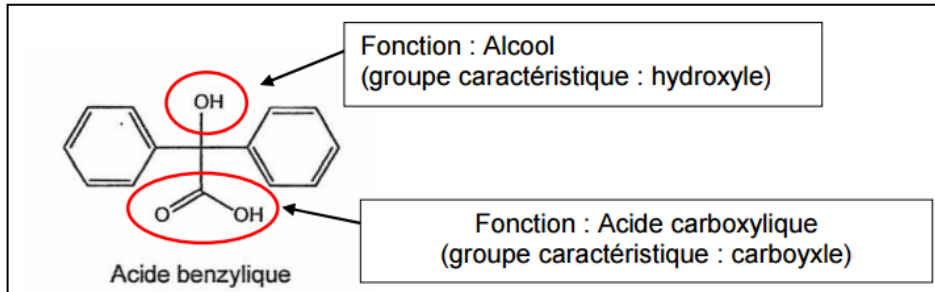


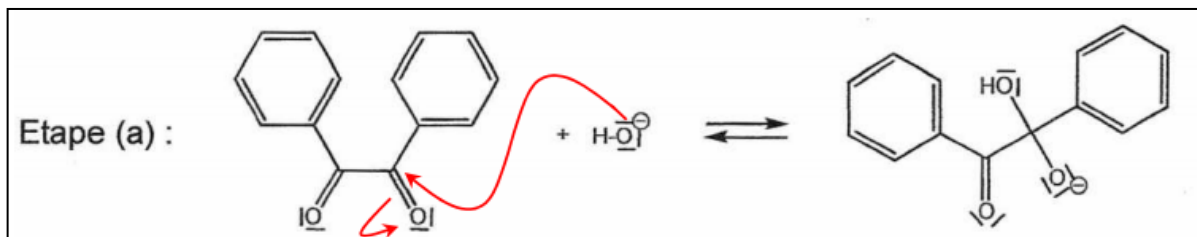
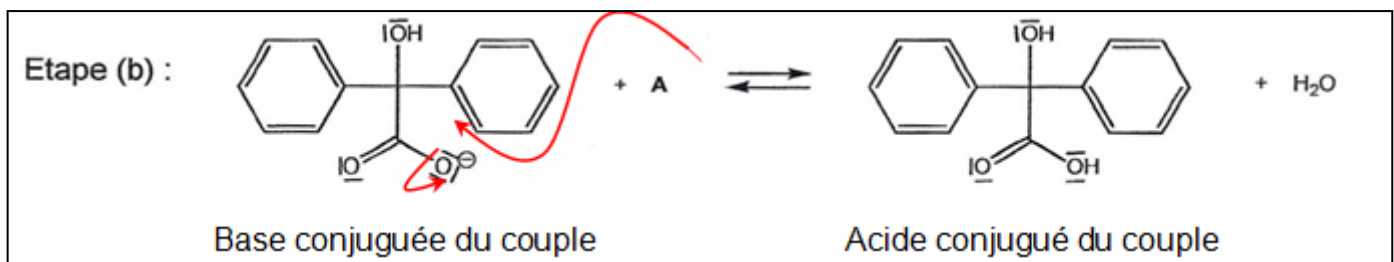
1^{ère} partie : Chimie et lutte contre les insectes nuisibles pour certaines plantes

1.



2. Les flèches sont orientées du site donneur vers le site accepteur.

- Liaison C=O : $\chi_{(C)} < \chi_{(O)} \Rightarrow$ une charge partielle $+\delta$ sur C et une charge $-\delta$ sur O, ainsi C est un site accepteur.
- Ion HO^- : O est porteur de 3 doublets non liants et d'une charge négative entière, O est un site donneur.

3. Il s'agit d'une réaction acide-base : le réactif A est un ion H_3O^+ 2^{nde} partie : Chimie et lutte contre les maladies de certaines plantations agricoles

1. L'usage d'une telle solution permet de combler la carence en fer à l'origine de la chlorose.

2. La solution titrante (contenue dans la burette) contient la seule espèce colorée (MnO_4^-). Avant l'équivalence, les ions MnO_4^- sont consommés par les ions Fe^{2+} de la solution titrée qui reste incolore. Lorsque l'équivalence est atteinte, les ions MnO_4^- ne sont plus transformés et colorent alors la solution contenue dans le bécher en violet : l'équivalence est donc repérée par la persistance de la coloration violette dans le bécher.

3. Afin de déterminer le nom du produit commercial, le jardinier doit déterminer sa concentration massique en fer.

L'équation de la réaction du titrage de S' (de concentration $c' = [\text{Fe}^{2+}]_{\text{S}'}$) est donnée dans le document 6 :

$$\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 8 \text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{liq})$$

À l'équivalence, les espèces réagissantes ont été introduites en quantités stœchiométriques :

$$\frac{n \text{MnO}_4^-}{1} = \frac{n \text{Fe}^{2+}}{5} \Rightarrow n \text{Fe}^{2+} = 5 \times n \text{MnO}_4^-$$

$$n \text{MnO}_4^- = [\text{MnO}_4^-] \times V_E = c_2 \times V_E$$

$$n \text{Fe}^{2+} = [\text{Fe}^{2+}]_{S'} \times V_1 = c' \times V_1 \quad \text{où } c' \text{ est la concentration de } S'$$

$$\text{Il vient : } c' \times V_1 = 5 \times c_2 \times V_E \Rightarrow c' = \frac{5 \times c_2 \times V_E}{V_1}$$

La solution S (de concentration c) est 30 fois plus concentrée que S'

$$c = 30 \times c' = 30 \times \frac{5 \times c_2 \times V_E}{V_1} = \frac{150 \times c_2 \times V_E}{V_1}$$

La concentration massique en fer de S est obtenue : $c_{\text{Fe}} = c \cdot M(\text{Fe})$

$$c_{\text{Fe}} = \frac{150 \times c_2 \times V_E}{V_1} \times M(\text{Fe})$$

$$c_{\text{Fe}} = \frac{150 \times 5,0 \cdot 10^{-2} \times 9,5}{20,0} \times 56 = 19,95 = \mathbf{20 \text{ g.L}^{-1}}$$

Par comparaison avec le tableau du document 5, on détermine la spécialité commerciale dosée : il s'agit du « **Fer Soni H39F** ».

$$\mathbf{4.1.} \quad c_{\text{Fe}} = \frac{150 \times c_2 \times V_E}{V_1} \times M(\text{Fe}) \Rightarrow V_E = \frac{c_{\text{Fe}} \times V_1}{150 \times c_2 \times M(\text{Fe})}$$

- si la solution titrante de permanganate de potassium a été diluée par mégarde, c_2 est trop faible

$$V_E = \frac{c_{\text{Fe}} \times V_1}{150 \times c_2 \times M(\text{Fe})} \Rightarrow V_E \text{ augmente}$$

OU : Il faut verser un plus grand volume de MnO_4^- pour obtenir la même quantité d'ions MnO_4^- nécessaire à la consommation de la quantité de Fe^{2+} inchangée $\Rightarrow V_E$ augmente

- si le volume de solution à doser V_1 a été prélevé en trop faible quantité :

$$V_E = \frac{c_{\text{Fe}} \times V_1}{150 \times c_2 \times M(\text{Fe})} \Rightarrow V_E \text{ diminue}$$

OU : La solution titrée contient une quantité plus faible d'ions Fe^{2+} , il faudra verser une plus petite quantité de MnO_4^- pour les consommer $\Rightarrow V_E$ diminue.

$\mathbf{4.2.} \quad c_{\text{Fe}} = \frac{150 \times c_2 \times V_E}{V_1} \times M(\text{Fe}) \Rightarrow$ si la concentration en Fe^{2+} trouvée est trop grande, c'est que le volume versé à l'équivalence est trop important et donc qu'on a utilisé une **solution trop diluée de permanganate de potassium**.