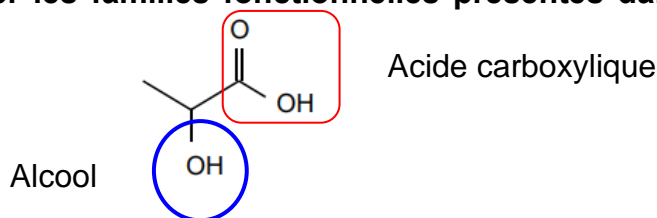
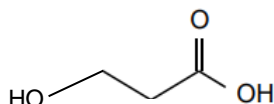


**A. L'acide lactique ou acide 2-hydroxypropanoïque**

**A.1. Identifier et nommer les familles fonctionnelles présentes dans la molécule d'acide lactique.**



**A.2. Représenter la formule topologique de l'isomère de position de l'acide lactique.**



On souhaite mesurer le  $pK_A$  du couple acide lactique/ion lactate.

L'équation de la réaction modélisant la transformation acido-basique entre l'acide lactique et l'eau est :  $C_3H_6O_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons C_3H_5O_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$

**A.3. Identifier les deux couples acide-base mis en jeu dans cette transformation.**

Couple 1 :  $H_3O^+(aq) / H_2O(l)$  Couple 2 :  $C_3H_6O_3(aq) / C_3H_5O_3^-(aq)$

**A.4. Montrer que la constante d'acidité  $K_A$  du couple de l'acide lactique peut s'exprimer**

**sous la forme :  $K_A = \frac{[H_3O^+]^2}{(C - [H_3O^+]) \cdot c^0}$  avec  $C$  concentration en acide apporté et  $c^0 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$**

**la concentration standard.**

$$K_A = \frac{\frac{[H_3O^+(aq)]_f}{c^0} \cdot \frac{[C_3H_5O_3^-(aq)]_f}{c^0}}{\frac{[C_3H_6O_3(aq)]_f}{c^0}}$$

D'après l'équation  $[H_3O^+(aq)]_f = [C_3H_5O_3^-(aq)]_f$  et  $[C_3H_5O_3^-(aq)]_f = C - [H_3O^+(aq)]_f$

$$\text{alors } K_A = \frac{\frac{[H_3O^+(aq)]_f^2}{(c^0)^2}}{\frac{C - [H_3O^+(aq)]_f}{c^0}} \text{ et finalement } K_A = \frac{[H_3O^+(aq)]_f^2}{(C - [H_3O^+(aq)]_f) \cdot c^0}.$$

On mesure le pH d'une solution aqueuse d'acide lactique, de concentration en acide apporté  $C = 8,00 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ . On obtient :  $pH = 3,03$ .

**A.5. Calculer la concentration en quantité de matière d'ions oxonium  $H_3O^+(aq)$  de cette solution.**

$$[H_3O^+(aq)] = 10^{-pH}$$

$$[H_3O^+(aq)] = 10^{-3,03} = 9,33 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

**A.6. Justifier que l'acide lactique n'est pas un acide fort.**

Si l'acide lactique était un acide fort, on aurait  $[H_3O^+(aq)] = C$ , or  $[H_3O^+(aq)] < C$ .

L'acide lactique n'est pas totalement dissocié dans l'eau, c'est un acide faible.

**A.7. En déduire la valeur de la constante d'acidité  $K_A$  puis la valeur du  $pK_A$ .**

$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]_f^2}{(\text{C} - [\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]_f) \cdot \text{c}^0}$$

$$K_A = \frac{(10^{-3,03})^2}{8,00 \times 10^{-3} - 10^{-3,03}} = 1,23 \times 10^{-4}$$

$$pK_A = -\log K_A$$

$$pK_A = 3,90$$

On effectue une série de douze mesures du  $pH$  de la solution aqueuse d'acide lactique, de concentration en acide apporté  $C = 8,00 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ . Le traitement statistique des résultats de ces mesures aboutit à une valeur moyenne du  $pK_A$ , notée  $pK_{Am}$ , de 3,871667 avec une incertitude-type, notée  $u(pK_A)$ , de 0,026935.

**A.8. Écrire, avec un nombre adapté de chiffres significatifs, le résultat de la mesure  $pK_{Am}$ .** L'incertitude est arrondie par excès à un chiffre significatif  $u(pK_A) = 0,03$ . Comme elle porte sur les centièmes, on arrondit la valeur de  $pK_{Am}$  aux centièmes :  $pK_{Am} = 3,87 \pm 0,03$ .

Le diagramme de distribution suivant du couple de l'acide lactique est construit en utilisant la valeur de référence  $pK_{Aref} = 3,90$  du  $pK_A$  du couple de l'acide lactique.

**A.9. Expliquer et justifier la méthode permettant de retrouver sur le diagramme de distribution la valeur  $pK_{Aref}$ .**

$$pH = pK_A + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]} \text{ ainsi si } [\text{base}] = [\text{acide}] \text{ alors } pH = pK_A.$$

Pour déterminer graphiquement le  $pK_A$ , on détermine l'abscisse du point d'ordonnée 50.

**A.10. Comparer, en prenant appui sur un calcul, le résultat  $pK_{Am}$  de la mesure avec la valeur de référence  $pK_{Aref}$ .**

$$\text{On calcule le quotient } \frac{|pK_{Am} - pK_{Aref}|}{u(pK_A)}.$$

$$\frac{|3,87 - 3,90|}{0,03} = 1$$

Le quotient est inférieur à 2, la mesure est compatible avec la valeur de référence.

Résumé sur ces notions par Jacques Vince et Tristan Rondepierre

[http://pegase.ens-lyon.fr/sites/default/files/2020-09/MEMENTO\\_PROF\\_MI.pdf](http://pegase.ens-lyon.fr/sites/default/files/2020-09/MEMENTO_PROF_MI.pdf)

## **B. Estérification de l'acide lactique**

**B.1. Exprimer la vitesse volumique  $v$  d'apparition de l'ester.**

$$v = \frac{1}{V} \cdot \frac{d(n_{\text{ester}})}{dt}$$

**B.2. En analysant qualitativement la courbe (b), indiquer l'évolution de la vitesse volumique  $v$  d'apparition de l'ester.**

$\frac{d(n_{\text{ester}})}{dt}$  est égale au coefficient directeur de la tangente à la courbe représentative de  $n_{\text{ester}}$  en fonction du temps.

Ainsi la vitesse volumique d'apparition de l'ester est proportionnelle à ce coefficient directeur.

Au cours du temps la tangente est de plus en plus horizontale, donc la vitesse diminue.

**B.3. Identifier le rôle joué par l'acide sulfurique.**

En comparant les courbes, on remarque qu'en présence d'acide sulfurique la quantité d'ester formé croît beaucoup plus vite en présence de l'acide sulfurique (courbe b)). Cet acide joue le rôle de catalyseur, il augmente la vitesse d'apparition de l'ester.

**B.4. Indiquer, en argumentant, si pour l'expérience (a) l'état final est atteint au bout de 350 min.**

À cette date, la tangente à la courbe a) n'est pas horizontale, ainsi la vitesse d'apparition de l'ester est non nulle, donc l'état final n'est pas encore atteint.

Par ailleurs, on sait que l'usage d'un catalyseur ne modifie pas la composition du système chimique dans l'état final d'équilibre ; il permet seulement d'atteindre plus rapidement cet état d'équilibre. Or on constate  $n_{\text{ester a)}} < n_{\text{ester b)}}.$