Composition d'un bonbon

Bac S 2019 Polynésie (ancien programme) · Exercice 4 **5 points** **Durée conseillée 50 min**

1.1 L'acide malique présente-t-il des stéréoisomères de configuration ? Justifier.

L'atome de carbone qui porte le groupe hydroxyle $-\mathrm{OH}$ est lié à quatre groupes tous différents : $-\mathrm{H}$, $-\mathrm{OH}$, $-\mathrm{COOH}$ et $-\mathrm{CH_2}-\mathrm{COOH}$. C'est un atome de carbone asymétrique, et c'est le seul de la molécule.

Oui : l'acide malique existe sous la forme de deux stéréoisomères de configuration, qui sont deux énantiomères.

PIÈGE
Le carbone du groupe $\mathrm{CH_2}$ porte deux atomes H identiques, et ceux des groupes carboxyle n'ont que trois voisins : aucun n'est asymétrique.

COMPRENDRE
Le carbone asymétrique et les énantiomères ne figurent plus au programme actuel de spécialité de Terminale. Cette question relève de l'ancien programme de Terminale S.

1.2 Définir l'expression « acide faible ».

Un acide, au sens de Brönsted, est une espèce capable de céder un ion hydrogène $\mathrm{H^+}$.

Un acide est faible si sa réaction avec l'eau n'est pas totale : elle conduit à un équilibre dans lequel l'acide et sa base conjuguée coexistent.

COMPRENDRE
Pour un acide faible AH : $\mathrm{AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+}$. La double flèche traduit la réaction limitée ; son taux d'avancement final est inférieur à 1.

1.3 Pourquoi l'acide malique est-il un « diacide » ?

La molécule possède deux groupes carboxyle $-\mathrm{COOH}$, un à chaque extrémité de la chaîne.

Elle peut céder deux ions $\mathrm{H^+}$: c'est un diacide, d'où les deux couples et les deux $\mathrm{p}K_a$.

PIÈGE
Le groupe hydroxyle $-\mathrm{OH}$ porté par le carbone central est celui d'un alcool : il n'a pas de caractère acide dans l'eau et ne compte pas.

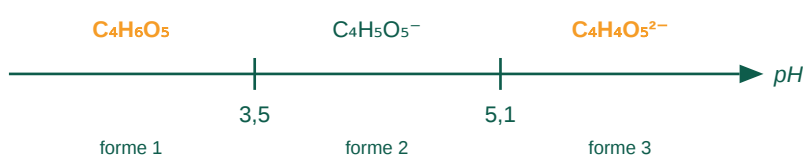
1.4 Indiquer les formules brutes des formes 1 et 3 du diagramme de prédominance.

Données utiles forme 2 : $\mathrm{C_4H_5O_5^-}$; $\mathrm{p}K_{a1} = 3{,}5$; $\mathrm{p}K_{a2} = 5{,}1$

La forme la plus acide prédomine aux pH les plus faibles. La forme 1 est donc l'acide conjugué de la forme 2 (un $\mathrm{H^+}$ en plus) et la forme 3 sa base conjuguée (un $\mathrm{H^+}$ en moins).

Forme 1 : $\mathrm{C_4H_6O_5}$; forme 3 : $\mathrm{C_4H_4O_5^{2-}}$

MÉTHODE
Passer d'une forme à la suivante vers les pH croissants, c'est retirer un $\mathrm{H^+}$: un atome H en moins et une charge négative en plus. Vérifier que la charge évolue de 0 à -2.



1.4 · Diagramme de prédominance complété

1.5 Indiquer la forme prédominante de l'acide malique dans la bouche et proposer une interprétation de la sensation acide éprouvée.

Données utiles pH de la salive compris entre 6,5 et 7,4 ; $\mathrm{p}K_{a2} = 5{,}1$

Le pH de la salive est supérieur à $\mathrm{p}K_{a2} = 5{,}1$: on se trouve dans le domaine de la forme 3.

Le bonbon apporte l'acide malique sous sa forme acide $\mathrm{C_4H_6O_5}$. Dans la salive, celle-ci se transforme en forme 3 en cédant ses deux ions $\mathrm{H^+}$ à l'eau : $\mathrm{C_4H_6O_5 + 2\,H_2O \longrightarrow C_4H_4O_5^{2-} + 2\,H_3O^+}$.

Dans la bouche, la forme prédominante est $\mathrm{C_4H_4O_5^{2-}}$; les ions $\mathrm{H_3O^+}$ libérés lors de sa formation sont responsables de la sensation acide.

COMPRENDRE
Il n'y a pas de contradiction : c'est précisément parce que l'acide malique ne peut pas rester sous sa forme acide à ce pH qu'il libère ses ions $\mathrm{H^+}$ dans la salive.

2.1 Le spectre de la solution S est-il cohérent avec la couleur du bonbon ? Justifier.

Données utiles spectre de la solution S ; cercle chromatique

Le spectre de S présente un maximum d'absorbance ($A_{\max} \approx 2{,}0$) pour $\lambda_{\max} \approx 640\ \mathrm{nm}$.

Sur le cercle chromatique, $640\ \mathrm{nm}$ se situe entre l'orange ($600\ \mathrm{nm}$) et le rouge ($680\ \mathrm{nm}$). La solution absorbe donc surtout les radiations orange-rouge.

La couleur perçue est la couleur complémentaire, diamétralement opposée sur le cercle : elle se situe entre le bleu et le vert, côté bleu.

Oui : la solution S absorbe dans l'orange-rouge, elle apparaît bleue, ce qui est cohérent avec la couleur du bonbon.

PIÈGE
La couleur d'une solution n'est pas celle qu'elle absorbe. Répondre « S absorbe à 640 nm donc elle est rouge » fait perdre la question.

2.2 Déterminer le nom et la concentration molaire du colorant présent dans la solution S. Justifier.

Données utiles $C_{\text{colorant}} = 1{,}00 \times 10^{-5}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$; spectres : $A_S \approx 2{,}0$ et $A_{E131} \approx 1{,}0$ à $640\ \mathrm{nm}$

Identification : un colorant se reconnaît à la longueur d'onde de son maximum d'absorption et à l'allure de son spectre. Les maximums se lisent vers $610\ \mathrm{nm}$ pour E132, $630\ \mathrm{nm}$ pour E133 et $640\ \mathrm{nm}$ pour E131. Seul le spectre de E131 a son maximum à la même longueur d'onde que S, avec la même allure : le colorant du bonbon est le bleu patenté E131.

Concentration : à $640\ \mathrm{nm}$, la loi de Beer-Lambert donne $A_S = k\,C$ et $A_{E131} = k\,C_{\text{colorant}}$, avec le même coefficient k (même espèce, même longueur d'onde, même cuve). Donc

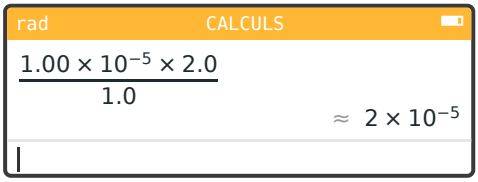
$$C = C_{\text{colorant}} \times \frac{A_S}{A_{E131}} = 1{,}00 \times 10^{-5} \times \frac{2{,}0}{1{,}0}$$

Le colorant est le bleu patenté E131 et $C = 2{,}0 \times 10^{-5}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$

PIÈGE
Comparer les hauteurs des pics pour identifier le colorant. La hauteur dépend de la concentration ; c'est la position du maximum qui caractérise l'espèce.

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs seulement : les absorbances sont lues sur le graphique à deux chiffres, ce qui limite la précision du résultat malgré les trois chiffres de C_{colorant}.

À LA CALCULATRICE



2.3 Déterminer le nombre maximal de bonbons qu'un enfant de 30 kg peut ingérer chaque jour sans dépasser la DJA du colorant. Commenter le résultat.

Données utiles $C = 2{,}0 \times 10^{-5}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (2.2) ; $V = 25{,}0\ \text{mL}$; E131 : $M = 560\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$, $\text{DJA} = 2{,}5\ \text{mg} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{jour}^{-1}$

Masse de colorant dans un bonbon : tout le colorant d'un bonbon se retrouve dans les $25{,}0\ \text{mL}$ de solution S.

$m_{\text{bonbon}} = C \times V \times M$

$$m_{\text{bonbon}} = 2{,}0 \times 10^{-5} \times 25{,}0 \times 10^{-3} \times 560 = 2{,}8 \times 10^{-4}\ \text{g}$$

soit $m_{\text{bonbon}} = 0{,}28\ \text{mg}$.

Masse maximale de colorant par jour pour l'enfant :

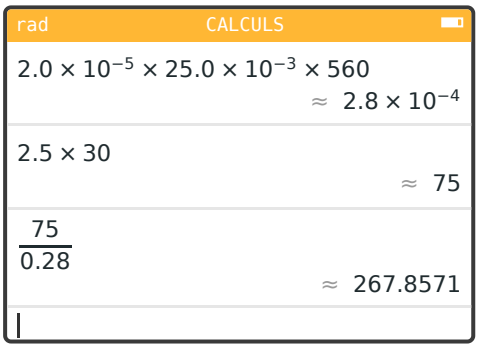
$$m_{\max} = \text{DJA} \times m_{\text{enfant}} = 2{,}5 \times 30 = 75\ \text{mg}$$

Nombre de bonbons : $N = \dfrac{m_{\max}}{m_{\text{bonbon}}} = \dfrac{75}{0{,}28} \approx 267{,}9$. Pour ne pas dépasser la DJA, on arrondit à l'entier inférieur.

Commentaire : aucun enfant ne mange autant de bonbons en une journée. La DJA du bleu patenté ne peut pas être atteinte avec ces seuls bonbons ; le colorant ne présente pas de risque ici.

$N_{\max} = 267$ bonbons par jour, soit environ $2{,}7 \times 10^2$: la DJA est loin d'être atteinte.

À LA CALCULATRICE



PIÈGE

Oublier de convertir $25{,}0\ \text{mL}$ en litres, ou mélanger grammes et milligrammes dans le quotient. Prendre la DJA et la masse molaire d'un autre colorant du tableau fausse aussi le résultat.

COMPRENDRE

« Sans dépasser » impose d'arrondir par défaut : avec 268 bonbons la dose serait franchie. Vu la précision des lectures, l'ordre de grandeur (environ 270) est ce qui compte.

MÉTHODE

Question ouverte : annoncer le plan. 1) masse de colorant dans un bonbon ($n = CV$ puis $m = nM$) ; 2) masse autorisée par jour ; 3) quotient des deux ; 4) commentaire.