

Exercices (p. 475-485)

QCM

1. 1. A et B; 2. C; 3. C; 2. 1. A et C; 2. B; 3. C; 4. C; 3. 1. A; 2. A et C; 3. A et C.

Application immédiate

4 Dosage par titrage conductimétrique

- $V_E = 6,8 \text{ mL}$
- $C_A = 6,8 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 $m_A = n_A \cdot M_A = C_A \cdot V_A \cdot M_A$
 $m_A = 6,8 \times 10^{-3} \times 100,0 \times 10^{-3} \times 180$
 $m_A = 1,2 \times 10^{-1} \text{ g}$

5 Dosage par titrage pH-métrique

- $\text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}(\ell)$
- $V_E = 14,5 \text{ mL}$
- $C_B = 5,8 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Pour commencer

6 Utiliser la loi de Beer-Lambert

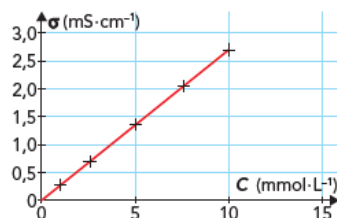
- Le graphe $A = f(C)$ est une courbe d'étalonnage.

2. La loi de Beer-Lambert est vérifiée, car le graphe $A = f(C)$ est une droite passant par l'origine. Ainsi, ces deux grandeurs sont proportionnelles entre elles : $A = k \cdot C$.

3. En reportant la valeur de $A_S = 0,64$, on détermine graphiquement la valeur de l'abscisse correspondante : $C_S = 4,5 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$.

7 Utiliser la loi de Kohlrausch

- Voir $\sigma = f(C)$ ci-dessous.



2. La loi de Kohlrausch est vérifiée, car on obtient une droite passant par l'origine.

3. $k = 0,27 \text{ mS} \cdot \text{L} \cdot \text{mmol}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$, d'où :
 $\sigma = 0,27 C$.

- On en déduit que :

$$C_S = \frac{1,23}{0,27} = 4,6 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$
$$C_0 = 100 \times C_S = 4,6 \times 10^2 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$
$$C_0 = 4,6 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

8 Établir une relation à l'équivalence

- Le réactif titrant est l'ion permanganate et le réactif titré est l'ion fer (II).
- La réaction support du titrage doit être rapide, totale et unique.
- a. L'équivalence du titrage correspond à un mélange stœchiométrique du réactif titrant et du réactif titré. Les réactifs sont alors totalement consommés.
b. La stœchiométrie de la réaction conduit à la relation :

$$\frac{n_0(\text{Fe}^{2+})}{5} = \frac{n_E(\text{MnO}_4^-)}{1}$$

9 Doser une espèce par titrage direct

- Voir le document 6, p. 468 du manuel. L'erenmeyer contient la solution S_1 de Lugol® à titrer, de volume $V_1 = 10,0$ mL, et la burette graduée contient la solution titrante S_2 de thiosulfate de sodium à la concentration $C_2 = 1,00 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
 - Voir le tableau d'avancement à l'équivalence du titrage, p. 622 du manuel.
 - Du tableau d'avancement, on déduit :
- $$x_{\text{max}} = C_1 \cdot V_1 = \frac{C_2 \cdot V_E}{2}$$
- On obtient ainsi $C_1 = 3,9 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

10 Justifier l'évolution de la conductivité

- Voir le document 4, p. 466 du manuel. Solution titrante S_B d'hydroxyde de sodium dans la burette graduée. Solution titrée S_A d'acide chlorhydrique dans le bécher.
- $V_E = 11$ mL.
- a. Avant l'équivalence, le réactif limitant est l'ion hydroxyde.
b. La concentration en ions chlorure ne varie pas au cours du dosage, car c'est un ion spectateur et on néglige l'effet de dilution.
c. Lors des ajouts successifs de solution d'hydroxyde de sodium, les ions $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ sont consommés et remplacés par des ions $\text{Na}^+(\text{aq})$ moins conducteurs, apportés par le réactif titrant. La conductivité globale de solution diminue.
- a. Après l'équivalence, le réactif limitant est l'ion $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$. En effet, celui-ci a été totalement consommé à l'équivalence.
b. La conductivité σ s'écrit donc :
$$\sigma = \lambda(\text{HO}^-) \cdot [\text{HO}^-] + \lambda(\text{Na}^+) \cdot [\text{Na}^+] + \lambda(\text{Cl}^-) \cdot [\text{Cl}^-]$$

c. Comme on ajoute des ions $\text{HO}^-(\text{aq})$ et $\text{Na}^+(\text{aq})$, après l'équivalence, la conductivité σ augmente.

11 Doser par titrage pH-métrique

- Voir le document 5, p. 467 du manuel. Solution S_B d'hydroxyde de sodium, de concentration $C_B = 2,50 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ dans la burette graduée. Solution S_A d'acide méthanoïque, de concentration C_A à déterminer et de volume $V_A = 20,0$ mL dans le bécher.
- $\text{HCOOH}(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{HCOO}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$

3. $V_E = 9,0$ mL.

4. À l'équivalence :

$$n_0(\text{HCOOH})_{\text{titrée dans } S_A} = n(\text{HO}^-)_{\text{versée à l'équivalence}}$$

soit : $C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_E$

5. $C_A = 1,125 \times 10^{-2} = 1,1 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

12 Utiliser la courbe dérivée

1. La méthode de la dérivée conduit au volume équivalent :

$$V_E = 14,0 \text{ mL}$$

(abscisse du maximum de la courbe dérivée)

2. À l'équivalence du titrage, on a réalisé un mélange stœchiométrique des réactifs.

À l'équivalence :

$$n_A(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6)_{\text{titrée dans } 10 \text{ mL de } S_0} = n(\text{HO}^-)_{\text{versée à l'équivalence}}$$

soit : $n_A = C_B \cdot V_E$

3. On en déduit :

$$n_0 = 10 \cdot n_A = 10 \cdot C_B \cdot V_E$$

4. On en déduit :

$$m_0 = n_0 \cdot M_A = 10 \cdot C_B \cdot V_E \cdot M_A$$

$$m_0 = 10 \times 4,00 \times 10^{-2} \times 14,0 \times 10^{-3} \times (6 \times 12,0 + 8 \times 1,0 + 6 \times 16,0)$$

$$m_0 = 0,986 \text{ g.}$$

L'incertitude relative entre la valeur trouvée et l'indication du fabricant vaut :

$$\frac{|m_0 - m|}{m} = \frac{1000 - 986}{1000} = 1,4 \times 10^{-2} = 1,4 \%$$

13 Utiliser un indicateur de fin de réaction

- Voir document 6, p. 468 du manuel. Solution titrante S_2 de diiode, de concentration $C_2 = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ dans la burette graduée. Solution titrée S_1 d'acide ascorbique, de volume $V_1 = 10,0$ mL dans l'erenmeyer.
- L'indicateur de fin de réaction permet de mieux repérer l'équivalence. Sans thiodène, le changement de couleur à l'équivalence est jaune clair à incolore, donc difficile à visualiser.
- Avec le thiodène, le changement est bleu-noir à incolore, donc facile à visualiser.
- À l'équivalence du titrage on a :
$$n_1(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6)_{\text{titrée}} = n(l_2)_{\text{versée à l'équivalence}}$$

soit $n_1 = C_2 \cdot V_E = 2,0 \times 10^{-3} \times 15,1 \times 10^{-3}$
$$= 3,02 \times 10^{-5} \text{ mol} = 3,0 \times 10^{-5} \text{ mol.}$$
- Masse de vitamine C dosée :
$$m_1 = n_1 \cdot M = 3,02 \times 10^{-5} \times 176$$

$$m_1 = 5,31 \times 10^{-3} \text{ g} \approx 5,3 \times 10^{-3} \text{ g} = 5,3 \text{ mg.}$$

Le résultat est en accord avec l'indication de l'ampoule (5 mg).

14 Choisir un indicateur coloré

- Il est possible de repérer l'équivalence de ce titrage en réalisant, par exemple, un titrage par pH-métrie. L'équivalence sera alors repérée lors du saut de pH et sera déterminée précisément par la méthode des tangentes ou la méthode de la courbe dérivée.
- L'indicateur coloré doit être tel que sa zone de virage contient le pH à l'équivalence, soit $\text{pH}_E = 7$. Seul le BBT répond à cette condition, c'est donc le seul qui soit adapté à ce titrage.

3. L'équivalence sera alors repérée par le changement de coloration bleu → jaune.
Initialement la solution est bleue car le milieu initial est nettement basique (solution d'hydroxyde de sodium).

Pour s'entraîner

15 À chacun son rythme

1. a. On exploite la valeur de $\sigma_S = 1,8 \text{ mS} \cdot \text{cm}^{-1}$; en la reportant sur la courbe d'étalonnage, on détermine ainsi $C_S = 15 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$.

b. Concentration :

$$C_0 = 10 \cdot C_S = 10 \times 15 = 1,5 \times 10^2 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

c. La concentration massique vaut :

$$t_0 = C_0 \cdot M_{\text{NaCl}} = 0,15 \times (23,0 + 35,5) = 8,775$$

$$t_0 \approx 8,8 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

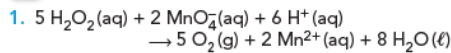
2. a. D'après les indications de la notice, la concentration massique vaut : $t'_0 = 0,85 \times 10 = 8,5 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

b. L'incertitude relative vaut :

$$\frac{|t_0 - t'_0|}{t'_0} = \frac{|8,775 - 8,5|}{8,5} = 3,2 \times 10^{-2} = 3,2\%.$$

c. Le résultat obtenu satisfait donc le critère de qualité qui exige un écart inférieur à 10 %.

16 Titrage colorimétrique d'une eau oxygénée



2. L'ion permanganate étant violet et la seule espèce colorée, l'équivalence sera atteinte lorsque la première goutte de permanganate sera introduite en excès dans le mélange réactionnelle. Celle-ci ne se décolore pas et le mélange réactionnel prendra une teinte rose.

3. À l'équivalence du titrage : $\frac{n_1}{5} = \frac{n_2}{2}$,

$$\text{soit : } n_1 = \frac{5 \cdot n_2}{2}$$

$$\text{donc : } C_1 \cdot V_1 = \frac{5 \cdot C_2 \cdot V_E}{2} \quad \text{d'où } C_1 = \frac{5 \cdot C_2 \cdot V_E}{2 \cdot V_1}$$

$$4. C_1 = 8,8 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}, \text{ d'où : } \\ C_0 = 10 \cdot C_1 = 10 \times 8,8 \times 10^{-2} \\ C_0 = 8,8 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

5. Un litre de solution commerciale contient donc une quantité :

$$n_0(\text{H}_2\text{O}_2) = 8,8 \times 10^{-1} \text{ mol}.$$

$$6. \text{ On a } n_{\text{max}}(\text{O}_2) = x_{\text{max}} = \frac{n_0(\text{H}_2\text{O}_2)}{2}$$

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

$$7. V_{\text{max}}(\text{O}_2) = 4,4 \times 10^{-1} \times 22,4$$

$$V_{\text{max}}(\text{O}_2) = 9,856 = 9,9 \text{ L}.$$

8. L'incertitude relative est égale à $1,44 \times 10^{-2}$, soit 1,5 %.

17 Titrage par la méthode de Mohr

1. Il est difficile, voire impossible, de repérer l'équivalence du titrage en l'absence d'ions chromate, car, à l'équivalence, le milieu réactionnel contient le précipité blanc opaque de chlorure d'argent. L'ajout ultérieur de

solution titrante de nitrate d'argent ne fait que diluer le mélange qui reste tout de même blanc opaque.

2. En présence d'ions chromate, à la première goutte de nitrate d'argent en excès, un précipité rouge brique intense se forme. L'équivalence est ainsi facilement repérée.

3. À l'équivalence du titrage on a réalisé un mélange stœchiométrique des réactifs. On a donc :

$$n(\text{Cl}^-)_{\text{titrée}} = n(\text{Ag}^+)_{\text{versée à l'équivalence}}$$

$$\text{soit : } [\text{Cl}^-] \cdot V_S = C_1 \cdot V_E$$

$$\text{donc : } [\text{Cl}^-] = \frac{C_1 \cdot V_E}{V_S} = \frac{2,5 \times 10^{-2} \times 7,7}{20,0}$$

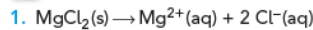
$$[\text{Cl}^-] = 9,625 \times 10^{-3} \approx 9,6 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

4. Concentration massique :

$$t(\text{Cl}^-) = [\text{Cl}^-] \cdot M_{\text{Cl}} = 9,625 \times 10^{-3} \times 35,5 = 0,34 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

5. Le dosage a montré que la concentration massique en ions chlorure de l'eau de Vichy St-Yorre est de $340 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$, ce qui est supérieur aux normes européennes. Il n'est donc pas raisonnable de ne boire quotidiennement que de cette eau.

18 Retrouver la loi de Kohlrausch



2. D'après la stœchiométrie de la réaction de dissolution, on en déduit que :

$$[\text{Mg}^{2+}(\text{aq})] = C \quad \text{et} \quad [\text{Cl}^-(\text{aq})] = 2 \cdot C$$

3. Conductivité : $\sigma = \lambda_{\text{Mg}^{2+}} [\text{Mg}^{2+}(\text{aq})] + \lambda_{\text{Cl}^-} [\text{Cl}^-(\text{aq})]$

$$\sigma = \lambda_{\text{Mg}^{2+}} \cdot C + \lambda_{\text{Cl}^-} \cdot 2C = (\lambda_{\text{Mg}^{2+}} + 2\lambda_{\text{Cl}^-}) \cdot C$$

4. Les conductivités molaires ioniques étant des constantes, la loi de Kohlrausch $\sigma = k \cdot C$ est bien vérifiée.

Pour aller plus loin

19 Dosage des ions chlorure dans un lait

1. La conductivité initiale σ_0 n'est pas nulle, car le lait contient des ions sodium et chlorure ainsi que d'autres ions (calcium, magnésium, etc.).

2. On ajoute un volume de 250 mL d'eau distillée dans le bécher pour travailler dans un grand volume afin de pouvoir négliger l'effet de dilution qui résulte de l'ajout de la solution titrante.

3. En linéarisant le graphe $\sigma = f(V_2)$ avant et après le changement de pente, on détermine le point équivalent $V_E = 12,0 \text{ mL}$.

4. a. Avant l'équivalence, la conductivité vaut :

$$\sigma = \sigma_0 + \lambda_1 \cdot [\text{Cl}^-] + \lambda_2 \cdot [\text{NO}_3^-]$$

Or, $[\text{Cl}^-] = [\text{Cl}^-]_{\text{initialement présent}} - [\text{Cl}^-]_{\text{qui a réagi avec Ag}^+}$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{C_1 \cdot V_1 - C_2 \cdot V_2}{V_{\text{tot}}}$$

$$\text{De plus : } [\text{NO}_3^-] = \frac{C_2 \cdot V_2}{V_{\text{tot}}}$$

$$\text{Donc : } \sigma = \sigma_0 + \lambda_1 \cdot \frac{C_1 \cdot V_1 - C_2 \cdot V_2}{V_{\text{tot}}} + \lambda_2 \cdot \frac{C_2 \cdot V_2}{V_{\text{tot}}}$$

$$\sigma = \sigma_0 + \lambda_1 \cdot \frac{C_1 \cdot V_1}{V_{\text{tot}}} + (\lambda_2 - \lambda_1) \cdot \frac{C_2 \cdot V_2}{V_{\text{tot}}}$$

b. Les deux premiers termes de l'expression précédente sont constants, alors que le troisième terme est variable: il est négatif (car $\lambda_2 < \lambda_1$) et V_2 augmente au fur et à mesure des ajouts. Ce dernier terme est responsable de la diminution de la conductivité globale de la solution.

5. Après l'équivalence la conductivité vaut:

$$\sigma = \sigma_0 + \lambda_3 \cdot [Ag^+] + \lambda_2 \cdot [NO_3^-]$$

$$\text{Soit } \sigma = \sigma_0 + \lambda_3 \cdot \frac{C_2 \cdot (V_2 - V_E)}{V_{\text{tot}}} + \lambda_2 \cdot \frac{C_2 \cdot V_2}{V_{\text{tot}}}$$

Les deux derniers termes de cette expression augmentent avec V_2 , ce qui explique l'augmentation de la conductivité globale de la solution après l'équivalence.

$$6. \text{ Concentration : } C_1 = \frac{C_2 \cdot V_E}{V_1} = \frac{5,00 \times 10^{-3} \times 12,0}{10,0}$$

$$C_1 = 6,00 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Donc, comme le lait a été dilué cinq fois :

$$C_0 = 5 \cdot C_1 = 5 \times 6,00 \times 10^{-3} = 3,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

7. La concentration massique en ions chlorure dans le lait analysé vaut :

$$t_{Cl^-} = C_0 \cdot M_{Cl} = 3,00 \times 10^{-2} \times 35,5 = 1,07 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

Le lait analysé est donc consommable, car on reste dans l'intervalle autorisé pour la concentration massique en ions chlorure.

20 Different types of titrations

Traduction du texte :

« Le titrage est une méthode d'analyse chimique quantitative courante en laboratoire, qui est utilisée pour déterminer la concentration inconnue d'une espèce chimique connue, nommée réactif titrant. Un réactif, nommé réactif titré, de concentration et de volume connus, est utilisé pour réagir avec la solution de réactif titrant. En utilisant une pipette chimique* pour ajouter le réactif titrant, il est possible de déterminer la quantité exacte qui a été consommée quand le point d'équivalence est atteint. Dans le titrage classique acide fort – base forte, le point d'équivalence est le point pour lequel le pH du milieu réactionnel est juste égal à 7. Plusieurs méthodes peuvent être utilisées pour repérer le point d'équivalence de la réaction. Les titrages utilisent souvent des indicateurs colorés (le milieu réactionnel change de couleur). Dans les titrages acido-basiques simples, un indicateur (coloré) peut être utilisé, comme le phénolphthaléine, qui devient rose quand une certaine valeur de pH (environ 8,2) est atteinte ou dépassée. Tous les titrages ne nécessitent pas d'indicateur (coloré). Dans certains cas, soit les réactifs soit les produits sont fortement colorés et peuvent servir "d'indicateur". Par exemple, un titrage d'oxydo-réduction utilisant du permanganate de potassium (violet) comme réactif titrant, ne nécessite pas d'indicateur. Quand le réactif titrant est réduit, il devient incolore. Après le point d'équivalence, il y a un excès de réactif titrant. Le point d'équivalence est repéré à la première couleur violette persistante (due à un excès d'ions permanganate) dans la solution titrée. »

* La pipette dont il est question ici est une pipette dont le volume délivré peut être choisi et lu très précisément sur la pipette. En règle générale, en TP, les titrages se font avec une burette graduée (NDLR).

1. Un titrage en chimie permet de déterminer la concentration inconnue d'une espèce chimique connue.
2. Sans utiliser d'indicateur coloré, on repère la fin d'un titrage pH-métrique acide fort – base forte quand le pH vaut exactement 7 (la méthode des tangentes ou de la dérivée en permettent une détermination précise).
3. Pour qu'il puisse être utilisé lors d'un titrage colorimétrique d'un acide fort par une base forte, un indicateur coloré doit être tel que sa zone de virage contienne la valeur pH = 7.
4. Le titrage colorimétrique des ions fer(II) par les ions permanganate ne nécessite pas l'ajout d'un indicateur coloré pour repérer l'équivalence, car les ions permanganate jouent déjà ce rôle. Avant l'équivalence, ils sont limitants et réagissent totalement pour donner l'ion manganèse(II) incolore et, après l'équivalence, ils sont en excès et donnent une teinte rose au mélange réactionnel. L'équivalence est atteinte (et même légèrement dépassée) lorsque la première goutte de permanganate de potassium en excès est ajoutée, ce qui donne une teinte rose persistante au mélange.

21 Chauffeurette chimique

1. Voir document 5, p. 467 du manuel. Solution titrante S_A d'acide chlorhydrique, de concentration $C_A = 2,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ dans la burette graduée. Solution titrée S_1 d'éthanoate de sodium, de concentration C_1 à déterminer et de volume $V_1 = 25,0 \text{ mL}$.
2. À l'équivalence du titrage, on a : $n_1(\text{CH}_3\text{CO}_2^-) = n_E(\text{H}_3\text{O}^+)$
3. La courbe dérivée présente un maximum pour un volume $V_E = 8,8 \text{ mL}$.
4. Valeur aberrante : $V_E = 6,3 \text{ mL}$, qui doit être écartée de l'étude. Valeur moyenne des volumes équivalents : $V_{\text{Emoy}} = 8,84 \text{ mL}$, écart type de la série 0,17 mL. Pour 7 mesures et avec un intervalle de confiance de 95 %, $k = 2,45$, d'où l'encadrement suivant : $8,68 \text{ mL} < V_{\text{Emoy}} < 9,00 \text{ mL}$
5. On a $C_1 = \frac{C_A \cdot V_{\text{Emoy}}}{V_1} = \frac{2,0 \times 10^{-1} \times 8,84}{25,0}$
 $C_1 = 7,07 \times 10^{-2} \approx 7,1 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
6. On en déduit : $C_0 = 100 \times C_1 = 7,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
7. Dans la chauffeurette, dont le volume est de $V_0 = 100 \text{ mL}$, on a une quantité $n_0 = C_0 \cdot V_0 = 0,71 \text{ mol}$ d'éthanoate de sodium, soit une masse : $m_0 = n_0 \cdot M = 0,71 \times 82,0 = 58 \text{ g}$.
8. La masse de la solution S_0 est de 130 g, soit une teneur en éthanoate de sodium de 45 %. Cette valeur est supérieure à la valeur 20 % minimale citée dans le texte.

22 Dosage d'une eau de Javel.

1. Afin d'obtenir 50,0 mL de solution d'eau de Javel diluée au dixième, on doit prélever 5,0 mL d'eau de

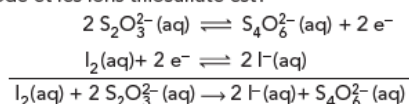
Javel commerciale placée dans un bécher à l'aide d'une pipette jaugée munie d'un pipeteur. Ces 5,0 mL sont placés dans une fiole jaugée de 50,0 mL, qui est ensuite complétée au trait de jauge avec de l'eau distillée.

La solution est finalisée en homogénéisant le contenu de la fiole après l'avoir bouchée.

2. Le volume $V = 10,0$ mL de solution S doit être prélevé à l'aide d'une pipette jaugée, car il s'agit de la solution à doser.

Le volume $V' = 20$ mL peut être prélevé à l'éprouvette graduée, car les ions iodures sont apportés en excès; il n'est donc pas nécessaire que ce prélèvement soit exact.

3. L'équation de la réaction (3) de titrage entre le diiode et les ions thiosulfate est:



4. À l'équivalence du titrage, on a réalisé un mélange stœchiométrique des réactifs. On a donc :

$$n(\text{I}_2) = \frac{n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{2} = \frac{C_1 \cdot V_{1E}}{2} = \frac{0,10 \times 10,0 \times 10^{-3}}{2}$$

$$n(\text{I}_2) = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol.}$$

5. Cette quantité de I_2 correspond à la quantité de dichlore produite par la réaction (1), car, dans (1), une mole de ClO^- produit une mole de Cl_2 , de même que, dans (2), une mole de ClO^- produit une mole de I_2 .

6. Dans le prélèvement V , on a donc :

$$n(\text{ClO}^-) = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol.}$$

7. Concentration : $[\text{ClO}^-] = \frac{n(\text{ClO}^-)}{V} = \frac{5,0 \times 10^{-4}}{10,0 \times 10^{-3}}$

$$[\text{ClO}^-] = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

On en déduit :

$$[\text{ClO}^-]_0 = 10 \times [\text{ClO}^-] = 5,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

8. D'après l'équation (1), une mole de ClO^- produit une mole de dichlore, donc un litre d'eau de Javel peut produire une quantité :

$$n(\text{Cl}_2) = 5,0 \times 10^{-1} \text{ mol.}$$

9. Cela correspond à un volume de dichlore :

Retour sur l'ouverture du chapitre

23 Dosage des ions calcium et magnésium

1. Pour prélever le volume $V = 20,0$ mL d'eau à doser, il est nécessaire d'utiliser une pipette jaugée munie de son dispositif de pipetage.

2. La solution tampon a pour rôle de maintenir le pH du milieu réactionnel à une valeur constante.

3. D'après les équations de dosage, on a :

$$n_E(\text{EDTA}) = n_0(\text{Ca}^{2+}) + n_0(\text{Mg}^{2+})$$

4. La relation est :

$$C \cdot V_E = [\text{Ca}^{2+}] \cdot V + [\text{Mg}^{2+}] \cdot V$$

$$\text{soit : } [\text{Ca}^{2+}] + [\text{Mg}^{2+}] = \frac{C \cdot V_E}{V}$$

5. Pour l'eau n° 1 :

$$[\text{Ca}^{2+}] + [\text{Mg}^{2+}] = \frac{1,0 \times 10^{-2} \times 6,7}{20,0}$$

$$= 3,35 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 3,35 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\approx 3,4 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Pour l'eau n° 2 :

$$[\text{Ca}^{2+}] + [\text{Mg}^{2+}] = \frac{1,0 \times 10^{-2} \times 2,9}{20,0}$$

$$= 1,45 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 1,45 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\approx 1,5 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

6. Pour l'eau n° 1 (eau non filtrée), le TH vaut 34 °f, alors que pour l'eau n° 2 (eau filtrée) le TH vaut 15 °f.

7. L'eau non filtrée est la plus dure, car son TH est supérieur à celui de l'eau filtrée.

8. La carafe filtrante est efficace puisqu'elle permet de convertir une eau caractérisée comme dure en une eau douce.

9. Pour cette eau minérale :

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{t(\text{Ca}^{2+})}{M_{\text{Ca}}} = \frac{78 \times 10^{-3}}{40,1} = 1,9 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

$$[\text{Mg}^{2+}] = \frac{t(\text{Mg}^{2+})}{M_{\text{Mg}}} = \frac{24 \times 10^{-3}}{24,3} = 9,9 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

$$[\text{Ca}^{2+}] + [\text{Mg}^{2+}] = 2,9 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

lange stœchiométrique des réactifs. On a donc :

$$n(I_2) = \frac{n(S_2O_3^{2-})}{2} = \frac{C_1 \cdot V_{1E}}{2} = \frac{0,10 \times 10,0 \times 10^{-3}}{2}$$

$$n(I_2) = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol.}$$

5. Cette quantité de I_2 correspond à la quantité de dichlore produite par la réaction (1), car, dans (1), une mole de ClO^- produit une mole de Cl_2 , de même que, dans (2), une mole de ClO^- produit une mole de I_2 .

6. Dans le prélèvement V , on a donc :

$$n(ClO^-) = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol.}$$

7. Concentration : $[ClO^-] = \frac{n(ClO^-)}{V} = \frac{5,0 \times 10^{-4}}{10,0 \times 10^{-3}}$

$$[ClO^-] = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

On en déduit :

$$[ClO^-]_0 = 10 \times [ClO^-] = 5,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

8. D'après l'équation (1), une mole de ClO^- produit une mole de dichlore, donc un litre d'eau de Javel peut produire une quantité :

$$n(Cl_2) = 5,0 \times 10^{-1} \text{ mol.}$$

9. Cela correspond à un volume de dichlore :

$$1 \text{ mol de } Cl_2 \Leftrightarrow 22,4 \text{ L}$$

$$5,0 \times 10^{-1} \text{ mol de } Cl_2 \Leftrightarrow V(Cl_2)$$

$$V(Cl_2) = 5,0 \times 10^{-1} \times 22,4 = 11,2 \text{ L.}$$

Le degré chlorométrique de l'eau de Javel analysée est donc égal à 11, ce qui est légèrement inférieur à l'indication de l'étiquette. L'incertitude relative est de :

$$\frac{|11,2 - 12|}{12} = 6,7 \times 10^{-2} = 6,7 \text{ \%}.$$

10. Le titrage réalisé est un titrage indirect, car l'espèce titrée n'est pas l'ion hypochlorite mais le diiode produit par une réaction secondaire avec les ions hypochlorite.

$$= 3,35 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 3,35 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\approx 3,4 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Pour l'eau n° 2 :

$$[Ca^{2+}] + [Mg^{2+}] = \frac{1,0 \times 10^{-2} \times 2,9}{20,0}$$

$$= 1,45 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 1,45 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\approx 1,5 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

6. Pour l'eau n° 1 (eau non filtrée), le TH vaut 34 °f, alors que pour l'eau n° 2 (eau filtrée) le TH vaut 15 °f.

7. L'eau non filtrée est la plus dure, car son TH est supérieur à celui de l'eau filtrée.

8. La carafe filtrante est efficace puisqu'elle permet de convertir une eau caractérisée comme dure en une eau douce.

9. Pour cette eau minérale :

$$[Ca^{2+}] = \frac{t(Ca^{2+})}{M_{Ca}} = \frac{78 \times 10^{-3}}{40,1} = 1,9 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

$$[Mg^{2+}] = \frac{t(Mg^{2+})}{M_{Mg}} = \frac{24 \times 10^{-3}}{24,3} = 9,9 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

$$[Ca^{2+}] + [Mg^{2+}] = 2,9 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

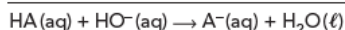
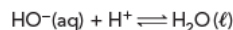
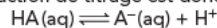
ce qui correspond à un TH qui vaut 29 °f, soit une eau dure, plus dure que l'eau filtrée par la carafe.

Comprendre un énoncé

24 Titrage de l'acide lactique dans un lait

1. HA est l'acide du premier couple $HA(aq) / A^-(aq)$ et $HO^-(aq)$ est la base du second couple $H_2O(\ell) / HO^-(aq)$.

L'équation de la réaction de titrage est donc :

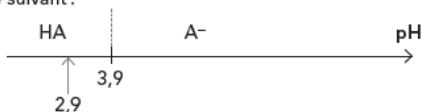


2. Cette réaction doit être rapide, totale et unique.

3. Au début du dosage, le pH vaut 2,9.

Or, le pK_A du couple $HA(aq) / A^-(aq)$ vaut 3,9.

Le diagramme de prédominance de ces espèces est le suivant :



Au début du dosage, on se trouve donc dans une zone de pH où l'espèce prédominante est l'acide $HA(aq)$.

4. Les espèces $HA(aq)$ et $A^-(aq)$ sont présentes en quantités égales lorsque $pH = pK_A$, soit pour le volume $V_S = 6,0$ mL d'après le tableau de mesures.

5. Le graphe $pH = f(V_B)$ est représenté ci-contre.

Le volume équivalent est déterminé à l'aide de la méthode des tangentes.

On détermine donc $V_E = 12,0$ mL.

6. À l'équivalence du titrage on a réalisé un mélange stœchiométrique des réactifs.

On a donc : $n(HA) = n(HO^-)$,

soit :

$$n(HA) = C_B \cdot V_E$$

$$n(HA) = 5,00 \times 10^{-2} \times 12,0 \times 10^{-3}$$

$$n(HA) = 6,00 \times 10^{-4} \text{ mol d'acide}$$

lactique dans un volume $V_A = 20,0$ mL.

7. Dans un litre de lait, il y a une quantité :

$$n_0(HA) = 50 \cdot n(HA)$$

$$n_0(HA) = 50 \times 6,00 \times 10^{-4} = 3,00 \times 10^{-2} \text{ mol,}$$

soit une masse :

$$m(HA) = n_0(HA) \cdot M_{HA} = 3,00 \times 10^{-2} \times 90 = 2,7 \text{ g.}$$

Le lait analysé n'est pas un lait frais, car sa teneur en acide lactique est supérieure à $1,8 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

