

TP 9. DOSAGES PAR TITRAGE COLORIMETRIQUE - Correction

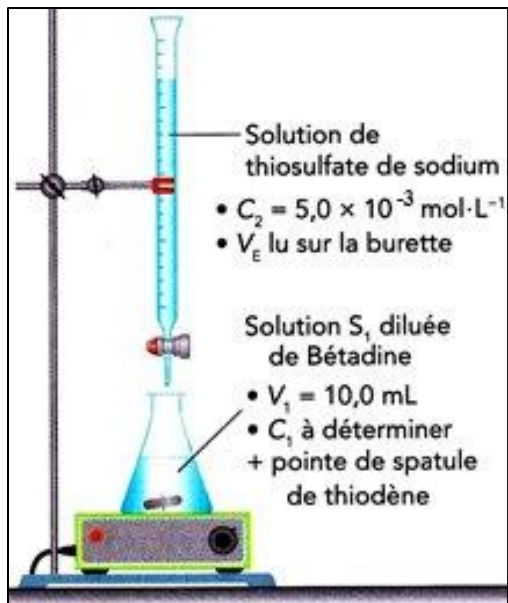
I. Correction. Titration colorimétrique du diiode d'un antiseptique par le thiosulfate de sodium

UTILISATION D'UN INDICATEUR COLORE REDOX

L'étiquette de la bétadine® précise :

Bétadine 10 % : Polyvidone iodée : 10g pour 100 mL

L'objectif est de réaliser un dosage colorimétrique pour déterminer la concentration en diiode présent dans la solution de Bétadine et de vérifier le pourcentage de polyvidone iodée indiqué par le fabricant.



I. Protocole expérimental.

• Diluer 10 fois la solution S_0 de bétadine. Soit S_1 la solution diluée.

Question 1 : Indiquer le mode opératoire pour la dilution.

Prélever 10,0 mL de bétadine commerciale à l'aide d'une pipette jaugée de 10,0 mL munie d'un pipetteur. L'introduire dans une fiole jaugée de 100,0 mL. Boucher, puis agiter pour homogénéiser.

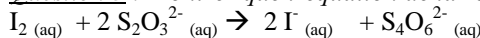
• Réaliser le montage schématisé ci-contre. Verser lentement la solution titrante.

Question 2 : Noter le volume V_E versé à l'équivalence. $V_E = 16,2 \text{ mL}$.

II. Exploitation des résultats.

Les couples redox (couples oxydant/réducteur) mis en jeu sont : $I_2(aq) / I^-(aq)$ et $S_4O_6^{2-}(aq) / S_2O_3^{2-}(aq)$.

Question 3 : Montrer que l'équation de la réaction est :



Couple $I_2(aq) / I^-(aq)$: $I_2(aq) + 2 e^- \rightleftharpoons 2 I^-(aq)$

Couple $S_4O_6^{2-}(aq) / S_2O_3^{2-}(aq)$: $S_2O_3^{2-}(aq) \rightleftharpoons S_4O_6^{2-}(aq) + 2 e^-$

Somme : Equation de la réaction $I_2(aq) + 2 S_2O_3^{2-}(aq) \rightarrow 2 I^-(aq) + S_4O_6^{2-}(aq)$

Les réactifs sont $I_2(aq)$ (oxydant) : **réactif titré** et $S_2O_3^{2-}(aq)$ (réducteur) : **réactif titrant**

Question 4 : Pourquoi le thiodène (empois d'amidon) est appelé « indicateur de fin de réaction » ?

Il permet de repérer le moment où tout le diiode I_2 a été totalement consommé en réagissant avec les ions thiosulfate versés. L'indicateur de fin de réaction est l'empois d'amidon. L'empois d'amidon prend une coloration bleue en présence de diiode I_2 . On en met quelques gouttes dans la solution de bétadine à doser (il est ajouté quand la solution devient jaune claire). Tant qu'il y a présence de I_2 , la solution est bleue foncée. Dès que I_2 a totalement disparu (transformé en ions iodure I^- incolores), l'empois d'amidon se décolore. Le virage (à l'équivalence) se fait donc du bleu foncé à l'incolore.

Question 5 : • Etablir la relation reliant les quantités de matière initiale $n_1(I_2)$ de diiode dans la solution S_1 et $n_E(S_2O_3^{2-})$ d'ions thiosulfate versés à l'équivalence. Vous pouvez choisir la méthode du tableau d'avancement ou utiliser la méthode de proportionnalité entre les coefficients stœchiométriques et les quantités de matière des réactifs.

A l'équivalence, réactif titrant et réactif titré ont été totalement consommés et ont réagi dans les proportions stœchiométriques de l'équation de la réaction de titrage : $I_2(aq) + 2 S_2O_3^{2-}(aq) \rightarrow 2 I^-(aq) + S_4O_6^{2-}(aq)$

– Réactif titrant : thiosulfate de sodium $2Na^+(aq) + S_2O_3^{2-}(aq)$ dans la burette : à l'équivalence : $n_E(S_2O_3^{2-}) = C_2 \cdot V_E$

– Réactif titré : solution de diiode à doser $I_2(aq)$ dans la bétadine qui est dans le bécher : $V_2 = 10,0 \text{ mL}$: $n_0(I_2) = C_1 \cdot V_1$

A l'équivalence, il y a proportionnalité entre les quantités de matière de réactifs titré et titrant et les coefficients stœchiométriques $n_0(I_2)$ dans les $V_1 \text{ mL}$ de bétadine dosé = $n_E(S_2O_3^{2-})$ versé grâce à la burette

Question 6 : Déduire la concentration $C_1(I_2)$ en I_2 dans la solution diluée, puis C_0 en diiode dans la solution commerciale S_0 de bétadine..

$$n_0(I_2) = n_E(S_2O_3^{2-}) \text{ soit } C_1 \cdot V_1 = \frac{C_2 \cdot V_E}{2} \text{ On en déduit : } C_1 = \frac{C_2 \cdot V_E}{2 \cdot V_1} \text{ A.N. : } C_1 = \frac{5,0 \cdot 10^{-3} \times 16,2}{2 \times 10,0} = \underline{4,05 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}}$$

Comme le facteur de dilution est de 10, la concentration C_0 en diiode dans la solution commerciale S_0 est 10 fois plus grande :

$$C_0 = 10 C_1 = \underline{4,05 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}} \text{ On veut vérifier l'indication notée sur l'étiquette du flacon de bétadine.}$$

Question 7 : Calculer la quantité de diiode $n_0(I_2)$ présente dans 100 mL de solution S_0 .

$$n_0 = C_0 V_0 = 4,05 \cdot 10^{-1} \times 100 \cdot 10^{-3} = \underline{4,05 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}$$

La polyvidone iodée est un « complexe » formé par l'association d'une molécule de polyvidone et d'une molécule de diiode.

Question 8 : Quelle est la quantité n_P de polyvidone iodée dans 100 mL de S_0 ?

$$\text{Comme d'une molécule de polyvidone est associée à une molécule de diiode, on a } n_P = n_0 = \underline{4,05 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}}$$

Question 9 : Déterminer la masse m_P de polyvidone iodée dans le flacon de bétadine.

$$\text{Donnée : } M(\text{polyvidone iodée}) = 2362,8 \text{ g.mol}^{-1}. \text{ } m_P = n_P \cdot M_P = 4,05 \cdot 10^{-2} \times 2362,8 = 9,57 \text{ g} = \underline{9,6 \text{ g.}}$$

Question 10 : Retrouver alors le taux de polyvidone iodée marquée sur la bouteille de Bétadine. Calculer l'erreur relative entre le taux théorique et le taux pratique. D'où proviennent les erreurs commises ?

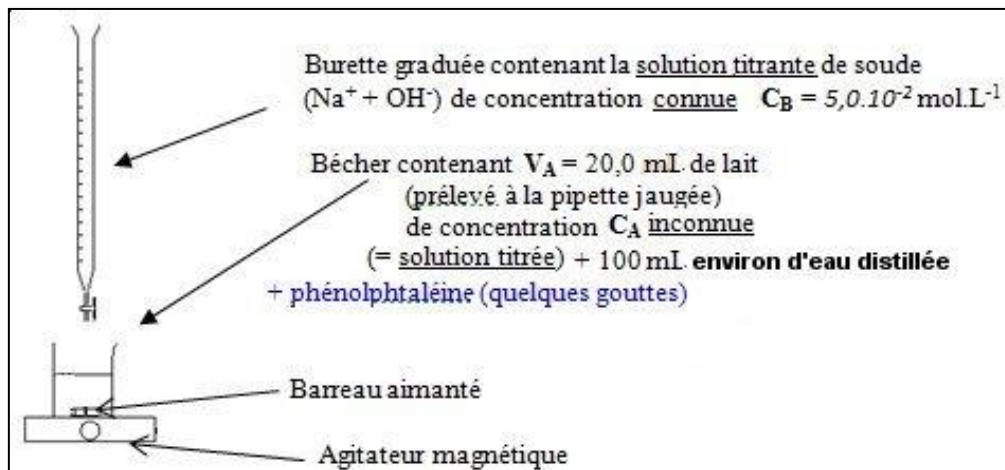
L'étiquette indique 10 g dans 100 mL, soit une incertitude relative de : $\frac{|10 - 9,6|}{10} \times 100 = \underline{4\%}$.
Erreurs : sur la dilution, sur l'évaluation de la zone de virage (bleu foncé \rightarrow incolore).

II. Correction TP9.

Dosage colorimétrique de l'acide lactique dans un lait

UTILISATION D'UN INDICATEUR COLORE ACIDO-BASIQUE

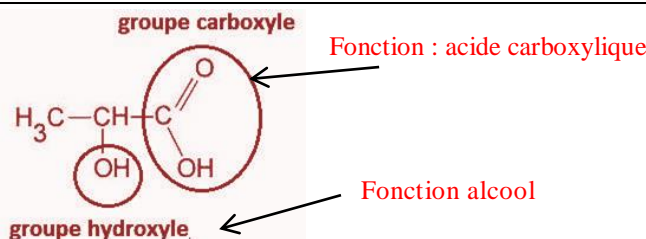
Le montage :



Question 1 : Donner la formule semi-développée de l'acide lactique.

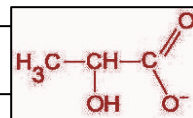
Entourez et nommez les groupes fonctionnels présents dans cette molécule ?

Acide lactique :



Remarque : l'acide lactique est un acide faible du type RCOOH

Question 2 : Donner la formule semi-développée de l'ion lactate $\text{CH}_3\text{-CHOH-COO}^-$, l'acide lactique.



base conjuguée de

Question 3 : Donner l'équation de la réaction de dosage de l'acide lactique du lait.

L'acide lactique sera noté dans la suite HA.

Couple HA/A^- : $\text{HA} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}^+$ et couple $\text{H}_2\text{O}/\text{HO}^-$: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HO}^- + \text{H}^+$

Equation support du titrage : $\text{RCOOH}_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{RCOO}^- + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ $\text{HA}_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{A}^- + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$

Question 4 : Faire un schéma annoté du montage expérimental. Voir schéma ci-dessus.

De quelle façon repère-t-on l'équivalence au cours d'un dosage ?

L'équivalence est repérée par l'apparition de la couleur rose de la phénolphtaléine : virage de l'incolore au rose.

Justifier le choix de l'indicateur coloré.

Zone de virage de la **phénolphtaléine** : incolore 8,2 – 10,0 rose. **La zone de virage est située dans les pH basiques.** Or la réaction de titrage étudiée se fait entre un acide faible et une base forte donc le pH à l'équivalence est basique. La zone de virage de la P.P contient donc pH_E . Le virage se fait alors à la goutte près de l'incolore au rose pâle.

Question 5 : Après avoir fait toutes les étapes du raisonnement, conclure quant à la fraîcheur du lait.

Votre hypothèse est-elle confirmée ?

Equation de la réaction de titrage : $\text{HA}_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{A}^- + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$

– Réactif titrant : solution de soude $\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$ dans la burette : à l'équivalence : $n_E(\text{HO}^-) = C_B \cdot V_E$

– Réactif titré : dans le bécher : $V_A = 10,0 \text{ mL}$ de lait : $n_0(\text{HA}) = C_A \cdot V_A$

A l'équivalence : réactif titré et réactif titrant ont été totalement consommés. Il y a proportionnalité entre les quantités de matière de réactifs titré et titrant et les coefficients stœchiométriques

$$\frac{n_0(\text{HA})}{1} \text{ dans le bécher} = \frac{n_E(\text{HO}^-)}{1} \text{ versé à l'équivalence} \text{ soit } \boxed{C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_E}$$

A l'équivalence : le volume d'hydroxyde de sodium versé est : $V_E = 6,30 \text{ mL}$. On en déduit :

$$\boxed{C_A = \frac{C_B \cdot V_E}{V_A}}$$

A.N. : $C_A = \frac{5,0 \cdot 10^{-2} \times 6,30}{20,0} = \underline{1,60 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}}$

Or : $M(\text{acide lactique } \text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3) = 90,0 \text{ g.mol}^{-1}$.

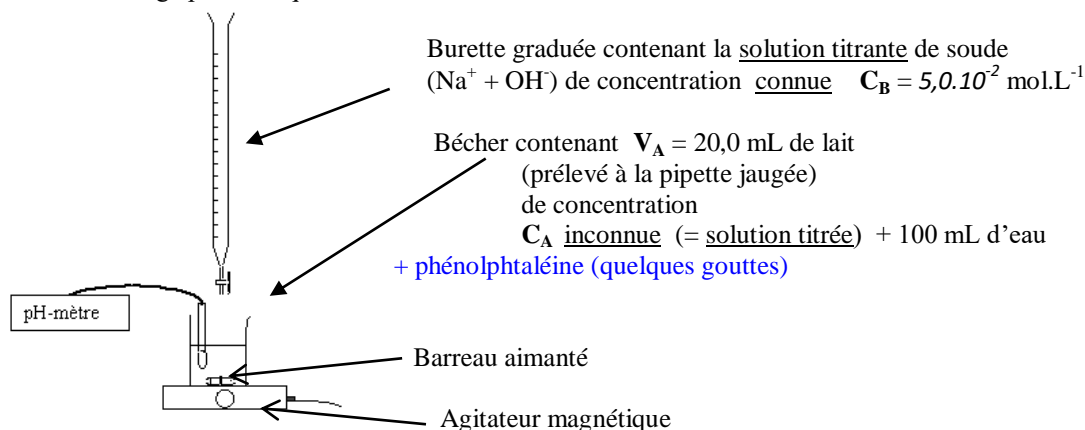
Masse d'acide lactique dans 1 L (ou concentration massique) $C_m = C_A \cdot M = 1,60 \cdot 10^{-2} \cdot 90,0 = \underline{1,44 \text{ g.L}^{-1}}$ (soit 14,4 •D)

La quantité d'acide lactique est < 1,8 g.L⁻¹. Le lait dosé est donc consommable !

L'inspecteur n'a donc pas relevé d'anomalie quant à la fraîcheur du lait.

Compléments

- Le montage dans le cas d'un titrage pH-métrique :



- Verser la solution de soude dans le bécher, et noter dans un tableau après chaque mL ajouté, la valeur du pH mesuré par le pH mètre.

- Résultats : (V_B étant le volume de soude, versé)

V_B (mL)	0,0	1,0	2,0	3,0	4,0	5,0	6,0	7,0	8,0	9,0	10,0	11,0	12,0	13,0	14,0	15,0	16,0	17,0	
pH																			

- Tracer (au fur et à mesure) la courbe pH-métrique : $\text{pH} = f(V_B)$ (Echelle : 1cm pour 1mL et 1cm pour 1pH)

- Exploitation des résultats :

- Avec la méthode des tangentes parallèles, repérer sur la courbe, le point d'équivalence E et relever la valeur du volume équivalent $V_{B \text{ eq}} =$
- Citer les espèces introduites dans le milieu réactionnel lors du dosage, et en déduire l'équation de la réaction acido-basique de dosage. (Données: couples $\text{CH}_3\text{CHOH-COOH}/\text{CH}_3\text{CHOH-COO}^-$ et $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$)
- Déterminer la concentration C_A de l'acide lactique titré.
- Calculer la masse d'acide lactique contenue dans un litre de lait (Donnée : $M_{\text{acide lactique}} = 90 \text{ g.mol}^{-1}$).

- Conclusion : Le lait est-il encore consommable ?