Contrôle de la qualité d'un biberon

Bac 2023 Centres étrangers 1 Jour 1 · Exercice 1 **9 points** **Durée conseillée 1 h 35**

1 Indiquer la longueur d'onde la plus adaptée pour réaliser ce dosage. Justifier.

Données utiles longueurs d'onde disponibles : 440 nm, 510 nm, 580 nm, 640 nm ; tableau des couleurs absorbées et complémentaires

La solution à doser est jaune : elle absorbe surtout la couleur complémentaire du jaune, c'est-à-dire le bleu, entre 424 nm et 491 nm d'après le tableau.

On règle le spectrophotomètre sur une radiation de ce domaine, là où l'absorbance est la plus grande, ce qui rend la mesure plus précise.

$\lambda = 440$ nm

PIÈGE
Choisir 580 nm parce que c'est la longueur d'onde du jaune. La couleur perçue est celle qui n'est pas absorbée : à 580 nm l'absorbance serait presque nulle.

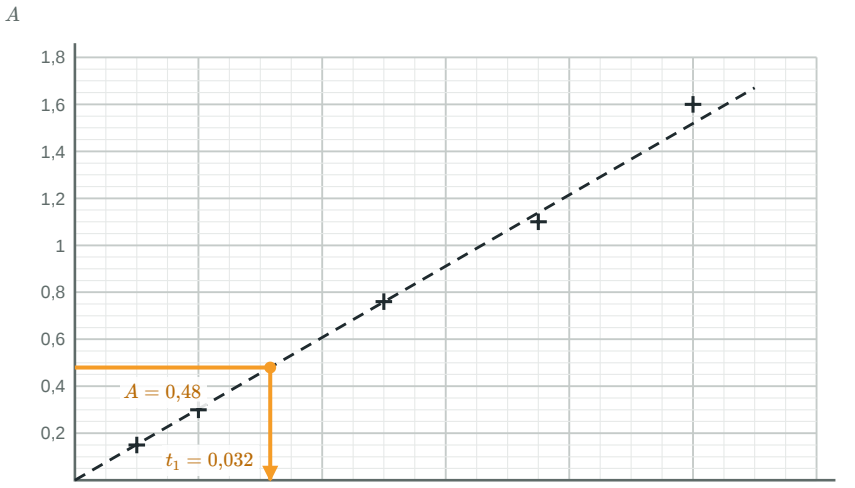
2 Utiliser la figure 1 pour déterminer la concentration en masse en ions nitrate t_1 de l'eau analysée.

Données utiles $A = 0{,}48$; courbe d'étalonnage (figure 1)

Les points d'étalonnage sont alignés sur une droite passant par l'origine (loi de Beer-Lambert). On place $A = 0{,}48$ sur l'axe des ordonnées, on rejoint la droite puis on lit l'abscisse du point obtenu.

$t_1 \approx 0{,}032$ g · L^{-1}, soit 32 mg · L^{-1}

MÉTHODE
Laisser les traits de lecture apparents sur le graphique. Une graduation horizontale vaut $0{,}005$ g · L^{-1} : la lecture se fait à environ $0{,}001$ g · L^{-1} près.



2 · Figure 1 du sujet, avec la lecture pour $A = 0{,}48$

3 Écrire, en conservant un seul chiffre significatif pour l'incertitude-type, le résultat de la mesure de la concentration en ions nitrate t_1.

Données utiles $\dfrac{u(t_1)}{t_1} = 15\ \%$; $t_1 = 0{,}032$ g · L^{-1} (Q2)

$u(t_1) = 0{,}15 \times t_1 = 0{,}15 \times 0{,}032 = 4{,}8 \times 10^{-3}$ g · L^{-1}, arrondie à 5×10^{-3} g · L^{-1}.

$t_1 = (0{,}032 \pm 0{,}005)$ g · L^{-1}, soit $t_1 = (32 \pm 5)$ mg · L^{-1}

COMPRENDRE
L'incertitude-type fixe l'écriture du résultat : un seul chiffre significatif pour u, arrondi par excès, puis la valeur mesurée s'arrête au même rang décimal que l'incertitude.

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS

0.15×0.032

≈ 0.0048

4 Identifier le réactif titré et le réactif titrant lors du titrage de l'étape 2.

On cherche la quantité d'ions $\mathrm{Fe^{2+}}$ restants : ils sont dans le bécher. La solution de dichromate de potassium, de concentration connue, est versée à la burette.

Réactif titré : $\mathrm{Fe^{2+}}$ (en excès après l'étape 1). Réactif titrant : $\mathrm{Cr_2O_7^{2-}}$.

5 À partir de l'exploitation de la figure 2, montrer que la quantité de matière des ions $\mathrm{Fe^{2+}}$ en excès vaut environ 3,6 mmol.

Données utiles $C = 5{,}0 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$; équation 2 ; figure 2

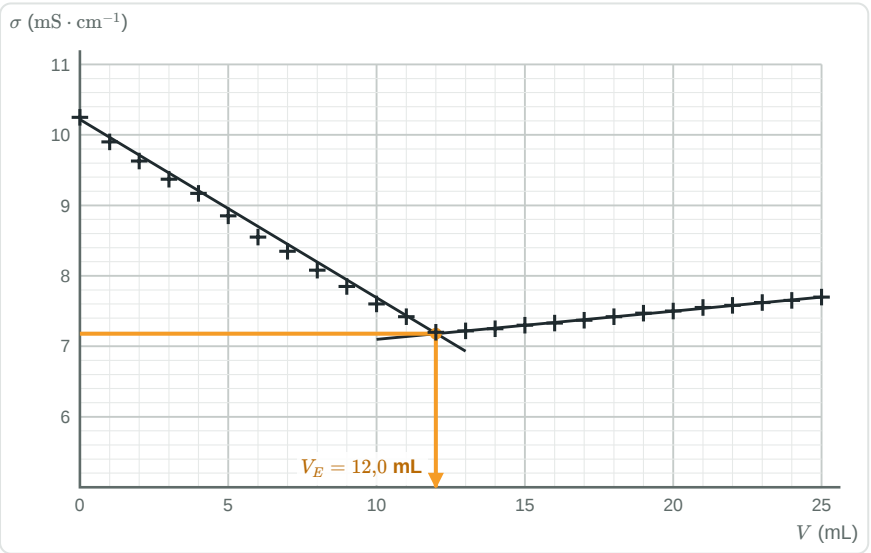
La courbe présente deux portions rectilignes. On trace les deux droites moyennes : leur intersection donne le volume à l'équivalence, $V_E \approx 12{,}0\ \mathrm{mL}$.

À l'équivalence, titrant et titré ont été apportés dans les proportions stœchiométriques de l'équation 2 :

$$\frac{n(\mathrm{Fe^{2+}})_{\text{excès}}}{6} = \frac{n(\mathrm{Cr_2O_7^{2-}})_{\text{versé}}}{1} = C \times V_E$$

$$n(\mathrm{Fe^{2+}})_{\text{excès}} = 6 \times C \times V_E = 6 \times 5{,}0 \times 10^{-2} \times 12{,}0 \times 10^{-3}$$

$n(\mathrm{Fe^{2+}})_{\text{excès}} = 3{,}6 \times 10^{-3}\ \mathrm{mol} = 3{,}6\ \mathrm{mmol}$, valeur attendue.



5 · Figure 2 du sujet : deux droites moyennes, leur intersection donne V_E

PIÈGE

Oublier le coefficient 6 : un ion dichromate réagit avec six ions $\mathrm{Fe^{2+}}$. Sans lui, on trouve 0,60 mmol.

COMPRENDRE

Selon le tracé des droites, on peut lire V_E entre 11,5 mL et 12,0 mL, donc trouver 3,5 mmol : cela reste « environ 3,6 mmol ». La suite utilise la valeur de l'énoncé.

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS

$6 \times 5.0 \times 10^{-2} \times 12.0 \times 10^{-3}$

≈ 0.0036

6 Justifier la relation $n(NO_3^-) = \frac{1}{3}\left[n(Fe^{2+})_{totale} - n(Fe^{2+})_{excès}\right]$.

Les ions Fe^{2+} apportés à l'étape 1 se répartissent en deux parts : ceux qui ont réagi avec les ions nitrate et ceux qui restent.

$n(Fe^{2+})_{réagi} = n(Fe^{2+})_{totale} - n(Fe^{2+})_{excès}$

Les ions nitrate sont le réactif limitant de la réaction 1, totalement consommés. D'après l'équation 1, une mole de NO_3^- réagit avec trois moles de Fe^{2+} :

$$n(NO_3^-) = \frac{n(Fe^{2+})_{réagi}}{3}$$

$$\boxed{n(NO_3^-) = \frac{1}{3}\left[n(Fe^{2+})_{totale} - n(Fe^{2+})_{excès}\right]}$$

MÉTHODE
Titrage indirect (ou en retour) : on introduit un excès connu de réactif, on titre ce qui reste, et la différence donne ce qui a réagi avec l'espèce cherchée.

7 Calculer la quantité d'ions nitrate $n(NO_3^-)$ présente dans l'échantillon d'eau. En déduire que la concentration en masse t_2 vaut environ $33\ mg \cdot L^{-1}$.

Données utiles $n(Fe^{2+})_{totale} = 4{,}0 \times 10^{-3}$ mol ; $n(Fe^{2+})_{excès} = 3{,}6 \times 10^{-3}$ mol (Q5) ; $M(NO_3^-) = 62{,}0\ g \cdot mol^{-1}$; $V = 250{,}0$ mL

$$n(NO_3^-) = \frac{4{,}0 \times 10^{-3} - 3{,}6 \times 10^{-3}}{3} = 1{,}3 \times 10^{-4}\ mol$$

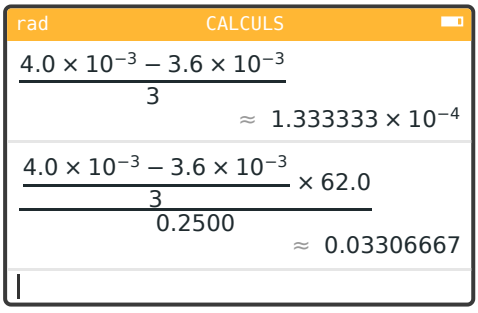
Concentration en masse : $t_2 = \frac{m(NO_3^-)}{V} = \frac{n(NO_3^-) \times M(NO_3^-)}{V}$

$$t_2 = \frac{1{,}33 \times 10^{-4} \times 62{,}0}{0{,}2500} = 3{,}3 \times 10^{-2}\ g \cdot L^{-1}$$

$\boxed{n(NO_3^-) = 1{,}3 \times 10^{-4}\ mol \text{ et } t_2 = 33\ mg \cdot L^{-1}, \text{ valeur attendue.}}$

PIÈGE
Laisser V en mL ou repartir de la valeur arrondie $1{,}3 \times 10^{-4}$ mol, qui donne 32 au lieu de 33. On garde la valeur non arrondie pour le calcul suivant.

À LA CALCULATRICE



8 Calculer l'incertitude-type $u(t_2)$ de la teneur en ions nitrate puis donner un encadrement de la concentration en masse t_2.

Données utiles $u(C) = 0{,}2 \times 10^{-2}\ mol \cdot L^{-1}$; $u(V_E) = 0{,}5$ mL ; $u(V) = 0{,}2$ mL ; $V_E = 12{,}0$ mL (Q5) ; $t_2 = 33\ mg \cdot L^{-1}$ (Q7)

$$u(t_2) = t_2 \times \sqrt{\left(\frac{u(C)}{C}\right)^2 + \left(\frac{u(V_E)}{V_E}\right)^2 + \left(\frac{u(V)}{V}\right)^2}$$

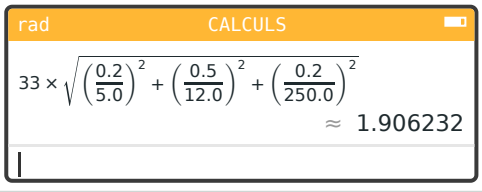
$$u(t_2) = 33 \times \sqrt{\left(\frac{0{,}2}{5{,}0}\right)^2 + \left(\frac{0{,}5}{12{,}0}\right)^2 + \left(\frac{0{,}2}{250{,}0}\right)^2} = 1{,}9\ mg \cdot L^{-1}$$

Avec un seul chiffre significatif : $u(t_2) = 2\ mg \cdot L^{-1}$, donc $t_2 = (33 \pm 2)\ mg \cdot L^{-1}$.

$\boxed{u(t_2) = 2\ mg \cdot L^{-1} \text{ et } 31\ mg \cdot L^{-1} \leqslant t_2 \leqslant 35\ mg \cdot L^{-1}}$

MÉTHODE
Dans chaque rapport, numérateur et dénominateur sont dans la même unité : inutile de convertir. Ici C et V_E pèsent chacun 4 %, la verrerie de prélèvement est négligeable.

À LA CALCULATRICE



9 Conclure sur la potabilité de l'eau prélevée au regard des résultats obtenus par les deux méthodes de dosage.

Données utiles seuil de l'OMS : $50\ \text{mg}\cdot\text{L}^{-1}$; $t_1 = (32 \pm 5)\ \text{mg}\cdot\text{L}^{-1}$ (Q3) ; $t_2 = (33 \pm 2)\ \text{mg}\cdot\text{L}^{-1}$ (Q8)

Les deux méthodes donnent des résultats compatibles : les intervalles $[27\ ;\ 37]$ et $[31\ ;\ 35]$, en $\text{mg}\cdot\text{L}^{-1}$, se recouvrent.

Même en tenant compte des incertitudes, les deux valeurs restent nettement inférieures à $50\ \text{mg}\cdot\text{L}^{-1}$.

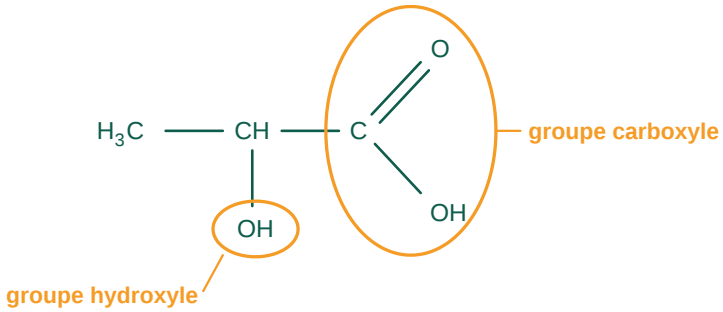
L'eau respecte la recommandation de l'OMS sur les nitrates : elle convient pour préparer le biberon.

10 Recopier la formule semi-développée de l'acide lactique, entourer les groupes caractéristiques et indiquer leur nom.

La molécule porte deux groupes caractéristiques, entourés sur la formule ci-dessous.

Groupe hydroxyle $-\text{OH}$ (famille des alcools) et groupe carboxyle $-\text{COOH}$ (famille des acides carboxyliques).

PIÈGE
Entourer séparément C=O et OH dans $-\text{COOH}$ et annoncer un carbonyle et un hydroxyle. Portés par le même carbone, ils forment un seul groupe, le carboxyle.



10 · Acide lactique : les deux groupes caractéristiques

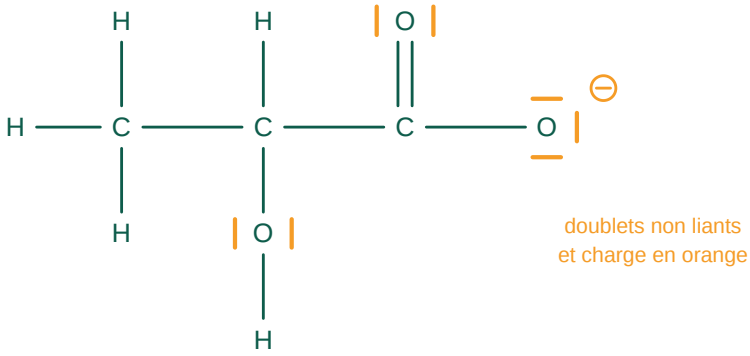
11 Représenter le schéma de Lewis de l'ion lactate, base conjuguée de l'acide lactique.

L'acide lactique cède l'ion H^+ de son groupe carboxyle : l'ion lactate a pour formule $\text{CH}_3-\text{CH(OH)}-\text{COO}^-$.

Dans le schéma de Lewis, toutes les liaisons sont représentées. Chaque atome d'oxygène est entouré de quatre doublets : deux non liants pour ceux qui forment deux liaisons, trois non liants pour celui qui n'en forme qu'une et porte la charge négative.

Schéma de Lewis ci-dessous : l'oxygène simplement lié du groupe $-\text{COO}-$ porte trois doublets non liants et la charge $-$.

PIÈGE
Retirer l'hydrogène du groupe hydroxyle au lieu de celui du carboxyle, ou oublier les doublets non liants des trois oxygènes.



11 · Schéma de Lewis de l'ion lactate

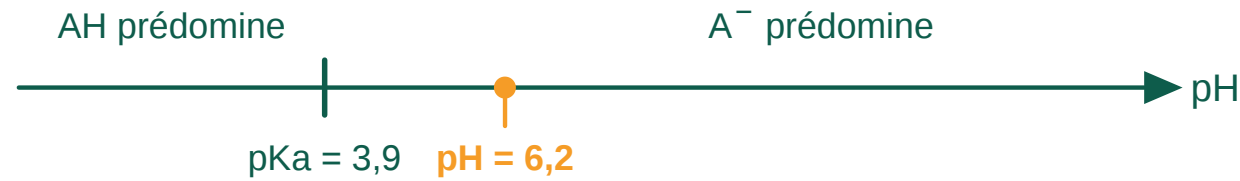
12 Après avoir représenté le diagramme de prédominance du couple $\mathrm{AH/A^-}$, indiquer quelle espèce prédomine dans le lait du biberon.

Données utiles $\mathrm{p}K_a = 3{,}9$; $\mathrm{pH} = 6{,}2$

Pour $\mathrm{pH} < \mathrm{p}K_a$ l'acide AH prédomine ; pour $\mathrm{pH} > \mathrm{p}K_a$ c'est la base $\mathrm{A^-}$.

Ici $\mathrm{pH} = 6{,}2 > \mathrm{p}K_a = 3{,}9$.

Dans le lait du biberon, l'ion lactate $\mathrm{A^-}$ prédomine.



12 · Diagramme de prédominance du couple $\mathrm{AH/A^-}$

13 Exprimer la constante d'acidité K_a du couple $\mathrm{AH/A^-}$ en fonction de $[\mathrm{AH}]$, $[\mathrm{A^-}]$, $[\mathrm{H_3O^+}]$ et c°.

Pour l'équilibre $\mathrm{AH\,(aq) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons A^-\,(aq) + H_3O^+\,(aq)}$, les concentrations étant prises à l'équilibre :

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

COMPRENDRE
L'eau, solvant, n'apparaît pas dans l'expression. Chaque concentration est divisée par c° : il en reste un seul au dénominateur et K_a est sans unité.

14 En déduire que, dans le lait du biberon, $[\mathrm{A}^-]$ est environ 200 fois plus grande que $[\mathrm{AH}]$.

Données utiles $\mathrm{p}K_a = 3{,}9$; $\mathrm{pH} = 6{,}2$; expression de K_a (Q13)

On isole le rapport cherché : $\dfrac{[\mathrm{A}^-]}{[\mathrm{AH}]} = \dfrac{K_a \times c^\circ}{[\mathrm{H_3O^+}]}$

Or $K_a = 10^{-\mathrm{p}K_a}$ et $[\mathrm{H_3O^+}] = c^\circ \times 10^{-\mathrm{pH}}$, donc

$$\frac{[\mathrm{A}^-]}{[\mathrm{AH}]} = \frac{10^{-\mathrm{p}K_a}}{10^{-\mathrm{pH}}} = 10^{\mathrm{pH}-\mathrm{p}K_a} = 10^{6{,}2-3{,}9} = 10^{2{,}3}$$

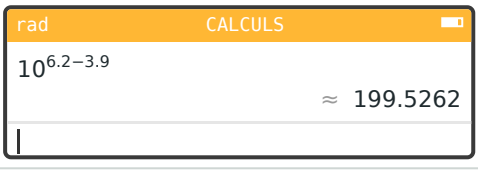
$\dfrac{[\mathrm{A}^-]}{[\mathrm{AH}]} = 2{,}0 \times 10^2$: $[\mathrm{A}^-] \approx 200 \times [\mathrm{AH}]$, résultat attendu.

MÉTHODE

Cette relation équivaut à $\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_a + \log\dfrac{[\mathrm{A}^-]}{[\mathrm{AH}]}$.

Un écart de 2,3 unités entre pH et $\mathrm{p}K_a$ signifie un rapport de $10^{2{,}3}$, en accord avec la question 12.

À LA CALCULATRICE



15 Écrire la réaction support du dosage.

L'acide AH du couple AH/A^- cède un ion H^+ à la base HO^- du couple $\mathrm{H_2O}/\mathrm{HO}^-$. La transformation est totale.

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

PIÈGE

Faire figurer les ions Na^+, spectateurs, ou écrire une double flèche : une réaction support de titrage est totale, elle s'écrit avec une flèche simple.

16 Déterminer la concentration en masse d'acide lactique dans le lait de biberon.

Données utiles $c_B = 2{,}0 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$; $\overline{V_{BE}} = 12{,}2\ \mathrm{mL}$; $V_L = 40{,}0\ \mathrm{mL}$; $M = 90{,}0\ \mathrm{g \cdot mol^{-1}}$

À l'équivalence, l'acide et la base ont été apportés dans les proportions stœchiométriques (une mole pour une mole) : $n(\mathrm{AH})_{\text{initial}} = n(\mathrm{HO}^-)_{\text{versé}}$, soit $c \times V_L = c_B \times \overline{V_{BE}}$.

La concentration en masse est $t = c \times M$, donc $t = \dfrac{c_B \times \overline{V_{BE}} \times M}{V_L}$

$$t = \frac{2{,}0 \times 10^{-2} \times 12{,}2 \times 90{,}0}{40{,}0} = 0{,}55\ \mathrm{g \cdot L^{-1}}$$

Concentration en masse d'acide lactique : $t = 0{,}55\ \mathrm{g \cdot L^{-1}}$

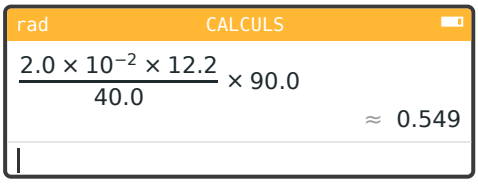
PIÈGE

Diviser par $V_L + V_{\text{eau}} = 190\ \mathrm{mL}$. L'acide dosé provient des 40,0 mL de lait ; l'eau ajoutée n'en apporte pas.

COMPRENDRE

Deux chiffres significatifs, comme c_B. Le résultat correspond à 5,5 °D et à l'ordonnée à l'origine des courbes de la figure 3 : le lait est frais.

À LA CALCULATRICE



17 Parmi le volume de lait V_L et le volume d'eau distillée V_{eau}, indiquer lequel a une incidence sur la valeur de V_{BE}.

D'après la relation à l'équivalence, $V_{BE} = \dfrac{c \times V_L}{c_B}$: le volume versé dépend de la quantité d'acide lactique présente dans l'erlenmeyer, fixée par V_L.

L'eau distillée dilue le mélange sans modifier cette quantité de matière.

Seul le volume de lait V_L a une incidence sur V_{BE}.

COMPRENDRE
Conséquence pratique : le lait se prélève à la pipette jaugée, l'eau peut être mesurée à l'éprouvette graduée (150 mL, sans décimale dans l'énoncé).

18 À l'aide de la figure 3, déterminer au bout de combien de temps les échantillons 2 et 3 ne sont plus considérés comme étant des laits frais.

Données utiles lait frais si acidité inférieure à 18 °D ; 1 °D correspond à $0{,}10$ g d'acide lactique par litre ; échantillon 2 à 20 °C, échantillon 3 à 30 °C

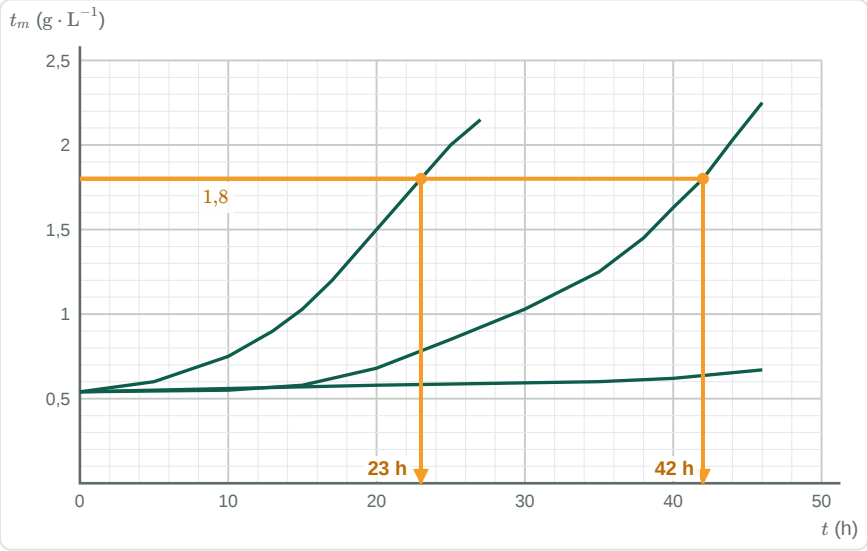
Seuil de fraîcheur : $18 \times 0{,}10 = 1{,}8\ \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ d'acide lactique.

La température est un facteur cinétique : l'acide lactique se forme d'autant plus vite qu'il fait chaud. La courbe (a), la plus rapide, correspond donc à l'échantillon 3 (30 °C), la courbe (b) à l'échantillon 2 (20 °C) et la courbe (c) à l'échantillon 1 (5 °C).

On trace l'horizontale d'ordonnée $1{,}8\ \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ et on lit l'abscisse de son intersection avec chaque courbe.

Le lait n'est plus frais après environ 23 h à 30 °C (échantillon 3) et environ 42 h à 20 °C (échantillon 2).

COMPRENDRE
À 5 °C, la courbe (c) reste voisine de $0{,}6\ \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$ après 46 h : au réfrigérateur, le lait est encore frais au bout de deux jours.



18 · Figure 3 du sujet : courbes (a), (b), (c) de gauche à droite, seuil à $1{,}8\ \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$

À LA CALCULATRICE

