Solution désinfectante

Bac 2022 Amérique du Sud Jour 1 · Exercice 1 **10 points** **Durée conseillée 1 h 45**

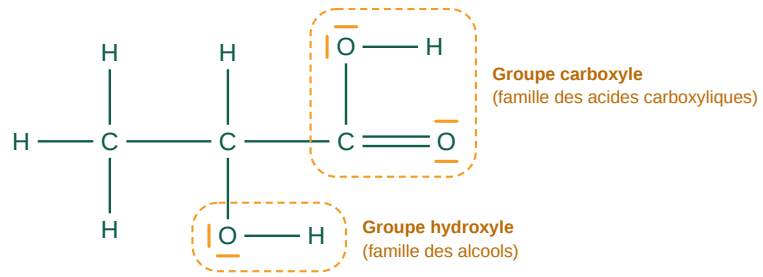
1 Partie A. Établir le schéma de Lewis de la molécule d'acide lactique. Entourer et nommer ses groupes caractéristiques.

On part de la formule développée : chaque atome de carbone forme quatre liaisons, chaque atome d'hydrogène une seule. Chaque atome d'oxygène forme deux liaisons et porte en plus deux doublets non liants, qu'il faut ajouter.

La molécule possède deux groupes caractéristiques :

- le groupe hydroxyle $-\mathrm{OH}$, porté par le carbone n° 2 (famille des alcools) ;
- le groupe carboxyle $-\mathrm{COOH}$, en bout de chaîne (famille des acides carboxyliques).

Schéma de Lewis ci-dessous : 6 doublets non liants (2 par atome d'oxygène), groupes hydroxyle et carboxyle entourés.



1 · Schéma de Lewis de l'acide lactique : doublets non liants et groupes caractéristiques en orange

PIÈGE
Rendre la formule développée sans les doublets non liants : ce n'est pas un schéma de Lewis. Autre confusion fréquente : « alcool » et « acide carboxylique » sont des familles, les groupes s'appellent hydroxyle et carboxyle.

MÉTHODE
Contrôle par le compte des électrons de valence : $3 \times 4 + 6 \times 1 + 3 \times 6 = 36$, soit 18 doublets. Le schéma en montre 12 liants (dont 2 pour $\mathrm{C{=}O}$) et 6 non liants.

2 Partie A. Identifier deux bandes d'absorption caractéristiques sur le spectre IR de l'acide lactique et repérer les liaisons correspondantes sur le schéma de Lewis.

Données utiles table IR : $\mathrm{O{-}H}$ acide carboxylique 2500 – 3200 $\mathrm{cm^{-1}}$ (forte à moyenne, large) ; $\mathrm{O{-}H}$ alcool lié 3200 – 3400 $\mathrm{cm^{-1}}$ (forte, large) ; $\mathrm{C{=}O}$ acide 1680 – 1740 $\mathrm{cm^{-1}}$ (forte)

- Bande forte et fine vers $1\,730\ \mathrm{cm^{-1}}$: elle se situe dans l'intervalle 1680 – 1740 $\mathrm{cm^{-1}}$, c'est la liaison $\mathrm{C{=}O}$ du groupe carboxyle.
- Bande forte et très large, de $2\,500$ à $3\,500\ \mathrm{cm^{-1}}$ environ : elle couvre l'intervalle 2500 – 3200 $\mathrm{cm^{-1}}$, c'est la liaison $\mathrm{O{-}H}$ du groupe carboxyle.

Cette bande large déborde au-delà de $3\,200\ \mathrm{cm^{-1}}$: la liaison $\mathrm{O{-}H}$ du groupe hydroxyle (3200 – 3400 $\mathrm{cm^{-1}}$) y est superposée.

$\mathrm{C{=}O}$ du groupe carboxyle vers $1\,730\ \mathrm{cm^{-1}}$; $\mathrm{O{-}H}$ du groupe carboxyle entre $2\,500$ et $3\,200\ \mathrm{cm^{-1}}$.

PIÈGE
L'axe des nombres d'onde est gradué de droite à gauche et l'échelle change à $2\,000\ \mathrm{cm^{-1}}$. Une bande d'absorption est un creux de transmittance, pas un sommet.

MÉTHODE
Pour chaque bande, donner trois éléments : le nombre d'onde lu, l'intervalle de la table où il se trouve, la liaison. On ne cherche pas à attribuer les bandes en dessous de $1\,500\ \mathrm{cm^{-1}}$.

3 Partie A. Vérifier que la concentration en acide lactique apporté dans la solution désinfectante est voisine de $C = 0{,}20\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Données utiles 1,75 g d'acide lactique dans 100 g de solution ; $M = 90{,}1\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\rho = 1{,}00\ \text{g} \cdot \text{mL}^{-1}$

On raisonne sur une masse $m_{\text{sol}} = 100$ g de solution.

Volume occupé : $V_{\text{sol}} = \dfrac{m_{\text{sol}}}{\rho} = \dfrac{100}{1{,}00} = 100\ \text{mL} = 0{,}100\ \text{L}$.

Quantité d'acide lactique : $n = \dfrac{m}{M} = \dfrac{1{,}75}{90{,}1} = 1{,}94 \times 10^{-2}\ \text{mol}$.

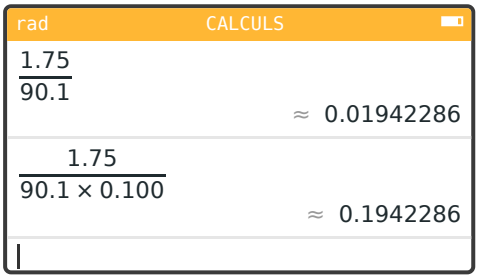
$$C = \frac{n}{V_{\text{sol}}} = \frac{m}{M \times V_{\text{sol}}} = \frac{1{,}75}{90{,}1 \times 0{,}100} = 0{,}194\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$C = 0{,}194\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, valeur bien voisine de $0{,}20\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

PIÈGE
Laisser le volume en millilitres : on obtient alors des $\text{mol} \cdot \text{mL}^{-1}$, mille fois trop petit. Le pourcentage massique seul ne donne pas une concentration : il faut la masse volumique.

COMPRENDRE
Trois chiffres significatifs, comme les données (1,75 g ; $90{,}1\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $1{,}00\ \text{g} \cdot \text{mL}^{-1}$). C'est cette valeur $0{,}194\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ qui sert dans la suite.

À LA CALCULATRICE



4 Partie A. Rappeler la définition d'un acide de Brönsted.

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

COMPRENDRE
Ici, c'est l'atome d'hydrogène du groupe carboxyle qui est cédé. La base conjuguée est l'ion lactate, qui porte le groupe carboxylate $-\text{COO}-$.

5 Partie A. Expliquer pourquoi, dans ces conditions, l'acide lactique est un acide faible. Un argument quantitatif est attendu.

Données utiles $\text{pH} = 2{,}3$; $C = 0{,}194\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (Q3) ; $c^\circ = 1\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Concentration en ions oxonium dans la solution :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c^\circ \times 10^{-\text{pH}} = 10^{-2{,}3} = 5{,}0 \times 10^{-3}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Si l'acide était fort, sa réaction avec l'eau serait totale : on aurait $[\text{H}_3\text{O}^+] = C = 0{,}194\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, soit $\text{pH} = -\log\left(\dfrac{C}{c^\circ}\right) = 0{,}7$.

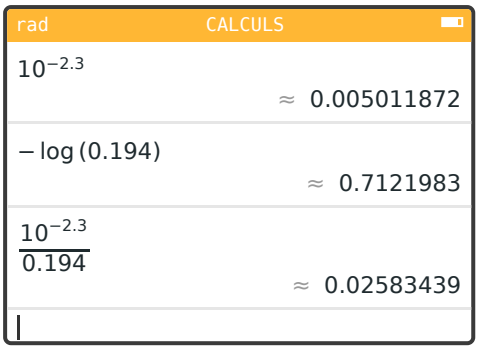
Or le pH mesuré est 2,3 : $\dfrac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C} = \dfrac{5{,}0 \times 10^{-3}}{0{,}194} = 0{,}026$. Seulement 2,6 % des molécules d'acide ont réagi.

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 5{,}0 \times 10^{-3}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \ll C$: la réaction avec l'eau n'est pas totale, l'acide lactique est un acide faible.

COMPRENDRE
Un pH donné à une décimale près ne fournit que deux chiffres significatifs pour $[\text{H}_3\text{O}^+]$.

MÉTHODE
Deux comparaisons équivalentes pour prouver qu'un acide est faible : $[\text{H}_3\text{O}^+]$ avec C, ou le pH mesuré avec $-\log(C/c^\circ)$. Une seule suffit, à condition qu'elle soit chiffrée.

À LA CALCULATRICE



6 Partie A. Écrire l'équation de la réaction modélisant la mise en solution aqueuse de l'acide lactique, noté AH.

L'acide AH cède un ion H^+ à l'eau, qui joue le rôle de base (couples AH/A^- et H_3O^+/H_2O).

$$AH\,(aq) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons A^-\,(aq) + H_3O^+\,(aq)$$

PIÈGE
Écrire une flèche simple : l'acide est faible (question 5), la transformation est limitée et conduit à un équilibre. Il faut la double flèche.

7 Partie A. Compléter le tableau d'avancement de l'annexe 1 à l'aide des notations C, pH, V et c°.

État initial : $n(AH)_i = C \times V$; l'eau est le solvant (en excès) ; les quantités de A^- et de H_3O^+ sont nulles (on néglige les ions apportés par l'eau).

État final : il s'est formé x_f mol de A^- et x_f mol de H_3O^+. Or le pH donne $[H_3O^+]_f = c^\circ \times 10^{-pH}$, donc

$$x_f = n(H_3O^+)_f = c^\circ \times 10^{-pH} \times V$$

Il reste $n(AH)_f = C \times V - x_f = \left(C - c^\circ \times 10^{-pH}\right) \times V$.

$x_f = c^\circ \times 10^{-pH} \times V$; tableau complété ci-dessous.

PIÈGE
Remplir le tableau avec des concentrations : il est en quantités de matière, d'où le facteur V dans chaque case. Et x_f n'est pas égal à $C \times V$, puisque la transformation n'est pas totale.

Équation chimique		AH(aq)	+ $H_2O(\ell)$	⇌ $A^-(aq)$	+ $H_3O^+(aq)$
État du système	Avancement (mol)	Quantités de matière (mol)			
État initial	x = 0	C × V	solvant	0	0
État final	x_f	C × V − x_f = (C − c° × 10^{-pH}) × V	solvant	x_f = c° × 10^{-pH} × V	x_f = c° × 10^{-pH} × V

7 · Annexe 1 complétée : tableau d'avancement (ce que l'élève écrit est en orange)

8 Partie A. Exprimer la constante d'acidité K_A du couple $\mathrm{AH/A^-}$ en fonction des concentrations à l'équilibre. En déduire sa valeur. Commenter, sachant que la valeur de référence du $\mathrm{p}K_A$ vaut 3,9.

Données utiles $\mathrm{pH} = 2{,}3$; $C = 0{,}194\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$ (Q3) ; tableau d'avancement (Q7)

$$K_A = \frac{[\mathrm{A^-}]_{éq} \times [\mathrm{H_3O^+}]_{éq}}{[\mathrm{AH}]_{éq} \times c^\circ}$$

En divisant les quantités finales du tableau par V : $[\mathrm{A^-}]_{éq} = [\mathrm{H_3O^+}]_{éq} = c^\circ \times 10^{-\mathrm{pH}}$ et $[\mathrm{AH}]_{éq} = C - c^\circ \times 10^{-\mathrm{pH}}$.

$$K_A = \frac{\left(c^\circ \times 10^{-\mathrm{pH}}\right)^2}{\left(C - c^\circ \times 10^{-\mathrm{pH}}\right) \times c^\circ} = \frac{\left(10^{-2{,}3}\right)^2}{0{,}194 - 10^{-2{,}3}} = 1{,}3 \times 10^{-4}$$

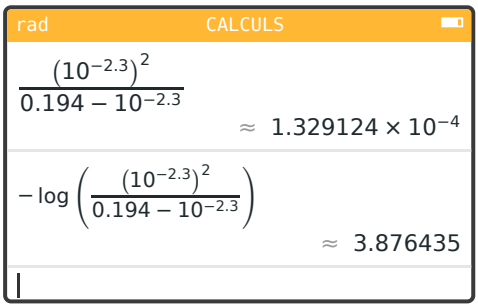
D'où $\mathrm{p}K_A = -\log K_A = -\log\left(1{,}3 \times 10^{-4}\right) = 3{,}9$.

$K_A = 1{,}3 \times 10^{-4}$, soit $\mathrm{p}K_A = 3{,}9$: la valeur expérimentale est en accord avec la valeur de référence.

PIÈGE
Remplacer $[\mathrm{AH}]_{éq}$ par C : c'est la concentration apportée, pas celle qui reste à l'équilibre. Taper $10^{-2{,}3}$ au complet dans la calculatrice plutôt que sa valeur arrondie.

COMPRENDRE
K_A est sans unité : la concentration standard $c^\circ = 1\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$ rend le quotient sans dimension. Avec la valeur arrondie $C = 0{,}20\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$, on trouve encore $1{,}3 \times 10^{-4}$.

À LA CALCULATRICE



9.1 Partie A. Établir la relation entre C, $[\mathrm{AH}]_{éq}$ et $[\mathrm{A^-}]_{éq}$, puis la relation $\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_A + \log\frac{[\mathrm{A^-}]_{éq}}{[\mathrm{AH}]_{éq}}$.

Conservation de la matière : l'acide apporté se retrouve soit sous forme AH, soit sous forme $\mathrm{A^-}$. D'après le tableau, $n(\mathrm{AH})_f + n(\mathrm{A^-})_f = C \times V$; en divisant par V :

$$C = [\mathrm{AH}]_{éq} + [\mathrm{A^-}]_{éq}$$

On prend l'opposé du logarithme décimal de $K_A = \frac{[\mathrm{A^-}]_{éq}}{[\mathrm{AH}]_{éq}} \times \frac{[\mathrm{H_3O^+}]_{éq}}{c^\circ}$:

$$-\log K_A = -\log\frac{[\mathrm{A^-}]_{éq}}{[\mathrm{AH}]_{éq}} - \log\frac{[\mathrm{H_3O^+}]_{éq}}{c^\circ}$$

soit $\mathrm{p}K_A = -\log\frac{[\mathrm{A^-}]_{éq}}{[\mathrm{AH}]_{éq}} + \mathrm{pH}$, ce qui donne la relation demandée.

$C = [\mathrm{AH}]_{éq} + [\mathrm{A^-}]_{éq}$ et $\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_A + \log\frac{[\mathrm{A^-}]_{éq}}{[\mathrm{AH}]_{éq}}$

MÉTHODE
Démonstration à connaître : définition de K_A, puis $-\log$ de chaque membre, avec $\log(a \times b) = \log a + \log b$, $\mathrm{p}K_A = -\log K_A$ et $\mathrm{pH} = -\log\left([\mathrm{H_3O^+}]/c^\circ\right)$.

9.2 Partie A. À partir de ces deux relations, montrer que le pourcentage en acide AH, $100 \times \dfrac{[\mathrm{AH}]_{\text{éq}}}{C}$, peut s'écrire $\dfrac{100}{1+10^{(\mathrm{pH}-\mathrm{p}K_A)}}$.

La seconde relation donne $\log \dfrac{[\mathrm{A}^-]_{\text{éq}}}{[\mathrm{AH}]_{\text{éq}}} = \mathrm{pH} - \mathrm{p}K_A$, donc $[\mathrm{A}^-]_{\text{éq}} = [\mathrm{AH}]_{\text{éq}} \times 10^{(\mathrm{pH}-\mathrm{p}K_A)}$.

On reporte dans la première :

$$C = [\mathrm{AH}]_{\text{éq}} + [\mathrm{AH}]_{\text{éq}} \times 10^{(\mathrm{pH}-\mathrm{p}K_A)} = [\mathrm{AH}]_{\text{éq}} \times \left(1 + 10^{(\mathrm{pH}-\mathrm{p}K_A)}\right)$$

$$\boxed{100 \times \frac{[\mathrm{AH}]_{\text{éq}}}{C} = \frac{100}{1+10^{(\mathrm{pH}-\mathrm{p}K_A)}}}$$

COMPRENDRE
Si $\log x = a$, alors $x = 10^a$: c'est ce passage qui fait apparaître la puissance de dix. Le pourcentage ne dépend que de l'écart entre le pH et le $\mathrm{p}K_A$, pas de C.

9.3 Partie A. Indiquer à quelle espèce chimique correspond la courbe 1 de la figure 2. Justifier. Expliquer comment retrouver la valeur du $\mathrm{p}K_A$ par lecture graphique.

La courbe 1 vaut $100\ \%$ aux faibles pH puis décroît vers $0\ \%$. Or, d'après la question 9.2, quand le pH est très inférieur au $\mathrm{p}K_A$, $10^{(\mathrm{pH}-\mathrm{p}K_A)}$ est proche de 0 et le pourcentage en AH est proche de 100. La courbe 1 est donc celle de l'acide AH, forme prédominante en milieu acide ; la courbe 2 est celle de A^-.

Au point d'intersection des deux courbes, chaque espèce représente $50\ \%$: $[\mathrm{AH}]_{\text{éq}} = [\mathrm{A}^-]_{\text{éq}}$, donc $\log 1 = 0$ et $\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_A$. L'abscisse de ce point se lit un peu avant 4.

Courbe 1 : acide lactique AH. Le $\mathrm{p}K_A$ est l'abscisse du point d'intersection des deux courbes (ordonnée $50\ \%$) : $\mathrm{p}K_A \approx 3{,}9$.

PIÈGE
Justifier par « c'est la courbe qui descend » ne suffit pas : il faut s'appuyer sur l'expression de la question 9.2 ou sur le domaine de prédominance de l'acide ($\mathrm{pH} < \mathrm{p}K_A$).

1 Partie B. Proposer un protocole expérimental pour préparer 100,0 mL de solution désinfectante diluée 5 fois.

Volume de solution mère à prélever : $V_{\text{mère}} = \dfrac{V_{\text{fille}}}{5} = \dfrac{100{,}0}{5} = 20{,}0\ \text{mL}$.

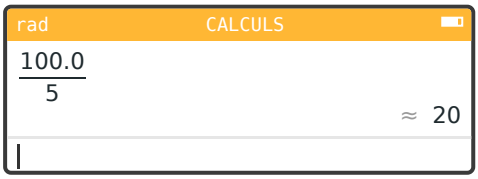
- Verser un peu de solution désinfectante dans un bécher.
- Y prélever 20,0 mL avec une pipette jaugée de 20,0 mL munie d'une propipette.
- Introduire ce prélèvement dans une fiole jaugée de 100,0 mL.
- Ajouter de l'eau distillée jusqu'aux trois quarts, boucher et agiter.
- Compléter à l'eau distillée jusqu'au trait de jauge, boucher et agiter de nouveau.

Pipette jaugée de 20,0 mL et fiole jaugée de 100,0 mL, complétée à l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

PIÈGE
Citer une éprouvette graduée ou un bécher : seule la verrerie jaugée garantit la précision. Ne jamais pipeter directement dans le flacon de solution mère.

COMPRENDRE
Lors d'une dilution, la quantité de soluté se conserve : $C_{\text{mère}} \times V_{\text{mère}} = C_{\text{fille}} \times V_{\text{fille}}$. Diluer 5 fois, c'est diviser la concentration par 5.

À LA CALCULATRICE



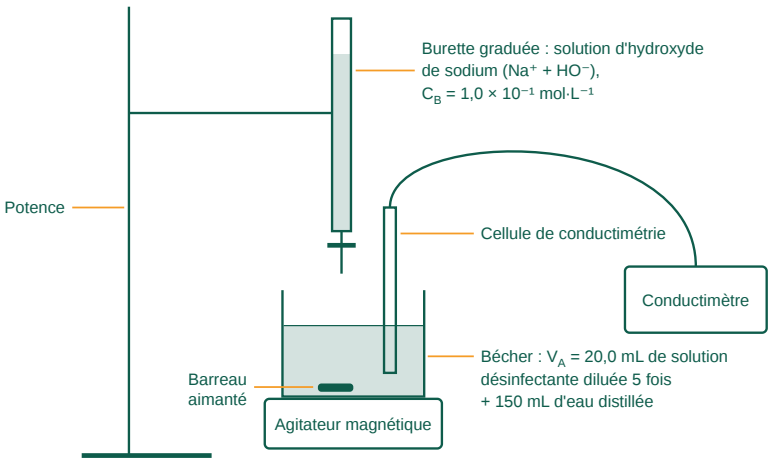
2 Partie B. Schématiser et légender le dispositif de titrage.

Le schéma doit montrer :

- la burette graduée, qui contient la solution titrante d'hydroxyde de sodium ($\mathrm{Na^+\,(aq) + HO^-\,(aq)}$) de concentration C_B ;
- le bécher, qui contient la solution titrée ($V_A = 20{,}0$ mL de solution diluée et 150 mL d'eau distillée) ;
- la cellule de conductimétrie, plongée dans le bécher et reliée au conductimètre ;
- l'agitateur magnétique et son barreau aimanté.

Schéma légendé ci-dessous : burette (solution titrante), bécher (solution titrée), cellule reliée au conductimètre, agitation magnétique.

PIÈGE
Inverser les solutions (la soude va dans la burette), ou dessiner un pH-mètre : le suivi se fait ici par conductimétrie.



2 · Dispositif du titrage suivi par conductimétrie

3 Partie B. Écrire l'équation de la réaction support du titrage.

L'acide lactique AH (espèce titrée) réagit avec les ions hydroxyde $\mathrm{HO^-}$ (espèce titrante).

$$\mathrm{AH\,(aq) + HO^-\,(aq) \longrightarrow A^-\,(aq) + H_2O\,(l)}$$

COMPRENDRE
Flèche simple : une réaction support de titrage est totale (et rapide). Les ions $\mathrm{Na^+}$ sont spectateurs, ils n'apparaissent pas dans l'équation mais comptent pour la conductivité.

4 Partie B. Interpréter qualitativement le changement de pente observé au voisinage de l'équivalence sur la courbe de titrage.

Données utiles $\lambda(HO^-) = 19{,}8$; $\lambda(Na^+) = 5{,}01$; $\lambda(\text{ion lactate}) = 3{,}88\ \text{mS} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$

La conductivité de la solution dépend des ions présents et de leur conductivité ionique molaire. La molécule AH n'est pas chargée.

Avant l'équivalence : chaque ion HO^- versé est consommé et remplacé par un ion A^-, et un ion Na^+ est apporté. Les concentrations en Na^+ et en A^- augmentent : la conductivité augmente lentement.

Après l'équivalence : il n'y a plus d'acide AH. Les ions Na^+ et HO^- versés s'accumulent, tandis que la quantité de A^- ne varie plus.

Comme $\lambda(HO^-) > \lambda(A^-)$ (19,8 contre 3,88), la conductivité augmente plus vite après l'équivalence : la pente de la droite est plus grande.

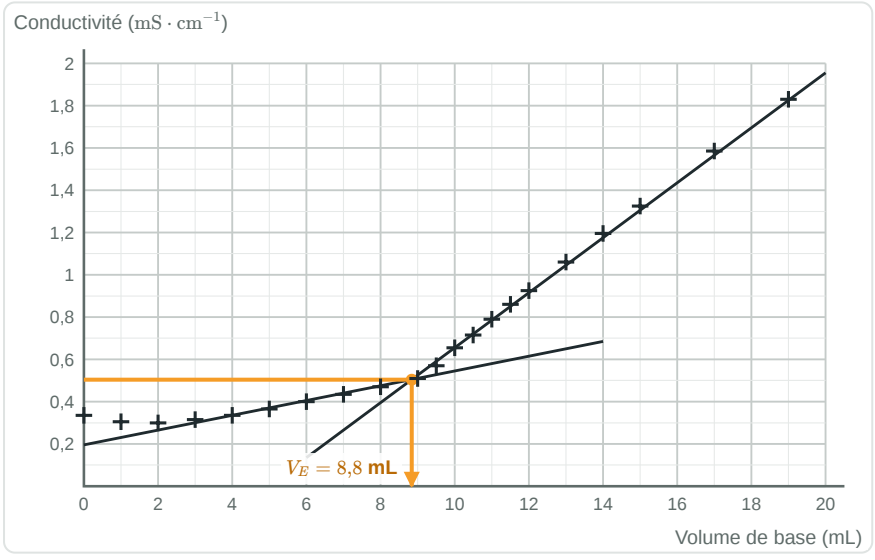
COMPRENDRE
Les 150 mL d'eau ajoutés rendent le volume presque constant pendant le titrage : la conductivité varie alors par portions de droites.

COMPRENDRE
La légère baisse au tout début (0 à 2 mL) vient des quelques ions H_3O^+, très conducteurs, issus de la dissociation de l'acide faible : ils sont consommés en premier.

5 Partie B. Déterminer graphiquement la valeur du volume à l'équivalence V_E sur l'annexe 1.

On trace la droite qui passe au mieux par les points alignés avant la rupture de pente (de 4 à 9 mL), puis celle qui passe par les points alignés après (de 10 à 19 mL). Le volume à l'équivalence est l'abscisse du point d'intersection de ces deux droites.

$V_E = 8{,}8\ \text{mL}$



5 · Annexe 1 complétée : les deux droites et la lecture de V_E

PIÈGE
Relier les points à main levée ou prendre le point le plus bas de la courbe. Les points de la zone arrondie (9 à 10 mL) et ceux du tout début ne servent pas à tracer les droites.

COMPRENDRE
La lecture dépend un peu du tracé : toute valeur comprise entre 8,5 et 9,0 mL est recevable, à condition que les deux droites figurent sur l'annexe.

6 Partie B. Évaluer la concentration C de la solution en acide lactique avant dilution. Évaluer l'incertitude-type sur la mesure, sans la contribution liée à la dilution. Commenter.

Données utiles $V_A = 20{,}0$ mL, $u(V_A) = 0{,}05$ mL ; $C_B = 1{,}0 \times 10^{-1}$ mol · L^{-1}, $u(C_B) = 0{,}1 \times 10^{-1}$ mol · L^{-1} ; $V_E = 8{,}8$ mL (Q5), $u(V_E) = 0{,}1$ mL ; dilution par 5 ; $C = 0{,}194$ mol · L^{-1} (partie A, Q3)

À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques : $n(\text{AH})_{\text{titré}} = n(\text{HO}^-)_{\text{versé}}$, soit $C_A \times V_A = C_B \times V_E$, où C_A est la concentration de la solution diluée.

$$C_A = \frac{C_B \times V_E}{V_A} = \frac{1{,}0 \times 10^{-1} \times 8{,}8}{20{,}0} = 4{,}4 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La solution a été diluée 5 fois : $C = 5 \times C_A = 5 \times 4{,}4 \times 10^{-2} = 0{,}22$ mol · L^{-1}.

Incertitude-type (le facteur 5 est considéré comme exact, donc $\frac{u(C)}{C} = \frac{u(C_A)}{C_A}$) :

$$\frac{u(C)}{C} = \sqrt{\left(\frac{0{,}05}{20{,}0}\right)^2 + \left(\frac{0{,}1}{8{,}8}\right)^2 + \left(\frac{0{,}1}{1{,}0}\right)^2} = 0{,}10$$

$u(C) = 0{,}22 \times 0{,}10 = 0{,}022$ mol · L^{-1}, arrondie par excès à un chiffre significatif : $u(C) = 0{,}03$ mol · L^{-1}.

Comparaison avec la valeur déduite de l'étiquette (partie A) : $\frac{|0{,}22 - 0{,}194|}{0{,}03} \approx 0{,}9$. L'écart est inférieur à $2\,u(C)$: le titrage est compatible avec la composition annoncée. L'incertitude vient presque entièrement de C_B, connue à 10 % près.

$C = 0{,}22$ mol · L^{-1} avec $u(C) = 0{,}03$ mol · L^{-1} : résultat compatible avec $0{,}194$ mol · L^{-1}.

PIÈGE
Oublier le facteur 5 et annoncer la concentration de la solution diluée. À l'inverse, les 150 mL d'eau versés dans le bécher ne changent pas la quantité d'acide titrée : ils n'interviennent pas dans le calcul.

COMPRENDRE
Une incertitude-type s'écrit avec un seul chiffre significatif, arrondie par excès, et le résultat s'arrête au même rang : ici les centièmes.

MÉTHODE
Pour comparer une mesure à une valeur de référence, calculer le quotient $\frac{|C_{\text{mes}} - C_{\text{réf}}|}{u(C)}$: en dessous de 2, les deux valeurs sont jugées compatibles.

À LA CALCULATRICE

