



### Exercice 1

- 1-a) La molécule de chlorure d'hydrogène HCl est une molécule polaire. Que signifie cette affirmation ?  
1-b) Expliquer précisément pourquoi les molécules de fluorure, bromure et iodure d'hydrogène (respectivement HF, HBr et 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 ( $H^+_{(aq)}$  ;  $Cl^-_{(aq)}$ ) à partir d'un gaz. Pour cela on dissout du chlorure d'hydrogène  $HCl_{(g)}$  dans de l'eau distillée. On veut ainsi obtenir une solution dont la concentration effective en ions  $H^+_{(aq)}$  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.  
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  $24,0 \text{ L.mol}^{-1}$ .

### Exercice 2

- 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),  $Cu^{2+}_{(aq)} + 2 Cl^-_{(aq)}$  de concentration  $c_1 = 0,30 \text{ mol.L}^{-1}$
  - $V_2 = 200 \text{ mL}$  de solution  $S_2$  de chlorure de fer(II),  $Fe^{2+}_{(aq)} + 2 Cl^-_{(aq)}$  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 3

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

### Exercice 4

- Le phosphate de sodium est un solide ionique, constitué des ions sodium  $Na^+$  et des ions phosphates  $PO_4^{3-}$ .
- 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 ( $O : Z = 8$  ;  $H : Z = 1$ ) 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  $[Na^+]$  est égale à  $6,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ . Quelle est la concentration  $C_{\text{soluté}}$  en soluté apportée de la solution ? Quelle est la concentration effective en ions phosphate  $[PO_4^{3-}]$  ?  
9- Quelle masse de phosphate de sodium solide faut-il prélever pour préparer  $V_{\text{sol}} = 50 \text{ mL}$  de solution à la concentration  $C_{\text{soluté}} = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  ?  
10- On ajoute à présent une masse  $m_{NaCl} = 2,0 \text{ g}$  de chlorure de sodium solide  $NaCl (s)$  à la solution précédente sans variation de volume. Déterminer les concentrations effectives de tous les ions dissous.

Electronégativité croissante : (-) P – H- C – Br - N - Cl - O – F (+)