



THÈME 4 : IONS EN SOLUTIONS AQUEUSES

Leçon 10 : SOLUTIONS ACIDES ET BASIQUES. MESURES DE pH

I. SITUATION D'APPRENTISSAGE

Un élève en classe de 2^{nde}C au Lycée Moderne de Bonon, dont les parents tiennent une pisciculture, trouvent à la maison des prospectus qui parlent de milieux acides, neutres, basiques et de mesure de pH etc... Voulant en savoir davantage, il partage ces informations avec ses camarades de classe. Avec l'aide du professeur, ils cherchent à connaître les propriétés d'une solution acide et celles d'une solution basique puis de déterminer le pH d'une solution aqueuse.

II. CONTENU

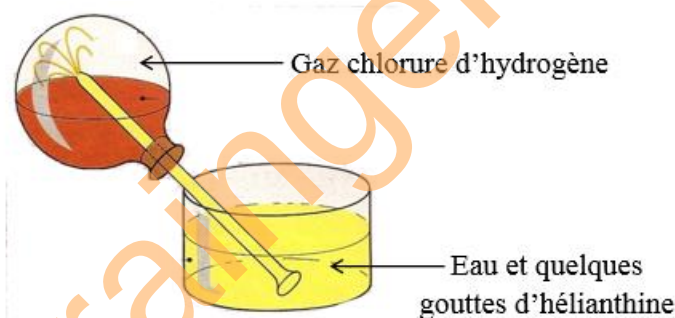
1- La solution d'acide chlorhydrique

1.1- Préparation de la solution d'acide chlorhydrique

1.1.1- Le chlorure d'hydrogène

Dans les conditions ordinaires de pression et de température, le chlorure d'hydrogène est un gaz incolore, d'odeur piquante, plus dense que l'air. Sa formule est HCl .

1.1.2- Expérience et observations



1.1.3- Interprétation

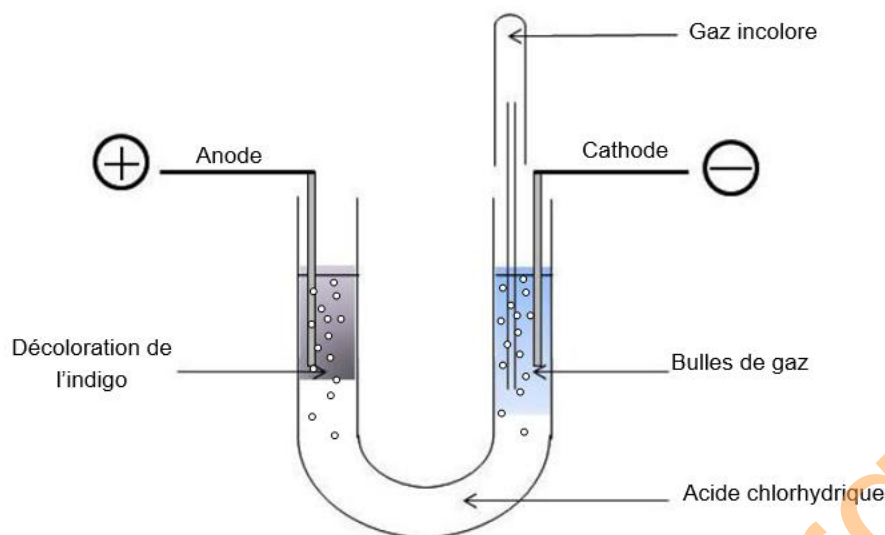
- La solution de chlorure d'hydrogène est très soluble dans l'eau.
- La réaction de dissolution est exothermique.
- La solution aqueuse de chlorure d'hydrogène est appelée **acide chlorhydrique**.

1.1.4- Conclusion

Une solution d'acide chlorhydrique est obtenue par dissolution du chlorure d'hydrogène dans de l'eau. Cette dissolution est exothermique.

1.2- Caractère ionique de la solution aqueuse d'acide chlorhydrique

1.2.1 Expérience et observations



Électrolyse d'une solution d'acide chlorhydrique

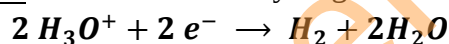
Le gaz recueilli à la cathode émet une légère détonation à l'approche d'une flamme.

1.2.2 Interprétation

- La solution conduit le courant électrique : elle contient des ions.
- À l'anode : Formation du dichlore ; la solution contient donc des ions chlorure Cl^- qui réagissent suivant l'équation :



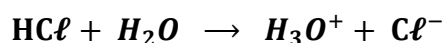
- À la cathode : Formation du dihydrogène



- Bilan de l'électrolyse :
- $2 (\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-) \rightarrow \text{H}_2 + \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

1.2.3 Conclusion

La dissolution du gaz chlorure d'hydrogène dans l'eau est une **réaction chimique** ; le chlorure d'hydrogène HCl réagit avec l'eau selon l'équation-bilan suivante :



Activité d'application

On prépare une solution d'acide chlorhydrique en dissolvant du chlorure d'hydrogène dans de l'eau pure.

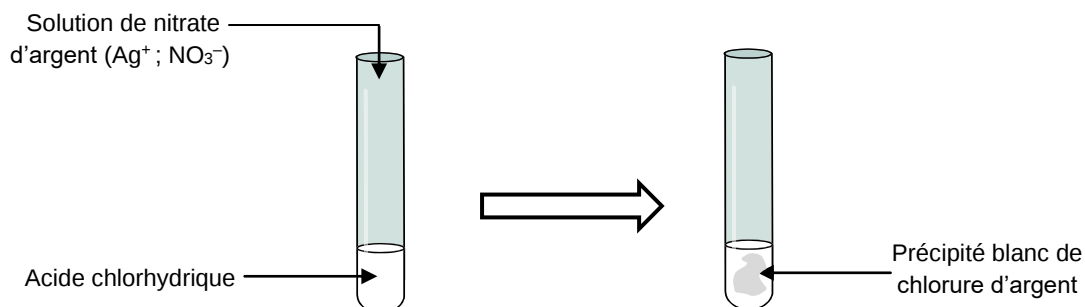
1. Écris l'équation-bilan de la réaction.
2. Donne ses caractéristiques.

Solution

1. Équation-bilan : $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
2. Caractéristiques de la réaction
Elle est exothermique

1.3. Propriétés d'une solution d'acide chlorhydrique

1.3.1-Propriété des ions chlorure (Cl^-)

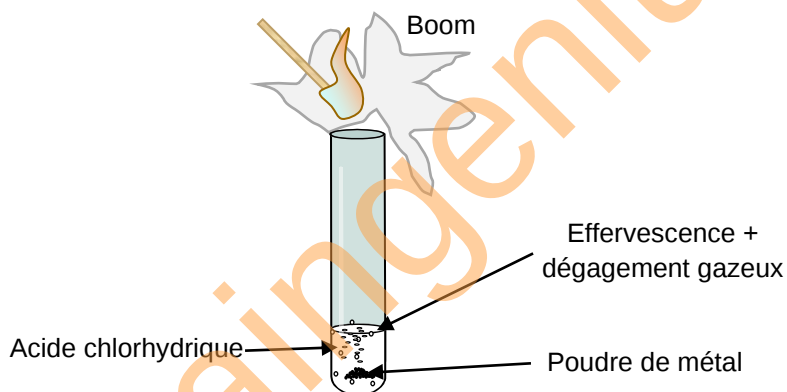


1.3.2-Propriétés des ions hydronium (H_3O^+)

➤ Action sur les indicateurs colorés

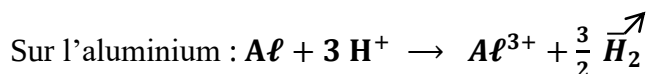
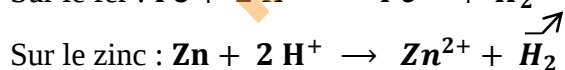
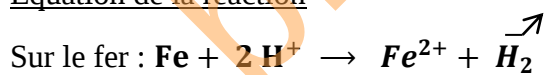
	Eau pure	Acide chlorhydrique
Hélianthine	Jaune	Rouge
Bleu de bromothymol (BBT)	Vert	Jaune
Phénolphthaléine ($\phi\phi$)	incolore	Incolore

➤ Action sur les métaux



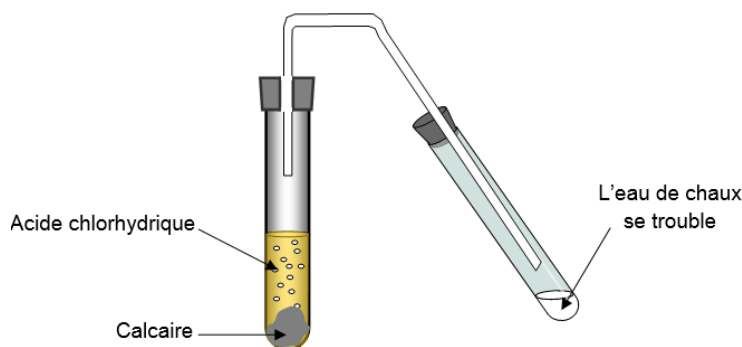
Le gaz produit est du dihydrogène

Équation de la réaction

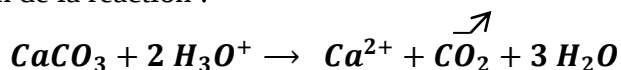


NB : l'acide chlorhydrique n'a aucune action sur le cuivre

➤ Action sur le calcaire



Équation-bilan de la réaction :



Cette réaction est utilisée pour savoir si une roche contient du calcaire.

2- La solution aqueuse d'hydroxyde de sodium

2.1. L'hydroxyde de sodium

L'hydroxyde de sodium (ou soude caustique) est un solide blanc plus dense que l'eau. Sa formule est NaOH. C'est un composé ionique constitué par un empilement d'ion Na^+ et OH^- .

2.2. La solution aqueuse d'hydroxyde de sodium

La soude NaOH est très soluble dans l'eau. Sa dissolution dans l'eau est exothermique. On obtient des ions sodium Na^+ et hydroxyde OH^- selon l'équation-bilan :



2.3. Propriété de la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium

2.3.1- Propriétés des ions sodium (Na^+)

Dans une flamme l'ion Na^+ émet une lumière jaune caractéristique.

2.3.2- Propriétés des ions hydroxyde OH^-

➤ Action sur les indicateurs colorés

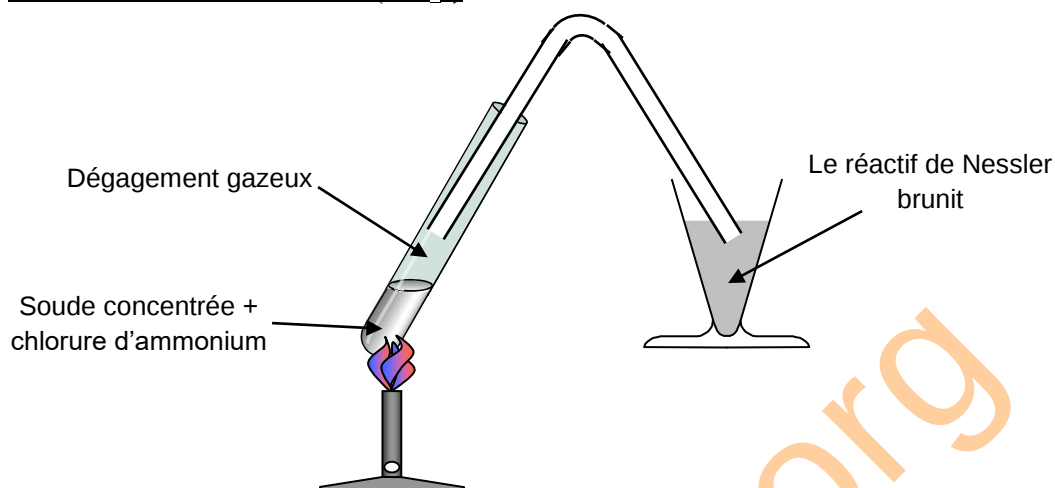
	Eau pure	Solution d'hydroxyde de sodium
Hélianthine	Jaune	Jaune
Bleu de bromothymol (BBT)	Vert	Bleu
Phénolphtaléine (φφ)	incolore	violet

➤ Action sur certains ions métalliques

Solution d'ions métalliques	Observation après l'action des ions OH^-	Équation-bilan de la réaction
Cu^{2+}	Précipité bleu	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$
Fe^{2+}	Précipité vert	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$
Fe^{3+}	Précipité rouille	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$

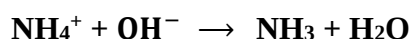
Al^{3+}	Précipité blanc	$\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$
Zn^{2+}	Précipité blanc	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2$

➤ Action sur l'ion ammonium (NH_4^+)



Le gaz qui se dégage et qui brunit le **réactif de Nessler** est le gaz ammoniac NH_3 .

L'équation-bilan de la réaction s'écrit :



Activité d'application

Complète le texte ci-dessous par les mots ou groupes de mots qui conviennent.

Les ions OH^- sont responsables du changement de teinte observé avec les indicateurs colorés.

En milieu basique, l'hélianthine prend la couleur, levire au bleu tandis que la phénolphtaléine vire au

L'action des ions hydroxyde sur l'.....produit un dégagement gazeux de gaz d'.....de formule NH_3 et de l'eau. L'ion OH^- réagit avec lespour donner des hydroxydes métalliques.

Solution

Les ions OH^- sont responsables du changement de teinte observé avec les indicateurs colorés.

En milieu basique, l'hélianthine prend la couleur ...**jaune**..., le ...**bleu de bromothymol** ...vire au bleu tandis que la phénolphtaléine vire au ...**violet**...

L'action des ions hydroxyde sur l'**ion ammonium** produit un dégagement gazeux de gaz ...**ammoniac**.....de formule NH_3 et de l'eau. L'ion OH^- réagit avec les ...**ions métalliques**....pour donner des hydroxydes métalliques.

3- Notion de pH

3.1- Définition du pH

Le pH d'une solution aqueuse diluée et sa concentration en ions hydronium sont liés par la relation :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}, \quad [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ en mol.L}^{-1} \text{ et le pH est sans unité}$$

Activité d'application

À 25°C, une solution aqueuse contient à pour pH=2,3.

Détermine la concentration des ions $[H_3O^+]$ de cette solution.

Solution

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2,3} = 5.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

3.2- Mesure du pH

Le pH d'une solution aqueuse se mesure :

- approximativement à l'aide d'un **papier pH** : c'est un papier imbibé d'un mélange d'indicateurs colorés.
- rigoureusement à l'aide d'un **pH-mètre** : c'est l'appareil de mesure directe du pH.

Une solution dont :

- le **pH** < 7 est dite **acide**,
- le **pH** > 7 est dite **basique**,
- le **pH** = 7 est dite **neutre**.

Activité d'application

On dispose de quatre solutions aqueuses A, B, C et D.

Complète le tableau ci-dessous.

Solution	pH	Nature de la solution
A	5	
B	12	
C	7	
D	1,3	

Solution

Solution	pH	Nature de la solution
A	5	Solution acide
B	12	Solution basique
C	7	Solution neutre
D	1,3	Solution acide

3.3- pH de l'eau pure

La mesure du pH de l'eau pure donne 7 à 25°C.

L'eau pure est donc neutre : $[H_3O^+] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$;

Dans l'eau pure, il y a autant d'ions H_3O^+ que d'ion OH^- :

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

3.4- Effet de la dilution sur le pH

3.4.1- Cas des solutions acides

On mesure le pH de solutions d'acides chlorhydrique de différentes concentrations

C (mol/L)	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}
pH	2,0	3,0	4,0	5,0

Lorsqu'on dilue une solution acide son **pH augmente** et tend vers le pH d'une solution neutre.

3.4.2- Cas des solutions basiques

On mesure le pH de solutions d'hydroxyde de sodium de différentes concentrations

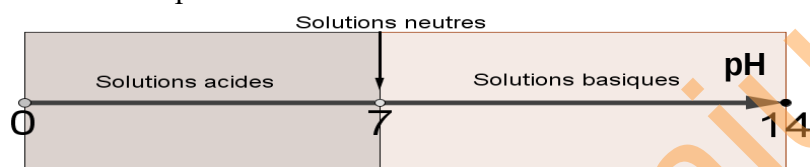
C (mol/L)	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}
pH	12,0	11,0	10,0	9,0

Lorsqu'on dilue une solution basique son **pH diminue** et tend vers le pH d'une solution neutre.

NB : la dilution consiste à diminuer la concentration d'une solution.

3.5- Échelle du pH

L'échelle du pH varie de 0 à 14 à 25°C



Situation d'évaluation

Au cours d'une séance de travaux pratiques, un groupe d'élèves de 2nd C prépare par dissolution de chlorure d'hydrogène 1 L de solution de HCl dont le pH donne 2,5. Il leur est demandé de déterminer le volume de chlorure d'hydrogène dissout.

On donne : $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{Cl}) : 35,5$; $M(\text{H}) : 1$ (en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

En tant que rapporteur du groupe, réponds aux questions.

1. Écris l'équation bilan de la dissolution du HCl dans l'eau.
2. Calcule la concentration des ions H_3O^+ .
3. Calcule la quantité de matière de HCl dissout dans l'eau
4. Déduis-en le volume de HCl dissout.

Solution

1. Équation-bilan : $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$

2. Calcul de la concentration

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,5} = 3,16 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

3. Calcul de la quantité de matière

$$n(\text{HCl}) = n(\text{H}_3\text{O}^+) = [\text{H}_3\text{O}^+] \times V \Rightarrow n(\text{HCl}) = 3,16 \cdot 10^{-3} \times 1 = 3,16 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

4. Volume de HCl dissout

$$n(\text{HCl}) = \frac{V_{\text{HCl}}}{V_m} \Rightarrow V_{\text{HCl}} = V_m \times n(\text{HCl}) = 24 \times 3,16 \cdot 10^{-3} = 7,58 \cdot 10^{-2} \text{ L} = 75,8 \text{ cm}^3$$

IV. EXERCICES

Exercice 1

Classe les solutions aqueuses acides suivantes dans l'ordre décroissant d'acidité :

Jus de citron (pH = 2,3) - Vinaigre (pH = 3) - Orange (pH = 3,5) - Banane (pH = 4,6) - Coca-cola (pH = 2,6) - Eau de pluie (pH = 6,2).

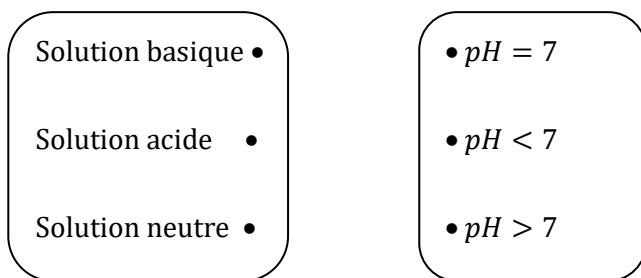
Solution

On a : $6,2 > 4,6 > 3,5 > 3 > 2,6 > 2,3$

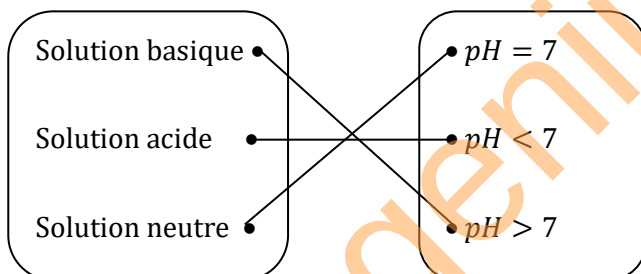
Par conséquent, par ordre décroissant d'acidité, on a : Jus de citron- Coca-cola- Vinaigre - Orange - Banane- Eau de pluie

Exercice 2

Relie par un trait chaque type de solution à son domaine de pH ou à son pH.



Solution



Exercice 3

Une solution aqueuse a un pH = 10,4 à 25°C.

La concentration des ions H_3O^+ présents dans cette solution est :

1) $3,98.10^{-12} mol.L^{-1}$ 2) $3,98.10^{-11} mol.L^{-1}$ 3) $39,8.10^{-12} mol.L^{-1}$

Choisis le numéro correspondant à la bonne réponse.

Solution

3

Exercice 4

Au cours d'une séance de Travaux Dirigés, un groupe d'élèves de 2nde C veut connaître les concentrations des ions présents dans une solution S obtenue à partir d'un mélange de :

- $V_1 = 50 \text{ cm}^3$ d'une solution de sulfate de cuivre II de concentration $C_1 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$;

- $V_2 = 20 \text{ cm}^3$ d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_2 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Donnée : $[H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14}$

Tu es sollicité pour déterminer les concentrations des ions présents dans la solution S.

1-

1.1. Écris l'équation de dissociation du sulfate de cuivre II

1.2. Écris l'équation de dissociation de l'hydroxyde de sodium.

2-

2.1. Détermine les concentrations molaires des ions Na^+ , OH^- et H_3O^+ présents dans la solution d'hydroxyde de sodium.

2.2. En déduis le pH de la solution d'hydroxyde de sodium.

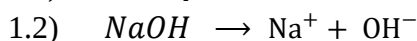
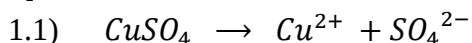
3-

3.1. Écris l'équation-bilan de la réaction entre la solution de sulfate de cuivre II et la solution d'hydroxyde de sodium.

3.2. Détermine la masse de précipité obtenue.

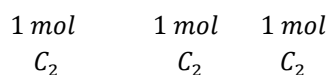
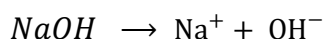
Solution

1. Équations de dissociation



2.

2.1) Concentrations molaires



$$\Rightarrow [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] = C_2 = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

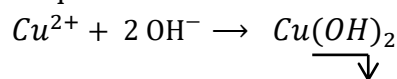
$$[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-14} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

2.2) pH de la solution d'hydroxyde de sodium

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow 10^{-\text{pH}} = 10^{-11} \Rightarrow \text{pH} = 11$$

3.

3.1. Équation-bilan



3.2. Masse du précipité

$$m[\text{Cu}(\text{OH})_2] = n_{\text{Cu}(\text{OH})_2} M[\text{Cu}(\text{OH})_2] \text{ avec } n_{\text{Cu}(\text{OH})_2} = n_{\text{Cu}^{2+}} = n_{\text{CuSO}_4} = C_1 V_1$$

$$\Rightarrow m[\text{Cu}(\text{OH})_2] = C_1 V_1 M[\text{Cu}(\text{OH})_2] = 10^{-3} \times 50.10^{-3} \times (63 + 2 \times 16 + 2 \times 1)$$

$$\Rightarrow m[\text{Cu}(\text{OH})_2] = 4,9.10^{-3} \text{ g}$$

Exercice 5

Au cours d'une séance de travaux pratiques, un professeur de Physique-Chimie met à la disposition de ses élèves de 2^{nde} C le matériel nécessaire pour préparer une solution d'hydroxyde de sodium (soude) de concentration molaire volumique $C = 10^{-3} \text{ mol/L}$ à 25°C.

Ces élèves sont amenés à déterminer le pH de cette solution par le calcul des concentrations de ses espèces chimiques.

Donnée : à 25°C, $[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-14}$

Tu es membre du groupe et tu es chargé de rédiger le rapport.

1) Écris l'équation de dissociation de l'hydroxyde de sodium dans l'eau.

2) Déduis la valeur de la concentration molaire volumique en ion hydroxyde.

3) Détermine la concentration molaire volumique en ion hydronium dans cette solution.

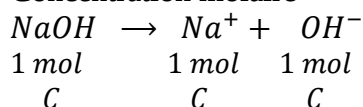
4) Déduis le pH de cette solution de soude.

Solution

1) Équation-bilan



2) Concentration molaire



$$[\text{OH}^-] = C = 10^{-3}$$

3) Concentration molaire

$$\text{On a : } [\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \text{ mol/L}$$

4) pH de la solution

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-pH} \Rightarrow 10^{-pH} = 10^{-11}$$

Par identification, on a : $pH = 11$

IV. DOCUMENTATION

Le pH est une grandeur **sans unité** qui dépend directement de la concentration en ions oxonium H_3O^+ d'une solution aqueuse selon la relation :

$$pH = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \quad pH : \text{sans unité} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ en } \text{mol.L}^{-1}$$

Avec la relation inverse :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-pH} \quad pH : \text{sans unité} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ en } \text{mol.L}^{-1}$$

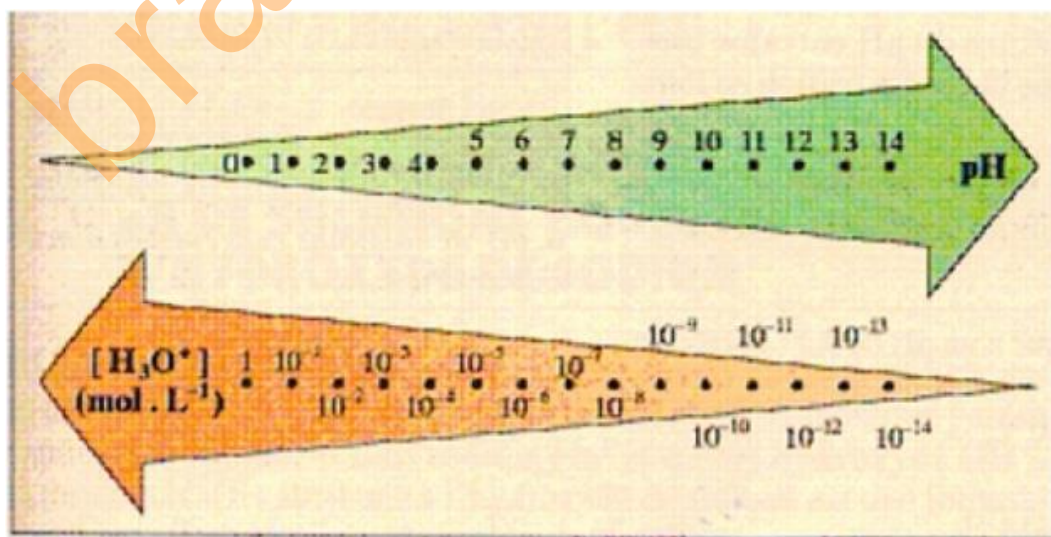
Les valeurs de pH sont comprises entre 0 et 14.

$$0 < pH < 14$$

Ces formules ne sont valables que pour des concentrations en ions oxonium comprises dans l'intervalle :

$$10^{-14} \text{ mol.L}^{-1} < [\text{H}_3\text{O}^+] < 1 \text{ mol.L}^{-1}$$

Le pH évolue en sens inverse de la concentration en H_3O^+ . Plus la concentration en H_3O^+ sera élevée en solution, plus le pH sera faible.



Mesure du pH

On mesure le pH d'une solution à l'aide d'un pH-mètre. Cet appareil est constitué d'un boîtier électronique relié par un câble à une sonde que l'on plonge dans la solution étudiée. Dans la sonde une tension aux bornes de deux électrodes est détectée, celle-ci est directement proportionnelle au pH.

On considère généralement qu'une mesure de pH est précise à 0,05 unité près.

Une concentration en ions H_3O^+ déterminée par une mesure de pH n'aura donc pas une très grande précision.

Exemple:

Si on mesure $pH = 5,50$ alors la valeur du pH est comprise dans l'intervalle $4,45 < pH < 5,55$

D'où

$$10^{-5,45} < [H_3O^+] < 10^{5,55} \rightarrow 3,55 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1} < [H_3O^+] < 2,82 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$$

Attention:

Vérifiez que vous savez utiliser sur votre calculatrice la touche log et son inverse (souvent notée 10^x).

Testez :

Si $pH = 5,5$ vous devez trouver $[H_3O^+] = 3,16 \cdot 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$ ($= 10^{-5,5}$)

Si $[H_3O^+] = 5 \cdot 10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}$ vous devez trouver $pH = 7,30$ ($= -\log(5 \cdot 10^{-8})$)