

## Feuille d'exercices sur le chapitre 7 : dissolution des composés solides ioniques.

### Exercice 1 :

On dissout une masse  $m = 0,15\text{g}$  de chlorure de cobalt de formule  $\text{CoCl}_2$  dans un volume  $V_{\text{sol}}$  de  $50,0\text{mL}$  d'eau. L'équation de dissolution est  $\text{CoCl}_{2(s)} \rightarrow \text{Co}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{Cl}^{-}_{(aq)}$

1. Le chlorure de cobalt est-il un solide ionique ou un solide moléculaire ?
2. Calculer la concentration en masse puis en quantité de matière du soluté apporté.
3. Calculer la concentration effective d'ions cobalt II et d'ion chlorures dissous en colution.

### Exercice 2 : L'éosine est une solution antiseptique.

On trouve cette solution sous forme d'unidoses de  $2\text{mL}$  à  $2\%$ , soit une concentration de  $20,0 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ .

L'éosine est une molécule de masse molaire  $694 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

1. Calculer la concentration molaire en éosine de la solution.
2. En déduire la quantité de matière d'éosine contenue dans une unidoses.
3. En déduire la masse d'éosine contenue dans les flacons de l'illustration.



### Exercice 3 :



*Axolotls dans un aquarium.*

L'axolotl est un amphibien qui peut être atteint de mycoses. Ces mycoses peuvent être traitées par des bains intensifs de solution aqueuse de chlorure de sodium  $\text{NaCl}$ . D'environ 20 minutes par jour et d'une concentration en masse de  $21,6 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$  en chlorure de sodium dissous, ces bains (qui doivent être vidés à chaque fois) peuvent être prolongés pendant trois jours maximum.

1. Calculer la concentration  $c$  en quantité de matière de chlorure de sodium dans ce bain.
2. Quelle quantité de matière totale de chlorure de sodium est nécessaire pour effectuer les trois jours de traitement dans un bac de  $8,5 \text{ L}$  ?

### Exercice 4 :

Les hortensias roses deviennent mauves voire bleus si le sol est acide et riche en aluminium, par exemple grâce à l'ajout de sulfate d'aluminium. Le sulfate d'aluminium se présente sous la forme d'un solide ionique blanc de formule  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(s)$ .

Afin de faire bleuir des hortensias, on cherche à préparer un volume  $V = 500 \text{ mL}$  d'une solution de sulfate d'aluminium de concentration en soluté  $c = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .



1. Calculer la masse  $m$  de sulfate d'aluminium à introduire pour obtenir cette solution.
2. Écrire l'équation de dissolution du sulfate d'aluminium dans l'eau.
3. En déduire la quantité de matière en ions  $\text{Al}^{3+}_{(aq)}$  présents dans la solution.

Données : masse molaires atomiques en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$  :  $M(\text{Al}) = 27,0$  ;  $M(\text{S}) = 32,1$  ;  $M(\text{O}) = 16,0$ .

### Exercice 5 :

La préparation de Ramet Dalibour permet de nettoyer des lésions de la peau pouvant éventuellement se surinfecter. Cette solution, à base de sulfate de cuivre (II) et de sulfate de zinc (II), s'utilise comme un savon liquide, pur ou dilué deux fois, suivi d'un rinçage abondant. On l'achète par flacon de 100 mL. Sur l'étiquette, on trouve les informations suivantes :

- sulfate de cuivre (II)  $\text{CuSO}_4$  : 0,100 g ;
- sulfate de zinc (II)  $\text{ZnSO}_4$  : 0,350 g.

1. Calculer la concentration  $c$  en  $\text{mol.L}^{-1}$  de sulfate de cuivre (II) et de sulfate de zinc (II) dans le flacon.
2. Détailler le protocole permettant de préparer avec précision 20,0mL de solution diluée de Ramet Dalibour.
3. Calculer les nouvelles concentrations molaires en sulfate de cuivre (II) et en sulfate de zinc (II) apporté dans la solution fille.
4. Calculer les concentrations molaires effectives des ions sulfate, zinc (II) et cuivre (II) dans la solution fille.