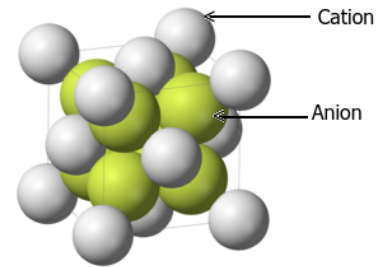


## LA CONCENTRATION ET SOLUTIONS ÉLECTROLYTIQUES : exercices

### Exercice 1

Le module ci-contre représente le fluorure de cadmium,  $CdF_2$ .

1. Comment peut-on expliquer la disposition régulière des ions de cet édifice ?
2. Que représente la formule  $CdF_2$  ?
3. Donner la formule des ions fluorure et les ions cadmium.



Modèle de fluorure de cadmium

### Exercice 2 : QCM

1. Le modèle d'un solide ionique constitué d'ions  $Al^{3+}$  et  $O^{2-}$  a pour formule :
  - $Al_2O_3$
  - $AlO$
  - $Al_3O_2$
  - $AlO_2$
2. Dans un solide ionique de fluorure  $CaF_2$ , chaque ion  $Ca^{2+}$  :
  - n'est entouré que d'ions  $Ca^{2+}$
  - n'est entouré que d'ions  $F^-$
  - n'est entouré que d'ions  $F^{2-}$
  - n'est entouré que d'ions  $Ca^+$
3. La liaison covalente  $A - B$ 
  - est polarisée si  $B$  est plus électronégatif que  $A$
  - est polarisée si  $A$  est plus électronégatif que  $B$
  - est nécessairement polarisée

### Exercice 3

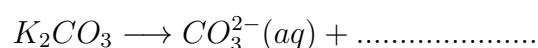
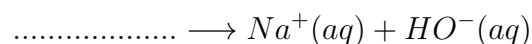
1. En utilisant la classification, indiquer le nom et la formule des ions présents dans les solides ioniques dont les formules statistiques sont indiquées ci-dessous :



2. En déduire les formules statistiques de nitrate de zinc, du chlorure de fer (III), sulfate d'aluminium.

### Exercice 4

1. Écrire les équations de dissolution des espèces chimiques suivantes dans l'eau : Sulfate de zinc, chlorure d'hydrogène, sulfate d'aluminium.
2. Recopier puis compléter les équations de dissolution suivantes :



## Exercice 5

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

## Exercice 6

Le sulfate de fer hydraté est un solide verdâtre de formule  $\text{FeSO}_4, y\text{H}_2\text{O}$ . 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  $13,9\text{g}$  de sulfate de fer hydraté, on obtient  $7,6\text{g}$  de sulfate anhydre  $\text{FeSO}_4$ . Calculer la valeur de  $y$ .

Données :

masses molaires des éléments :  $M(\text{Fe}) = 55,8\text{g/mol}$ ,  $M(\text{O}) = 16\text{g/mol}$ ,  $M(\text{S}) = 32\text{g/mol}$ ,  $M(\text{H}) = 1\text{g/mol}$

## Exercice 7

Le sulfate de cuivre (II) anhydre est un solide blanc de formule  $\text{CuSO}_4$ . Le sulfate de cuivre (II) hydraté est un solide bleu de formule  $\text{CuSO}_4, p\text{H}_2\text{O}$  où  $p$  est un nombre entier. Les solutions de sulfate de cuivre (II) est bleu.

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  $m_1 = 8,00\text{g}$  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  $m_2 = 5,13\text{g}$ .  
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  $2,00\text{g}$  de sulfate de cuivre (II) hydraté dans la quantité d'eau nécessaire pour obtenir  $200\text{ml}$  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 :  $M(\text{Cu}) = 63,5\text{g/mol}$ ,  $M(\text{O}) = 16\text{g/mol}$ ,  $M(\text{S}) = 32\text{g/mol}$ ,  $M(\text{H}) = 1\text{g/mol}$

## Exercice 8

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.