

Exercice 1 (13 pts)

Données :

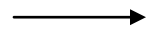
- Numéro atomique : ${}_6\text{C}$ / ${}_8\text{O}$ / ${}_9\text{F}$ / ${}_{17}\text{Cl}$
- Electronegativité : C (2,5) / O (3,4) / F (4,0) / Cl (3,2)
- Formule chimique des ions : ion potassium (K^+), ion aluminium (Al^{3+}), ion sulfate (SO_4^{2-})
- Masse molaire (g.mol^{-1}) : O (16,0) / S (32,1) / Al (27,0) / K (39,1)

Le **sulfate d'aluminium** et le **sulfate de potassium** se présentent sous la forme de cristaux blancs. Le premier est utilisé actuellement dans le traitement des eaux et se décompose à 1040°C , tandis que le second est utilisé principalement comme engrais et sa température de fusion vaut 1067°C .

Le **fluorure d'oxygène** F_2O est un composé moléculaire très oxydant dont la température de fusion vaut -224°C .

Le **tétrachlorométhane** CCl_4 est un liquide souvent employé en tant que solvant, même si son usage tend à diminuer en raison de sa forte toxicité. Il est ainsi souvent remplacé par le chloroforme ou le dichlorométhane. Sa température de fusion vaut -23°C .

- 1) (0,5pt) Parmi les 4 espèces chimiques, lesquelles sont moléculaires et lesquelles sont ioniques ?
- 2) (1pt) Qu'est-ce qui explique la cohésion des solides ioniques ? Des solides moléculaires ? Identifier les interactions dans chaque cas.
- 3) (0,75pt) Que peut-on déduire concernant les interactions de la question 2 au regard des informations de l'énoncé ?
- 4) (0,75pt) Les liaisons hydrogène peuvent renforcer certaines interactions, lesquelles ? Préciser sans quelle condition s'établissent les liaisons hydrogène.
- 5) (2,5pts) Indiquer si le **fluorure d'oxygène** et le **tétrachlorométhane** sont des composés chimiques polaires ou pas. La réponse sera justifiée à l'aide de schémas et la démarche sera détaillée (représentation de Lewis, géométrie,...).
- 6) (1pt) Ecrire l'équation de dissolution dans l'eau du **sulfate d'aluminium** puis celle du **sulfate de potassium**.
- 7) (5pts) En déduire :
 - a) Les concentrations effectives des ions présents dans une solution aqueuse de **sulfate d'aluminium** (S_1) contenant $m_1 = 3,5$ g de soluté dans $V_1 = 500$ mL de solution.
 - b) La masse m_2 de soluté à dissoudre pour fabriquer $V_2 = 100$ mL de solution aqueuse de **sulfate de potassium** (S_2) de concentration molaire $[\text{K}^+] = 0,10$ mol.L $^{-1}$.
- 8) (1,5pt) Rédiger le protocole expérimental permettant de fabriquer la solution (S_1) en indiquant le matériel utilisé.



1.1	Moléculaires : fluorure d'oxygène, tétrachlorométhane ; ioniques : sulfates d'aluminium et de potassium.	0.5
1.2	Les interactions électrostatiques entre les ions de charges opposées respectant la loi de Coulomb. Les interactions électrostatiques entre les nuages atomiques (interactions de Van Der Waals).	1
1.3	Les températures de fusion des composés ioniques étant supérieures à celles des composés moléculaires, les interactions assurant la cohésion des solides ioniques sont plus fortes que les interactions de VDW.	0.75
1.4	Les interactions de VDW. Elles se forment entre un atome d'hydrogène (relié à un atome plus électronégatif) et un doublet non-liant porté par un atome d'une molécule voisine.	0.75
1.5	<p>C : K^2L^4 donc 4 liaisons et 0 doublet non-liant O : K^2L^6 donc 2 liaisons et 2 doublets non-liants F : K^2L^7 donc 1 liaison et 3 doublets non-liants Cl : $K^2L^8M^7$ donc 1 liaison et 3 doublets non-liants</p> <p>Le fluorure d'oxygène a une géométrie moléculaire coudée avec le barycentre des charges + distinct de celui des charges - : c'est un composé polaire.</p> <p>Le tétrachlorométhane a une géométrie moléculaire tétraédrique avec $G^+ = G^-$: c'est un composé apolaire.</p>	2,5
1.6	$Al_2(SO_4)_3 (s) \xrightarrow{\text{eau}} 2 Al^{3+}_{(aq)} + 3 SO_4^{2-}_{(aq)}$ $K_2SO_4 (s) \xrightarrow{\text{eau}} 2 K^+_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$	1
1.7a	<p>D'après l'équation $[Al^{3+}] = 2C_1$ et $[SO_4^{2-}] = 3C_1$ avec $C_1 =$ concentration en soluté apporté. $C_1 = n_1 / V_1$ avec $n_1 = m_1 / M(Al_2(SO_4)_3) = 3,4 / (27,0 \times 2 + (32,1 + 16,0 \times 4) \times 3) = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$. On a donc $C_1 = 1,0 \times 10^{-2} / 500 \times 10^{-3} = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ ce qui donne $[Al^{3+}] = 4,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et $[SO_4^{2-}] = 6,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$</p>	5
1.7b	<p>D'après l'équation $[K^+] = 2C_2$ avec $C_2 =$ concentration en soluté apporté ; donc $C_2 = 0,10 / 2 = 0,050 \text{ mol.L}^{-1}$. $m_2 = n_2 \times M(K_2SO_4)$ avec $n_2 = C_2 \times V_2 = 0,050 \times 100 \times 10^{-3} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$. On a donc $m_2 = 5,0 \times 10^{-3} \times (39,1 \times 2 + 32,1 + 16,0 \times 4) = 0,87 \text{ g}$.</p>	
1.8	Peser 3,4 g de soluté avec une balance , déposé dans une coupe et une spatule . Introduire le soluté dans une fiolle jaugée de 500 mL avec un entonnoir et une pissette d'eau distillée . Ajouter de l'eau jusqu'au 3/4, boucher et agiter. Ajuster le ménisque jusqu'au trait de jauge, boucher et homogénéiser.	1.5

