



METHODES DE DOSAGE TITRAGE EXERCICES

Titration d'une solution contenant des ions iodate

On réalise le titrage de 20,0 mL d'une solution acidifiée contenant des ions iodate $\text{IO}_3^-_{\text{aq}}$ de concentration molaire en ions iodate C_1 inconnue, par une solution de thiosulfate de sodium ($2\text{K}^+_{\text{aq}} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{\text{aq}}$) de concentration molaire en ions thiosulfate $C_2 = 8,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Le changement de couleur de la solution titrée est observé quand on a versé un volume $V_{\text{éq}} = 15,8 \text{ mL}$ de solution de thiosulfate de sodium.

1. Avec quelle verrerie mesurer 20,0 mL de la solution à titrer ? Pourquoi ?
2. Schématiser le montage du titrage et le légender.
3. Écrire l'équation de la réaction support du titrage.
4. Définir l'équivalence d'un titrage.
5. Déterminer alors l'expression littérale de C_1 . Calculer sa valeur.

Données : Couples oxydant/réducteur et leurs couleurs
 $\text{IO}_3^-_{\text{aq}}$ (incolore) / $\text{I}_{2\text{aq}}$ (jaune orangé)
 $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}_{\text{aq}}$ (incolore) / $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{\text{aq}}$ (incolore)

Titration des ions nitrate dans un engrais

Une plante puise dans le sol des éléments chimiques nécessaires à sa croissance, dont l'indispensable azote N. Dans le sol, l'azote est présent sous forme d'ions nitrate NO_3^- (aussi appelé azote nitrique) ou d'ions ammonium NH_4^+ (azote ammoniacal).

Dans cet exercice, on se propose de déterminer le pourcentage massique en azote nitrique d'un engrais azoté, et de comparer la valeur trouvée à l'extrait d'étiquette donné : 24% d'azote total, dont 11% d'azote uréique, 6% d'azote nitrique, et 7% d'azote ammoniacal.

PROTOCOLE DU TITRAGE :

- Une masse $m = 2,5 \text{ g}$ d'engrais liquide est placée dans une fiole jaugée de 250 mL. On complète la fiole jusqu'au trait de jauge par de l'eau distillée : on obtient une solution, qui est notée S.
- Dans un erlenmeyer, on introduit un volume $V_0 = 25,0 \text{ mL}$ de la solution d'engrais précédente, puis un volume $V_1 = 20,0 \text{ mL}$ d'une solution contenant des ions fer (II) de concentration molaire $C_1 = 0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Un ajout de 5 mL d'acide sulfurique permet d'acidifier le mélange. L'ensemble est porté à une douce ébullition, car la réaction est lente.
Les ions nitrate de l'engrais réagissent de façon totale avec les ions fer (II).
- Après refroidissement, les ions fer (II) en excès sont titrés par une solution de dichromate de potassium ($2\text{K}^+_{\text{aq}} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{\text{aq}}$) de concentration molaire $C_2 = 1,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
L'équivalence, marquée par un changement de couleur, est obtenue pour un volume $V_{\text{éq}} = 10,0 \text{ mL}$ de solution de dichromate de potassium versé dans l'erlenmeyer.

Calculer le pourcentage massique en azote nitrique de l'engrais titré.

Obtient-on le même ordre de grandeur que sur l'étiquette ?

Données : Couples oxydant/réducteur mis en jeu :
 $\text{NO}_3^-_{\text{aq}}/\text{NO}$
 $\text{Fe}^{3+}_{\text{aq}}/\text{Fe}^{2+}_{\text{aq}}$
 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{\text{aq}}/\text{Cr}^{3+}_{\text{aq}}$
 $M(\text{N}) = 14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$



Le pourcentage massique en azote nitrique de l'engrais peut s'exprimer par la relation suivante : $\%(\text{NO}_3^-) = \frac{n(\text{NO}_3^-) \times M(\text{N})}{\text{masse } m \text{ d'engrais}} \times 100$

Eau oxygénée

L'eau oxygénée $\text{H}_2\text{O}_{2\text{aq}}$ est utilisée comme antiseptique ou comme agent de blanchiment pour les textiles. Elle participe à deux couples oxydant/réducteur : $\text{H}_2\text{O}_{2\text{aq}}/\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ et $\text{O}_{2(\text{g})}/\text{H}_2\text{O}_{2\text{aq}}$.

1. Écrire la demi-équation associée à chacun des couples oxydant/réducteur.
2. Quelle est la particularité de l'eau oxygénée ?

Les lentilles de contact doivent être décontaminées et nettoyées après usage. Pour cela, on peut utiliser une solution d'eau oxygénée. Sur l'étiquette du produit, on peut lire :

Concentration massique d'eau oxygénée : 30 g.L⁻¹

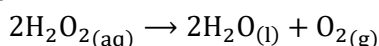
Pour contrôler cette indication, on dose un échantillon de 10,0 mL de cette solution préalablement acidifiée par une solution de permanganate de potassium ($\text{K}^+_{\text{aq}} + \text{MnO}_4^-_{\text{aq}}$) de concentration molaire $C' = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$.

3. Établir l'équation de la réaction support du titrage.

Le volume versé à l'équivalence est $V_{\text{éq}} = 17,6 \text{ mL}$.

4. Déterminer la quantité de matière d'eau oxygénée se trouvant dans l'échantillon.
5. En déduire la concentration molaire puis la concentration massique d'eau oxygénée de la solution étudiée. Le résultat correspond-il aux indications de l'étiquette ?

Une eau oxygénée est dite à N volumes si elle libère N litres de dioxygène lors de la décomposition de 1,00 L de cette eau oxygénée selon la réaction :



Ce volume est mesuré à 0°C et sous une pression d'une atmosphère.

6. Que vaut N pour l'eau oxygénée étudiée ?

Données :

Couple oxydant/réducteur : $\text{MnO}_4^-_{\text{aq}}/\text{Mn}^{2+}_{\text{aq}}$

Volume molaire à 0°C et à une pression d'une atmosphère : $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$

Toutes les espèces en solution sont incolores, à part les ions permanganate qui sont violets.

Titrage indirect de la vitamine C + Difficile

La vitamine C, ou acide ascorbique, de formule brute $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$, est contenue dans les agrumes. Des comprimés peuvent contribuer à atteindre les besoins moyens journaliers, qui sont de 90 mg chez l'adulte. Pour déterminer la concentration en vitamine C dans un comprimé, on réalise un titrage indirect : on fait réagir cette vitamine C avec du diiode en excès, puis on titre l'excès de diiode.

Un enseignant prépare un TP sur le titrage indirect. Il utilise des comprimés de 500 mg de vitamine C, qu'il dissout dans 250 mL d'eau distillée. Il obtient ainsi une solution S. Il doit déterminer la concentration molaire de la solution de thiosulfate de sodium ($2\text{Na}^+_{\text{aq}} + \text{S}_2\text{O}_3^{2-}_{\text{aq}}$) qu'il faut préparer, et donc suivre le raisonnement inverse à celui que ses élèves suivront durant le TP.

1. Déterminer la quantité de matière d'acide ascorbique contenu dans le comprimé, puis sa concentration molaire dans la solution S.

L'enseignant place 5,0 mL de solution S et 20,0 mL d'une solution de diiode $\text{I}_{2\text{aq}}$ de concentration molaire $C_1 = 5,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. La solution prend une teinte jaune-orangée.

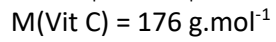
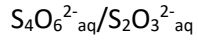
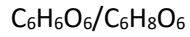
2. Établir l'équation de la réaction entre l'acide ascorbique et le diiode.
3. Sans faire de calcul, préciser quel est le réactif en excès. Justifier.
4. Déterminer le réactif limitant et l'état final du système.



L'enseignant réalise ensuite un titrage par une solution contenant des ions thiosulfate de concentration molaire C_x à déterminer pour obtenir un volume à l'équivalence $V_{\text{éq}} = 15,0$ mL.

5. Déterminer l'équation de la réaction entre les ions thiosulfate et le diiode.
6. En déduire la valeur de la concentration C_x de la solution de thiosulfate de sodium que doit préparer l'enseignant pour son TP.

Données : Couples oxydant/réducteur mis en jeu :



Toutes les espèces en solution sont incolores, à part le diiode qui est jaune-orangé.