DOSAGES - TITRAGES

7 Établir et exploiter une relation à l'équivalence

| Restituer ses connaissances ; effectuer des calculs.

On dose un volume $V_1 = 10{,}0$ mL d'une solution de vitamine C, ou acide ascorbique $C_6H_8O_6(aq)$, contenue dans une ampoule par une solution de diiode $I_2(aq)$ de concentration $C_2 = 2{,}0 \times 10^{-3}$ mol·L^{-1}. Le volume de diiode versé à l'équivalence est $V_E = 15{,}1$ mL.
L'équation de la réaction support du titrage s'écrit :

$$I_2(aq) + C_6H_8O_6(aq) \rightarrow 2\,I^-(aq) + C_6H_6O_6(aq) + 2\,H^+(aq)$$

1. Établir la relation entre les quantités $n_1(C_6H_8O_6)$ et $n_E(I_2)$ à l'équivalence de ce titrage.

2. Exprimer puis calculer la quantité $n_1(C_6H_8O_6)$ de vitamine C contenue dans l'ampoule.

3. En déduire la concentration C_1 en vitamine C de la solution dans l'ampoule.

7 Établir et exploiter une relation à l'équivalence

1. $\dfrac{n_1(C_2H_8O_6)}{1} = \dfrac{n_E(I_2)}{1}$

2. $n_1(C_6H_8O_6) = n_E(I_2) = C_2 \times V_E = 2{,}0 \times 10^{-3} \times 15{,}1 \times 10^{-3}$
$= 0{,}030$ mmol.

3. $n_1(C_6H_8O_6) = C_1 \times V_1$ donc $C_1 = \dfrac{n_1(C_2H_8O_6)}{V_1} = 3{,}0 \times 10^{-3}$ mol·L^{-1}.

9 À chacun son rythme

Dosage du dioxyde de soufre dans un vin

| Utiliser un modèle ; comparer à une valeur de référence.

Commencer par résoudre l'énoncé compact. En cas de difficultés passer à l'énoncé détaillé.

La concentration en masse de dioxyde de soufre dans un vin blanc ne doit pas excéder 210 mg·L^{-1}. Pour vérifier la conformité de la concentration en dioxyde de soufre d'un vin blanc, on utilise une solution titrante de concentration $C_1 = 7{,}80 \times 10^{-3}$ mol·L^{-1} en diiode. Dans un erlenmeyer, on verse un volume $V_2 = 25{,}0$ 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 $V_E = 6{,}1$ mL de solution titrante.
La réaction support du titrage s'écrit :

$$SO_2(aq) + I_2(aq) + 2\,H_2O(\ell) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + 2\,I^-(aq) + 4\,H^+(aq)$$

Énoncé compact

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

Énoncé détaillé

1. Identifier les réactifs titrant et titré.

2. Établir une relation entre la quantité initiale $n_0(SO_2)$ de dioxyde de soufre et la quantité de diiode $n_E(I_2)$ versée à l'équivalence du titrage.

9 À chacun son rythme
Dosage du dioxyde de soufre dans un vin

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

2. À l'équivalence : $\dfrac{n_0(SO_2)}{1} = \dfrac{n_E(I_2)}{1}$

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

4. Concentration en masse : $t = C_2 \times M(SO_2) = 1{,}9 \times 10^{-3} \times 64{,}1$
$= 1{,}2 \times 10^{-1}$ g·L^{-1} $= 1{,}2 \times 10^{2}$ mg·L^{-1}
Le vin est conforme à la législation.

11 Connaître les critères de réussite

Titrage iodométrique des ions thiosulfate

| Faire preuve d'esprit critique ; effectuer des calculs.

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 $S_2O_3^{2-}(aq)$ est égale à 177 g·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 $V_1 = 20{,}0$ mL de la solution S_1 par une solution S_2 de concentration $C_2 = 0{,}100$ mol·L^{-1} en diiode $I_2(aq)$. Le volume de diiode V_E versé à l'équivalence est égal à 15,6 mL. La réaction support du titrage s'écrit :

$$2\,S_2O_3^{2-}(aq) + I_2(aq) \rightarrow S_4O_6^{2-}(aq) + 2\,I^-(aq)$$

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

- $M(S_2O_3^{2-}) = 112{,}2$ g·mol^{-1}.
- Le contrôle qualité est considéré comme satisfaisant si l'écart relatif est inférieur à 5 %.

11 Connaître les critères de réussite
Titrage iodométrique des ions thiosulfate

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

Donc $C_1 = \dfrac{2 \times C_2 \times V_E}{V_1} = \dfrac{2 \times 0{,}100 \times 15{,}6}{20{,}0} = 0{,}156$ mol·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 :
$t_{dosage} = 10 \times C_1 \times M(S_2O_3^{2-}) = 10{,}0 \times 0{,}156 \times 112{,}2 = 1{,}75 \cdot 10^2\ g \cdot L^{-1}$.
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 :

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

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

12 Titrage colorimétrique d'une eau oxygénée

CORRIGÉ

Utiliser un modèle ; comparer à une valeur de référence.

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 $MnO_4^-(aq)$ et le peroxyde d'hydrogène $H_2O_2(aq)$. On dilue 10 fois la solution S_0 ; 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 permanganate de potassium de concentration $C_2 = 0{,}020\ mol \cdot L^{-1}$ en ions permanganate. Le volume versé à l'équivalence est $V_E = 17{,}6$ 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 $n_0(H_2O_2)$ 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 :

$$2\ H_2O_2(aq) \rightarrow 2\ H_2O(\ell) + O_2(g)$$

Calculer la quantité maximale $n_{max}(O_2)$ de dioxygène libéré par un litre de solution S_0.

7. Dans les conditions de l'expérience, le volume molaire vaut $V_m = 22{,}4\ L \cdot mol^{-1}$. En déduire le volume maximal de dioxygène $V_{max}(O_2)$ 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

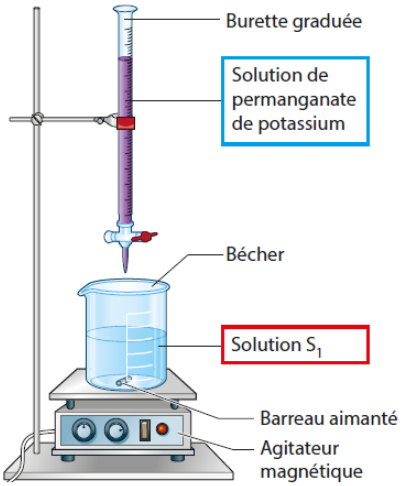
- Couples redox : $MnO_4^-(aq) / Mn^{2+}(aq)$ et $O_2(g) / H_2O_2(aq)$.
- Les ions permanganate donnent une couleur violette à la solution qui les contient.
- Le contrôle qualité est considéré comme satisfaisant si l'écart relatif est inférieur à 5 %.

12 Titrage colorimétrique d'une eau oxygénée

CORRIGÉ

1. $2\ MnO_4^-(aq) + 5\ H_2O_2(aq) + 6\ H^+(aq) \rightarrow 2\ Mn^{2+}(aq) + 5\ O_2(g) + 8\ H_2O(\ell)$

2. a.



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

3. À l'équivalence, $\frac{n_0(H_2O_2)}{5} = \frac{n_E(MnO_4^-)}{2}$.

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

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

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

5. Dans un litre de solution, on a $n_0(H_2O_2) = 8{,}80 \times 10^{-1}$ mol.

6. D'après l'équation de la réaction : $\frac{n_{max}(O_2)}{1} = \frac{n_0(H_2O_2)}{2}$.

Donc $n_{max}(O_2) = 4{,}40 \times 10^{-1}$ mol.

7. $V_{max}(O_2) = n_{max}(O_2) \times V_m = 4{,}40 \times 10^{-1} \times 22{,}4 = 9{,}86$ 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.

15 Résolution de problème

Fiche 1, p. 359

Titrage indirect de la vitamine C

Construire les étapes d'une résolution de problème.

- 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 $n_{excès}(I_2)$. Le diiode restant est titré par une solution de thiosulfate 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 $C_2 = 4{,}70 \times 10^{-3}$ mol·L^{-1} en diiode. Le diiode restant est dosé par une solution de thiosulfate de sodium de concentration $C_3 = 5{,}00 \times 10^{-3}$ mol·L^{-1} en ions thiosulfate $S_2O_3^{2-}$(aq). Le volume versé à l'équivalence du titrage est $V_E = 13{,}0$ mL.

Données

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

15 Résolution de problème
Titrage indirect de la vitamine C

Pistes de résolution

S'approprier

- La vitamine C est contenue dans des oranges ou des comprimés.
- La vitamine C contenue dans une solution réagit avec une solution de diiode.
- Une solution de diiode peut être dosée par une solution de thiosulfate de sodium.

Analyser

- La vitamine C réagit avec le diiode. Si le diiode est versé en excès dans une solution contenant de la vitamine C, il reste du diiode quand la réaction avec la vitamine C est terminée.
- Si le diiode est versé en excès dans une solution contenant de la vitamine C, le diiode restant peut-être dosé avec une solution de thiosulfate de sodium.
- La quantité de diiode, déterminée par dosage avec la solution de thiosulfate de sodium permet de déterminer la quantité de vitamine C dans la solution initiale.

Réaliser

- Écrire l'équation de réaction de la vitamine C avec le diiode et l'équation de la réaction du diiode avec les ions thiosulfate.
- Écrire la relation entre les quantités mises en jeu dans les réactions précédentes.
- Écrire la relation entre les différentes quantités de diiode intervenant dans le problème.
- Calculer une masse à partir d'une quantité de matière.

Valider

- Comparer la masse obtenue avec la masse de vitamine C contenue dans un comprimé de « vitamine C 500 ».

Étapes de résolutions proposées

1re étape : Bien comprendre la question posée

1. La vitamine C est présente dans un jus d'orange.
2. Le dosage de la vitamine C d'un jus d'orange permet de déterminer la masse de vitamine C dans le jus et de comparer avec la masse contenue dans un comprimé.

2e étape : Lire et comprendre les documents

1. Les fruits, en particulier, contiennent de la vitamine C
2. Un comprimé de vitamine C 500 contient 500 mg de vitamine C.
3. La vitamine C réagit avec le diiode. Si le diiode est versé en excès, le diiode restant peut-être dosé par une solution de thiosulfate de sodium.
4. Le dosage de la vitamine C va être réalisé dans un jus d'orange afin de comparer la masse de vitamine C contenue dans le jus de deux oranges et dans un comprimé de « vitamine C 500 » ».

3e étape : Dégager la problématique

Déterminer la masse de vitamine C contenue dans le jus de deux oranges et comparer avec la masse de vitamine C contenue dans un comprimé de vitamine C 500 (500 mg).

4e étape : Construire la réponse

- Écrire l'équation de la réaction de la vitamine C avec le diiode.
- Déduire, de la relation à l'équivalence, la relation entre la quantité initiale de vitamine C et la quantité de diiode ayant réagi.
- Écrire l'équation de la réaction du diiode avec l'ion thiosulfate.
- En déduire la quantité de diiode $n_{excès}(I_2)$ ayant réagi avec les ions thiosulfate.
- Calculer la quantité de diiode initialement versée.
- Déduire la quantité de diiode ayant réagi avec la vitamine C puis la quantité de vitamine C présente dans le volume de jus d'orange dosé.
- Déterminer la masse de vitamine C dans le jus de deux oranges.
- Comparer à 500 mg, masse de vitamine C contenue dans un comprimé de « vitamine C 500 ».

5e étape : Rédiger la réponse en trois paragraphes

- **Présenter le contexte et introduire la problématique.**

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 ».

- **Mettre en forme la réponse.**

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

$$C_6H_8O_6(aq) + I_2(aq) \rightarrow C_6H_6O_6(aq) + 2\,I^-(aq) + 2\,H^+(aq)$$

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

$$n_0(C_6H_8O_6) = n_{réagit}(I_2)$$

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

$$I_2(aq) + 2\,S_2O_3^{2-}(aq) \rightarrow 2\,I^-(aq) + S_4O_6^{2-}(aq)$$

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

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

$= 3{,}25 \times 10^{-5}$ mol.

– Quantité de diiode initiale :

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

Or: $n_{initial}(I_2) = n_{réagi}(I_2) + n_{excès}(I_2)$

Donc $n_{réagi}(I_2) = n_{inital}(I_2) - n_{excès}(I_2) = n_0(C_6H_8O_6)$

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

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

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

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

$m_{jus}(\text{vitamine C}) = n_{jus}(\text{vitamine C}) \times M$

$= 3{,}34 \cdot 10^{-4} \times 176{,}0 = 5{,}89 \cdot 10^{-2}$ g $= 58{,}9$ mg.

- **Conclure et introduire, quand c'est possible, une part d'esprit critique.**

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

17 CORRIGÉ 30 min Titrage colorimétrique de la Bétadine®

Effectuer des calculs ; comparer à une valeur de référence.

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 :

$$I_2(aq) + 2\,S_2O_3^{2-}(aq) \rightarrow 2\,I^-(aq) + S_4O_6^{2-}(aq)$$

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 $C_2 = 5{,}0 \times 10^{-3}$ mol · 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. Utiliser le réflexe 2

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

17 CORRIGÉ Titrage colorimétrique de la bétadine (30 min)

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

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

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

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

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

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