

1. Dosage de l'alcool d'un cidre

Pour vérifier le degré alcoolique porté par une bouteille de cidre, on dose l'éthanol (alcool de formule C_2H_6O) qu'il contient. On utilise une solution oxydante de dichromate de potassium ($2 K^+$, $Cr_2O_7^{2-}$) légèrement acidifiée de concentration $C_o = 5,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

On dose $V_r = 10,0 \text{ mL}$ de cidre de concentration C_r en éthanol. Il faut verser $V_o(\text{eq}) = 9,6 \text{ mL}$ 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 $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$ et $C_2H_4O_2/C_2H_6O$
- 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. $\rho_{\text{éthanol}} = 0,79 \text{ g.mL}^{-1}$

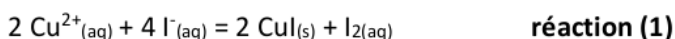
2. Dosage des ions cuivre II

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

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

Cette méthode met en jeu deux réactions successives :

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



- On dose ensuite le diode formé $I_{2(aq)}$ par une solution de thiosulfate de sodium ($2 Na^+_{(aq)} + S_2O_3^{2-}_{(aq)}$) : l'erlenmeyer est placé sous une burette contenant la solution de thiosulfate de sodium telle que $[S_2O_3^{2-}_{(aq)}] = 0,40 \text{ mol.L}^{-1}$. L'équivalence est repérée grâce à la décoloration d'empois d'amidon ajouté. Le volume de solution de thiosulfate de sodium ajouté est alors $V_E = 12,4 \text{ mL}$.

1) Quelques questions sur cette méthode de dosage

1.1. Dans la réaction (1), il est nécessaire que l'ion iodure $I^-_{(aq)}$ soit en excès par rapport aux ions cuivre $Cu^{2+}_{(aq)}$. 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 $I_{2(aq)}/I^-_{(aq)}$ et $S_4O_6^{2-}_{(aq)}/S_2O_3^{2-}_{(aq)}$

1.3. La méthode proposée constitue-t-elle un dosage direct ou indirect des ions $Cu^{2+}_{(aq)}$? 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 $n_{S_2O_3^{2-}}$ 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 S1

2.3. En déduire la concentration $[Cu^{2+}]$ de la solution S₁ en ion cuivre (II).

3. 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 ($2Na^+$, $S_2O_3^{2-}$)

1.1. Ecrire l'équation de la réaction de l'étape 1, sachant que les couples sont I_2/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 I_2/I^- et $S_4O_6^{2-}_{(aq)}/S_2O_3^{2-}_{(aq)}$;

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

3.2. Déduire 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.