

## Série : Les solutions électrolytiques et concentrations



### Exercice 1:

On mélange un volume  $V_1=100\text{cm}^3$  d'une solution de sulfate de cuivre(II) de concentration

$C_1=0,50\text{ mol.L}^{-1}$  et un volume  $V_2=150\text{cm}^3$  d'une solution de sulfate de zinc de concentration

$C_2=0,30\text{ mol.L}^{-1}$ .

- 1) Calculer les concentrations molaires des ions présents dans le mélange.
- 2) Définir un cristal ionique.
- 3) Qu'est ce qui assure la cohésion d'un cristal ?
- 4) Citer un exemple de solide ionique et donner sa structure.
- 5) Définir l'électronégativité d'un élément.
- 6) Donner la dissolution des composés suivants dans l'eau :  $\text{Na}_2\text{SO}_{4(s)}$  ;  $\text{HNO}_{3(l)}$  ;  $\text{HCl}_{(g)}$

### Exercice 2

On dissout, dans les conditions usuelles de pression et de température ( $P=1,013.10^5\text{Pa}$ ;  $t=20^\circ\text{C}$ ), 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.

### Exercice 3 :

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

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 250mL d'eau sans variation de volume.
  - 3.1) Déterminer la concentration molaire  $C$  de cette solution.
  - 3.2) Déterminer les concentrations molaires des ions  $\text{Cl}^-_{(aq)}$  et  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ .

## *Série : Les solutions électrolytiques et concentrations*



### Exercice 4 :

Lorsqu'on veut disposer au laboratoire d'une solution aqueuse stable contenant des ions Fer (II) de formule  $\text{Fe}^{2+}$ , on la prépare en dissolvant du sel de Mohr dans de l'eau.

Le sel de Mohr est un solide ionique de formule statistique:  $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . Sa masse molaire est  $M=392,1\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

1. Que signifie l'expression "solution aqueuse stable"?
2. Dédire de la formule du sel de Mohr que l'élément fer s'y trouve sous la forme d'ions  $\text{Fe}^{2+}$ .
3. Que signifie la présence de  $6\text{H}_2\text{O}$  dans la formule?
4. Écrire l'équation de dissolution du sel de Mohr dans l'eau.
5. On veut préparer 100mL d'une solution telle que  $[\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}]=0,10\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . Quelle masse de sel de Mohr doit-on mettre en solution?

### Exercice 5 :

L'acide nitrique, de formule  $\text{HNO}_3$  est un liquide dipolaire qui se comporte vis à vis de l'eau comme le chlorure d'hydrogène. Sur un flacon de solution commerciale d'acide nitrique on relève les indications suivantes:

- Pourcentage massique d'acide nitrique: 68%
  - Densité:  $d=1,41$
  - Masse molaire moléculaire:  $M=63,0\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .
1. Ecrire l'équation de mise en solution dans l'eau de l'acide nitrique en considérant que cette réaction donne des ions oxonium et des ions nitrate de formule  $\text{NO}_3^-$ .
  2. Déterminer la concentration molaire  $C_0$  de la solution commerciale.
  3. Déterminer le volume  $V_0$  de solution commerciale qu'il faut prélever pour préparer 500mL de solution dans laquelle  $[\text{NO}_3^-_{(\text{aq})}]=0,10\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

### Exercice 6:

1. On désire préparer un litre de solution mère de nitrate de fer III ( $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ) de concentration  $C_0=0,1\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . Quelle masse de ce produit doit-on peser?
2. A partir de cette solution, on désire préparer un volume  $V=250\text{mL}$  d'une solution fille de concentration  $C=2\cdot 10^{-3}\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . Quel volume de la solution mère doit-on prélever?
3. Calculer les concentrations des ions présents dans la solution fille.
4. Vérifier la neutralité électrique de la solution.

On donne les masse molaire atomiques:  $M(\text{Fe})=55,8\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $M(\text{N})=14\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $M(\text{O})=16\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

### Exercice 7:

L'iodure de plomb est un composé ionique très peu soluble, on le considérera comme insoluble dans cet exercice. On mélange un volume  $V_1 = 0,137\text{L}$  d'une solution ( $S_1$ ) de nitrate de plomb de concentration en soluté apporté  $C_1 = 1,53\cdot 10^{-1}\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$  et un volume  $V_2 = 0,215\text{L}$  d'une solution ( $S_2$ ) de iodure de potassium

## *Série : Les solutions électrolytiques et concentrations*



de concentration en soluté apporté  $C_2 = 3,59 \cdot 10^{-1} \text{ mol.l}^{-1}$ . On observe l'apparition d'un précipité.

- 1) Calculer les quantités de matière des différents ions introduits dans le mélange réactionnel, ne pas oublier les ions spectateurs
- 2) écrire l'équation de la réaction de la précipitation
- 3) Faire un tableau d'avancement
- 4) Déterminer, en quantité de matière, la composition du mélange réactionnel lorsque la réaction de précipitation est terminée
- 5) Déterminer les concentrations des différents ions présents dans le mélange réactionnel, ne pas oublier les ions spectateurs
- 6) Déterminer la masse de précipité obtenue

### Exercice 8 :

On dispose de deux solutions  $S_1$  et  $S_2$  telles que :

- $V_1 = 150 \text{ mL}$  de solution  $S_1$  de chlorure de cuivre(II),  $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$  de concentration  $c_1 = 0,30 \text{ mol.L}^{-1}$
- $V_2 = 200 \text{ mL}$  de solution  $S_2$  de chlorure de fer(II),  $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$  de concentration  $c_2 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$

- 1) Donner les formules et les noms des solides ioniques utilisés pour préparer les solutions  $S_1$  et  $S_2$ .
- 2) Calculer les concentrations molaires des espèces ioniques présentes dans les solutions  $S_1$  et  $S_2$ . Justifier. On mélange les deux solutions aqueuses suivantes (Aucune réaction chimique n'est observée lors de ce mélange.)
- 3) Quel est le volume final  $V$  du mélange ? Donner l'expression de la concentration effective de chaque ion présent dans le mélange, en fonction de  $c_1$ ,  $V_1$ ,  $c_2$ ,  $V_2$ .
- 4) Calculer chaque concentration.

### Exercice 9 :

1. Quel volume de chlorure d'hydrogène gazeux doit on dissoudre dans l'eau pour obtenir une solution d'acide chlorhydrique de concentration  $c = 0.020 \text{ mol/L}$  et de volume  $V = 250 \text{ mL}$ ? ( $V_m = 24 \text{ L/mol}$  dans les conditions de l'expérience.)
2. A  $20^\circ$  sous pression de  $1.00 \text{ bar}$  la concentration  $C_{\text{max}}$  d'une solution saturée d'acide chlorhydrique vaut  $13.5 \text{ mol/L}$ .
  - 2.1) Quel volume de chlorure d'hydrogène gazeux doit on dissoudre pour obtenir  $200.0 \text{ mL}$  de solution saturée
  - 2.2) Ecrire l'équation de dissolution de l'acide sulfurique  $\text{H}_2\text{SO}_4$  dans l'eau .
3. On donne : ( masse volumique de  $\text{H}_2\text{SO}_4 = 1.92 \text{ kg/L}$ )
  - 3.1) Quelle est la concentration  $c$  d'une solution d'acide sulfurique contenant  $v = 10.0 \text{ mL}$  d'acide pur pour  $V = 200 \text{ mL}$  de solution ? ( masse volumique de  $\text{H}_2\text{SO}_4 = 1.92 \text{ kg/L}$ )
  - 3.2) Quelles sont les concentrations des ions en solution .

## *Série : Les solutions électrolytiques et concentrations*



### **Exercice 10 :**

Le chlorure de calcium,  $\text{CaCl}_2$ , et le sulfate de potassium,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ , sont des solides ioniques.

- 1) Préciser le nom et la formule des ions constituant ces cristaux.
- 2) Les solutions obtenues en dissolvant chacun de ces solides dans l'eau sont-elles électrolytiques ?
- 3) Ecrire les équations de réaction associées aux dissolutions correspondantes.
- 4) Quelles sont les espèces chimiques présentes dans chacune des solutions supposées non saturées ?

Pourquoi dit-on que les ions présents dans la solution sont solvatés ?

### **Exercice 11 :**

Le sel de Mohr est un solide de formule  $\text{FeSO}_4, (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4, 6\text{H}_2\text{O}$ . On souhaite préparer une solution  $S_0$  de sel de Mohr de volume  $V_0 = 200,0 \text{ mL}$  de concentration molaire appointée

$$C_0 = 1,50 \times 10^{-2} \text{ mol / L.}$$

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  $C_{m1} = 0,209 \text{ g / L}$ .

- 1) Calculer la masse molaire du sel de Mohr.
- 2) Ecrire 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 12 :**

1- On fait dissoudre  $m = 51,3 \text{ g}$  de sulfate d'aluminium  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  (composé ionique) dans  $500 \text{ mL}$  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 :

$$M(\text{Al}) = 27 \text{ g / mol}$$

$$M(\text{S}) = 32 \text{ g / mol}$$

$$M(\text{O}) = 16 \text{ g / mol}$$

2- A partir de la solution précédente, on veut préparer  $V' = 100 \text{ mL}$  de sulfate d'aluminium de concentration  $C' = 0,15 \text{ mol / L}$ .

### **Exercice 13 :**

## *Série : Les solutions électrolytiques et concentrations*



L'acide nitrique, de formule  $\text{HNO}_3$  est un liquide dipolaire qui se comporte vis à vis de l'eau comme le chlorure d'hydrogène. Sur un flacon de solution commerciale d'acide nitrique on relève les indications suivantes:

• Pourcentage massique d'acide nitrique: 68% • Densité:  $d=1,41$  • Masse molaire moléculaire:  $M=63,0\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

1. Ecrire l'équation de mise en solution dans l'eau de l'acide nitrique en considérant que cette réaction donne des ions oxonium et des ions nitrate de formule  $\text{NO}_3^-$ .
2. Déterminer la concentration molaire  $C_0$  de la solution commerciale.
3. Déterminer le volume  $V_0$  de solution commerciale qu'il faut prélever pour préparer 500mL de solution dans laquelle  $[\text{NO}_3^-]_{(\text{aq})}=0,10\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

### **Exercice 14 :**

On veut préparer 100mL d'une solution de chlorure de fer (III) ( $\text{Fe}^{3+}$ ) telle que la concentration molaire effective en ions chlorure soit  $[\text{Cl}^-]=0,750\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

1. Écrire la formule du chlorure fer (III).
2. Écrire l'équation de la réaction de dissolution du chlorure de fer (III) dans l'eau.
3. Quelle est la concentration molaire apportée en chlorure de fer (III) ?
4. Quelle masse de chlorure de fer (III) doit-on peser pour préparer la solution désirée ?

### **Exercice14 :**

Le chlorure de sodium  $\text{NaCl}$  et le chlorure de calcium  $\text{CaCl}_2$  solides ioniques.

1. Ecrire l'équation des réactions de dissolution de ces deux solides.
2. On prépare une solution de chlorure de calcium en dissolvant 50 mg de ce composé solide dans un volume de 100 mL d'eau. Quelles sont les concentrations molaires des ions présents en solution ?
3. On verse alors, dans les 100 mL de la solution précédemment obtenue, 80 mg de chlorure de sodium solide. Calculer la concentration de tous les ions désormais présents en solution.

Données :  $M(\text{Na}) = 23,0\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ,  $M(\text{Cl}) = 35,5\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$  et  $M(\text{Ca}) = 40,1\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

### **Exercice15 :**

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 un volume  $V= 0,500\text{L}$  d'eau sans variation ce volume.

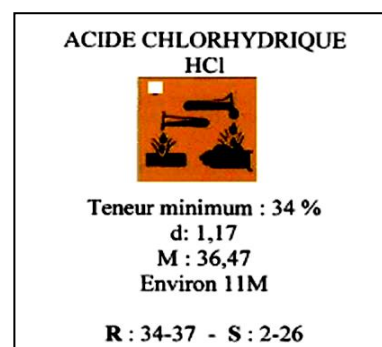
1. Écrire l'équation de la réaction de mise en solution du chlorure d'hydrogène en considérant que cette réaction donne des ions oxonium et des ions chlorure.
2. Comment met-on en évidence expérimentalement la présence des ions oxonium et chlorure?
3. Déterminer la concentration molaire  $C$  de la solution.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

## Série : Les solutions électrolytiques et concentrations



### Exercice 16 :

- I. L'acide sulfurique est l'acide le plus employé dans l'industrie. C'est un liquide visqueux très soluble dans l'eau.
- 1- Vérifier que la concentration d'une solution commerciale concentrée d'acide sulfurique à 96 %, et qui présente une densité :  $d = 1,833$  vaut  $C(\text{H}_2\text{SO}_4) = 18 \text{ mol.L}^{-1}$ .
  - 2- Quel est le volume de solution commerciale à prélever afin de préparer  $V' = 250 \text{ mL}$  d'acide sulfurique de concentration  $c' = 5,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  ?
  - 3- Détailler les principales étapes de cette dilution (on pourra s'aider de schémas).
  - 4- Ecrire l'équation de dissolution de l'acide sulfurique et en déduire les concentrations effectives en espèces ioniques de la solution-fille précédente.
- II. L'étiquette d'une solution saturée commerciale d'acide chlorhydrique est représentée dans le schéma à côté
- Les données sont valables à  $20^\circ\text{C}$ .
- 1- Que veut dire solution saturée ?
  - 2- Quelle est la concentration  $c(\text{HCl})$  en soluté apporté ?
  - 3- En déduire la solubilité  $s$  du chlorure d'hydrogène gazeux dans l'eau : c'est la masse maximale de chlorure d'hydrogène gazeux qu'on peut dissoudre par litre de solution.
  - 4- A  $t = 30^\circ\text{C}$  et sous la pression  $P = 1013 \text{ hPa}$ , on dissout un volume  $v = 250 \text{ L}$  de chlorure d'hydrogène gazeux par litre de solution.
    - a) Déterminer la nouvelle solubilité  $s'$ . Comment varie la solubilité d'un gaz en fonction de la température ?
    - b) La molécule de chlorure d'hydrogène est-elle dipolaire ? Justifier sa bonne solubilité dans l'eau.
  - 5- Rigoureusement, quelle devrait être la formule de l'acide chlorhydrique ?
- Données :  $R = 8,31 \text{ SI}$ .



### Exercice 17 :

- On mélange un volume  $V_1 = 200 \text{ mL}$  de solution de phosphate de potassium de concentration  $C_1 = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$  avec un volume  $V_2 = 50 \text{ mL}$  de solution de sulfate de potassium de concentration  $C_2 = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$ .
- 1- Écrire les formules des solides phosphates de potassium et sulfate de potassium puis les équations de dissolution correspondantes.
  - 2- Nommer toutes les espèces chimiques présentes dans le mélange. Préciser leurs formules.
  - 3- Quel est le volume final  $V$  du mélange ? Donner l'expression de la concentration effective de chaque ion présent dans le mélange, en fonction de  $C_1, V_1, C_2, V_2$ . Calculer chaque concentration.

## *Série : Les solutions électrolytiques et concentrations*



### Exercice 18 :

On mélange un volume  $V_1=100$  mL de solution de chlorure de calcium  $\text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})} + 2\text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$  et un volume  $V_2= 100$  mL de solution de nitrate d'argent  $\text{Ag}^{+}_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^{-}_{(\text{aq})}$ . Les deux solutions ont même concentration molaire en soluté apporté  $C_1=C(\text{CaCl}_2)=C(\text{AgNO}_3)=C_2 = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ . Les ions  $\text{Ag}^{+}_{(\text{aq})}$  et  $\text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$  précipitent pour donner du chlorure d'argent.

- 1) Ecrire l'équation de précipitation.
- 2) Calculer les concentrations des ions mis en présence  $\text{Ag}^{+}_{(\text{aq})}$  et  $\text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$  à l'état initial.
- 3) Calculer les quantités de matière des réactifs  $\text{Ag}^{+}_{(\text{aq})}$  et  $\text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$  à l'état initial.
- 4) Établir le tableau d'avancement de la réaction de précipitation.
- 5) Quelle est la masse de précipité obtenue dans l'état final du système ?
- 6) Quelles sont les concentrations effectives des ions en solution dans l'état final du système ?

### Exercice 19 :

Le phosphate de sodium est un solide ionique, constitué des ions sodium  $\text{Na}^{+}$  et des ions phosphates  $\text{PO}_4^{3-}$ .

- 1- Ecrire la formule de ce solide en la justifiant.
- 2- Expliquer ce qu'est une structure cristalline et ce qui assure la cohésion du cristal de phosphate de sodium.
- 3- Donner la représentation de Lewis de la molécule d'eau ( $\text{O} : Z = 8 ; \text{H} : Z = 1$ ) en justifiant bien toute la démarche. Donner la géométrie de cette molécule et la représenter.
- 4- En déduire pourquoi la molécule d'eau a un caractère dipolaire.
- 5- Expliquer l'étape de la dissociation du phosphate de sodium lors de sa dissolution dans de l'eau.
- 6- Qu'appelle-t-on hydratation des ions ? Faire un schéma pour l'ion sodium et l'ion phosphate.
- 7- Ecrire l'équation de cette dissolution.
- 8- La concentration effective en ion sodium  $[\text{Na}^{+}]$  est égale à  $6,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .
  - a) Quelle est la concentration  $C_{\text{soluté}}$  en soluté apportée de la solution ?
  - b) Quelle est la concentration effective en ions phosphate  $[\text{PO}_4^{3-}]$  ?
- 9- Quelle masse de phosphate de sodium solide faut-il prélever pour préparer  $V_{\text{sol}} = 50$  mL de solution à la concentration  $C_{\text{soluté}} = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  ?
- 10- On ajoute à présent une masse  $m_{\text{NaCl}} = 2,0$  g de chlorure de sodium solide  $\text{NaCl}(\text{s})$  à la solution précédente sans variation de volume. Déterminer les concentrations effectives de tous les ions dissous.

### Exercice 20 :

- 1-a) La molécule de chlorure d'hydrogène  $\text{HCl}$  est une molécule polaire. Que signifie cette affirmation ?
- 1-b) Expliquer précisément pourquoi les molécules de fluorure, bromure et iodure d'hydrogène (respectivement  $\text{HF}$ ,  $\text{HBr}$  et  $\text{HI}$ ) sont elles aussi des molécules polaires.
- 1-c) Justifier alors la solubilité de ces gaz dans l'eau.
- 2- On cherche maintenant à obtenir une solution aqueuse d'acide chlorhydrique ( $\text{H}^{+}_{(\text{aq})} ; \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$ ) à partir d'un gaz. Pour cela on dissout du chlorure d'hydrogène  $\text{HCl}_{(\text{g})}$  dans de l'eau distillée. On veut ainsi obtenir une solution dont la concentration effective en ions  $\text{H}^{+}_{(\text{aq})}$  en solution est égale à  $0,015 \text{ mol.L}^{-1}$ .
  - 2- a) Ecrire l'équation de dissolution correspondant à la dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau.
  - 2- b) Calculer la concentration effective en ions chlorures de cette solution.

## *Série : Les solutions électrolytiques et concentrations*



2- c) Calculer la quantité de chlorure d'hydrogène nécessaire pour obtenir 200 mL de cette solution.

2-d) En déduire le volume molaire correspondant de chlorure d'hydrogène, dans des conditions où le volume molaire est égal à  $24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

### Exercice 21 :

On mélange un volume  $V_1 = 200 \text{ mL}$  de solution de phosphate de potassium de concentration  $C_1 = 0,5 \text{ mol/L}$  avec un volume  $V_2 = 50 \text{ mL}$  de solution de sulfate de potassium de concentration  $C_2 = 1,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

- 1) Ecrire les formules des solides phosphate de potassium et sulfate de potassium puis les équations de dissolution correspondantes.
- 2) Nommer toutes les espèces chimiques présentes dans le mélange. Préciser leurs formules.
- 3) Quel est le volume final  $V$  du mélange ? Donner l'expression de la concentration effective de chaque ion présent dans le mélange, en fonction de  $C_1$ ,  $V_1$ ,  $C_2$ ,  $V_2$ . Calculer chaque concentration.

### Exercice 22 :

Donner la formule statistique des solides ioniques suivants, écrire leur équation de dissolution dans l'eau et exprimer la concentration des ions en solution en fonction de la concentration molaire  $C$  de cette solution :

- ✓ Sulfure de zinc
- ✓ Chlorure d'aluminium
- ✓ Hydroxyde de calcium
- ✓ Sulfate d'aluminium

### Exercice 23 :

Vous voulez préparer une solution A de chlorure d'aluminium de concentration en soluté apporté  $C_A = 1,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

- 1) Exprimez et calculez la masse de chlorure d'aluminium à dissoudre dans 100 mL d'eau pour obtenir cette solution.
- 2) Exprimez les concentrations en ions en fonction de  $C_A$  (pas de calcul).
- 3) Vous voulez préparer 50 mL d'une solution B de sulfate d'aluminium de concentration  $C_B = 4,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  à partir d'une solution mère de concentration  $C_0 = 0,80 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .
  - a. Quel volume  $V$  de la solution mère devez-vous prélever ?
  - b. Quelles verreries (nom et contenance) allez-vous utiliser ?
  - c. Exprimez et calculez la masse de soluté  $m_B$  que vous auriez dû dissoudre pour obtenir 50 mL de solution de concentration  $C_B$ .
  - d. Exprimez les concentrations en ions en fonction de  $C_B$  et la concentration en ions aluminium en fonction de celle en ions sulfate (pas de calcul).



## *Série : Les solutions électrolytiques et concentrations*



4) Vous mélangez la solution A avec la solution B. Exprimez et calculez la concentration des ions aluminium après le mélange.

**Données :**  $M$  (sulfate d'aluminium) =  $M_B = 342,3 \text{ g.mol}^{-1}$

### Exercice 24 :

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.
  - a. Quelle est la valeur de la concentration  $C_1$  de la solution ?
  - b. Quelle est la quantité de matière d'hydroxyde de sodium contenu dans 250 mL de solution  $S_1$  ?
  - c. Quel volume de solution commerciale a-t-il fallu prélever pour avoir cette quantité de matière d'hydroxyde de sodium ?

### Exercice 25 :

Le chlorure de baryum de formule  $\text{BaCl}_2$  est un cristal ionique contenant des ions baryum et des ions chlorure. Vous dissolvez dans un volume  $V=200 \text{ ml}$  d'eau une masse  $m= 4,59 \text{ g}$  de chlorure de baryum.

- 1) Nommez les trois étapes de dissolution et expliquez une de ces étapes au choix par une ou deux phrases.
- 2) Écrivez l'équation de dissolution.
- 3) Exprimez puis calculez la concentration en soluté de la solution de chlorure de baryum obtenue.
- 4) Exprimez les concentrations en ions baryum et chlorure en fonction de la concentration de la solution. Donnez leur valeur.
- 5) Vous rajoutez dans la solution 50 mL d'une solution de chlorure de calcium de formule  $\text{CaCl}_2$  dont la concentration est de  $5,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ . Exprimez puis calculez les concentrations en ions présents dans le mélange.

### Exercice 26 :

- 1) Quelle est la concentration massique d'une solution 0,4 mol/L de chlorure de fer(III) ?

## *Série : Les solutions électrolytiques et concentrations*



- 2) Calculer la concentration molaire d'une solution contenant 13 g/L de chlorure de sodium.
- 3) Quelle est la concentration en (mol/L) d'une solution préparée en dissolvant 1,7 g de  $\text{NaNO}_3$  dans 250 mL d'eau ?
- 4) Déterminer la masse de chlorure de calcium contenue dans 30 mL d'une solution  $2 \cdot 10^{-2}$  mol/L.

### Exercice 27 :

Dans une fiole jaugée de 500 mL, on introduit un morceau de sucre dont la masse est 11,9 g. On dissout ce sucre dans l'eau et on ajuste le niveau de l'eau au trait de jauge.

- 1) Calculer la masse molaire moléculaire du saccharose sachant que sa formule est  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ .
- 2) Quelle est la quantité de matière de saccharose dissous.
- 3) Déterminer la concentration molaire du saccharose dans la solution obtenue.

### Exercice 28 :

L'eau, pour être potable, doit avoir une concentration maximum de nitrate  $\text{NO}_3^-$  de concentration  $c = 1,6 \cdot 10^{-4}$  mol/L.

L'analyse d'une eau minérale montre qu'elle contient une masse  $m = 0,12$  mg de nitrate dans un volume  $v = 200$  mL.

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

### Exercice 29:

Le sel de Mohr est un solide de formule  $\text{FeSO}_4(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 6\text{H}_2\text{O}$ . Lors de la dissolution de ce solide il se forme entre autre des ions ammonium  $\text{NH}_4^+$  et des ions sulfates  $\text{SO}_4^{2-}$ .

- 1) Calculer la masse molaire de sel du Mohr.
- 2) Ecrire l'équation de sa dissolution dans l'eau et rappeler les principales étapes élémentaires de la dissolution.
- 3) Quelles sont les concentrations molaires effectives de tous les ions présents

### Exercice 30 :

On prépare un volume  $V_s = 500$  mL d'une solution aqueuse de chlorure de cuivre (II)  $\text{CuCl}_2$  en dissolvant totalement une masse  $m = 26,9$  g de soluté.

- 1) Etablir la relation qui permet de calculer la concentration molaire  $C$  de la solution de chlorure de cuivre (II) à partir de la masse de soluté dissous.
- 2) Calculer la valeur de  $C$ .

*Série : Les solutions électrolytiques  
et concentrations*



- 3) Ecrire l'équation de la réaction de dissociation ionique du chlorure de cuivre (II) sachant que  $\text{CuCl}_2$  est un électrolyte fort.
- 4) Exprimer la molarité de chaque ion dans la solution en fonction de C.
- 5) En déduire les concentrations molaires des ions présents dans la solution.