

Correction des exercices du chapitre 9 :

Attention les corrections ne sont pas toujours rédigées correctement.

Les solutions rédigées sont faites en classe ou dans le livre avec les exercices résolus p 72

QCM

p. 71

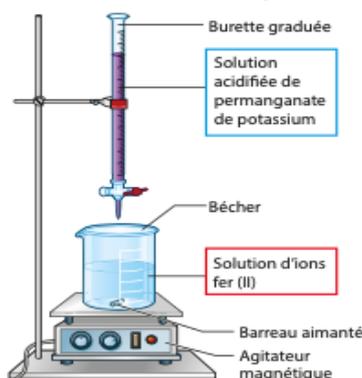
1. B ; 2. A et C ; 3. B ; 4. A et C ; 5. B ; 6. B ; 7. A et B ; 8. B ; 9. B et C ; 10. A, B et C.

Exercices

Appliquer le cours

p. 73

2 Schématiser un dispositif de titrage



3 Exploiter un dispositif de titrage

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.

4 Prévoir un changement de couleur

1. Réactif titré : $\text{SO}_2(\text{aq})$; réactif titrant : $\text{I}_2(\text{aq})$.

2. a. Le diode I_2

b. Le dioxyde de soufre SO_2

3. La solution passe d'incolore à jaune.

5 Exploiter un changement de couleur

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.

6 Exploiter une relation à l'équivalence

1. Relation b.

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

7 Établir et exploiter une relation à l'équivalence

$$1. \frac{n_1(\text{C}_2\text{H}_8\text{O}_6)}{1} = \frac{n_2(\text{I}_2)}{1}$$

$$2. n_1(\text{C}_2\text{H}_8\text{O}_6) = n_2(\text{I}_2) = C_2 \times V_E = 2,0 \times 10^{-3} \times 15,1 \times 10^{-3} = 0,030 \text{ mmol}$$

$$3. n_1(\text{C}_2\text{H}_8\text{O}_6) = C_1 \times V_1 \text{ donc } C_1 = \frac{n_1(\text{C}_2\text{H}_8\text{O}_6)}{V_1} = 3,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Exercices

S'entraîner

p. 74

8 Côté mat hs

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

9 À chacun son rythme

Dosage du dioxyde de soufre dans un vin

1. Réactif titré : SO_2 ; réactif titrant : I_2

$$2. \text{À l'équivalence : } \frac{n_0(\text{SO}_2)}{1} = \frac{n_2(\text{I}_2)}{1}$$

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

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.

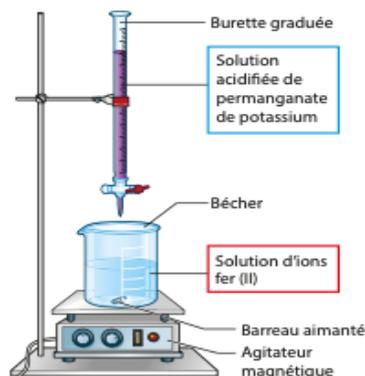
10 Traiter « un pied d'athlète »

1. Réactif titré : ions permanganate ; Réactif titrant : ions fer (II).

2. a. En règle générale, la solution titrante est placée dans une burette graduée, tandis que la solution titrée est placée dans un bécher ou un erlenmeyer.

b. Avant l'équivalence, les ions permanganate n'ayant pas encore réagi avec les ions fer (II) peuvent réagir avec les ions Mn^{2+} formés par la réaction et former un précipité marron de MnO_2 . Il faut donc éviter que les ions permanganate et les ions manganèse soient en contact. Pour cela, il faut placer la solution de permanganate de potassium dans la burette, même si elle est la solution titrée. Ainsi, avant l'équivalence, la quantité d'ions permanganate dans le bécher est nulle car lorsqu'ils sont ajoutés par la burette, ils sont immédiatement consommés par la réaction de titrage dans le bécher. La réaction parasite est alors évitée.

3.



4. a. Avant l'équivalence, la solution présente dans le bécher prend une teinte jaune clair à cause de la formation des ions fer (III). A la première goutte versée après l'équivalence, les ions permanganate donnent une couleur violette à la solution. L'équivalence est donc repérée par un changement de couleur du jaune au violet clair.

$$b. \text{À l'équivalence, } \frac{n_0(\text{Fe}^{2+})}{5} = \frac{n_2(\text{MnO}_4^-)}{1}$$

11 Connaître les critères de réussite

Titration iodométrique des ions thiosulfate

$$1. \text{À l'équivalence, on a } \frac{n_0(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{2} = \frac{n_2(\text{I}_2)}{1}$$

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

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 .

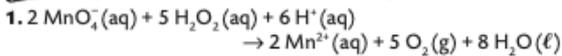
$$\text{Donc : } t_{\text{dosage}} = 10 \times C_1 \times M(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 10,0 \times 0,156 \times 112,2 = 1,75 \cdot 10^2 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

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 :

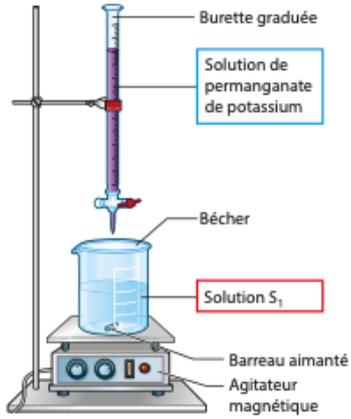
$$\frac{t_{\text{kit}} - t_{\text{dosage}}}{t_{\text{kit}}} = \frac{177 - 175}{177} = 0,011 = 1,1 \%$$

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

12 Titrage colorimétrique d'une eau oxygénée



2. a.



- b. À l'équivalence, la solution passe d'incolore à violet clair.
3. À l'équivalence, $\frac{n_0(\text{H}_2\text{O}_2)}{5} = \frac{n_E(\text{MnO}_4^-)}{2}$.
- Donc $C_1 = \frac{5 \times C_2 \times V_E}{2 \times V_1}$
4. $C_1 = \frac{5 \times 0,020 \times 17,6}{2 \times 10,0} = 8,80 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$
- 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 : $\frac{n_{\text{max}}(\text{O}_2)}{1} = \frac{n_0(\text{H}_2\text{O}_2)}{2}$.
- 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.

13 Python exercice

1. The equivalence of a titration is achieved when the reagents have been mixed in stoichiometric proportions.

We deduce :

$$\frac{n_0(A)}{a} = \frac{n_0(B)}{b}$$

2. $n_0(A) = C_A \times V_A$ and $n_0(B) = C_B \times V_E$
 $\frac{C_A \times V_A}{a} = \frac{C_B \times V_E}{b}$ and $C_A = \frac{a}{b} \times \frac{C_B \times V_E}{V_A}$

3.

```

Titration of A with B : aA + bB -> cC + dD
Enter values of stoichiometric numbers a and b
a = 1
b = 3
Enter the volumes in mL and the concentration CB in mol/L
VA = 10.0
VE = 13.0
CB = 0.0025
Concentration CA = 0.00115 mol/L
    
```

14 Mesures et incertitude de mesure

1. Valeur aberrante : 11,5 mL.

Écart type : 0,17994... mL, valeur moyenne 8,07142... mL

```

1-Var Stats
x̄=8.071428571
Σx=56.5
Σx²=456.23
Sx=.1799470822
σx=.1665986256
↓n=?
    
```

2. $u(V_E) = \frac{\sigma_{e-1}}{1n} = 0,0680...$ arrondi (toujours au-dessus et en gardant un seul chiffre significatif) à 0,07. Donc la valeur moyenne est écrite avec deux chiffres après la virgule et arrondie au plus proche soit 8,07 mL. Le résultat de la mesure s'écrit : $V_E = 8,07 \pm 0,07 \text{ mL}$.

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

1^{re} 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.

2^e 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 ».

3^e 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).

4^e 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 $n_{\text{excès}}(\text{I}_2)$ 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 ».

5^e 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.

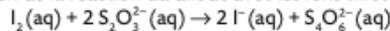
– Équation de la réaction de la vitamine C avec le diiode :



– Quantité de diiode ayant réagi avec la vitamine C $n_{\text{réagi}}(\text{I}_2)$:

$$n_0(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = n_{\text{réagi}}(\text{I}_2)$$

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



– Quantité de diiode $n_{\text{excès}}(\text{I}_2)$ ayant réagi avec les ions thiosulfate :

$$\frac{n_{\text{excès}}(\text{I}_2)}{1} = \frac{n_{\text{E}}(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{2} = \frac{C_3 \times V_{\text{E3}}}{2} = \frac{5,00 \cdot 10^{-3} \times 13,0 \cdot 10^{-3}}{2} = 3,25 \times 10^{-5} \text{ mol.}$$

– Quantité de diiode initiale :

$$n_{\text{initial}}(\text{I}_2) = C_2 \times V_2 = 4,70 \cdot 10^{-3} \times 15,0 \cdot 10^{-3} = 7,05 \times 10^{-5} \text{ mol.}$$

Or: $n_{\text{initial}}(\text{I}_2) = n_{\text{réagi}}(\text{I}_2) + n_{\text{excès}}(\text{I}_2)$

$$\text{Donc } n_{\text{réagi}}(\text{I}_2) = n_{\text{initial}}(\text{I}_2) - n_{\text{excès}}(\text{I}_2) = n_0(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6)$$

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

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

$$n_{\text{jus}}(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = 3,80 \times 10^{-5} \times \frac{88,0}{10,0} = 3,34 \times 10^{-4} \text{ mol.}$$

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

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

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

• 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 ».

16 Exercice à caractère expérimental Titration du paracétamol

1. V_1 est mesuré avec une pipette jaugée de 10,00 mL.

2. À l'équivalence, $\frac{n_0(\text{C}_6\text{H}_7\text{NO})}{1} = \frac{n_{\text{E}}(\text{Ce}^{4+})}{2}$.

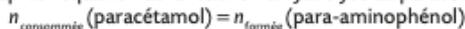
$$\text{Donc } C_1 = \frac{C_2 \times V_{\text{E}}}{2 \times V_1} = \frac{5,00 \times 10^{-2} \times 13,1}{2 \times 10,00} = 3,28 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

3. Prélèvement du volume V_1 , concentration de la solution S_2 , lecture du volume équivalent sur la burette graduée.

$$4. u(C_1) = 3 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}. C_1 = (3,28 \pm 0,03) \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

$$5. n_1 = C_1 \times V_{S1} = 3,28 \times 10^{-2} \times 100,0 \times 10^{-3} = 3,28 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

6. D'après l'équation de la réaction d'hydrolyse du paracétamol :



Donc la quantité de matière n_1 de para-aminophénol présente dans la solution S_1 est égale à la quantité de matière de paracétamol présente dans le comprimé de Doliprane® utilisé pour préparer cette solution.

7. Masse de paracétamol contenu dans un comprimé :

$$m = n_1 \times M(\text{paracétamol}) = 3,28 \cdot 10^{-3} \times 151,0 = 0,495 \text{ g} = 495 \text{ mg.}$$

Vers l'épreuve écrite

p. 77

17 Titration colorimétrique de la bétadine (30 min)

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

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

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

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

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

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

18 Les pluies acides (30 min)

1. L'équivalence est repérée par le passage de la solution d'incolore à violet clair.

$$2. \text{À l'équivalence, } \frac{n_0(\text{SO}_2)}{5} = \frac{n_{\text{E}}(\text{MnO}_4^-)}{2}.$$

3. Donc :

$$C_0 = \frac{5 \times C_1 \times V_{\text{E}}}{2 \times V_0} = \frac{5 \times 1,00 \times 10^{-4} \times 10,8}{2 \times 50,0} = 5,4 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

4. Masse de dioxyde de soufre dans 1,00 L de solution :

$$m = C_0 \times V \times M(\text{SO}_2) = 3,5 \times 10^{-3} \text{ g} = 3,5 \text{ mg.}$$

Cette masse était initialement contenue dans 10,0 m³ de gaz rejeté. Cela correspond donc à 0,35 mg/m³, soit 350 µg/m³. Sachant que ces gaz ont été rejetés en 60 h, le rejet de SO₂ est donc 5,8 µg/m³/h, la centrale respecte les normes de qualité de l'air.

Vers l'oral

p. 78

19 Application

Volume à l'équivalence d'un titrage

La valeur 6,5 mL est manifestement aberrante, elle n'est donc pas prise en compte dans les calculs.

On obtient : $V_E = 8,8$ mL (le résultat exact ne comporte qu'une seule décimale, il est donc possible d'ajouter autant de zéros que nécessaire) et $\sigma_{N-1} = 0,229 \dots$ mL.

L'incertitude type est donc : $u(V_E) = \frac{\sigma_{N-1}}{\sqrt{n}} = 0,076 \dots$ mL, valeur arrondie (toujours au-dessus et en gardant un seul chiffre significatif) à 0,08 mL.

Donc la valeur moyenne est écrite avec deux chiffres après la virgule 8,80 mL.

Le résultat de la mesure s'écrit : $V_E = 8,80 \pm 0,07$ mL.

Je m'exprime à l'oral sur

Les titrages

- Citer quelques sources d'erreurs liées à la mesure d'un volume versé à l'équivalence V_E
 - erreur de lecture de la valeur de V_E si l'œil n'est pas aligné horizontalement sur le trait de graduation ;
 - erreur d'appréciation de l'équivalence ;
 - erreur liée à la qualité du matériel ;
 - erreur liée à la température (qui n'est peut-être pas égale à 20 °C)
- Quelle est la relation entre les quantités des réactifs titrant et titré à l'équivalence ?

La relation est : la quantité de matière du réactif titrant divisée par son nombre stœchiométrique est égale à la quantité de matière du réactif titré divisée par son nombre stœchiométrique.

- Tous les résultats d'une série de mesures doivent-ils nécessairement être pris en compte ?

Non, les résultats d'une série de mesures ne sont pas nécessairement pris en compte, il faut exclure les résultats aberrants.

```
1-Var Stats
Mx=8.8
Sx=79.2
Σx²=697.38
Sx=.2291287847
σx=.2160246899
↓n=9
```