

Physique	SOUTIEN — SOLIDE IONIQUE ET QUANTITÉ DE MATIÈRE	AP
1 ^{re} 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 ⁻	
Aluminium Al ³⁺		Al ₂ (SO ₄) ₃
Sodium Na ⁺		
	CuCl ₂	

Exercice 2

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

- a. sulfate de potassium K₂SO_{4(s)} b. Chlorure de fer III : FeCl_{3(s)}

Données : ion potassium K⁺ ; ion sulfate SO₄²⁻ ; ion fer III Fe³⁺ ; ion chlorure Cl⁻.

Exercice 3

- Écrire l'équation traduisant la dissolution dans l'eau du sulfate de sodium Na₂SO_{4(s)}.
- 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⁻¹ ?
- Quelles sont dans la solution, les concentrations des ions Na⁺_(aq) et SO₄²⁻_(aq) ?

Données : masse molaire : M(Na)= 23 g.mol⁻¹ ; M(S)= 32,1 g.mol⁻¹ ; M(O)= 16 g.mol⁻¹.

Exercice 4

Comment doit-on procéder pour obtenir V₁=1,00 L de solution de permanganate de potassium de concentration c₁=0,0010 mol.L⁻¹ à partir d'une solution de permanganate de potassium de concentration c= 0,050 mol.L⁻¹. (précise le volume de solution mère utilisé, le matériel utilisé ainsi que le mode opératoire)

Données : masse molaire : M(K)= 39 g.mol⁻¹ ; M(Mn)= 55 g.mol⁻¹ ; M(O)= 16 g.mol⁻¹.

Exercice 5

- On dissout du chlorure de potassium KCl_(s), 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 V₁=10,0 mL d'une solution S₁ de chlorure de sodium de concentration en soluté apporté c₁= 0,20 mol.L⁻¹ et un volume V₂= 30,0 mL d'une solution S₂ de chlorure de calcium en concentration en soluté apporté c₂= 0,50 mol.L⁻¹. 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 V₁=15,0 mL d'une solution S₁ de d'hydroxyde de sodium de concentration en soluté apporté c₁= 2,5x10⁻³ mol.L⁻¹ et un volume V₂= 30,0 mL d'une solution S₂ de sulfate de fer III en concentration en soluté apporté c₂=1,8x10⁻³ mol.L⁻¹. Il se forme un précipité d'hydroxyde de fer III.

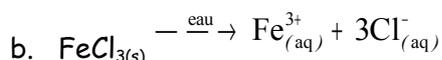
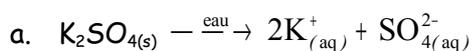
- Écrire les formules chimiques des deux solutions
- Calculer les quantités de matière des ions présents dans la solution finale AVANT la réaction
- Écrire l'équation de précipitation
- A l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer les quantités de matière des ions présents dans la solution finale APRES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

EXERCICES - CORRIGÉ

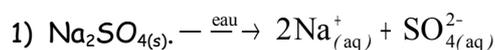
Exercice 1.

IONS	chlorure Cl ⁻	SO ₄ ²⁻
Aluminium Al ³⁺	AlCl _{3(s)}	Al ₂ (SO ₄) ₃
Sodium Na ⁺	NaCl _(s)	Na ₂ SO _{4(s)}
Cuivre II Cu ²⁺	CuCl ₂	CuSO ₄

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	c		0
Etat final	0		2c

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

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

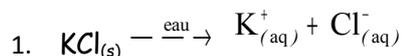
Exercice 4.

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

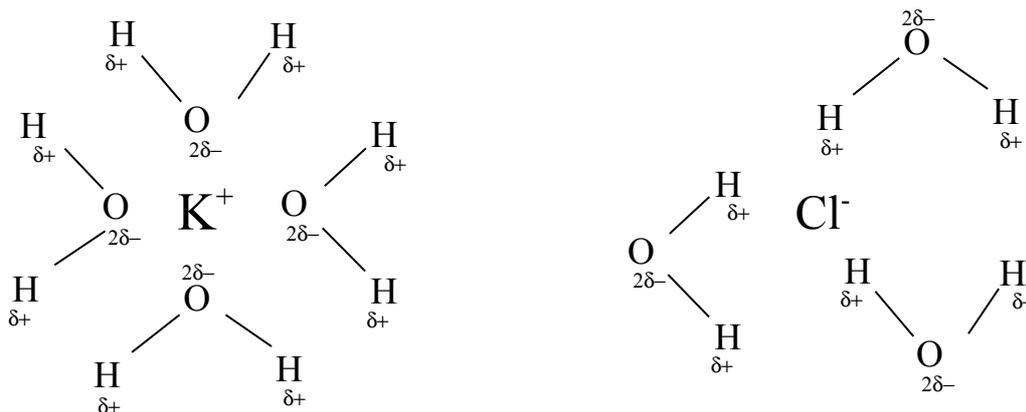
On veut préparer 1 L de solution donc on va prélever $\frac{1}{50} = 0,02 \text{ L}$ soit 20 mL de solution mère.

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.

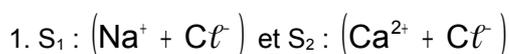
Exercice 5.



2. Schéma :



Exercice 6

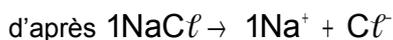


2.

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 $NaOH \rightarrow Na^+ + HO^-$

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

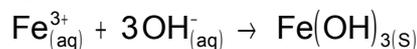
Car la concentration en ion hydroxyde dans la solution S_1 est égale à la concentration en soluté apporté : $[Na^+]_1 = C_1$
d'après $NaOH \rightarrow Na^+ + HO^-$

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

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

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