

EXERCICES

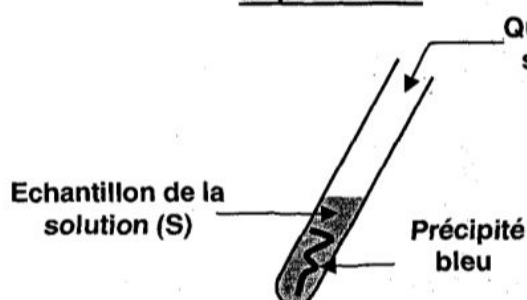
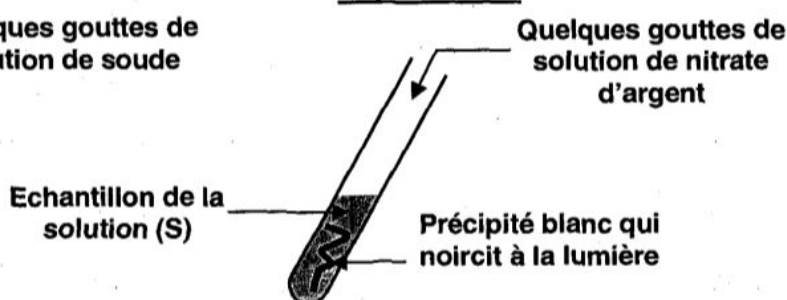
Exercice N°1 :

On prépare une solution aqueuse (S) de volume $V=100\text{mL}$ par dissolution d'un corps composé A dans l'eau.

1°/

- a- Décrire l'expérience qui permet de préparer cette solution en précisant le matériel utilisé.
- b- Décrire l'expérience qui permet de montrer que le corps A est un électrolyte. Faire le schéma du montage utilisé.

2°/ Pour identifier le corps A, on réalise les expériences suivantes :

Expérience 1**Expérience 2**

- a- Ecrire les équations de précipitation dans les deux expériences. Donner le nom de chaque précipité.
- b- Identifier les ions se trouvant dans la solution (S) et provenant à partir de l'ionisation de A dans l'eau.
- c- Déduire l'équation d'ionisation de A. Donner son nom.

Exercice N°2:

On ajoute à 20 cm^3 d'une solution aqueuse (S_1) de sulfate de fer II (FeSO_4) $0,25\text{M}$, 10 cm^3 d'une solution aqueuse (S_2) de soude (NaOH) $0,2\text{ M}$, il se forme un précipité.

1°/ Ecrire l'équation de la réaction qui a eu lieu.

2°/ Le quel des deux réactifs est en excès? Justifier.

3°/ Calculer la masse du précipité formé.

4°/ Calculer la molarité des ions Fe^{2+} dans le mélange.

On donne : $M_{(\text{Fe})} = 56\text{ g.mol}^{-1}$; $M_{(\text{O})} = 16\text{ g.mol}^{-1}$; $M_{(\text{H})} = 1\text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice N°3:

Une solution (S_1) de chlorure de fer III (FeCl_3) de concentration $C_1=0,2\text{mol.L}^{-1}$ et de volume $V_1=0,1\text{ L}$.

1°/

- a- Calculer le nombre de mole, n_1 , de chlorure de fer III dissout dans (S_1).
- b- Ecrire l'équation de dissociation ionique de chlorure de fer III (supposé comme électrolyte fort).
- c- Déduire les molarités des différents ions provenant de la dissociation.

2°/ En dissout une masse $m=10,2\text{ g}$ de nitrate d'argent (supposé comme électrolyte fort) dans l'eau pour former la solution (S_2).

- a- Ecrire l'équation d'ionisation du nitrate d'argent (AgNO_3) dans l'eau.
- b- Calculer le nombre de mole, n_2 , de nitrate d'argent dissout dans la solution (S_2). Déduire le nombre de mole des ions formés.

3°/ On mélange (S_1) et (S_2) il se forme un nouveau corps solide.

- a- Donner le nom du corps formé. De quelle réaction s'agit-il?
- b- Ecrire l'équation de la réaction qui aura lieu.
- c- Montrer que les réactifs sont pris en proportions stoechiométriques.

Déduire la masse du précipité formé.

On donne : $M_{(Cl)} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{(Ag)} = 108 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{(O)} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{(N)} = 14 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice N°4:

Le nitrate de plomb est un électrolyte fort, très soluble dans l'eau, sa formule statistique est $Pb(NO_3)_2$, sa masse molaire est $M = 331 \text{ g.mol}^{-1}$.

1°/ Expliquer l'expression « électrolyte fort » avec rappel de la définition d'un électrolyte.

2°/ On prépare 200 cm^3 d'une solution aqueuse (S_1) $0,2 \text{ M}$ de nitrate de plomb.

- a- Ecrire l'équation de dissociation ionique de $Pb(NO_3)_2$.
- b- Calculer les concentrations molaires des ions provenant de l'ionisation de $Pb(NO_3)_2$ dans (S_1).
- c- Calculer la masse de nitrate de plomb solide utilisé pour cette préparation.

3°/ A 200 cm^3 de (S_1), on ajoute une solution aqueuse d'iodure de potassium KI, supposé comme électrolyte fort, pour précipiter tous les ions Pb^{2+} de (S_1), il se forme un précipité d'iodure de plomb (PbI_2).

- a- Ecrire l'équation de la réaction de précipitation (forme simplifiée).
- b- La solution de KI est $0,1 \text{ M}$. Quel volume minimal de cette solution faut-il utiliser?
- c- Calculer la masse de précipité obtenue.

On donne : $M_{(Pb)} = 207 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{(I)} = 126,9 \text{ g.mol}^{-1}$.

Exercice N°5:

Une solution aqueuse (S) de sulfate de potassium (K_2SO_4), supposé comme électrolyte fort, de volume $V=250 \text{ mL}$. La concentration molaire en ions K^+ dans cette solution est $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$.

1°/

- a- Ecrire l'équation de dissociation ionique de K_2SO_4 dans l'eau.
- b- Déduire la concentration molaire de K_2SO_4 dans la solution (S).
- c- Déterminer la masse de sulfate de potassium dissoute dans la solution.

2°/ A un volume V_1 de la solution (S), on ajoute un volume $V_2=80 \text{ mL}$ de solution aqueuse de chlorure de baryum $BaCl_2$ $0,2 \text{ M}$, il se forme un précipité.

- a- Ecrire l'équation de la réaction qui a eu lieu.
- b- Sachant que le précipité formé est de masse $m = 1,4 \text{ g}$. Montrer que $BaCl_2$ est en excès.
- c- Déduire alors le volume V_1 .

On donne : $M_{(S)} = 32 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{(K)} = 39 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{(O)} = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M_{(Ba)} = 137 \text{ g.mol}^{-1}$.

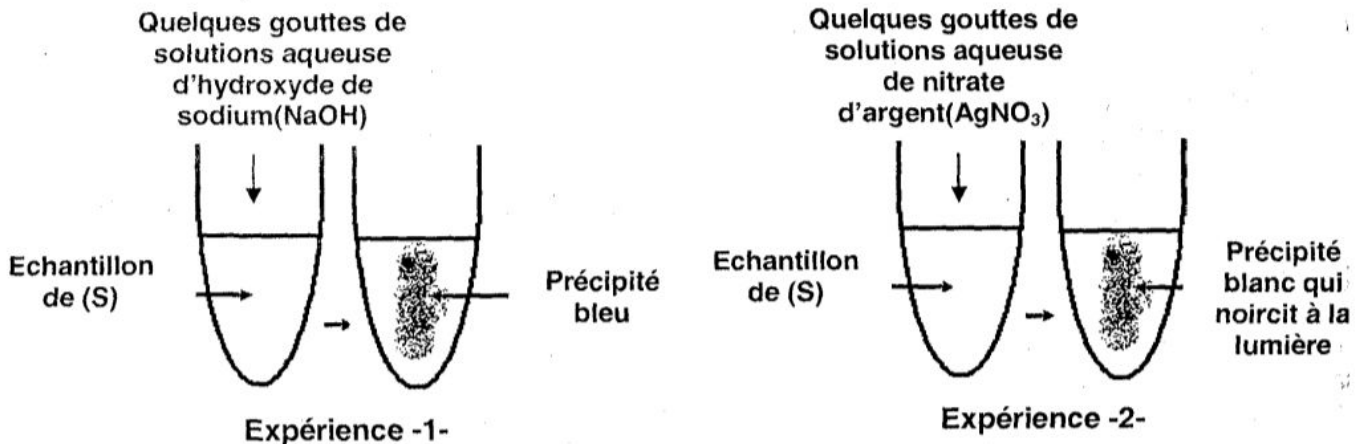
Exercice N°6:

On dispose d'un litre de solution aqueuse, S, préparée par dissolution d'une masse $m=6,7 \text{ g}$ d'un composé A dans l'eau.

Une étude expérimentale réalisée dans une séance de travaux pratiques montre que la solution (S) conduit le courant électrique mieux que l'eau distillée.

1°/ Qu'appelle-t-on le composé A? Justifier.

2°/ Le composé A s'ionise totalement dans l'eau. Pour identifier les ions qu'il forme on réalise les expériences suivantes :



- Identifier, en nom, couleur et formule moléculaire, le précipité formé dans chaque expérience.
 - Déduire l'ion provenant de l'ionisation de A et responsable à la formation de chaque précipité.
 - Ecrire l'équation de la réaction de précipitation dans chaque expérience.
 - Ecrire l'équation d'ionisation du composé A dans l'eau.
- 3°/ Dans l'expérience (1), on ajoute **2mL** de la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium **0,2 M** à un échantillon de volume **V₀=10mL** de la solution (S).
- Déterminer le nombre de mole, n , du composé A dissout dans la solution S. Déduire son nombre de mole, n' , dans l'échantillon. **On donne : Masse molaire du composé A : $M_A = 134 \text{ g.mol}^{-1}$.**
 - Déterminer la quantité de matière de NaOH ajouté.
 - Lequel des deux réactifs est limitant? Justifier.

Exercice N°7:

On donne : $M(\text{Na}) = 23 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Ag}) = 108 \text{ g.mol}^{-1}$.

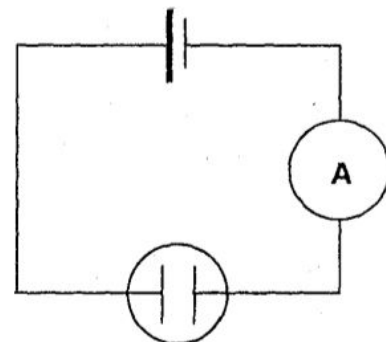
- 1°/ La solution aqueuse (S₁) de chlorure de cuivre II (CuCl₂), supposé comme électrolyte fort, est de volume **V₁=200mL** et de concentration molaire **C₁=0,1 mol.L⁻¹**.
- Corriger les phrases suivantes :
 - Le chlorure de cuivre II se dissocie partiellement dans l'eau.
 - La dissociation ionique du chlorure de cuivre II dans l'eau fournit les ions Cu⁺ et Cl⁻.
 - Le chlorure de cuivre II conduit le courant électrique mieux que l'eau pure.
 - Ecrire l'équation de dissociation ionique du chlorure de cuivre II dans l'eau.
 - Calculer le nombre de mole de chacun des ions formés à partir de la dissociation ionique de (CuCl₂).
- 2°/ Une solution aqueuse (S₂) **0,2M** de chlorure de sodium (NaCl), supposé comme électrolyte fort, est préparée par dissolution d'une masse **m=3,51g** de soluté dans l'eau.
- Calculer le volume V₂ de cette solution.
- 3°/ On mélange (S₁) et (S₂) pour former le mélange (M).
- Calculer le nombre de mole des anions contenu dans le mélange (M).
 - Déduire la molarité de ces ions.
- 4°/ A un volume V du mélange (M) on ajoute **400 cm³** d'une solution aqueuse de nitrate d'argent (AgNO₃) **0,5M**, il se forme un précipité.
- Préciser la couleur, le nom et la formule moléculaire du précipité formé.
 - Ecrire l'équation de la réaction de précipitation.
 - Le précipité formé est de masse **m=1,435g**. Montrer que le nitrate d'argent est en excès.
 - Déduire le volume V.

CORRECTION

Exercice N°1 :

1°/

- a- Dans une fiole jaugée, de 100 ml, remplie à moitié d'eau pure, on introduit la quantité de matière nécessaire du soluté A puis on agite le mélange jusqu'à sa dissolution totale enfin on ajoute de l'eau jusqu'au trait de jauge.
- b- Pour montrer que A est un électrolyte, on montre que sa solution aqueuse conduit le courant électrique mieux que l'eau pure en utilisant le même circuit électrique représenté par le schéma suivant :



2°/

- a- Expérience -1- :



Expérience -2- :

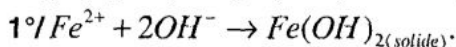
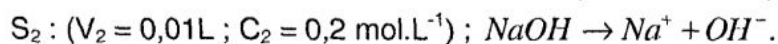
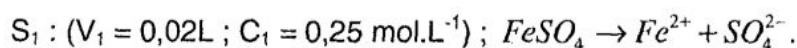


- b- A partir de l'expérience -1-, la formation de
- $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- met en évidence l'existence des ions
- Cu^{2+}
- dans la solution (S).

A partir de l'expérience -2-, la formation de AgCl met en évidence l'existence des ions Cl^- dans la solution (S).

- c- L'ionisation de A fournit les ions
- Cu^{2+}
- et les ions
- Cl^-
- .

Equation d'ionisation de A : $\text{A} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^-$. Puisque les ions Cu^{2+} et les ions Cl^- peuvent être formés à partir de CuCl_2 selon l'équation $\text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ donc A est le chlorure de cuivre II et de formule moléculaire : CuCl_2 .

Exercice N°2 :

$$2^\circ / n_{(\text{Fe}^{2+})} = n_{(\text{FeSO}_4)} = \text{C}_1 \cdot \text{V}_1. \text{ AN : } n_{(\text{Fe}^{2+})} = 0,02 \times 0,25 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

$$n_{(\text{OH}^-)} = n_{(\text{NaOH})} = \text{C}_2 \cdot \text{V}_2. \text{ AN : } n_{(\text{OH}^-)} = 0,01 \times 0,2 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

$$\frac{n_{(\text{Fe}^{2+})}}{1} > \frac{n_{(\text{OH}^-)}}{2} \text{ alors } \text{Fe}^{2+} \text{ est en excès.}$$

$$3^\circ / n_{(\text{Fe}(\text{OH})_2)} = \frac{n_{(\text{OH}^-)}}{2} = 10^{-3} \text{ mol.}$$

$$M_{(\text{Fe}(\text{OH})_2)} = M_{\text{Fe}} + 2 \times M_{\text{O}} + 2M_{\text{H}}. \text{ AN : } M_{(\text{Fe}(\text{OH})_2)} = 56 + 2 \times 16 + 2 = 90 \text{ g mol}^{-1}.$$

$$m_{(\text{Fe}(\text{OH})_2)} = n_{(\text{Fe}(\text{OH})_2)} \times M_{(\text{Fe}(\text{OH})_2)} \text{ AN : } m_{(\text{Fe}(\text{OH})_2)} = 90 \times 10^{-3} = 0,09 \text{ g.}$$

$$4^\circ / [\text{Fe}^{2+}] = \frac{n_{(\text{Fe}^{2+})/\text{Restant}}}{V_{\text{Total}}} \text{ avec } V_{\text{Total}} = \text{V}_1 + \text{V}_2. \text{ AN : } V_{\text{Total}} = 0,02 + 0,01 = 0,03 \text{ L.}$$

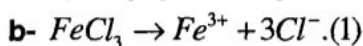
$$n_{(Fe^{2+})/Re\,stant} = n(Fe^{2+}) - n_{(Fe^{2+})/R\,éagit} \text{ avec } n_{(Fe^{2+})/R\,éagit} = \frac{n(OH^-)}{2} = 10^{-3} \text{ mol.}$$

$$n_{(Fe^{2+})/Re\,stant} = 5.10^{-3} - 10^{-3} = 4.10^{-3} \text{ mol.}$$

$$AN : [Fe^{2+}] = \frac{4.10^{-3}}{0,03} = 0,133 \text{ mol.L}^{-1}.$$

Exercice N°3 :

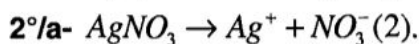
1°/a- $n_1 = C_1 \cdot V_1$ AN : $n_1 = 0,2 \times 0,1 = 0,02 \text{ mol.}$



c- D'après l'équation (1) :

$$n_{(Fe^{3+})} = n_1 \text{ alors } [Fe^{3+}] = C_1 = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$n_{(Cl^-)} = 3 \cdot n_1 \text{ alors } [Cl^-] = 3 \cdot C_1 \cdot AN : [Cl^-] = 0,2 \times 3 = 0,6 \text{ mol.L}^{-1}.$$



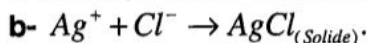
b- $n_2 = n_{(AgNO_3)} = \frac{m}{M_{(AgNO_3)}}$

avec $M_{(AgNO_3)} = M_{Ag} + M_N + 3 \cdot M_O$. AN: $M_{(AgNO_3)} = 108 + 14 + 3 \times 16 = 170 \text{ g.mol}^{-1}$.

$$AN : n_2 = \frac{3,4}{170} = 0,02 \text{ mol.}$$

3°/

a- Le corps formé est le chlorure d'argent de formule moléculaire $AgCl$.



c- $n_{(Cl^-)} = 3 \cdot n_1$ AN : $n_{(Cl^-)} = 3 \times 0,02 = 0,06 \text{ mol.}$

D'après l'équation (2) : $n_{Ag^+} = n_2 = 0,06 \text{ mol.}$

Puisque $n_{Cl^-} = n_{Ag^+}$ alors le mélange est pris en proportions stoechiométriques.

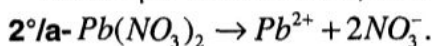
$$n_{AgCl} = n_2 = 0,06 \text{ mol.}$$

$$M_{AgCl} = M_{Ag} + M_{Cl} \cdot AN : M_{(AgCl)} = 108 + 35,5 = 143,5 \text{ g.mol}^{-1}.$$

$$m_{(AgCl)} = n_{(AgCl)} \times M_{(AgCl)} \text{ AN : } m_{AgCl} = 143,5 \times 0,06 = 8,61 \text{ g.}$$

Exercice N°4 :

1°/ Un électrolyte fort est un corps composé dont la solution aqueuse conduit le courant électrique mieux que l'eau distillée, il s'ionise totalement dans l'eau.



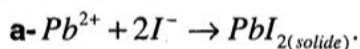
b- D'après l'équation d'ionisation :

$$n_{(Pb^{2+})} = n_{Pb(NO_3)_2} \text{ alors } [Pb^{2+}] = C = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}.$$

$$n_{(NO_3^-)} = 2 \cdot n_{Pb(NO_3)_2} \text{ alors } [Pb^{2+}] = 2 \cdot C = 0,4 \text{ mol.L}^{-1}.$$

c- $m = n.M$ avec $n = C.V$ d'où $m = C.V.M$ AN : $m = 0,2 \times 0,2 \times 331 = 13,24g$.

3°/



b- $n_{(I^-)} = 2.n_{(Pb^{2+})} = 2.C.V$ AN : $n_{(I^-)} = 2 \times 0,2 \times 0,2 = 0,08mol$.

D'autre part $n_{I^-} = n_{(KI)} = C'.V'$ d'où $V' = \frac{n_{(KI)}}{C'}$ AN : $V' = \frac{0,08}{0,1} = 0,8L$.

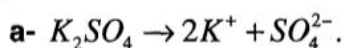
c- $n_{PbI_2} = \frac{n_{I^-}}{2} = 0,04 mol$.

$M_{PbI_2} = M_{Pb} + 2.M_I$. AN : $M_{(PbI_2)} = 207 + 2 \times 126,9 = 460,8 g mol^{-1}$.

$m_{(PbI_2)} = n_{(PbI_2)} \times M_{(PbI_2)}$ AN : $m_{(PbI_2)} = 460,8 \times 0,04 = 18,432g$.

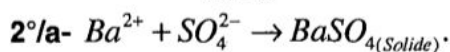
Exercice N°5 :

1°/



b- D'après l'équation d'ionisation : $C = \frac{[K^+]}{2}$. AN : $C = \frac{0,2}{2} = 0,1 mol.L^{-1}$.

c- $m = C.M_{(K_2SO_4)}.V$ AN : $m = 0,1 \times 174 \times 0,25 = 4,35 g$.



b- $M_{(BaSO_4)} = M_{Ba} + M_S + 4.M_O$. AN : $M_{(BaSO_4)} = 137 + 32 + 16 \times 4 = 233 g mol^{-1}$.

$m_{(BaSO_4)} = n_{(BaSO_4)} \times M_{(BaSO_4)}$ alors $n_{(BaSO_4)} = \frac{m_{(BaSO_4)}}{M_{(BaSO_4)}}$ AN : $n_{(BaSO_4)} = \frac{1,4}{233} = 6.10^{-3} mol$.

D'autre part, dans le mélange : $n_{(Ba^{2+})} = n_{(BaCl_2)} = C_2.V_2$. AN : $n_{(Ba^{2+})} = 0,2 \times 0,08 = 0,016 mol$.

Puisque : $\frac{n_{(Ba^{2+})}}{1} > \frac{n_{(BaSO_4)}}{1}$ alors les ions Ba^{2+} provenant de l'ionisation de $BaCl_2$ sont en excès.

c- Puisque les ions Ba^{2+} sont en excès alors les ions SO_4^{2-} sont limitant

$n_{(SO_4^{2-})} = n_{(K_2SO_4)} = C.V_1 = n_{BaSO_4} = 6.10^{-3} mol$ par suite $V_1 = \frac{n_{(BaSO_4)}}{C}$ AN : $V_1 = \frac{6.10^{-3}}{0,1} = 6.10^{-2} L$.

Exercice N° 6 :

1°/ A est un électrolyte car sa solution aqueuse conduit le courant électrique mieux que l'eau distillée.

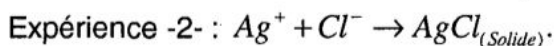
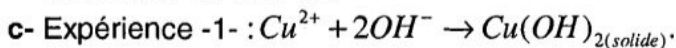
2°/

a- Expérience -1- : $Cu(OH)_2$: Hydroxyde de cuivre II, bleu.

Expérience -2- : $AgCl$: Chlorure d'argent, blanc qui noircit à la lumière.

b- Dans l'expérience -1- : La formation du précipité bleu met en évidence l'existence de l'ion Cu^{2+} .

Dans l'expérience -2- : La formation du précipité blanc qui noircit à la lumière met en évidence l'existence de l'ion Cl^- .



d- L'ionisation de A fournit les ions Cu^{2+} et les ions Cl^- .

Equation d'ionisation de A : $\text{A} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^-$. Puisque les ions Cu^{2+} et les ions Cl^- peuvent être formés à partir de CuCl_2 selon l'équation $\text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ donc A est le chlorure de cuivre II et de formule moléculaire : CuCl_2 .

$$3^\circ/\text{a- } n = \frac{m}{M} \text{ AN: } n = \frac{6,7}{134} = 0,05 \text{ mol.}$$

$$n' = n \times \frac{V_{\text{éch}}}{V_{\text{Tot}}} \text{ AN: } n' = 0,05 \times \frac{10}{1000} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

$$\text{b- } n_{(\text{OH}^-)} = n_{(\text{NaOH})} = C_0 \cdot V_0 \text{ AN: } n_{(\text{OH}^-)} = 0,2 \times 0,002 = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

$$\text{c- } n' = \frac{n_{(\text{Cu}^{2+})}}{1} > \frac{n_{(\text{OH}^-)}}{2} \text{ alors OH}^- \text{ est limitant.}$$

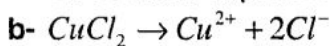
Exercice N° 7 :

1°/

a- * Le chlorure de cuivre II se dissout totalement dans l'eau.

* La dissociation ionique du chlorure de cuivre II dans l'eau fournit les ions Cu^{2+} et Cl^- .

* La solution aqueuse de chlorure de cuivre II conduit le courant électrique mieux que l'eau pure.



$$\text{c- } n_{(\text{CuCl}_2)} = C_1 \cdot V_1 \text{ AN: } n_{(\text{CuCl}_2)} = 0,1 \times 0,2 = 0,02 \text{ mol.}$$

$$n_{(\text{Cu}^{2+})/S_1} = n_{(\text{CuCl}_2)} = 0,02 \text{ mol et } n_{(\text{Cl}^-)/S_1} = 2 \cdot n_{(\text{CuCl}_2)} = 0,04 \text{ mol.}$$

$$2^\circ/M_{\text{NaCl}} = M_{\text{Na}} + M_{\text{Cl}} \text{ AN: } M_{\text{NaCl}} = 35,5 + 23 = 58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

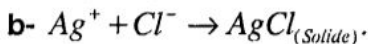
$$C_2 = \frac{m}{V_2 \cdot M_{\text{NaCl}}} \text{ alors } V_2 = \frac{m}{C_2 \cdot M_{\text{NaCl}}} \text{ AN: } V_2 = \frac{3,51}{0,2 \times 58,5} = 0,3 \text{ L.}$$

$$3^\circ/\text{a- } n_{(\text{Cl}^-)} = n_{(\text{Cl}^-)_{S_1}} + n_{(\text{Cl}^-)_{S_2}} = n_{(\text{Cl}^-)_{S_1}} + C_2 \cdot V_2 \text{ AN: } n_{(\text{Cl}^-)} = 0,04 + 0,3 \times 0,2 = 0,1 \text{ mol.}$$

$$\text{b- } [\text{Cl}^-] = \frac{n_{(\text{Cl}^-)}}{V_1 + V_2} \text{ AN: } [\text{Cl}^-] = \frac{0,1}{0,2 + 0,3} = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

4°/

a- Le précipité formé est le chlorure d'argent (AgCl) de couleur blanchâtre qui noircit à la lumière.



$$\text{c- } M_{\text{AgCl}} = M_{\text{Ag}} + M_{\text{Cl}} \text{ AN: } M_{(\text{AgCl})} = 108 + 35,5 = 143,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

$$n_{(\text{AgCl})} = \frac{m}{M_{(\text{AgCl})}} \text{ AN: } n_{(\text{AgCl})} = \frac{1,435}{143,5} = 0,01 \text{ mol.}$$

$$n_{(\text{AgNO}_3)} = n_{(\text{Ag}^+)} = C \cdot V \text{ AN: } n(\text{Ag}^+) = 0,5 \times 0,4 = 0,2 \text{ mol.}$$

et puisque $n_{(\text{Ag}^+)} > n_{(\text{AgCl})}$ alors Ag^+ est en excès d'où AgNO_3 est le réactif en excès.

$$\text{d- } \text{Cl}^- \text{ est en défaut alors } n_{(\text{AgCl})} = n_{(\text{Cl}^-)} = 0,01 \text{ mol d'autre part } n_{(\text{Cl}^-)} = [\text{Cl}^-] \cdot V \text{ alors } V = \frac{n_{(\text{Cl}^-)}}{[\text{Cl}^-]}$$

$$\text{AN: } V = \frac{0,01}{0,2} = 0,05 \text{ L.}$$