

☺ EXERCICE N°1

On considère dans la suite les électrolytes forts : ; $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ et FeCl_3

I- On considère une solution aqueuse (S_1) de sulfate de fer (III) de concentration molaire $C_1 = 0,025 \text{ mol.L}^{-1}$.

1/ Ecrire l'équation de dissociation ionique de sulfate de fer (III) dans l'eau.

2/ Utiliser cette équation pour trouver les concentrations molaires $[\text{Fe}^{3+}]$ et $[\text{SO}_4^{2-}]$

Des ions fer (III) et des ions sulfate présents dans la solution (S_1).

II- On considère une solution aqueuse (S_2) de chlorure de fer (III).

1/ Ecrire l'équation de dissociation ionique de chlorure de fer (III) dans l'eau.

2/ Quelle est la concentration molaire C_2 de cette solution (S_2) sachant que sa concentration molaire en ions chlorure est égale à $0,15 \text{ mol.L}^{-1}$.

3/ Déduire la concentration molaire en ions fer (III) présents dans la solution (S_2).

III- On mélange $V_1 = 10 \text{ mL}$ de la solution (S_1) de sulfate de fer (III) avec $V_2 \text{ mL}$ de la solution (S_2) de chlorure de fer (III)

1/ Etablir l'expression de la concentration molaire $[\text{Fe}^{3+}]_S$ des ions fer (III) présents dans le mélange (S) obtenu en fonction des concentrations molaires C_1 et C_2 et des volumes V_1 et V_2 .

2/ Déduire l'expression du volume V_2 . Calculer V_2 sachant que $[\text{Fe}^{3+}]_S = 0,05 \text{ mol.L}^{-1}$.

☺ EXERCICE N°2

On prépare à 25°C deux solutions aqueuses (S_1) et (S_2) de même concentration molaire $C = 4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et de même volume $V = 100 \text{ mL}$. (S_1) est une solution d'hydroxyde de sodium NaOH et (S_2) est une solution d'acide chlorhydrique HCl.

On donne : $4 = 10^{0,6}$; $[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{OH}^-] = 10^{-14}$; HCl et NaOH sont des électrolytes forts.

- 1/ Pour chaque solution :
- Ecrire l'équation d'ionisation de chaque électrolyte dans l'eau.
 - déduire $[H_3O^+]$ dans (S_2) et $[OH^-]$ dans (S_1).
 - Montrer que (S_1) a un caractère basique et que (S_2) a un caractère acide.
 - Donner la couleur prise par le BBT pour chaque solution.
 - Déterminer la valeur du pH de chaque solution
- 3/ On fait réagir toute la solution (S_2) sur le carbonate de calcium $CaCO_3$, il se dégage un gaz qui trouble l'eau de chaux. On donne $M(CaCO_3)=100 \text{ g.mol}^{-1}$
- Ecrire l'équation simplifiée de la réaction
 - Calculer la masse de $CaCO_3$ qui a réagit.
- 4/ On prélève un volume $V_1 = 20 \text{ ml}$ de la solution (S_1) et on lui ajoute $V_e = 80 \text{ ml}$ d'eau pure, on obtient une solution (S') de concentration molaire C' .
- Montrer que $C' = \frac{C_1}{5}$; Calculer C'
 - Comment varie la basicité suite à cette dilution ?
 - Comment varie le pH de la solution ? justifier la réponse.
 - Calculer la nouvelle valeur du pH de la solution (S'). On donne : $8 = 10^{0,9}$

☺ EXERCICE N°3

On donne : $M(N) = 14 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(Cl) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$;
 $M(Cu) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$; et $M(Ag) = 108 \text{ g.mol}^{-1}$

Tous les électrolytes sont supposés forts.

- Donner la définition d'un électrolyte.
- Une solution (S_1), de volume $V_1 = 50 \text{ cm}^3$, est obtenue en dissolvant une masse $m_1 = 1,7 \text{ g}$ de nitrate d'argent ($AgNO_3$) dans l'eau distillée.
 - Calculer la concentration molaire C_1 de la solution (S_1).
 - Ecrire l'équation d'ionisation de nitrate d'argent dans l'eau.
 - Calculer la molarité des ions argent Ag^+ et nitrate NO_3^- dans cette solution.
- On fait dissoudre du chlorure de cuivre (II) $CuCl_2$ dans l'eau distillée, pour obtenir une solution (S_2) de volume $V_2 = 20 \text{ cm}^3$ et de molarité $C_2 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.
 - Ecrire l'équation d'ionisation de chlorure de cuivre dans l'eau.
 - Calculer la molarité des ions cuivre Cu^{2+} et chlorure Cl^- dans cette solution.
- On mélange les deux solutions (S_1) et (S_2). Il se forme un précipité.
 - Ecrire l'équation de précipitation qui a lieu.
 - Donner le nom et la couleur du précipité.
 - Y a-t-il un réactif en excès ? Si oui lequel ?
 - Déduire la masse du précipité formé.

☺ EXERCICE N°4

On considère un électrolyte de formule AB_2 est un composé très soluble dans l'eau et sa dissolution s'accompagne de son ionisation totale en ions A^{2+} et B^- .

I) On prépare une solution (S_1) de volume **200mL** en dissolvant **2,54 g** de l'électrolyte AB_2 dans l'eau.

1. Ecrire l'équation d'ionisation de l'électrolyte dans l'eau.
2. Calculer la concentration molaire C_1 de la solution (S_1).
3. En déduire les molarités des ions A^{2+} et B^- .

II) On prélève un volume $V_1=100\text{mL}$ de la solution (S_1) et on lui ajoute un volume V_2 d'une solution (S_2) d'hydroxyde de sodium (NaOH) de concentration $C_2=0,4 \text{ mol.L}^{-1}$. Il se forme un précipité **vert**.

1. Ecrire l'équation de la précipitation.
2. Quelle est le nom du précipité formé ? Donner sa formule.
3. Identifier les cations A^{2+} .
4. Calculer la masse m du précipité obtenu.

III) Pour déterminer la nature des anions on ajoute un volume $V_3=200\text{mL}$ d'une solution de nitrate d'argent de concentration $C_3 =0.2 \text{ mol.L}^{-1}$; à un volume $V_1= 100 \text{ mL}$ de la solution (S_1) on obtient un précipité **blanc qui noircit avec la lumière**.

- 1- Donner le nom et la formule du précipité obtenu.
- 2- Identifier les anions B^- et donner la formule de l'électrolyte AB_2 .
- 3- Ecrire l'équation de la réaction de précipitation.
- 4- Quel est le réactif limitant ? Justifier.

On donne en g.mol^{-1} : $M(\text{Fe}) = 56$; $M(\text{H}) = 1$; $M(\text{O}) = 16$; $M(\text{AB}_2) =127$.

☺ EXERCICE N°5

1) Définir les termes suivants :

- a- Un Electrolyte
- b- Une solution électrolytique.

2) Reproduire puis Compléter et ajuster les équations suivantes :



☺ EXERCICE N°6

On prépare 100mL d'une solution aqueuse (S_1) en dissolvant 17,1 g de sulfate d'aluminium $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (électrolyte fort) dans l'eau

- 1) Ecrire l'équation de la dissociation ionique de sulfate d'aluminium dans l'eau sachant que les ions formés dans la solution (S_1) sont Al^{3+} et SO_4^{2-}
- 2) a- Calculer la concentration molaire de la solution (S_1)
b- Déduire les molarités des ions présents dans la solution (S_1)
- 3) On mélange un volume $V_1 = 25\text{ml}$ de (S_1) avec un volume $V_2 = 75 \text{ mL}$ d'une solution (S_2) de sulfate de cuivre(II) CuSO_4 (électrolyte fort) de même concentration molaire que la solution (S_1)
.On obtient une solution (S_3)
a- Ecrire l'équation de la dissociation ionique de sulfate de cuivre(II) dans l'eau
b- Nommer les ions présents dans la solution (S_3)
c- Calculer les molarités des ions présents dans la solution (S_3)

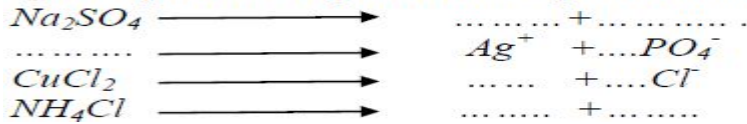
On donne : masse molaire de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342 \text{ g.mol}^{-1}$

☺ EXERCICE N°7

1) Définir les termes suivants :

- a- Une solution électrolytique.
- b- Electrolyte faible.
- c- Solubilité.

2) Compléter et ajuster les équations suivantes :



☺ EXERCICE N°8

On dissout une masse $m = 5,34g$ de chlorure d'aluminium $AlCl_3$ pour préparer une solution (S_1) de volume V_1 et de concentration $C_1 = 0,1 mol.L^{-1}$

On donne : $M(Al) = 27g.mol^{-1}$ $M(Cl) = 35,5g.mol^{-1}$

- 1) Calculer le volume V_1 de la solution (S_1)
- 2) Ecrire l'équation d'ionisation de $AlCl_3$ dans l'eau sachant que c'est un électrolyte fort
- 3) Exprimer les molarités de Al^{3+} et de Cl^- en fonction de C
- 4) En déduire les molarités des ions présents dans la solution.
- 5) On ajout de l'eau a la solution (S_1) pour obtenir une solution (S_2) de volume $V_2 = 0,8L$ et de concentration C_2 .
 - a- Qu'appelle t-on cette opération ?
 - b- Calculer la concentration C_2 .

☺ EXERCICE N°9

(S_1) est une solution aqueuse de sulfate de fer(III) $Fe_2(SO_4)_3$ de volume $V_1 = 25 cm^3$ et de concentration molaire $C_1 = 0,5 mol.L^{-1}$

(S_2) est une solution aqueuse de chlorure de fer(III) $FeCl_3$ de volume $V_2 = 15 cm^3$ et de concentration molaire $C_2 = 0,8 mol.L^{-1}$

1. Compléter les équations d'ionisation de chaque électrolyte.
 - a) $Fe_2(SO_4)_3 \longrightarrow \dots\dots\dots$
 - b) $FeCl_3 \longrightarrow \dots\dots\dots$
2.
 - a) Calculer la quantité de matière n_1 de sulfate de fer(III) dissout dans la solution (S_1)
 - b) Déduire $n(Fe^{3+})$: le nombre de moles d'ions fer(III) présent dans la solution (S_1)
 - c) Déduire $[Fe^{3+}]$: la concentration molaire d'ions fer(III) présent dans la solution (S_1)

.....

3. En mélangeant les deux solutions (S_1) et (S_2) on obtient un mélange (M). Montrer que la concentration molaire d'ions fer(III) présent dans le mélange (M) a pour expression:

$$[Fe^{3+}]_M = \frac{2C_1V_1 + C_2V_2}{V_1 + V_2} \quad \text{Calculer } [Fe^{3+}]_M$$

☺ **EXERCICE N°10**

On donne les masses molaires atomiques : $M_H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$, $M_O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$, $M_{Cu} = 64 \text{ g.mol}^{-1}$

A $v = 25 \text{ cm}^3$ d'une solution aqueuse de nitrate de cuivre(II) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ de concentration molaire

$C = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$ on ajoute un excès d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium NaOH . Il se forme un précipité

1. Ecrire l'équation d'ionisation de nitrate de cuivre(II) dans l'eau.
2. Ecrire l'équation de la réaction de précipitation qui a eu lieu. Donner le nom et la couleur du précipité formé.
3. Calculer la masse m_p de ce précipité.

.....

.....

.....

.....

☺ **EXERCICE N°11**

On donne : $M(\text{N}) = 14 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{N}) = 14 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$ et $M(\text{Ag}) = 108 \text{ g.mol}^{-1}$.

1) Une solution (S_1), de volume $V_1 = 50 \text{ cm}^3$, est obtenue en dissolvant une masse $m_1 = 1,7 \text{ g}$ de nitrate d'argent (AgNO_3) dans l'eau distillée.

- a. Calculer la concentration molaire C_1 de la solution (S_1).

.....

.....

- b. Ecrire l'équation d'ionisation de nitrate d'argent dans l'eau.

.....

.....

- c. Calculer la molarité des ions argent Ag^+ et nitrate NO_3^- dans cette solution.

.....

.....

2) On fait dissoudre du chlorure de cuivre (CuCl_2) dans l'eau distillée, pour obtenir une solution (S_2) de volume $V_2 = 20 \text{ cm}^3$ et de molarité $C_2 = 0,1 \text{ M}$.

- a. Ecrire l'équation d'ionisation de chlorure de cuivre dans l'eau.

.....

.....

- b. Calculer la molarité des ions cuivre Cu^{2+} et chlorure Cl^- dans cette solution.

.....

.....

3) On mélange les deux solutions (S_1) et (S_2). Il se forme un précipité.

a. Ecrire l'équation de précipitation qui a lieu.

b. Donner le nom et la couleur du précipité.

c. Y a-t-il un réactif en excès ? Si oui lequel ?

d. Déduire la masse du précipité formé.

☺ EXERCICE N°12

A 20°C la solubilité de carbonate de lithium est $0,18 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. On prépare à 20°C une solution aqueuse en introduisant $3,1 \text{ g}$ de carbonate de lithium dans l'eau pour obtenir 250 mL de solution.

1- Donner la formule chimique de carbonate de lithium sachant qu'il est formé des ions lithium (Li^+) et des ions carbonate (CO_3^{2-}).

2- Calculer en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ la solubilité S_1 de cet électrolyte.

3- Dire si la solution préparée est saturée ou non.

4- On chauffe la solution précédente jusqu'à la température 40°C . Un dépôt solide de masse $0,4 \text{ g}$ apparaît :

a) Quel est l'effet de la température sur la solubilité de carbonate de lithium ?

b) Calculer la valeur de la solubilité S_2 à 40°C

On donne la masse molaire de carbonate de lithium : $M=74 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

☺ EXERCICE N°13

On prépare 100 mL d'une solution aqueuse (S_1) en dissolvant $17,1 \text{ g}$ de sulfate d'aluminium $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ électrolyte fort dans l'eau.

1- Calculer la concentration molaire de la solution (S_1).

2- Ecrire l'équation de la dissociation du sulfate d'aluminium dans l'eau.

3- En déduire les molarités des ions présents dans la solution (S_1).

4- On mélange la solution (S_1) avec une solution (S_2) de sulfate de cuivre (II) CuSO_4 (électrolyte fort) de même concentration molaire et de même volume que la solution (S_1). On obtient une solution (S_3).

a- Nommer les ions présents dans la solution (S_3).

b- Calculer les molarités des ions présents dans la solution (S_3).

On donne: $M(\text{O})=16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Al})=27 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{S})=32 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

☺ EXERCICE N°14

On considère une solution aqueuse (S) obtenue par la dissolution d'un électrolyte (E) dans l'eau, contenant des ions Al^{3+} et des anions.

Pour déterminer la molarité des ions Al^{3+} dans (S), on prélève un volume $V_1 = 100$ ml de (S) et on lui ajoute un excès d'une solution aqueuse de soude (NaOH). Le précipité obtenu est de masse $m = 1,56$ g.

1/ Ecrire l'équation de précipitation. (1 pt)

.....

2/ Donner le nom et la couleur du précipité formé. (1 pt)

.....

3/ Calculer la quantité de matière du précipité formé. (1 pt)

.....

.....

.....

4/ En déduire la molarité des ions Al^{3+} dans (S). (1 pt)

.....

.....

.....

On donne : $M(Al) = 27 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$ et $M(H) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$

☺ EXERCICE N°15

A $20^\circ C$ la solubilité de l'iodure de plomb (PbI_2) est $s = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

On introduit en solution 380 mg d'iodure de plomb dans 300 mL d'eau pure.

1) Montrer que le solide ne se dissout pas entièrement.

2) Donner alors les concentrations molaires des ions Pb^{2+} et I^- .

3) Calculer la masse du solide restant.

4) Quel volume d'eau minimal faut-il ajouter pour dissoudre entièrement le solide restant ?

On donne : $M(Pb) = 207 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(I) = 127 \text{ g.mol}^{-1}$

☺ EXERCICE N°16

On dispose d'une solution (S), obtenue par la dissolution d'un électrolyte A dans l'eau, contenant des ions Fe^{3+} et des anions.

1) Pour déterminer la concentration en ions Fe^{3+} dans cette solution, on prend un volume $V_1 = 100$ mL de cette solution sur lequel on ajoute un excès d'une solution de soude (NaOH).

On obtient un précipité de masse $m = 1,07$ g.

a) Donner le nom et la couleur du précipité formé.

b) Ecrire l'équation de la réaction de précipitation.

c) Calculer le nombre de moles du précipité formé.

d) Déduire la molarité des ions Fe^{3+} dans la solution (S).

2) Pour déterminer la nature de l'anion présent dans la solution (S), on prend un volume $V_2 = 30$ mL de la solution (S) sur lequel on verse un volume $V_3 = 30$ mL d'une solution de nitrate d'argent ($AgNO_3$) de concentration molaire $C = 0,4 \text{ mol.L}^{-1}$, on constate la formation d'un précipité blanc qui noircit à la lumière.

a) Donner le nom et la formule du précipité formé et déduire l'anion que renferme

