

EXERCICES. TITRAGES

Exercice 1. Contrôle d'une solution de nettoyage de lentilles de contact

Le peroxyde d'hydrogène H_2O_2 est le principe actif d'une solution de nettoyage de lentilles de contact de densité 1,0. Sur l'étiquette du flacon est écrit : « peroxyde d'hydrogène : 3 % (en masse) ». On souhaite vérifier cette information par titrage en mettant à profit la transformation totale et rapide entre le peroxyde d'hydrogène H_2O_2 et les ions permanganate MnO_4^- qui peut être modélisée par une réaction d'oxydo-réduction.

Données : couples Redox : H_2O_2/H_2O $O_{2(g)}/H_2O_2$ MnO_4^-/Mn^{2+}
masses molaires : hydrogène (H) : $1,0 \text{ g.mol}^{-1}$ oxygène (O) : $16,0 \text{ g.mol}^{-1}$

1. Choisir les couples Redox en jeu lors du titrage parmi ceux proposés dans les données et écrire l'équation de la réaction en milieu acide.

De toutes les espèces chimiques en jeu dans cette réaction, seul MnO_4^- est responsable d'une coloration en solution aqueuse (coloration violette).

Le protocole du titrage est le suivant :

- introduire dans un erlenmeyer 10,0 mL de solution de nettoyage diluée 10 fois et 4 mL d'acide sulfurique
 - remplir une burette graduée de solution titrante de permanganate de potassium ($K^+ + MnO_4^-$) de concentration $25,0 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$
 - verser la solution titrante dans l'erlenmeyer jusqu'au changement de coloration obtenu à 13,6 mL
2. Faire un schéma complet et légendé du titrage.
 3. Pourquoi rajouter de l'acide sulfurique dans l'erlenmeyer ?
 4. Quel changement de coloration observe-t-on à l'équivalence ?
 5. Déterminer la quantité de matière initiale de peroxyde d'hydrogène dans le volume titré.
 6. La solution de nettoyage est-elle conforme à l'indication de l'étiquette ?

Exercice 2. Titrage du dioxyde de soufre d'un vin (avec incertitude de type B)

Pour éviter l'oxydation du vin qui détériore son goût, les viticulteurs y ajoutent du dioxyde de soufre SO_2 . La norme européenne limite sa teneur à 200 mg par litre de vin rouge et 150 mg par litre de vin blanc. Un laboratoire d'analyse souhaite déterminer la concentration de dioxyde de soufre dans un vin blanc par titrage en mettant à profit la transformation totale et rapide entre le dioxyde de soufre SO_2 et le diiode I_2 qui peut être modélisée par une réaction d'oxydo-réduction.

1. Les couples Redox en jeu étant I_2/I^- et SO_4^{2-}/SO_2 , écrire l'équation de la réaction en milieu acide. De toutes les espèces chimiques en jeu dans cette réaction, seul I_2 est responsable d'une coloration en solution aqueuse (coloration brune).

Le protocole du titrage est le suivant :

- introduire dans un erlenmeyer un volume $V_1 = (20,00 \pm 0,05) \text{ mL}$ de vin blanc très peu coloré, 4 mL d'acide sulfurique et 1 mL d'empois d'amidon⁽¹⁾ (incolore)
- remplir une burette graduée avec une solution aqueuse titrante de diiode I_2 de concentration molaire $c_2 = (1,00 \pm 0,01) \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- verser la solution titrante dans l'erlenmeyer jusqu'au changement de coloration obtenu pour un volume $V_E = (6,28 \pm 0,05) \text{ mL}$

- (1) en présence d'empois d'amidon, le diiode donne à une solution aqueuse une teinte bleu foncé même si le diiode est présent à l'état de trace

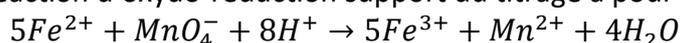
Données : masses molaires : oxygène (O) : $16,0 \text{ g.mol}^{-1}$ soufre (S) : $32,1 \text{ g.mol}^{-1}$

2. Faire un schéma complet et légendé du titrage.
3. Pourquoi rajouter de l'acide sulfurique dans l'erlenmeyer ?
4. Quel changement de coloration observe-t-on à l'équivalence ? Et quel est l'intérêt d'avoir ajouté de l'empois d'amidon ?

- Déterminer la quantité de matière initiale de dioxyde de soufre dans le volume de vin titré.
- Déterminer la concentration en masse de dioxyde de soufre dans le vin donnée notée c_m .
- Calculer son incertitude notée $u(c_m)$ à l'aide de la formule $\frac{u(c_m)}{c_m} = \sqrt{\left(\frac{u(V_E)}{V_E}\right)^2 + \left(\frac{u(c_2)}{c_2}\right)^2}$ où $u(V_E)$ et $u(c_2)$ sont respectivement les incertitudes sur V_E et c_2 .
En déduire un encadrement de la concentration en masse de dioxyde de soufre dans le vin.
- Ce vin est-il conforme à la réglementation européenne ?

Exercice 3. Titrage du fer (avec une incertitude de type A)

12 groupes au sein d'une classe réalisent le titrage des ions fer (II) Fe^{2+} en milieu acide par les ions permanganate MnO_4^- . La réaction d'oxydo-réduction support du titrage a pour équation :



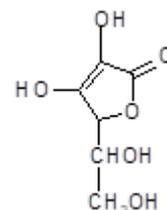
Les groupes ont titré un volume $V_0 = 20,0 \text{ mL}$ de solution acidifiée de sulfate de fer ($Fe^{2+} + SO_4^{2-}$) par une solution de permanganate de potassium ($K^+ + MnO_4^-$) de concentration $c_1 = 2,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Les 12 groupes ont trouvé des volumes versés à l'équivalence différents et chaque groupe en a déduit la concentration en masse en ions fer (II) Fe^{2+} dans la solution titrée :

groupe n°	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
$V_E(\text{mL})$	12,0	12,5	11,8	12,0	7,0	12,1	12,8	12,5	11,7	12,1	15,4	11,9
$[Fe^{2+}]$ en $g.L^{-1}$	3,35	41,9	3,29	3,35	1,95	3,38		3,49	3,26	3,38	4,30	3,32

- Compléter le tableau avec la valeur trouvée par le groupe n°7. Donnée : $M(Fe) = 55,8 \text{ g.mol}^{-1}$
- Déterminer la meilleure estimation de la concentration en masse de fer et calculer son incertitude-type donnée par la formule $u = \frac{S_X}{\sqrt{N}}$ où S_X est l'écart-type échantillon et N le nombre de mesures.
Donner un encadrement de la concentration en masse de fer.

Exercice 4. Titrage indirect de la vitamine C dans un jus d'orange

La vitamine C, de formule $C_6H_8O_6$, est le nom donné à l'acide ascorbique (formule semi-développée ci-contre). La vitamine C est synthétisée par de nombreux êtres vivants, mais pas par l'homme qui doit donc la trouver dans son alimentation, notamment dans les fruits. Un comprimé de « vitamine C 500 » contient 500 mg de vitamine C. On souhaite comparer la masse de vitamine C contenue dans le jus de deux oranges à celle d'un comprimé. L'expérience consiste en un titrage redox dit *indirect* dont le principe est précisé ci-dessous.



Principe du titrage indirect de la vitamine C :

1^{ère} étape : on oxyde la vitamine C par un excès de diiode I_2 selon la réaction d'oxydo-réduction d'équation :



2^{ème} étape : on réalise un titrage du diiode I_2 restant par une solution titrante de thiosulfate de sodium ($2Na^+ + S_2O_3^{2-}$) selon la réaction d'oxydo-réduction d'équation : $I_2 + 2S_2O_3^{2-} \rightarrow 2I^- + S_4O_6^{2-}$

3^{ème} étape : connaissant la quantité initiale de diiode introduit et la quantité de diiode restant en solution (déterminée par le titrage) on détermine la quantité de matière de vitamine C présente initialement.

On suit alors le mode opératoire suivant :

Mode opératoire :

- On presse deux oranges et on obtient 88,0 mL de jus
- On introduit dans un erlenmeyer $V_1 = 10,0 \text{ mL}$ de jus et $V_2 = 15,0 \text{ mL}$ de solution de diiode I_2 de concentration $c_2 = 4,70 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. On laisse le mélange sous agitation magnétique pendant 30 minutes (transformation totale mais lente).
- On titre le diiode I_2 restant par une solution titrante de thiosulfate de sodium ($2Na^+ + S_2O_3^{2-}$) de concentration $c_3 = 5,00 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. L'équivalence est obtenue pour $V_E = 13,0 \text{ mL}$

Donnée : masse molaire de la vitamine C : $176,0 \text{ g.mol}^{-1}$

Question : comparer la masse de vitamine C contenue dans le jus de deux oranges à celle d'un comprimé. Détailler soigneusement votre démarche et vos calculs.