

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

Réaction acido-basique

- Etalonner le pH-mètre
- Mettre de l'eau de Volvic® dans un bécher et mesurer son pH, noté pH1

→ Quelle est la valeur du pH de l'eau de Volvic® ?

- Remplir à moitié une fiole jaugée de 100 mL avec de l'eau de Volvic® et placer la fiole sur une balance.

- Tarer la balance

- Introduire dans la fiole 0,60 g (précisément) d'acide éthanóique pur, à la goutte près (utiliser une pipette ou un compte-gouttes).

- Homogénéiser et ajuster au trait de jauge avec l'eau de Volvic.

- Mesurer le pH de la solution ainsi obtenue, noté pH2.

→ Quelle est la valeur du pH de la solution obtenue ?

→ Ecrire la réaction acido-basique entre l'acide éthanóique $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ et l'eau H_2O

→ Calculer la quantité de matière d'acide éthanóique 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

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

Remarque : 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)

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

→ Donner le tableau descriptif de l'évolution du système ; quelle est la quantité d'ions H_3O^+ attendue dans l'état final ?

→ Quelle devrait être la valeur de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ dans l'état final ? Et celle du pH ?

Remarque : On rappelle que la valeur du pH d'une solution dépend de la concentration en ions H_3O^+ présents dans la solution. On a les relations :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ ou } \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

→ Comparer cette valeur de pH à celle mesurée.

→ A l'aide de la valeur réellement obtenue du pH, déterminer la concentration des ions H_3O^+ dans le mélange final ; puis en déduire la quantité de matière réellement obtenue d'ions H_3O^+ .

→ Que peut-on conclure ?

Réaction d'oxydo-réduction

►► Tests préliminaires

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

→ Qu'observe-t-on ?

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

→ Qu'observe-t-on ?

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

→ Qu'observe-t-on ?

►► Réaction entre les ions Ag^+ et Fe^{2+}

- Verser dans un bécher 2,5 mL d'une solution contenant des ions argent à la concentration $[Ag^+] = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
- Rajouter dans le bécher, 5 mL d'une solution contenant des ions fer II à la concentration $[Fe^{2+}] = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
- 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 ?

→ Quelle est l'équation de la réaction ?

→ Calculer la quantité de matière d'ions argent introduite dans le tube à essai

→ Calculer la quantité de matière d'ions fer II introduite dans le tube à essai

→ Quel est le réactif en excès ? Que doit contenir le tube à essai en fin de réaction ?

- 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^{er} tube
- Ajouter quelques gouttes de thiocyanate de potassium dans le 2nd tube
- Ajouter quelques gouttes d'hexacyanoferrate de potassium dans le 3^{ème} 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 ?