



Série d'exercices N°2

La concentration et les solutions électrolytiques

N.B : Dans tous les exercices, on utilisera la classification périodique si besoin pour les masses molaires atomiques

Exercice 1 :

- 1) Quelle est la concentration massique d'une solution 0,4 mol/L de chlorure de fer(III) ?
- 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 NaNO_3 dans 250mL d'eau ?
- 4) Déterminer la masse de chlorure de calcium contenue dans 30 mL d'une solution $2 \cdot 10^{-2}$ mol/L.

Exercice 2 :

Dans une fiole jaugée de 500mL, on introduit un morceau de sucre dont la masse est 11,9g. 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 3 :

L'eau, pour être potable, doit avoir une concentration maximum de nitrate (NO_3^-) de $1,6 \cdot 10^{-4}$ mol/L.

L'analyse d'une eau minérale montre qu'elle contient 0,12 mg de nitrate dans 200 ml.

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

Exercice 4 :

Le chlorure de baryum de formule BaCl_2 est un cristal ionique contenant des ions baryum et des ions chlorure. Vous dissolvez dans 200 ml d'eau 4,59 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 CaCl_2 dont la concentration est de $5,00 \cdot 10^{-1}$ mol.L⁻¹. Exprimez puis calculez les concentrations en ions présents dans le mélange.



Série d'exercices N°2

La concentration et les solutions électrolytiques

Exercice 5:

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 6 :

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

- 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 $C_B=4,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ à partir d'une solution mère de concentration $C_0 = 0,80 \text{ mol.L}^{-1}$.
 - 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).
- 4) Vous mélangez la solution A avec la solution B. Exprimez et calculez la concentration des ions aluminium après le mélange.

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



Série d'exercices N°2

__ La concentration et les solutions électrolytiques __

Exercice 7 :

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 8 :

Un alun ferrique ammoniacal est un solide ionique de formule $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$. 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 9 :

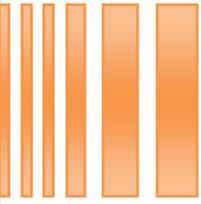
On dispose de deux solutions S_1 et S_2 telles que :

- ✓ $V_1 = 150 \text{ mL}$ de solution S_1 de chlorure de cuivre(II), $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$ de concentration $C_1 = 0,30 \text{ mol/L}$.
 - ✓ $V_2 = 200 \text{ mL}$ 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) 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 10 :

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 NH_4^+ et des ions sulfates 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



Série d'exercices N°2

__ La concentration et les solutions électrolytiques __

Exercice 11 :

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

- 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 12 :

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

- 1) Ecrire la formule du chlorure fer (III).
- 2) Ecrire 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 ?

Exercice 13 :

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 ?

