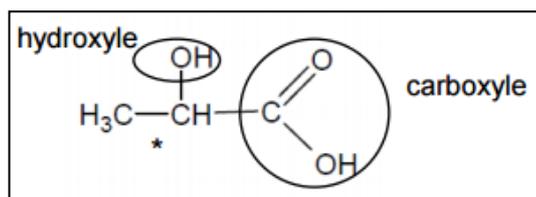


1. L'ACIDE LACTIQUE

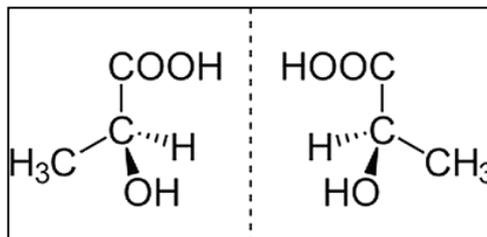
1. Sur la formule de l'acide lactique, on reconnaît :

- une chaîne principale de 3 atomes de carbone d'où « propan »
- un groupe carboxyle caractéristique des acides carboxyliques d'où « acide » et « oïque »
- un groupe hydroxyle caractéristique des alcools en position 2 d'où « 2-hydroxy »



2. La molécule d'acide lactique possède un seul atome de carbone asymétrique (c'est-à-dire lié à 4 substituants différents) repéré par un astérisque sur la formule précédente.

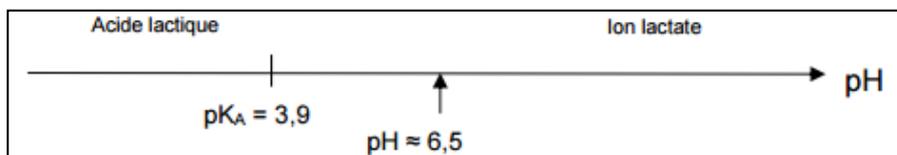
Il existe donc deux **énantiomères** de cette molécule qui sont images l'un de l'autre dans un miroir plan mais non superposables.



3.1. Si l'acide lactique était un acide fort, on pourrait écrire $\text{pH} = -\log c$ avec c concentration molaire en acide lactique apporté donc on aurait $\text{pH} = -\log(1,5 \times 10^{-3}) = 2,8$.

Or le pH étant égal à 3,4, l'acide lactique ne s'est pas entièrement dissocié dans l'eau : c'est un acide faible (Il s'est formé moins d'ions oxonium que si l'acide était fort).

3.2. Le pH du lait frais étant supérieur au pK_A du couple acide lactique/ion lactate, c'est l'ion lactate qui prédomine dans le lait frais.

**2. Du lait frais...**

1. À l'équivalence, les acides initialement présents ont été totalement consommés par l'ajout d'ions hydroxyde HO^- . Si on poursuit l'ajout d'hydroxyde dans le lait, ces ions HO^- ne sont plus consommés, le pH du mélange augmente brutalement et devient supérieur au pK_A de la phénolphthaléine. Celle-ci colore alors le lait en rose.

2. Pour savoir si le lait analysé est frais, il faut déterminer son degré Dornic (c'est-à-dire la masse d'acide lactique dans un litre de lait) et donc exploiter les résultats du titrage réalisé par le technicien.

Récapitulatif :

Espèce titrée : HA

Volume titré : $V_{\text{titré}} = 10,0 \text{ mL}$

Concentration molaire apportée

en acide lactique C_A inconnue

Espèce titrante : l'ion hydroxyde

Volume versé à l'équivalence : $V_E = 1,4 \text{ mL}$

Concentration molaire $C_B = 0,11 \text{ mol.L}^{-1}$

L'équivalence d'un titrage est définie par le changement de réactif limitant.

À l'équivalence, le réactif titré et le réactif titrant ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de l'équation de titrage : il n'en reste donc plus.

On peut donc écrire :
$$\frac{n(\text{HA})_{\text{titré}}}{1} = \frac{n(\text{HO}^-)_{\text{versé}}}{1}$$

Soit $C_A \cdot V_{\text{titré}} = C_B \cdot V_E$

$\Leftrightarrow C_A = \frac{C_B \cdot V_E}{V_{\text{titré}}}$ (concentration molaire)

Or la concentration massique t et la concentration molaire sont liées par la relation : $t = C_A \cdot M$.

Donc : $t = \frac{C_B \cdot V_E}{V_{\text{titré}}} \cdot M(\text{acide lactique})$

AN : $t = \frac{0,11 \times 1,4}{10,0} \times 90 = \boxed{1,4 \text{ g.L}^{-1}}$

D'après le document 2 : $0,1 \text{ g.L}^{-1}$ d'acide lactique dans un lait correspond à 1°D , par suite une concentration de $1,4 \text{ g.L}^{-1}$ correspond à 14°D .

L'acidité du lait étudié est inférieure à 18°D , ce lait est considéré comme frais selon les normes en vigueur.

3. Critiquons ce titrage :

- le volume à l'équivalence est très faible si bien que la moindre incertitude de mesure, bien qu'à priori faible (ex : $0,1 \text{ mL}$ sur la double lecture de volume à la burette) devient relativement importante ($\frac{0,1}{1,4} \approx 7\%$) ;
- ne connaissant pas le pH à l'équivalence, il est impossible de savoir si la phénolphtaléine est un indicateur adapté à ce titrage.

Amélioration possible :

On pourrait, par exemple, faire un titrage pH-métrique avec $100,0 \text{ mL}$ de lait titré (au lieu de $10,0 \text{ mL}$) en conservant la soude Dornic, ainsi le volume équivalent serait plus élevé.