

- Dans l'activité suivante, on désire montrer qu'une transformation chimique n'est pas toujours totale ; on aboutit souvent à **un équilibre chimique**

### A/ Réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau

- On désire étudier la réaction entre l'acide éthanoïque et l'eau :  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{CO}_2^- + \text{H}_3\text{O}^+$

#### **EXP1:**

- Remplir à moitié une fiole jaugée de **100 mL** avec de l'eau distillée et placer la fiole sur une balance.
- Tarer la balance
- Introduire dans la fiole **0,60 g** (précisément) d'acide éthanoïque pur, à la goutte près (utiliser une pipette ou un compte-gouttes).
- Homogénéiser et ajuster au trait de jauge avec de l'eau distillée.

- On estime que le volume de l'acide introduit est ultra négligeable (le volume d'eau dans la fiole sera donc estimé à 100 mL)

→ Calculer la quantité de matière d'acide éthanoïque introduite dans la fiole

$$M(\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}) = 60,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

→ Calculer la quantité de matière d'eau introduite dans la fiole

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} ; \rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$$

→ Que peut-on dire de la quantité de matière d'eau par rapport à la quantité de matière d'acide ?

→ A l'aide des coefficients de l'équation, déterminer la quantité d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  attendue en fin de réaction.

→ Déterminer la concentration  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  en fin de réaction.

→ En déduire la valeur attendue du pH en fin de réaction en utilisant la formule (voir cours sur les acides et les bases)  $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$

#### **EXP2:**

- Mesurer le pH de la solution contenue dans la fiole jaugée.

→ Quelle est la valeur du pH de la solution obtenue ? Comparer cette valeur à celle déterminée en théorie.

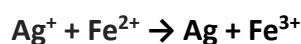
→ A l'aide de la valeur réellement obtenue du pH, déterminer la concentration des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  dans le mélange final en utilisant la formule (voir cours sur les acides et les bases)  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$

→ En déduire la quantité de matière réellement obtenue d'ions  $\text{H}_3\text{O}^+$

→ Montrer qu'en fin de réaction il reste encore des 2 réactifs. Que peut-on en conclure ?

## B/ Réaction entre les ions argent et les ions fer 2

On désire étudier la réaction entre les ions argent et les ions fer 2 selon la réaction



### ►► Tests préliminaires : mise en évidence des ions

Indiquer ce que l'on observe après avoir réalisé les 3 tests suivants qui permettent de caractériser la présence des ions  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Fe}^{2+}$  et  $\text{Fe}^{3+}$

#### EXP3:

- Verser dans un tube à essai une solution contenant des ions  $\text{Ag}^+$ .
- Rajouter dans le tube quelques gouttes d'une solution de chlorure de sodium

#### EXP4:

- Verser dans un tube à essai une solution contenant des ions  $\text{Fe}^{2+}$ .
- Rajouter dans le tube quelques gouttes d'une solution d'hexacyanoferrate de potassium

#### EXP5:

- Verser dans un tube à essai une solution contenant des ions  $\text{Fe}^{3+}$ .
- Rajouter dans le tube quelques gouttes d'une solution de thiocyanate de potassium

### ►► Réaction entre les ions $\text{Ag}^+$ et $\text{Fe}^{2+}$

#### EXP6:

- Verser dans un bécher **2,5 mL** d'une solution contenant des ions argent à la concentration  $[\text{Ag}^+] = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
- Rajouter dans le bécher, **5 mL** d'une solution contenant des ions fer II à la concentration  $[\text{Fe}^{2+}] = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
- Placer le bécher sur une plaque chauffante ; chauffer légèrement afin d'accélérer la réaction entre les ions argent et fer II.

→ Qu'observe-t-on ?

→ Calculer la quantité de matière d'ions argent introduite dans le bécher

→ Calculer la quantité de matière d'ions fer II introduite dans le bécher

→ Quel est le réactif en excès ? Que doit contenir le bécher en fin de réaction ?

#### EXP7:

- Filtrer la solution refroidie avec un papier filtre dans un entonnoir
- Mettre un peu de filtrat dans 3 tubes à essais
- Ajouter quelques gouttes de chlorure de sodium dans le 1<sup>er</sup> tube
- Ajouter quelques gouttes de thiocyanate de potassium dans le 2<sup>nd</sup> tube
- Ajouter quelques gouttes d'hexacyanoferrate de potassium dans le 3<sup>ème</sup> tube.

→ Qu'observe-t-on ? Que peut-on en conclure ?

→ Quels sont les ions présents dans le filtrat et qui ne devraient pas y être ? Que peut-on en conclure ?