

EX1/ Etude de la fraîcheur d'un lait

Lorsqu'on laisse du lait à température ambiante, le lactose, sucre du lait, se transforme en acide lactique. On mesure le degré de fraîcheur d'un lait en dosant l'acide lactique $C_3H_6O_3$ qu'il contient.

On dose $V_a = 10,0 \text{ mL}$ de lait de concentration C_a en acide lactique par une solution d'hydroxyde de sodium (Na^+ , HO^-) de concentration $C_b = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ en présence d'un indicateur coloré, la phénolphthaléine. Le changement de couleur de l'indicateur coloré (indiquant le passage à l'équivalence) a lieu pour un volume versé de soude $V_b = 9,0 \text{ mL}$

1) Au cours du dosage, il y a une réaction entre les ions HO^- de la soude et l'acide lactique $C_3H_6O_3$ selon la réaction : $HO^- + C_3H_6O_3 \rightarrow H_2O + C_3H_5O_3^-$

Etablir la relation existant entre les quantités d'ions HO^- et $C_3H_6O_3$ introduits au moment de l'équivalence ; en déduire la concentration C_a de l'acide lactique dans le lait.

2) IL existe une échelle de référence appelée « échelle Dornic » :

1 degré Dornic (notée °D) correspond à 0,1 g d'acide lactique par litre de lait

- un lait frais a un titre inférieur à 18 °D

- si ce titre est supérieur à 40° D, le lait caille par simple chauffage

2.1. Calculer la masse d'acide lactique dans 1,0 L de lait ; $M_{\text{acide lactique}} = 90 \text{ g.mol}^{-1}$

2.2. Déterminer le degré Dornic du lait ; que dire de sa fraîcheur ?

EX2/ 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.

Réglementation européenne :

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

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

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 $V_{2(eq)} = (6,28 \pm 0,05) \text{ mL}$ de solution de diiode.

L'équation support du dosage est : $I_2 + SO_2 + 2H_2O \rightarrow 2I^- + SO_4^{2-} + 4H^+$

- 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.

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

2) Déterminer C_1 , la concentration en quantité de matière de dioxyde soufre dans ce vin et en déduire C_m , la concentration en masse de dioxyde de soufre ; $M(SO_2) = 64,1 \text{ g.mol}^{-1}$

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

$$\left(\frac{u(C_1)}{C_1}\right)^2 = \left(\frac{u(V_{2eq})}{V_{2eq}}\right)^2 + \left(\frac{u(C_2)}{C_2}\right)^2 + \left(\frac{u(V_1)}{V_1}\right)^2 \text{ et } u(C_m) = M \times u(C_1)$$

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

EX3/ Produit anti-chlorose

Dans le commerce, on trouve des solutions dites « anti-chlorose » riches en ions fer (II) que l'on utilise pour traiter les plantes dont les feuilles subissent une décoloration plus ou moins prononcée.

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 en quantité de matière C_1 à déterminer. La solution ainsi obtenue est appelée S' ;
- Introduire dans un erlenmeyer un volume $V_1 = 20,0 \text{ mL}$ 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^- .

Equation de la réaction du titrage: $MnO_4^- + 5 Fe^{2+} + 8 H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 5 Fe^{3+} + 4 H_2O$

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.

- 1) Lors du titrage réalisé, l'équivalence est obtenue pour un volume versé $V_2(eq) = 9,5 \text{ mL}$ de la solution de permanganate de potassium. Comment cette équivalence est-elle repérée ?
- 2) Déterminer la concentration en quantité de matière des ions Fe^{2+} dans la solution anti-chlorose S' puis dans la solution S
- 3) Déterminer la concentration en masse des ions fer dans la solution S ; $M(Fe^{2+}) = 56 \text{ g.mol}^{-1}$

EX4/ Degré alcoolique du 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 $C_0 = 5,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

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

La réaction du dosage est : $2 Cr_2O_7^{2-} + 3 C_2H_6O + 16 H^+ \rightarrow 4 Cr^{3+} + 11 H_2O + 3 C_2H_4O_2$

- 1) Déterminer C_r , la concentration en quantité de matière d'éthanol dans le cidre
- 2) Calculer la masse d'éthanol présente dans 100 mL de cidre. $M_{\text{éthanol}} = 46 \text{ g.mol}^{-1}$
- 3) 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. $\rho_{\text{éthanol}} = 0,79 \text{ g.mL}^{-1}$