Infusion à la framboise

Bac 2025 Amérique du Sud Jour 2 · Exercice 1 **9 points** **Durée conseillée 1 h 35**

Q1 Représenter la formule semi-développée de la molécule de frambinone.

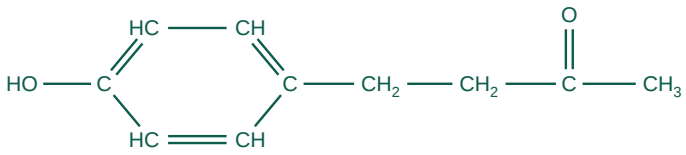
Dans la formule topologique de la figure 1, chaque sommet ou extrémité de segment est un atome de carbone, qui porte autant d'atomes d'hydrogène qu'il faut pour former quatre liaisons.

On fait apparaître tous les atomes, mais pas les liaisons avec les atomes d'hydrogène (voir la formule ci-dessous).

Frambinone : $HO-C_6H_4-CH_2-CH_2-CO-CH_3$, de formule brute $C_{10}H_{12}O_2$ (cycle détaillé sur la figure).

PIÈGE
Oublier un atome d'hydrogène sur le cycle : les deux carbones qui portent $-OH$ et la chaîne n'en ont pas, les quatre autres en portent un seul.

MÉTHODE
Contrôle rapide : la formule brute $C_{10}H_{12}O_2$ donne $M = 10 \times 12{,}0 + 12 \times 1{,}0 + 2 \times 16{,}0 = 164\ g \cdot mol^{-1}$, la masse molaire donnée par le sujet.



Q1 · Formule semi-développée de la frambinone

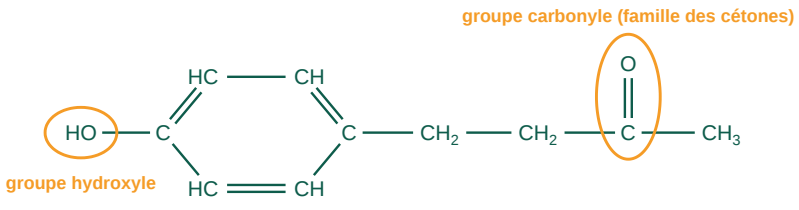
Q2 Entourer et nommer les groupes caractéristiques de la frambinone et préciser le groupe qui justifie son appellation de « cétone de la framboise ».

La frambinone possède deux groupes caractéristiques (entourés sur la formule ci-dessous) :

- le groupe **hydroxyle** $-OH$, porté par le cycle ;
- le groupe **carbonyle** $C=O$, dont le carbone est lié à deux atomes de carbone.

Le groupe carbonyle placé entre deux atomes de carbone correspond à la famille des **cétones** : c'est lui qui justifie le nom « cétone de la framboise ».

PIÈGE
Répondre « groupe cétone » : cétone est le nom de la famille, le groupe s'appelle carbonyle. Le même groupe en bout de chaîne donnerait un aldéhyde, comme dans l'espèce A.



Q2 · Les deux groupes caractéristiques de la frambinone

Q3 Justifier l'utilisation de l'acétone comme solvant lors de l'étape A → B de la synthèse.

D'après le tableau, la solubilité du 4-hydroxybenzaldéhyde (réactif A) est **très forte** dans l'acétone : c'est le solvant qui le dissout le mieux, alors qu'il est peu soluble dans l'eau.

L'acétone est de plus totalement miscible à l'eau : après l'ajout de la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium, le mélange reste homogène et les réactifs sont en contact dans une seule phase.

L'acétone dissout très bien le réactif A et se mélange à la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ; elle est aussi un réactif de l'étape A → B.

COMPRENDRE
L'acétone joue ici deux rôles : solvant et réactif (figure 2). Introduite en grande quantité, elle est en excès, ce qui servira pour le calcul du rendement en Q6.

Q4 Sur le document-réponse 1, compléter les actes élémentaires 2 et 3 du mécanisme réactionnel en utilisant le formalisme de la flèche courbe.

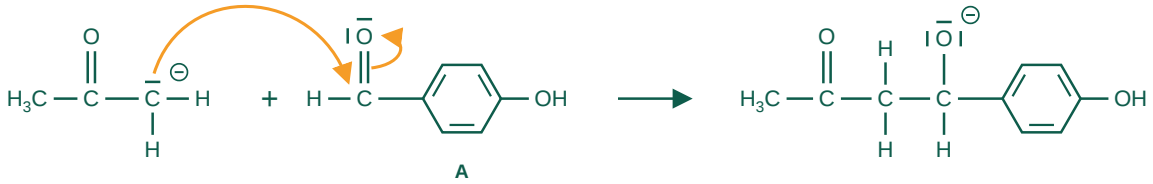
Une flèche courbe part d'un doublet d'électrons (site donneur) et pointe vers l'atome qui le reçoit (site accepteur).

Acte 2. Une flèche part du doublet non liant du carbone chargé négativement et pointe vers le carbone du groupe carbonyle de A (il se forme la liaison $C-C$). Une seconde flèche part de la double liaison $C=O$ et pointe vers l'atome d'oxygène, qui devient porteur de la charge négative.

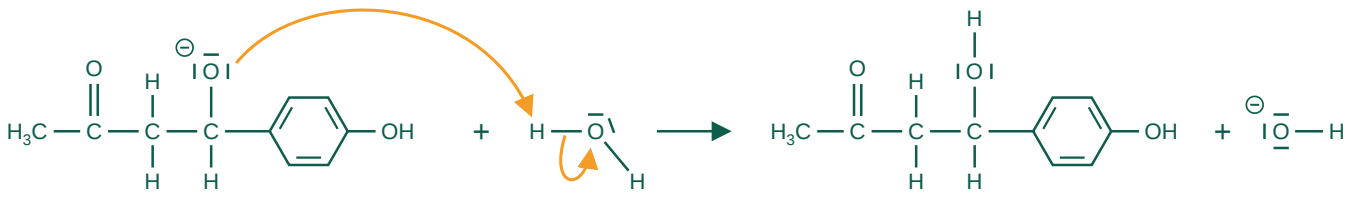
Acte 3. Une flèche part d'un doublet non liant de l'oxygène chargé négativement et pointe vers un atome d'hydrogène de l'eau (il se forme la liaison $O-H$). Une seconde flèche part de la liaison $O-H$ de l'eau et pointe vers son atome d'oxygène : il se forme l'ion HO^-.

Deux flèches courbes par acte, tracées en orange sur le document-réponse ci-dessous.

Acte élémentaire 2



Acte élémentaire 3



Q4 · Document-réponse 1 complété : flèches courbes des actes 2 et 3

Q5 Préciser la catégorie de réaction (acido-basique, oxydo-réduction, élimination, addition, substitution) de l'acte élémentaire 1 du mécanisme.

Dans l'acte 1, l'acétone cède un ion H^+ à l'ion hydroxyde HO^- : l'acétone devient un ion chargé négativement et HO^- devient H_2O.

Il y a transfert d'un ion H^+ d'un acide (l'acétone) vers une base (l'ion hydroxyde).

L'acte élémentaire 1 est une réaction **acido-basique**.

PIÈGE
Répondre « élimination » parce que l'acétone perd un atome d'hydrogène. Dans une élimination, deux groupes quittent la molécule et une liaison multiple se forme : c'est le cas de l'acte 4, pas de l'acte 1.

Q6 La deuxième étape est réalisée avec un excès de dihydrogène et la masse de frambinone obtenue est $m_{\text{exp}} = 2{,}19$ g. Montrer que le rendement r de la synthèse est proche de 65 %.

Données utiles $m_A = 2{,}50$ g ; $M_A = 122{,}1\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{\text{frambinone}} = 164{,}2\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

L'acétone (solvant), les ions hydroxyde et le dihydrogène sont en excès : le réactif limitant est l'espèce A.

D'après la figure 2, une mole de A donne au plus une mole de B, puis une mole de frambinone :

$$n_{\text{max}} = n_A = \frac{m_A}{M_A} = \frac{2{,}50}{122{,}1} = 2{,}05 \times 10^{-2}\ \text{mol}$$

Masse maximale de frambinone : $m_{\text{max}} = n_{\text{max}} \times M_{\text{frambinone}} = \frac{2{,}50}{122{,}1} \times 164{,}2 = 3{,}36$ g

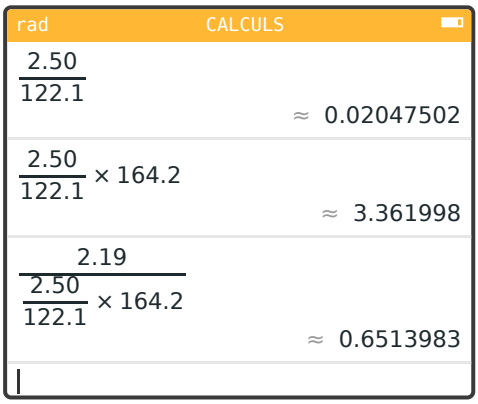
$$r = \frac{m_{\text{exp}}}{m_{\text{max}}} = \frac{2{,}19}{3{,}36} = 0{,}651$$

$r = 0{,}651$, soit $65{,}1$ % : le rendement est bien proche de 65 %.

PIÈGE
Diviser directement les masses, $2{,}19 \div 2{,}50 = 88$ %. Le rendement compare des quantités de matière, ou la masse obtenue à la masse maximale de produit, jamais à la masse de réactif.

COMPRENDRE
Les masses ont trois chiffres significatifs : le résultat en garde trois. On conserve les valeurs non arrondies dans la calculatrice pour les calculs intermédiaires.

À LA CALCULATRICE



Q7 Définir un acide selon Brönsted. Justifier le caractère acide de l'acide lactique.

Données utiles $\chi(\text{H}) = 2{,}1$; $\chi(\text{C}) = 2{,}5$; $\chi(\text{O}) = 3{,}5$

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

L'acide lactique possède un groupe carboxyle $-\text{COOH}$. L'oxygène est beaucoup plus électronégatif que l'hydrogène ($3{,}5 - 2{,}1 = 1{,}4$) : la liaison $\text{O}-\text{H}$ est fortement polarisée, l'atome d'hydrogène porte une charge partielle positive et la liaison peut se rompre en libérant un ion H^+.

L'acide lactique peut céder l'ion H^+ de son groupe carboxyle : c'est un acide de Brönsted.

COMPRENDRE
Les liaisons $\text{C}-\text{H}$ sont très peu polarisées ($2{,}5 - 2{,}1 = 0{,}4$) : ces atomes d'hydrogène ne sont pas cédés. C'est l'hydrogène du groupe carboxyle qui part, pas celui du groupe hydroxyle.

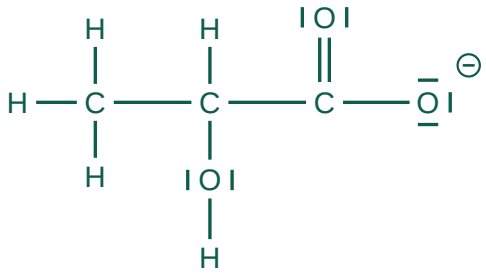
Q8 Représenter le schéma de Lewis de l'ion lactate, base conjuguée de l'acide lactique.

L'ion lactate est l'acide lactique privé de l'ion $\mathrm{H^+}$ de son groupe carboxyle : $\mathrm{CH_3-CH(OH)-COO^-}$.

Dans le schéma de Lewis, toutes les liaisons et tous les doublets non liants sont représentés : deux doublets non liants sur l'oxygène du groupe hydroxyle et sur l'oxygène doublement lié, trois doublets non liants et la charge négative sur l'oxygène qui a perdu l'hydrogène.

Schéma de Lewis ci-dessous : l'oxygène chargé porte trois doublets non liants et la charge $\ominus$.

MÉTHODE
Vérification : chaque atome de carbone et d'oxygène est entouré de quatre doublets (liants et non liants), chaque hydrogène d'un seul. L'oxygène qui forme une seule liaison avec trois doublets non liants porte la charge négative.



Q8 · Schéma de Lewis de l'ion lactate

Q9 On note AH la molécule d'acide lactique. Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation chimique entre l'acide lactique et l'eau.

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

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

COMPRENDRE
Double flèche : la transformation n'est pas totale, l'acide lactique est un acide faible.

Q10 Exprimer, à l'équilibre, la constante d'acidité associée à cette réaction.

La constante d'acidité est la constante d'équilibre de la réaction de l'acide avec l'eau ; l'eau, solvant, n'apparaît pas dans l'expression.

$$K_A = \frac{[\mathrm{A^-}]_{\text{éq}} \times [\mathrm{H_3O^+}]_{\text{éq}}}{[\mathrm{AH}]_{\text{éq}} \times c^\circ} \text{ avec } c^\circ = 1\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$$

PIÈGE
Faire figurer $[\mathrm{H_2O}]$ au dénominateur, ou oublier c° : la constante d'acidité est un nombre sans unité.

Q11 À partir d'un diagramme de prédominance, justifier que l'acide lactique prédomine dans la solution détartrante dans la bouilloire.

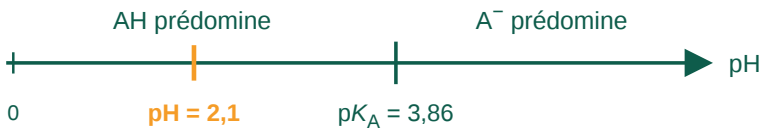
Données utiles $\mathrm{p}K_A = 3{,}86$; pH de la solution : $2{,}1$

Pour $\mathrm{pH} < \mathrm{p}K_A$, la forme acide AH prédomine ; pour $\mathrm{pH} > \mathrm{p}K_A$, c'est la forme basique $\mathrm{A^-}$ (diagramme ci-dessous).

Ici $\mathrm{pH} = 2{,}1 < \mathrm{p}K_A = 3{,}86$.

Le pH de la solution est inférieur au $\mathrm{p}K_A$: l'acide lactique AH prédomine dans la bouilloire.

COMPRENDRE
Cela vient de $\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_A + \log \dfrac{[\mathrm{A^-}]}{[\mathrm{AH}]}$: si $\mathrm{pH} < \mathrm{p}K_A$, le logarithme est négatif, donc $[\mathrm{A^-}] < [\mathrm{AH}]$.



Q11 · Diagramme de prédominance du couple acide lactique / ion lactate

Q12 Montrer que, d'après l'étiquette, la concentration en quantité de matière c_{com} en acide lactique dans la solution commerciale est $7{,}6\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Données utiles titre massique $w = 55\ \%$; $M = 90{,}08\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$; densité $d = 1{,}25$; $\rho_{eau} = 1{,}00 \times 10^3\ \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$

On raisonne sur $V = 1{,}00$ L de solution commerciale.

Masse de la solution : $m_{sol} = d \times \rho_{eau} \times V = 1{,}25 \times 1{,}00 \times 10^3 \times 1{,}00 = 1{,}25 \times 10^3$ g

Masse d'acide lactique : $m = w \times m_{sol} = 0{,}55 \times 1{,}25 \times 10^3 = 688$ g

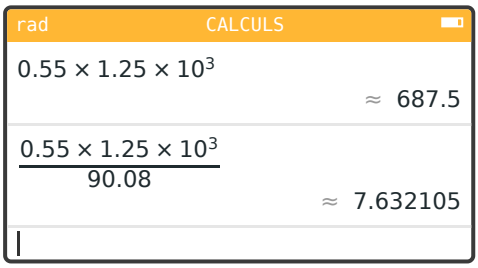
$$c_{com} = \frac{n}{V} = \frac{w \times d \times \rho_{eau}}{M} = \frac{0{,}55 \times 1{,}25 \times 1{,}00 \times 10^3}{90{,}08} = 7{,}6\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$c_{com} = 7{,}6\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, valeur attendue.

PIÈGE
Prendre la masse volumique de l'eau en $\text{g} \cdot \text{mL}^{-1}$ ou en $\text{kg} \cdot \text{L}^{-1}$ sans convertir : avec M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$, il faut $\rho_{eau} = 1{,}00 \times 10^3\ \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$.

COMPRENDRE
Le titre massique $55\ \%$ n'a que deux chiffres significatifs : le résultat $7{,}63\ldots$ s'arrondit à $7{,}6\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

À LA CALCULATRICE



Q13 Nommer les équipements de protection nécessaires pour manipuler en toute sécurité la solution commerciale de détartrant à base d'acide lactique.

Le pictogramme de l'étiquette indique que la solution commerciale est **corrosive** : elle peut provoquer des brûlures de la peau et des lésions des yeux.

Il faut porter une blouse, des lunettes de protection et des gants.

Q14 Choisir en justifiant les deux instruments de verrerie permettant de préparer $200{,}0$ mL de solution $S_{diluée}$ en diluant 100 fois la solution commerciale.

Données utiles pipettes jaugées de $2{,}0$ mL, $5{,}0$ mL, $20{,}0$ mL ; fioles jaugées de $100{,}0$ mL, $200{,}0$ mL, $500{,}0$ mL

Le volume de solution à préparer impose la fiole jaugée : $V_{fille} = 200{,}0$ mL.

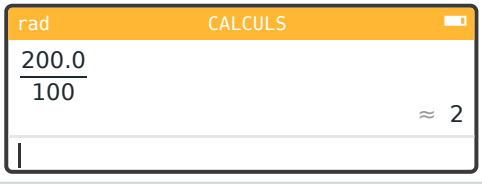
Au cours d'une dilution, la quantité de matière de soluté se conserve : $c_{com} \times V_{mère} = c_{diluée} \times V_{fille}$, donc le facteur de dilution vaut $F = \frac{c_{com}}{c_{diluée}} = \frac{V_{fille}}{V_{mère}}$.

$$V_{mère} = \frac{V_{fille}}{F} = \frac{200{,}0}{100} = 2{,}0\ \text{mL}$$

Une pipette jaugée de $2{,}0$ mL (prélèvement de la solution commerciale) et une fiole jaugée de $200{,}0$ mL.

MÉTHODE
Facteur de dilution = volume de la fiole ÷ volume de la pipette. On peut tester les couples proposés : $200{,}0 \div 2{,}0 = 100$ convient ; $500{,}0 \div 5{,}0 = 100$ aussi, mais donnerait 500 mL de solution.

À LA CALCULATRICE

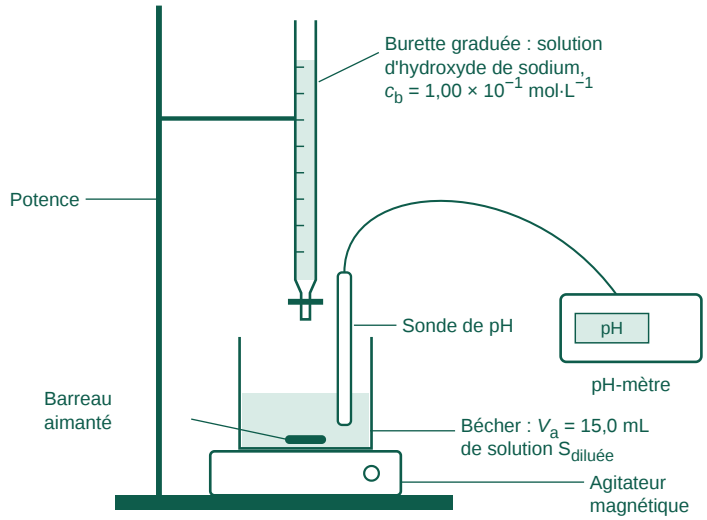


Q15 Représenter le schéma légendé du dispositif de titrage.

La solution titrante (hydroxyde de sodium, $c_b = 1{,}00 \times 10^{-1}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) est dans la burette graduée. La solution titrée ($V_a = 15{,}0$ mL de $S_{\text{diluée}}$) est dans le bécher, sous agitation magnétique. La sonde du pH-mètre plonge dans la solution titrée.

Schéma légendé ci-dessous : burette graduée, bécher, agitateur magnétique et barreau aimanté, pH-mètre et sa sonde.

PIÈGE
Un schéma sans le nom des solutions n'a pas tous les points : il faut indiquer ce que contient la burette (solution titrante) et ce que contient le bécher (solution titrée), avec les valeurs connues.



Q15 · Dispositif de titrage avec suivi pH-métrique

Q16 Déterminer graphiquement, sur le document-réponse 2, la valeur du volume V_{bE} de solution d'hydroxyde de sodium versé à l'équivalence.

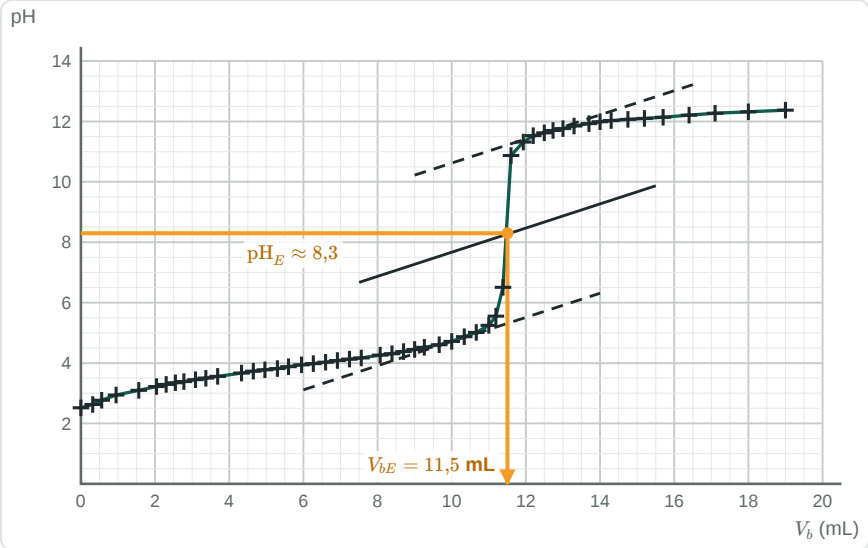
On utilise la méthode des tangentes parallèles : on trace deux tangentes parallèles à la courbe, de part et d'autre du saut de pH, puis la droite parallèle située à égale distance des deux. Cette droite coupe la courbe au point d'équivalence E.

On lit l'abscisse de E sur le document-réponse (le saut de pH est presque vertical, entre $11{,}4$ mL et $11{,}6$ mL).

$V_{bE} = 11{,}5\ \text{mL}$ (et $\text{pH}_E \approx 8{,}3$)

PIÈGE
Donner une valeur sans tracé : le sujet demande une détermination graphique, les traits de construction doivent figurer sur l'annexe rendue avec la copie.

COMPRENDRE
Le saut étant très raide, la lecture de V_{bE} est précise à environ $0{,}1$ mL. Toute valeur entre $11{,}4$ mL et $11{,}6$ mL, justifiée par un tracé, est acceptable.



Q16 · Document-réponse 2 complété : méthode des tangentes parallèles

Q17 Exploiter les résultats pour déterminer la concentration en acide lactique de la solution $S_{\text{diluée}}$.

Données utiles $c_b = 1{,}00 \times 10^{-1}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $V_a = 15{,}0$ mL ; $V_{bE} = 11{,}5$ mL (Q16)

Réaction support du titrage :

$$\text{AH (aq)} + \text{HO}^- \text{ (aq)} \longrightarrow \text{A}^- \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)}$$

À l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques : $n(\text{AH})_{\text{initial}} = n(\text{HO}^-)_{\text{versé}}$, soit $c_{\text{diluée}} \times V_a = c_b \times V_{bE}$.

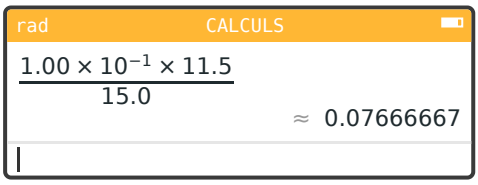
$$c_{\text{diluée}} = \frac{c_b \times V_{bE}}{V_a} = \frac{1{,}00 \times 10^{-1} \times 11{,}5}{15{,}0} = 7{,}67 \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\boxed{c_{\text{diluée}} = 7{,}67 \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

PIÈGE
Inverser les volumes (V_a au numérateur) : on obtiendrait $0{,}13\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Contrôle : la valeur attendue est $c_{\text{com}} \div 100 = 7{,}6 \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

MÉTHODE
Les deux volumes figurent dans un rapport : on peut les laisser en mL. Toujours écrire l'équation de la réaction support avant la relation à l'équivalence, pour justifier les coefficients (ici 1 pour 1).

À LA CALCULATRICE



Q18 Vérifier la compatibilité entre la valeur de la concentration de la solution commerciale obtenue expérimentalement et la valeur de référence.

Données utiles $c_{\text{diluée}} = 7{,}67 \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (Q17) ; $c_{\text{ref}} = 7{,}6\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (Q12) ; $u(c_{\text{mes}}) = 0{,}34\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

La solution commerciale a été diluée 100 fois : $c_{\text{mes}} = 100 \times c_{\text{diluée}} = 100 \times 7{,}67 \times 10^{-2} = 7{,}67\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

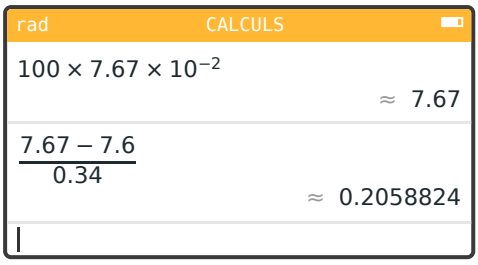
$$\frac{|c_{\text{mes}} - c_{\text{ref}}|}{u(c_{\text{mes}})} = \frac{|7{,}67 - 7{,}6|}{0{,}34} = 0{,}2$$

Le quotient vaut $0{,}2 \leqslant 2$: la concentration mesurée est compatible avec la valeur de l'étiquette.

PIÈGE
Comparer $c_{\text{diluée}}$ à la valeur de référence : il faut d'abord revenir à la solution commerciale en multipliant par le facteur de dilution 100.

COMPRENDRE
L'écart entre mesure et référence ($0{,}07\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) est bien plus petit que l'incertitude-type ($0{,}34\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) : le titrage confirme l'indication de l'étiquette.

À LA CALCULATRICE



Q19 Choisir l'indicateur coloré le plus adapté pour repérer précisément le volume équivalent. Justifier.

Données utiles zones de virage : hélianthine $3{,}1 - 4{,}4$; bleu de bromothymol $6{,}0 - 7{,}6$; bleu de thymol $8{,}0 - 9{,}6$; $\mathrm{pH}_E \approx 8{,}3$ (Q16)

Un indicateur coloré convient si sa zone de virage contient le pH à l'équivalence.

D'après la courbe, $\mathrm{pH}_E \approx 8{,}3$: cette valeur appartient à la zone de virage du bleu de thymol $(8{,}0 - 9{,}6)$, pas à celles de l'hélianthine ni du bleu de bromothymol.

L'indicateur le plus adapté est le **bleu de thymol**.

COMPRENDRE

À l'équivalence, la solution contient la base A^- : son pH est supérieur à 7. L'hélianthine virerait bien avant l'équivalence, dès les premiers millilitres versés.