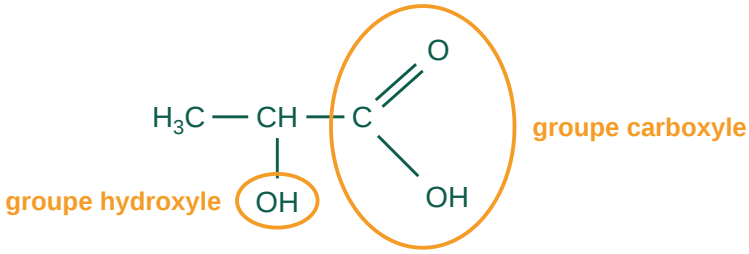
Injections alcalinisantes

Bac S 2003 Nouvelle-Calédonie (ancien programme) · Exercice 1 **4 points** **Durée conseillée 52 min**

1 Recopier la formule de l'acide lactique, puis entourer et nommer les groupes caractéristiques présents dans la molécule.

La molécule porte deux groupes caractéristiques (voir la figure) : le groupe $-\mathrm{OH}$ lié au carbone central et le groupe $-\mathrm{COOH}$ en bout de chaîne.

Groupe **hydroxyle** $-\mathrm{OH}$ (fonction alcool) et groupe **carboxyle** $-\mathrm{COOH}$ (fonction acide carboxylique).



1 · Acide lactique : les deux groupes caractéristiques entourés

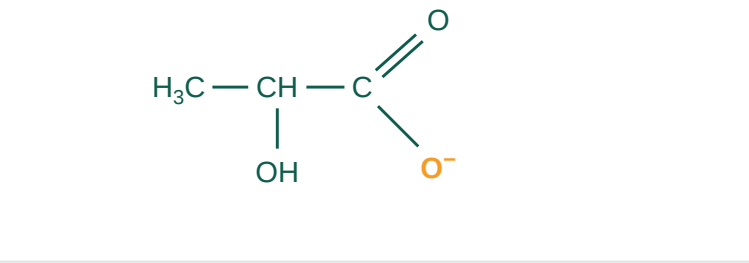
PIÈGE
Entourer seulement $\mathrm{C{=}O}$ ou seulement le second OH : le groupe carboxyle comprend le carbone, l'oxygène doublement lié et le OH. Ce OH n'est donc pas un second groupe hydroxyle.

COMPRENDRE
Le nom « acide 2-hydroxypropanoïque » annonce déjà les deux groupes : « hydroxy » pour l'alcool porté par le carbone 2, « acide … oïque » pour le groupe carboxyle.

2 Écrire la formule semi-développée de l'ion lactate.

L'ion lactate est la base conjuguée de l'acide lactique : il s'obtient en retirant un ion $\mathrm{H^+}$ au groupe carboxyle, qui devient un groupe carboxylate $-\mathrm{COO^-}$.

Ion lactate : $\mathrm{CH_3{-}CH(OH){-}COO^-}$ (formule semi-développée sur la figure).



2 · Ion lactate : le groupe carboxyle a perdu un ion $\mathrm{H^+}$

PIÈGE
Retirer le H du groupe hydroxyle. C'est l'hydrogène du groupe carboxyle qui est acide ; le groupe $-\mathrm{OH}$ de l'alcool reste intact dans l'ion lactate.

3.1 Écrire l'équation de la réaction du titrage, la transformation étant considérée comme totale.

La base $\mathrm{A^-}$ du couple $\mathrm{AH/A^-}$ réagit avec l'acide $\mathrm{H_3O^+}$ du couple $\mathrm{H_3O^+/H_2O}$: un ion $\mathrm{H^+}$ passe de $\mathrm{H_3O^+}$ à $\mathrm{A^-}$.

$$\mathrm{A^-\,(aq) + H_3O^+\,(aq) \longrightarrow AH\,(aq) + H_2O\,(l)}$$

COMPRENDRE
Les ions $\mathrm{Na^+}$ et $\mathrm{Cl^-}$ sont spectateurs : ils ne figurent pas dans l'équation. La flèche simple traduit le caractère total de la transformation, vérifié à la question 3.4.3.

3.2 Déterminer graphiquement le volume d'acide versé à l'équivalence V_{2E}, en indiquant la méthode choisie.

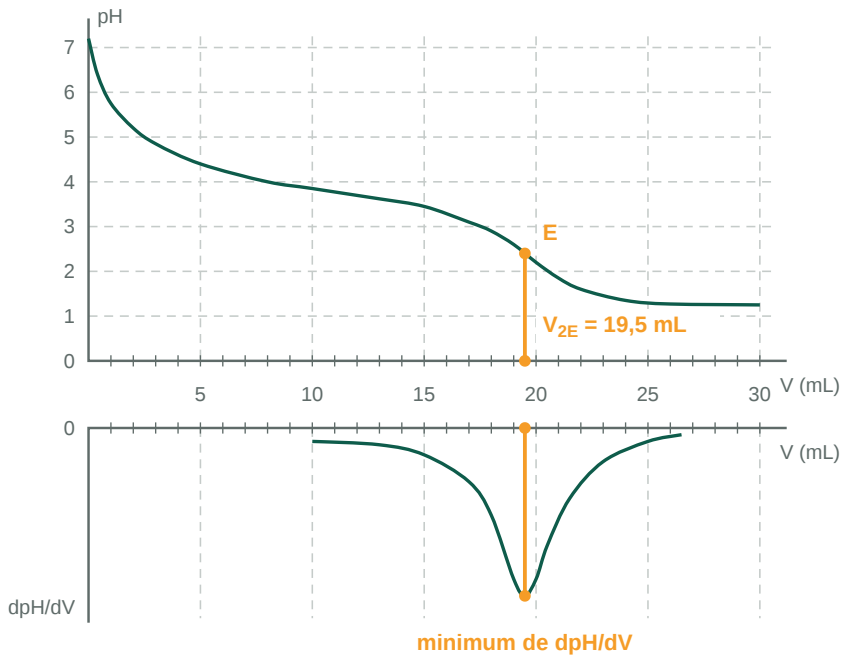
Méthode de la courbe dérivée : à l'équivalence, la pente de la courbe $\mathrm{pH} = f(V)$ est la plus forte. Le pH diminuant, $\dfrac{\mathrm{d\,pH}}{\mathrm{d}V}$ est négative et passe par un **minimum** à l'équivalence.

L'abscisse de ce minimum se lit sur l'axe des volumes, gradué tous les millilitres.

$V_{2E} \approx 19{,}5\ \mathrm{mL}$

PIÈGE
Chercher un maximum de la dérivée. Quand on verse un acide dans une base, le pH diminue : l'extremum à repérer est un creux, pas un pic.

COMPRENDRE
Le saut de pH est ici peu marqué, car le pH varie déjà beaucoup avant l'équivalence : la méthode des tangentes parallèles serait imprécise. La courbe dérivée, fournie en annexe, donne une lecture plus sûre.



3.2 · Annexe : le minimum de la courbe dérivée donne le volume à l'équivalence

3.3 En déduire la concentration molaire en soluté apporté C_1 de la solution de lactate de sodium.

Données utiles $V_1 = 20{,}0\ \mathrm{mL}$; $C_2 = 1{,}0\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$; $V_{2E} = 19{,}5\ \mathrm{mL}$ (3.2)

À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de l'équation (une mole de $\mathrm{H_3O^+}$ pour une mole de $\mathrm{A^-}$) : les deux sont entièrement consommés.

$$n(\mathrm{A^-})_{\text{initial}} = n(\mathrm{H_3O^+})_{\text{versé}} \quad \text{soit} \quad C_1\,V_1 = C_2\,V_{2E}$$

$$C_1 = \frac{C_2\,V_{2E}}{V_1} = \frac{1{,}0 \times 19{,}5}{20{,}0} = 0{,}975\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$$

$C_1 \approx 0{,}98\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs, comme C_2, la donnée la moins précise. Les deux volumes peuvent rester en mL : leurs unités se simplifient dans le rapport.

MÉTHODE
Avec un tableau d'avancement : à l'équivalence, $C_1V_1 - x_{\max} = 0$ et $C_2V_{2E} - x_{\max} = 0$. On retrouve $C_1V_1 = C_2V_{2E}$.

3.4.1 Calculer la quantité d'ions oxonium $\mathrm{H_3O^+}$ introduite lorsque l'on a versé 9,0 mL d'acide.

Données utiles $C_2 = 1{,}0\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$; $V_2 = 9{,}0\ \mathrm{mL} = 9{,}0 \times 10^{-3}\ \mathrm{L}$

$$n(\mathrm{H_3O^+})_{\text{introduit}} = C_2\,V_2 = 1{,}0 \times 9{,}0 \times 10^{-3}$$

$n(\mathrm{H_3O^+})_{\text{introduit}} = 9{,}0 \times 10^{-3}\ \mathrm{mol}$

PIÈGE
Laisser le volume en millilitres : avec C_2 en $\mathrm{mol \cdot L^{-1}}$, il faut V_2 en litres, sinon le résultat est mille fois trop grand.

3.4.2 Le pH de la solution est alors égal à 4,0. Calculer la quantité d'ions oxonium H_3O^+ alors présente dans la solution.

Données utiles $\text{pH} = 4{,}0$; $V_1 = 20{,}0\ \text{mL}$; $V_2 = 9{,}0\ \text{mL}$

Concentration en ions oxonium : $[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}} = 1{,}0 \times 10^{-4}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Volume du mélange : $V_1 + V_2 = 20{,}0 + 9{,}0 = 29{,}0\ \text{mL} = 29{,}0 \times 10^{-3}\ \text{L}$.

$$n(H_3O^+)_{\text{présent}} = [H_3O^+] \times (V_1 + V_2) = 1{,}0 \times 10^{-4} \times 29{,}0 \times 10^{-3}$$

$$\boxed{n(H_3O^+)_{\text{présent}} = 2{,}9 \times 10^{-6}\ \text{mol}}$$

PIÈGE
Multiplier par le seul volume d'acide versé (9,0 mL). Les ions oxonium restants sont dissous dans tout le mélange : 29,0 mL.

3.4.3 En déduire que la transformation pouvait être considérée comme totale.

Données utiles $n_{\text{introduit}} = 9{,}0 \times 10^{-3}\ \text{mol}$ (3.4.1) ; $n_{\text{présent}} = 2{,}9 \times 10^{-6}\ \text{mol}$ (3.4.2)

Avant l'équivalence, H_3O^+ est le réactif limitant : si la transformation est totale, $x_{\max} = C_2V_2 = 9{,}0 \times 10^{-3}\ \text{mol}$.

L'avancement réellement atteint est la quantité de H_3O^+ consommée :

$$x_f = n_{\text{introduit}} - n_{\text{présent}} = 9{,}0 \times 10^{-3} - 2{,}9 \times 10^{-6} \approx 9{,}0 \times 10^{-3}\ \text{mol}$$

La quantité restante est environ 3000 fois plus petite que la quantité introduite : elle est négligeable.

$x_f \approx x_{\max}$ (taux d'avancement $\tau = \dfrac{x_f}{x_{\max}} \approx 1$) : la transformation est **totale**.

COMPRENDRE
Il reste toujours un peu de H_3O^+ en solution, sinon le pH ne serait pas défini. « Totale » signifie que ce reste est négligeable devant la quantité apportée : ici environ 0,03 %.

MÉTHODE
Pour tester le caractère total sans calculatrice, comparer les ordres de grandeur : 10^{-6} mol restant contre 10^{-3} à 10^{-2} mol introduit.

4.1 Écrire l'équation de la réaction des ions hydrogénocarbonate HCO_3^- avec les ions oxonium H_3O^+ d'une solution acide.

Face à l'acide H_3O^+, l'ion HCO_3^- joue le rôle de base : le couple à utiliser est $(CO_2, H_2O)/HCO_3^-$, avec le couple H_3O^+/H_2O.

$$\boxed{HCO_3^-\,(aq) + H_3O^+\,(aq) \longrightarrow (CO_2, H_2O)\,(aq) + H_2O\,(l)}$$

PIÈGE
Choisir le couple HCO_3^-/CO_3^{2-}. L'ion HCO_3^- y est l'acide : il ne peut pas réagir ainsi avec H_3O^+, lui-même acide.

COMPRENDRE
L'ion hydrogénocarbonate est une espèce amphotère : base dans un couple, acide dans l'autre. C'est l'autre réactif qui décide du rôle qu'il joue.

4.2 Quelle est la conséquence d'une injection de lactate ou d'hydrogénocarbonate de sodium sur le pH des liquides physiologiques en cas d'excès d'acidité ?

Les ions lactate A^- et les ions hydrogénocarbonate HCO_3^- sont des bases : ils consomment les ions H_3O^+ en excès selon les réactions des questions 3.1 et 4.1, qui sont totales.

La concentration $[H_3O^+]$ diminue dans les liquides physiologiques ; comme $\text{pH} = -\log[H_3O^+]$, le pH augmente.

L'injection fait **remonter le pH** : elle corrige l'excès d'acidité, d'où le nom de solution alcalinisante.

COMPRENDRE
Le lactate agit deux fois : directement comme base, puis par les ions hydrogénocarbonate qu'il libère dans le foie.