

En effet, cette réaction qui a lieu en milieu acide a causé de nombreux accidents domestiques. On peut attendre un peu pour ajouter l'acide chlorhydrique, on peut également le remplacer par de l'acide acétique de même concentration.

### RÉPONSES À QUELQUES QUESTIONS

2. L'eau de Javel est un antiseptique. Elle est utilisée en milieu hospitalier pour désinfecter le petit matériel et les locaux et se révèle efficace pour désinfecter les objets en cas de risques liés au virus du Sida.

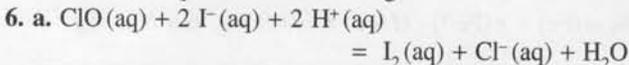
Autres antiseptiques : Amukine, Dakin Cooper stabilisé.

3. Pipeter 5,0 mL d'eau de Javel, les introduire dans une fiole jaugée de 50,0 mL, compléter jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée, boucher et homogénéiser.

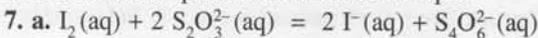
4. a. Pipette jaugée de 10,0 mL.

b. Éprouvette graduée.

5. Pour mieux repérer la fin du dosage.



b. La réaction consomme des protons hydratés. De plus, cela permet d'éviter la réaction de dismutation du diiode en ions iodure et iodate qui a lieu en milieu basique.



b.  $n_t(\text{I}_2) = \frac{n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})_E}{2} = \frac{C'' \cdot V''_E}{2}$

8. a.  $n(\text{ClO}^-) = n_0(\text{ClO}^-) - x$ ;  $n(\text{I}^-) = n_0(\text{I}^-) - 2x$ ;

$n(\text{H}^+) = n_0(\text{H}^+) - 2x$ ;  $n(\text{I}_2) = n_0(\text{I}_2) + x = x$ ;

$n(\text{Cl}^-) = n_0(\text{Cl}^-) + x$ .

b. Le réactif limitant est l'ion hypochlorite :

$x_{\text{max}} = n_0(\text{ClO}^-) = n_E(\text{I}_2) = \frac{C'' \cdot V''}{2}$

c. Il suffit que les ions iodure soient présents en excès, leur excès n'a pas besoin d'être connu ; d'où le choix de l'éprouvette graduée pour mesurer le volume de solution d'iode de potassium. En effet, ce n'est pas de la verrerie de précision.

9.  $[\text{ClO}^-] = \frac{n_0(\text{ClO}^-)}{V} = \frac{C'' \cdot V''}{2V}$

$C_{\text{com}} = 10[\text{ClO}^-]$ .

10.  $n(\text{Cl}_2) = C_{\text{com}} \cdot V_1$  avec  $V_1 = 1,00 \text{ L}$ , d'où :

$$V(\text{Cl}_2) = \frac{C_{\text{com}} \cdot V_1 \cdot R \cdot T}{P}$$

Avec  $T = 273 \text{ K}$  et  $P = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ , le volume est obtenu en  $\text{m}^3$  ; d'où le degré chlorométrique, qui correspond à la valeur de ce volume exprimé en L.

Le résultat obtenu est souvent inférieur à la valeur annoncée.

11. Le dosage est indirect.

## EXERCICE RÉSOLU

Si on veut réaliser le dosage correspondant, il faut ajouter au volume de 10,0 mL de la solution commerciale, diluée dix fois au préalable, 5 mL de solution d'acide sulfurique à  $2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

Pour un déroulement en T.P. :

### 1. Dilution de la solution commerciale

Faire diluer dix fois la solution commerciale par les élèves en leur faisant proposer le protocole à suivre à partir de la verrerie dont ils disposent : fiole jaugée de 50,0 mL, pipettes jaugées de 5,0, 10,0 et 20,0 mL, propipette ou pipeteur.

### 2. Dosage de la solution diluée

Prélever 10,0 mL de la solution diluée (choix de la verrerie : pipette jaugée de 10,0 mL), introduire 5 mL de solution d'acide sulfurique à  $2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  (choix de la verrerie : éprouvette graduée de 10 mL).

Doser par une solution de permanganate de potassium à  $0,020 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

### 3. Exploitation des résultats

Voir le texte de l'exercice.

## CORRIGÉS DES EXERCICES

1. a) Burette graduée ; b) barreau aimanté ; c) erlenmeyer ; d) agitateur magnétique ; e) pipette graduée ; f) pipette jaugée ; g) pipeteur.

2. 1. b. ; 2. b. ; 3. a. et b.

3. 1. Lors d'un dosage, la solution de l'espèce dosée peut être placée dans la burette.

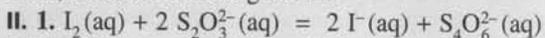
2. Lors d'un dosage indirect, la quantité du réactif titré n'est pas déterminée directement à partir de la quantité du réactif titrant et de l'équation de la réaction de dosage.

4. Lors d'un dosage indirect, la quantité du réactif utilisé en excès ne doit pas toujours être connue avec précision.

4. c.

5. I.  $m = n \cdot M = C_1 \cdot V \cdot M$   
 $= 5,00 \cdot 10^{-3} \times 0,500 \times 248,2 = 0,620 \text{ g}$ .

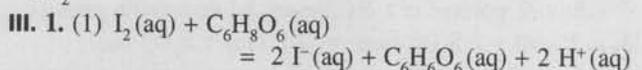
Peser 0,620 g de thiosulfate de sodium et l'introduire dans une fiole jaugée de 500 mL ; ajouter de l'eau distillée, dissoudre, compléter jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée, boucher et homogénéiser.



2. Thiodène ou empois d'amidon.

3.  $n_0(\text{I}_2) = \frac{n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})_E}{2}$ , soit  $C_2 \cdot V_2 = \frac{C_1 \cdot V_{1E}}{2}$ ,

d'où  $C_2 = \frac{C_1 \cdot V_{1E}}{2V_2} = 5,15 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .



2. a.  $n_1(\text{I}_2) = C_2 \cdot V'_2 = 1,03 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ .

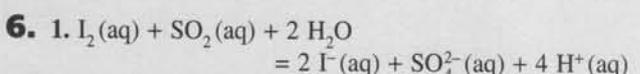
b.  $n_e(\text{I}_2) = \frac{C_1 \cdot V'_1}{2} = 4,45 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$ .

c.  $n_{(1)}(\text{I}_2) = n_1(\text{I}_2) - n_e(\text{I}_2) = 5,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$ .

3.  $[\text{C}] = \frac{n(\text{C})}{V_3} = 2,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

$m_{\text{tot}}(\text{C}) = n_{\text{tot}}(\text{C}) \cdot M(\text{C})$

$= [\text{C}] \cdot V_{\text{tot}} \cdot M(\text{C}) = 0,51 \text{ g} \approx 500 \text{ mg}$  qui est la masse de vitamine C contenue dans un comprimé de Laroscorbine 500®.



2. Pour améliorer le repérage de l'équivalence.

3. Direct.



Cette réaction met en jeu un transfert d'électrons.

b. Couples  $\text{I}_2/\text{I}^-$  et  $\text{IO}_3^-/\text{I}_2$ .

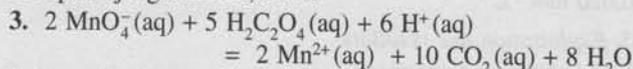
c. Oxydant et réducteur.

d. Pour être en milieu acide et éviter la réaction du 4.

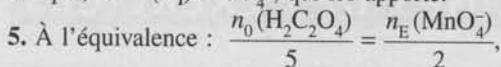
5.  $n_E(I_2) = n_{tot}(SO_2)$ , d'où  $C = \frac{C' \cdot V'_E}{V} = 1,23 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ .  
 $t = C \cdot M(SO_2) = 0,0791 \text{ g} \cdot L^{-1}$ , soit  $79,1 \text{ mg} \cdot L^{-1}$  : ce vin est en accord avec la loi.

**7. II. 1. Catalyseur.**

2. Pipette jaugée de 20,0 mL.

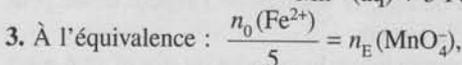
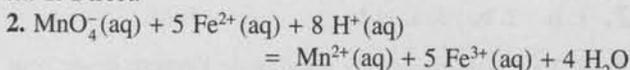


4. Le déroulement de la réaction nécessite une quantité importante de protons hydratés ; c'est la solution d'acide sulfurique,  $2 \text{ H}^+ (\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}$ , qui les apporte.



soit  $C_p = \frac{2C_0 \cdot V_0}{5V_E} = 0,020 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ .

**III. 1. Direct.**

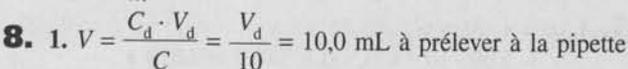


soit  $[\text{Fe}^{2+}] = \frac{5C_p \cdot V'_E}{V} = 0,14 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ .

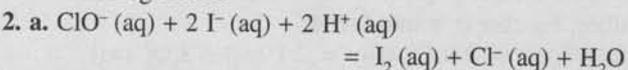
4.  $n(\text{Fe}^{2+}) = [\text{Fe}^{2+}] \cdot V_{tot} = 0,014 \text{ mol}$ .

5.  $m(\text{Fe}^{2+}) = n(\text{Fe}^{2+}) \cdot M(\text{Fe}) = 0,78 \text{ g}$ .

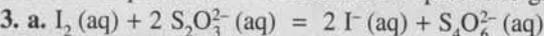
$P(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe}^{2+})}{m} = 0,078$ , soit 7,8 % de fer dans ce produit.



jaugée et à introduire dans une fiole jaugée de 100,0 mL, compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge, boucher et homogénéiser.



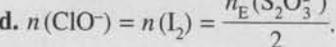
b. Le déroulement de la réaction nécessite des protons hydratés qui sont apportés par la solution d'acide acétique. Il est nécessaire d'avoir un excès d'ions iodure mais cet excès n'a pas besoin d'être connu avec précision puisque c'est le diiode formé qui est dosé. Le volume de solution d'iodure de potassium a été mesuré à l'éprouvette graduée.



b. Décoloration progressive.

L'équivalence est repérée par la décoloration totale du mélange réactionnel. La précision du repérage est améliorée en présence de thiodène ou d'empois d'amidon ; en effet, le mélange réactionnel passe alors brusquement du bleu-noir à l'incolore.

c. Indirect.



$[\text{ClO}^-]_d = \frac{C' \cdot V'_E}{2V_0} = 5,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ .

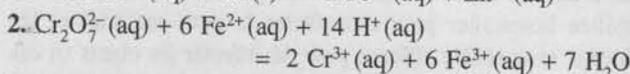
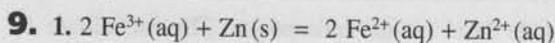
$[\text{ClO}^-]_{com} = 10 [\text{ClO}^-]_d = 0,53 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ .

e.  $n(\text{Cl}_2) = n(\text{ClO}^-) = [\text{ClO}^-]_{com} \cdot V_{tot}$  avec  $V_{tot} = 1,00 \text{ L}$ .

$V(\text{Cl}_2) = [\text{ClO}^-]_{com} \cdot V_{tot} \cdot R \cdot \frac{T}{P}$

$= 0,0116 \text{ m}^3 = 0,012 \text{ m}^3 = 12 \text{ L}$ ,

soit  $V(\text{Cl}_2) = 12 \text{ }^\circ\text{Chl}$  : indication correcte.



3. Avant l'équivalence : orange + vert pâle : orange ; après l'équivalence : orange + vert foncé : marron.

On utilise le diphénylaminosulfonate de baryum pour repérer l'équivalence.

4. Direct.

5. À l'équivalence :  $\frac{n(\text{Fe}^{2+})}{6} = n_E(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = C \cdot V_E$ ,

d'où  $n(\text{Fe}^{2+}) = 6C \cdot V_E = 1,15 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ .

6.  $m(\text{Fe}) = n(\text{Fe}^{2+}) \cdot M(\text{Fe}) = 0,0639 \text{ g}$ , soit 63,9 mg.

$P(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe}^{2+})}{m} = 0,639$ , soit 63,9 %.

**10. I. 1.** a) chauffe-ballon ; b) ballon ; c) colonne à distiller ; d) thermomètre ; e) réfrigérant à eau ; f) fiole jaugée ; g) distillat.

2. a. Pipette jaugée de 10,0 mL.

b. Éprouvette graduée.

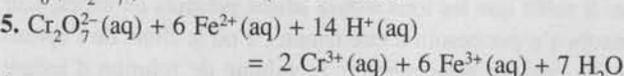
3. Régulariser l'ébullition.

**II. 1. Repérage de l'équivalence.**

2. Indirect.

3. La réaction d'oxydation de l'éthanol par les ions dichromate est lente.

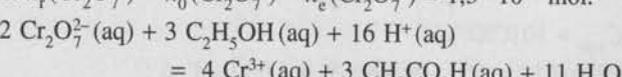
4.  $n_0(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = C \cdot V = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ .



À l'équivalence :

$n_e(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = \frac{n_E(\text{Fe}^{2+})}{6} = \frac{C' \cdot V'_E}{6} = 7,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ .

6.  $n_r(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = n_0(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) - n_e(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}) = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ .



$\frac{n_r(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})}{2} = \frac{n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})}{3}$ ,

d'où  $n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \frac{3 n_r(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})}{2} = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ .

7.  $n_{tot}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 10 n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 1,9 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ .

$V(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \frac{n_{tot}(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) \cdot M_1(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})}{\rho} = 1,1 \text{ mL}$

pour 10,0 mL de vin.

8. 100 L de ce vin contiennent donc 11 L d'éthanol : le degré alcoolique de ce vin est égal à 11°.