Solutions électrolytiques

Jamil-rachid.jimdo.com

EXERCICE1 :

Sel de Mohr :

Le sel de Mohr est un solide de formule $\text{Fe SO}_4, (\text{NH}_4)_2 \text{SO}_4, 6 \text{H}_2\text{O}$. On souhaite préparer une solution S_0 de sel de Mohr de volume $V_0 = 200,0 \text{ mL}$ de concentration molaire apportée $C_0 = 1,50 \times 10^{-2} \text{ mol / L}$. On dilue ensuite cette solution pour obtenir un volume $V_1 = 100,0 \text{ mL}$ de solution S_1 dans laquelle la concentration massique des ions fer II est égale à $t_1 = 0,209 \text{ g / L}$.

1. Calculer la masse molaire du sel de Mohr.
2. écrire l'équation de la dissolution dans l'eau et préciser le nom des ions.
3. Indiquer les tests chimiques permettant de mettre en évidence, dans cette solution, le cation métallique et l'anion.
4. Décrire soigneusement la préparation de la solution S_0 .
5. Quelles sont les concentrations molaires effectives de tous les ions présents dans la solution S_0 .
6. Quelle est la concentration massique des ions der II dans la solution S_0 ? Indiquer succinctement le mode opératoire pour obtenir la solution S_1 .

EXERCICE2 :

Solution commerciale

L'étiquette d'une solution d'acide sulfurique indique :

La densité : $d = 1,83$

Le pourcentage massique : $P = 98 \%$

1. Examiner le pictogramme de cette étiquette et en déduire les précautions à prendre lors de l'utilisation de ce produit.
2. Déterminer la concentration molaire apportée de cette solution S_0 .

R 35 ; S 26-30-45

EXERCICE3 :

Acide Sulfurique 98 % H_2SO_4

Provoque de graves brûlures

En cas de contact avec les yeux, laver immédiatement et abondamment avec de l'eau et consulter un spécialiste. Ne jamais verser de l'eau dans ce produit. En cas d'accident ou de malaise, consulter immédiatement un médecin (si possible, lui montrer l'étiquette).

1. Quel volume de solution S_0 faut-il prélever pour préparer une solution S de volume $V = 500 \text{ mL}$ de concentration $C = 0,12 \text{ mol / L}$
2. Quelles sont les concentrations molaires des ions dans la solution S ?

Donnée : masse volumique de l'eau : $\mu_0 = 1,00 \times 10^{-3} \text{ g / L}$

EXERCICE4 :

On ajoutant 10 mL de soude ($C = 0,1 \text{ mol/L}$) à 12 mL d'une solution de sulfate de zinc ($C = 0,15 \text{ mol / L}$), on obtient un précipité blanc d'hydroxyde de zinc $\text{Zn}(\text{OH})_2 (\text{s})$. Quelles sont les quantités de matière initiale.

Ecrire l'équation-bilan de la réaction chimique .

Déterminer le réactif limitant et l'avancement maximal de la réaction. (utiliser un tableau)

1. Quelles sont les concentrations des espèces en solution à la fin de la réaction?
2. Quelle est la masse de précipité formé?

masses molaires atomiques suivantes : $\text{Zn} = 65,4$; $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$; $\text{S} = 32 \text{ g/mol}$; volume molaire : 24 L/mol

EXERCICE5 :

On dissout, dans les conditions usuelles de pression et de température ($P = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$; $T = 20^\circ\text{C}$), 500ml de chlorure d'hydrogène dans 0,500L d'eau sans variation de volume.

1. Écrire l'équation de la réaction de mise en solution du chlorure d'hydrogène en considérant que cette réaction donne des ions oxonium et des ions chlorure.
2. Comment met-on en évidence expérimentalement la présence des ions oxonium et chlorure?
3. Déterminer la concentration molaire C de la solution.
4. En déduire les concentrations des ions en solution . $R = 8,31 \text{ SI}$.

EXERCICE6 :

Le chlorure de cuivre (II) est un composé ionique constitué d'ions chlorure Cl^- et d'ions cuivre (II) Cu^{2+} .

1. Donner la formule statistique de ce composé.
2. Écrire l'équation de sa dissolution dans l'eau.
3. On prépare une solution de chlorure de cuivre (II) en dissolvant 26,9g de ce composé dans 250r d'eau sans variation de volume.
 - Déterminer la concentration molaire C de cette solution.
 - Déterminer les concentrations molaires des ions Cl^- et Cu^{2+} .

$\text{Cu}=63,5$; $\text{Cl} = 35,5$ g/mol

EXERCICE7 :

On mélange 100 mL d'une solution de chlorure de calcium $\text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ et 100 mL d'une solution de nitrate d'argent $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$. Les deux solutions ont la même concentration $C=0,01$ mol/L. Les ions argent et chlorure réagissent pour donner du chlorure d'argent $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}$ solide.

1. Etablir le tableau d'avancement de la réaction de précipitation.
2. Quelle est la masse de précipité obtenu en fin de réaction.
3. Quelles sont les concentrations des ions dans l'état final du système.

masse atomique molaire : $\text{Ag} = 108$; $\text{Cl} = 35,5$ g/mol

EXERCICE8 :

Nous préparons 250,0 mL de solution S_0 en mélangeant à 25°C :

- . 25,0mL d'une solution de NaCl à $0,80\text{mol/L}$
- . 50,0 mL de solution CaBr_2 à $0,50\text{mol/L}$
- . 0,03 mol de chlorure de calcium CaCl_2 solide
- . 10,30 g de bromure de sodium NaBr solide puis en complétant avec de l'eau distillée.

1. Déterminer la masse de CaCl_2 à dissoudre.
 2. Déterminer la quantité de matière, puis la concentration molaire de chacun des ions présents en solution.(les ions ne réagissent pas entre eux)
 3. Vérifier que les résultats trouvés sont en accord avec l'électroneutralité de la solution.
- masse atomique molaire (g/mol) $\text{Ca}= 40$; $\text{Cl}=35,5$; $\text{Br}=80$; $\text{Na}=23$.