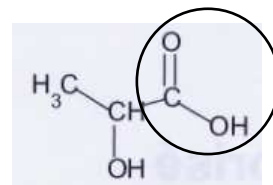
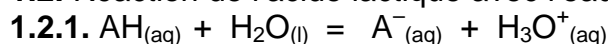


1. L'acide lactique**1.1. La molécule d'acide lactique**

Le groupe caractéristique responsable de l'acidité de la molécule est le groupe **carboxyle** (voir schéma ci-contre)

**1.2. Réaction de l'acide lactique avec l'eau**

1.2.2. Équation chimique		$\text{AH}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} = \text{A}^{-}_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{aq})}$			
État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)			
État initial	$x = 0$	$c.V$	Excès	0	0
État final	x_f	$c.V - x_f$	Excès	x_f	x_f

$$1.2.3. x_f = n(\text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{aq})})_f$$

$$x_f = [\text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{aq})}]_f \cdot V$$

$$x_f = 10^{-\text{pH}} \cdot V$$

1.2.4. Si la transformation est totale, le réactif limitant est entièrement consommé : $c.V - x_{\text{max}} = 0$

$$x_{\text{max}} = c.V$$

$$\tau = \frac{x_f}{x_{\text{max}}} = \frac{10^{-\text{pH}} \cdot V}{c.V}$$

$$\tau = \frac{10^{-\text{pH}}}{c}$$

$$\tau = \frac{10^{-1,9}}{1} = 1,26 \times 10^{-2} = 1 \text{ \% avec un unique chiffre significatif.}$$

τ est inférieur à 100%, la transformation n'est pas totale.

1.3. Constante d'acidité de l'acide lactique

$$1.3.1. K_A = \frac{[\text{A}^{-}_{(\text{aq})}]_f \cdot [\text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{aq})}]_f}{[\text{AH}_{(\text{aq})}]_f}$$

$$1.3.2. \frac{[\text{A}^{-}_{(\text{aq})}]_f}{[\text{AH}_{(\text{aq})}]_f} = \frac{K_A}{[\text{H}_3\text{O}^{+}_{(\text{aq})}]_f}$$

$$\frac{[\text{A}^{-}_{(\text{aq})}]_f}{[\text{AH}_{(\text{aq})}]_f} = \frac{K_A}{10^{-\text{pH}}}$$

$$\frac{[\text{A}^{-}_{(\text{aq})}]_f}{[\text{AH}_{(\text{aq})}]_f} = K_A \cdot 10^{\text{pH}}$$

$$\frac{[\text{A}^{-}_{(\text{aq})}]_f}{[\text{AH}_{(\text{aq})}]_f} = 1,3 \times 10^{-4} \times 10^{1,9} = 1,0 \times 10^{-2}$$

$$1.3.3. \frac{[\text{A}^{-}_{(\text{aq})}]_f}{[\text{AH}_{(\text{aq})}]_f} < 1 \text{ donc l'espèce qui prédomine dans la solution de détartrant est } \text{AH}_{(\text{aq})}.$$

2. Titrage de l'acide lactique dans un détartrant

2.1. Pour effectuer une dilution précise, on utilisera uniquement de la **verrerie jaugée**, ainsi on **élimine les lots A et D**.

On souhaite préparer par dilution une solution dix fois moins concentrée que la solution de détartrant.

Solution mère (détartrant) :
Concentration c
Volume V

Solution fille (diluée) :
Concentration $c_d = c / 10$
Volume V_d

Lors d'une dilution, la quantité de matière de soluté se conserve : $c \cdot V = c_d \cdot V_d$

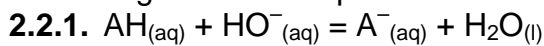
$$c \cdot V = \frac{c}{10} \cdot V_d$$

$$\text{alors } V = \frac{V_d}{10}$$

Le volume V à prélever doit être **dix fois moins important** que le volume final V_d de la solution fille donc on élimine le lot B.

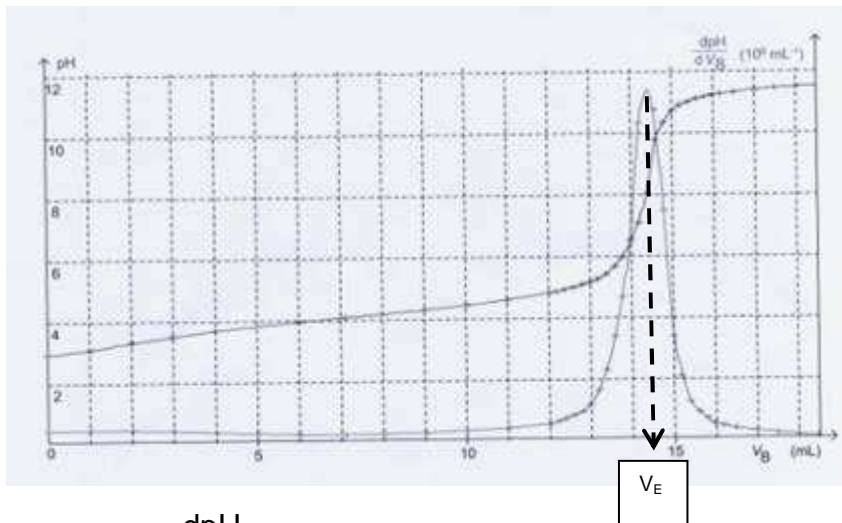
Seul le **lot C convient**.

2.2. Titrage acido-basique



Les ions $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$ sont spectateurs.

2.2.2.



Le maximum de la dérivée $\frac{dpH}{dV_B}$ est obtenu pour un volume $V_E = 14,5 \text{ mL}$

2.2.3 À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques :

$$n(\text{AH})_{\text{initiale}} = n(\text{HO}^-)_{\text{versée}}$$

$$c_d \cdot V_A = c_B \cdot V_E$$

$$c_d = \frac{c_B \cdot V_E}{V_A}$$

$$c_d = \frac{0,20 \times 14,5}{5,0} = 0,58 \text{ mol.L}^{-1}$$

2.2.4. La solution de détartrant est 10 fois plus concentrée que la solution titrée : $c = 10 \cdot c_d$

$$c = 5,8 \text{ mol.L}^{-1}$$

2.2.5. La masse d'acide lactique présente dans 1,00 L de détartrant est $m_{\text{acide}} = n \cdot M = c \cdot V \cdot M$

$$m_{\text{acide}} = 5,8 \times 1,00 \times 90,0 = 522 \text{ g} = 5,2 \times 10^2 \text{ g en conservant deux chiffres significatifs.}$$

2.2.6. La masse de 1,00 L de détartrant est $m_{\text{détartrant}} = \rho \cdot V = 1,13 \times 1,00 = 1,13 \text{ kg}$

Le pourcentage massique d'acide lactique présent dans le détartrant est : $P\% = \frac{m_{\text{acide}}}{m_{\text{détartrant}}} \times 100$

$$P\% = \frac{522}{1,13 \times 10^3} \times 100 = 46\%$$

Ce résultat est cohérent avec l'indication de l'étiquette à 1% près (45%).

3. Action du détartrant sur le tartre

3.1. D'après l'équation de la réaction $x = n(\text{CO}_2)$ et d'après la loi des gaz parfaits

$$n(\text{CO}_2) = \frac{P(\text{CO}_2) \cdot V_g}{RT} \text{ ainsi } x = \frac{P(\text{CO}_2) \cdot V_g}{RT}$$

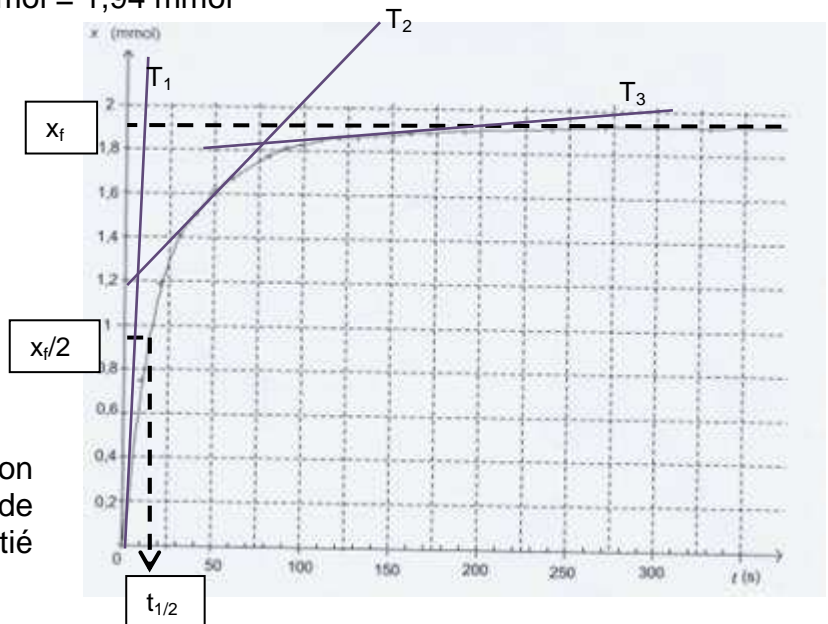
3.2. On observe que pour un temps supérieur à 330 s, la pression de CO_2 n'évolue plus. La transformation est donc terminée et l'état final est atteint.

On a $x_f = \frac{P_f(\text{CO}_2) \cdot V_g}{RT}$ avec V_g en m^3

$$x_f = \frac{155 \times 10^2 \times 310 \times 10^{-6}}{8,314 \times 298} = 1,94 \times 10^{-3} \text{ mol} = 1,94 \text{ mmol}$$

3.3.

Sur le graphique, on relève un avancement final qui semble proche de $x_f = 1,94 \text{ mmol}$, ce qui est en accord avec la valeur calculée dans la question précédente.



3.4. Le temps de demi-réaction correspond à la durée au bout de laquelle l'avancement atteint la moitié de sa valeur finale :

$$x(t_{1/2}) = \frac{x_f}{2}$$

Sur le graphique, on obtient $t_{1/2} = 15 \text{ s}$.

3.5 La vitesse volumique de réaction est définie par : $v = \frac{1}{V'} \cdot \frac{dx}{dt}$

Elle est proportionnelle à $\frac{dx}{dt}$, donc au coefficient directeur de la tangente T à la courbe $x(t)$ à chaque instant.

Sur le graphique, on voit que le coefficient directeur de la tangente à la courbe diminue au cours du temps : les tangentes sont de plus en plus horizontales. **La vitesse volumique de réaction diminue au cours du temps.**

3.6 La concentration des réactifs et la température sont des facteurs cinétiques. Une solution de détartrant chauffée et plus concentrée permet de rendre le détartrage **plus rapide**.