

Physique	<b>SOUTIEN — SOLIDE IONIQUE ET QUANTITÉ DE MATIÈRE</b>	AP
1 <sup>re</sup> S		

### Exercice 1

Compléter le tableau ci-dessous en ajoutant soit la formule statistique du solide ionique comportant ces ions, soit la formule de l'anion et du cation qui le composent.

ions	chlorure Cl <sup>-</sup>	
Aluminium Al <sup>3+</sup>		Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>
Sodium Na <sup>+</sup>		
	CuCl <sub>2</sub>	

### Exercice 2

Écrire les équations associées à la mise en solution aqueuse des espèces chimiques suivantes :

- a. sulfate de potassium K<sub>2</sub>SO<sub>4(s)</sub>      b. Chlorure de fer III : FeCl<sub>3(s)</sub>

Données : ion potassium K<sup>+</sup> ; ion sulfate SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> ; ion fer III Fe<sup>3+</sup> ; ion chlorure Cl<sup>-</sup>.

### Exercice 3

- Écrire l'équation traduisant la dissolution dans l'eau du sulfate de sodium Na<sub>2</sub>SO<sub>4(s)</sub>.
- Quelle masse m de sulfate de sodium faut-il dissoudre dans V=200 mL d'eau pour obtenir une solution de concentration en soluté apporté c=0,15 mol·L<sup>-1</sup> ?
- Quelles sont dans la solution, les concentrations des ions Na<sup>+</sup><sub>(aq)</sub> et SO<sub>4</sub><sup>2-</sup><sub>(aq)</sub> ?

Données : masse molaire : M(Na)= 23 g.mol<sup>-1</sup> ; M(S)= 32,1 g.mol<sup>-1</sup> ; M(O)= 16 g.mol<sup>-1</sup>.

### Exercice 4

Comment doit-on procéder pour obtenir V<sub>1</sub>=1,00 L de solution de permanganate de potassium de concentration c<sub>1</sub>=0,0010 mol.L<sup>-1</sup> à partir d'une solution de permanganate de potassium de concentration c= 0,050 mol.L<sup>-1</sup>. (précise le volume de solution mère utilisé, le matériel utilisé ainsi que le mode opératoire)

Données : masse molaire : M(K)= 39 g.mol<sup>-1</sup> ; M(Mn)= 55 g.mol<sup>-1</sup> ; M(O)= 16 g.mol<sup>-1</sup>.

### Exercice 5

- On dissout du chlorure de potassium KCl<sub>(s)</sub>, solide ionique, dans l'eau. Écrire l'équation de dissolution dans l'eau.
- Dans la solution, les ions sont solvatés. Faire un schéma illustrant cette solvatation.

### Exercice 6

On mélange V<sub>1</sub>=10,0 mL d'une solution S<sub>1</sub> de chlorure de sodium de concentration en soluté apporté c<sub>1</sub>= 0,20 mol.L<sup>-1</sup> et un volume V<sub>2</sub>= 30,0 mL d'une solution S<sub>2</sub> de chlorure de calcium en concentration en soluté apporté c<sub>2</sub>= 0,50 mol.L<sup>-1</sup>. Il ne se produit pas de réaction chimique.

- Écrire les formules chimiques des deux solutions
- Calculer les quantités de matière des ions sodium, calcium et chlorure présents dans la solution finale.
- En déduire les concentrations en ions sodium, calcium et chlorure présents dans la solution finale.

### Exercice 7

On mélange V<sub>1</sub>=15,0 mL d'une solution S<sub>1</sub> de d'hydroxyde de sodium de concentration en soluté apporté c<sub>1</sub>= 2,5x10<sup>-3</sup> mol.L<sup>-1</sup> et un volume V<sub>2</sub>= 30,0 mL d'une solution S<sub>2</sub> de sulfate de fer III en concentration en soluté apporté c<sub>2</sub>=1,8x10<sup>-3</sup> mol.L<sup>-1</sup>. Il se forme un précipité d'hydroxyde de fer III.

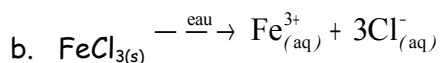
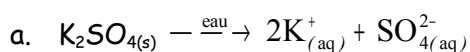
- Écrire les formules chimiques des deux solutions
- Calculer les quantités de matière des ions présents dans la solution finale AVANT la réaction
- Écrire l'équation de précipitation
- A l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer les quantités de matière des ions présents dans la solution finale APRES la réaction
- En déduire les concentrations en ions présents dans la solution finale, et la masse de précipité formé

## EXERCICES - CORRIGÉ

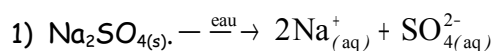
### Exercice 1.

IONS	chlorure Cl <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
Aluminium Al <sup>3+</sup>	AlCl <sub>3(s)</sub>	Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>
Sodium Na <sup>+</sup>	NaCl <sub>(s)</sub>	Na <sub>2</sub> SO <sub>4(s)</sub>
Cuivre II Cu <sup>2+</sup>	CuCl <sub>2</sub>	CuSO <sub>4</sub>

### Exercice 2.



### Exercice 3.



2) On calcule tout d'abord la quantité de matière de sulfate de sodium contenue dans une solution de 200 mL dont la concentration en soluté apporté est  $c=0,15 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ :

$$n = c \times V = 0,15 \times 0,2 = 0,030 \text{ mol}$$

$$m = n \times M \text{ avec } M = 2 \times M(\text{Na}) + M(\text{S}) + 4 \times M(\text{O}) = 2 \times 23 + 32,1 + 4 \times 16 = 142,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

$$\text{donc } m = 0,03 \times 142,1 = 4,3 \text{ g.}$$

3.

	$Na_2SO_{4(s)} \xrightarrow{\text{eau}} 2Na^+_{(aq)}$		+	$SO_{4(aq)}^{2-}$
Etat initial	<b>c</b>	<b>0</b>		<b>0</b>
Etat final	<b>0</b>	<b>2c</b>		<b>c</b>

$$[Na^+] = 0,3 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[SO_4^{2-}] = 0,15 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

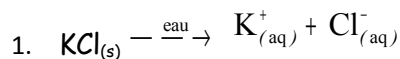
### Exercice 4.

On calcule tout d'abord le facteur de dilution  $F = \frac{c_{\text{mère}}}{c_{\text{filie}}} = \frac{0,05}{0,001} = 50$ .

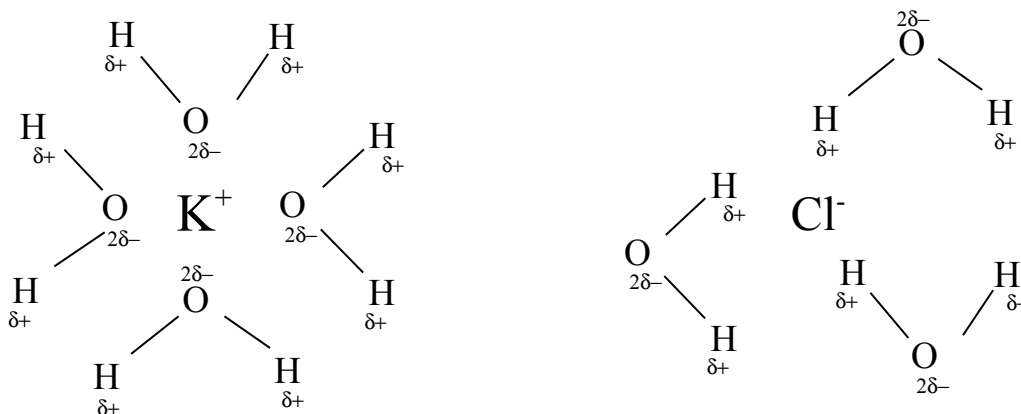
On veut préparer 1 L de solution donc on va prélever  $\frac{1}{50} = 0,02 \text{ L}$  soit 20 mL de solution mère.

Protocole : On prélève 20 mL de solution mère avec une pipette jaugée de 20mL. On introduit cette solution dans une fiolle jaugée de 1 L. On complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge puis on homogénéise.

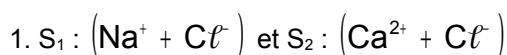
## Exercice 5.



2. Schéma :



## Exercice 6

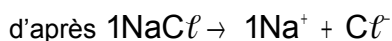


2.

3) Les ions sodium ne proviennent que de  $S_1$ . Donc

$$n_S(\text{Na}^+) = n_{S_1}(\text{Na}^+) = [\text{Na}^+]_1 \times V_1 = C_1 \times V_1 = 0,20 \times 10,0 \times 10^{-3} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Car la concentration en ion sodium dans la solution  $S_1$  est égale à la concentration en soluté apporté :  $[\text{Na}^+]_1 = C_1$



4) Les ions calcium ne proviennent que de  $S_2$ . Donc

$$n_S(\text{Ca}^{2+}) = n_{S_2}(\text{Ca}^{2+}) = [\text{Ca}^{2+}]_2 \times V_2 = C_2 \times V_2 = 0,50 \times 30,0 \times 10^{-3} = 15 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Car la concentration en ion calcium dans la solution  $S_2$  est égale à la concentration en soluté apporté :  $[\text{Ca}^{2+}]_2 = C_2$  d'après  $1\text{CaCl}_2 \rightarrow 1\text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$

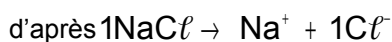
5) Les ions chlorure viennent de  $S_1$  et de  $S_2$ . Donc,

$$n_S(\text{Cl}^-) = n_{S_1}(\text{Cl}^-) + n_{S_2}(\text{Cl}^-)$$

Avec

$$n_{S_1}(\text{Cl}^-) = [\text{Cl}^-]_1 \times V_1 = C_1 \times V_1 = 0,20 \times 10,0 \times 10^{-3} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Car la concentration en ion chlorure dans la solution  $S_1$  est égale à la concentration en soluté apporté :  $[\text{Cl}^-]_1 = C_1$



$$n_{S_2}(\text{Cl}^-) = [\text{Cl}^-]_2 \times V_2 = 2 \times C_2 \times V_2 = 2 \times 0,50 \times 30,0 \times 10^{-3} = 30 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Car la concentration en ion chlorure dans la solution  $S_2$  est égale **au double** de la concentration en soluté apporté :

$$[\text{Cl}^-]_2 = 2 \times C_2 \text{ d'après } 1\text{CaCl}_2 \rightarrow 1\text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$$

$$\text{Donc } n_S(\text{Cl}^-) = n_{S_1}(\text{Cl}^-) + n_{S_2}(\text{Cl}^-) = 2,0 \times 10^{-3} + 30 \times 10^{-3} = 32 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

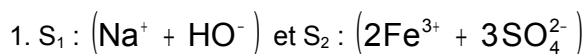
3.

$$[\text{Na}^+] = \frac{n_S(\text{Na}^+)}{V_1 + V_2} = \frac{2,0 \times 10^{-3}}{(10,0 + 40,0) \times 10^{-3}} = 0,050 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{n_S(\text{Ca}^{2+})}{V_1 + V_2} = \frac{15 \times 10^{-3}}{(10,0 + 40,0) \times 10^{-3}} = 0,38 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[Cl^-] = \frac{n_s(Cl^-)}{V_1 + V_2} = \frac{32 \times 10^{-3}}{(10,0 + 40,0) \times 10^{-3}} = 0,80 \text{ mol.L}^{-1}$$

### Exercice 7



2. A l'état initial (avant la réaction, les quantités de matières des différentes espèces chimiques sont :

$$n_0(Na^+) = [Na^+]_1 \times V_1 = C_1 \times V_1 = 2,5 \times 10^{-3} \times 15,0 \times 10^{-3} = 3,8 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

Car la concentration en ion sodium dans la solution  $S_1$  est égale à la concentration en soluté apporté :  $[Na^+]_1 = C_1$   
d'après  $NaOH \rightarrow Na^+ + HO^-$

$$n_0(HO^-) = [HO^-]_1 \times V_1 = C_1 \times V_1 = 2,5 \times 10^{-3} \times 15,0 \times 10^{-3} = 3,8 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

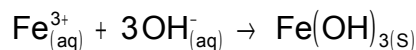
Car la concentration en ion hydroxyde dans la solution  $S_1$  est égale à la concentration en soluté apporté :  $[Na^+]_1 = C_1$   
d'après  $NaOH \rightarrow Na^+ + HO^-$

$$n_0(Fe^{3+}) = [Fe^{3+}]_2 \times V_2 = 2 \times C_2 \times V_2 = 2 \times 1,8 \times 10^{-3} \times 30,0 \times 10^{-3} = 1,1 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

Car la concentration en ion fer III dans la solution  $S_2$  est égale **au double** de la concentration en soluté apporté :  
 $[Fe^{3+}]_2 = 2 \times C_2$  d'après  $Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow 2Fe^{3+} + 3SO_4^{2-}$

$n_0(SO_4^{2-}) = [SO_4^{2-}]_2 \times V_2 = 3 \times C_2 \times V_2 = 3 \times 1,8 \times 10^{-3} \times 30,0 \times 10^{-3} = 1,6 \times 10^{-4} \text{ mol}$  Car la concentration en ion sulfate dans la solution  $S_2$  est égale **au triple** de la concentration en soluté apporté :  $[SO_4^{2-}]_2 = 3 \times C_2$  d'après  $Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow 2Fe^{3+} + 3SO_4^{2-}$

3.



4.

	Avancement (en mol)	$Fe^{3+}$	$+ 3HO^-$	$\rightarrow$	$Fe(OH)_3$
Etat initial	0	$1,1 \times 10^{-4}$	$3,8 \times 10^{-5}$		0
En cours de transformation	x	$1,1 \times 10^{-4} - x$	$3,8 \times 10^{-5} - 3 \cdot x$		x
Etat final	$x_f = 1,3 \times 10^{-5}$	$9,7 \times 10^{-5}$	0		$1,3 \times 10^{-5}$

Car

A l'état final

6) Soit les ions fer III est le réactif limitant, alors  $n_f(Fe^{3+}) = n_0(Fe^{3+}) - x_{\max} = 1,1 \times 10^{-4} - x_{\max} = 0$   
donc

$$x_{\max} = 1,1 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

7) Soit les ions hydroxyde est le réactif limitant, alors  
 $n_f(HO^-) = n_0(HO^-) - 3 \cdot x_{\max}' = 3,8 \times 10^{-5} - 3 \cdot x_{\max}' = 0$  donc

$$x_{\max}' = 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

$x_{\max}' < x_{\max}$  donc le réactif limitant est  $HO^-$  avec  $x_f = 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol}$ .

Par conséquent,

$$n_f(\text{Fe}^{3+}) = n_0(\text{Fe}^{3+}) - x_f = 1,1 \times 10^{-4} - 1,3 \times 10^{-5} = 9,7 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

$$n_f(\text{HO}^-) = 0 \text{ mol}$$

$$n_f(\text{Fe}(\text{OH})_3) = x_f = 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

5.

$$[\text{Fe}^{3+}]_f = \frac{n_f(\text{Fe}^{3+})}{V_1 + V_2} = \frac{9,7 \times 10^{-5}}{(15,0 + 30,0) \times 10^{-3}} = 2,2 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Na}^+]_f = \frac{n_f(\text{Na}^+)}{V_1 + V_2} = \frac{n_0(\text{Na}^+)}{V_1 + V_2} = \frac{3,8 \times 10^{-5}}{(15,0 + 30,0) \times 10^{-3}} = 8,4 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

Car les ions sodium n'ont pas réagi

$$[\text{SO}_4^{2-}]_f = \frac{n_f(\text{SO}_4^{2-})}{V_1 + V_2} = \frac{n_0(\text{SO}_4^{2-})}{V_1 + V_2} = \frac{1,6 \times 10^{-4}}{(15,0 + 30,0) \times 10^{-3}} = 3,6 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Car les ions sulfate n'ont pas réagi

$$m(\text{Fe}(\text{OH})_3) = n_f(\text{Fe}(\text{OH})_3) \times M(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 1,3 \times 10^{-5} \times 106,8 = 1,4 \times 10^{-3} \text{ g}$$