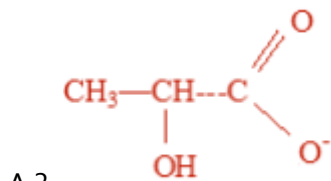
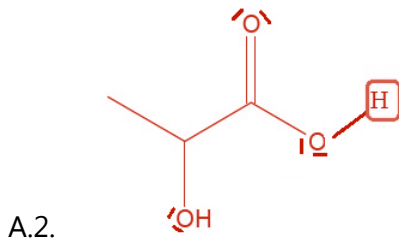
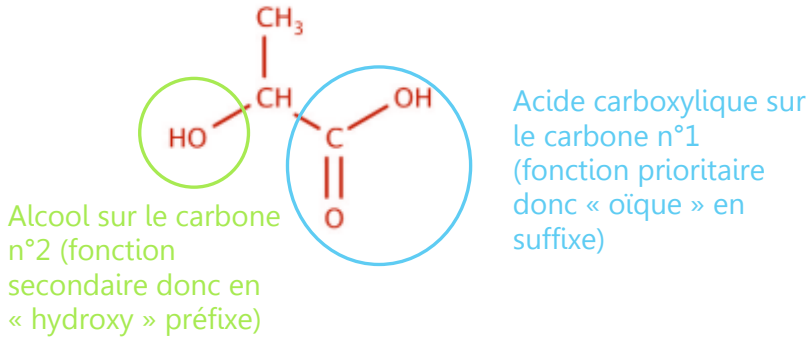


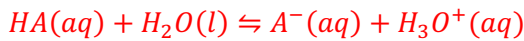
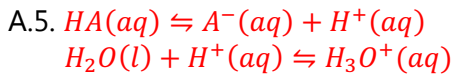
Exercice 1 : Commun à tous les candidats.

L'acide lactique à la base de composés « verts »

A.1. La chaîne comporte bien 3 carbone d'où « propan ». l'acide carboxylique est prioritaire sur l'alcool donc situé sur le carbone n°1.



A.4. $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-6,4} = 4,0 * 10^{-7} mol. L^{-1}$



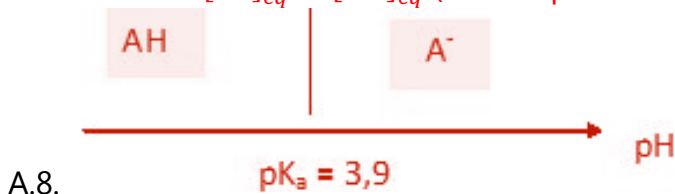
$$K_A = \frac{\frac{[H_3O^+]_{\acute{e}q} [A^-]_{\acute{e}q}}{c^0} * \frac{[A^-]_{\acute{e}q}}{c^0}}{\frac{[HA]_{\acute{e}q} * 1}{c^0}} = \frac{[H_3O^+]_{\acute{e}q} * [A^-]_{\acute{e}q}}{[HA]_{\acute{e}q}}$$

A.6. $K_A = \frac{[H_3O^+]_{\acute{e}q} * [A^-]_{\acute{e}q}}{[HA]_{\acute{e}q}} \rightarrow pK_A = -\log\left(\frac{[H_3O^+]_{\acute{e}q} * [A^-]_{\acute{e}q}}{[HA]_{\acute{e}q}}\right) = -\left(\log\left(\frac{[A^-]_{\acute{e}q}}{[HA]_{\acute{e}q}}\right) + \log([H_3O^+]_{\acute{e}q})\right) =$
 $-\log\left(\frac{[A^-]_{\acute{e}q}}{[HA]_{\acute{e}q}}\right) + pH \rightarrow -pH = -\log\left(\frac{[A^-]_{\acute{e}q}}{[HA]_{\acute{e}q}}\right) - pK_A \rightarrow pH = \log\left(\frac{[A^-]_{\acute{e}q}}{[HA]_{\acute{e}q}}\right) + pK_A$

A.7. $pK_A = 3,9$ et $pH = 6,4$

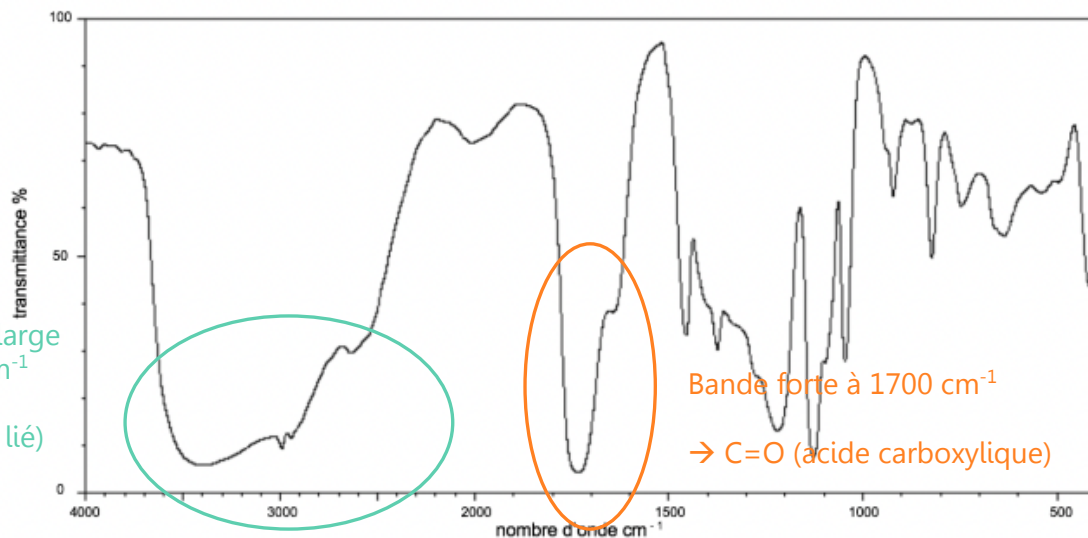
$$pH = \log\left(\frac{[A^-]_{\acute{e}q}}{[HA]_{\acute{e}q}}\right) + pK_A \rightarrow \log\left(\frac{[A^-]_{\acute{e}q}}{[HA]_{\acute{e}q}}\right) = pH - pK_A \rightarrow \frac{[A^-]_{\acute{e}q}}{[HA]_{\acute{e}q}} = 10^{pH - pK_A} = 10^{6,4 - 3,9} = 10^{2,5} = 3,2 * 10^2$$

On en déduit $[A^-]_{\acute{e}q} > [HA]_{\acute{e}q}$ (la base prédomine sur l'acide).

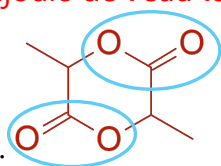


A.9. AH prédomine pour un $pH < 3,9$ et A^- prédomine pour un $pH > 3,9$. Ici, $pH = 6,4 > 3,9$

A.10.



B.1. H_2O → c'est la seule molécule possible pour que l'équation soit équilibrée. On forme, par ailleurs, toujours de l'eau lors d'une réaction d'estérification.



B.2.

B.3. On y trouve deux fonctions ester

C.1. $n = \frac{m}{M}$

→ Éthanol : $m_{éthanol} = 66,7\ g$ et $M_{éthanol} = 46,0\ g.mol^{-1}$ → $n_{éthanol} = \frac{66,7}{46,0} = 1,45\ mol$

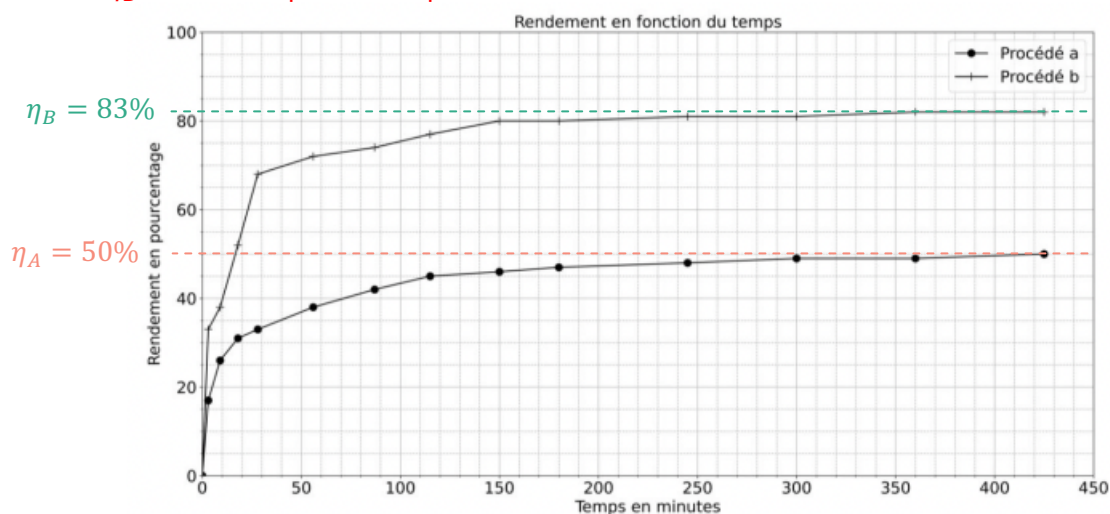
→ Acide lactique : $m_{acide} = 39,1\ g$ et $M_{acide} = 90,0\ g.mol^{-1}$ → $n_{acide} = \frac{39,1}{90,0} = 0,434 = 4,34 * 10^{-1}\ mol$

$n_{éthanol} > n_{acide}$ → l'éthanol est bien en excès.

C.2. On formerait une quantité de matière de lactate d'éthyle égale à la quantité de matière initiale en réactif limitant. Soit, $n_{lac} = n_{acide,i} = 4,34 * 10^{-1}\ mol$

Or, $m_{lac} = n_{lac} * M_{lac} = 4,34 * 10^{-1} * 118 = 51,3\ g$

C.3. $\eta_A = 50\% < \eta_B = 83\%$. Le procédé B permet d'obtenir un meilleur rendement.



C.4. $Q_r = \frac{[Lactate\ d'éthyle] * [éthanol]}{[acide\ lactique] * 1} = \frac{[lactate\ d'éthyle] * [éthanol]}{[acide\ lactique]}$

C.5. Le lactate d'éthyle formé étant plus soluble dans le solvant ajouté que dans la phase de départ, on peut dire qu'il est « éliminé » au fur et à mesure de sa formation de la phase de départ. Ainsi, $[lactate\ d'éthyle]$ diminue et $[acide\ lactique]$ doit donc diminuer aussi pour garder Q_r constante. On peut donc dire que l'on déplace l'équilibre dans le sens direct (gauche → droite).

C.6. On calcule la quantité de matière correspondant à 80% de 28 millions de tonnes ($= 28 * 10^{12} \text{ g}$) de lactate d'éthyle

$$m_{lac} = 0,80 * 28 * 10^{12} = 2,2 * 10^{13} \text{ g}$$

$$\text{Soit, } n_{lac} = \frac{m_{lac}}{M_{lac}} = \frac{2,2 * 10^{13}}{118} = 1,90 * 10^{11} \text{ mol.}$$

Or, dans le procédé B le rendement est de 83%. Autrement dit, seulement 83% de l'éthanol utilisé pour la réaction sera réellement transformé en lactate d'éthyle.

$$\text{Soit, } n_{lac} = 0,83 n_{\text{éthanol}} \rightarrow n_{\text{éthanol}} = \frac{n_{lac}}{0,83} = \frac{1,90 * 10^{11}}{0,83} = 2,3 * 10^{11} \text{ mol}$$

$$\text{Or, } m_{\text{éthanol}} = n_{\text{éthanol}} * M_{\text{éthanol}} = 2,3 * 10^{11} * 46,0 = 1,1 * 10^{13} \text{ g}$$

$$\text{Et, } V_{\text{éthanol}} = \frac{m_{\text{éthanol}}}{\rho_{\text{éthanol}}} = \frac{1,1 * 10^{13}}{0,789} = 1,3 * 10^{13} \text{ mL} = 1,3 * 10^{10} \text{ L} = \text{13 milliards de litres}$$

La volume d'éthanol formé chaque année est : $V_{\text{annuel}} = 120 \text{ milliards de litres}$

$$r = \frac{V_{\text{éthanol}}}{V_{\text{annuel}}} = \frac{13}{120} = 0,11 \rightarrow \text{soit, 11\% de la production mondiale annuelle.}$$