**SERIE N° 3-Concentration & solutions électrolytiques**

***Exercice N°1***

Dans 50 mL d'une solution de chlorure de calcium Ca2+(aq) + 2Cl-(aq) de concentration en soluté apporté l,0.10-3 mol.L-1, on verse 5,0 mL d'une solution d'oxalate d'ammonium 2NH4+(aq) + C2O42-(aq) de concentration en soluté apporté l,0.10-2 mol.L-1. Il apparaît un précipité.

a. Écrire l'équation chimique traduisant la formation du précipité dont on précisera le nom.

b. Construire le tableau d'avancement de la réaction.

c. Déterminer la masse de précipité et les concentrations effectives des ions en solution à l'état final.

**Données :** masses molaires atomiques en g.mol-1 M(C) = 12,0 ; M(O) = 16,0 ; M(Ca) = 40,1.

***Exercice N°2 :* Les aluns.**

Un alun ferrique ammoniacal est un solide ionique de formule NH4Fe(SO4)2, 12 H2O. La présence des douze molécules d'eau le fait qualifier de dodécahydraté.

1. Quels sont les ions que renferme cet alun ?

2. Vérifier l'électroneutralité de cette espèce.

***Exercice N°3*: Molécules à caractère dipolaire.**

1. A l’aide des règles du duet et de l’octet, trouver la formule du sulfure d’hydrogène. Représenter la molécule sachant que l’angle de liaison est 92°. La molécule possède-t-elle un caractère dipolaire?

2. Représenter la molécule de fluorure de bore, plane, triangulaire, angles de liaison 120°. Cette molécule possède-t-elle un caractère dipolaire ?

3. Même question pour la molécule d’ammoniac NH3, molécule pyramidale à base triangulaire.

***Exercice N°4*: Le chlorure de fer (III).**

On désire préparer 100 mL d’une solution de chlorure de fer (III) de concentration molaire effective en ions chlorure [Cl-] = 0,750 mol.L-1.

1. Ecrire la formule du chlorure de fer(III).

2. Ecrire l’équation de sa réaction de dissolution 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 ?

***Exercice* N°5: Un décapant et un détartrant efficace.**

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 décaper les métaux utiliser quatre parts d'eau pour une part d'acide. Que vaudra la concentration molaire de la solution diluée ainsi obtenue ?

***Exercice N°6***

Une masse m = 2,7g de poudre d’aluminium (Al (S)) réagit avec un volume V = 100 mL d’acide sulfurique H2SO4 de concentration C = 2 mol.L-1 selon la réaction suivante :

2Al (S) + 6H+(aq) → 2Al3+(aq) + 3H2 (g)

La réaction a lieu sous une température T = 20 °C et une pression P = 1,013.105 Pa.

(L’addition de Al ne change pas le volume de la solution)

1. Quelle est la concentration en ions H+ de la solution d’acide sulfurique ?
2. Calculer les quantités de matière des réactifs initialement présents.
3. Dresser un tableau permettant de suivre l’évolution du système au cours de la transformation chimique en utilisant l’avancement. En déduire le réactif limitant ? (Justifier votre réponse).
4. En déduire le volume de gaz dégagé à la fin de la réaction.
5. Quelle est la concentration en ions Al3+ de la solution à la fin de la réaction ?

*Données : M(Al) = 27 g.mol-1 constante des gaz parfait : R = 8,314 USI*

***Exercice : Exercice N°7***

On mélange 100 mL de solution de chlorure de calcium Ca2+(aq) + 2Cl-(aq) et 100 mL de solution de nitrate d'argent Ag+(aq) + NO3-(aq).Les deux solutions ont même concentration molaire en soluté apporté C = CCaCl2 = CAgNO3 = 1,0.10-2 mol.L-1. Les ions Ag+(aq) et Cl-(aq) précipitent pour donner du chlorure d'argent.

1) Ecrire l’équation de précipitation.

2) Calculer les concentrations des ions mis en présence Ag+(aq) et Cl-(aq) à l’état initial.

3) Calculer les quantités de matière des réactifs Ag+(aq) et Cl-(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 N°8 :* Mélange d'acides.**

On mélange un volume V1 = 50 mL d'une solution S1 d'acide chlorhydrique de concentration Cl = 0,50 mol.L-1, avec un volume V2 = 20 mL d'une solution S2 d'acide chlorhydrique de concentration C2 = 0,20 mol.L-1.

1. Exprimer, puis calculer les quantités d'ions chlorure et d'ions oxonium présentes dans les volumes V1 et V2.

2. Exprimer puis calculer les concentrations en ion oxonium et chlorure dans le mélange.

3. On mélange ensuite le même volume V1 de la solution S1 d'acide chlorhydrique avec un volume V2 d'une solution S'2 d'acide bromhydrique de concentration C2 = 0,20 mol.L-1. Exprimer puis calculer les concentrations molaires effectives de tous les ions présents dans le mélange.

**Exercice N°9 : Solution aqueuse**

On place **269 mg** de chlorure de cuivre II **CuCl2** dans une fiole jaugée de **50,0 mL**.

1. Décrire précisément comment procéder ensuite pour finir d’obtenir **50,0 mL** de cette solution de chlorure de cuivre II.
2. Calculer le titre massique t0 de cette solution.
3. En déduire la concentration **C0** en soluté apporté. On donne **MCu = 63,5 g.mol-1** et **MCl = 35,5 g.mol-1**.
4. Déterminer la concentration des ions chlorure.
5. On veut préparer par dilution **100 mL** d’une solution fille de concentration **C1 = 2,0 × 10 –3 mol.L-1**. Quel volume de la solution mère doit-on prélever ?

**Exercice N° 10**

Lorsqu'on veut disposer au laboratoire d'une solution aqueuse stable contenant des ions Fer (II) de formule Fe2+, on la prépare en dissolvant du sel de **Mohr** dans de l'eau.

Le sel de **Mohr** est un solide ionique de formule statistique: (NH4)2Fe(SO4)2,6H2O. Sa masse molaire est M=392,1g.mol-1.

1. Que signifie l'expression "solution aqueuse stable"?

2. Déduire de la formule du sel de **Mohr** que l'élément fer s'y trouve sous la forme d'ions Fe2+.

3. Écrire l'équation de dissolution du sel de **Mohr** dans l'eau.

4. On veut préparer 100mL d'une solution telle que [Fe2+(aq)]=0,10mol.L-1. Quelle masse de sel de **Mohr** doit-on mettre en solution?

**Exercice N° 11: FABRICATIONS DE SOLUTIONS IONIQUES**

*Dans cet exercice, les résultats numériques seront donnés avec* ***3,00 chiffres significatifs****.*

1°) On désire fabriquer une solution aqueuse **A** de sulfate de zinc (II), à partir d’un solide ionique contenu dans un flacon étiqueté : ‘’ *Zinc (II) sulfate heptahydraté, [ZnSO4, 7H2O], pureté* ***85 %*** ‘’.

On prélève : **m1 = 1,69 g** de solide ionique, que l’on dissout dans **100 mL** d’eau distillée.

a) Écrire l’équation chimique de la réaction de dissolution du sulfate de zinc (II) dans l’eau distillée.

b) Déterminer la concentration molaire volumique **[Zn2+]** des ions zinc (II) présents dans la solution **A**.

c) En déduire la concentration molaire volumique **[SO42-]** des ions sulfate présents dans la solution **A**.

d) Quelle la densité par rapport à l’eau des 100 mL de la solution **A** obtenue ?

2°) On veut réaliser une solution aqueuse **B** *décimolaire* de chlorure de fer (III), à partir d’une solution concentrée contenue dans un flacon étiqueté :

‘’ *Fer (III) chlorure,* ***d = 1,45****, % FeCl3 :* ***41 %*** *en masse,* ***MFeCl3 = 162 g.mol-1*** ‘’.

a) Que signifient les indications portées sur l’étiquette ?

b) Déterminer la concentration molaire volumique en ions Fe3+, **[Fe3+]**, dans la solution concentrée.

c) En déduire la concentration molaire volumique en ions Cl-, **[Cl-]**, dans cette même solution concentrée.

3°) On mélange à présent **50,0 mL** de solution **A** et **25,0 mL** de solution diluée **B** *décimolaire*.

a) Faire l’inventaire des ions, autres que H3O+ et HO–, présents dans ce mélange.

b) Déterminer leurs quantités de matière dans le mélange.

c) En déduire leurs concentrations molaires volumiques.

**Données :** Masses molaires atomiques : **Zn** = 65,4 ; **S** = 32,1 ; **O** = 16,0 ; **Fe** = 55,8 ; **H** = 1,00 ; **Cl** = 35,5 g.mol-1.

**Exercice 3 :**

Le chlorure de cuivre (II) est un composé ionique constitué d'ions chlorure Cl- et d'ions cuivre (II) Cu2+.

**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 Cl-(aq) et Cu2+(aq).

###### Exercice 4

On mélange 750 mL de solution de chlorure de cuivre Cu2+(aq) + 2Cl- (aq) de concentration en soluté apporté c=1.0 10-3 mol.L-1, et 250 mL de solution de chlorure de sodium de concentration en soluté apporté c'= 5.0 10-2 mol.L-1. Le mélange obtenu est homogène, aucun précipité n'apparaît.

Déterminer les quantités de matière de chacune des espèces ioniques introduite, puis leurs concentrations molaires effectives.