

LA CONCENTRATION ET SOLUTIONS ÉLECTROLYTIQUES

Exercice 1 :

1. Donner la formule statique et la formules ionique des composés ioniques suivants :
 - Sulfates de cuivre 2 (SO_4^{2-} , Cu^{2+})
 - Chlorure de potassium (Cl^- , K^+)
 - Chlorure de baryum (Cl^- , Ba^{2+})
 - Hydroxyde de sodium (OH^- , Na^+)
 - Carbonate de sodium (CO_3^{2-} , Na^+)
2. Indiquer le nom et les ions présentés dans les composés ioniques dont les formules statiques sont : $FeCl_2$ – Na_2SO_4 – AlF_3 – $Fe_2(CO_3)_3$ – $CuCl_2$ – $ZnCl_2$ – $ZnSO_4$ – AlF_3 – $Fe(NO_3)_3$
3. Ecrire les équations de dissolutions des composés ioniques précédents (question 2)

Exercice 2 :

On désire préparer un volume $V = 250\text{ml}$ d'une solution de sulfate d'aluminium , de concentration massique $C_m = 17,12\text{g/l}$.

1. Quelle masse de sulfate d'aluminium doit on utiliser ?
2. Quelle est la concentration molaire C de la solution obtenue , en sulfate d'aluminium ?
3. Quelles sont les concentrations molaires de cette solution en anion sulfate et en cation aluminium ?

Données :

masses molaires des éléments : $M(Al) = 27\text{g/mol}$, $M(O) = 16\text{g/mol}$, $M(S) = 32\text{g/mol}$

Exercice 3 :

1. On fait dissoudre $m = 51,3\text{g}$ de sulfate d'aluminium $Al_2(SO_4)_3$ (composé ionique) dans 500mL d'eau.

- 1.1. Préciser les 3 étapes de cette dissolution.
- 1.2. Ecrire l'équation de dissolution.
- 1.3. Calculer la concentration de soluté apporté.
- 1.4. Calculer la concentration molaire volumique de chaque espèce d'ions dans la solution.

Données : Masses molaires atomiques : $M(Al) = 27\text{g/mol}$, $M(S) = 32\text{g/mol}$, $M(O) = 16\text{g/mol}$.

2. A partir de la solution précédente, on veut préparer $V' = 100\text{mL}$ de sulfate d'aluminium de concentration $C' = 0,15\text{mol/L}$. Préciser la façon d'opérer (quelques calculs et certains appareils sont nécessaires).

Exercice 4 :

L'eau, pour être potable, doit avoir une concentration maximum de nitrate (NO_3^-) de $1,6 \cdot 10^{-4}\text{mol/L}$. L'analyse d'une eau minérale montre qu'elle contient $0,12\text{mg}$ de nitrate dans 200mL .

1. Effectuer les calculs permettant de montrer si cette eau est potable.
2. Que devient cette concentration si l'on ajoute 50mL d'eau distillée aux 200mL ?

Exercice 5 :

On dispose de trois solutions A, B, et C de même concentration molaire en soluté apporté, $0,100 \text{ mol/l}$. A est une solution de chlorure de sodium, B une solution de sulfate de sodium et C une solution de chlorure de zinc.

1. Écrire les équations de dissolution dans l'eau qu'ont eu lieu lors de la préparation de chacune des solutions.
2. On mélange un volume $V_A = 100 \text{ ml}$ de solution A, un volume $V_B = 50 \text{ ml}$ de solution B et un volume $V_C = 50 \text{ ml}$ de solution C. Aucune transformation chimique ne se produit.
 - a. Quelles sont les espèces chimiques présentes dans la solution (S) obtenue ?
 - b. Déterminer leurs concentrations effectives.

Exercice 6 :

Le sel de Mohr est un solide de formule $\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. On souhaite préparer une solution S_0 de sel de Mohr de volume $V_0 = 200,0 \text{ mL}$ de concentration molaire apportée $C_0 = 1,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$. 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 $C_{m1} = 0,209 \text{ g/L}$.

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 fer II dans la solution S_0 ? Indiquer succinctement le mode opératoire pour obtenir la solution S_1 .

Exercice 7 :

Un flacon de déboucheur pour évier porte les indications suivantes :

- Produit corrosif.
- Contient de l'hydroxyde de sodium (soude caustique).
- $d = 1,2$
- Solution à 20%.

Le pourcentage indiqué représente le pourcentage massique d'hydroxyde de sodium (NaOH) contenu dans le produit.

1. Calculer la masse d'hydroxyde de sodium contenu dans 500 mL de produit.
2. En déduire la concentration C_0 en soluté hydroxyde de sodium de la solution commerciale.
3. On désire préparer un volume V_1 de solution S_1 de déboucheur 20 fois moins concentré que la solution commerciale.
 - 3.a. Quelle est la valeur de la concentration C_1 de la solution ?
 - 3.b. Quelle est la quantité de matière d'hydroxyde de sodium contenu dans 250 mL de solution S_1 ?
 - 3.c. Quel volume de solution commerciale a-t-il fallu prélever pour avoir cette quantité de matière d'hydroxyde de sodium ?

Exercices Supplémentaires

Exercice 8 :

Les usages de l'acide chlorhydrique sont multiples : décapage et détartrage des métaux, rénovation des marbres et des pierres, débouchage et détartrage de canalisations de WC ...

Il est vendu directement dans le commerce en bouteilles plastiques de 1 L. L'étiquette précise : 30 % minimum.

Le pourcentage massique signifie que 100 g de solution contient 30 g de chlorure d'hydrogène.

1. Quelles précautions faut-il prendre pour utiliser cette solution ?
2. La densité de la solution est de 1,17. Calculer la concentration molaire minimale apportée en chlorure d'hydrogène.
3. Le conseil d'emploi suivant est précisé sur l'étiquette : Pour détartrer et décapier les métaux utiliser quatre parts d'eau pour une part d'acide. Que vaudra la concentration molaire de la solution diluée ainsi obtenue ?

Exercice 9 :

Le sulfate de fer hydraté est un solide verdâtre de formule $FeSO_4, yH_2O$. On veut déterminer le nombre de molécules d'eau y . On prélève une certaine masse de sulfate de fer hydraté que l'on déshydrate.

1. Décrire rapidement l'expérience à réaliser.
2. À partir d'une masse de 13,9g de sulfate de fer hydraté, on obtient 7,6g de sulfate anhydre $FeSO_4$. Calculer la valeur de y .

Données :

masses molaires des éléments :

$$M(Fe) = 55,8g/mol, M(O) = 16g/mol, M(S) = 32g/mol, M(H) = 1g/mol$$

Exercice 10

Le sulfate de cuivre (II) anhydre est un solide blanc de formule $CuSO_4$. Le sulfate de cuivre (II) hydraté est un solide bleu de formule $CuSO_4, pH_2O$ où p est un nombre entier. Les solutions de sulfate de cuivre (II) sont bleues.

1. Justifier l'utilisation du sulfate de cuivre (II) anhydre pour mettre en évidence la présence d'eau dans un jus de fruit.
2. Pour déterminer la valeur p , on pèse une masse $m_1 = 8,00g$ de sulfate de cuivre hydraté, puis on chauffe. Ces cristaux blanchissent.
 - a. Quel phénomène accompagne la décoloration des cristaux ?
 - b. On pèse à nouveau les cristaux et on note la masse m_2 lorsque l'indication de la balance n'évolue plus. On obtient $m_2 = 5,13g$. Quelle est la quantité de sulfate de cuivre (II) anhydre obtenue ? En déduire la valeur de p .
3. Écrire l'équation de la réaction associée à la dissolution dans l'eau du sulfate de cuivre (II) hydraté.
4. On prépare une solution de sulfate de cuivre (II) en dissolvant 2,00g de sulfate de cuivre (II) hydraté dans la quantité d'eau nécessaire pour obtenir 200ml de solution.
 - a. Décrire précisément la préparation de la solution.
 - b. Calculer la concentration en soluté apporté et les concentrations effectives des ions présents.

Données :

masses molaires des éléments :

$$M(Cu) = 63,5g/mol, M(O) = 16g/mol, M(S) = 32g/mol, M(H) = 1g/mol$$