

1<sup>e</sup> Spécialité Physique Chimie

## CHAPITRE 3

DÉTERMINATION D'UNE  
QUANTITÉ DE MATIÈRE

# EXERCICES

Wulfran Fortin

## Liste des exercices

Exercice 1

Exercice 2

Exercice 3

Exercice 4

Exercice 5

Exercice 6

Exercice 7

---

## Exercice 1

### Énoncé

D'après Belin 2019.

On souhaite trouver la concentration effective en ion fer(II)  $Fe_{(aq)}^{2+}$  incolores en solution aqueuse. Pour cela, il faut les faire réagir avec des ions  $MnO_{4(aq)}^-$  d'une solution aqueuse de permanganate de potassium violette.

- Identifier les réactifs titrant et titré.
- Indiquer la verrerie utilisée pour prélever le réactif titré.
- Faire un schéma légendé du montage.

---

## Correction

**a.** Les ions fer (II) sont titrés, les ions permanganates sont les réactifs titrant.

**b.** Il faut pouvoir prélever un volume précis de solution de fer (II), on doit donc utiliser pour cela un bécher de prélèvement, une pipette jaugée munie de sa poire à pipeter.

Ensuite, ce volume précis doit être versé dans un récipient qui sera placé sous une burette graduée. Ce récipient peut être un autre bécher ou un petit erlenmeyer.

Dans ce récipient sera placé un barreau aimanté, le récipient étant posé sur un agitateur magnétique.

Pour pouvoir charger proprement notre burette graduée avec la solution titrante, on utilisera un bécher et éventuellement un petit entonnoir et sous la burette, on placera un récipient poubelle (un verre à pied) qui permettra de récupérer l'excès de solution titrante quand on réglera le zéro sur la burette.

Une pissette d'eau distillée ainsi que du pa-

---

pier essuie tout sera à disposition pour nettoyer.

Enfin, le permanganate étant nocif pour les yeux, on mettra des lunettes de protection surtout au moment du remplissage de la burette. Le permanganate tachant la peau, on prendra des gants.

**c.** Voir le cours.

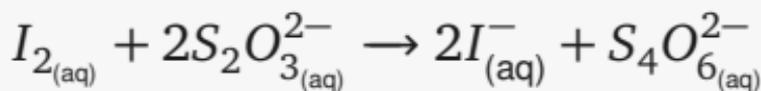
---

## Exercice 2

### Énoncé

D'après Belin 2019.

Dans un volume  $V = 25.0 \text{ mL}$  de solution de diiode  $I_{2(\text{aq})}$  de concentration  $C_{I_2} = 2.0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ , un volume  $V'$  d'une solution de thiosulfate de sodium  $2Na_{(\text{aq})}^+ + S_2O_{3(\text{aq})}^{2-}$  de concentration  $[S_2O_3^{2-}] = 4 \times C_{I_2}$  est ajoutée progressivement. L'équation de la réaction mise en jeu est la suivante



- Construire le tableau d'avancement de la réaction pour les valeurs du volume  $V'$  suivantes :  $0.5 \text{ mL}$ ,  $10.0 \text{ mL}$ ,  $12.5 \text{ mL}$  et  $15 \text{ mL}$ .
- Indiquer le réactif limitant dans chaque situation.
- Observer le milieu réactionnel pour  $V' = 12.5 \text{ mL}$ .

---

## Correction

a. Voir tableau 1.

On utilisera les valeurs suivantes dans ce tableau

—  $V = 25.0 \text{ mL} = 25 \times 10^{-3} \text{ L}$

—  $C_{I_2} = 2.0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

—  $[S_2O_3^{2-}] = 4 \times 2.0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

—  $V'$  est donné, et sera converti en  $L$

Quand  $V' = 5 \text{ mL} = 5 \times 10^{-3} \text{ L}$  alors

$x_{\max} = 2 \times 10^{-4} \text{ mol}$ ,  $n_{I_2} = 3 \times 10^{-4} \text{ mol}$ ,

$n_{S_2O_3^{2-}} = 0 \text{ mol}$ ,  $n_{I^-} = 4 \times 10^{-4} \text{ mol}$  et

$n_{S_4O_6^{2-}} = 2 \times 10^{-4} \text{ mol}$ .

Quand  $V' = 10 \text{ mL} = 10 \times 10^{-3} \text{ L}$  alors

$x_{\max} = 4 \times 10^{-4} \text{ mol}$ ,  $n_{I_2} = 1 \times 10^{-4} \text{ mol}$ ,

$n_{S_2O_3^{2-}} = 0 \text{ mol}$ ,  $n_{I^-} = 8 \times 10^{-4} \text{ mol}$  et

$n_{S_4O_6^{2-}} = 4 \times 10^{-4} \text{ mol}$ .

Quand  $V' = 12.5 \text{ mL} = 12.5 \times 10^{-3} \text{ L}$

alors  $x_{\max} = 5 \times 10^{-4} \text{ mol}$ ,  $n_{I_2} = 0.0 \text{ mol}$ ,

$n_{S_2O_3^{2-}} = 0.0 \text{ mol}$ ,  $n_{I^-} = 1.0 \times 10^{-3} \text{ mol}$  et

$n_{S_4O_6^{2-}} = 5 \times 10^{-4} \text{ mol}$ .

Quand  $V' = 15 \text{ mL} = 15 \times 10^{-3} \text{ L}$  alors

---

$$x_{\max} = 5 \times 10^{-4} \text{ mol}, n_{I_2} = 0.0 \text{ mol},$$
$$n_{S_2O_3^{2-}} = 2.0 \times 10^{-4} \text{ mol},$$
$$n_{I^-} = 1.0 \times 10^{-3} \text{ mol} \text{ et } n_{S_4O_6^{2-}} = 5 \times 10^{-4} \text{ mol}.$$

Pour les trois premiers volumes, le réactif limitant est le thiosulfate, pour le dernier volume, c'est le diiode.

**c.** On est dans les proportions stœchiométriques, tous les réactifs ont été consommés, il n'y a plus que les produits. À ce moment, la couleur va changer, le diiode ayant totalement disparu.

Équation chimique		$I_{2(aq)} + 2S_2O_3^{2-(aq)} \rightarrow 2I_{(aq)}^- + S_4O_6^{2-(aq)}$		
État sys.	Avanc. $x$ mol	Quantité de matière mol		
Init.	$x = 0$	$C \times V$	$4C \times V'$	0.0
Inter.	$x$	$C \times V - x$	$4C \times V' - 2x$	$x$
Final	$x_{max}$	...	...	$x_{max}$

Table 1

---

## Exercice 3

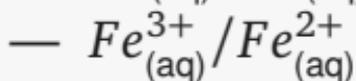
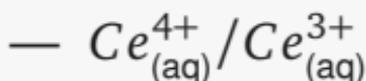
### Énoncé

D'après Belin 2019.

Le titrage des ions fer (II)  $Fe_{(aq)}^{2+}$  contenus dans une solution de sel de Mohr peut se faire à l'aide d'une solution de sulfate de cérium contenant des ions cérium (IV)  $Ce_{(aq)}^{4+}$ .

Quelques gouttes d'orthophénantroline sont introduites initialement dans l'erlenmeyer.

Les deux couples oxydo-réducteurs mis en jeu sont



L'orthophénantroline prend une couleur jaune-orangée en présence d'ions  $Fe_{(aq)}^{2+}$  et bleue avec les ions  $Fe_{(aq)}^{3+}$ .

- Établir l'équation de la réaction support du titrage.
- Donner le rôle de l'orthophénantroline.
- Expliquer comment repérer le virage du

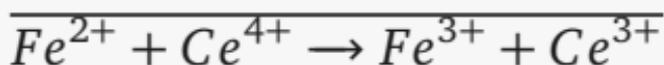
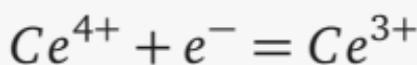
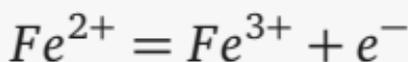
---

titrage.

---

## Correction

a.



b. L'orthophénantroline est un indicateur coloré qui change de couleur au moment de l'équivalence, quand le réactif à titrer disparaît.

c. Avant l'équivalence, il y a des ions  $Fe^{2+}$  dans l'erlenmeyer et quelques ions  $Fe^{3+}$ , l'indicateur coloré sera jaune orangé, puis dès que les ions fer (II) auront totalement disparu à l'équivalence, l'indicateur passera franchement à la couleur bleue, il n'y aura plus que les ions fer (III).

---

## Exercice 4

### Énoncé

D'après Belin 2019.

Dans un volume  $V = 25.0 \text{ mL}$  d'une solution contenant des ions étain (II)  $\text{Sn}_{(\text{aq})}^{2+}$  de concentration effective

$[\text{Sn}_{(\text{aq})}^{2+}] = 1.0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  est ajouté un volume  $V_2$  d'une solution contenant des ions cérium (IV)  $\text{Ce}_{(\text{aq})}^{4+}$  à la concentration effective  $[\text{Ce}_{(\text{aq})}^{4+}] = 1.0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

L'équation de la réaction qui a lieu s'écrit



**a.** Définir l'équivalence.

**b.** Construire le tableau d'avancement et donner la relation entre les quantités de matière à l'équivalence.

**c.** En déduire la valeur  $V_{2E}$  du volume  $V_2$  pour laquelle les réactifs ont été mélangés à l'équivalence.

---

## Correction

**a.** À l'équivalence, la proportion est stœchiométrique et tous les réactifs ont disparu.

**b.** Voir tableau 2.

À l'équivalence, on a toutes les quantités de réactifs nulles donc

$$V \times [Sn^{2+}] - x_{max} = 0$$

$$V_{2E} \times [Ce^{4+}] - 2x_{max} = 0$$

Il est alors possible à partir de ces deux égalités d'écrire que

$$V \times [Sn^{2+}] = 2 \times V_{2E} \times [Ce^{4+}]$$

et finalement ici

$$V_{2E} = 2 \times V$$

Équation chimique		$Sn_{(aq)}^{2+} + 2Ce_{(aq)}^{4+} \rightarrow Sn_{(aq)}^{4+} + 2Ce_{(aq)}^{3+}$		
État sys.	Av. x mol	Quantité de matière mol		
Init.	$x = 0$	$V \times [Sn^{2+}]$	$V_2 \times [Ce_{(aq)}^{4+}]$	0.0
Inter.	$x$	$V \times [Sn^{2+}] - x$	$V_2 \times [Ce_{(aq)}^{4+}] - 2x$	$2x$
Final	$x_{max}$	0	0	$2x_{max}$

Table 2

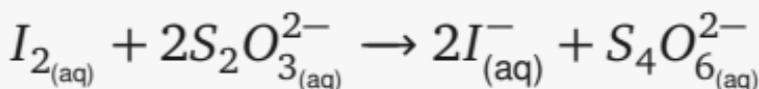
---

## Exercice 5

### Énoncé

D'après Belin 2019.

Lors d'une séance de TP, des élèves titrent 20.0 mL d'une solution antiseptique de Lugol contenant du diiode  $I_{2(aq)}$  par une solution contenant des ions thiosulfate  $S_2O_{3(aq)}^{2-}$ . L'équation de la réaction support du titrage est



On donne également

- l'incertitude type sur la mesure  $X$  est donnée par la relation  $u(X) = \frac{S_{n-1}}{\sqrt{n}}$  avec  $n$  le nombre de mesures.
- la concentration effective en ions thiosulfates est  $[S_2O_{3(aq)}^{2-}] = 1.0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
- les valeurs de volume versé à l'équivalence  $V_{\text{versé},E}$  obtenues par la

---

classe sont les suivantes ( en  $mL$ ) :  
10.3, 10.1, 10.2, 10.5, 10.6, 10.3,  
11.2, 10.1 et 10.4.

- a.** Indiquer si la série de mesure comporte un résultat aberrant à rejeter.
- b.** Donner le meilleur estimateur de la série de mesures.
- c.** Calculer l'écart type expérimental  $S_{n-1}$  et en déduire l'incertitude type avec deux chiffres significatifs.

---

## Correction

**a.** On rejette la septième valeur qui est très éloignée des autres.

**b.** On calcule la moyenne de la série de mesure après avoir exclu la septième valeur. On trouve alors

$$V_{\text{équivalence}} = 10.31 \text{ mL}$$

**c.** L'écart type expérimental calculé d'après la liste après exclusion de la septième valeur est

$$S_{n-1} = 0.181$$

On a alors

$$u(X) = \frac{0.18}{\sqrt{8}} = 0.064$$

Le volume à l'équivalence est de 10.31 mL avec une incertitude de 0.06 mL.

---

## Exercice 6

### Énoncé

D'après Hatier 2019.

Présent dans certains végétaux, l'acide oxalique  $C_2O_4H_2$  a de nombreuses utilisations. En solution aqueuse, il est vendu comme nettoyant. Une solution d'acide oxalique indiquée  $50 \text{ g.L}^{-1}$  est titrée à l'aide d'une solution d'ions permanganates  $MnO_4^-$  à  $c = 5.00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ , en présence d'ions  $H^+$  en excès.

Les couples oxydo réducteurs mis en jeu sont

1.  $MnO_4^-/Mn^{2+}$
2.  $CO_2/C_2O_4H_2$

La seule espèce colorée (violette) est l'ion permanganate.

- a. Écrire l'équation de la réaction de titrage.
- b. Identifier le réactif titrant et le réactif titré et expliquer comment repérer l'équivalence.

---

**c.** Vérifier que si l'étiquette est exacte, la concentration de la solution est

$$c_0 = 0.56 \text{ mol.L}^{-1}.$$

**d.** En faisant le titrage de  $V_0 = 20 \text{ mL}$  de cette solution, quel volume équivalent obtiendrait-on ?

**e.** Sachant que l'on dispose d'une burette graduée de  $25 \text{ mL}$ , justifier que l'on dilue dix fois la solution à tester avant d'en faire le titrage.

**f.** On prélève  $V_1 = 20.0 \text{ mL}$  de la solution diluée, que l'on place dans un erlenmeyer. Dessiner le schéma légendé du montage de titrage.

**g.** Le volume à l'équivalence est  $V_{\text{équiv.}} = 7.8 \text{ mL}$ . Déterminer  $c_0$  puis la concentration en masse de la solution mère et commenter ce résultat.

---

## Correction

**a.**



---

**b.** Le réactif titrant est  $MnO_4^-$ , on connaît sa concentration. Le réactif titré est l'acide oxalique dont on cherche la concentration. Comme un des deux réactifs est coloré, l'équivalence sera marquée par un changement de couleur.

**c.**

$$\begin{aligned}c_{\text{acide}} &= \frac{50 \text{ g}}{1 \text{ L}} \\&= \frac{\frac{50 \text{ g}}{M(C_2O_4H_2)} \text{ mol}}{1 \text{ L}} \\&= \frac{\frac{50 \text{ g}}{2 \times 12.0 + 4 \times 16.0 + 2 \times 1.0} \text{ mol}}{1 \text{ L}} \\&= 0.56 \text{ mol.L}^{-1}\end{aligned}$$

**d.** On calcule la quantité d'acide présente si  $V_0 = 20.0 \text{ mL}$  et  $c_0 = 0.56 \text{ mol.L}^{-1}$ . On a alors

$$\begin{aligned}n_{\text{acide}} &= C_0 \times V_0 \\&= 0.56 \text{ mol.L}^{-1} \times 0.020 \text{ L} \\&= 0.0112 \text{ mol}\end{aligned}$$

Sachant que 5 acides réagissent avec 2 permanganates, par proportion,

---

0.0112 mol d'acides réagissent avec

$$\frac{0.0112 \times 2}{5} = 4.5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

de permanganate. Comme pour une solution  $n = C \times V$  on peut calculer le volume de permanganate nécessaire

$$\begin{aligned} V &= \frac{n}{C} \\ &= \frac{4.5 \times 10^{-3} \text{ mol}}{5.00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}} \\ &= 0.0896 \text{ L} \\ &= 89.6 \text{ mL} \end{aligned}$$

**e.** C'est plusieurs fois le volume maximum de notre burette. Si on dilue dix fois la solution d'acide, le volume nécessaire sera divisé par dix et on aura alors un volume à l'équivalence de 8.96 mL ce qu'il est possible de mesurer avec notre burette.

**f.** Voir schéma dans le cours.

**g.** Quantité de permanganate à

---

l'équivalence

$$\begin{aligned}n_{MnO_4^-} &= C \times V_{\text{éq.}} \\ &= 5.00 \times 10^{-2} \times 7.8 \times 10^{-3} \\ &= 3.9 \times 10^{-4} \text{ mol}\end{aligned}$$

Comme 5 acides réagissent avec 2 permanganates, on a une quantité d'acide

$$\begin{aligned}n_{\text{acide}} &= \frac{5 \times 3.9 \times 10^{-4}}{2} \\ &= 9.75 \times 10^{-4} \text{ mol}\end{aligned}$$

pour 20.0 mL de solution prélevée soit une concentration

$$\begin{aligned}c_1 &= \frac{9.75 \times 10^{-4} \text{ mol}}{0.020 \text{ L}} \\ &= 0.049 \text{ mol.L}^{-1}\end{aligned}$$

La solution de départ étant dix fois plus concentrée

$$c_0 = 0.49 \text{ mol.L}^{-1}$$

---

Cela correspond à une concentration en masse de

$$\begin{aligned}c_0 &= 0.49 \times (2 \times 12 + 4 \times 16 + 2 \times 1) \\ &= 44 \text{ g.L}^{-1}\end{aligned}$$

---

## Exercice 7

### Énoncé

D'après Hatier 2019.

Le principe actif des médicaments à la vitamine C est l'acide ascorbique  $C_6H_8O_6$ . On cherche à effectuer un contrôle de qualité sur un comprimé de *Vitamine C 500* sensé contenir une masse  $m_{\text{théorique}} = 500 \text{ mg}$  d'acide ascorbique.

Le protocole de dosage est le suivant :

- broyer un comprimé
- le dissoudre dans une fiole jaugée de  $V_0 = 1 \text{ L}$
- prélever  $V_1 = 10.0 \text{ mL}$  de cette solution dans un erlenmeyer
- ajouter  $V_2 = 10.0 \text{ mL}$  d'une solution de diiode de concentration  $c_2 = 5.00 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
- titrer le diiode restant à l'aide d'une solution d'ions thiosulfates  $S_2O_3^{2-}$  de concentration

---

$$c = 5.00 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

Les couples d'oxydoréduction mis en jeu sont

- $I_2/I^-$
- $C_6H_6O_6/C_6H_8O_6$
- $S_4O_6^{2-}/S_2O_3^{2-}$

Le diiode est la seule espèce colorée, il est jaune.

- a. Écrire l'équation de la réaction entre l'acide ascorbique et le diiode. Elle sera supposée totale.
- b. Déterminer la quantité de matière de diiode apportée  $n_2$ .
- c. Écrire l'équation de la réaction de titrage.
- d. Identifier le réactif titré et le réactif titrant.
- e. Préciser comment repérer l'équivalence.
- f. Le volume de solution d'ions thiosulfate versé à l'équivalence est  $V_{\text{equiv.}} = 8.9 \text{ mL}$ . En déduire la quantité de matière de diiode titré notée  $n_t$ .
- g. Montrer que la quantité de matière d'acide ascorbique dans un comprimé ayant réagi avec le diiode est  $n_2 - n_t$ .
- h. En déduire la quantité de matière d'acide

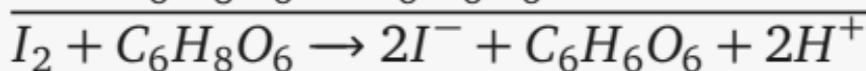
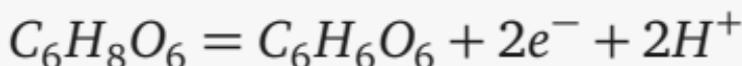
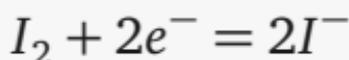
---

ascorbique dans un comprimé, puis la  
masse correspondante  $m_{\text{expérimentale}}$ .

---

## Correction

a.



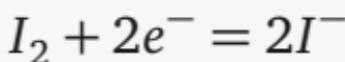
b.

$$n_2 = C_2 \times V_2$$

$$= 5.00 \times 10^{-3} \times 10.0 \times 10^{-3}$$

$$= 5.0 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

c.



d. Le diiode est l'espèce titrée, le thiosulfate est l'espèce titrant.

e. On observera un changement de couleur quand le diiode disparaîtra complètement, la solution passera du jaune à l'incolore.

---

**f.** La quantité de thiosulfate à l'équivalence

$$\begin{aligned}n_{\text{thiosulfate}} &= c \times V_{\text{equiv.}} \\&= 5.00 \times 10^{-3} \times 8.9 \times 10^{-3} \\&= 4.456 \times 10^{-5} \text{ mol}\end{aligned}$$

Comme 2 thiosulfates réagissent avec 1 diiode,  $4.456 \times 10^{-5} \text{ mol}$  de thiosulfates réagiront avec la quantité  $n_t$  de diiode

$$\begin{aligned}n_t &= \frac{4.45 \times 10^{-5} \times 1}{2} \\&= 2.2 \times 10^{-5} \text{ mol}\end{aligned}$$

**g.** Il y a eu une première réaction entre l'acide et le diiode, une partie du diiode a été consommée. On a donc dosé le restant de diiode. Si  $n_2$  est la quantité totale de diiode, si  $n_{\text{acide}}$  est la quantité de vitamine C et si  $n_t$  est la quantité de diiode dosée, alors on écrira que

$$n_2 = n_t + n_{\text{acide}}$$

et en isolant la quantité correspondant à l'acide ascorbique

$$n_{\text{acide}} = n_2 - n_t$$

---

et donc  $n_{\text{acide}} = 5 \times 10^{-5} - 2.2 \times 10^{-5} = 3.8 \times 10^{-5} \text{ mol}$

**h.** On a dosé dans les  $10.0 \text{ mL}$  de solution d'acide ascorbique une quantité  $n_{\text{acide}} = 3.8 \times 10^{-5} \text{ mol}$  et cela correspond à une masse d'acide ascorbique

$$\begin{aligned} m_{\text{acide}} &= n_{\text{acide}} \times M(\text{acide}) \\ &= 3.8 \times 10^{-5} \times \\ &\quad (6 \times 12 + 8 \times 1 + 6 \times 16) \\ &= 6.7 \times 10^{-3} \text{ g} \end{aligned}$$

Ce volume de  $10.0 \text{ mL}$  a été prélevé dans un volume totale de  $1000 \text{ mL}$  où était dissout le comprimé, donc la masse d'acide ascorbique dans le comprimé correspond à

$$m_{\text{comprimé}} = 100 \times 6.7 \times 10^{-3} = 670 \text{ mg}$$

On retrouve l'ordre de grandeur inscrit sur la boîte, en léger excès.