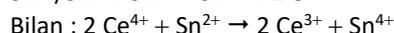
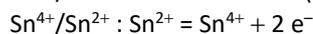
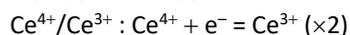


Exercices du chapitre 7 - correction

26 a. Le réactif titrant est l'ion étain Sn^{2+} , le réactif titré l'ion cérium IV Ce^{4+} .



b. L'équivalence est repérée à la disparition de la couleur orange du réactif titré.

c. La quantité de matière de réactif titrant Sn^{2+} apportée à l'équivalence est $n = cV_{\text{éq}}$.

D'après la stœchiométrie de la réaction de titrage, la quantité de matière de réactif titré Ce^{4+} initialement présent était double. La concentration d'ions Ce^{4+} de la solution titrée est donc $c_1 = \frac{2cV_{\text{éq}}}{V_1} = 4,18 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

28 a. Cette solution absorbe dans le bleu et le vert, laisse passer le rouge, donc apparaît rouge.

b. Il faut utiliser la longueur d'onde du maximum d'absorption, 450 nm.

29 a. L'absorbance de la solution à 450 nm est $A_{450} = 1,8$.

La concentration de la solution est donc $c = \frac{A_{450}}{\epsilon_{450}l}$

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

b. L'absorbance à 500 nm de cette solution est $A_{500} = 1,0$.

Le coefficient d'absorption molaire de cette solution à 500 nm est donc $\epsilon_{500} = \frac{A_{500}}{\ell c} = 1,6 \times 10^2$.

31 a. D'après le graphe, la concentration de la solution est $2,4 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$.

b. D'après la loi de Beer-Lambert, la concentration de la solution inconnue est $c = \frac{0,68}{290 \times 1,0} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

32 a. Au début du titrage, l'erenmeyer contient B, mais pas les autres.

b. Avant l'équivalence, l'erenmeyer contient B, C, D, mais pas A.

c. À l'équivalence, l'erenmeyer contient C et D, mais ni A ni B.

d. Après l'équivalence, l'erenmeyer contient A, C, D, mais pas B.

33 L'équivalence d'un titrage est l'état du titrage où le réactif titrant et le réactif titré ont été apportés dans les proportions stœchiométriques de la réaction de titrage. L'équivalence d'un titrage est l'état du titrage où le réactif limitant de la réaction de titrage change. L'équivalence d'un titrage est l'état du titrage où l'on a apporté juste assez de réactif titrant pour consommer tout le réactif titré initialement présent.

On peut la repérer à l'œil, lorsque seul le réactif titrant est coloré (alors l'équivalence est atteinte à la persistance de la couleur du réactif titrant dans le mélange réactionnel) ou lorsque seul le réactif titré est coloré (alors l'équivalence est atteinte à la disparition de la couleur du réactif titré dans le mélange réactionnel).

34 Avant l'équivalence, le mélange réactionnel est incolore. Après l'équivalence, il est rouge.

35 a. a représente la quantité de matière de A (non présent avant l'équivalence), b la quantité de matière de D (produit de la réaction, coefficient stœchiométrique 1), c la quantité de matière de C (produit, coefficient 2) et d la quantité de matière de B (réactif titré, consommé à l'équivalence).

b. Le volume équivalent est celui où le réactif titré est consommé sans que le réactif titrant soit apporté en excès, donc ici $V_{\text{éq}} = 10 \text{ mL}$.

36 a. À l'équivalence, la quantité de matière de réactif titrant apporté est juste suffisante pour consommer tout le réactif titré initialement présent. Vu la stœchiométrie de la réaction de titrage, on en déduit que $n_{\text{Bi}} = 2 n_{\text{Aéq}}$.

b. Pour avoir la concentration en quantité de matière de la solution titrée, il faudrait avoir la valeur du volume de solution titrée prélevée. Pour avoir sa concentration en masse, il faudrait avoir la masse molaire du soluté titré.

37 a. Faux : une solution jaune laisse passer le jaune.

b. Faux : cela dépend des autres couleurs qu'elle laisse passer.

c. Vrai : on ne peut pas obtenir du jaune en superposant du bleu à une autre couleur.

38 a. $A_1 = \epsilon \ell_1 c_1 = 0,25$

b. $A_1 = \epsilon \ell_2 c_1 = 1,0$

c. $A_3 = \epsilon \ell_1 c_3 = 0,50$

d. $c_4 = \frac{A_4}{\epsilon \ell_1} = 4,0 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

40 a. Les deux solutions laissent passer le vert et absorbent le rouge et le bleu, donc on les voit vertes.

b. L'absorbance de la solution de chlorophylle a à 420 nm est $A_a = 1,3$. Sa concentration est donc $c_0 = \frac{A_a}{\epsilon_a l} = 1,2 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. L'autre solution a la même concentration.

c. L'absorbance de la solution de chlorophylle b à 460 nm est $A_b = 1,7$. Son coefficient d'absorption molaire à 460 nm est donc $\epsilon_b = \frac{A_b}{c_0 \ell} = 1,4 \times 10^5 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{cm}^{-1}$.

41 a. Voici le graphe.

Son coefficient directeur est

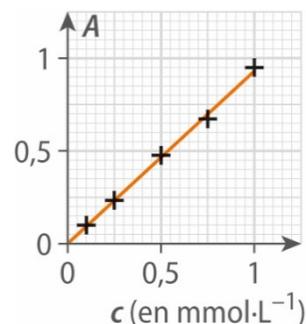
$$k = 9,3 \times 10^2 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Le coefficient d'absorption molaire de l'espèce

$$\text{absorbante est donc } \epsilon = \frac{k}{\ell}$$

$$= 9,3 \times 10^2 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{cm}^{-1}$$

b. À l'aide du graphe on détermine la concentration de l'eau : $c = 0,90 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$.



c. La concentration en masse correspondante est $C_m = cM_{\text{NO}_3^-} = 59 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$: l'eau est impropre à la consommation.

- 43 a. Faux : B n'est pas présent avant l'équivalence alors que D est formée.
 b. Vrai : chaque B apporté produit un C.
 c. Faux : à l'équivalence il n'y a pas de B alors que D a été formée.
 d. et e. Faux car la stœchiométrie n'est pas de 1 pour 1.

- 44 a. On peut repérer l'équivalence à l'apparition de la couleur du réactif titrant.
 b. On peut repérer l'équivalence à la disparition de la couleur du réactif titré.
 c. On peut repérer l'équivalence, lorsque la couleur du réactif titré disparaît et celle du réactif titrant apparaît.
 d. On ne peut pas repérer l'équivalence à la couleur, car la couleur du produit est présente du début.

- 45 a. On ne peut pas repérer l'équivalence car la seule espèce colorée est un produit.
 b. On peut repérer l'équivalence à la persistance de la coloration brune du dibrome.
 c. On peut repérer l'équivalence à la persistance de la coloration jaune du diiode.
 d. On peut repérer l'équivalence à la disparition de la couleur jaune du diiode.

- 46 a. On ne peut pas repérer l'équivalence car la couleur de l'ion $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ qui croît au début du titrage empêche de repérer un changement de couleur.
 b. On peut repérer l'équivalence à l'apparition de la couleur violette de l'ion permanganate.
 c. On ne peut pas repérer l'équivalence car la couleur verte de l'ion Cr^{3+} qui apparaît du début empêche de voir un changement de couleur.
 d. On peut repérer l'équivalence à la disparition de la couleur violette.

- 47 a. La concentration de la solution titrante est c , la quantité de matière d'éthanol introduit est n_0 , le volume équivalent est $V_{\text{éq}}$.
 b. À l'équivalence, le réactif titrant et le réactif titré sont entièrement consommés. On note x_{max} l'avancement maximal de la réaction support du titrage à l'équivalence.

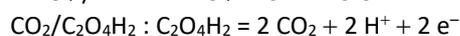
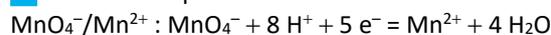
Réaction	$2 \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 3 \text{C}_2\text{H}_6\text{O}(\text{aq}) + 16 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \dots$		
Quantités de matière de...	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	H^+
...apportées à l'équivalence	$cV_{\text{éq}}$	n_0	Excès
...présentes à l'équivalence	$cV_{\text{éq}} - 2x_{\text{max}} = 0$	$n_0 - 3x_{\text{max}} = 0$	

c. On en déduit que $x_{\text{max}} = \frac{cV_{\text{éq}}}{2}$
 puis que $n_0 = 3x_{\text{max}} = \frac{3cV_{\text{éq}}}{2}$

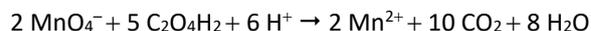
48 a. La courbe 1 représente la quantité de matière de Cr^{3+} , la courbe 2 celle de $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$, qui sont des produits (donc leur courbe croît du début), et qu'on départage à l'aide des coefficients stœchiométriques de la réaction. La courbe 3 est la quantité de matière de réactif $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, qui décroît du début. La courbe 4 est celle de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, qui apparaît après l'équivalence.

b. Le volume équivalent, d'après la lecture de l'abscisse de la rupture de pente des courbes, est $V_{\text{éq}} = 12,5 \text{ mL}$. La quantité de matière d'éthanol initialement présente est l'ordonnée à l'origine de la courbe 3, donc $n_0 = 0,030 \text{ mol}$. La concentration de la solution titrante se déduit de la relation obtenue à l'exercice précédent, $c = \frac{2n_0}{3V_{\text{éq}}} = 1,6 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

50 1. a. Demi-équations :



Bilan :



b. Le réactif titré est l'acide oxalique, le réactif titrant l'ion permanganate, on repère l'équivalence à l'apparition de la couleur violette.

2. a. La solution titrée a une concentration en masse attendue $C_m = 50 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$. Sa concentration molaire attendue est donc $c_0 = \frac{t_0}{M_{\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2}} = 0,56 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

b. Si l'on titre un volume $V_0 = 20 \text{ mL}$ de cette solution, on apporte une quantité de matière :

$$n_0 = c_0 V_0 = 1,1 \times 10^{-2} \text{ mol}.$$

D'après la stœchiométrie de la réaction de titrage, il faut apporter une quantité de matière de réactif titré $n = \frac{2}{5} n_0$ pour atteindre l'équivalence. Cette quantité de matière est contenue dans un volume de solution titrante

$$V = \frac{n}{c} = \frac{2c_0 V_0}{5c} = 89 \text{ mL}.$$

c. Ceci ne tient pas dans une burette de 25 mL. On dilue donc la solution à tester.

3. Schéma du montage de titrage.

4. La quantité de matière de réactif titrant apportée à l'équivalence est $n = cV_{\text{éq}}$. D'après la stœchiométrie de la réaction de titrage, la quantité de matière de réactif titré initialement présent était $n_1 = \frac{5}{2} n_0$, donc la concentration de la solution titrée est :

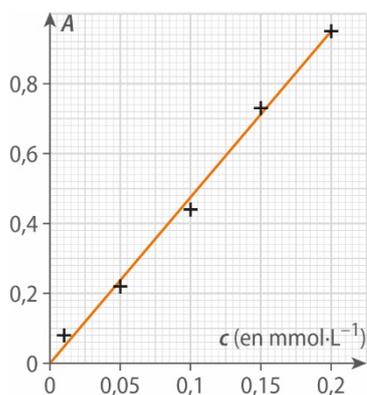
$$c_1 = \frac{5cV_{\text{éq}}}{2V_1} = 4,9 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}.$$

Celle de la solution-mère est donc $c_0 = 10c_1 = 0,49 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, ce qui fait une concentration en masse de $44 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$, assez nettement en dessous de la valeur annoncée.

5. Voir le simulateur.

51 a. À 500 nm, la solution absorbe puisqu'elle est rouge. Donc on peut mesurer son absorbance.

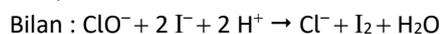
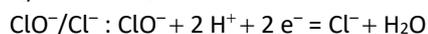
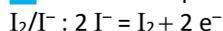
b. Voir le graphe d'étalonnage (page suivante). Le coefficient directeur est $k = 4,8 \times 10^3 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.



c. Pour $A = 0,69$, on lit une concentration $c = 0,14 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$. La concentration en masse est donc $C_m = cM_{\text{Fe}} = 7,8 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$. Celle de la solution issue du médicament était donc dix fois plus concentrée, soit $78 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$. Comme elle contenait tout le comprimé, cela fait 78 mg d'ions Fe^{2+} pour un comprimé.

- 52** a. La moyenne est $V_{\text{éq}} = 13,18666\dots \text{ mL}$.
 b. À l'aide de la relation de la fiche-méthode, on calcule $U_A = 0,064 \text{ mL}$.
 c. L'incertitude sur une mesure unique est $U_B = \frac{0,1 \text{ mL}}{\sqrt{3}} = 0,058 \text{ mL}$.
 d. L'incertitude-type associée à la mesure du volume équivalent est donc $U = 0,2 \text{ mL}$.
 e. On écrit finalement $V_{\text{éq}} = 13,2 \text{ mL} \pm 0,2 \text{ mL}$.
 f. L'intervalle de confiance est $[13,0 \text{ mL} ; 13,4 \text{ mL}]$.

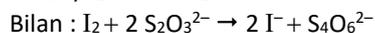
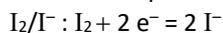
53 1. a. Demi-équations :



b. La quantité de matière formée par cette réaction est égale à la quantité de matière d'ions hypochlorite initialement présents.

c. Les ions iodure ont juste à être en excès, la quantité de matière précise apportée n'a pas d'importance, donc on peut utiliser une éprouvette graduée.

2. a. Demi-équations :



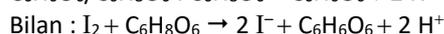
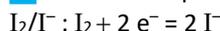
b. L'équivalence est repérée à la disparition de la couleur jaune du diiode.

3. La quantité de matière d'ions thiosulfate apportée à l'équivalence est $n = cV_{\text{éq}}$. D'après la stœchiométrie de la réaction de titrage, on en déduit la quantité de matière de diiode initialement présent, deux fois inférieure. C'est aussi la quantité de matière d'ions hypochlorite dans le prélèvement d'eau de Javel diluée. La concentration de cette solution était donc $c_1 = \frac{cV_{\text{éq}}}{2V_1}$. La solution-mère

a donc pour concentration $c_0 = 10c_1 = \frac{5cV_{\text{éq}}}{V_1}$.

On calcule $c_0 = 0,41 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

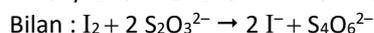
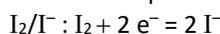
54 1. a. Demi-équations :



b. La quantité de matière de diiode apporté est

$$n_2 = c_2V_2 = 5,00 \times 10^{-5} \text{ mol.}$$

2. a. Demi-équations :



b. Le réactif titré est le diiode, le réactif titrant est l'ion thiosulfate.

c. L'équivalence est repérée à la disparition de la coloration jaune du diiode.

3. a. La quantité de matière d'ions thiosulfate apportée à l'équivalence est $n = cV_{\text{éq}}$. D'après la stœchiométrie de la réaction de titrage, on en déduit que la quantité de matière de diiode initialement présent était deux fois plus petite, donc $n_t = \frac{cV_{\text{éq}}}{2} = 2,2 \times 10^{-5} \text{ mol}$.

b. D'après la réaction de consommation de l'acide ascorbique, la quantité de matière de diiode consommée par cette réaction est $n_2 - n_t$. C'est aussi la quantité de matière d'acide ascorbique ayant réagi.

c. La quantité de matière d'acide ascorbique dans un comprimé est cent fois supérieure puisqu'on n'a pris que 10 mL sur le litre de solution contenant la totalité du comprimé. On en déduit donc la quantité de matière d'acide ascorbique dans un comprimé :

$$n_0 = 100(n_2 - n_t) = 2,8 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

La masse correspondante est $m_{\text{exp}} = n_0 M_{\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6} = 0,49 \text{ g}$.

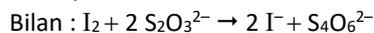
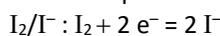
d. L'écart relatif est 2% , ce qui est tout à fait acceptable.

4. Si on trouve plus que la valeur attendue suite à une erreur, c'est soit que n_2 a été surévaluée, donc que c_2 a été surestimée, soit que n_t a été sous-estimée, donc que c a été sous-estimée.

55

Questions préliminaires

a. Demi-équations :



b. Le diiode est le réactif titré, l'ion thiosulfate le réactif titrant. L'équivalence est repérée à la disparition de la couleur jaune du diiode.

Problème

La quantité de matière de réactif titrant $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ apportée à l'équivalence est $n = cV_{\text{éq}}$.

La stœchiométrie de la réaction de titrage permet d'affirmer que la quantité de matière de diiode initialement présent est deux fois inférieure.

D'après la réaction écrite dans le document 2, la quantité de matière de dioxygène qui a été consommé est encore deux fois inférieure.

Le volume d'eau testé étant $V_1 = 150$ mL, on en déduit la concentration molaire en dioxygène dissous :

$$c_1 = \frac{n}{4V_1} = \frac{cV_{\text{éq}}}{4V_1} = 2,20 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}.$$

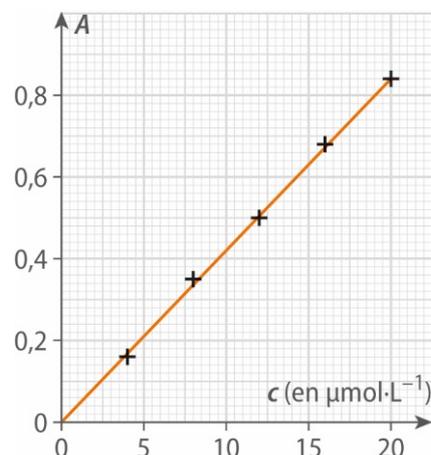
La concentration en masse en dioxygène dissous est donc $C_m = c_1 M_{O_2} = 7,04 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$. Ceci étant compris entre $5 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$ et $10 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$, l'eau est donc saine.

56 Prenons une masse corporelle 70 kg. La masse de bonbons que l'on peut ingurgiter quotidiennement est $m_b = 70 \times 2,5 = 1,8 \times 10^2$ mg, soit $m_b = 0,18$ g. On trace le graphe d'étalonnage.

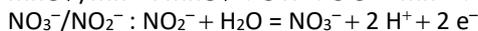
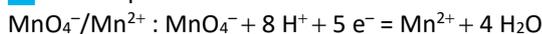
L'absorbance du bonbon étant $0,44$, on en déduit la concentration en bleu patenté V dans la solution : $c = 10,5 \mu\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

La solution issue d'un bonbon ayant un volume $V = 100$ mL, la quantité de matière de bleu patenté V dans un bonbon est $n = cV = 1,05 \times 10^{-6}$ mol. La masse de bleu patenté V dans un bonbon est donc $m_1 = nM = 6,11 \times 10^{-4}$ g.

Le nombre de bonbons qu'on peut manger chaque jour sans dépasser la DJA de bleu patenté V est donc $\frac{m_b}{m_1} = 2,9 \times 10^2$.



57 Demi-équations :



La quantité de matière d'ions permanganate apportés à l'équivalence est $cV_{\text{éq}}$.

D'après la stœchiométrie de la réaction de titrage, la quantité de matière d'ions nitrite initialement présents était $\frac{5}{2} cV_{\text{éq}}$

La quantité de matière d'ions nitrite dans tout le pot de rillettes est vingt fois supérieure, donc $50cV_{\text{éq}}$.

La masse de nitrite de sodium dans le pot de 500 g est donc $50cV_{\text{éq}} M_{\text{NaNO}_2}$ soit, pour un kilogramme de rillettes, deux fois plus : $100cV_{\text{éq}} M_{\text{NaNO}_2} = 77,3$ mg.

Les rillettes sont donc conformes à la législation.