

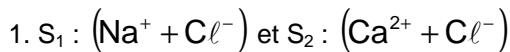
**Vendredi 14/11/2008**

**Mélange de solutions ioniques et concentrations**

Application 1 : Mélange de deux solutions SANS réaction chimique

On mélange  $V_1=10,0$  mL d'une solution  $S_1$  de chlorure de sodium de concentration en soluté apporté  $c_1 = 0,20$  mol.L<sup>-1</sup> et un volume  $V_2= 30,0$  mL d'une solution  $S_2$  de chlorure de calcium en concentration en soluté apporté  $c_2 = 0,50$  mol.L<sup>-1</sup>. Il ne se produit pas de réaction chimique.

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



2.

- Les ions sodium ne proviennent que de  $S_1$ . Donc

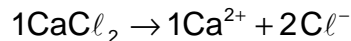
$$n_s(\text{Na}^+) = n_{s_1}(\text{Na}^+) = [\text{Na}^+]_1 \times V_1 = C_1 \times V_1 = 0,20 \times 10,0 \times 10^{-3} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Car la concentration en ion sodium dans la solution  $S_1$  est égale à la concentration en soluté apporté :  $[\text{Na}^+]_1 = C_1$  d'après  $1\text{NaCl} \rightarrow 1\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

- 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



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

$$n_s(\text{Cl}^-) = n_{s_1}(\text{Cl}^-) + n_{s_2}(\text{Cl}^-)$$

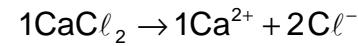
Avec

$$n_{s_1}(\text{Cl}^-) = [\text{Cl}^-]_1 \times V_1 = C_1 \times V_1 = 0,20 \times 10,0 \times 10^{-3} = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Car la concentration en ion chlorure dans la solution  $S_1$  est égale à la concentration en soluté apporté :  $[\text{Cl}^-]_1 = C_1$  d'après  $1\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + 1\text{Cl}^-$

$$n_{s_2}(\text{Cl}^-) = [\text{Cl}^-]_2 \times V_2 = 2 \times C_2 \times V_2 = 2 \times 0,50 \times 30,0 \times 10^{-3} = 30 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Car la concentration en ion chlorure dans la solution  $S_2$  est égale **au double** de la concentration en soluté apporté :  $[\text{Cl}^-]_2 = 2 \times C_2$  d'après



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.

$$[\text{Na}^+] = \frac{n_s(\text{Na}^+)}{V_1 + V_2} = \frac{2,0 \times 10^{-3}}{(10,0 + 30,0) \times 10^{-3}} = 0,050 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{n_s(\text{Ca}^{2+})}{V_1 + V_2} = \frac{15 \times 10^{-3}}{(10,0 + 30,0) \times 10^{-3}} = 0,38 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{n_s(\text{Cl}^-)}{V_1 + V_2} = \frac{32 \times 10^{-3}}{(10,0 + 30,0) \times 10^{-3}} = 0,80 \text{ mol.L}^{-1}$$

**Application 2 : Mélange de deux solutions AVEC réaction chimique**

On mélange  $V_1=15,0$  mL d'une solution  $S_1$  de d'hydroxyde de sodium de concentration en soluté apporté  $c_1 = 2,5 \times 10^{-3}$  mol.L<sup>-1</sup> et un volume  $V_2= 30,0$  mL d'une solution  $S_2$  de sulfate de fer III en concentration en soluté apporté  $c_2=1,8 \times 10^{-3}$  mol.L<sup>-1</sup>

Il se forme un précipité d'hydroxyde de fer III.

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



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

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

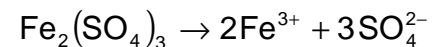
Car la concentration en ion sodium dans la solution  $S_1$  est égale à la concentration en soluté apporté :  $[Na^+]_1 = C_1$  d'après  $NaOH \rightarrow Na^+ + HO^-$

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

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

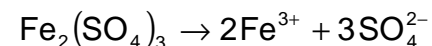
$$n_0(Fe^{3+}) = [Fe^{3+}]_2 \times V_2 = 2 \times C_2 \times V_2 = 2 \times 1,8 \times 10^{-3} \times 30,0 \times 10^{-3} = 1,1 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

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

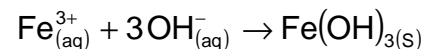


$$n_0(SO_4^{2-}) = [SO_4^{2-}]_2 \times V_2 = 3 \times C_2 \times V_2 = 3 \times 1,8 \times 10^{-3} \times 30,0 \times 10^{-3} = 1,6 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

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



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

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

- 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,

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

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

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

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

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

Application n°3 : Effectuer les conversions suivantes :

$$C = 1,20 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ mol.m}^{-3}$$

$$C = 2,45 \text{ mol.m}^{-3} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\sigma = 0,465 \text{ S.m}^{-1} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ mS.m}^{-1}$$

$$\sigma = 3,86 \text{ mS.cm}^{-1} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ S.m}^{-1}$$

$$\sigma = 75,9 \mu\text{S.cm}^{-1} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ S.m}^{-1}$$

$$1,20 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} = \frac{1,20 \times 10^{-3} \text{ mol}}{1 \text{ L}} = \frac{1,20 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0,001 \text{ m}^3} = 1,20 \text{ mol.m}^{-3}$$

$$2,45 \text{ mol.m}^{-3} = \frac{2,45 \text{ mol}}{1 \text{ m}^3} = \frac{2,45 \text{ mol}}{1000 \text{ L}} = 2,45 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

...

$$75,9 \mu\text{S.cm}^{-1} = \frac{75,9 \mu\text{S}}{1 \text{ cm}} = \frac{75,9 \times 10^{-6} \text{ S}}{10^{-2} \text{ m}} = 75,9 \times 10^{-4} \text{ S.m}^{-1}$$