

Pour ces exercices, on utilisera les masses molaires atomiques suivantes :

Atome	H	C	O	S	Fe
$M \text{ (g.mol}^{-1}\text{)}$	1	12	16	32	56

### Exercice 1

Le vinaigre à 8° est une solution aqueuse d'acide éthanóique  $C_2H_4O_2$  : il y a 8 mL de cet acide dans 100 mL de vinaigre.

1. Quelle est la masse d'acide éthanóique dans 1 L de vinaigre si  $\rho_{ac.éth} = 1,05 \text{ g.cm}^{-3}$  ?

Il y a 8 mL d'acide acétique dans 100 mL de vinaigre. Dans 1 L (1 000 mL), il y en a 80 mL.

$$\rho_{ac.éth} = \frac{m_{ac.éth}}{V_{ac.éth}} \text{ donc } m_{ac.éth} = \rho_{ac.éth} V_{ac.éth} = 1,05 \times 80 = 84 \text{ g}$$

2. Quelle est la concentration molaire de ce vinaigre ?

$$M_{ac.éth} = 2 M_C + 4 M_H + 2 M_O = 60 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$n_{ac.éth} = \frac{m_{ac.éth}}{M_{ac.éth}} = \frac{84}{60} = 1,4 \text{ mol}$$

$$c_{ac.éth} = \frac{n_{ac.éth}}{V} = \frac{1,4}{1} = 1,4 \text{ mol.L}^{-1}$$



### Exercice 2

La solubilité de l'aspirine  $C_9H_8O_4$  est :  $s_{asp} = 3,33 \text{ g.L}^{-1}$ .

1. Quelle est la concentration molaire maximale d'une solution d'aspirine ?

$$M_{aspirine} = 180 \text{ g.mol}^{-1}$$

On calcule la quantité de matière d'aspirine maximale que l'on peut dissoudre par litre de solution :

$$n_{aspirine \text{ MAX}} = \frac{s_{aspirine}}{M_{aspirine}} = \frac{3,33}{180} = 1,85 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$c_{aspirine \text{ MAX}} = \frac{n_{aspirine \text{ MAX}}}{V} = \frac{0,0185}{1} = 1,85 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

2. On prépare 400 mL de solution avec 1,20 g d'aspirine. Calculer la concentration molaire.

$$n_2 = \frac{m_2}{M_{aspirine}} = \frac{1,20}{180} = 6,67 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$



$$c_2 = \frac{n_2}{V_2} = \frac{6,67 \cdot 10^{-3}}{0,4} = 1,67 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

3. Même question avec 1 g d'aspirine pour 200 mL de solution.

$$n_3 = \frac{m_3}{M_{\text{aspirine}}} = \frac{1}{180} = 5,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$c_3 = \frac{n_3}{V_3} = \frac{5,5 \cdot 10^{-3}}{0,2} = 2,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

Ce résultat est supérieur à la concentration maximale calculée à la question 1. La solution sera donc saturée et la concentration :

$$c_3 = 1,85 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

### Exercice 3

Pour préparer 250 mL de solution aqueuse de sulfate de fer II, on dissout 50 g de  $\text{FeSO}_4$  (s) dans de l'eau distillée. On verse la solution préparée dans une fiole jaugée de 250 mL et on complète jusqu'au trait de jauge.

1. Calculer la concentration  $c$  de la solution.

$$M_{\text{FeSO}_4} = 152 \text{ g.mol}^{-1}.$$

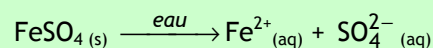
$$n_{\text{FeSO}_4} = \frac{m_{\text{FeSO}_4}}{M_{\text{FeSO}_4}} = \frac{50}{152} = 0,33 \text{ mol}$$

$$c = \frac{n_{\text{FeSO}_4}}{V} = \frac{0,33}{0,25} = 1,32 \text{ mol.L}^{-1}$$



2. Calculer les concentrations molaires ioniques.

Équation chimique de la dissolution :



Les coefficients stœchiométriques sont tous égaux à 1 : la quantité de  $\text{Fe}^{2+}$  (aq) en solution est égale à la quantité de  $\text{SO}_4^{2-}$  (aq). Elles sont égales à la quantité de sulfate de fer II  $\text{FeSO}_4$  (s) introduite :

$$[\text{Fe}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = c = 1,32 \text{ mol.L}^{-1}$$

Refaire l'exercice avec du sulfate de fer III.

Le sulfate de fer III est constitué d'ions fer III  $\text{Fe}^{3+}$  et d'ions sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$ . Le solide et la solution aqueuse sont électriquement neutre.

L'électroneutralité nous indique que dans le solide ou la solution aqueuse, on trouve deux ions fer III  $\text{Fe}^{3+}$  pour trois ions sulfate  $\text{SO}_4^{2-}$ .

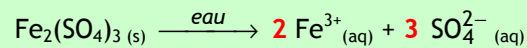
Il en résulte que la formule du solide est  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

$$M_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} = 2 \times 56 + (32 + 4 \times 16) \times 3 = 400 \text{ g.mol}^{-1}.$$

$$n_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{m_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}}{M_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}} = \frac{50}{400} = 0,125 \text{ mol}$$

$$c' = \frac{n_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}}{V} = \frac{0,125}{0,25} = 0,50 \text{ mol.L}^{-1}$$

Équation chimique de la dissolution :



Les coefficients stœchiométriques sont tels que la quantité de  $\text{Fe}^{3+}_{(aq)}$  en solution est le double de la quantité de sulfate de fer III  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 (s)$  introduite :

$$[\text{Fe}^{3+}] = 2 c' = 1,0 \text{ mol.L}^{-1}$$

De même, la quantité de  $\text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$  en solution est le triple de la quantité de sulfate de fer III  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 (s)$  introduite :

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 3 c' = 1,5 \text{ mol.L}^{-1}$$