

## Principe d'un titrage colorimétrique

Un **titrage colorimétrique** est un titrage où l'on repère l'équivalence à l'œil, sans aucune sonde de mesure. Cela est possible dans certains cas seulement :

- lorsque le réactif titré est la seule espèce colorée, l'équivalence est repérée à la disparition de la teinte ;
- lorsque le réactif titrant est la seule espèce colorée, l'équivalence est repérée à l'apparition de la teinte.

Dans d'autres cas, il arrive qu'on puisse ajouter des indicateurs colorés pour repérer l'équivalence.

## Déroulement du titrage colorimétrique

- ① Rincer la burette à l'eau distillée, puis avec un peu de solution titrante (pas plus de 5 mL).
- ② Remplir la burette de solution titrante. Chasser les bulles d'air sous le robinet, puis ajuster le zéro.
- ③ À l'aide d'une pipette jaugée préalablement rincée à la solution titrée, introduire le volume demandé de solution à titrer dans un erlenmeyer contenant un barreau aimanté.
- ④ Placer le tout sur un agitateur magnétique (insérer une feuille de papier blanc si l'agitateur est noir, afin de mieux observer les couleurs) et mettre l'agitation en route.
- ⑤ Ajouter, goutte à goutte, la solution titrante, jusqu'au changement de teinte. Noter la valeur du volume équivalent.
- ⑥ Il arrive souvent qu'on fasse deux ou trois fois le titrage : une première fois rapide pour avoir une valeur grossière, puis une deuxième fois goutte à goutte (voire une troisième fois pour confirmer).

## Travail à faire

Pour chacun des deux titrages ci-après, répondre aux questions suivantes.

- a. Identifier le réactif titrant et le réactif titré et faire un schéma légendé du montage de titrage.
- b. Écrire l'équation de la réaction de titrage.
- c. Expliquer comment l'équivalence sera repérée.
- d. Faire le titrage demandé et, en rédigeant soigneusement, déterminer la concentration de la solution titrée.

### 1 Dosage des ions fer II en solution

On veut déterminer la concentration  $c_1$  d'une solution  $S_1$  de sulfate de fer II  $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$  acidifiée, quasi incolore. On dispose pour cela d'une solution  $S_2$  de permanganate de potassium  $\text{K}^{+}_{(\text{aq})} + \text{MnO}_4^{-}_{(\text{aq})}$ , violette, de concentration  $c_2 = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ . On titrera  $V_1 = 10,0 \text{ mL}$  de solution  $S_1$ .

Les couples d'oxydoréduction mis en jeu sont  $\text{MnO}_4^{-}/\text{Mn}^{2+}$  et  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ .

### 2 Dosage du diiode en solution

On veut déterminer la concentration  $c'_1$  d'une solution  $S'_1$  de diiode  $\text{I}_{2(\text{aq})}$ , marron-jaune. On dispose pour cela d'une solution aqueuse  $S'_2$  de thiosulfate de sodium  $2\text{Na}^{+}_{(\text{aq})} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$ , incolore, de concentration  $c'_2 = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ . On titrera  $V'_1 = 20,0 \text{ mL}$  de la solution  $S'_1$ .

Les couples d'oxydoréduction mis en jeu sont  $\text{I}_2/\text{I}^{-}$  et  $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ .