

Correction du contrôle n°8 – 2018

Exercice 1 : Bac S – 2014 – Pondichéry

- 1.1. Il y a un groupement hydroxyle et un groupement carboxyle.
- 1.2. Formule brute de l'acide lactique : $C_3H_6O_3$. L'équation support du dosage est donc :
$$C_3H_6O_3(aq) + HO^-(aq) \rightarrow C_3H_5O_3^-(aq) + H_2O(l)$$
- 1.3. D'après la courbe de titrage de l'énoncé, on remarque que le pH à l'équivalence d'un dosage de l'acide lactique avec de la soude vaut environ 8. Or, pour un dosage, il faut choisir un indicateur coloré de sorte que sa zone de virage contienne la valeur du pH à l'équivalence. Seule la phénolphthaléine répond à ce critère.
- 1.4. Un indicateur coloré est formé par un couple acide/base. Il faut toujours introduire une quantité d'indicateur colorée suffisante pour pouvoir percevoir la variation de couleur à l'équivalence, mais cette quantité doit être la plus faible possible pour que l'on puisse toujours considérer (approximer) que l'acide dosé (ici l'acide lactique) est le seul acide présent en solution.

- 1.5. On a :
- $$\begin{aligned} C_A \times V_A &= C_B \times V_{eq} \\ \Leftrightarrow C_A &= (C_B \times V_{eq}) / V_A \\ \Leftrightarrow C_A &= (0,111 \times 0,0021) / 0,0100 = 0,023 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Donc la concentration massique en acide lactique vaut :

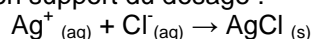
$$\begin{aligned} t &= C_A \times M \\ \Leftrightarrow t &= 0,023 \times (3 \times 12,0 + 6 \times 1,0 + 3 \times 16,0) = 2,1 \text{ g/L} \end{aligned}$$

Ainsi, d'après l'énoncé, une concentration en acide lactique de 2,1 g/L correspond à 21°D.

Donc le lait dosé n'est pas frais car il dépasse les 18°D.

- 1.6. On remarque qu'avec une concentration en soude de 0,111 mol/L on obtient 21°D pour un volume à l'équivalence de 2,1 mL. Ainsi, avec une telle soude, on peut directement déduire du volume à l'équivalence, l'acidité du lait en degrés Dornic juste en multipliant le volume versé à l'équivalence par 10.

- 2.1. Réaction support du dosage :



- 2.2. C'est la proposition 3 qui est la bonne.

Avant l'équivalence, les ions argent introduits réagissent avec les ions chlorure pour former du chlorure d'argent qui précipite. L'ajout des ions argent est accompagné d'un ajout d'ions nitrate. En résumé, les ions chlorure disparaissent et sont progressivement remplacés par des ions nitrate qui ont une conductivité ionique molaire plus faible : ainsi, la conductivité baisse avec l'ajout de nitrate d'argent.

Après l'équivalence, il n'y a plus de réaction et on ne fait qu'ajouter des ions dans le becher : la conductivité augmente.

- 2.3. Il faut déterminer la concentration massique des ions chlorure du lait :

A l'équivalence du dosage, on a :

$$\begin{aligned} C_A \times V_A &= C_B \times V_{eq} \\ \Leftrightarrow [Cl^-] &= ([Ag^+] \times V_{eq}) / V_A \\ \Leftrightarrow [Cl^-] &= (0,0500 \times 11,6) / 220 = 2,64 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

D'où, la concentration du lait non dilué : $[Cl^-]_{LAIT} = 2,64 \times 10^{-3} \times 11,0 = 0,0290 \text{ mol/L}$

Remarque : le lait a ici été dilué d'un facteur 11,0 puisque l'on a ajouté 200 mL d'eau distillée à 20,0 mL de lait.

Le titre massique en ions chlorure de ce lait vaut donc :

$$\begin{aligned} t &= [Cl^-]_{LAIT} \times M_{Cl} \\ \Leftrightarrow t &= 0,0290 \times 35,5 = 1,03 \text{ g/L} \end{aligned}$$

Comme cette concentration est inférieure à 1,4 g/L le lait dosé n'est pas mammiteux.

Exercice 2 : Echange de proton

1. Si cet acide avait été fort, la totalité de l'acide AH serait devenue des ions A^- . On aurait alors eu en fin de réaction $n(AH_{\text{initial}}) = n(A^-_{\text{max}}) = n(H_3O^+_{\text{max}})$ et donc : $[AH]_{\text{initial}} = [A^-]_{\text{max}} = [H_3O^+]_{\text{max}}$
Ainsi, le pH final aurait dû être égal à : $pH = -\log [H_3O^+]_{\text{max}}$
 $pH = -\log (3,2 \times 10^{-5} / 0,050) = 3,2$

2. En fin de réaction on a : $[A^-]_{\text{final}} = [H_3O^+]_{\text{final}} = 10^{-pH} = 10^{-3,3} = 5,01 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$

3. La concentration finale de l'acide est : $[AH]_{\text{final}} = [AH]_{\text{initial}} - [A^-]_{\text{final}}$
 $\Leftrightarrow [AH]_{\text{final}} = 3,2 \times 10^{-5} / 0,050 - 5,01 \times 10^{-4} = 1,4 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$

4. Expression du K_A :
$$K_A = \frac{[A^-]_{\text{eq}} \times [H_3O^+]_{\text{eq}}}{[AH]_{\text{eq}}}$$

Calcul du pK_A :

$$pK_A = -\log \left(\frac{[A^-]_{\text{eq}} \times [H_3O^+]_{\text{eq}}}{[AH]_{\text{eq}}} \right)$$
$$\Leftrightarrow pK_A = -\log \left(\frac{5,01 \cdot 10^{-4} \times 5,01 \cdot 10^{-4}}{1,4 \cdot 10^{-4}} \right) = 2,7$$

- 5.1. C'est un acide faible car son pK_A est supérieur à 0.
- 5.2. Comme le pH de la solution (3,3) est supérieur au pK_A de l'acide (2,8), c'est la forme basique A^- qui prédomine.
6. Calcul du rapport : $[A^-]_{\text{final}} / [AH]_{\text{final}} = 5,01 \times 10^{-4} / 1,4 \times 10^{-4} = 3,6$

On peut aussi partir de la formule : $pH = pK_A + \log [A^-] / [AH]$
On trouve alors : $[A^-] / [AH] = 10^{pH - pK_A} = 3,2$

La différence assez importante des résultats entre les deux méthodes est liée au fait que l'une des méthodes utilise les concentrations calculées aux questions précédentes et qui correspondent à un pK_A de 2,73 alors que l'autre méthode utilise le pK_A de 2,8 donné à la question 5. Les deux réponses sont donc correctes.

7. Comme la forme acide et la forme basique sont présentes en quantité sensiblement égale, on peut parler d'une solution tampon.

$$0,1 < \frac{[A^-]_{\text{eq}}}{[AH]_{\text{eq}}} < 10$$