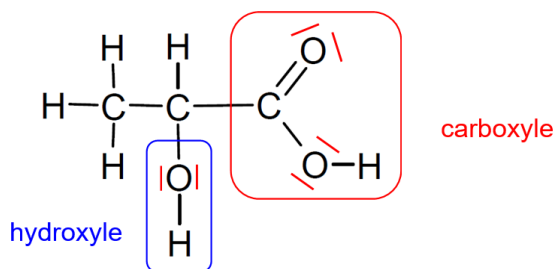


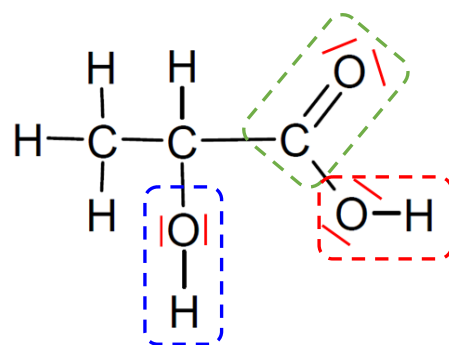
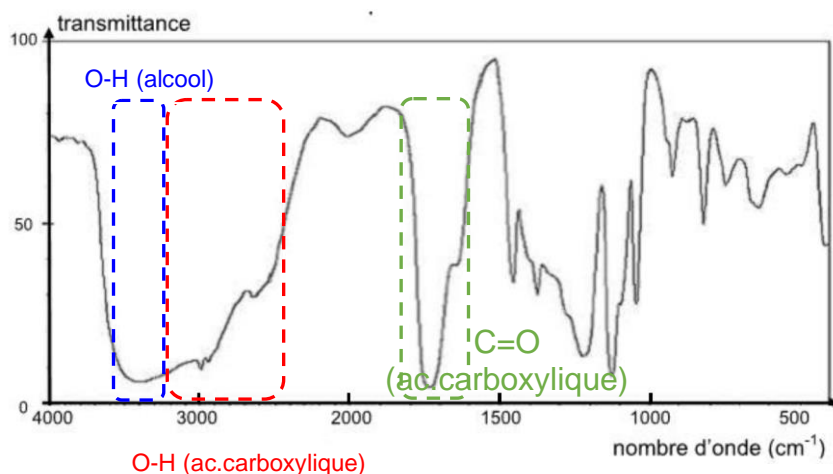
Partie A. Étude de l'acide lactique

1.



2. La molécule d'acide lactique possède 3 liaisons caractéristiques et son spectre comprend donc 3 bandes d'absorptions :

- une bande forte vers 1700 cm^{-1} pour la liaison $\text{C}=\text{O}$ (acide carboxylique),
- une bande forte et large entre 2500 et 3200 cm^{-1} pour la liaison $\text{O}-\text{H}$ (acide carboxylique),
- une bande forte et large entre 3200 et 3400 cm^{-1} pour la liaison $\text{O}-\text{H}$ (alcool).



3. Par définition $C(\text{AH}) = \frac{n(\text{AH})}{V_{\text{Solution}}}$ or $n(\text{AH}) = \frac{m(\text{AH})}{M(\text{AH})}$ donc $C(\text{AH}) = \frac{m(\text{AH})}{V_{\text{Solution}} \times M(\text{AH})}$

De plus $\rho_{\text{Solution}} = \frac{m_{\text{Solution}}}{V_{\text{Solution}}} \Leftrightarrow V_{\text{Solution}} = \frac{m_{\text{Solution}}}{\rho_{\text{Solution}}}$

Ainsi $C(\text{AH}) = \frac{m(\text{AH})}{\frac{m_{\text{Solution}}}{\rho_{\text{Solution}}} \times M(\text{AH})} = \frac{m(\text{AH}) \times \rho_{\text{Solution}}}{m_{\text{Solution}} \times M(\text{AH})}$

Or « 100 grammes de solution contiennent 1,75 g d'acide lactique » donc

$$C(\text{AH}) = \frac{1,75 \text{ g} \times 1,00 \text{ g.mL}^{-1}}{100 \text{ g} \times 90,1 \text{ g.mol}^{-1}} = 1,9 \times 10^{-4} \text{ mol.mL}^{-1} = \frac{1,9 \times 10^{-4} \text{ mol}}{10^{-3} \text{ L}} = 1,9 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

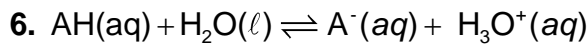
Cette valeur est bien voisine de $0,20 \text{ mol.L}^{-1}$.

4. Un acide selon Brönsted est une espèce chimique capable de céder un ion hydrogène H^+ .

5. Pour une solution d'acide fort de concentration C en soluté apporté, la réaction avec l'eau est

totale donc $[\text{H}_3\text{O}^+] = C$ et on peut écrire $\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^0}\right) = -\log\left(\frac{C}{c^0}\right)$

Cela conduirait ici à $pH = -\log\left(\frac{1,9 \times 10^{-1}}{1}\right) = 0,72$ or le pH mesuré vaut 2,3 donc l'acide lactique est un acide faible. Le pH est trop élevé, indiquant qu'il s'est formé moins d'ions oxonium que prévu.



7. Équation chimique		$AH(aq) + H_2O(\ell) \rightleftharpoons A^-(aq) + H_3O^+(aq)$			
État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)			
État initial	$x = 0$	$n(AH)_i = C.V$	excès	$n(A^-)_i = 0$	$n(H_3O^+)_i \approx 0$
État final	x_f	$C.V - x_f$ $= (C - c^0 \cdot 10^{-pH}) \cdot V$	excès	x_f $= c^0 \cdot 10^{-pH} \cdot V$	x_f $= c^0 \cdot 10^{-pH} \cdot V$

Explications (non demandées mais bien nécessaires ...) :

- on ne tient pas compte de l'autoprotolyse de l'eau donc $n(H_3O^+)_i \approx 0$;
 - d'après le tableau : $x_f = n(A^-)_f = n(H_3O^+)_f$
 - par définition, $n(H_3O^+)_f = [H_3O^+]_f \cdot V$ or $[H_3O^+]_f = c^0 \cdot 10^{-pH}$ donc $n(H_3O^+)_f = c^0 \cdot 10^{-pH} \cdot V$
- Conclusions : $x_f = c^0 \cdot 10^{-pH} \cdot V$ et $C.V - x_f = C.V - c^0 \cdot 10^{-pH} \cdot V = (C - c^0 \cdot 10^{-pH}) \cdot V$

8. Par définition, pour le couple AH/A^- : $K_A = \frac{\frac{[A^-]_f}{c^0} \times \frac{[H_3O^+]_f}{c^0}}{\frac{[AH]_f}{c^0}} = \frac{[A^-]_f \times [H_3O^+]_f}{[AH]_f \times c^0}$

À l'aide du tableau précédent : $[A^-]_f = [H_3O^+]_f = \frac{n(H_3O^+)_f}{V} = \frac{c^0 \times 10^{-pH} \times V}{V} = c^0 \times 10^{-pH}$

et $[AH]_f = \frac{n(AH)_f}{V} = \frac{(C - c^0 \times 10^{-pH}) \times V}{V} = C - c^0 \times 10^{-pH}$

Ainsi : $K_A = \frac{[A^-]_f \times [H_3O^+]_f}{[AH]_f \times c^0} = \frac{(c^0 \times 10^{-pH})^2}{(C - c^0 \times 10^{-pH}) \times c^0}$ (ou $K_A = \frac{(10^{-pH})^2}{C - 10^{-pH}}$ si on s'affranchit de c^0)

$K_A = \frac{(1 \times 10^{-2,3})^2}{(1,9 \times 10^{-1} - 1 \times 10^{-2,3}) \times 1} = 1,4 \times 10^{-4}$

Par définition : $K_A = 10^{-pK_A}$ donc $K_A = 10^{-3,9} = 1,3 \times 10^{-4}$: en accord avec la valeur trouvée au chiffre significatif près.

Variante : par définition : $pK_A = -\log K_A$ donc $pK_A = -\log(1,4 \times 10^{-4}) = 3,87$ arrondi à 3,9 (calcul effectué avec la valeur non arrondie de K_A) : on retrouve bien la valeur de référence.

9.1. En reprenant les expressions démontrées précédemment :

$$[AH]_f = C - c^0 \times 10^{-pH} \text{ et } [A^-]_f = c^0 \times 10^{-pH}$$

$[AH]_f = C - [A^-]_f$, on remarque que $C = [A^-]_f + [AH]_f$ (cela correspond à la conservation de la matière : l'acide est soit transformé en sa base A^- soit encore sous forme acide AH).
On peut noter $[AH]_{\text{éq}}$ ou $[AH]_f$.

$$pK_A = -\log K_A \text{ avec } K_A = \frac{[A^-]_f \times [H_3O^+]_f}{[AH]_f \times c^0}$$

$$\text{donc } pK_A = -\log \left(\frac{[A^-]_f \times [H_3O^+]_f}{[AH]_f \times c^0} \right) = -\log \left(\frac{[A^-]_f}{[AH]_f} \right) - \log \left(\frac{[H_3O^+]_f}{c^0} \right)$$

$$\Leftrightarrow pK_A = -\log \left(\frac{[A^-]_f}{[AH]_f} \right) + pH \Leftrightarrow pH = pK_A + \log \left(\frac{[A^-]_f}{[AH]_f} \right)$$

$$\mathbf{9.2.} \quad 100 \times \frac{[AH]_f}{C} = \frac{100 \times [AH]_f}{[A^-]_f + [AH]_f}$$

Pour arriver à l'expression $\frac{100}{1 + 10^{pH-pK_A}}$, divisons chaque terme du quotient par $[AH]_f$:

$$\frac{100 \times [AH]_f}{[A^-]_f + [AH]_f} = \frac{\frac{100 \times [AH]_f}{[AH]_f}}{\frac{[A^-]_f}{[AH]_f} + \frac{[AH]_f}{[AH]_f}} = \frac{100}{\frac{[A^-]_f}{[AH]_f} + 1} = \frac{100}{\frac{[A^-]_f}{[AH]_f} + 1}$$

Or $pH = pK_A + \log \left(\frac{[A^-]_f}{[AH]_f} \right) \Leftrightarrow \log \left(\frac{[A^-]_f}{[AH]_f} \right) = pH - pK_A \Leftrightarrow \frac{[A^-]_f}{[AH]_f} = 10^{pH-pK_A}$ (car 10^x est la fonction réciproque de la fonction \log).

$$\text{On arrive finalement à } 100 \times \frac{[AH]_f}{C} = \frac{100}{\frac{[A^-]_f}{[AH]_f} + 1} = \frac{100}{1 + 10^{pH-pK_A}}$$

9.3. Le pourcentage de la forme acide est égal à $\frac{100}{1 + 10^{pH-pK_A}}$; pour une valeur de pH égal à 0, ce pourcentage est égal à $\frac{100}{1 + 10^{0-3,9}} = 99,99 \% \approx 100 \%$ donc la courbe 1 correspond à AH.

On peut retrouver graphiquement la valeur du pK_A du couple AH/A^- en lisant la valeur du pH

quand les courbes se croisent alors $[A^-]_f = [AH]_f$, la relation $pH = pK_A + \log \left(\frac{[A^-]_f}{[AH]_f} \right)$ devient

$$pH = pK_A + \log(1) = pK_A$$

Partie B. Titrage de l'acide lactique dans la solution désinfectante

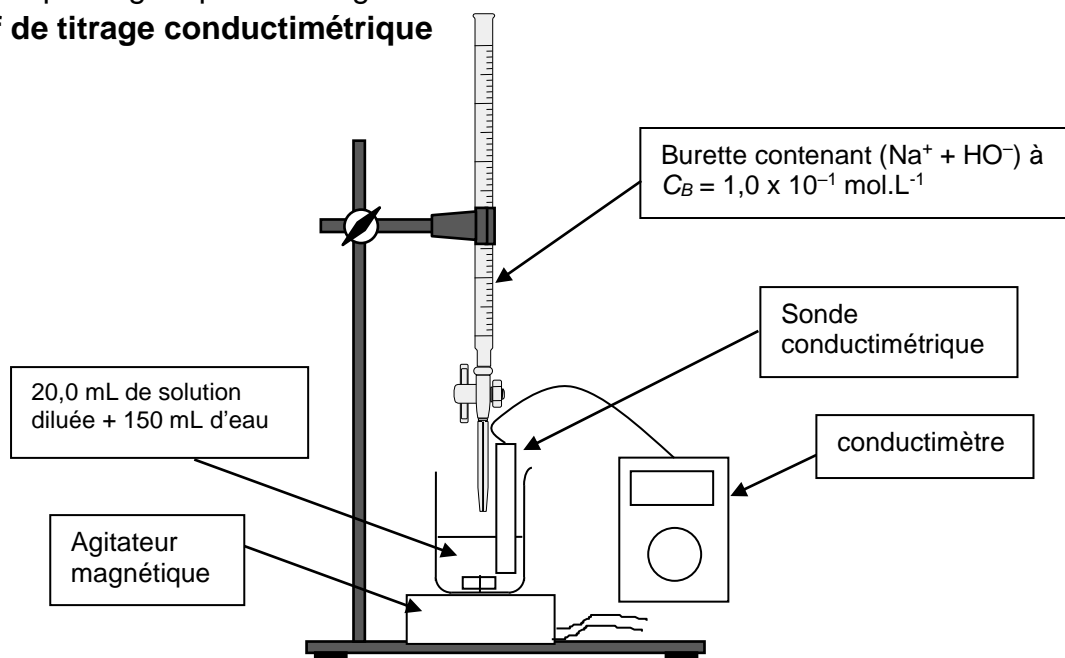
1. Par définition du facteur de dilution : $F_d = \frac{C_{\text{mère}}}{C_{\text{fille}}} = \frac{V_{\text{fiolle}}}{V_{\text{pipette}}} = 5$ ici.

On choisira donc une fiole jaugée de 100,0 mL et une pipette jaugée de 20,0 mL.

Protocole :

- Verser un peu de solution mère dans un bécher (propre et sec),
- Rincer la pipette avec un peu de solution mère,
- Prélever 20,0 mL de solution mère à l'aide de la pipette munie d'un pipeteur,
- Verser le prélèvement dans la fiole jaugée,
- Remplir la fiole jaugée aux $\frac{3}{4}$ avec de l'eau distillée,
- Boucher puis agiter pour homogénéiser,
- Compléter au trait de jauge,
- Boucher puis agiter pour homogénéiser à nouveau.

2. Dispositif de titrage conductimétrique



3. L'espèce titrée est l'acide lactique AH, l'espèce titrante est la base HO⁻ présente dans la solution d'hydroxyde de sodium (Na⁺ + HO⁻).

L'équation de la réaction support de titrage est donc : $\text{AH}(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{A}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$

4. Faisons un bilan des évolutions des concentrations des espèces ioniques lors du titrage.

Rq : il suffit de lire les données en début d'exercice pour ne pas en oublier.

Ion X	HO ⁻	Na ⁺	A ⁻	Pente liée à
Evolution de [X] Avant l'équivalence	= 0			$+\lambda(\text{Na}^+) + \lambda(\text{A}^-) > 0$
Evolution de [X] Après l'équivalence				$+\lambda(\text{HO}^-) + \lambda(\text{Na}^+) > 0$
Commentaires	Espèce titrante	Spectateur qui arrive dans le bécher	Produit de la réaction	

Avant l'équivalence, la pente est liée à $+\lambda(\text{Na}^+) + \lambda(\text{A}^-) > 0$: on obtient ici une portion de droite de pente positive.

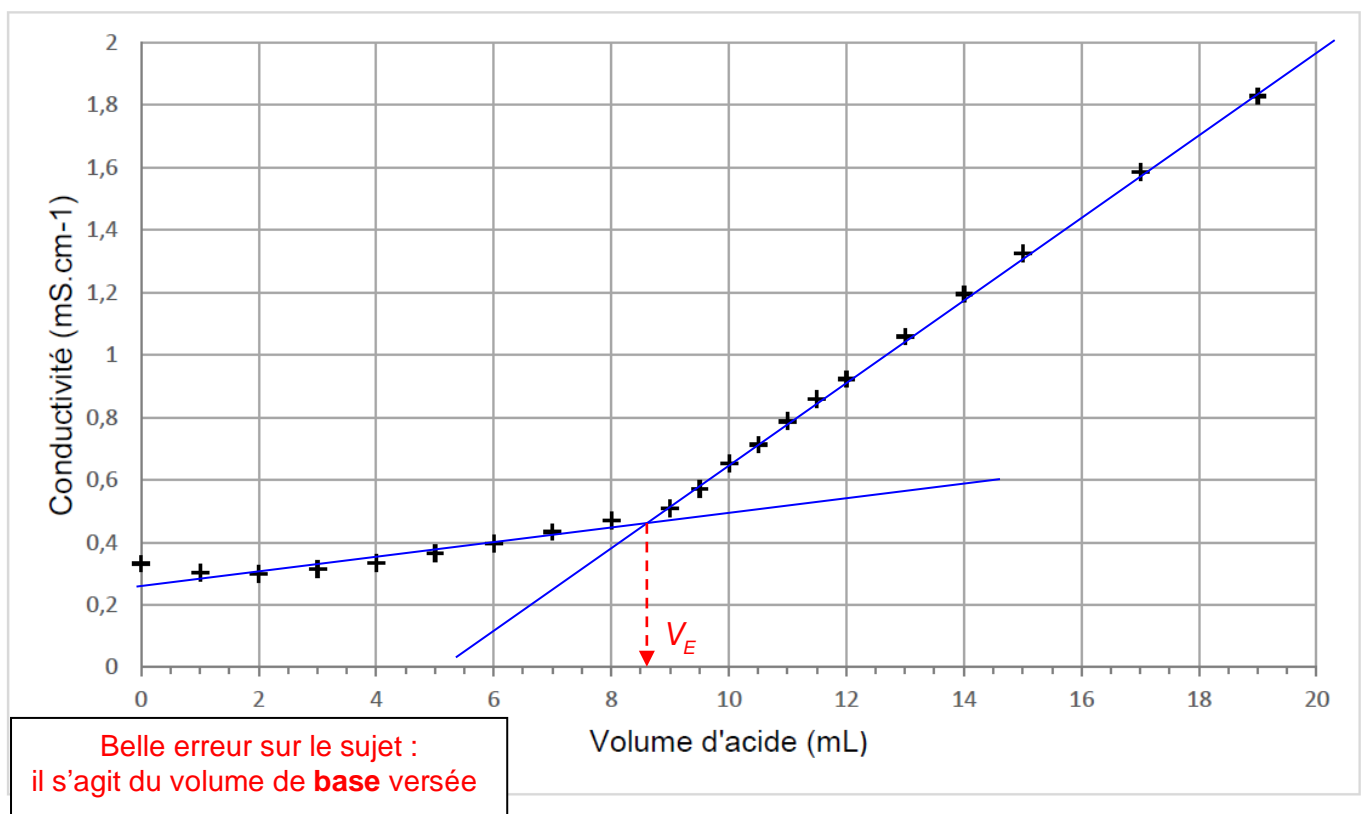
Après l'équivalence, la pente est liée à $+\lambda(\text{HO}^-) + \lambda(\text{Na}^+) > 0$: on obtient ici une portion de droite de pente positive mais plus élevée que la précédente car $\lambda(\text{HO}^-) > \lambda(\text{A}^-)$.

Variante :

Avant l'équivalence : À chaque fois qu'une molécule AH est consommée par un ion HO^- , un ion Na^+ tombe dans le bécher et un ion A^- se forme. C'est comme si un ion Na^+ et un ion A^- remplaçaient une molécule AH. La conductivité σ du milieu augmente. On obtient ici une droite de pente positive.

Au-delà de l'équivalence : La réaction est terminée. On continue d'apporter des ions sodium Na^+ . Il ne se forme plus d'ions lactate A^- . Les ions HO^- sont en excès, ils ne sont plus consommés et contribuent à l'augmentation plus forte de la conductivité de la solution. La conductivité augmente plus fortement car la conductivité molaire ionique λ des ions HO^- est bien plus grande que celle des ions A^- .

5. On détermine le volume équivalent en trouvant l'abscisse du point d'intersection des deux demi-droites modélisant l'évolution de la conductivité σ en fonction du volume de solution titrante versée : $V_E = 8,6 \text{ mL}$.



6. D'après l'équation de la réaction support du titrage, à l'équivalence $\frac{n(\text{AH})_{\text{initiale}}}{1} = \frac{n(\text{HO}^-)_{\text{versée}}}{1}$

$$\text{Soit ici : } C_{\text{diluée}} \cdot V_A = C_B \cdot V_E$$

$$C_{\text{diluée}} = \frac{C_B \cdot V_E}{V_A}$$

$$\text{donc } C_{\text{diluée}} = \frac{1,0 \times 10^{-1} \times 8,6}{20,0} = 0,043 \text{ mol.L}^{-1}$$

La solution ayant été diluée 5 fois : $C = 5 \times C_{\text{diluée}} = 5 \times 0,043 = 0,215 \text{ mol.L}^{-1} \approx 0,22 \text{ mol.L}^{-1}$ (résultat proche de 0,19 trouvé en début d'exercice).

Déterminons l'incertitude-type $u(C)$: $u(C) = C \cdot \sqrt{\left(\frac{u(V_A)}{V_A}\right)^2 + \left(\frac{u(V_E)}{V_E}\right)^2 + \left(\frac{u(C_B)}{C_B}\right)^2}$

$$u(C) = 0,215 \times \sqrt{\left(\frac{0,05}{20,0}\right)^2 + \left(\frac{0,1}{8,6}\right)^2 + \left(\frac{0,1 \times 10^{-1}}{1,0 \times 10^{-1}}\right)^2} = 0,0217 \approx 0,03 \text{ mol.L}^{-1} \text{ (1 CS arrondi au supérieur)}$$

Ainsi, $C = (0,22 \pm 0,03) \text{ mol.L}^{-1}$

Commentaire (version simple niveau 1^{ère}) : la valeur théorique 0,19 est cohérente avec l'expression de l'encadrement donc les valeurs théoriques et expérimentales sont en accord.

Commentaire (version rigoureuse niveau T^{ale}) : calculons l'écart normalisé (« z-score »).

$$z = \frac{|C_{\text{exp}} - C_{\text{ref}}|}{u(C)} = \frac{|0,22 - 0,19|}{0,03} = 1$$

Le z-score est inférieur à 2 donc les valeurs théoriques et expérimentales sont en accord.

En cas d'erreur, merci de nous contacter labolycee@labolycee.org