



EXERCICES D'AUTOMATISATION EN AUTONOMIE

Ex 1 – Cinq minutes chrono !!

Un **titrage** avec suivi colorimétrique implique un changement de **couleur** facilement **repérable**.

L'**équivalence** d'un titrage correspond à l'état du système chimique pour lequel il y a changement de réactif **limitant**.

A l'**équivalence** d'un titrage, le réactif titré et le réactif titrant ont été introduits dans les proportions **stœchiométriques** de la réaction support de titrage.

Indiquer la réponse exacte.

Lors d'un titrage, le plus souvent, le réactif titrant est ajouté à l'aide d'une :

- a. éprouvette graduée.
- b. burette graduée.
- c. pipette jaugée.

Avant le changement de couleur d'un titrage avec suivi colorimétrique, la quantité de réactif titré :

- a. augmente.
- b. diminue.
- c. reste nulle.

Lors d'un titrage, après l'équivalence :

- a. le réactif titré est limitant.
- b. le réactif titrant est limitant.
- c. le réactif titré et le réactif titrant sont limitants.

Une solution d'iodure de sodium ($\text{Na}^+(\text{aq})$, $\text{I}^-(\text{aq})$) est titrée par une solution de permanganate de potassium ($\text{K}^+(\text{aq})$, $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$). Lors de ce titrage :

- a. le réactif titré est $\text{K}^+(\text{aq})$ et le réactif titrant $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$.
- b. le réactif titré est $\text{I}^-(\text{aq})$ et le réactif titrant $\text{Na}^+(\text{aq})$.
- c. le réactif titré est $\text{I}^-(\text{aq})$ et le réactif titrant $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$.

L'équation d'une réaction support de titrage s'écrit :
 $a A + b B \rightarrow \text{produits}$.

$n_{A,\text{début}}$ et $n_{B,\text{é}}$ désignent les quantités respectives du réactif titré A au début du titrage et du réactif titrant B versé à l'équivalence. Alors :

- a. $\frac{n_{A,\text{début}}}{a} = \frac{n_{B,\text{é}}}{b}$.
- b. $\frac{n_{A,\text{début}}}{b} = \frac{n_{B,\text{é}}}{a}$.
- c. $n_{A,\text{début}} = n_{B,\text{é}}$.



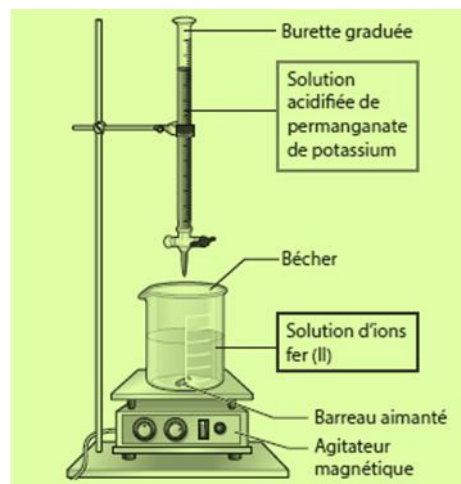
Ex 2 – Faire un schéma

Les oligoéléments, comme l'ions fer (II) Fe^{2+} , sont des ions nécessaires à la vie d'un organisme mais en quantité très faible.



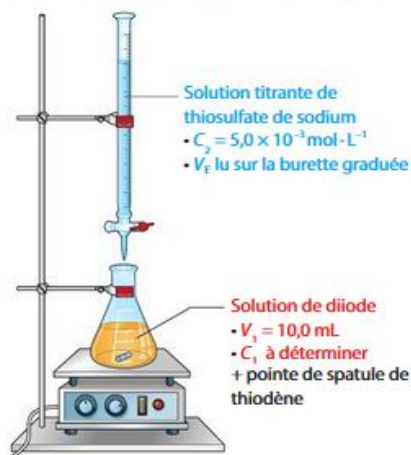
Pour déterminer la concentration en ions fer (II) Fe^{2+} d'un médicament, on le dose par une solution acidifiée de permanganate de potassium $\text{K}^+(\text{aq}) + \text{MnO}_4^-(\text{aq})$.

- Schématiser et légender le dispositif à utiliser pour réaliser ce titrage.



Ex 3 – Analyser un schéma

On considère le schéma du dispositif de titrage ci-dessous.

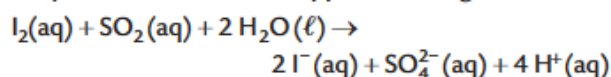


1. Nommer la verrerie utilisée pour ce titrage.
2. Que représente le volume noté V_E ?

1. Verrerie utilisée : erlenmeyer de 100 mL ; burette graduée de 25 mL.
2. Le volume noté V_E est le volume de réactif titrant nécessaire pour que l'équivalence du dosage soit atteinte.

Ex 4 – Analyser un schéma

On dose une solution aqueuse incolore de dioxyde de soufre $\text{SO}_2(\text{aq})$ par une solution aqueuse de diiode $\text{I}_2(\text{aq})$. L'équation de la réaction support du titrage s'écrit :



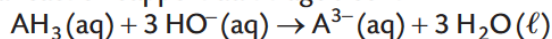
Une solution aqueuse de diiode est jaune orangée.

1. Identifier les réactifs titré et titrant.
2. Identifier le réactif limitant :
 - a. avant l'équivalence ;
 - b. après l'équivalence.
3. Prévoir le changement de couleur de la solution dans le bécher à l'équivalence du titrage.

1. Réactif titré : $\text{SO}_2(\text{aq})$; réactif titrant : $\text{I}_2(\text{aq})$.
2. a. Le diiode I_2
b. Le dioxyde de soufre SO_2
3. La solution passe d'incolore à jaune.

Ex 5 –

L'acide citrique noté $\text{AH}_3(\text{aq})$ est dosé par les ions hydroxyde $\text{HO}^-(\text{aq})$ d'une solution d'hydroxyde de sodium. L'équation de la réaction support du titrage s'écrit :



1. Parmi les relations suivantes, identifier celle qui correspond à l'équivalence du titrage étudié :

(a) $\frac{n_0(\text{AH}_3)}{3} = \frac{n_E(\text{HO}^-)}{1}$ (b) $\frac{n_0(\text{AH}_3)}{1} = \frac{n_E(\text{OH}^-)}{3}$

2. Le volume de la solution titrée est $V_1 = 10,0 \text{ mL}$, le volume de solution titrante, de concentration $C_2 = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, versé à l'équivalence est $V_E = 13,8 \text{ mL}$. Calculer la concentration du réactif titré.

1. Relation b.
2. $C_1 = \frac{C_2 \times V_E}{3 \times V_1} = 1,2 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Ex 6 –

Une espèce chimique incolore est titrée par les ions permanganate MnO_4^- (aq). Les ions permanganate donnent une couleur violette à la solution qui les contient. Les deux photographies ci-dessous ont été prises lors du titrage.



Photographie ①



Photographie ②

1. Pourquoi s'agit-il d'un titrage colorimétrique ?
2. À quelle photo correspond la solution dans le bécher :
 - a. avant l'équivalence ?
 - b. après l'équivalence ?

1. Il s'agit d'un titrage colorimétrique car le milieu réactionnel change de couleur au cours du titrage.
2 a. Photographie ②.
b. Photographie ①.

Ex 7 –

Le dioxyde de soufre SO_2 (g) fait partie des polluants atmosphériques. Il se dissout facilement dans l'eau. Pour le titrer, on dispose de trois espèces chimiques : ion iodure I^- (aq), ion permanganate MnO_4^- (aq) et peroxyde d'hydrogène H_2O_2 (aq).

Données :

- couples oxydant-réducteur : $\text{SO}_4^{2-} / \text{SO}_2$; I_2 / I^- ; $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$; $\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$
- une solution contenant du diiode I_2 (aq) est jaune, une solution contenant l'ion permanganate est violette ; les autres espèces chimiques impliquées ne colorent pas les solutions dans lesquelles elles se trouvent.

Choisir l'espèce titrante qui permettra de réaliser un titrage avec suivi colorimétrique du dioxyde de soufre.

Réponse :

I^- est un réducteur donc il ne peut pas réagir avec SO_2 lui-même réducteur.

H_2O_2 est un oxydant mais incolore donc on ne verra pas de changement de couleur à l'équivalence.

Enfin MnO_4^- est un oxydant coloré donc il pourra réagir avec SO_2 et on observera un changement de couleur à l'équivalence (passage incolore à violet)

Ex 8 –

Le titrage d'une solution de peroxyde d'hydrogène H_2O_2 (aq) par une solution de permanganate de potassium (K^+ (aq), MnO_4^- (aq)) doit être réalisé. Cependant, les étapes du protocole de titrage donné ci-dessous ont été mélangées.

PROTOCOLE

1. Observer la couleur de la solution contenue dans l'erlenmeyer après chaque ajout de solution titrante.
2. Prélever un échantillon de volume $V_s = 10,0$ mL d'une solution de peroxyde d'hydrogène. L'introduire dans un erlenmeyer et ajouter un barreau aimanté.
3. Relever la valeur du volume V de solution titrante versée dès que le changement de couleur persiste.
4. Placer l'erlenmeyer sur un agitateur magnétique et disposer la burette au-dessus de l'erlenmeyer.
5. Rincer puis remplir la burette graduée avec une solution de concentration en quantité $c = 20$ mmol $\cdot$ L $^{-1}$ de permanganate de potassium.

Réponse :

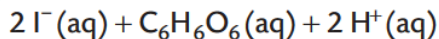
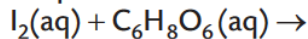
Réponse : 5/2/4/1/3

Remettre ces cinq étapes dans l'ordre chronologique.

Ex 9 –

On dose un volume $V_1 = 10,0 \text{ mL}$ d'une solution de vitamine C, ou acide ascorbique $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6(\text{aq})$, contenue dans une ampoule par une solution de diiode $\text{I}_2(\text{aq})$ de concentration $C_2 = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Le volume de diiode versé à l'équivalence est $V_E = 15,1 \text{ mL}$.

L'équation de la réaction support du titrage s'écrit :



1. Établir la relation entre les quantités $n_1(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6)$ et $n_E(\text{I}_2)$ à l'équivalence de ce titrage.
2. Exprimer puis calculer la quantité $n_1(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6)$ de vitamine C contenue dans l'ampoule.
3. En déduire la concentration C_1 en vitamine C de la solution dans l'ampoule.

$$\begin{aligned} 1. \frac{n_1(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6)}{1} &= \frac{n_E(\text{I}_2)}{1} \\ 2. n_1(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) &= n_E(\text{I}_2) = C_2 \times V_E = 2,0 \times 10^{-3} \times 15,1 \times 10^{-3} \\ &= 0,030 \text{ mmol.} \\ 3. n_1(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) &= C_1 \times V_1 \text{ donc } C_1 = \frac{n_1(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6)}{V_1} = 3,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}. \end{aligned}$$

Ex 10 –

On réalise le titrage de l'acide lactique par l'hydroxyde de sodium. L'expérience est suivie par pH-métrie. Le volume équivalent est égal à 15,2 mL et le pH à l'équivalence est égal à 8,0.

Indicateur coloré	Couleur d'acide	Zone de virage pH	Couleur basique
Rouge de méthyle	Rouge	4,4 – 6,2	Jaune
Bleu de thymol	Jaune	8,0 – 9,6	Bleu
Jaune d'Alizarine	Jaune	10,0 – 12,0	Rouge

Quel indicateur coloré choisir ? Quelle est la couleur de départ du mélange titré avec cet indicateur coloré ?

Réponse

D'après l'énoncé, le pH à l'équivalence est égal à 8,0. L'indicateur coloré le plus adapté pour l'étude de ce titrage doit avoir sa zone de virage pH en corrélation avec le pH équivalent : le bleu de thymol est l'indicateur coloré à choisir pour le titrage de l'acide lactique par l'hydroxyde sodium.

Ex 11 –

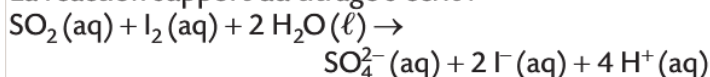
- Isoler la grandeur écrite en rouge dans chacune des expressions suivantes :

$$\begin{aligned} \text{a. } \frac{n_1}{1} &= \frac{n_E}{3} & \text{c. } \frac{C_A \times V_A}{2} &= C_B \times V_E \\ \text{b. } \frac{C_A \times V_A}{2} &= C_B \times V_E & \text{d. } \frac{t_1 \times V_1}{M_1} &= \frac{C_2 \times V_E}{2} \end{aligned}$$

$$\text{a. } n_E = 3n_1 \quad \text{b. } V_E = \frac{C_A \times V_A}{2C_B} \quad \text{c. } C_A = \frac{C_B \times V_E}{V_A} \quad \text{d. } t_1 = \frac{M \times C_2 \times V_E}{2V_1}$$

Ex 12 – Dosage du soufre dans le vin

La concentration en masse de dioxyde de soufre dans un vin blanc ne doit pas excéder $210 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$. Pour vérifier la conformité de la concentration en dioxyde de soufre d'un vin blanc, on utilise une solution titrante de concentration $C_1 = 7,80 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en diiode. Dans un erlenmeyer, on verse un volume $V_2 = 25,0 \text{ mL}$ de vin blanc. On ajoute 2 mL d'acide sulfurique pour acidifier le milieu. Lors du titrage d'un vin blanc, l'équivalence est obtenue après avoir versé un volume $V_E = 6,1 \text{ mL}$ de solution titrante. La réaction support du titrage s'écrit :



Ce vin est-il conforme à la législation ? Justifier.

Donnée

- $M(\text{SO}_2) = 64,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Réactif titré : SO_2 ; réactif titrant : I_2 .

2. À l'équivalence : $\frac{n_0(\text{SO}_2)}{1} = \frac{n_E(\text{I}_2)}{1}$

3. $C_2 = \frac{C_1 \times V_E}{V_2} = \frac{7,80 \times 10^{-3} \times 6,1}{25,0} = 1,9 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

4. Concentration en masse : $t = C_2 \times M(\text{SO}_2) = 1,9 \times 10^{-3} \times 64,1 = 1,2 \times 10^{-1} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} = 1,2 \times 10^2 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$
Le vin est conforme à la législation.

Ex 13 – Dosage des ions sulfates

Le manioc est un arbuste répandu dans les régions tropicales ou subtropicales. Les populations locales en consomment les racines et aussi parfois les feuilles. Le manioc contient des hétérosides cyanogènes qui peuvent se transformer en acide cyanhydrique, espèce très toxique.



Un kit d'antidote, permettant de traiter rapidement les intoxications accidentelles, contient une solution aqueuse S dont la concentration en ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$ est égale à $177 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$. On souhaite contrôler cette information. Pour cela, on dilue dix fois la solution S : on obtient une solution S_1 de concentration C_1 en ions thiosulfate. On dose un volume $V_1 = 20,0 \text{ mL}$ de la solution S_1 par une solution S_2 de concentration $C_2 = 0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en diiode $\text{I}_2(\text{aq})$. Le volume de diiode V_E versé à l'équivalence est égal à $15,6 \text{ mL}$. La réaction support du titrage s'écrit :

$$2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{I}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{I}^-(\text{aq})$$

1. À partir des résultats du titrage, déterminer la concentration C_1 en ions thiosulfate de la solution S_1 .

2. En déduire la concentration en masse t_1 des ions thiosulfate dans la solution S. Comparer le résultat obtenu à la valeur indiquée en faisant un calcul d'écart relatif. Conclure.

Données

- $M(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 112,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Le contrôle qualité est considéré comme satisfaisant si l'écart relatif est inférieur à 5 %.

1. À l'équivalence, on a $\frac{n_0(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{2} = \frac{n_E(\text{I}_2)}{1}$.

Donc $C_1 = \frac{2 \times C_2 \times V_E}{V_1} = \frac{2 \times 0,100 \times 15,6}{20,0} = 0,156 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

2. La concentration en masse s'obtient en multipliant par la masse molaire et en tenant compte du fait que la solution S est 10 fois plus concentrée que la solution S_1 .

Donc :

$$t_{\text{dosage}} = 10 \times C_1 \times M(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 10,0 \times 0,156 \times 112,2 = 1,75 \cdot 10^2 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

L'écart relatif entre la valeur de la concentration en masse obtenue par le dosage t_{dosage} et la valeur indiquée sur le kit t_{kit} est :

$$\frac{t_{\text{kit}} - t_{\text{dosage}}}{t_{\text{kit}}} = \frac{177 - 175}{177} = 0,011 = 1,1 \%$$

L'écart relatif étant inférieur à 5 %, le contrôle qualité de cette solution est satisfaisant.

Ex 14 – Dosage de l'eau oxygénée

On souhaite déterminer la concentration C_0 en quantité de matière de peroxyde d'hydrogène dans une solution commerciale S_0 d'eau oxygénée à « 10 volumes » incolore. La réaction support du titrage est la réaction entre les ions permanganate $\text{MnO}_4^- (\text{aq})$ et le peroxyde d'hydrogène $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq})$. On dilue 10 fois la solution S_0 ; on obtient une solution S_1 . On dose un volume $V_1 = 10,0 \text{ mL}$ de la solution S_1 par une solution S_2 de permanganate de potassium de concentration $C_2 = 0,020 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en ions permanganate. Le volume versé à l'équivalence est $V_E = 17,6 \text{ mL}$.



1. Écrire et ajuster l'équation de la réaction support du titrage.

2. a. Schématiser et légender le dispositif de titrage.

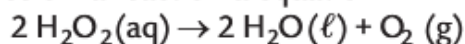
b. Expliquer comment est repérée visuellement l'équivalence du titrage.

3. Écrire la relation à l'équivalence du titrage et en déduire l'expression de la concentration C_1 en peroxyde d'hydrogène de la solution S_1 .

4. Calculer les valeurs des concentrations C_1 puis C_0 .

5. En déduire la quantité $n_0(\text{H}_2\text{O}_2)$ de peroxyde d'hydrogène présente dans un litre de solution commerciale S_0 .

6. L'eau oxygénée étudiée est dite à « 10 volumes ». Cela signifie qu'un litre de cette solution peut libérer 10 L de dioxygène selon la réaction d'équation :



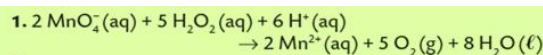
Calculer la quantité maximale $n_{\text{max}}(\text{O}_2)$ de dioxygène libéré par un litre de solution S_0 .

7. Dans les conditions de l'expérience, le volume molaire vaut $V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$. En déduire le volume maximal de dioxygène $V_{\text{max}}(\text{O}_2)$ libéré par un litre de solution S_0 .

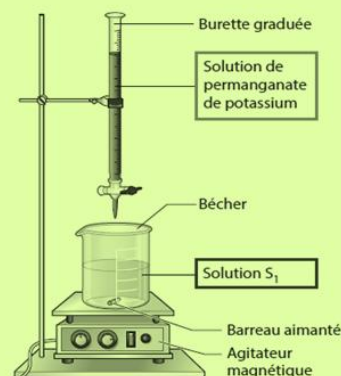
8. Comparer ce résultat à la valeur indiquée par le fabricant en faisant un calcul d'écart relatif. Conclure.

Données

- Couples redox : $\text{MnO}_4^- (\text{aq}) / \text{Mn}^{2+} (\text{aq})$ et $\text{O}_2 (\text{g}) / \text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq})$.
- Les ions permanganate donnent une couleur violette à la solution qui les contient.
- Le contrôle qualité est considéré comme satisfaisant si l'écart relatif est inférieur à 5 %.



2. a.



b. À l'équivalence, la solution passe d'incolore à violet clair.

3. À l'équivalence, $\frac{n_0(\text{H}_2\text{O}_2)}{5} = \frac{n_E(\text{MnO}_4^-)}{2}$.

$$\text{Donc } C_1 = \frac{5 \times C_2 \times V_E}{2 \times V_1}$$

$$4. C_1 = \frac{5 \times 0,020 \times 17,6}{2 \times 10,0} = 8,80 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{et } C_0 = 10 \times C_1 = 8,80 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

5. Dans un litre de solution, on a $n_0(\text{H}_2\text{O}_2) = 8,80 \times 10^{-1} \text{ mol}$.

6. D'après l'équation de la réaction : $\frac{n_{\text{max}}(\text{O}_2)}{1} = \frac{n_0(\text{H}_2\text{O}_2)}{2}$.

$$\text{Donc } n_{\text{max}}(\text{O}_2) = 4,40 \times 10^{-1} \text{ mol}.$$

$$7. V_{\text{max}}(\text{O}_2) = n_{\text{max}}(\text{O}_2) \times V_m = 4,40 \times 10^{-1} \times 22,4 = 9,86 \text{ L}.$$

8. L'eau oxygénée étant à 10 volumes, un litre de cette solution doit libérer 10 L de dioxygène.

L'écart relatif est donc 0,014 soit 1,4 %. Le contrôle qualité est donc satisfaisant.

Ex 15 – L'acide oxalique

Données

L'acide oxalique est le réducteur du couple $\text{CO}_2/\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$. L'ion permanganate est l'oxydant permettant le titrage de l'acide oxalique.

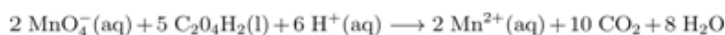
1. Donner le protocole expérimental permettant de réaliser ce titrage.
2. Donner la relation à l'équivalence.
3. Calculer la concentration de l'acide oxalique.

- Le dosage s'effectue avec un volume de solution d'acide oxalique $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4(\text{aq})$ de 25,0 mL.
- La solution titrante de permanganate de potassium ($\text{K}^+(\text{aq}) ; \text{MnO}_4^-(\text{aq})$) a une concentration de $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
- L'équivalence est atteinte pour un volume de 10,3 mL.
- L'équation support de titrage est la suivante :
 $2 \text{MnO}_4^- + 5 \text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2 + 6 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Mn}^{2+} + 10 \text{CO}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$.

1. Protocole expérimental :

- Prélever 25,0 mL d'acide oxalique et les placer dans un bécher de 250 mL ;
- Remplir une burette de 25 mL de permanganate de potassium à $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
- Effectuer une première chute de burette afin de repérer l'équivalence ;
- Refaire le titrage de manière plus précise, mL par mL jusqu'à la zone d'équivalence où l'équivalence est repérée à la goutte près.

2. L'équation de la réaction est la suivante :



À l'équivalence on a :
$$\frac{n(\text{MnO}_4^-)}{2} = \frac{n(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2)}{5}$$

3. Le calcul de la concentration en acide oxalique est calculé à l'équivalence en utilisant la relation donnée à la question 2.

$$\frac{n(\text{MnO}_4^-)}{2} = \frac{n(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2)}{5}$$

$$\text{Or } n = c \times V$$

Donc :

$$\frac{c(\text{MnO}_4^-) \times V_{\text{eq}}}{2} = \frac{c(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2) \times V(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2)}{5}$$

$$c(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2) = \frac{5 \times c(\text{MnO}_4^-) \times V_{\text{eq}}}{2 \times V(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2)}$$

$$c(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2) = \frac{5 \times 0,10 \times 10,3 \times 10^{-3}}{2 \times 25 \times 10^{-3}}$$

$$\begin{aligned} c(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2) &= 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \\ &= 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \end{aligned}$$



Ex 16 – La vitamine C

Comparer la masse de vitamine C contenue dans un jus de fruit à celle d'un comprimé.

A La vitamine C

La vitamine C, de formule brute $C_6H_8O_6$, 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. Un comprimé de « vitamine C 500 » contient 500 mg de vitamine C.



B Principe du titrage indirect de la vitamine C

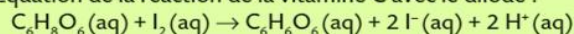
- Une quantité n_1 de vitamine C réagit avec une quantité connue de diiode en excès notée $n_{\text{excès}}(I_2)$. Le diiode restant est titré par une solution de thio-sulfate de sodium.
- On presse deux oranges : on obtient un volume $V_0 = 88,0$ mL de jus de fruit. Dans un erlenmeyer, on verse un volume $V_1 = 10,0$ mL de jus de fruit. On ajoute dans l'erlenmeyer un volume $V_2 = 15,0$ mL d'une solution de concentration $C_2 = 4,70 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en diiode. Le diiode restant est dosé par une solution de thiosulfate de sodium de concentration $C_3 = 5,00 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en ions thiosulfate $S_2O_3^{2-}(\text{aq})$. Le volume versé à l'équivalence du titrage est $V_E = 13,0$ mL.

Données

- Couples rédox : $C_6H_8O_6(\text{aq}) / C_6H_6O_6(\text{aq})$; $I_2(\text{aq}) / I^{-}(\text{aq})$; $S_4O_6^{2-}(\text{aq}) / S_2O_3^{2-}(\text{aq})$.
- Masse molaire de la vitamine C : $M = 176,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- La réaction entre la vitamine C et le diiode est totale.

Les oranges contiennent de la vitamine C. Mais il est possible aussi d'en consommer en prenant des comprimés de vitamine C. La masse de vitamine C contenue dans le jus de deux oranges est-il comparable à la masse de vitamine C apportée par un comprimé de « vitamine C 500 ».

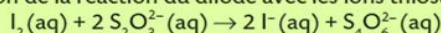
– Équation de la réaction de la vitamine C avec le diiode :



– Quantité de diiode ayant réagi avec la vitamine C $n_{\text{réagit}}(I_2)$:

$$n_0(C_6H_8O_6) = n_{\text{réagit}}(I_2)$$

– Équation de la réaction du diiode avec les ions thiosulfate :



– Quantité de diiode $n_{\text{excès}}(I_2)$ ayant réagi avec les ions thiosulfate :

$$\frac{n_{\text{excès}}(I_2)}{1} = \frac{n_{\text{E}}(S_2O_3^{2-})}{2} = \frac{C_3 \times V_{E3}}{2} = \frac{5,00 \cdot 10^{-3} \times 13,0 \cdot 10^{-3}}{2} = 3,25 \times 10^{-5} \text{ mol.}$$

– Quantité de diiode initiale :

$$n_{\text{initial}}(I_2) = C_2 \times V_2 = 4,70 \cdot 10^{-3} \times 15,0 \cdot 10^{-3} = 7,05 \times 10^{-5} \text{ mol.}$$

Or : $n_{\text{initial}}(I_2) = n_{\text{réagit}}(I_2) + n_{\text{excès}}(I_2)$

$$\text{Donc } n_{\text{réagit}}(I_2) = n_{\text{initial}}(I_2) - n_{\text{excès}}(I_2) = n_0(C_6H_8O_6)$$

$$= 7,05 \times 10^{-5} - 3,25 \times 10^{-5} = 3,80 \times 10^{-5} \text{ mol.}$$

– Quantité de vitamine C contenue dans le jus de deux oranges :

$$n_{\text{jus}}(C_6H_8O_6) = 3,80 \times 10^{-5} \times \frac{88,0}{10,0} = 3,34 \times 10^{-4} \text{ mol.}$$

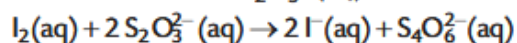
– Masse de vitamine C dans le jus de 2 oranges :

$$m_{\text{jus}}(\text{vitamine C}) = n_{\text{jus}}(\text{vitamine C}) \times M = 3,34 \cdot 10^{-4} \times 176,0 = 5,89 \cdot 10^{-2} \text{ g} = 58,9 \text{ mg.}$$

Donc le jus de 2 oranges contient environ 8 à 9 fois moins de vitamine C qu'un comprimé de « vitamine C 500 ».

Ex 17 – La Bétadine

La Bétadine® est un antiseptique local dont le principe actif est la polyvidone iodée. L'étiquette précise : « Bétadine dermique 10 % - Polyvidone iodée : 10,0 g pour 100 mL ». On souhaite vérifier l'indication de l'étiquette à l'aide d'un titrage. L'équation de la réaction support du titrage entre le diiode $I_2(aq)$ et les ions thiosulfate $S_2O_3^{2-}(aq)$ s'écrit :



La solution S_0 de Bétadine® est diluée dix fois ; on obtient une solution S_1 .

On dose un volume $V_1 = 10,0$ mL de la solution S_1 par une solution S_2 de thiosulfate de sodium de concentration $C_2 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en ions thiosulfate. Le volume versé à l'équivalence est $V_E = 16,2$ mL.

1. Établir l'expression de la concentration C_1 en diiode de la solution S_1 puis calculer sa valeur.



2. En déduire la valeur de la concentration C_0 en diiode de la solution de Bétadine®.

3. Calculer la quantité n_0 de diiode dans 100 mL de solution S_0 .

4. La polyvidone iodée est un « complexe » formé par l'association d'une molécule de polyvidone et d'une molécule de diiode ; la quantité n_p de polyvidone iodée dans la solution S_0 est donc égale à la quantité n_0 . En déduire la masse m_p de polyvidone iodée dans la solution S_0 .

5. Comparer ce résultat à la valeur indiquée sur l'étiquette en faisant un calcul d'écart relatif. Conclure.

Données

- $M(\text{polyvidone iodée}) = 2\,362,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- Le contrôle qualité est considéré comme satisfaisant si l'écart relatif est inférieur à 5 %.

$$1. \text{ À l'équivalence, } \frac{n_0(I_2)}{1} = \frac{n_E(S_2O_3^{2-})}{2}.$$

$$\text{Donc } C_1 = \frac{C_2 \times V_E}{2 \times V_1} = \frac{5,00 \times 10^{-3} \times 16,2}{2 \times 10,0} = 4,1 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$2. C_0 = 10 \times C_1 = 4,1 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

$$3. n_0 = C_0 \times V = 4,1 \times 10^{-2} \times 0,100 = 4,1 \times 10^{-3} \text{ mol}.$$

$$4. m_p = n_0 \times M(\text{polyvidone iodée}) = 4,1 \times 10^{-3} \times 2362,8 = 9,7 \text{ g}.$$

5. L'écart relatif est 0,03 soit 3,0 %. Le contrôle qualité est donc satisfaisant.

