

Chapitre 5 : Détermination d'une quantité de matière par titrage

Exercices

QCM

1. Principe du titrage

1. La réaction de titrage d'une espèce chimique doit être :
C. rapide et totale.
2. Le titrage d'une espèce chimique permet de :
B. déterminer la concentration d'une espèce chimique inconnue.
3. Un réactif limitant est :
A. une espèce chimique minoritaire.

2. Réactifs titrant et titré

1. Qu'appelle-t-on l'espèce titrée ?
A. Le réactif contenu dans le bécher.
2. À quoi correspond une espèce titrante ?
B. Le réactif contenu dans la burette.
3. La relation à l'équivalence est:

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

3. Equivalence lors du titrage

1. À l'équivalence :
B. les réactifs sont introduits dans des proportions stoechiométriques.
2. Comment repérer l'équivalence de la réaction lors d'un titrage colorimétrique ?
C. L'apparition persistante de la couleur du réactif titrant.
3. Lors d'un titrage par suivi colorimétrique :
C. l'équivalence est repérée par un changement de couleur.

4. Jeopardy Propositions de questions :

- a. Comment sont les réactifs à l'équivalence?
- b. Comment repérer l'équivalence lors d'un titrage colorimétrique?

Pour s'échauffer

5. Le titrage direct

◆ Un titrage direct est une technique de dosage qui permet de déterminer la concentration d'une espèce chimique inconnue.

6. Dosage et titrage

◆ Le titrage est une technique de dosage qui fait intervenir une réaction chimique. L'échantillon de matière considéré est alors détruit lors de l'expérience. La technique du dosage par étalonnage ne détruit pas l'échantillon de matière.

7. La quantité de matière

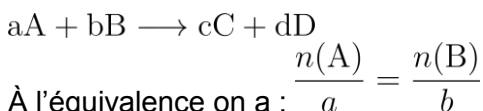
◆ Les relations pour calculer une quantité de matière sont :

$n = \frac{m}{M}$ avec n la quantité de matière en mol, m la masse en g et M la masse molaire en g/mol.

$c = \frac{n}{V}$ avec c la concentration molaire en mol/L, n la quantité de matière en mol et V le volume en L.

8. L'équivalence

◆ En considérant l'équation de la réaction suivante :



9. Equivalence

◆ La relation qui existe entre les quantités de matière de Fe^{2+} et de Ce^{4+} est :

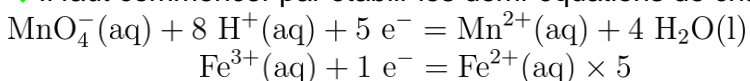
$$\frac{n(\text{Fe}^{2+})}{1} = \frac{n(\text{Ce}^{4+})}{1}$$

Pour commencer

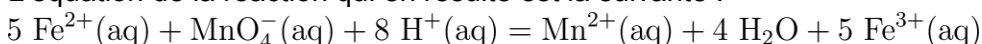
10. Réaction support de titrage

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation chimique

◆ Il faut commencer par établir les demi-équations de chaque couple :



L'équation de la réaction qui en résulte est la suivante :



11. Schéma d'expérience

→ APP : Faire un brouillon comprenant un schéma

1. Schéma d'une dilution :

Dilution : Ajout de solvant à une solution qui devient moins concentrée.

$$F = \text{facteur de dilution} = \frac{\gamma_{\text{mère}}}{\gamma_{\text{fil}}le} = \frac{V_{\text{fil}}le}{V_{\text{mère}}}.$$



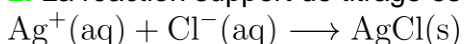
2. Cette expérience n'est pas un titrage mais un dosage par étalonnage.

12. Les ions chlorure

→ APP : Maîtriser le vocabulaire du cours

1. On repère l'équivalence par colorimétrie à l'aide d'un indicateur coloré.

2. La réaction support de titrage est la suivante :



À l'équivalence : $n(\text{Ag}^+) = n(\text{Cl}^-)$

Or : $n = c \times V$

Donc : $c(\text{Ag}^+) \times V_e = c(\text{Cl}^-) \times V$

$$c(\text{Cl}^-) = \frac{c(\text{Ag}^+) \times V_e}{V}$$

$$c(\text{Cl}^-) = \frac{2,5 \times 10^{-2} \times 9,0 \times 10^{-3}}{25,0 \times 10^{-3}}$$

$$c(\text{Cl}^-) = 9,0 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentration volumique en ion chlorure est égale à $6,9 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Pour connaître la concentration molaire, on utilise la relation $\gamma = c \cdot M$ avec

$M = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Donc : $\gamma = 9,0 \times 10^{-3} \times 35,5 = 0,320 \text{ g} \cdot \text{L} = 320 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ ce qui est en corrélation avec la concentration en chlorures indiquée sur l'étiquette de Minerals.

13. Titrage d'un lait

→ APP : Extraire l'information utile sur supports variés

◆ D'après l'énoncé, le pH à l'équivalence est égal à 8,0. L'indicateur coloré le plus adapté pour l'étude de ce titrage doit avoir sa zone de virage pH en corrélation avec le pH équivalent : le bleu de thymol est l'indicateur coloré à choisir pour le titrage de l'acide lactique par l'hydroxyde sodium.

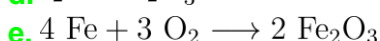
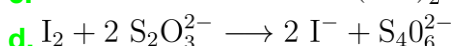
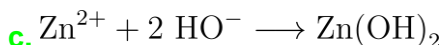
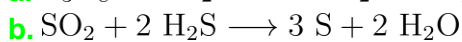
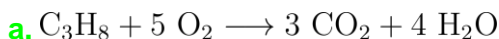
14. Dosage de l'éthanol

→ RAI/MOD : Décrire l'état initial et l'état final d'un système

◆ D'après l'équation de la réaction chimique, l'ion dichromate $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ est de couleur orange et l'éthanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ est incolore. La couleur du test avant de souffler dedans est orange. L'ion Chrome (III) Cr^{3+} est de couleur verte et l'éthanal $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ est incolore : la couleur du test positif est verte.

15. Coefficient stœchiométrique

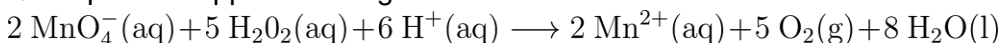
→ RAI/MOD : Ajuster l'équation



16. Titrage de l'eau oxygénée

→ RAI/MOD : Décrire l'état initial et l'état final

◆ L'équation support de titrage est la suivante :



Lors d'un titrage, l'espèce titrée se situe dans le bécher et l'espèce titrante dans la burette. Ainsi, la quantité de matière d'eau oxygénée diminue jusqu'à l'équivalence où elle est égale à zéro. De la même manière, la quantité de matière en permanganate de potassium est nulle jusqu'à l'équivalence puis augmente après.

Avant équivalence	À l'équivalence	Après équivalence
$n_0(\text{H}_2\text{O}_2) - 5 x_{\text{max}} > 0$	$n_0(\text{H}_2\text{O}_2) - 5 x_{\text{max}} = 0$	$n_0(\text{H}_2\text{O}_2) - 5 x_{\text{max}} < 0$

$n_0(\text{MnO}_4^-) - 2 x_{\max} < 0$	$n_0(\text{MnO}_4^-) - 2 x_{\max} = 0$	$n_0(\text{MnO}_4^-) - 2 x_{\max} > 0$
$5 n_0(\text{MnO}_4^-) > 2 n_0(\text{H}_2\text{O}_2)$	$5 n_0(\text{MnO}_4^-) = 2 n_0(\text{H}_2\text{O}_2)$	$5 n_0(\text{MnO}_4^-) < 2 n_0(\text{H}_2\text{O}_2)$

Différenciation

Savoir-faire : Suivre un titrage colorimétrique

17. Titrage des ions chlorure

→ RAI/MOD : Déterminer une quantité de matière

Objectif : Compléter un tableau d'avancement.

1.

	$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{AgCl}(\text{s})$			
État	Quantité de matière en mol			
Initial	6,0	3,0		0
Intermédiaire	$6,0 - x$	$3,0 - x$		x

2. On se situe après équivalence car les coefficients stœchiométriques sont égaux à 1 lors de l'équation de la réaction. Ainsi le réactif limitant est l'ion Cl^- .

18. Titrage des ions hydroxyde

→ RAI/MOD : Déterminer une quantité de matière

Objectif : Construire un tableau d'avancement.

1. Tableau d'avancement avant l'équivalence :

	$\text{H}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$			
État	Quantité de matière en mol			
Initial	$n_0(\text{H}^+)$	$n_0(\text{HO}^-)$		0
Avant équivalence	0	$n_0(\text{HO}^-) - x$		x

2. Tableau d'avancement après l'équivalence :

	$\text{H}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$			
--	---	--	--	--

État	Quantité de matière en mol		
Initial	$n_0(\text{H}^+)$	$n_0(\text{HO}^-)$	0
Après équivalence	$n_0(\text{H}^+) - x$	0	x

19. Titrage du peroxyde d'hydrogène

→ RAI/MOD : Déterminer une quantité de matière

Objectif : Déterminer une quantité de matière à l'aide d'un tableau d'avancement.

1. Tableau d'avancement de la réaction de l'équivalence :

	$5 \text{H}_2\text{O}(\text{aq}) + 2 \text{MnO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq}) \longrightarrow 2 \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 8 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 5 \text{O}_2(\text{g})$					
État	Quantité de matière en mol					
Initial	$n_0(\text{H}_2\text{O}_2)$	$n_0(\text{MnO}_4^-)$	Excès	0	0	0
Intermédiaire	$n_0(\text{H}_2\text{O}_2) - 5x$	$n_0(\text{MnO}_4^-) - 2x$	Excès	$2x$	$8x$	$5x$
À l'équivalence	0	0	Excès	$2x_{\text{eq}}$	$8x_{\text{eq}}$	$5x_{\text{eq}}$

2. À l'équivalence, les quantités de matières des réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques. On a alors :

$$\frac{n_0(\text{H}_2\text{O}_2)}{5} = \frac{n_0(\text{MnO}_4^-)}{2}$$

Ainsi on peut calculer la quantité de matière de peroxyde d'hydrogène titrée :

$$n_0(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{5 \times n_0(\text{MnO}_4^-)}{2}$$

$$n_0(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{5 \times 4,2}{2}$$

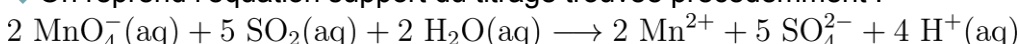
$$n_0(\text{H}_2\text{O}_2) = 10,5 \text{ mol}$$

La quantité de matière de peroxyde d'hydrogène titrée est donc égale à 10,5 mol.

Pour s'entraîner

20. Mise en application

◆ On reprend l'équation support du titrage trouvée précédemment :



$$\frac{n(\text{MnO}_4^-(\text{aq}))}{2} = \frac{n(\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}))}{5}$$

Soit à l'équivalence :

Or pour une espèce en solution : $n = c \cdot V$

Donc :

$$n(\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})) = \frac{5}{2} n(\text{MnO}_4^-(\text{aq})) = c(\text{MnO}_4^-(\text{aq})) \cdot V_{eq}$$

$$n(\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})) = \frac{5}{2} \times (1,0 \times 10^{-3} \times 29 \times 10^{-3}) = 7,3 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

La quantité de dioxyde de soufre titrée provient d'un échantillon de volume $V_A = 20 \text{ mL}$. Dans ce vin, la concentration en SO_2 est donc :

$$c(\text{SO}_2) = \frac{n(\text{SO}_2)}{V_A} = \frac{7,3 \times 10^{-5}}{20 \times 10^{-3}} = 3,7 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Ce qui correspond à une concentration en masse de SO_2 :

$$\gamma(\text{SO}_2) = c(\text{SO}_2) \cdot M(\text{SO}_2) = 3,7 \times 10^{-3} \times 64,1 = 0,24 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} = 240 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$$

Dans ce cas la concentration en dioxyde de soufre est supérieure à la limite autorisée. Le vin est donc impropre à la consommation.

21. Vérifier la stœchiométrie

→ RAI/ANA : Faire le lien entre les modèles microscopiques et les grandeurs macroscopiques

◆ Pour qu'un mélange soit stœchiométrique, il faut que les quantités de matière introduites correspondent aux proportions données par les nombres stœchiométriques de l'équation de réaction.

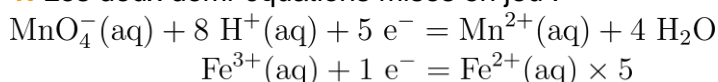
Ainsi 4 atomes d'aluminium réagissent avec 3 molécules de dioxygène pour former 2 molécules d'oxyde d'aluminium.

- a. Le mélange n'est pas stœchiométrique.
- b. Le mélange n'est pas stœchiométrique.
- c. Le mélange est stœchiométrique.

22. Changement de couleur

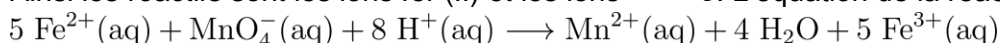
→ RAI/MOD : Décrire l'état initial et l'état final

1. Les deux demi-équations mises en jeu :



On désire réaliser le titrage des ions fer (II) par une solution de permanganate de potassium.

Ainsi les réactifs sont les ions fer (II) et les ions MnO_4^- . L'équation de la réaction est :



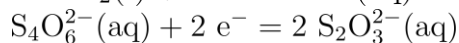
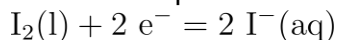
Seul l'ion MnO_4^- est violet dans l'eau et les autres sont incolores. Avant l'équivalence, le réactif titrant le permanganate est introduit en défaut. Il va donc intégralement réagir et ne sera plus présent dans le mélange. La solution est donc incolore.

Après l'équivalence, le permanganate sera en excès. Il restera donc du permanganate en solution et celle-ci sera violette (ou rose si la dilution était importante).

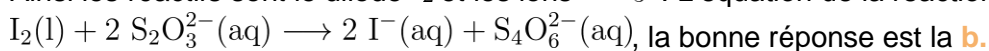
23. QCM pas si facile

→ RAI/ANA : Construire un raisonnement

1. Les deux demi-équations mises en jeu sont :



Ainsi les réactifs sont le diiode I_2 et les ions $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$. L'équation de la réaction est :



2. À l'équivalence : $n(\text{I}_2) = \frac{n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{2}$

Or : $n = c \times V$

$$\text{Donc : } c(\text{I}_2) \times V(\text{I}_2) = \frac{c(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) \times V_{\text{eq}}}{2}$$

$$c(\text{I}_2) = \frac{c(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) \times V_{\text{eq}}}{2 \times V(\text{I}_2)}$$

$$c(\text{I}_2) = \frac{0,010 \times 13,7 \times 10^{-3}}{2 \times 10 \times 10^{-3}}$$

$$c(\text{I}_2) = 6,9 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentration en diiode est égale à $6,9 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, la bonne réponse n'apparaît donc pas.

24. Volume équivalent

→ VAL : Identifier et évaluer les sources d'erreur

◆ Cet exercice aborde la notion d'incertitude. L'écart-type est calculé avec les valeurs de l'énoncé.

Un titrage colorimétrique s'effectue à la goutte près, la perception de chacun entraîne des valeurs de volume équivalent qui peuvent différer d'un groupe à l'autre. De plus, certains élèves peuvent avoir fait des erreurs lors du prélèvement initial de l'acide ascorbique ce qui fausse le résultat.

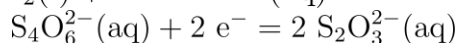
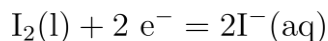
25. Comprendre les attendus Le diiode

→ MATH : Calcul littéral/Écriture du résultat d'un calcul

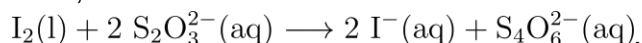
1. L'empois d'amidon est un indicateur coloré qui permet de détecter le volume équivalent lors du titrage.

2. Le réactif titrant est le réactif qui se trouve dans la burette, c'est-à-dire le diiode. Le réactif titré est le réactif qui se trouve dans le bécher, c'est l'espèce chimique dont on veut connaître la concentration, ici le thiosulfate.

3. Les deux demi-équations mises en jeu sont :



Ainsi, les réactifs sont le diiode I_2 et les ions $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$. L'équation de la réaction est :



4. À l'équivalence : $n(\text{I}_2) = \frac{n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{2}$

Or $n = c \times V$

Donc : $c(\text{I}_2) \times V_{\text{eq}} = \frac{c(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) \times V(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{2}$

$$c(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = \frac{2 \times c(\text{I}_2) \times V_{\text{eq}}}{V(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}$$

$$c(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = \frac{2 \times 50 \times 10^{-3} \times 8,0 \times 10^{-3}}{10,0 \times 10^{-3}}$$

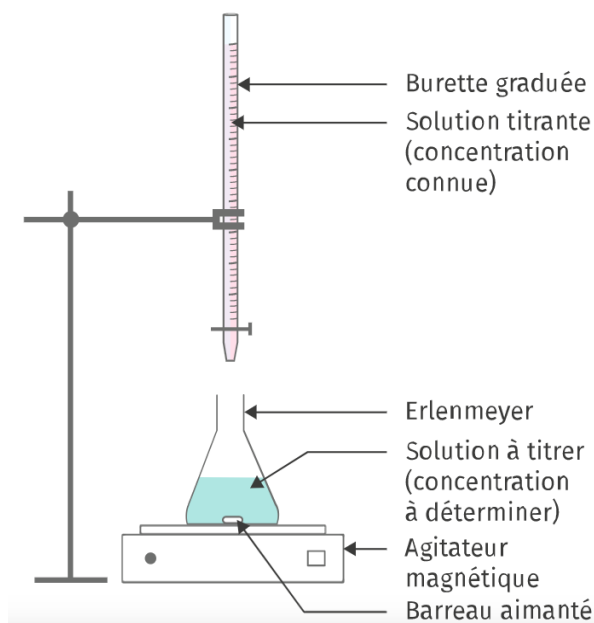
$$c(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 8,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentration en thiosulfate est égale à $8,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

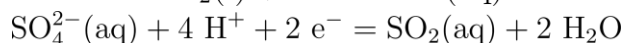
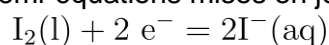
26. Le dioxyde de soufre

→ RAI/MOD : Modéliser une transformation chimique

1. Le schéma du titrage est le suivant :

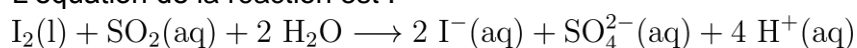


2. Les deux demi-équations mises en jeu sont :



Ainsi, les réactifs sont le diiode I_2 et le dioxyde de soufre SO_2 .

L'équation de la réaction est :



3. Afin d'effectuer une dilution au 1/10 on a besoin de la verrerie suivante :

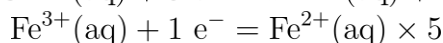
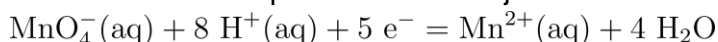
- une pipette jaugée de 10,0 mL avec une propipette ;
- une fiole jaugée de 100,0 mL avec un bouchon.

4. Le dioxyde de soufre est un produit dangereux, il est corrosif et toxique.

27. Titrage du timoférol

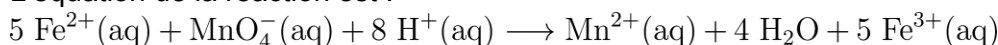
→ COM : Compte rendu écrit avec un vocabulaire scientifique

1. Les deux demi-équations mises en jeu sont :



Ainsi, les réactifs sont les ions fer (II) et les ions MnO_4^- .

L'équation de la réaction est :



On sait que seul l'ion MnO_4^- est violet dans l'eau et les autres sont incolores. Ainsi la couleur de la solution avant l'équivalence sera incolore et la couleur de la solution après l'équivalence sera violette.

2. À l'équivalence on a la relation suivante : $\frac{n(\text{Fe}^{2+})}{5} = n(\text{MnO}_4^-)$

Or : $n = c \times V$

Donc :
$$\frac{c(\text{Fe}^{2+}) \times V(\text{Fe}^{2+})}{5} = c(\text{MnO}_4^-) \times V(\text{MnO}_4^-)$$

$$c(\text{Fe}^{2+}) = \frac{5 \times c(\text{MnO}_4^-) \times V(\text{MnO}_4^-)}{V(\text{Fe}^{2+})}$$

$$c(\text{Fe}^{2+}) = \frac{5 \times 2,5 \times 10^{-3} \times 14,4 \times 10^{-3}}{10,0 \times 10^{-3}}$$

$$c(\text{Fe}^{2+}) = 1,8 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentration molaire de la solution est égale à $1,8 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

3. A partir de la concentration molaire on souhaite connaître la concentration massique γ de la solution afin d'obtenir la masse d'ion fer (II) contenue dans la gélule.

$$\gamma = \frac{n}{V} \cdot M \quad \text{or} \quad c = \frac{n}{V} \quad \text{donc :}$$

$$\gamma = c \times M$$

$$\gamma = 1,8 \times 10^{-2} \times 55,8$$

$$\gamma = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La concentration massique en ion Fer (II) est donc égale à $1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

4. À partir de la concentration massique en ion fer (II), la masse de fer contenue dans la gélule est calculée tel que :

$$\gamma = \frac{m}{V}$$

Donc :

$$m = \gamma \times V$$

$$m = 1,0 \times 50,0 \times 10^{-3}$$

$$m = 50,0 \times 10^{-3} \text{ g} = 50,0 \text{ mg}$$

La masse de fer trouvée dans la gélule est donc de 50 mg. Elle correspond bien à la valeur inscrite sur la boîte.

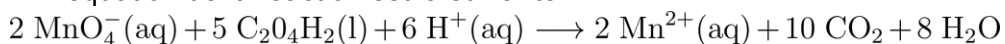
28. L'acide oxalique

→ RAI/ANA : Élaborer un protocole

1. Protocole expérimental :

- prélever 25,0 mL d'acide oxalique et les placer dans un bécher de 250 mL ;
- remplir une burette de 25 mL de permanganate de potassium à $0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
- effectuer une première chute de burette afin de repérer l'équivalence ;
- refaire le titrage de manière plus précise, mL par mL jusqu'à la zone d'équivalence où l'équivalence est repérée à la goutte près.

2. L'équation de la réaction est la suivante :



$$\text{À l'équivalence on a : } \frac{n(\text{MnO}_4^-)}{2} = \frac{n(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2)}{5}$$

3. Le calcul de la concentration en acide oxalique est calculé à l'équivalence en utilisant la relation donnée à la question 2..

$$\frac{n(\text{MnO}_4^-)}{2} = \frac{n(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2)}{5}$$

$$\text{Or } n = c \times V$$

$$\text{Donc : } \frac{c(\text{MnO}_4^-) \times V_{\text{eq}}}{2} = \frac{c(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2) \times V(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2)}{5}$$

$$c(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2) = \frac{5 \times c(\text{MnO}_4^-) \times V_{\text{eq}}}{2 \times V(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2)}$$

$$c(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2) = \frac{5 \times 0,10 \times 10,3 \times 10^{-3}}{2 \times 25 \times 10^{-3}}$$

$$c(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2) = 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentration en acide oxalique est égale à $1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

29. Copie d'élève à commenter



- La réaction **ne peut pas être un équilibre** puisqu'on effectue un titrage. Par définition, une réaction de titrage est rapide, totale et unique.
- **Le réactif titrant est la soude** car « on titre avec de la soude », elle se trouve donc dans la burette et non dans l'erlenmeyer, où se trouve l'**acide éthanoïque à titrer**.

- À l'équivalence on a : $n(\text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{HO}^-)$

Or : $n = c \times V$

Donc : $c(\text{CH}_3\text{COOH}) \times V(\text{CH}_3\text{COOH}) = c(\text{HO}^-) \times V(\text{HO}^-)$

$$c(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{c(\text{HO}^-) \times V(\text{HO}^-)}{V(\text{CH}_3\text{COOH})}$$

$$c(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{1,0 \times 10,2 \times 10^{-3}}{20 \times 10^{-3}}$$

$$c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentration en acide éthanoïque est donc égale à $0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Pour aller plus loin

30. Dosage de l'eau de Javel

→ APP : Extraire l'information utile sur supports variés

I. Réaction entre les ions hypochlorite et les ions iodure

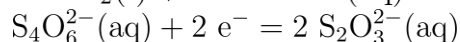
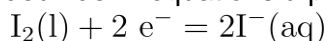
1. Protocole permettant d'effectuer un dilution au dixième :

- prélever 5,0 mL d'eau de javel à l'aide d'une pipette jaugée de 10 mL et d'une propipette ;
- verser le volume prélevé dans une fiole jaugée de 50,0 mL ;
- remplir la fiole jaugée avec de l'eau distillée jusqu'au $\frac{2}{3}$ et agiter ;
- compléter jusqu'au trait de jauge et agiter.

2. Afin de mesurer le volume $V = 10,0 \text{ mL}$ de solution S, une pipette jaugée est nécessaire. Pour la mesure du volume V' de la solution d'iodure de potassium, il faut utiliser une éprouvette graduée.

II. Détermination de la concentration en eau de Javel

1. Les deux demi-équations à partir des couples rédox sont :



Ainsi les réactifs sont le diiode I_2 et les ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$.

L'équation de la réaction est : $\text{I}_2(\text{l}) + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) \longrightarrow 2 \text{I}^-(\text{aq}) + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq})$

2. Le mélange réactionnel se décolore car seul le diiode est coloré. Ainsi il réagit avec les ions thiosulfate et disparaît.

3. Le réactif limitant avant l'équivalence est l'espèce chimique se trouvant dans la burette, le thiosulfate de sodium.

Le réactif limitant de la réaction après l'équivalence est le diiode car il a réagi entièrement.

Le thiosulfate de sodium est alors en excès.

À l'équivalence, les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques, c'est-à-

dire qu'ils vérifient la relation suivante : $n(\text{I}_2) = \frac{n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{2}$

4. À l'équivalence : $n(\text{I}_2) = \frac{n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{2}$

Or : $n = c \times V$

Donc : $n(\text{I}_2) = \frac{c(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) \times V_{\text{eq}}}{2}$

$$n(\text{I}_2) = \frac{0,10 \times 10,0 \times 10^{-3}}{2}$$

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

La quantité de matière en diiode est égale à $5,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$.

5. D'après la question précédente, la quantité de matière en diiode correspond aussi à la quantité produite lors de la réaction (1). Ainsi :

$$n(\text{I}_2) = n(\text{ClO}^-)$$

La quantité de matière d'ions hypochlorite est égale à $5,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$ dans le prélèvement de volume V .

6. La concentration des ions hypochlorite dans la solution S se calcule tel que :

$$c(\text{ClO}^-) = \frac{n(\text{ClO}^-)}{V}$$

$$c(\text{ClO}^-) = \frac{5,0 \times 10^{-4}}{10,0 \times 10^{-3}}$$

$$c(\text{ClO}^-) = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentration des ions hypochlorite dans la solution S est de $5,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Toutefois, la solution commerciale est 10 fois plus concentrée, elle a une concentration en ions hypochlorite de : $5,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

7. a. D'après le **doc. 1** on a : $\text{ClO}^-(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Cl}_2(\text{aq})$

Les réactifs étant introduits dans des proportions stœchiométriques, alors :

$$n(\text{ClO}^-) = n(\text{Cl}_2)$$

$$n(\text{Cl}_2) = c(\text{ClO}^-) \times V$$

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

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

La quantité de matière en dichlore produite par un litre d'eau de Javel est de $5,0 \times 10^{-1} \text{ mol}$.

b. D'après le **doc. 1**, le degré chlorométrique « est égal au volume, exprimé en litre, de dichlore produit par un litre d'eau de Javel ». Ainsi :

$$V(\text{Cl}_2) = n(\text{Cl}_2) \times V_m$$

$$V(\text{Cl}_2) = 5,0 \times 10^{-1} \times 22,4$$

$$V(\text{Cl}_2) = 11 \text{ L}$$

Ainsi, le degré chlorométrique est de 11°.

31. Réflexions expérimentales

→ RAI/ANA : Choisir un protocole

1. Protocole de dilution au centième :

- prélever 1 mL de la solution commerciale à l'aide d'une pipette graduée de 1,0 mL ;
- verser le contenu de la pipette dans une fiole jaugée de 100 mL ;
- ajouter de l'eau distillée jusqu'au $\frac{2}{3}$ et agiter à l'aide d'un bouchon ;
- compléter jusqu'au trait de jauge et agiter.

2. Il s'agit de faire attention au vocabulaire employé. Lorsque l'on effectue le titrage d'une solution, elle se trouve dans le bécher et sa concentration est inconnue. Cette espèce est appelée le réactif titré. Dans cet exercice le réactif titré est la soude.

Pour effectuer un titrage, le réactif titrant, ici l'acide chlorhydrique, se trouve dans la burette. Le protocole qui correspond à l'expérience réalisée est donc le protocole 1.

3. Les précautions à avoir lors de cette manipulation sont le port de gants, de lunettes et d'une blouse.

4. L'hélianthine n'est pas le meilleur indicateur coloré car sa zone de virage ne convient pas au pH obtenu à l'équivalence qui est de 7. Ainsi, il est préférable d'utiliser le bleu de bromothymol.

32. Méthode de Mohr

→ RAI/ANA : Construire un raisonnement

1. Tableau d'avancement avant équivalence :

	$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{AgCl}(\text{s})$			
État	Quantité de matière en mol			
Initial	$n_0(\text{Ag}^+)$	$n_0(\text{Cl}^-)$		0
Avant équivalence	0	$n_0(\text{Cl}^-) - x$		x

Avant l'équivalence, les espèces présentes dans la solution sont : les ions chlorure, puisqu'ils se trouvent dans le bécher, le chlorure de sodium NaCl sodium et les ions nitrate NO_3^- qui sont spectateurs, et le précipité formé (AgCl).

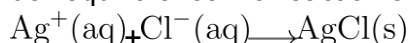
2.

	$\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{AgCl}(\text{s})$			
État	Quantité de matière en mol			

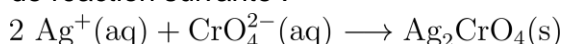
Initial	$n_0(\text{Ag}^+)$	$n_0(\text{Cl}^-)$	0
Après équivalence	$n_0(\text{Ag}^+) - x$	0	x

Après l'équivalence, les espèces présentes dans la solution sont : les ions Ag^+ , en excès dans le bécher, le chlorure de sodium NaCl sodium et les ions nitrate NO_3^- qui sont spectateurs, et le précipité formé (AgCl).

3. La méthode de Mohr est un titrage colorimétrique : un changement de couleur opère lors de l'équivalence. La réaction support de titrage est la suivante :



Une fois l'équivalence atteinte, il y a plus d'ions argent Ag^+ que d'ions chlorure Cl^- . Ainsi les ions argent forment un précipité rouge brique avec les ions chromates selon l'équation de réaction suivante :



4. On veut calculer la concentration des ions chlorure. À l'équivalence on a :

$$n(\text{Ag}^+) = n(\text{Cl}^-)$$

$$\text{Or } n = c \times V$$

Donc :

$$c(\text{Ag}^+) \times V_{\text{eq}} = c(\text{Cl}^-) \times V(\text{Cl}^-)$$

$$c(\text{Cl}^-) = \frac{c(\text{Ag}^+) \times V_{\text{eq}}}{V(\text{Cl}^-)}$$

$$c(\text{Cl}^-) = \frac{1,0 \times 10^{-1} \times 10,2 \times 10^{-3}}{20 \times 10^{-3}}$$

$$c(\text{Cl}^-) = 5,1 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentration en ions chlorure est égale à $5,1 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

$$c_m = c \times M$$

$$c_m = 5,1 \times 10^{-2} \times 58,4$$

$$c_m = 2,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

La concentration massique expérimentale est de $2,9 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Problèmes à résoudre

33. Dosage en retour

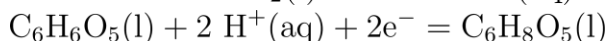
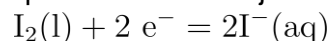
→ VAL : Analyser un résultat numérique : analyse comparative

1. Protocole permettant d'effectuer un dilution au dixième:

- prélever 10,0 mL de la solution S_1 à l'aide d'une pipette jaugée de 10 mL et d'une propipette ;
- verser le volume prélevé dans une fiole jaugée de 100 mL ;

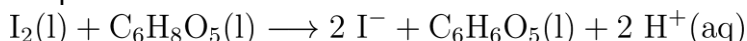
- remplir la fiole jaugée avec de l'eau distillée jusqu'au $\frac{2}{3}$ et agiter ;
- compléter jusqu'au trait de jauge et agiter.

2. Les deux demi-équations mises en jeu :

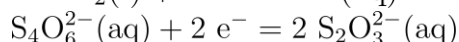
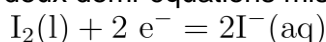


Les réactifs sont le diiode et l'acide ascorbique.

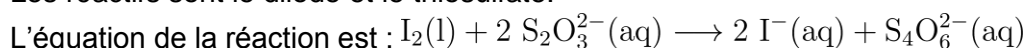
L'équation de la réaction est :



3. Les deux demi-équations mises en jeu :

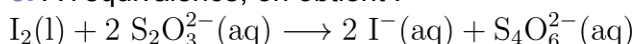


Les réactifs sont le diiode et le thiosulfate.



4. L'empois d'amidon a une couleur bleu foncé en présence du diiode. D'après l'équation de la réaction de la question précédente, le mélange réactionnel est bleu. Plus le diiode réagit, moins la solution sera bleue jusqu'au point d'équivalence, où la solution deviendra incolore. Ce titrage s'effectue par colorimétrie.

5. À l'équivalence, on obtient :



$$n(\text{I}_2)(\text{excès}) = \frac{n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})(\text{aq})}{2}$$

Or : $n = c \times V$

Donc :
$$n(\text{I}_2)(\text{excès}) = \frac{c(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) \times V(\text{I}_2)}{2}$$

$$n(\text{I}_2)(\text{excès}) = \frac{5,0 \times 10^{-3} \times 8,4 \times 10^{-3}}{2}$$

$$n(\text{I}_2)(\text{excès}) = 2,1 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

La quantité de matière de diiode en excès est de $2,1 \times 10^{-5} \text{ mol}$.

La quantité de matière initiale en diiode vaut :

$$n(\text{I}_2)(\text{initiale}) = c(\text{I}_2) \times V(\text{I}_2)$$

$$n(\text{I}_2)(\text{initiale}) = 5,0 \times 10^{-3} \times 10,0 \times 10^{-3}$$

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

La quantité de matière en diiode initiale est égale à $5,0 \times 10^{-5} \text{ mol}$.

La quantité de matière de diiode qui a réagi se calcule tel que :

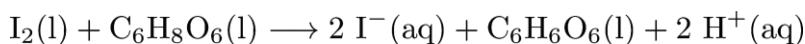
$$n(\text{I}_2)(\text{réagi}) = n(\text{I}_2)(\text{initiale}) - n(\text{I}_2)(\text{excès})$$

$$n(\text{I}_2)(\text{réagi}) = 5,0 \times 10^{-5} - 2,1 \times 10^{-5}$$

$$n(\text{I}_2)(\text{réagi}) = 2,9 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

La quantité de matière de diiode qui a réagi lors de la réaction vaut $2,9 \times 10^{-5} \text{ mol}$.

Ayant calculé la quantité de matière de diiode qui a réagi, il est possible de déterminer la quantité de matière d'acide ascorbique en utilisant l'équation de la réaction :



Les coefficients stœchiométriques sont égaux à 1, ainsi 1 mole de diiode réagit avec 1 mole d'acide ascorbique. Donc $2,9 \times 10^{-5}$ mol de diiode réagit avec $2,9 \times 10^{-5}$ mol d'acide ascorbique.

La concentration en vitamine C de la solution S_2 vaut :

$$c(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = \frac{n}{V}$$

$$c(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = \frac{2,9 \times 10^{-5}}{10,0 \times 10^{-3}}$$

$$c(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = 2,9 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La concentration en vitamine C de la solution S_2 est égale à $2,9 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Pour obtenir la solution S_2 la solution S_1 a été diluée par 10. Ainsi, la solution S_1 est 10 fois plus concentrée que la solution S_2 , donc $c(S_1) = 2,9 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. La concentration de la vitamine C dans la solution S_1 permet de déterminer la masse d'acide ascorbique contenue dans un comprimé :

$$m = n \times M$$

$$\text{Or } n = c \times V$$

$$\text{Donc : } m = c \times V \times M$$

$$m = 2,9 \times 10^{-2} \times 100 \times 10^{-3} \times (6 \times 12 + 8 \times 1 + 6 \times 16)$$

$$m = 0,51 \text{ g} = 510 \text{ mg}$$

La masse d'acide ascorbique contenue dans le comprimé est de 510 mg, ce qui correspond à la valeur sur la boîte.

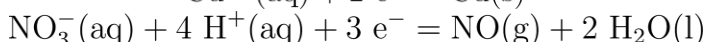
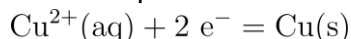
Retour sur la problématique du chapitre

34. Doser le cuivre dans les alliages

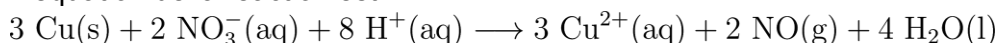
→ COM : Rédiger un compte rendu écrit avec un vocabulaire scientifique rigoureux

1. Afin de contrôler la teneur en cuivre de l'alliage on peut effectuer un contrôle qualité par dosage. La quantité de cuivre en masse est contrôlée pour vérifier qu'elle est cohérente avec la valeur normée.

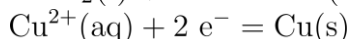
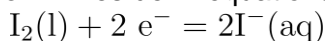
Réaction 1 : les demi-équations mises en jeu sont :



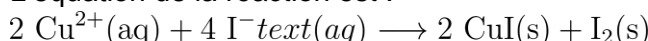
L'équation de la réaction est :



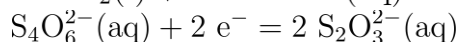
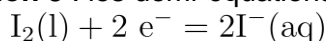
Réaction 2 : les demi-équations mises en jeu sont :



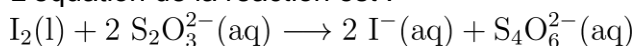
L'équation de la réaction est :



Réaction 3 : les demi-équations mises en jeu sont :



L'équation de la réaction est :



Le matériel utilisé est celui du titrage, c'est-à-dire une burette, un bécher, un agitateur magnétique, une potence et la verrerie usuelle (pipette, propipette, fiole).

2. On cherche à retrouver la composition de l'alliage. On effectue un dosage en retour, c'est-à-dire qu'on commence par la **réaction 3** et on remonte progressivement à la **réaction 1**.

D'après la **réaction 3** on a à l'équivalence:

$$n(\text{I}_2) = \frac{n(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{2}$$

$$\text{Or : } n = c \times V$$

$$\text{Donc : } n(\text{I}_2) = \frac{c(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) \times V_{\text{eq}}}{2}$$

D'après la **réaction 2** on a :

$$n(\text{I}_2) = \frac{n(\text{Cu}^{2+})}{2}$$

$$\text{Or : } n(\text{I}_2) = \frac{c(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) \times V_{\text{eq}}}{2}$$

$$\text{Donc : } \frac{c(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) \times V}{2} = \frac{n(\text{Cu}^{2+})}{2}$$

$$\text{Ainsi : } n(\text{Cu}^{2+}) = c(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) \times V_{\text{eq}}$$

D'après la **réaction 1** on a :

$$\frac{n(\text{Cu})}{3} = \frac{n(\text{Cu}^{2+})}{3}$$

$$\text{Donc : } n(\text{Cu}) = n(\text{Cu}^{2+}).$$

D'après l'énoncé, la quantité de matière de cuivre vaut $2,21 \times 10^{-2} \text{ mol}$.

La masse de cuivre dans l'échantillon est égale à :

$$n = \frac{m}{M}$$

$$m = n \times M$$

$$m = 2,21 \times 10^{-2} \times 63,5$$

$$m = 1,40 \text{ g}$$

Le pourcentage en masse de cuivre se calcule tel que :

$$\frac{m(\text{Cu})}{m(\text{échantillon})} = \frac{1,40}{2,45} = 0,57 = 57 \%$$

Le pourcentage en cuivre est de 57 %, le pourcentage de zinc est donc égal à 43 %.

D'après l'énoncé, au delà de 42 % de zinc le laiton devient cassant et donc inutilisable. Ainsi l'alliage est en cause dans la rupture.