3.2 Concentration C molaire volumique d'une solution

La concentration molaire volumique C d'une solution est la quantité de matière n de soluté dissout dans un litre d'eau.

$$C = \frac{n}{V} \begin{cases} n : \text{quantité de matière de soluté (en mol)} \\ V : \text{volume de solution (en litre: L)} \\ C : \text{concentration molaire (en mol. L}^{-1}\text{)} \end{cases}$$

3.3 Concentration molaire volumique d'une espèce chimique en solution

La concentration molaire volumique $[X]$ d'une espèce chimique X dans une solution est la quantité de matière n_X de cette espèce chimique dans un litre de solution.

$$[X] = \frac{n_X}{V} \begin{cases} n_X : \text{quantité de matière de X (en mol)} \\ V : \text{volume de solution (en litre : L)} \\ [X] : \text{concentration molaire de X (mol. L}^{-1}\text{)} \end{cases}$$

3.3 Concentration massique volumique

La concentration massique volumique C_m d'une substance est la masse m de cette substance dissoute dans un litre de solution.

$$C_m = \frac{m}{V} \begin{cases} m : \text{masse d'espèce dissoute en g} \\ V : \text{volume de la solution en L} \\ C_m : \text{concentration massique en g. L}^{-1} \end{cases}$$

3.4 Électroneutralité d'une solution aqueuse

Dans une solution aqueuse, la quantité de charges positives est toujours égale à la quantité de charges négatives : on dit que les solutions aqueuses sont électriquement neutres.

Activité d'application 2

Une espèce X de quantité de matière n_X peut se dissoudre dans un volume V d'eau.

1. Sa concentration molaire volumique $[X]$ s'écrit alors :
 - a. $[X] = V \cdot n_X$
 - b. $[X] = \frac{V}{n_X}$
 - c. $[X] = \frac{n_X}{V}$
2. Sa concentration massique C_X est liée à sa concentration molaire volumique $[X]$ et sa masse molaire M par la relation :
 - a. $C_X = \frac{[X]}{M}$
 - b. $C_X = [X] \cdot M$
 - c. $C_X = \frac{M}{[X]}$

Recopie la bonne réponse pour chacune des propositions.

Solution

1. 1.c.
2. 2.b.

4. pH D'UNE SOLUTION AQUEUSE

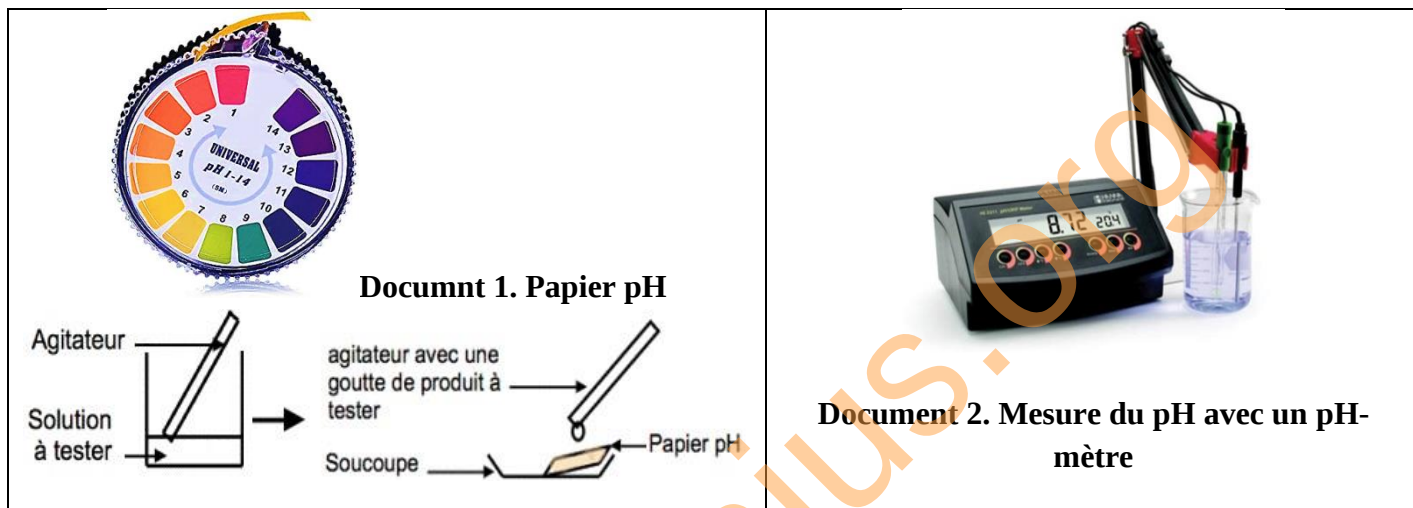
4.1 Expression

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

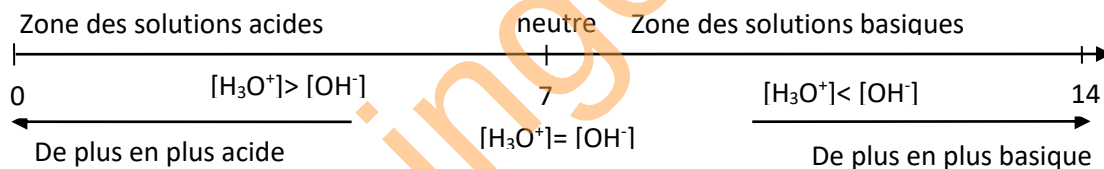
Le pH varie de 0 à 14 à 25°C.

4.2 Mesure de pH

On détermine le pH d'une solution aqueuse avec un papier pH (Document 1) ou un pH-mètre (Document 2).



4.3 Classification des solutions aqueuses en fonction du pH



Activité d'application

On mesure le pH d'une solution aqueuse à 25°C. On trouve $\text{pH} = 2,3$.

Détermine la concentration molaire en ions hydronium et hydroxyde dans cette solution.

Solution

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ soit } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,3} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L.}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \text{ soit } [\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 2 \cdot 10^{-12} \text{ mol/L.}$$

SITUATION D'ÉVALUATION

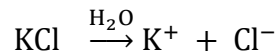
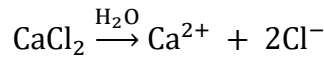
Un professeur de Physique-Chimie demande à sa classe de Terminale D de faire l'étude quantitative d'un mélange de deux solutions ioniques. Sous sa conduite un élève dissout $m_1=10\text{g}$ de chlorure de calcium (CaCl_2) dans $V_1=400\text{mL}$ d'eau et $m_2=30\text{g}$ de chlorure de potassium (KCl) dans $V_2=700\text{mL}$ d'eau. Il mélange ensuite les deux solutions. Tous ces composés sont solubles dans l'eau. Tu es de la classe, réponds aux questions.

On te donne $M(\text{Ca}) = 40 \text{ g/mol}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g/mol}$; $M(\text{K}) = 39 \text{ g/mol}$.

1. Écris les équations de dissociation du chlorure de calcium et du chlorure de potassium dans l'eau.
2. Fais le bilan des ions présents dans chaque solution.
3. Calcule la concentration molaire volumique des ions :
 - 3.1 dans chaque solution aqueuse.
 - 3.2 dans le mélange.
4. Vérifie la neutralité électrique de cette solution

Résolution de la situation

1. Équations de dissociation :



2. Ions présents : K^+ ; Cl^- ; OH^- ; H_3O^+ .
3. Calcule des concentrations molaires volumiques :

3.1 Dans chaque solution

- Dans la solution de CaCl_2 :

On a $M(\text{CaCl}_2) = 40 + 70 = 111 \text{ g/mol}$ et $n(\text{CaCl}_2) = \frac{m}{M} = 0,091 \text{ mol}$

D'après l'équation de dissolution de CaCl_2 ,

on a $n(\text{Ca}^{2+}) = n(\text{CaCl}_2) = 0,091 \text{ mol}$ donc $[\text{Ca}^{2+}] = \frac{0,09}{0,4} = 0,227 \text{ mol/L}$

On a aussi $n(\text{Cl}^-) = 2 n(\text{CaCl}_2) = 0,182 \text{ mol}$ donc $[\text{Cl}^-] = \frac{0,18}{0,4} = 0,455 \text{ mol/L}$

- Dans la solution KCl :

On a $M(\text{KCl}) = 74,5 \text{ g/mol}$ et $n(\text{KCl}) = \frac{30}{74,5} = 0,403 \text{ mol}$.

D'après l'équation de dissolution de KCl , on a $n(\text{K}^+) = n(\text{Cl}^-) = n(\text{KCl}) = 0,403 \text{ mol}$

Donc $[\text{K}^+] = [\text{Cl}^-] = \frac{0,403}{0,7} = 0,576 \text{ mol/L}$

3.2 Dans le mélange

$V_T = 110 \text{ mL}$

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{n(\text{Ca}^{2+})}{V_T} = \frac{0,091}{1,1} = 0,083 \text{ mol/L}$$

$$[\text{K}^+] = \frac{n(\text{K}^+)}{V_T} = \frac{0,403}{1,1} = 0,366 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{n_T(\text{Cl}^-)}{V_T} = \frac{(0,182+0,403)}{1,1} = 0,53 \text{ mol/L}$$

4. Vérification de l'électroneutralité : $2[\text{Ca}^{2+}] + [\text{K}^+] = 0,532 \text{ mol/L}$

Et $[\text{Cl}^-] = 0,53 \text{ mol/L}$.

La neutralité électrique est donc vérifiée.

III. EXERCICES

Exercice 1

On dissout 10g de chlorure de sodium dans 100mL d'eau.

1. Calcule :
 - 1.1. la concentration molaire volumique C de la solution.
 - 1.2. la concentration massique volumique C_m de la solution.
2. Détermine les concentrations molaires des ions en solution.
On donne : $M_{Na} = 23 \text{ g/mol}$; $M_{Cl} = 35,5 \text{ g/mol}$

Solution

1. Calculons :
 - 1.1 $n = \frac{m}{M}$ et $C = \frac{n}{V}$ donc $C = \frac{m}{MV} = \frac{10}{58,5 \times 0,1} = 1,71 \text{ mol/L}$
 - 1.2 $C_m = \frac{m}{V} = \frac{10}{0,1} = 100 \text{ g/L}$.
2. Détermination des concentrations molaires des ions :
D'après l'équation de dissolution de NaCl : $\text{NaCl} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$, on a $n(\text{Na}^+) = n(\text{Cl}^-) = n(\text{NaCl})$
Donc $[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] = C = 1,71 \text{ mol/L}$

Exercice 2

1. Détermine le pH de chacune des solutions contenant :
 - 1.1) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$
 - 1.2) $[\text{OH}^-] = 10^{-5} \text{ mol/L}$
2. Détermine la concentration en ions H_3O^+ d'une solution dont :
 - 2.1) $\text{pH} = 12$
 - 2.2) $\text{pH} = 2,4$

Solution

1. Détermination des pH
 - 1.1 $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(3 \cdot 10^{-3}) = 2,52$
 - 1.2 $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(10^{-9}) = 9$ car $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{[\text{HO}^-]} = 10^{-9} \text{ mol/L}$
2. Détermination de $[\text{H}_3\text{O}^+]$.
 - 2.1 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-12} \text{ mol/L}$
 - 2.2 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,4} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

Exercice 3

Tu prépares à 25 °C, un mélange homogène d'hydroxyde de sodium NaOH et d'eau distillée en grande quantité. Pour chacune des propositions ci-dessous, recopie le numéro de la question suivie de la lettre correspondant à la bonne réponse.

1. L'opération effectuée est :
 - a. une hydratation ;
 - b. une dissolution ;
 - c. une dilution.
2. Le mélange obtenu est :

- a. basique ;
 - b. acide ;
 - c. neutre.
3. L'eau représente :
- a. le soluté
 - b. le solvant ;
 - c. la solution.
4. Le mélange obtenu est électrique :
- a. Positif ;
 - b. Négatif ;
 - c. Neutre.

Réponse : 1.b ; 2.a ; 3 b ; 4 c.

Exercice 4

Un jus de citron a un $\text{pH} = 2,3$ à 25°C .

1. Calcule la concentration molaire volumique des ions hydroniums et des ions hydroxyde présents dans ce jus.
 2. Calcule la quantité de matière de ces mêmes ions dans un verre contenant 100 cm^3 de jus de citron.
- Le produit ionique de l'eau est $K_e = 10^{-14}$.

Solution

1. $[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}}$. D'où $[H_3O^+] = 10^{-2,3} = 5,01 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

$[OH^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]}$. D'où $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{5,01 \cdot 10^{-3}} = 1,99 \cdot 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

2. $[H_3O^+] = \frac{n_{H_3O^+}}{V_j}$. D'où $n_{H_3O^+} = [H_3O^+] V_j = 5,01 \cdot 10^{-3} \times 100 \cdot 10^{-3}$

$n_{H_3O^+} = 5,01 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

$[OH^-] = \frac{n_{OH^-}}{V_j}$. D'où $n_{OH^-} = [OH^-] \times V_j = 1,99 \cdot 10^{-12} \times 100 \cdot 10^{-3}$

$n_{OH^-} = 1,99 \cdot 10^{-13} \text{ mol}.$

Exercice 5

Votre professeur de Physique-Chimie vous prépare en vue de participer à un concours scientifique. Il met à votre disposition au laboratoire, des cristaux de chlorure de fer II (FeCl_2) et tout le matériel nécessaire. Le professeur veut vérifier vos acquis sur la détermination de concentrations molaires volumiques.

Pour ce faire, vous préparez un mélange homogène liquide d'une masse $m = 63,5 \text{ g}$ de FeCl_2 dans un volume $V = 500 \text{ mL}$ d'eau distillée. Vous obtenez une solution S_0 de concentration molaire volumique $C = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

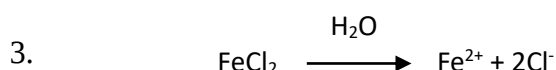
On donne $M = 127 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Décris brièvement le mode opératoire de la préparation de S_0 .
2. Définis la concentration molaire volumique d'une espèce chimique en solution.

- Écris l'équation de la réaction de dissolution du composé FeCl_2 dans l'eau.
- Détermine la concentration molaire volumique des espèces chimiques (autres que celles de la dissociation de l'eau) présentes dans la solution.

Solution

- Dans une fiole jaugée de 500 mL contenant une petite quantité d'eau, nous introduisons 63,5 g de cristaux de FeCl_2 mesuré à l'aide d'une balance. Après dissolution totale, nous étendons le volume à 500 mL à l'aide d'une pissette contenant de l'eau distillée puis nous homogénéisons.
- La concentration molaire d'une espèce chimique en solution est le quotient de la quantité de matière de cette espèce chimique par le volume de la solution.



- Les espèces chimiques sont : Fe^{2+} ; Cl^- .

$$5. \quad [\text{Fe}^{2+}] = \frac{n_{\text{Fe}^{2+}}}{V} = \frac{m}{MV} = \frac{63,5}{127 \times 500 \cdot 10^{-3}}.$$

$$[\text{Fe}^{2+}] = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

$$[\text{Fe}^{2+}] = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{V} = 2 \frac{m}{MV} = \frac{2 \times 63,5}{127 \times 500 \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Exercice 6

Ton professeur de Physique-Chimie veut montrer à ses élèves que toute solution aqueuse est électriquement neutre.

Il met à la disposition de ton groupe deux solutions aqueuses

Dans un bécher contenant 100mL d'eau distillée il ajoute 0,745g de chlorure de potassium (KCl) solide, à 25°C et obtient une solution S_1 .

Dans un autre bécher contenant il dispose 500mL d'une solution aqueuse S_2 d'hydroxyde de sodium (NaOH) de concentration molaire $C = 0,1 \text{ mol/L}$ à 25°C:

Enfin il réalise le mélange des deux précédentes solutions dans une fiole jaugée de 1L.

Tu es chargé de faire le compte rendu des différentes expériences.

- Étude de la solution S_1
 - Fais l'inventaire des espèces chimiques présentes.
 - Détermine les concentrations de chacune des espèces chimiques présentes.
 - Déduis des réponses précédentes que $[\text{K}^+] = [\text{Cl}^-]$
- Étude du mélange
 - Fais l'inventaire des espèces chimiques présentes.
 - Détermine les concentrations de chacune des espèces chimiques présentes.
 - Vérifie que $[\text{K}^+] + [\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] + [\text{OH}^-]$
- Que peux-tu dire de l'électroneutralité d'une solution aqueuse ?

Solution:

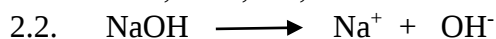
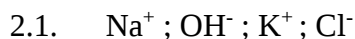
- K^+ ; Cl^-
 - $M(\text{KCl}) = 39 + 35,5 = 74,5 \text{ g/mol}$

$$n(\text{KCl}) = \frac{m(\text{KCl})}{M(\text{KCl})} \text{ soit } n(\text{KCl}) = 0,01 \text{ mol}$$



$$n(\text{K}^+) = 0,01 \text{ mol soit } [\text{K}^+] = 0,1 \text{ mol/L et } n(\text{Cl}^-) = 0,01 \text{ mol soit } [\text{Cl}^-] = 0,1 \text{ mol/L}$$

2.



$$n(\text{NaOH}) = C \times V = 0,05 \text{ mol d'où } n(\text{Na}^+) = 0,05 \text{ mol et } n(\text{OH}^-) = 0,05 \text{ mol}$$

$$[\text{Na}^+] = \frac{n(\text{Na}^+)}{V} = 0,1 \text{ mol/L et } [\text{OH}^-] = 0,1 \text{ mol/L}$$

2.3. $[\text{Cl}^-] + [\text{OH}^-] = 0,1 + 0,1 = 0,2 \text{ mol/L}$

$$[\text{K}^+] + [\text{Na}^+] = 0,1 + 0,1 = 0,2 \text{ mol/L}$$

$$\text{donc : } [\text{Cl}^-] + [\text{OH}^-] = [\text{K}^+] + [\text{Na}^+]$$

3. Toute solution aqueuse est toujours électriquement neutre.

IV. DOCUMENTATION

Importance du pH en chimie, en biochimie, en agriculture, en aquaculture et en médecine

1. Le pH en Chimie

Le nombre de réactions chimiques qui ont lieu à des pH précis est incommensurable. En chimie de synthèse par exemple, le pH peut influencer la nature du produit obtenu ; il conviendra donc de choisir le pH de façon spécifique en fonction du produit que l'on désire. En chimie analytique, la précipitation des solides tient compte du pH; en électrophorèse, le pH permet de modifier le type de charge des particules et donc d'isoler de façon spécifique certaines espèces.

2. Le pH en Biologie

Les réactions biologiques sont nombreuses et très particulièrement dépendantes du pH. En effet, le pH doit généralement être maintenu entre certaines bornes pour que les réactions soient possibles. En biochimie spécifiquement, les enzymes, principaux catalyseurs, vivent dans des intervalles de pH précis. En effet, les enzymes sont des protéines qui du fait de la coexistence des fonctions acide (acides carboxyliques) et basique (fonctions amines), sont très sensibles au pH.

3. Le pH en agriculture et en aquaculture

En agriculture, le pH du sol est un facteur important pour la survie de la plante qui y vit. Comme l'on contrôle la température d'un animal, il faut contrôler le pH du sol pour la plante. Lorsque le pH est adéquat, la plante peut se nourrir convenablement. Le pH idéal dépend de l'espèce végétale. C'est pourquoi l'on regroupe les plantes en diverses catégories :

- Plantes acidophiles : elles se développent mieux sur des sols acides ;
- Plantes alcalinophiles : elles s'adaptent mieux sur des sols basiques ;
- Plantes neutrophiles : elles ont une prédilection pour les sols neutres.

Connaître le pH du sol est donc important pour l'agriculteur. Il peut alors choisir avec convenance quel type de culture il va effectuer ou procéder à la modification de pH nécessaire pour l'adaptation de la plante qu'il désire produire (l'amendement du sol).

La vie aquatique n'est possible qu'entre $\text{pH} = 4,9$ et $\text{pH} = 9,0$. En eau douce, le pH varie entre 6,0 et 8,0 tandis qu'en mer, le pH est compris entre 8,1 et 8,3. D'où en définitive on peut dire que le pH de vie aquatique se situe entre 6,0 et 8,5. On comprend dès lors que pour une activité aquacole, il sera important de connaître le pH des eaux et en cas de besoin procéder aux traitements adéquats pour maintenir le pH dans les limites acceptables. Tout traitement ou apport alimentaire doit être choisi de façon à ne pas provoquer une modification néfaste du pH .

4. Le pH en médecine

Les problèmes liés aux pH en biochimie évoqués plus haut sont à prendre en compte ici. En effet, les médicaments apportés au malade, doivent autant que faire se peut ne pas modifier le pH des fluides de l'organisme. C'est la raison pour laquelle les médicaments donnent généralement des solutions tampons. Dans certains cas, on apporte les éléments nécessaires pour combattre une variation néfaste du pH ; le cas d'une acidification. Une acidification des fluides de l'organisme se traduit généralement par un nombre important de problèmes qui vont d'un métabolisme cellulaire faible aux œdèmes en passant par une accumulation de fluides et une surproduction de radicaux libres. La capacité d'autodéfense de l'organisme diminue (faiblesse immunologique) ; les os s'affaiblissent par perte de calcium utilisé pour essayer de maintenir un pH alcalin pour le milieu. Le rétablissement passe obligatoirement par une alcalinisation du milieu.

Source : ddata.over-blog.com/xxxyyy/4/04/37/51/Importande. De Mbey Jean Aimé 2007-01-23 PLEG de Chimie, Publication du Club 9899PCT.

Pour des exercices de renforcement

https://sunudaara.com/physique_chimie

Pour approfondir le cours et s'exercer voici des sites à consulter.

<http://marsal.univ-tln.fr/pHdos/phsolacB.html>