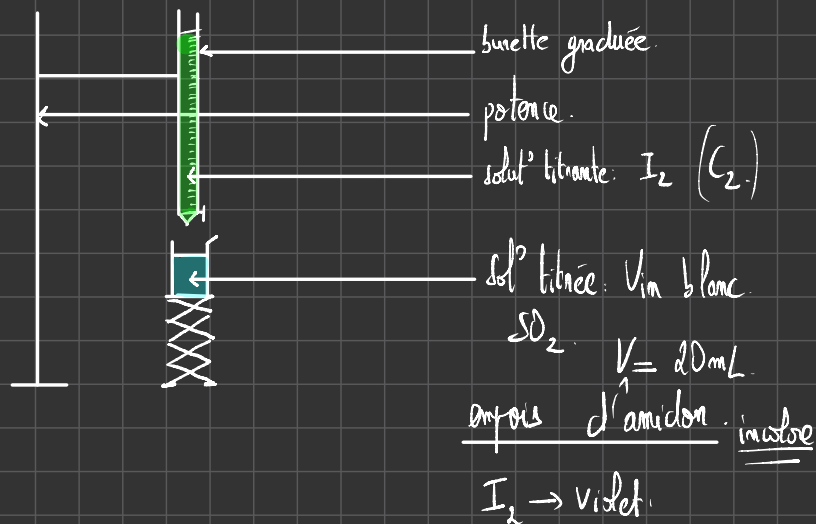


exercice n°1. schéma légendé du titrage.



1.1 Avant l'équivalence, la solution reste incolore car toutes les espèces en présence sont incolores. En revanche, après l'équivalence, le I<sub>2</sub> est en excès dans le milieu réactionnel, ainsi la solut<sup>o</sup> devient violette en raison de la présence d'empais d'amidon.

1.2 A l'équivalence, les réactifs sont introduits dans

les proportions stoechiométriques, d'où:

$$\frac{n_i(\text{SO}_2)}{1} = \frac{n_v(\text{I}_2)}{1}$$

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_e$$

$$C_1 = \frac{C_2 \times V_e}{V_1}$$

$$C_1 = \frac{1,00 \times 10^{-2} \times 6,28}{20,0}$$

$$C_1 = 3,14 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$C_{\text{mexp}} = C_1 \times M$$

$$C_{\text{mexp}} = 3,14 \times 10^{-3} \times (32,1 + 2 \times 16,0)$$

$$C_{\text{mexp}} = 2,01 \times 10^{-1} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

1.4. = 201 mg · L<sup>-1</sup> < 210 mg · L<sup>-1</sup>. V<sub>im</sub> conforme à la réglementation européenne.

tubercules.

### 2.1. Étude de l'étape 1

On s'intéresse ici à la réaction entre les ions permanganate et l'éthanol.

Dans un erlenmeyer, on mélange  $V_0 = 2,0$  mL de solution S et  $V_1 = 25,0$  mL d'une solution acidifiée de permanganate de potassium ( $K^+_{(aq)} + MnO_4^-_{(aq)}$ ) de concentration en quantité de matière  $C_1 = 5,00 \cdot 10^{-2}$  mol.L $^{-1}$ .

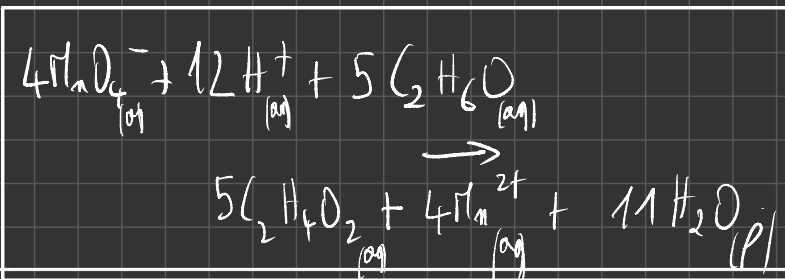
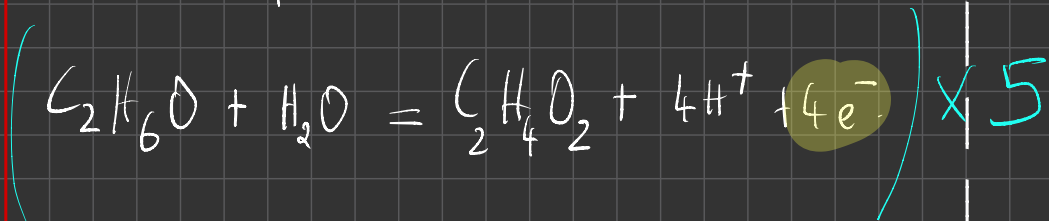
On bouche l'erlenmeyer et on laisse réagir pendant environ 30 minutes, à 60°C.

2.1.1. Établir que l'équation de réaction entre l'éthanol et les ions permanganate en milieu acide s'écrit :  $5 C_2H_6O_{(aq)} + 4 MnO_4^-_{(aq)} + 12 H^+_{(aq)} \rightarrow 5 C_2H_4O_2_{(aq)} + 4 Mn^{2+}_{(aq)} + 11 H_2O_{(l)}$

$(MnO_4^- / Mn^{2+})$  et  $(C_2H_4O_2 / C_2H_6O)$   
Demi-éq° du couple  $(MnO_4^- / Mn^{2+})$ .



Demi-éq° du couple  $(C_2H_4O_2 / C_2H_6O)$ .



# Titrage chimique – Fiche de cours

↳ déterminer la concentration d'un soluté en solution.  
 ↳ technique précise.

## 1. Le titrage

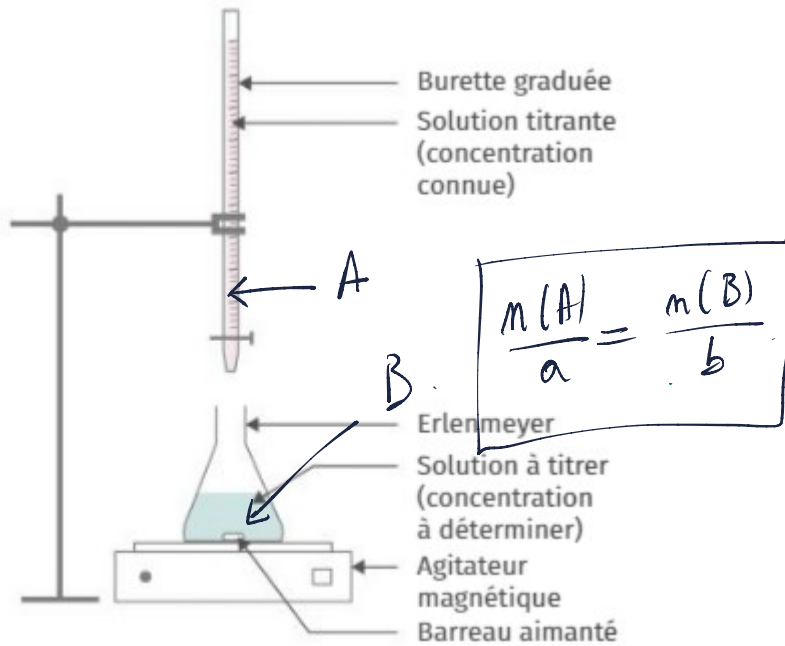
### a. Définition

Un dosage a pour but de déterminer une concentration molaire ou une masse

Le titrage chimique est une méthode de dosage :

- rapide et totale
- destructive

### b. Schéma du titrage



### c. L'équivalence d'un titrage

A l'équivalence, il y a changement de réactif limitant ; l'espèce à titrer et l'espèce titrante sont en proportions stochiométriques

Pour l'équation :  $aA + bB \rightarrow cC + dD$  on a :  $\frac{n_{0A}}{a} = \frac{n_{0B}}{b}$

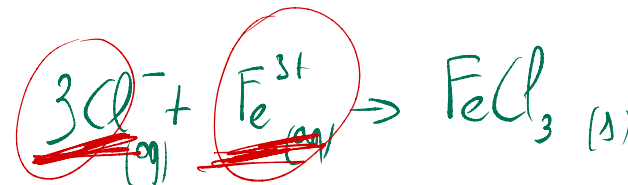
Handwritten notes for equivalence:

- $n_i(A) - a \cdot x_{max} = 0$
- $n_i(B) - b \cdot x_{max} = 0$
- $x_{max} = \frac{n_i(A)}{a}$
- $x_{max} = \frac{n_i(B)}{b}$

### d. Repérage de l'équivalence

L'équivalence peut être repérée par :

- titrage colorimétrique



$$Q_r = \frac{[C]^c \times [D]^d}{[A]^a \times [B]^b}$$

# Titrage chimique – Exercices - Devoirs

## Exercice 1 corrigé disponible

La teneur maximale en dioxyde de soufre d'un vin est imposée par une réglementation européenne.

### Données :

- Masses molaires atomiques :

Élément	H	C	O	N	S
M (g/mol)	1,00	12,0	16,0	14,0	32,1

- En présence d'empois d'amidon, le diiode donne à une solution aqueuse une teinte violet foncé.  
Les ions iodure  $I^-$ , les ions sulfate  $SO_4^{2-}$  et le dioxyde de soufre en solution sont incolores.

### 1. Dosage du dioxyde de soufre dans le vin.

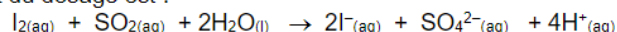
Un laboratoire départemental d'analyse doit déterminer la concentration de dioxyde de soufre  $SO_{2(aq)}$  dans un vin blanc. Un technicien dose ce dernier à l'aide d'une solution aqueuse de diiode aqueux  $I_{2(aq)}$ .

Pour cela, il introduit dans un erlenmeyer, un volume  $V_1 = 20,0$  mL de vin blanc limpide très peu coloré en vert pâle, 4 mL d'acide sulfurique incolore et 1 mL d'empois d'amidon également incolore.

La solution titrante, de concentration en diiode  $C_2 = 1,00 \times 10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup> est ensuite ajoutée jusqu'à l'équivalence repérée par le changement de couleur du milieu réactionnel.

L'équivalence est obtenue après avoir versé un volume  $V_E = 6,28$  mL de solution de diiode.

L'équation support du dosage est :



1.1. Préciser, en justifiant, le changement de couleur qui permet de repérer l'équivalence.

1.2. Déterminer la concentration molaire  $C_1$  en dioxyde de soufre de ce vin et en déduire que sa concentration massique  $C_{mexp}$  en dioxyde de soufre est égale à 0,201 g.L<sup>-1</sup>.

1.4. Cette concentration est-elle conforme à la réglementation européenne ? Justifier.

**Document 1 :** Extrait de la réglementation sur le vin.

#### Réglementation européenne :

... « La concentration massique en dioxyde de soufre ne doit pas dépasser 210 mg.L<sup>-1</sup> dans un vin blanc » ...

## Exercice 2 corrigé disponible

Les feuilles de certaines plantes comme celles des vignes, des rosiers, des pêchers peuvent parfois jaunir tout en gardant des nervures bien vertes. C'est le signe que ces plantes souffrent de chlorose ferrique. Le fer, comme le magnésium, le manganèse ou le zinc sont essentiels à la synthèse de la chlorophylle, et les plantes les puisent dans le sol. Lorsque ces éléments manquent, la chlorophylle n'est plus synthétisée et les feuilles perdent leur couleur verte.

Il est possible de lutter contre la chlorose ferrique grâce à des moyens biologiques ; l'utilisation d'un purin d'ortie peut y contribuer par exemple.

Il est aussi possible d'utiliser des produits phytosanitaires commerciaux. La teneur en fer d'un produit phytosanitaire anti-chlorose est indiquée sur son emballage : 6,0 % en masse.

### Données :

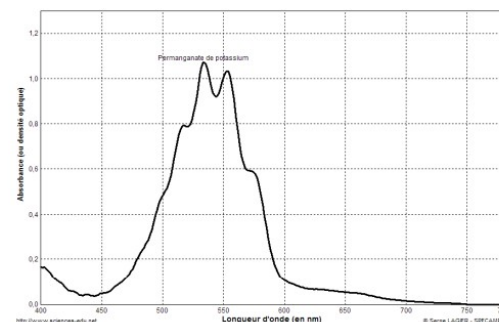
Masse molaire atomique du fer :  $M_{Fe} = 56,0$  g.mol<sup>-1</sup>

Couples oxydant/réducteur :  $MnO_4^-/Mn^{2+}$  (incolore) ;  $S_2O_8^{2-}/SO_4^{2-}$  (incolore) ;

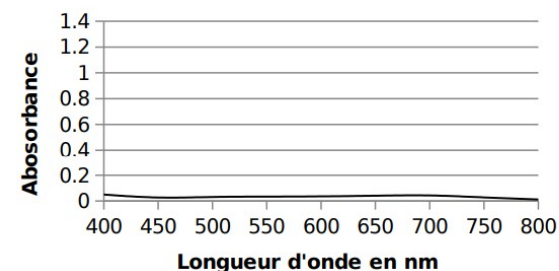
$Fe^{3+}$  (orange pâle)/ $Fe^{2+}$  (vert pâle)

Spectre d'absorption d'une solution de permanganate de potassium de concentration  $2,5 \times 10^{-4}$  mol.L<sup>-1</sup>.

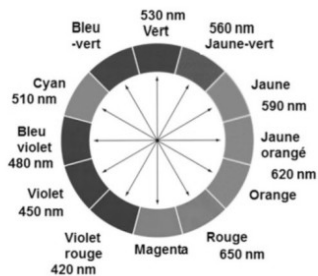
Absorbance =  
 $f(\lambda)$



Spectre d'absorption d'une solution de peroxydisulfate de potassium de concentration  $2,5 \times 10^{-4}$  mol.L<sup>-1</sup>



• Cercle chromatique



- Tests caractéristiques des ions  $\text{Fe}^{2+}$  et  $\text{Fe}^{3+}$  avec une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium

ions	couleur	Ajout de quelques gouttes de solution d'hydroxyde de sodium
$\text{Fe}^{2+}$	Vert à peine perceptible	Précipité vert d'hydroxyde de fer II
$\text{Fe}^{3+}$	Rouille à peine perceptible	Précipité rouille d'hydroxyde de fer III

1. Choix du réactif titrant.

Pour réaliser le titrage des ions ferreux,  $\text{Fe}^{2+}$ , contenus dans un produit phytosanitaire destiné à lutter contre la chlorose ferrique, on dispose de deux solutions titrantes possibles :

- Une solution de peroxodisulfate de potassium acidifiée ( $\text{K}^+_{(\text{aq})} + \text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(\text{aq})}$ ) de concentration  $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$
- Une solution de permanganate de potassium acidifiée ( $\text{K}^+_{(\text{aq})} + \text{MnO}_4^-_{(\text{aq})}$ ) de concentration molaire  $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$ .

Les ions peroxodisulfate comme les ions permanganate réagissent en solution aqueuse avec les ions  $\text{Fe}^{2+}$ . Un test avec une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium, après réaction entre les ions  $\text{Fe}^{2+}$  et les ions  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$  ou  $\text{MnO}_4^-$ , conduit au même précipité rouille d'hydroxyde de fer III.

1.1. Préciser la nature de la transformation chimique qui se produit quand on mélange des ions  $\text{Fe}^{2+}$  et des ions peroxodisulfate  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$  d'une part ou permanganate  $\text{MnO}_4^-$

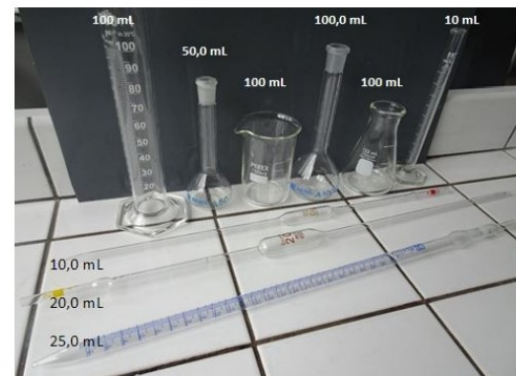
1.2. Écrire les équations des réactions modélisant les transformations chimiques mettant en jeu :

- les ions  $\text{Fe}^{2+}$  et les ions  $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$  d'une part,
- les ions  $\text{Fe}^{2+}$  et les ions  $\text{MnO}_4^-$  d'autre part.

1.3. Montrer, en vous référant à la couleur de chaque solution titrante, qu'il est plus judicieux de choisir la solution de permanganate de potassium pour réaliser le titrage des ions ferreux contenus dans le produit phytosanitaire, la coloration due aux ions ferreux ( $\text{Fe}^{2+}$ ) ou ferrique ( $\text{Fe}^{3+}$ ) en solution aqueuse étant très peu perceptible.

1.4. Définir l'équivalence d'un titrage.

2. Mise en œuvre du titrage



2.1. La solution de permanganate de potassium étant trop concentrée, il est nécessaire de la diluer 5 fois avant de l'utiliser pour le titrage. Choisir, dans la liste de matériel proposé (photographie ci-dessus), la verrerie adaptée à cette dilution. Justifier.

2.2. Expliquer pourquoi certaines verreries sont associées à des capacités notées 100 mL, 50 mL, 10 mL, et d'autres à des capacités de 100,0 mL, 50,0 mL, 10,0 mL.

2.3. Le produit phytosanitaire se présente sous la forme d'une poudre. Afin de réaliser le titrage, on dissout 100,0 g de produit dans de l'eau et on complète avec de l'eau de façon à obtenir 1,0 L de solution.

2.3.1. On prélève 10,0 mL de cette solution qu'on introduit dans un erlenmeyer. Dans la liste de matériel proposée ci-dessus, choisir la verrerie utilisée pour prélever ces 10,0 mL.

2.3.2. Schématiser et légénder le montage utilisé afin de réaliser le titrage.

3. Exploitation du résultat du titrage

3.1. Le titrage est réalisé plusieurs fois. On note  $V_E$ , le volume de solution de permanganate de potassium versé pour atteindre l'équivalence pour chaque titrage réalisé. Les résultats sont rassemblés dans le tableau suivant :

Mesure	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
$V_E$ en mL	11,0	10,6	10,4	10,6	10,8	10,5	10,7	10,9	11,2	11,0

3.1.1. L'incertitude-type  $u(V_E)$ , de type A, sur cette série de mesures est égale à 0,2 mL. Écrire le résultat de la mesure pour  $V_E$ .

3.1.2. Déterminer la teneur en masse d'ions ferreux présente dans l'échantillon de 10,0 mL de solution titrée prélevé.

## Exercice 3

Dans plusieurs régions de France, on fabrique du vin d'épines, un apéritif alcoolisé qui titre environ à environ 15 % en degré d'alcool. Cette boisson est préparée en faisant macérer de jeunes pousses de prunellier, un petit arbre rustique, dans un mélange de sucre, de vin et d'eau de vie\* pendant un mois. Après filtration, ce mélange est mis en bouteille pour vieillir pendant au moins trois mois, avant de pouvoir être dégusté. En fin de période de vieillissement, il est possible de vérifier le degré d'alcool du vin d'épines fabriqué en réalisant un titrage suivi par colorimétrie.



On considère que l'alcool présent dans les boissons alcoolisées est une seule et même espèce chimique : l'éthanol.

Le degré d'alcool d'une boisson alcoolisée, noté (°), correspond au volume d'éthanol pur contenu dans 100 mL de boisson. Par exemple, 100 mL d'une boisson à 35° contient 35 mL d'éthanol pur.

\*boisson alcoolisée obtenue par distillation de jus fermentés de fruits, de céréales ou de tubercules.

### 2.1. Étude de l'étape 1

On s'intéresse ici à la réaction entre les ions permanganate et l'éthanol.

Dans un erlenmeyer, on mélange  $V_0 = 2,0$  mL de solution S et  $V_1 = 25,0$  mL d'une solution acidifiée de permanganate de potassium ( $K^+_{(aq)} + MnO_4^-_{(aq)}$ ) de concentration en quantité de matière  $C_1 = 5,00 \cdot 10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup>.

On bouche l'erlenmeyer et on laisse réagir pendant environ 30 minutes, à 60°C.

2.1.1. Établir que l'équation de réaction entre l'éthanol et les ions permanganate en milieu acide s'écrit :  $5 C_2H_6O_{(aq)} + 4 MnO_4^-_{(aq)} + 12 H^+_{(aq)} \rightarrow 5 C_2H_4O_2_{(aq)} + 4 Mn^{2+}_{(aq)} + 11 H_2O_{(l)}$

2.1.2. Compléter le tableau d'avancement en **ANNEXE A RENDRE AVEC LA COPIE**, en utilisant comme notation :

-  $n_0$ , quantité de matière initiale d'éthanol présente dans le volume  $V_0$

-  $n_1$ , quantité de matière initiale d'ions permanganate présente dans le volume  $V_1$ .

2.1.3. En s'appuyant sur le tableau d'avancement de l'**ANNEXE A RENDRE AVEC LA COPIE**, montrer que dans l'état final, la quantité d'ions permanganate restant dans l'erlenmeyer peut s'écrire :

$$\begin{aligned} n(MnO_4^-)_{restant} &= C_1 \times V_1 - \frac{4}{5} \times n_0 \\ &= n_1 - 4x_f \\ &= C_1 V_1 - \frac{4}{5} \times n_0 \end{aligned}$$

### 2.2. Étude de l'étape 2

On titre les ions permanganate restants à la fin de l'étape 1, directement dans l'erlenmeyer, par une solution aqueuse contenant des ions  $Fe^{2+}$  à la concentration en quantité de matière  $C_2 = 3,00 \cdot 10^{-1}$  mol.L<sup>-1</sup>.

L'équation de la réaction de support du titrage entre les ions permanganate  $MnO_4^-$  et les ions  $Fe^{2+}$  est :  $MnO_4^-_{(aq)} + 5 Fe^{2+}_{(aq)} + 8 H^+_{(aq)} \rightarrow Mn^{2+}_{(aq)} + 5 Fe^{3+}_{(aq)} + 4 H_2O_{(l)}$

Le volume de solution titrante versé pour atteindre l'équivalence est  $V_{2eq} = 14,1$  mL.

2.2.1. Définir le terme « équivalence » utilisé lors d'un titrage.

2.2.2. Préciser, en justifiant, le changement de couleur qui permet de repérer l'équivalence.

2.2.3. Indiquer la relation qui existe, à l'équivalence, entre les quantités de matière d'ions permanganate présents initialement et les ions  $Fe^{2+}$  versés à l'équivalence.

2.2.4. La quantité d'éthanol initialement présente dans le volume 50 mL de vin d'épines est alors donnée par la relation :  $n_{éthanol} = 250 \times (\frac{5}{4} \times c_1 \times V_1 - \frac{1}{4} \times c_2 \times V_{2eq})$ .

Déterminer si le degré d'alcool annoncé de ce vin d'épines est conforme à celui annoncé pour ces apéritifs.

Équation de la réaction		$5 C_2H_6O_{(aq)} + 4 MnO_4^-_{(aq)} + 12 H^+ \rightarrow 5 C_2H_4O_2_{(aq)} + 4 Mn^{2+}_{(aq)} + 11 H_2O_{(l)}$					
État	Avancement (mol)	$n(C_2H_6O)$	$n(MnO_4^-)$	$n(H^+)$	$n(C_2H_4O_2)$	$n(Mn^{2+})$	$n(H_2O)$
Initial	0	$n_0$	$n_1$	/	0	0	/
En cours	x	$n_0 - 5x$	$n_1 - 4x$	/	5x	4x	/
Final	$x_f$	$n_0 - 5x_f$	$n_1 - 4x_f$	/	5x_f	4x_f	/

Remarques :

$$n_0 - 5x_f = 0$$

- On rappelle que l'ion permanganate est introduit en excès.
- L'eau étant le solvant et l'ion hydrogène n'étant pas limitant, leurs quantités ne seront pas précisées.

## Exercice 4

La vitamine C de formule  $C_6H_8O_6$  est le nom donné à l'acide ascorbique. La vitamine C est synthétisée par de nombreux êtres vivants, mais pas par l'être humain qui doit donc la trouver dans son alimentation, notamment dans les fruits.



On se propose de réaliser le titrage indirect en acide ascorbique par du diiode dans un jus de fruit obtenu après avoir pressé 2 oranges

Protocole : Le volume de jus de fruit est  $V_0 = 75,0 \text{ mL}$  .

Dans un erlenmeyer, on verse un volume  $V_1 = 10,0 \text{ mL}$  de jus de fruit.

On ajoute dans l'erlenmeyer un volume  $V_2 = 10,0 \text{ mL}$  de concentration

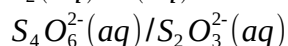
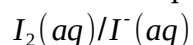
$$C_2 = 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ en diiode.}$$

Le diiode restant est dosé par une solution en thiosulfate de concentration

$$C_3 = 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} . \text{ Le volume versé à l'équivalence du titrage est}$$

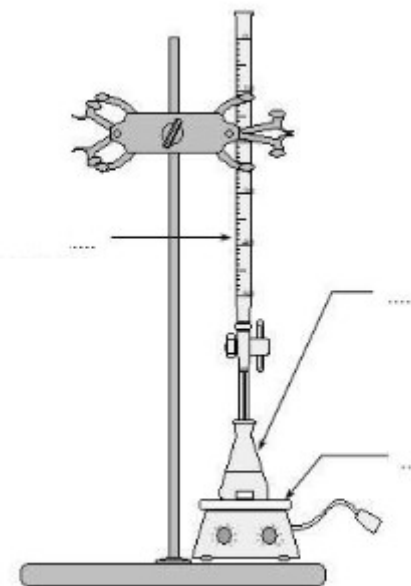
$$V_E = 15,0 \text{ mL}$$

Données : couples rédox  $C_6H_6O_6(aq)/C_6H_8O_6(aq)$  ;



Masse molaire de la vitamine C :  $M = 176 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

1. On réalise le titrage du diiode par une solution de thiosulfate de sodium ; compléter le schéma suivant :



2. Indiquer comment est repérée l'équivalence lors de ce titrage
3. Quelle quantité de matière  $n_f(I_2)$  a été dosée ?
4. En déduire la concentration massique en vitamine C dans le jus de fruit