# L'acide lactique et le lactate d'éthyle

Bac 2021 Amérique du Nord Sujet 1 · Exercice 2 **5 points** **Durée conseillée 55 min**

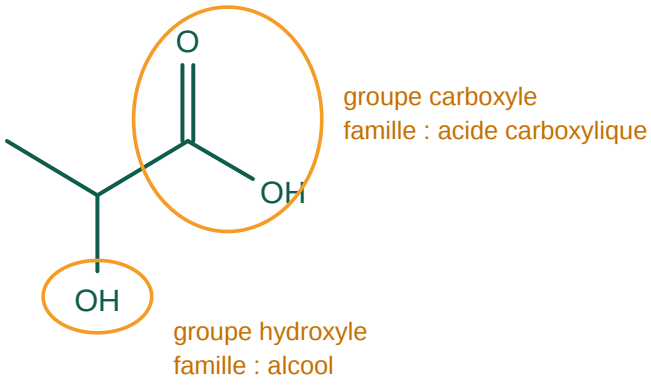
**A.1** Identifier et nommer les familles fonctionnelles présentes dans la molécule d'acide lactique.

La molécule porte deux groupes caractéristiques :

- un groupe carboxyle $-\mathrm{COOH}$ en bout de chaîne : famille des **acides carboxyliques** ;
- un groupe hydroxyle $-\mathrm{OH}$ sur le carbone voisin : famille des **alcools**.

Deux familles : acide carboxylique et alcool.

**PIÈGE**
Le $-\mathrm{OH}$ du groupe carboxyle n'est pas un alcool : lié à un carbone qui porte aussi $\mathrm{C{=}O}$, il forme avec lui un seul groupe. Répondre « hydroxyle » sans nommer la famille ne suffit pas.



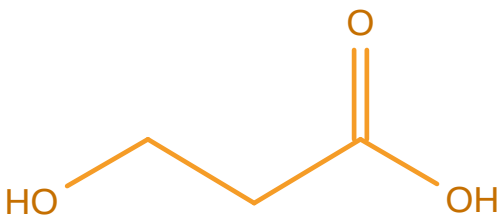

**A.1** · Acide lactique : les deux groupes caractéristiques entourés

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

Un isomère de position a la même chaîne carbonée et les mêmes groupes, mais un groupe placé ailleurs. Le groupe carboxyle reste en bout de chaîne (carbone 1) ; le groupe hydroxyle passe du carbone 2 au carbone 3.

Acide 3-hydroxypropanoïque $\mathrm{HO-CH_2-CH_2-COOH}$ (formule topologique ci-contre), de même formule brute $\mathrm{C_3H_6O_3}$.

**MÉTHODE**
Numéroter la chaîne à partir du carbone du groupe carboxyle, puis déplacer le seul groupe mobile. Vérifier ensuite que la formule brute est inchangée.




**A.2** · Acide 3-hydroxypropanoïque : le groupe hydroxyle est porté par le carbone 3

**A.3** Identifier les deux couples acide-base mis en jeu dans la transformation entre l'acide lactique et l'eau.

L'acide lactique cède un ion $H^+$ à l'eau, qui joue le rôle de base.

$C_3H_6O_3\,(aq)$ / $C_3H_5O_3^-\,(aq)$ et $H_3O^+\,(aq)$ / $H_2O\,(l)$

**PIÈGE**
Un couple s'écrit acide / base, dans cet ordre. Le couple de l'eau en jeu ici est $H_3O^+$ / $H_2O$, pas $H_2O$ / $HO^-$ : l'eau capte un ion $H^+$.

**A.4** Montrer que $K_A = \dfrac{[H_3O^+]^2}{(C - [H_3O^+]) \cdot c^\circ}$, avec $C$ la concentration en acide apporté.

Par définition, à l'équilibre :

$$K_A = \frac{[C_3H_5O_3^-] \cdot [H_3O^+]}{[C_3H_6O_3] \cdot c^\circ}$$

D'après l'équation, la réaction forme autant d'ions lactate que d'ions oxonium : $[C_3H_5O_3^-] = [H_3O^+]$.

Conservation de la matière : l'acide apporté est soit resté sous forme acide, soit devenu ion lactate, donc $[C_3H_6O_3] = C - [C_3H_5O_3^-] = C - [H_3O^+]$.

En remplaçant :

$$K_A = \frac{[H_3O^+]^2}{(C - [H_3O^+]) \cdot c^\circ}$$

**PIÈGE**
L'eau, solvant, n'apparaît pas dans $K_A$. Écrire $[C_3H_6O_3] = C$ revient à oublier que l'acide a réagi.

**COMPRENDRE**
L'égalité $[C_3H_5O_3^-] = [H_3O^+]$ suppose que tous les ions oxonium viennent de l'acide : ceux de l'autoprotolyse de l'eau sont négligeables dans une solution de pH voisin de 3.

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

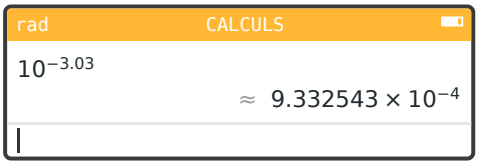
**Données utiles** $\text{pH} = 3{,}03$ ; $c^\circ = 1\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$[H_3O^+] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}} = 1 \times 10^{-3{,}03}$$

$$[H_3O^+] = 9{,}3 \times 10^{-4}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

**COMPRENDRE**
Un pH donné avec deux décimales fournit une concentration à deux chiffres significatifs : la partie entière du pH ne fixe que la puissance de dix. Pour la suite, garder la valeur complète en mémoire.

**À LA CALCULATRICE**




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

**Données utiles** $C = 8{,}00 \times 10^{-3}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ; $[H_3O^+] = 9{,}3 \times 10^{-4}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (A.5)

Un acide fort réagit totalement avec l'eau : on aurait $[H_3O^+] = C = 8{,}00 \times 10^{-3}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, soit $\text{pH} = -\log(8{,}00 \times 10^{-3}) = 2{,}10$.

Or $[H_3O^+] = 9{,}3 \times 10^{-4}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} < C$ (pH mesuré $3{,}03 > 2{,}10$).

La réaction avec l'eau n'est pas totale : l'acide lactique est un acide faible (taux d'avancement final $\dfrac{[H_3O^+]}{C} \approx 0{,}12$).

**MÉTHODE**
Pour tester un acide, comparer $[H_3O^+]$ à $C$, ou le pH mesuré à $-\log(C/c^\circ)$. Égalité : acide fort. $[H_3O^+] < C$ : acide faible.

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS

$-\log(8.00\times10^{-3}) \approx 2.09691$

$\dfrac{10^{-3.03}}{8.00\times10^{-3}} \approx 0.1166568$

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

**Données utiles** $C = 8{,}00\times10^{-3}\ \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ ; $[H_3O^+] = 10^{-3{,}03}\ \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ (A.5) ; $c^\circ = 1\ \text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Avec la relation de A.4 :

$$K_A = \frac{(10^{-3{,}03})^2}{(8{,}00\times10^{-3} - 10^{-3{,}03})\times 1} = 1{,}23\times10^{-4} \approx 1{,}2\times10^{-4}$$

$$pK_A = -\log K_A = -\log(1{,}23\times10^{-4}) = 3{,}91$$

$K_A = 1{,}2\times10^{-4}$ et $pK_A = 3{,}91$

**PIÈGE**
Calculer avec la valeur non arrondie de $[H_3O^+]$ et celle de $K_A$ : un arrondi intermédiaire décale la deuxième décimale du $pK_A$. $K_A$ et $pK_A$ sont sans unité.

**COMPRENDRE**
Le résultat est proche de la valeur de référence $3{,}90$ donnée plus loin dans le sujet : c'est un bon moyen de contrôler le calcul.

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS

$\dfrac{(10^{-3.03})^2}{8.00\times10^{-3} - 10^{-3.03}} \approx 1.232482\times10^{-4}$

$-\log\left(\dfrac{(10^{-3.03})^2}{8.00\times10^{-3} - 10^{-3.03}}\right) \approx 3.909219$

**A.8** Écrire, avec un nombre adapté de chiffres significatifs, le résultat de la mesure $pK_{Am}$.

**Données utiles** moyenne $3{,}871667$ ; incertitude-type $u(pK_A) = 0{,}026935$

L'incertitude-type s'écrit avec un seul chiffre significatif, arrondie par excès : $u(pK_A) = 0{,}03$.

Son dernier chiffre est celui des centièmes : la moyenne est arrondie au centième, $3{,}871667 \approx 3{,}87$.

$pK_{Am} = 3{,}87$ avec $u(pK_A) = 0{,}03$

**MÉTHODE**
Arrondir d'abord l'incertitude (un chiffre significatif, deux au plus, par excès), puis arrêter la valeur mesurée au même rang décimal. L'écriture $3{,}872$ avec $u = 0{,}027$ est aussi recevable.

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

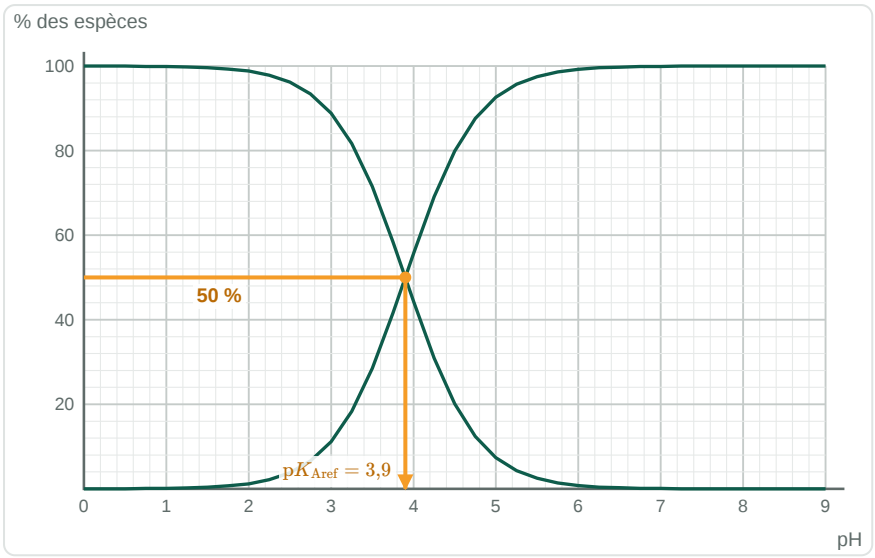
Pour le couple acide lactique / ion lactate : $pH = pK_A + \log\dfrac{[C_3H_5O_3^-]}{[C_3H_6O_3]}$.

Quand les deux espèces sont en proportions égales (50 % chacune), le rapport vaut 1 et $\log 1 = 0$, donc $pH = pK_A$.

On repère le point d'intersection des deux courbes, d'ordonnée 50 %, et on lit son abscisse.

À l'intersection des courbes, $pH = pK_{Aref} \approx 3{,}9$.

**PIÈGE**
Décrire la lecture sans la justifier fait perdre la moitié de la réponse : il faut la relation entre pH et $pK_A$ et le cas $[\text{base}] = [\text{acide}]$.




**A.9** · Diagramme de distribution : les deux courbes se croisent à 50 %, à l'abscisse $\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_\mathrm{A}$

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

**Données utiles** $\mathrm{p}K_\mathrm{Am} = 3{,}87$ et $u(\mathrm{p}K_\mathrm{A}) = 0{,}03$ (A.8) ; $\mathrm{p}K_\mathrm{Aref} = 3{,}90$

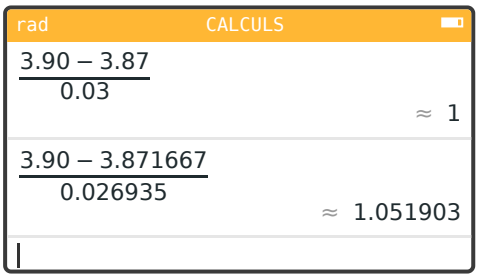
On calcule l'écart normalisé (z-score) :

$$z = \frac{|\mathrm{p}K_\mathrm{Am} - \mathrm{p}K_\mathrm{Aref}|}{u(\mathrm{p}K_\mathrm{A})} = \frac{|3{,}87 - 3{,}90|}{0{,}03} = 1$$

$z = 1 < 2$ : la mesure est compatible avec la valeur de référence.

**COMPRENDRE**
L'écart entre mesure et référence vaut ici une seule incertitude-type. On retient le seuil usuel : compatible si $z \leqslant 2$. Avec les valeurs non arrondies, $z \approx 1{,}05$, même conclusion.

**À LA CALCULATRICE**




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

La vitesse volumique d'apparition est la dérivée temporelle de la concentration de l'ester ; comme $V$ est constant :

$$v = \frac{\mathrm{d}[\mathrm{ester}]}{\mathrm{d}t} = \frac{1}{V} \cdot \frac{\mathrm{d}n_\mathrm{ester}}{\mathrm{d}t}$$

**PIÈGE**
Pas de signe « $-$ » : il concerne la vitesse de disparition d'un réactif. Ne pas oublier le facteur $\frac{1}{V}$, sinon la vitesse n'est pas volumique.

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

À une date $t$, $\frac{\mathrm{d}n_\mathrm{ester}}{\mathrm{d}t}$ est le coefficient directeur de la tangente à la courbe $n_\mathrm{ester}(t)$ ; $v$ lui est proportionnelle puisque $V$ est constant.

Sur la courbe (b), la tangente est très inclinée au début, puis de moins en moins : elle est presque horizontale après 300 min.

La vitesse volumique $v$ est maximale à $t = 0$, puis diminue au cours du temps et tend vers zéro.

**COMPRENDRE**
La vitesse baisse parce que les réactifs sont consommés : leur concentration, facteur cinétique, diminue. Elle s'annule à l'équilibre, où $n_\mathrm{ester}$ ne varie plus.

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

Les expériences (a) et (b) ne diffèrent que par l'ajout d'acide sulfurique, absent de l'équation de la réaction. À chaque date, la courbe (b) est au-dessus de la courbe (a) : par exemple, à 60 min, environ $0{,}28$ mol d'ester contre environ $0{,}09$ mol.

L'acide sulfurique est un catalyseur : il accélère la transformation sans figurer dans son bilan.

**PIÈGE**
Un catalyseur augmente la vitesse, pas la quantité finale d'ester : il ne modifie pas l'état d'équilibre.

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

À 350 min, la courbe (a) est encore croissante : sa tangente n'est pas horizontale, la vitesse d'apparition de l'ester n'est pas nulle.

De plus, les deux mélanges initiaux sont identiques et un catalyseur ne change pas l'état final : (a) doit atteindre la même quantité d'ester que (b), environ $0{,}37$ mol. Or, à 350 min, $n_{\text{ester}} \approx 0{,}25$ mol seulement pour (a).

L'état final n'est pas atteint au bout de 350 min pour l'expérience (a).

**MÉTHODE**
État final atteint : la courbe présente un palier horizontal (vitesse nulle). Deux arguments valent mieux qu'un : l'allure de la courbe, puis la comparaison avec l'expérience catalysée.