

Fiche 11 :

Les dosages d'oxydoréduction

Exercice 1 : Teneur en dioxyde de soufre dans un vin blanc

La teneur maximale en dioxyde de soufre d'un vin est imposée par une réglementation européenne :

« La concentration massique en dioxyde de soufre ne doit pas dépasser 210 mg.L^{-1} dans un vin blanc »

Un laboratoire départemental d'analyse doit déterminer la concentration de dioxyde de soufre $\text{SO}_{2(\text{aq})}$ dans un vin blanc. Un technicien dose ce dernier à l'aide d'une solution aqueuse de diiode aqueux $\text{I}_{2(\text{aq})}$.

Pour cela, il introduit dans un erlenmeyer, un volume $V_1 = (20,00 \pm 0,05) \text{ mL}$ de vin blanc limpide très peu coloré en vert pâle, et 1 mL d'empois d'amidon également incolore.

La solution titrante, de concentration en diiode $C_2 = (1,00 \pm 0,01) \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ est ensuite ajoutée jusqu'à l'équivalence repérée par le changement de couleur du milieu réactionnel.

L'équivalence est obtenue après avoir versé un volume $V_{2(\text{eq})} = (6,28 \pm 0,05) \text{ mL}$ de solution de diiode.

1) Ecrire l'équation de la réaction support du dosage sachant que les 2 couples intervenants sont I_2/I^- et $\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2$

2) En présence d'empois d'amidon, le diiode donne à une solution aqueuse une teinte violet foncé. Les ions iodure I^- , les ions sulfate SO_4^{2-} et le dioxyde de soufre en solution sont incolores.

- Préciser, en justifiant, le changement de couleur qui permet de repérer l'équivalence.

3) Déterminer la concentration molaire C_1 en dioxyde de soufre de ce vin et en déduire sa concentration massique C_m en dioxyde de soufre ; $M(\text{SO}_2) = 64,1 \text{ g.mol}^{-1}$

4) Exprimer les valeurs de C_1 et de C_m avec leurs incertitudes sachant :

$$\left(\frac{UC_1}{C_1}\right)^2 = \left(\frac{UV_{2(\text{eq})}}{V_{2(\text{eq})}}\right)^2 + \left(\frac{UC_2}{C_2}\right)^2 + \left(\frac{UV_1}{V_1}\right)^2 \text{ et } UC_m = M \times UC_1$$

Le vin est-il conforme à la réglementation européenne ? Justifier.

Exercice 2 : Produit anti-chlorose

La chlorose des végétaux est une décoloration plus ou moins prononcée des feuilles, due à un manque de chlorophylle. Le manque de chlorophylle peut provenir d'une insuffisance en magnésium, en fer, en azote, en manganèse ou en zinc, éléments chimiques indispensables à la synthèse de la chlorophylle.

Dans le commerce, on trouve des solutions dites « anti-chlorose » riches en ions fer (II) qu'il convient de pulvériser directement sur les plantes et les sols.

On désire déterminer la teneur en fer d'un produit « anti-chlorose »

Protocole du dosage

- Diluer 30 fois une solution « anti-chlorose » S contenant les ions Fe^{2+} de concentration molaire volumique C_1 à déterminer. La solution ainsi obtenue est appelée S' ;
- Introduire dans un erlenmeyer un volume $V_1 = 20,0$ mL de solution S' et de l'acide sulfurique ;
- Réaliser le titrage à l'aide d'une solution titrante de permanganate de potassium de concentration $C_2 = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ en ions permanganate MnO_4^- .

1) Ecrire l'équation de la réaction support du dosage sachant que les 2 couples intervenants sont $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ et $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$

2) Lors du titrage réalisé, l'équivalence est obtenue pour un volume versé $V_2(\text{eq}) = 9,5$ mL de la solution de permanganate de potassium. Comment cette équivalence est-elle repérée ?

On admet que toutes les espèces chimiques mises en jeu au cours de ce titrage sont incolores ou peu colorées, à l'exception des ions permanganate MnO_4^- qui donnent au liquide une couleur violette.

3) Déterminer la concentration des ions Fe^{2+} dans la solution anti-chlorose S' puis dans la solution S

4) Déterminer la concentration massique des ions fer dans la solution S ; $M(\text{Fe}^{2+}) = 56 \text{ g.mol}^{-1}$

Exercice 3 : Degré alcoolique du cidre

Pour vérifier le degré alcoolique porté par une bouteille de cidre, on dose l'éthanol (alcool de formule $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) qu'il contient. On utilise une solution oxydante de dichromate de potassium (2 K^+ , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) légèrement acidifiée de concentration $C_0 = 5,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

On dose $V_r = 10,0$ mL de cidre de concentration C_r en éthanol. Il faut verser $V_0(\text{eq}) = 9,6$ mL de la solution oxydante de dichromate de potassium afin d'obtenir l'équivalence du dosage.

1) Ecrire l'équation de la réaction support du dosage sachant que les 2 couples intervenants sont $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ et $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2/\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

2) Déterminer la concentration molaire C_r de l'éthanol dans le cidre

3) Calculer la masse d'éthanol présente dans 100 mL de cidre. $M_{\text{éthanol}} = 46 \text{ g.mol}^{-1}$

4) Le degré alcoolique d'un cidre est le volume d'éthanol dans 100 mL de cidre :

- un cidre est "doux" lorsque son degré est inférieur à 3
- un cidre est "brut" lorsque son degré est compris entre 3 et 4,5

Quelle doit être l'indication portée sur l'étiquette? Justifier. $\rho_{\text{éthanol}} = 0,79 \text{ g.mL}^{-1}$

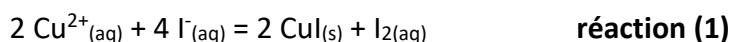
Exercice 4 : Dosage des ions cuivre

Le but de l'exercice est d'illustrer le dosage de solutions parfois utilisées en hydrométallurgie et contenant des ions cuivre (II) : $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$. On dispose d'une solution S_1 contenant des ions $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$.

1^{ère} partie : Une première méthode de dosage

Cette méthode met en jeu deux réactions successives :

- On prélève un volume $V_1 = 20,0$ mL de la solution S_1 que l'on place dans un erlenmeyer, on ajoute une solution d'iodure de potassium ($\text{K}^{+}_{(\text{aq})}; \text{I}^{-}_{(\text{aq})}$). La transformation chimique mise en jeu est modélisée par :



- On dose ensuite le diode formé $\text{I}_{2(\text{aq})}$ par une solution de thiosulfate de sodium ($2 \text{Na}^{+}_{(\text{aq})} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$) :

l'erlenmeyer est placé sous une burette contenant la solution de thiosulfate de sodium telle que $[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}] = 0,40 \text{ mol.L}^{-1}$. L'équivalence est repérée grâce à la décoloration d'empois d'amidon ajouté.

Le volume de solution de thiosulfate de sodium ajouté est alors $V_E = 12,4$ mL.

1) Quelques questions sur cette méthode de dosage

1.1. Dans la réaction (1), il est nécessaire que l'ion iodure $\text{I}^{-}_{(\text{aq})}$ soit en excès par rapport aux ions cuivre $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$. Justifier cette nécessité. *On considérera que cette condition est vérifiée par la suite.*

1.2. Etablir la réaction du dosage, nommée **réaction (2)**, sachant que les couples qui interviennent sont $\text{I}_{2(\text{aq})}/\text{I}^{-}_{(\text{aq})}$ et $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{(\text{aq})}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{(\text{aq})}$

1.3. La méthode proposée constitue-t-elle un dosage direct ou indirect des ions $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$? Justifier votre réponse.

2) Exploitation du dosage.

2.1. D'après la réaction (2), quelle relation lie les quantités de diiode n_{I_2} et d'ions thiosulfate $n_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}}$ ayant réagi à l'équivalence ? Déterminer la valeur de la quantité de diiode dosée.

2.2. En utilisant l'équation de la réaction (1), déterminer la quantité d'ions cuivre présente dans la solution S_1

2.3. En déduire la concentration $[\text{Cu}^{2+}]$ de la solution S_1 en ion cuivre (II).

2^{ème} partie : Une deuxième méthode de dosage

On veut maintenant réaliser le dosage spectrophotométrique de la solution S_1 .

Pour cela, on prépare un ensemble de solutions de sulfate de cuivre ($\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$) à partir d'une solution mère S_m de concentration $c_m = 0,50 \text{ mol.L}^{-1}$. La teinte bleue de ces solutions est due à la présence des ions $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$.

Solution	S_m	S_{d1}	S_{d2}	S_{d3}	S_{d4}	S_{d5}
$[\text{Cu}^{2+}]$ (mol.L ⁻¹)	0,500	0,250	0,200	0,100	0,050	0,010

1) Préparation d'une solution diluée : décrire soigneusement la préparation de 50 mL de la solution S_{d2} à partir de la solution mère S_m sachant que l'on dispose de la verrerie suivante :

fioles jaugées de 25 mL, 50 mL, 100 mL

pipettes jaugées de 10 mL, 20 mL, 25 mL

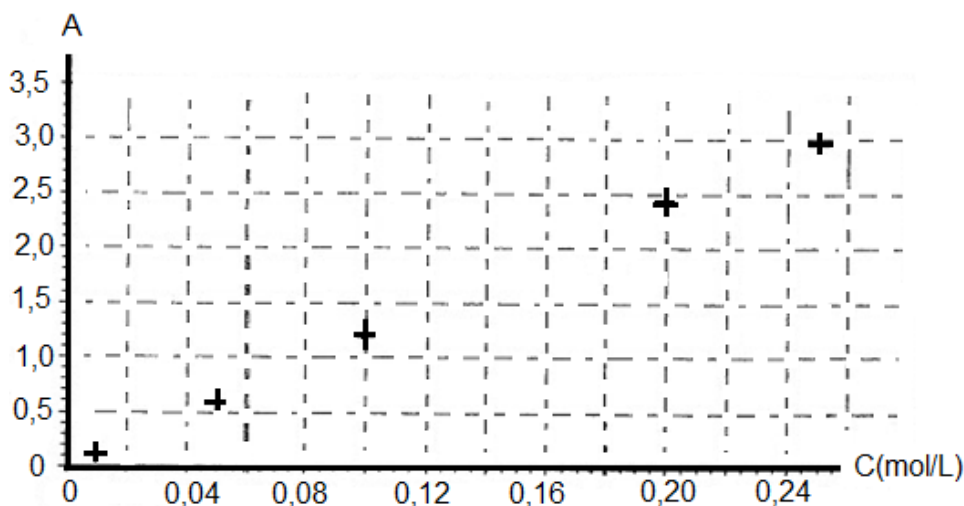
béciers de 50 mL et de 100 mL

éprouvettes graduées de 20 mL et 50 mL

2) Mesure de l'absorbance de chacune des solutions avec un spectrophotomètre.

L'opérateur introduit de l'eau distillée dans une cuve qu'il place dans le spectrophotomètre, il règle alors l'absorbance sur la valeur "zéro".

Il mesure ensuite l'absorbance des solutions préparées. Les points expérimentaux sont présentés sur le graphique ci-contre.



La loi de Beer-Lambert $A = k \cdot [Cu^{2+}_{(aq)}]$ est-elle vérifiée ?

3) Détermination de la concentration de la solution S₁.

On prélève 25,0 mL de cette solution que l'on introduit dans une fiole jaugée de 50 mL dont on complète le niveau avec de l'eau distillée. Après homogénéisation l'absorbance de cette solution S₂ est mesurée : on trouve A = 1,5.

- Déterminer graphiquement la concentration en ions Cu²⁺_(aq) de la solution S₂. En déduire celle de la solution S₁.

4) La méthode employée constitue-t-elle un dosage par titrage ou un dosage par étalonnage ? Justifier.

3^{ème} partie : Validité des dosages

1) En réalité, la solution S₁ a été préparée par dissolution de sulfate de cuivre pentahydraté solide (CuSO₄ · 5 H₂O) de masse molaire M = 249,6 g · mol⁻¹.

Une masse m = 15,6 g de ce produit est utilisée pour préparer un volume V = 250 mL de solution.

- Déterminer la concentration en ions Cu²⁺_(aq) de cette solution.

2) Conclure sur la validité des dosages effectués précédemment. Justifier votre réponse.

Exercice 5 : Dosage d'une eau de Javel

On désire déterminer la concentration en ions hypochlorite ClO⁻_(aq) dans une eau de Javel.

1) Principe de la manipulation

- 1^{ère} étape : réaction des ions ClO⁻ avec les ions iodure

On ajoute un excès d'ions iodure à un volume connu de solution d'eau de Javel.

Les ions hypochlorite ClO⁻_(aq) oxydent en milieu acide les ions iodure I⁻_(aq).

- 2^{nde} étape : Le diode formé est ensuite titré par une solution de thiosulfate de sodium (2Na⁺, S₂O₃²⁻)

1.1. Ecrire l'équation de la réaction de l'étape 1, sachant que les couples sont I₂/I⁻ et ClO⁻/Cl⁻.

On appellera « **réaction (1)** » cette 1^{ère} réaction, considérée comme totale

1.2. Ecrire l'équation de la réaction de l'étape 2, sachant que les couples sont I₂/I⁻ et S₄O₆²⁻_(aq)/S₂O₃²⁻_(aq) ;

On appellera « **réaction (2)** » cette 1^{ère} réaction.

2) Mode opératoire

2.1. L'eau de Javel commerciale étant trop concentrée, il faut d'abord effectuer une dilution au dixième pour obtenir 50,0 mL de solution diluée S.

- Décrire une méthode qui permet d'effectuer cette dilution. On précisera la verrerie nécessaire (noms et volumes).

2.2. Dans un erlenmeyer, on introduit $V = 10,0$ mL de solution S, puis $V' = 20$ mL de la solution d'iodure de potassium ($K^+_{(aq)} + I^-_{(aq)}$)

- Quelle verrerie faut-il utiliser pour prélever les volumes V et V' des solutions S et S'?

3) Titrage

À l'aide d'une solution de thiosulfate de sodium de formule ($2 Na^+_{(aq)} + S_2O_3^{2-}_{(aq)}$) de concentration molaire apportée $C_1 = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$, on titre le diode formé.

On ajoute une pointe de spatule de thiodène afin de mieux repérer l'équivalence. Le volume équivalent est $V_E = 10,0$ mL.

3.1. Dédire des résultats du titrage la quantité de matière de diode dosée. Cette quantité de matière correspond aussi à la quantité produite lors de la réaction (1).

3.2. Dédire des coefficients de l'équation (1), la quantité de matière d'ions hypochlorite initialement présents dans le prélèvement de volume V.

3.3. Déterminer la concentration en ions hypochlorite de la solution S, puis de la solution commerciale.

Exercice 6 : Dosage des ions nitrate dans un engrais

La toxicité des nitrates provient essentiellement de leur transformation en nitrites dans l'organisme. La principale source de pollution de l'eau par les nitrates est l'utilisation massive d'engrais. L'exercice suivant se propose d'étudier un protocole permettant de déterminer la teneur en ions nitrate NO_3^- d'un engrais de jardin.

Principe du titrage :

Etape 1 : Un excès connu d'ions Fe^{2+} réagit avec les ions nitrate contenus dans une solution préparée à partir d'un engrais liquide.

Etape 2 : Les ions Fe^{2+} qui n'ont pas réagi sont titrés par une solution de dichromate de potassium.

Protocole expérimental :

Etape 1 : On introduit dans un ballon bicol de 500 mL, muni d'un réfrigérant à eau disposé verticalement, 1,00 g d'engrais liquide, 115 mL d'eau distillée, 45,0 mL d'une solution acidifiée de sel de Mohr contenant des ions Fe^{2+} à la concentration molaire $c_1 = 0,200 \text{ mol.L}^{-1}$ et 40,0 mL d'acide sulfurique concentré. L'ensemble est porté à ébullition pendant 5 minutes.

Etape 2 : Après refroidissement, le milieu réactionnel est transvasé en totalité dans un bécher de 500 mL. Une solution de dichromate de potassium de concentration molaire $c_2 = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$ permet d'effectuer le titrage des ions Fe^{2+} restants.

Données : $M(N) = 14,0 \text{ g.mol}^{-1}$ $M(O) = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$

Sel de Mohr : $FeSO_4, (NH_4)_2SO_4, 6H_2O$: masse molaire $M = 392,1 \text{ g.mol}^{-1}$.

- 1) Quelle masse m faut-il peser pour préparer $V_1 = 50,0$ mL d'une solution de sel de Mohr de concentration molaire $C_1 = 0,200$ mol.L⁻¹ ?
- 2) Quelle est la quantité de matière en ions Fe²⁺, notée n_1 , présente dans un prélèvement de volume $V_1 = 45,0$ mL d'une solution de sel de Mohr contenant des ions Fe²⁺ à la concentration molaire $C_1 = 0,200$ mol.L⁻¹ ?
- 3) Quel est le nom du montage utilisé dans le protocole expérimental ?
- 4) Sachant que les couples oxydant/réducteur mis en jeu sont : Fe³⁺_(aq)/Fe²⁺_(aq) et NO₃⁻_(aq)/NO_(g), en déduire l'équation de la réaction entre les ions nitrate, issus de l'engrais liquide, et les ions Fe²⁺, contenus dans la solution de sel de Mohr (étape 1)
- 5) Sachant que les couples oxydant/réducteur mis en jeu sont : Fe³⁺_(aq)/Fe²⁺_(aq) et Cr₂O₇²⁻_(aq)/Cr³⁺_(aq) en déduire l'équation de la réaction entre les ions Fe²⁺ (restant après la réaction (1)) et les ions dichromate lors du dosage de l'étape (2)
- 6) Le volume de la solution de dichromate de potassium versée à l'équivalence est : $V_{\text{éq}} = 10$ mL.
- À partir de l'équation de la réaction (2), déterminer la quantité de matière n_2 en ions Fe²⁺ dosée par les ions dichromate
- 7) Vérifier que la quantité de matière n_3 en ions Fe²⁺ qui a réagi avec les ions nitrate est $3,00 \cdot 10^{-3}$ mol.
- 8) À partir de l'équation de la réaction (1), déterminer la quantité de matière d'ions nitrate présente dans 1,00 g d'engrais liquide
- 9) En déduire la masse d'ions nitrate m_{nitrate} présente dans 1,00 g d'engrais liquide puis trouver le pourcentage massique en ions nitrate p_{nitrate} dans l'engrais liquide.

Le pourcentage massique est défini par : $p_{\text{nitrate}} = \frac{m_{\text{nitrate}}}{m_{\text{engrais}}} \times 100$

Exercice 7 : Dosage d'une solution d'acide ascorbique

L'acide ascorbique ou vitamine C intervient dans diverses réactions d'oxydo-réduction cellulaires. Elle favorise le développement des os, des tendons et des dents.

On désire déterminer la teneur en acide ascorbique d'une solution. Pour cela, on envisage deux méthodes de dosage reposant, pour l'une, sur le caractère acide de la molécule et, pour l'autre, sur son caractère réducteur.

Données :

Masses molaires atomiques en g.mol⁻¹ : M(H) = 1,0; M(C) = 12,0; M(O) = 16,0 ;

Couples oxydants-réducteurs : I₂ (aq) / I⁻ (aq) ; C₆H₆O₆ (aq) / C₆H₈O₆ (aq) ; S₄O₆²⁻ (aq) / S₂O₃²⁻ (aq)

Couple acide-base : C₆H₈O₆ (aq) / C₆H₇O₆⁻ (aq)

1^{ère} partie : Dosage acido-basique de la solution d'acide ascorbique

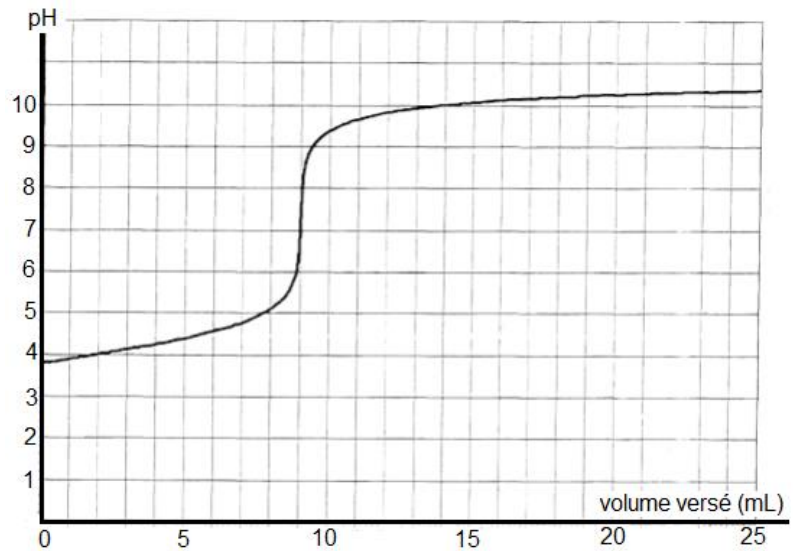
On réalise un dosage pH-métrique de 10,0 mL de la solution d'acide ascorbique $C_6H_8O_6$ (aq) par une solution d'hydroxyde de sodium ou soude (Na^+ (aq) + HO^- (aq)) de concentration $C_b = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$.

1) Écrire l'équation de la réaction de dosage.

2) Définir l'équivalence du dosage.

3) A l'aide de la courbe suivante, déterminer le volume V_E versé à l'équivalence en explicitant la démarche utilisée.

4) Écrire la relation entre les quantités de matière des réactifs à l'équivalence et en déduire la valeur de la concentration molaire de la solution titrée.



2^{ème} partie : Dosage par oxydoréduction de la solution d'acide ascorbique

Première étape : oxydation de l'acide ascorbique.

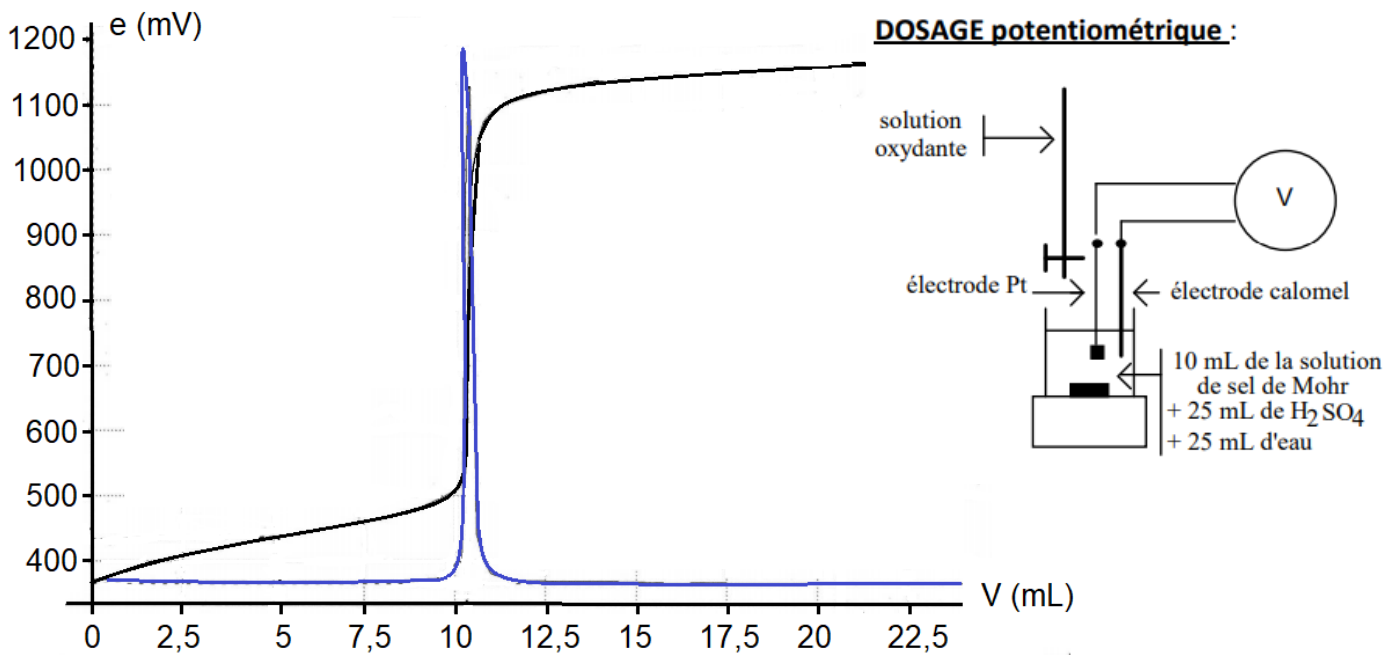
L'acide ascorbique est oxydé par une solution de diiode I_2 (aq) en excès: on verse dans un erlenmeyer un volume $V_1 = 10,0 \text{ mL}$ de la solution d'acide ascorbique auquel on ajoute un volume $V_2 = 20,0 \text{ mL}$ d'une solution de diiode de concentration $C_2 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Deuxième étape : dosage du diiode en excès.

Le diiode en excès est alors dosé par une solution de thiosulfate de sodium ($2 Na^+$ (aq) + $S_2O_3^{2-}$ (aq)), de concentration $C_3 = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$, en présence d'empois d'amidon ou de thiodène. Le volume versé à l'équivalence est $V_E = 12,9 \text{ mL}$.

- 1)
 - 1.1. Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction de la première étape.
 - 1.2. Calculer la quantité de matière initiale de diiode introduite $n_{I_2(\text{initial})}$ dans la première étape.
- 2)
 - 2.1. Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction de la deuxième étape.
 - 2.2. En déduire la quantité de matière de diiode $n_{I_2(\text{dosée})}$ qui réagit avec la solution de thiosulfate de sodium lors de la deuxième étape.
- 3)
 - 3.1. Déterminer la quantité de diiode qui a réagit lors de l'étape 1
 - 3.2. Déterminer la quantité de matière d'acide ascorbique qui a réagit lors de l'étape 1
 - 3.3. En déduire la concentration molaire de la solution d'acide ascorbique.

Exercice 8 : Dosage potentiométrique d'une solution d'ions fer 2



Dans cet exercice, on réalise le dosage d'une solution de sel de Mohr (contenant les ions Fe^{2+}) par une solution de permanganate de potassium (MnO_4^- , K^+) de concentration $2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

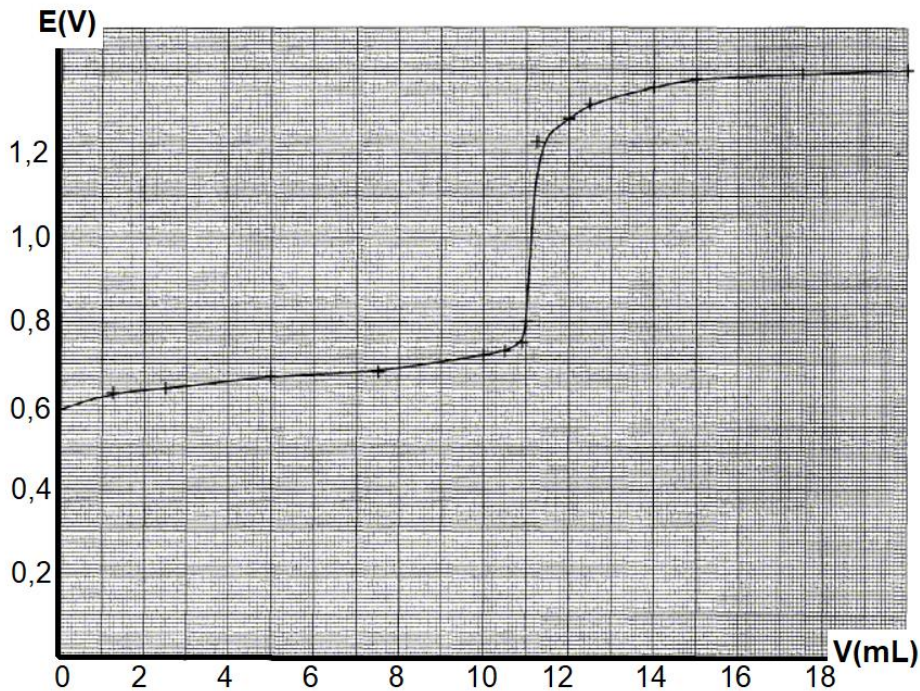
La réaction de dosage est une réaction d'oxydoréduction suivie par potentiométrie à l'aide de 2 électrodes : Une électrode de mesure en platine et une électrode de référence au calomel ($E_0 = 0,244 \text{ V}$)

On relève la différence de potentiel aux bornes des 2 électrodes ($e = E_{Pt} - E_{calomel}$) en fonction du volume de solution de permanganate versée. On obtient la courbe ci-dessus.

Données : $E_0(MnO_4^-/Mn^{2+}) = 1,51 \text{ V}$; $E_0(Fe^{3+}/Fe^{2+}) = 0,77 \text{ V}$

- 1)
 - 1.1. Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction entre les ions Fe^{2+} contenus dans la solution de sel de Mohr et les ions permanganate MnO_4^-
 - 1.2. Montrer que cette réaction peut bien servir de réaction support d'un dosage
- 2) Déterminer V_{eq} , le volume versé de la solution de permanganate de potassium à l'équivalence, puis en déduire la concentration des ions Fe^{2+} dans la solution de sel de Mohr
- 3) Déterminer les potentiels de la solution à la demi-équivalence et à la double équivalence ; retrouve-t-on les valeurs des potentiels standards des couples ? Comment peut-on expliquer les écarts observés ?

Exercice 9 : Dosage potentiométrique d'une solution d'ions fer 2



Le sulfate de fer ($\text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$) constitue le principe actif de nombreuses solutions destinées à combattre la chlorose ferrique des végétaux. Il est utilisé pour revitaliser les gazons. L'étiquette d'une solution commerciale indique qu'elle contient 6,0 % en masse d'élément fer soit une concentration molaire égale à 1,09 mol/L.

1) Afin de vérifier l'indication portée par l'étiquette, on procède au titrage de la solution commerciale S. Cette solution étant trop concentrée pour être titrée directement, il est nécessaire de la diluer. Indiquer le matériel nécessaire pour réaliser avec précision un volume de 100,0 mL de solution S' dix fois moins concentrée que la solution commerciale.

2) On souhaite déterminer la concentration C_1 en ion fer (II) Fe^{2+} de la solution S' par titrage potentiométrique. Pour cela, on prélève un volume $V_1 = 10,0$ mL de la solution S' dans laquelle on plonge une électrode de mesure et une électrode de référence. La solution titrante utilisée est une solution acidifiée de sulfate de cérium(IV) ($\text{Ce}^{4+}; 2\text{SO}_4^{2-}$) de concentration $C_2 = 0,100$ mol/L. On note V_2 le volume de solution titrante versée et E le potentiel de l'électrode de mesure.

2.1. Ecrire l'équation de la réaction de titrage, sachant que les couples sont $\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}$ et $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$

2.2. Donner la définition de l'équivalence du titrage.

2.3. A l'aide de la courbe ci-dessous, déterminer le volume équivalent V_E .

2.4. Calculer la concentration molaire C_1 de la solution S' en ions Fe^{2+} .

2.5. En déduire la concentration molaire C de la solution S en ions Fe^{2+} . Comparer avec l'indication donnée par l'étiquette à l'aide d'un calcul d'écart relatif.

2.6. La courbe permet-elle de déterminer les potentiels standards des couples $\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}$ et $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$? Si oui, les déterminer

2.7. Interpréter l'allure de la courbe