Corrigé complet — Bac S 2017 Amérique du Nord (ancien programme)

Physique-chimie, enseignement de spécialité **20 points** **3 h 30**

Ex 1	**Diffraction par une poudre de cacao** Propriétés du laser · Diffraction par un fil · Relation $\theta = \lambda/a$ · Exploitation d'une droite modèle · Incertitude et valeur de référence · Diffraction par une ouverture circulaire	5 pts	50 min	7 questions	p. 2
Ex 2	**Les sciences au service de la performance sportive** Énergie mécanique et puissance · Lecture de graphiques et validation d'un modèle · Groupes caractéristiques et stéréoisomérie · Réactions acido-basiques et pH · Solution tampon	10 pts	1 h 40	19 questions	p. 6
Ex 3	**L'acétate d'isoamyle** Nomenclature en chimie organique · Mécanisme réactionnel et flèches courbes · Montage à reflux et sécurité · Réactif limitant et rendement · Ondes électromagnétiques · Chimie verte	5 pts	50 min	11 questions	p. 14
Ex 4	**Spécialité : La pollution par les nitrates** Oxydoréduction · Demi-équations électroniques · Titrage indirect · Équivalence · Concentration en masse · Résolution de problème	5 pts	50 min	4 questions	p. 19

Comment s'en servir. Fais d'abord le sujet en temps limité, puis corrige-toi exercice par exercice. À gauche de chaque question, sur les carreaux : ce qu'il faut écrire sur ta copie. À droite : les pièges, ce qu'il faut comprendre et les méthodes.

Diffraction par une poudre de cacao

Bac S 2017 Amérique du Nord (ancien programme) · Exercice 1 **5 points** **Durée conseillée 50 min**

1.1 Rappeler les trois principales propriétés du faisceau d'un laser.

Le faisceau d'un laser est :

- **monochromatique** : il ne contient qu'une seule longueur d'onde ;
- **directif** : il diverge très peu, le faisceau reste fin ;
- **cohérent** : les ondes émises gardent entre elles un déphasage constant.

Lumière monochromatique, directive et cohérente.

PIÈGE
Sa directivité concentre l'énergie sur une très petite surface (grande puissance par unité de surface) : c'est une conséquence souvent citée, mais « puissant » seul ne suffit pas.

COMPRENDRE
Les propriétés du laser figuraient au programme de Terminale S. Elles ne sont plus exigibles en spécialité aujourd'hui ; la diffraction, elle, y est toujours.

1.2 Pour une longueur d'onde donnée, décrire l'évolution du demi-angle θ_0 en fonction du diamètre a du fil. Donner la relation qui lie λ, θ_0 et a.

À longueur d'onde fixée, plus le fil est fin, plus la diffraction est marquée : θ_0 augmente quand a diminue, et inversement. Le demi-angle est inversement proportionnel au diamètre du fil.

$\theta_0 = \dfrac{\lambda}{a}$, avec θ_0 en radian, λ et a en mètre.

PIÈGE
Oublier les unités : la relation n'est valable qu'avec θ_0 en radian, λ et a dans la même unité de longueur.

COMPRENDRE
Un fil et une fente de même largeur donnent la même figure de diffraction : la relation apprise pour la fente s'applique au fil.

1.3 Avec l'hypothèse des petits angles ($\tan\theta_0 \approx \theta_0$), démontrer à l'aide du schéma que $L = k \cdot \dfrac{1}{a}$ avec $k = 2\lambda D$.

Dans le triangle rectangle formé par le fil, le centre de la tache centrale et son bord, le côté opposé à θ_0 mesure $\dfrac{L}{2}$ et le côté adjacent D :

$$\tan\theta_0 = \frac{L/2}{D} = \frac{L}{2D}$$

L'angle étant petit, $\tan\theta_0 \approx \theta_0$, donc $\theta_0 = \dfrac{L}{2D}$.

Or $\theta_0 = \dfrac{\lambda}{a}$ (1.2), d'où $\dfrac{\lambda}{a} = \dfrac{L}{2D}$.

$L = \dfrac{2\lambda D}{a} = k \cdot \dfrac{1}{a}$ avec $k = 2\lambda D$

PIÈGE
Écrire $\tan\theta_0 = L/D$: l'angle θ_0 ne sous-tend que la demi-largeur de la tache centrale. Le facteur 2 de k vient de là.

1.4 À partir du graphique donnant L en fonction de $1/a$, déterminer la longueur d'onde λ de la diode laser utilisée.

Données utiles $D = 200{,}0$ cm $= 2{,}000$ m ; $k = 2\lambda D$ (1.3)

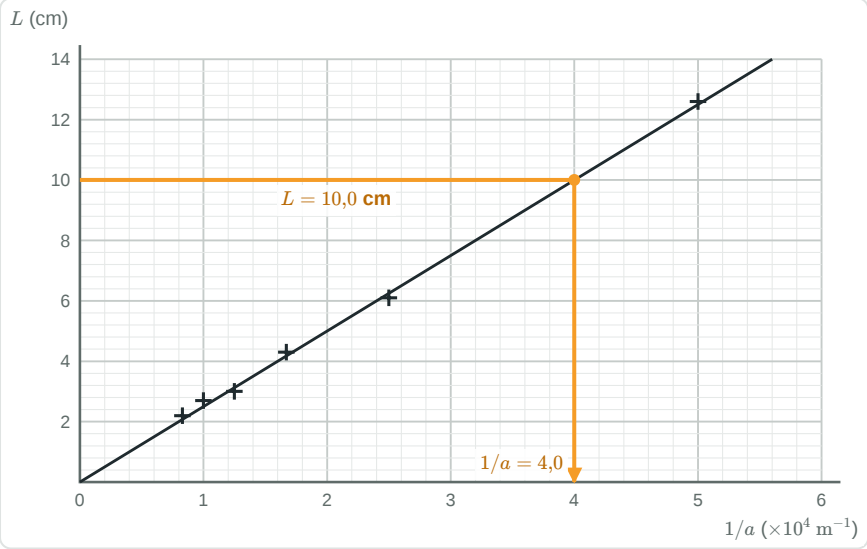
Les points sont alignés avec l'origine : on trace la droite qui passe par l'origine et au plus près des points. Cela confirme $L = k \cdot \dfrac{1}{a}$, où k est le coefficient directeur.

La droite passe par le point $\left(4{,}0 \times 10^{4}\ \text{m}^{-1}\ ;\ 10{,}0\ \text{cm}\right)$:

$$k = \frac{10{,}0 \times 10^{-2} - 0}{4{,}0 \times 10^{4} - 0} = 2{,}5 \times 10^{-6}\ \text{m}^2$$

Comme $k = 2\lambda D$: $\quad \lambda = \dfrac{k}{2D} = \dfrac{2{,}5 \times 10^{-6}}{2 \times 2{,}000} = 6{,}25 \times 10^{-7}\ \text{m}$

$\lambda \approx 6{,}3 \times 10^{-7}$ m, soit environ 630 nm



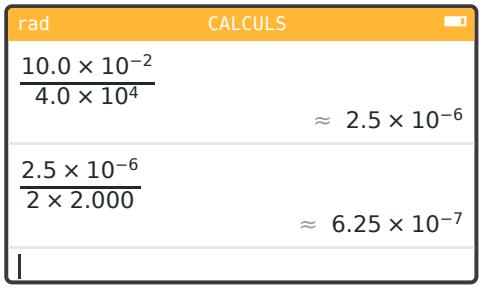
1.4 · Graphique du sujet avec la droite modèle passant par l'origine et le point lu sur la droite

PIÈGE
Laisser L en centimètre ou D en centimètre : k doit être en m^2 et D en mètre pour obtenir λ en mètre.

COMPRENDRE
La lecture graphique ne donne que deux chiffres significatifs pour k : λ s'écrit avec deux chiffres. On garde $6{,}25 \times 10^{-7}$ m pour le calcul d'incertitude qui suit.

MÉTHODE
Coefficient directeur : choisir un point de la droite tracée, loin de l'origine et sur un croisement du quadrillage, plutôt qu'un point de mesure.

À LA CALCULATRICE



1.5 Exprimer la valeur de la longueur d'onde λ avec son incertitude. Confronter aux valeurs données par le fabricant de l'appareil ; conclure.

Données utiles $U(k) = 1{,}2 \times 10^{-7}\ \text{m}^2$; $D = 200{,}0 \pm 0{,}1$ cm ; $k = 2{,}5 \times 10^{-6}\ \text{m}^2$ et $\lambda = 6{,}25 \times 10^{-7}$ m (1.4) ; fabricant : 635 nm et 830 nm

Le schéma donne $U(D) = 0{,}1$ cm pour $D = 200{,}0$ cm.

$$U(\lambda) = 6{,}25 \times 10^{-7} \times \sqrt{\left(\frac{0{,}1}{200{,}0}\right)^2 + \left(\frac{1{,}2 \times 10^{-7}}{2{,}5 \times 10^{-6}}\right)^2}$$

$U(\lambda) = 3 \times 10^{-8}\ \text{m} = 0{,}3 \times 10^{-7}\ \text{m}$

Donc $\lambda = (6{,}3 \pm 0{,}3) \times 10^{-7}$ m : la longueur d'onde est comprise entre $6{,}0 \times 10^{-7}$ m et $6{,}6 \times 10^{-7}$ m.

La valeur $635\ \text{nm} = 6{,}35 \times 10^{-7}$ m du fabricant appartient à cet intervalle ; $830\ \text{nm} = 8{,}30 \times 10^{-7}$ m n'y est pas.

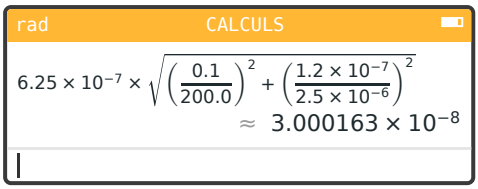
$\lambda = (6{,}3 \pm 0{,}3) \times 10^{-7}$ m : la mesure est compatible avec la diode de 635 nm, c'est elle qui a été utilisée.

PIÈGE
Donner $U(\lambda)$ avec plusieurs chiffres, ou une valeur de λ plus précise que son incertitude. Un seul chiffre significatif pour l'incertitude, et λ arrondie au même rang.

COMPRENDRE
Dans les rapports $U(D)/D$ et $U(k)/k$, seules comptent des unités identiques en haut et en bas : le centimètre convient pour D. L'incertitude vient presque entièrement de k (4,8 % contre 0,05 %).

MÉTHODE
Confronter à une valeur de référence : écrire l'intervalle $[\lambda - U\ ;\ \lambda + U]$ et vérifier si la référence s'y trouve.

À LA CALCULATRICE



2.1 Les grains de cacao étant assimilés à des sphères, justifier qu'on observe une figure de diffraction identique à celle obtenue avec un trou circulaire.

Vu depuis le faisceau, un grain sphérique présente un contour circulaire : c'est un obstacle en forme de disque, de diamètre a.

Or un obstacle et une ouverture de mêmes forme et dimension donnent la même figure de diffraction, comme un fil et une fente de même largeur.

Un grain sphérique de diamètre a diffracte comme un trou circulaire de diamètre a : anneaux concentriques autour d'une tache centrale.

COMPRENDRE

C'est la même idée qu'en partie 1, où un fil remplace une fente. La poudre contient de très nombreux grains : la figure renseigne sur leur diamètre moyen.

2.2 À partir du graphe de l'intensité lumineuse relative en fonction du demi-angle, dire si l'échantillon de poudre peut être utilisé pour un chocolat de couverture.

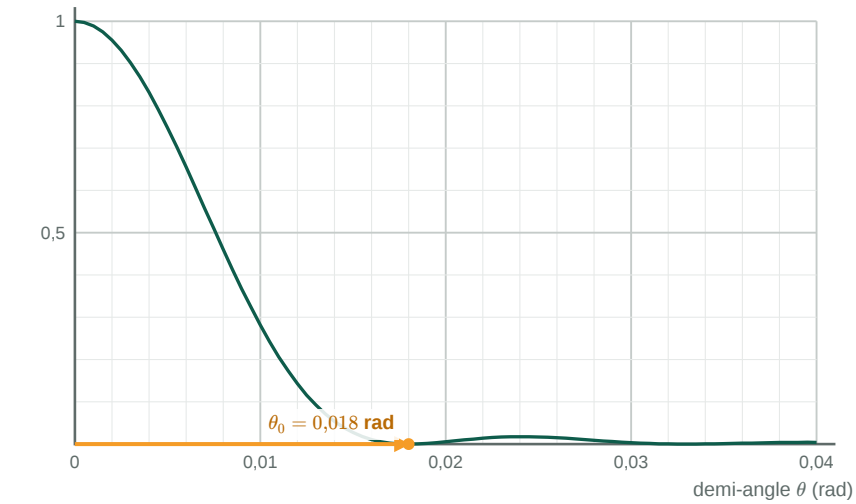
Données utiles $\lambda = 635$ nm ; $\sin\theta_0 = \dfrac{1{,}22\,\lambda}{a}$; diamètre recommandé : 10 µm (couverture), 30 µm (au lait), 300 µm (aggloméré)

Le demi-angle θ_0 repère le bord de la tache centrale, c'est-à-dire la première extinction. Sur le graphe, l'intensité s'annule pour la première fois en $\theta_0 = 0{,}018$ rad.

$$a = \frac{1{,}22\,\lambda}{\sin\theta_0} = \frac{1{,}22 \times 635 \times 10^{-9}}{\sin(0{,}018)} = 4{,}3 \times 10^{-5}\ \text{m}$$

Le diamètre moyen des grains vaut environ 43 µm, soit plus de quatre fois les 10 µm recommandés pour un chocolat de couverture.

$a \approx 43$ µm : l'échantillon ne convient pas pour un chocolat de couverture (grains trop gros) ; il est plus proche d'un chocolat au lait.

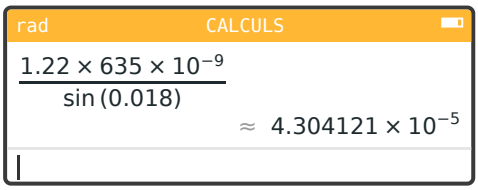


2.2 · Graphe du sujet (moitié $\theta \geqslant 0$, la courbe est symétrique) : la première extinction donne θ_0

PIÈGE
Calculatrice en mode degré : $\sin(0{,}018)$ serait calculé pour $0{,}018^\circ$ et donnerait $a \approx 2{,}5$ mm. L'angle du graphe est en radian.

COMPRENDRE
L'angle est si petit que $\sin\theta_0 \approx \theta_0$: diviser directement par $0{,}018$ donne le même résultat. La lecture de θ_0 limite la précision à deux chiffres significatifs.

À LA CALCULATRICE



Les sciences au service de la performance sportive

Bac S 2017 Amérique du Nord (ancien programme) · Exercice 2 **10 points** **Durée conseillée 1 h 40**

1.1 Partie 1. Dans quel référentiel les mesures sont-elles effectuées ?

La vitesse et l'altitude du cycliste sont repérées par rapport à la route, donc par rapport au sol.

Les mesures sont effectuées dans le **référentiel terrestre**.

1.2 Partie 1. Montrer, sans utiliser le document 1, que la vitesse moyenne du cycliste lors de l'ascension vaut $v = 19{,}6\ \text{km} \cdot \text{h}^{-1}$.

Données utiles $d = 10{,}4\ \text{km}$; $\Delta t = 31\ \text{min}\ 51\ \text{s}$

Durée de la montée : $\Delta t = 31 \times 60 + 51 = 1911\ \text{s}$, soit $\dfrac{1911}{3600}\ \text{h}$.

Vitesse moyenne : $v = \dfrac{d}{\Delta t}$

$$v = \frac{10{,}4}{\frac{1911}{3600}} = 19{,}6\ \text{km} \cdot \text{h}^{-1}$$

$v = 19{,}6\ \text{km} \cdot \text{h}^{-1}$: c'est bien la valeur annoncée.

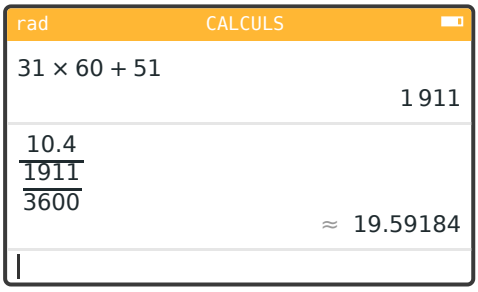
PIÈGE

Écrire $31{,}51$ min : les 51 s ne sont pas 51 centièmes de minute. Convertir d'abord toute la durée en secondes.

COMPRENDRE

Trois chiffres significatifs, comme la distance $10{,}4$ km. On peut aussi calculer en unités SI ($10\,400\ \text{m}$ en $1911\ \text{s}$, soit $5{,}44\ \text{m} \cdot \text{s}^{-1}$) puis multiplier par $3{,}6$.

À LA CALCULATRICE



1.3 Partie 1. Définir l'énergie mécanique E_m d'un système. Que peut-on dire de l'évolution de cette énergie lors de l'ascension ?

L'énergie mécanique est la somme de l'énergie cinétique et de l'énergie potentielle de pesanteur du système :

$$E_m = E_c + E_{pp} = \frac{1}{2} m v^2 + m g z$$

avec z l'altitude, l'axe vertical étant orienté vers le haut.

Pendant la montée, v est constante, donc E_c ne varie pas ; l'altitude z augmente, donc E_{pp} augmente.

L'énergie mécanique du système **augmente** au cours de l'ascension.

COMPRENDRE

E_m ne se conserve pas ici : le cycliste fournit de l'énergie en pédalant, et les frottements en dissipent une partie. La conservation n'est vraie qu'en l'absence de forces non conservatives qui travaillent.

2.1 Partie 1. Donner l'expression littérale de la variation d'énergie potentielle de pesanteur ΔE_{pp} entre le pied et le sommet du col en fonction de m, g, Z_A et Z_B. Montrer que $\Delta E_{pp} = 5{,}3 \times 10^5$ J.

Données utiles $m = 67{,}8$ kg ; $g = 9{,}8\ \text{m} \cdot \text{s}^{-2}$; document 1 : $Z_A = 759$ m, $Z_B = 1564$ m

$\Delta E_{pp} = E_{pp}(B) - E_{pp}(A) = m\,g\,Z_B - m\,g\,Z_A$, soit

$$\Delta E_{pp} = m\,g\,(Z_B - Z_A)$$

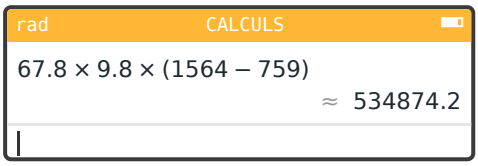
$$\Delta E_{pp} = 67{,}8 \times 9{,}8 \times (1564 - 759) = 5{,}3 \times 10^5 \text{ J}$$

$\Delta E_{pp} = m\,g\,(Z_B - Z_A) = 5{,}3 \times 10^5$ J : valeur attendue.

PIÈGE
Utiliser la longueur de la route (10,4 km) à la place du dénivelé : seule la différence d'altitude $Z_B - Z_A = 805$ m intervient dans ΔE_{pp}.

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs seulement, car $g = 9{,}8\ \text{m} \cdot \text{s}^{-2}$ est la donnée la moins précise.

À LA CALCULATRICE



2.2 Partie 1. À partir du résultat de la question 2.1, calculer la valeur de P_{asc} et vérifier sur le graphique 1 qu'elle correspond bien à celle du modèle.

Données utiles $\Delta E_{pp} = 5{,}3 \times 10^5$ J (2.1) ; $\Delta t = 1911$ s (1.2) ; $\Delta E = P \cdot \Delta t$

La puissance P_{asc}, constante, sert à augmenter l'énergie potentielle de pesanteur : $\Delta E_{pp} = P_{\text{asc}} \cdot \Delta t$, donc

$$P_{\text{asc}} = \frac{\Delta E_{pp}}{\Delta t} = \frac{5{,}3 \times 10^5}{1911} = 2{,}8 \times 10^2 \text{ W}$$

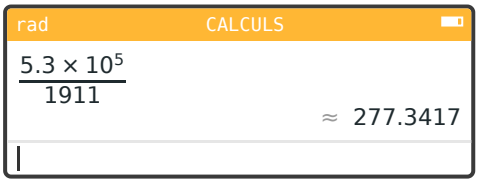
Sur le graphique 1, la droite P_{asc} passe par 360 W pour $25\ \text{km} \cdot \text{h}^{-1}$. Pour $v = 19{,}6\ \text{km} \cdot \text{h}^{-1}$, on lit une puissance un peu supérieure à 280 W.

$P_{\text{asc}} = 2{,}8 \times 10^2$ W, en accord avec la valeur lue sur le graphique 1 (environ 280 W).

PIÈGE
Diviser par 31,51 ou par une durée en minutes : dans $\Delta E = P \cdot \Delta t$, la durée est en secondes pour obtenir des watts.

MÉTHODE
Pour lire finement une droite passant par l'origine, utiliser un point éloigné : ici 360 W à $25\ \text{km} \cdot \text{h}^{-1}$, soit 14,4 W par $\text{km} \cdot \text{h}^{-1}$, donc 282 W à $19{,}6\ \text{km} \cdot \text{h}^{-1}$.

À LA CALCULATRICE



2.3 Partie 1. Parmi les courbes (a) et (b) du graphique 1, identifier, en explicitant le raisonnement, celle qui représente $P_{\text{roulement}}$ et celle qui représente P_{air}. En déduire leurs valeurs lors de l'ascension.

Données utiles $v = 19{,}6\ \text{km} \cdot \text{h}^{-1}$ (1.2)

$P_{\text{roulement}}$ est proportionnelle à la vitesse : sa représentation est une droite passant par l'origine. C'est la **courbe (b)**.

P_{air} est proportionnelle au cube de la vitesse : sa représentation n'est pas une droite, elle croît de plus en plus vite. C'est la **courbe (a)**.

Lecture graphique à $v = 19{,}6\ \text{km} \cdot \text{h}^{-1}$:

$P_{\text{roulement}} \approx 15$ W (courbe b) et $P_{\text{air}} \approx 33$ W (courbe a).

COMPRENDRE
Vérification du cube : quand v double de 10 à $20\ \text{km} \cdot \text{h}^{-1}$, la courbe (a) passe d'environ 4 W à 35 W, soit une multiplication par $2^3 = 8$.

COMPRENDRE
Une lecture à quelques watts près est acceptée : les deux courbes sont très proches de l'axe.

2.4 Partie 1. En utilisant le graphique 1, déterminer la puissance totale P_{tot} prédite par le modèle lors de l'ascension. Les mesures du capteur SRM permettent-elles de valider le modèle ?

Données utiles $v = 19{,}6\ \text{km} \cdot \text{h}^{-1}$ (1.2) ; document 1 : puissance mesurée pendant la montée

Sur le graphique 1, pour $v = 19{,}6\ \text{km} \cdot \text{h}^{-1}$, la courbe P_{tot} donne $P_{\text{tot}} \approx 330$ W.

Vérification : $P_{\text{asc}} + P_{\text{roulement}} + P_{\text{air}} \approx 282 + 15 + 33 = 330$ W.

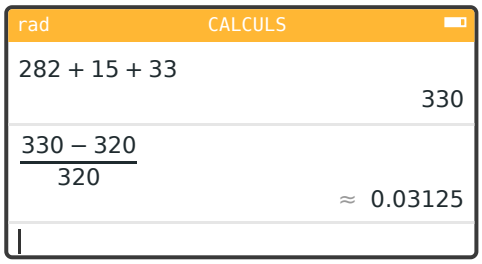
Sur le document 1, pendant la montée du col, la puissance mesurée fluctue entre 300 W et 350 W environ, autour d'une valeur moyenne proche de 320 W.

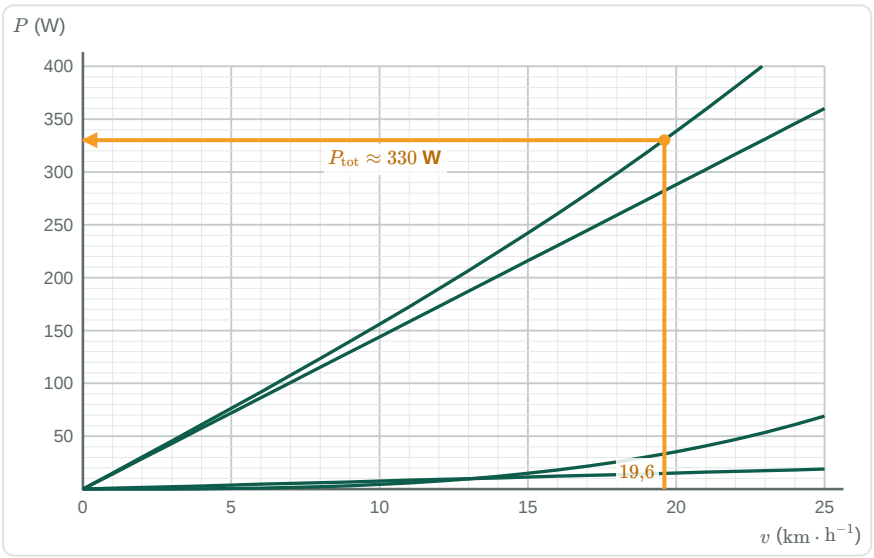
L'écart entre le modèle et la mesure est de l'ordre de 10 W, soit environ 3 %.

$P_{\text{tot}} \approx 330$ W : la valeur prédite est très proche de la puissance mesurée (environ 320 W), le modèle est **validé**.

PIÈGE
Sur le document 1, lire la puissance (courbe verte, axe de gauche) uniquement entre les deux traits rouges de la montée, sans la confondre avec la vitesse (carrés noirs, axe de droite).

À LA CALCULATRICE





2.4 · Graphique 1 reproduit (de haut en bas à droite : P_{tot}, P_{asc}, courbe (a), courbe (b)) et lecture de P_{tot}

3 Partie 1. Un cycliste amateur développe une puissance totale constante $P_{\text{tot}} = 250$ W lors de la montée. En utilisant le modèle étudié, estimer la durée de son ascension du col.

Données utiles $P_{\text{tot}} = 250$ W ; $d = 10{,}4$ km

Sur le graphique 1, la courbe P_{tot} atteint 250 W pour une vitesse $v \approx 15{,}4\ \text{km} \cdot \text{h}^{-1}$.

La vitesse étant constante : $v = \dfrac{d}{\Delta t}$, donc $\Delta t = \dfrac{d}{v}$.

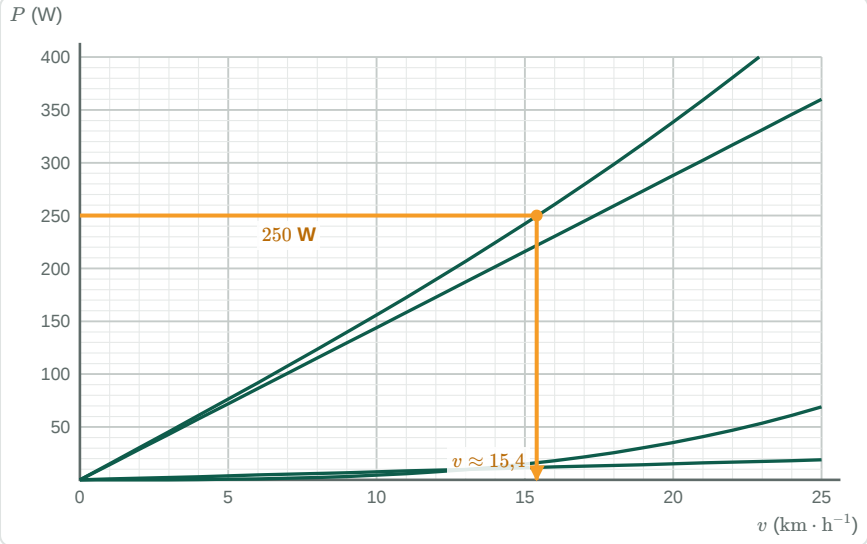
$$\Delta t = \frac{10{,}4}{15{,}4} = 0{,}68\ \text{h}$$

Soit $0{,}68 \times 60 \approx 41$ min.

$\Delta t \approx 0{,}68$ h : l'amateur met environ 40 minutes pour gravir le col.

PIÈGE
Raisonner par proportionnalité entre puissance et durée : P_{tot} n'est pas proportionnelle à v à cause du terme P_{air}. Il faut passer par la lecture du graphique.

COMPRENDRE
La lecture de v se fait à quelques dixièmes de $\text{km} \cdot \text{h}^{-1}$ près : toute durée comprise entre 40 et 41 min est recevable pour une estimation.



À LA CALCULATRICE

rad CALCULS

$\frac{10.4}{15.4} \approx 0.6753247$

$\frac{10.4}{15.4} \times 60 \approx 40.51948$

3 · Graphique 1 reproduit : lecture de la vitesse pour $P_{tot} = 250$ W

1.1 Partie 2. Déterminer les groupes caractéristiques présents dans l'acide lactique et associer à chacun la famille chimique correspondante.

La molécule d'acide lactique comporte deux groupes caractéristiques :

- le groupe **carboxyle** $-COOH$, en bout de chaîne : famille des **acides carboxyliques** ;
- le groupe **hydroxyle** $-OH$, porté par le carbone central : famille des **alcools**.

Groupe carboxyle (acide carboxylique) et groupe hydroxyle (alcool).

PIÈGE
Compter deux groupes hydroxyle : le $-OH$ lié au carbone du $C{=}O$ fait partie du groupe carboxyle, ce n'est pas une fonction alcool.

1.2 Partie 2. En utilisant la représentation de Cram, donner les différents stéréoisomères de configuration de l'acide lactique en précisant la relation de stéréoisomérie qui existe entre eux.

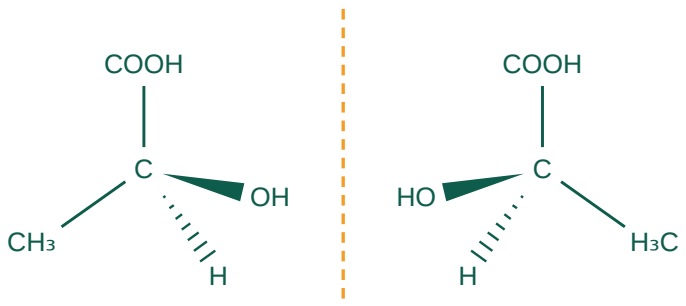
Le carbone central est lié à quatre groupes tous différents ($-H$, $-CH_3$, $-OH$ et $-COOH$) : c'est un carbone asymétrique, et c'est le seul de la molécule.

La molécule est donc chirale : elle existe sous deux configurations, chacune étant le reflet de l'autre dans un miroir, sans qu'on puisse les superposer (voir la figure).

L'acide lactique a deux stéréoisomères de configuration, qui sont des **énantiomères**.

COMPRENDRE
La chiralité, le carbone asymétrique et la représentation de Cram ne figurent plus au programme actuel de spécialité de Terminale.

MÉTHODE
En représentation de Cram : trait plein dans le plan de la feuille, triangle plein vers l'avant, triangle hachuré vers l'arrière. L'énantiomère s'obtient en échangeant deux groupes.



1.2 · Les deux énantiomères de l'acide lactique en représentation de Cram : chacun est le reflet de l'autre

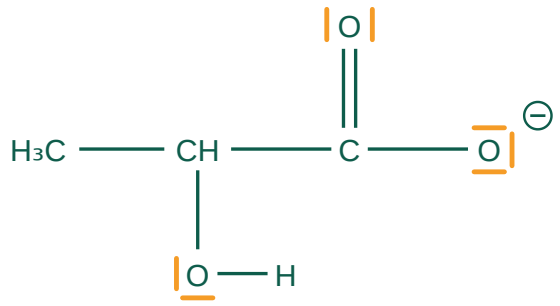
2.1 Partie 2. L'ion lactate est la base conjuguée de l'acide lactique. Représenter sa formule semi-développée en faisant apparaître les doublets libres.

La base conjuguée s'obtient en retirant un ion H^+ à l'acide. L'hydrogène cédé est celui du groupe carboxyle, qui devient le groupe carboxylate $-COO-$.

Chaque atome d'oxygène s'entoure de quatre doublets (règle de l'octet) : deux doublets non liants pour l'oxygène du groupe hydroxyle et pour celui de la double liaison, trois pour l'oxygène qui porte la charge négative.

Ion lactate : $CH_3-CH(OH)-COO^-$, avec ses doublets non liants représentés sur la figure.

PIÈGE
Retirer l'hydrogène du groupe hydroxyle de l'alcool : c'est le groupe carboxyle qui est acide. Ne pas oublier la charge négative sur l'oxygène.



2.1 · Ion lactate : formule semi-développée avec les doublets non liants (en orange)

2.2 Partie 2. Écrire l'équation de la réaction chimique entre l'acide lactique AH et l'eau (réaction 1).

L'acide AH cède un ion H^+ à l'eau, base du couple H_3O^+ / H_2O :

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

COMPRENDRE
Un acide carboxylique est un acide faible : sa réaction avec l'eau n'est pas totale, d'où la double flèche.

2.3 Partie 2. Comparer les quantités de matière d'ions oxonium H_3O^+ et d'ions lactate produites lors de la réaction 1.

Dans l'équation de la réaction 1, les nombres stœchiométriques de A^- et de H_3O^+ sont tous deux égaux à 1 : chaque molécule AH qui réagit donne un ion lactate et un ion oxonium.

Les quantités de matière formées sont égales : $n(H_3O^+) = n(A^-)$.

2.4 Partie 2. En déduire quel serait le pH du sang quand le « seuil lactique » est atteint lors d'un effort, en l'absence de régulation. Une régulation du pH sanguin est-elle nécessaire ?

Données utiles seuil lactique : $[A^-] = 3{,}0\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$; limites compatibles avec la vie : pH de 7,0 à 7,8

Les deux ions sont formés en même quantité dans le même volume (2.3), donc au seuil lactique :

$$[H_3O^+] = [A^-] = 3{,}0 \times 10^{-3}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log[H_3O^+] = -\log(3{,}0 \times 10^{-3}) = 2{,}5$$

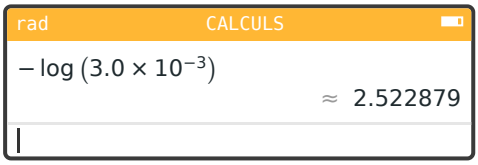
Cette valeur est très inférieure à 7,0, limite basse compatible avec la vie.

Sans régulation, $\text{pH} = 2{,}5$: une régulation du pH sanguin est **indispensable**.

PIÈGE
Laisser la concentration en $\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$: dans $\text{pH} = -\log[H_3O^+]$, elle s'exprime en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

COMPRENDRE
Les ions oxonium déjà présents dans le sang à pH 7,4 ($4 \times 10^{-8}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) sont négligeables devant ceux apportés par la réaction 1.

À LA CALCULATRICE



3.1 Partie 2. Écrire l'équation de la réaction, considérée comme totale, entre l'acide lactique et les ions hydrogénocarbonate (réaction 2). Expliquer la phrase : « le taux de lactate dans le sang s'accroît alors que le taux de bicarbonate plasmique baisse ».

L'acide AH cède un ion H^+ à la base HCO_3^- du couple $H_2CO_3\ /\ HCO_3^-$:

$$AH\,(aq) + HCO_3^-\,(aq) \longrightarrow A^-\,(aq) + H_2CO_3\,(aq)$$

L'ion lactate A^- est un produit de cette réaction : sa concentration dans le sang augmente. L'ion hydrogénocarbonate (bicarbonate) est un réactif : il est consommé, sa concentration diminue.

$AH + HCO_3^- \longrightarrow A^- + H_2CO_3$: le lactate est formé, le bicarbonate est consommé.

MÉTHODE
Réaction acido-basique : repérer l'acide d'un couple et la base de l'autre, puis transférer un seul H^+ de l'un à l'autre. Vérifier la conservation des charges.

3.2 Partie 2. Montrer que, lorsqu'on atteint le « seuil lactique » et si seule la réaction (2) forme du H_2CO_3, la concentration finale vaut $[H_2CO_3]_f = 3{,}9\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Données utiles $[H_2CO_3]_0 = 0{,}9\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$; seuil lactique : $[A^-]_f = 3{,}0\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$

On raisonne sur un litre de sang. La réaction 2 forme autant de H_2CO_3 que d'ions lactate : au seuil lactique, $3{,}0$ mmol de H_2CO_3 sont donc apparues.

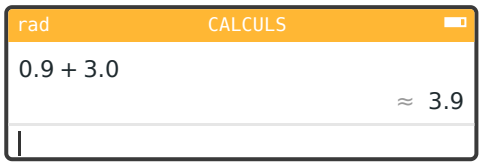
Elles s'ajoutent à la quantité déjà présente :

$$[H_2CO_3]_f = [H_2CO_3]_0 + [A^-]_f = 0{,}9 + 3{,}0 = 3{,}9\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$[H_2CO_3]_f = 3{,}9\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$, supérieure à la valeur normale de $0{,}9\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$.

PIÈGE
Répondre $3{,}0\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ en oubliant le H_2CO_3 présent dans le sang avant l'effort.

À LA CALCULATRICE



3.3 Partie 2. Montrer que $\frac{[HCO_3^-]_f}{[H_2CO_3]_f} = 5{,}6$ à l'atteinte du seuil lactique. Cette régulation du pH sanguin est-elle efficace ?

Données utiles $[HCO_3^-]_0 = 25\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$; $[H_2CO_3]_f = 3{,}9\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ (3.2) ; $\text{pH} = 6{,}1 + \log \frac{[HCO_3^-]_f}{[H_2CO_3]_f}$

La réaction 2 consomme autant d'ions HCO_3^- qu'elle forme d'ions lactate, soit $3{,}0$ mmol par litre :

$$[HCO_3^-]_f = 25 - 3{,}0 = 22\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\frac{[HCO_3^-]_f}{[H_2CO_3]_f} = \frac{22}{3{,}9} = 5{,}6$$

Le pH du sang vaudrait alors : $\text{pH} = 6{,}1 + \log(5{,}6) = 6{,}8$.

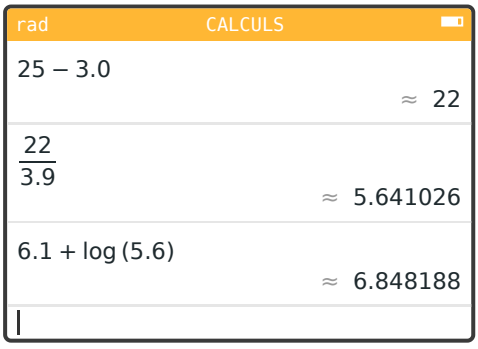
Le tampon bicarbonate limite fortement l'acidification (6,8 au lieu de 2,5 sans régulation), mais ce pH reste inférieur à 7,0, limite compatible avec la vie.

Rapport égal à $5{,}6$ (valeur attendue) et $\text{pH} = 6{,}8$: la régulation est réelle mais **insuffisante à elle seule**.

COMPRENDRE
Le rapport est sans unité : les deux concentrations peuvent rester en $\text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$. Au repos, il vaut $25/0{,}9 \approx 28$, ce qui redonne bien un pH voisin de 7,5.

COMPRENDRE
Cette relation est celle du cours, $\text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{acide}]}$, avec $\text{p}K_A = 6{,}1$ pour le couple H_2CO_3 / HCO_3^- à 37 °C.

À LA CALCULATRICE



3.4 Partie 2. Expliquer pourquoi d'autres systèmes tampons jouent forcément un rôle dans la régulation du pH de l'organisme.

Avec le seul tampon bicarbonate, le pH du sang descendrait à 6,8 au seuil lactique (3.3), en dessous de la limite de 7,0. Or le pH sanguin réel ne varie que très peu autour de 7,4, même lors d'un effort.

Une partie des ions H^+ libérés est donc captée par d'autres espèces : composés phosphatés, protéines, acides aminés, hémoglobine, cités dans le document.

D'autres tampons interviennent nécessairement, puisque le tampon bicarbonate seul ne maintient pas le pH au-dessus de 7,0.

3.5 Partie 2. Les poumons interviennent en second lieu, après la régulation par les systèmes tampons. Expliquer quel peut être leur rôle.

Le H_2CO_3 formé par la réaction 2 est du dioxyde de carbone dissous dans le sang. Les poumons l'éliminent sous forme de CO_2 gazeux lors de l'expiration, d'autant plus que la respiration s'accélère à l'effort.

La concentration $[H_2CO_3]$ diminue alors, le rapport $\frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$ augmente et le pH remonte.

Les poumons évacuent le CO_2 : $[H_2CO_3]$ baisse et le pH sanguin remonte vers 7,4.

COMPRENDRE

C'est pourquoi on s'essouffle pendant un effort intense : l'hyperventilation évacue le dioxyde de carbone en excès autant qu'elle apporte du dioxygène.

L'acétate d'isoamyle

Bac S 2017 Amérique du Nord (ancien programme) · Exercice 3 **5 points** **Durée conseillée 50 min**

1.1 Donner les noms, en nomenclature officielle, de l'acide acétique et de l'alcool isoamylique.

Acide acétique : chaîne de deux atomes de carbone portant le groupe carboxyle, c'est l'**acide éthanoïque**.

Alcool isoamylique : la chaîne principale compte quatre atomes de carbone, numérotés à partir de celui qui porte le groupe hydroxyle (carbone 1) ; un groupe méthyle est fixé sur le carbone 3.

Acide acétique : acide éthanoïque ; alcool isoamylique : 3-méthylbutan-1-ol.

PIÈGE
Numéroter la chaîne depuis l'extrémité ramifiée donnerait « 2-méthylbutan-4-ol ». Le groupe caractéristique impose le sens : le carbone qui porte OH reçoit le plus petit indice possible.

1.2 Compléter le mécanisme de l'étape 2 à l'aide de flèches courbes, puis indiquer la catégorie de réaction de cette étape.

Données utiles électronégativités : $\chi(\mathrm{H}) = 2{,}2$; $\chi(\mathrm{C}) = 2{,}5$; $\chi(\mathrm{O}) = 3{,}4$

Deux flèches courbes (voir l'annexe) :

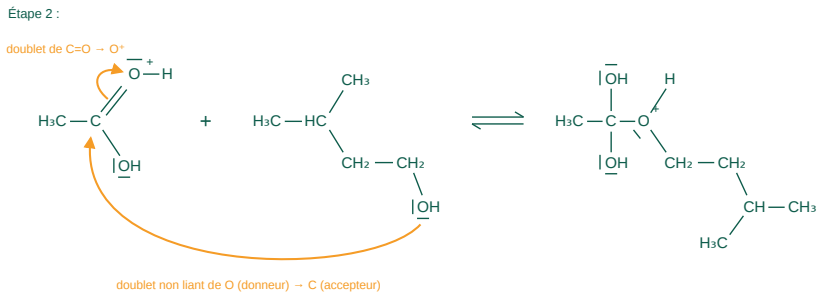
- la première part d'un doublet non liant de l'atome d'oxygène de l'alcool (site donneur) et pointe vers l'atome de carbone lié aux deux atomes d'oxygène (site accepteur) : la liaison $\mathrm{C-O}$ se forme ;
- la seconde part de la double liaison $\mathrm{C=O}$ et pointe vers l'atome d'oxygène chargé positivement : l'un des deux doublets de cette liaison devient un doublet non liant.

Deux espèces réagissent, une double liaison devient simple et un seul produit est obtenu.

L'étape 2 est une réaction d'addition.

PIÈGE
Une flèche courbe part toujours d'un doublet (liant ou non liant), jamais d'un atome ni d'une charge, et va vers le site accepteur. Tracée à l'envers, elle ne rapporte aucun point.

COMPRENDRE
L'oxygène est plus électronégatif que le carbone ($3{,}4 > 2{,}5$) : le carbone lié à deux atomes d'oxygène porte une charge partielle positive, il est accepteur de doublet. L'oxygène de l'alcool, avec ses doublets non liants, est donneur.



1.2 · Annexe complétée : flèches courbes de l'étape 2

1.3 Les ions $\mathrm{H^+}$ sont des catalyseurs. Que peut-on attendre lors d'une autre étape du mécanisme ?

Un catalyseur accélère la réaction sans figurer dans son équation : consommé lors d'une étape, il est restitué lors d'une autre.

L'ion $\mathrm{H^+}$ est consommé à l'étape 1.

Une étape ultérieure du mécanisme doit libérer un ion $\mathrm{H^+}$: le catalyseur est régénéré.

2.1 Compléter le schéma du montage (matériel, espèces chimiques). Identifier et justifier les éléments de sécurité du montage et ceux que doit utiliser le technicien.

Données utiles pictogrammes : alcool isoamylique inflammable et irritant ; acétate d'isoamyle inflammable ; acide acétique et acide sulfurique corrosifs

Schéma légendé : voir l'annexe.

Sécurité du montage :

- le support élévateur : en l'abaissant, on écarte tout de suite le chauffe-ballon en cas d'emballement ;
- le réfrigérant à boules, ouvert en haut : il condense les vapeurs (inflammables) qui retombent dans le ballon, sans surpression ;
- la potence et les pinces : elles maintiennent la verrerie ;
- la pierre ponce : elle régularise l'ébullition.

Protection du technicien : blouse, lunettes et gants (acides corrosifs), travail sous hotte et loin de toute flamme (espèces inflammables).

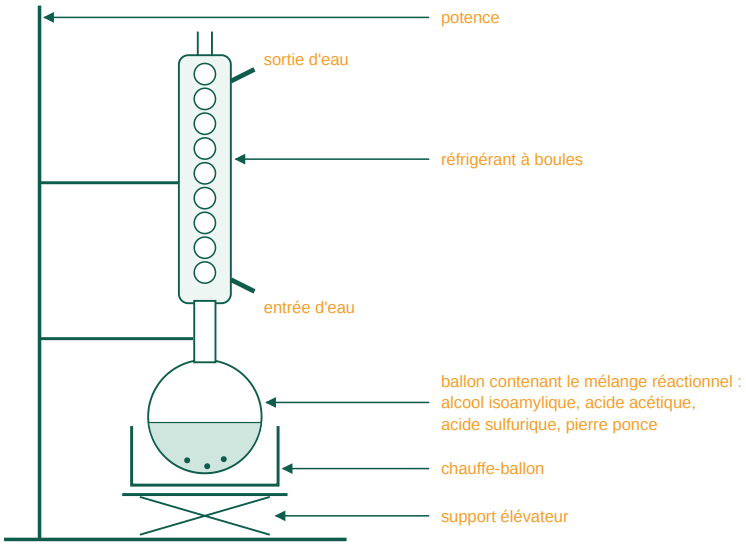
Montage à reflux : potence, réfrigérant à boules, ballon, chauffe-ballon, support élévateur ; équipement : blouse, lunettes, gants, hotte.

PIÈGE

Ne jamais boucher le haut du réfrigérant : un montage chauffé fermé monte en pression. L'eau entre par le bas et sort par le haut, pour que le réfrigérant reste entièrement rempli.

MÉTHODE

Pour justifier une sécurité, partir des pictogrammes du tableau : chaque danger (corrosif, inflammable, irritant) appelle une protection précise. Une liste d'équipements sans justification ne rapporte qu'une partie des points.



2.1 · Annexe complétée : montage de chauffage à reflux

2.2 Montrer que l'acide acétique est introduit en excès.

Données utiles acide acétique : $V_1 = 15$ mL, $\rho_1 = 1{,}05$ g · mL^{-1}, $M_1 = 60{,}1$ g · mol^{-1} ; alcool isoamylique : $V_2 = 20$ mL, $\rho_2 = 0{,}81$ g · mL^{-1}, $M_2 = 88{,}1$ g · mol^{-1}

Pour un liquide pur : $n = \dfrac{m}{M} = \dfrac{\rho V}{M}$.

Acide acétique : $n_1 = \dfrac{1{,}05 \times 15}{60{,}1} = 0{,}26$ mol

Alcool isoamylique : $n_2 = \dfrac{0{,}81 \times 20}{88{,}1} = 0{,}18$ mol

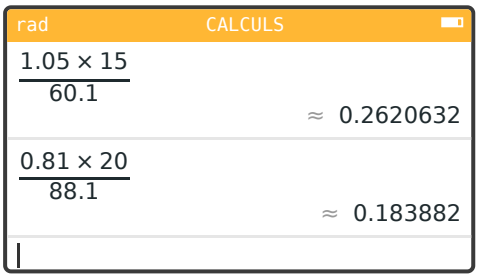
D'après l'équation, les deux réactifs réagissent mole à mole (nombres stœchiométriques égaux à 1). Or $n_1 > n_2$: l'alcool serait épuisé le premier.

$n_1 = 0{,}26$ mol $> n_2 = 0{,}18$ mol : l'alcool isoamylique est le réactif limitant, l'acide acétique est en excès.

PIÈGE
Comparer les volumes (20 mL contre 15 mL) ou les masses ferait conclure à l'envers. Seules les quantités de matière, rapportées aux nombres stœchiométriques, désignent le réactif limitant.

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs, comme les volumes (15 mL, 20 mL) et ρ_2. Garder la valeur complète en mémoire dans la calculatrice pour la suite.

À LA CALCULATRICE



2.3 Déterminer le volume d'ester attendu si la transformation était totale.

Données utiles $n_2 = 0{,}18$ mol (2.2) ; ester : $M_E = 130{,}2$ g · mol^{-1}, $\rho_E = 0{,}87$ g · mL^{-1}

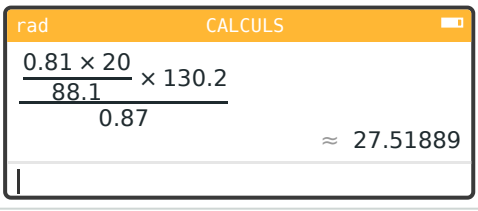
Si la transformation est totale, le réactif limitant (l'alcool) est entièrement consommé et il se forme une mole d'ester par mole d'alcool : $n_{E,\max} = n_2$.

$$V_{E,\max} = \frac{n_{E,\max} M_E}{\rho_E} = \frac{0{,}184 \times 130{,}2}{0{,}87} = 28 \text{ mL}$$

$V_{E,\max} = 28$ mL

PIÈGE
Reprendre la valeur arrondie $0{,}18$ mol conduit à 27 mL. On calcule avec la valeur non arrondie de n_2 et on n'arrondit que le résultat final.

À LA CALCULATRICE



2.4 Avec un mélange équimolaire, le rendement serait de 65 %. L'excès d'un réactif a-t-il permis d'améliorer le rendement ?

Données utiles $V_{E,\text{exp}} = 20{,}4$ mL ; $V_{E,\max} = 27{,}5$ mL (2.3, valeur non arrondie)

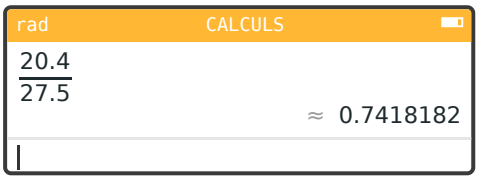
Le rendement est le rapport de la quantité d'ester obtenue à la quantité maximale attendue ; pour un même liquide, c'est aussi le rapport des volumes :

$$\eta = \frac{V_{E,\text{exp}}}{V_{E,\max}} = \frac{20{,}4}{27{,}5} = 0{,}74$$

$\eta = 74\ \% > 65\ \%$: introduire l'acide acétique en excès a amélioré le rendement.

COMPRENDRE
L'estérification est limitée : elle conduit à un état d'équilibre. Un réactif en excès déplace cet équilibre dans le sens de la formation de l'ester, ce qui augmente la part d'alcool transformée.

À LA CALCULATRICE



3.1 Justifier, à l'aide du spectre des ondes électromagnétiques, que le four appartient à la catégorie des fours à micro-ondes.

Données utiles $\nu = 2{,}45\ \text{GHz} = 2{,}45 \times 10^9\ \text{Hz}$; $c = 3{,}00 \times 10^8\ \text{m} \cdot \text{s}^{-1}$; domaine des micro-ondes : $10^{-3}\ \text{m} < \lambda < 1\ \text{m}$

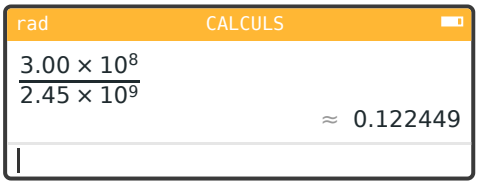
Longueur d'onde dans le vide du rayonnement émis :

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3{,}00 \times 10^8}{2{,}45 \times 10^9} = 0{,}122\ \text{m}$$

$\lambda = 0{,}122$ m, compris entre 10^{-3} m et 1 m : le rayonnement appartient bien au domaine des micro-ondes.

PIÈGE
Laisser la fréquence en gigahertz : $1\ \text{GHz} = 10^9\ \text{Hz}$. La célérité c n'est pas rappelée dans l'énoncé, sa valeur est à connaître.

À LA CALCULATRICE



3.2 Déterminer l'énergie consommée par le four lors de la synthèse, puis la comparer à l'énergie apportée par le chauffage à reflux.

Données utiles $P = 800$ W ; $\Delta t = 30$ s ; chauffage à reflux : $E_{\text{reflux}} = 270$ kJ

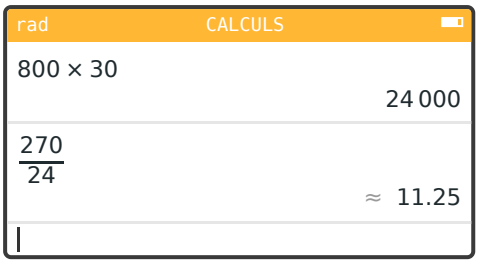
$$E = P \times \Delta t = 800 \times 30 = 2{,}4 \times 10^4\ \text{J} = 24\ \text{kJ}$$

Comparaison : $\dfrac{E_{\text{reflux}}}{E} = \dfrac{270}{24} \approx 11$

$E = 24$ kJ : le four à micro-ondes consomme environ 11 fois moins d'énergie que le chauffage à reflux.

MÉTHODE
« Comparer » deux grandeurs, c'est calculer leur rapport (ou leur écart) après les avoir exprimées dans la même unité, puis conclure par une phrase chiffrée.

À LA CALCULATRICE



3.3 Proposer une interprétation, au niveau microscopique, du chauffage par micro-ondes.

Données utiles $\chi(\mathrm{H}) = 2{,}2$; $\chi(\mathrm{O}) = 3{,}4$; le rayonnement de fréquence 2,45 GHz est absorbé par les molécules d'eau

La liaison $\mathrm{O}-\mathrm{H}$ est polarisée, car l'oxygène est nettement plus électronégatif que l'hydrogène : les molécules d'eau, comme celles d'alcool et d'acide acétique, sont polaires.

Ces molécules absorbent le rayonnement micro-ondes : l'énergie reçue les met en mouvement et leur agitation augmente. Par chocs, cette agitation se transmet à l'ensemble du mélange.

Les molécules polaires absorbent les micro-ondes ; l'agitation microscopique augmente, donc la température du mélange s'élève.

COMPRENDRE
La température mesure l'agitation des molécules. Ici l'énergie est déposée directement au cœur du mélange, alors qu'un chauffe-ballon chauffe d'abord la paroi du ballon : le chauffage par micro-ondes est donc bien plus rapide.

3.4 Présenter des arguments justifiant l'intérêt du four à micro-ondes pour cette synthèse, dans le cadre de la chimie verte.

Données utiles micro-ondes : 24 kJ (3.2), 30 s, rendement 80 %, mélange équimolaire ; reflux : 270 kJ, 30 min, rendement 74 % (2.4), acide en excès

- Énergie : 24 kJ au lieu de 270 kJ, pour une irradiation de 30 s au lieu de 30 min de chauffage. Le principe 6 (amélioration du rendement énergétique) est respecté.
- Rendement : 80 % contre 74 %, obtenu avec un mélange équimolaire. Davantage de réactifs sont transformés en ester et aucun excès d'acide acétique, corrosif, ne reste à éliminer : moins de déchets (principe 1, prévention).

La synthèse par micro-ondes est plus économe en énergie, plus rapide, et produit moins de déchets pour un meilleur rendement : elle s'inscrit dans la chimie verte.

MÉTHODE
Dans une question de synthèse, chaque argument associe une valeur tirée de l'exercice (énergie, durée, rendement) à un principe cité par son numéro ou son nom. Deux arguments chiffrés valent mieux qu'une liste de principes.

Spécialité : La pollution par les nitrates

Bac S 2017 Amérique du Nord (ancien programme) · Exercice 4 **5 points** **Durée conseillée 50 min**

1 Identifier la réaction chimique mise en œuvre lors de la première étape du protocole. Justifier.

Dans l'erlenmeyer, on met en présence :

- les ions nitrate NO_3^- de l'eau, oxydant du couple NO_3^-/NO (le protocole précise qu'ils sont transformés en NO) ;
- les ions fer (II) Fe^{2+} du sel de Mohr, réducteur du couple Fe^{3+}/Fe^{2+} ;
- les ions H^+ de l'acide sulfurique (milieu acide).

Il se produit donc une réaction d'oxydoréduction : les ions Fe^{2+} cèdent des électrons aux ions NO_3^-.

$$NO_3^- + 3\,Fe^{2+} + 4\,H^+ \longrightarrow NO + 2\,H_2O + 3\,Fe^{3+}$$

COMPRENDRE
Ancien programme : le thème « L'eau » de l'enseignement de spécialité a disparu. L'oxydoréduction et le titrage avec changement de couleur se travaillent aujourd'hui en première et servent encore en terminale.

MÉTHODE
Pour identifier une réaction, repérer les espèces introduites, puis chercher parmi les couples donnés un oxydant et un réducteur de deux couples différents. Ici, la seconde équation fait intervenir MnO_4^-, absent à l'étape 1.

2 Préciser les ions majoritairement présents dans l'erlenmeyer lors de la première étape : avant l'ajout de la solution de sel de Mohr, puis au bout des 45 min de chauffage.

Avant l'ajout du sel de Mohr. L'erlenmeyer contient l'eau traitée et l'acide sulfurique :

- H^+ et SO_4^{2-} apportés par l'acide ;
- NO_3^- encore présents dans l'eau après traitement ;
- Cl^- libérés par la résine en échange des ions nitrate.

Après 45 min de chauffage. La transformation est totale et les ions Fe^{2+} sont en excès : les ions NO_3^- ont disparu. Il reste :

- Fe^{2+} en excès et Fe^{3+} formés ;
- NH_4^+ et SO_4^{2-} du sel de Mohr, Cl^- : ions spectateurs ;
- H^+, si l'acide a été introduit en excès.

Avant : H^+, SO_4^{2-}, NO_3^-, Cl^-. Après : Fe^{2+}, Fe^{3+}, NH_4^+, SO_4^{2-}, Cl^- (et H^+).

PIÈGE
Oublier les ions chlorure : l'eau analysée sort de la résine, qui a remplacé les ions nitrate par des ions Cl^-. Oublier aussi les ions NH_4^+, visibles dans la formule du sel de Mohr.

COMPRENDRE
Le sujet ne donne pas la concentration de l'acide : on ne peut pas prouver qu'il reste des ions H^+. C'est toutefois probable, car l'étape 2 en consomme encore.

3 À partir des demi-équations électroniques, vérifier l'équation de la réaction de la deuxième étape. Schématiser et légender le montage utilisé dans cette étape.

Réduction de l'ion permanganate (couple MnO_4^-/Mn^{2+}) :

$$MnO_4^- + 8\,H^+ + 5\,e^- = Mn^{2+} + 4\,H_2O \quad (\times 1)$$

Oxydation de l'ion fer (II) (couple Fe^{3+}/Fe^{2+}) :

$$Fe^{2+} = Fe^{3+} + e^- \quad (\times 5)$$

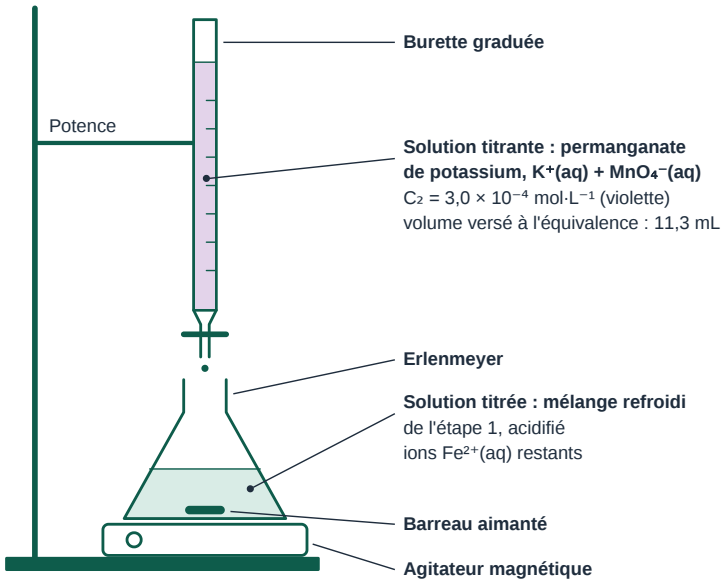
On multiplie la seconde par 5 pour échanger autant d'électrons, puis on additionne : on retrouve bien l'équation donnée.

Le montage est celui d'un titrage avec repérage de l'équivalence par changement de couleur (schéma ci-contre).

$$5\,Fe^{2+} + MnO_4^- + 8\,H^+ \longrightarrow 5\,Fe^{3+} + Mn^{2+} + 4\,H_2O$$

COMPRENDRE
Seul l'ion MnO_4^- est nettement coloré (violet). Avant l'équivalence, il est consommé dès qu'il tombe dans l'erlenmeyer ; à l'équivalence, la première goutte en excès donne une teinte rose persistante.

MÉTHODE
Demi-équation en milieu acide : équilibrer l'élément principal, puis l'oxygène avec H_2O, l'hydrogène avec H^+, enfin les charges avec des électrons. Vérifier les charges : ici $+17$ de chaque côté de l'équation finale.



3 · Montage du titrage des ions fer (II) restants par la solution de permanganate de potassium

P Problème. La dénitratation est-elle assez efficace pour que l'eau soit considérée comme potable ? Quelle quantité maximale de cette eau un enfant de 35 kg peut-il boire sans conséquences néfastes pour sa santé ?

Données utiles $V_{\text{EAU}} = 50$ mL ; $C_1 = 1{,}00$ mmol $\cdot$ L^{-1} ; $V_1 = 100$ mL ; $C_2 = 3{,}0 \times 10^{-4}$ mol $\cdot$ L^{-1} ; $V_E = 11{,}3$ mL ; $M(\text{N}) = 14{,}0$ et $M(\text{O}) = 16{,}0$ g $\cdot$ mol^{-1} ; norme : 50 mg $\cdot$ L^{-1} ; dose maximale : 3,65 mg par kg et par jour

Démarche. Le titrage est indirect : on dose les ions Fe^{2+} qui restent après l'étape 1 ; on en déduit ceux qui ont réagi avec les ions nitrate, puis la quantité d'ions nitrate.

1. Ions fer (II) restants. À l'équivalence de l'étape 2, les réactifs sont dans les proportions de l'équation : $\dfrac{n_{\text{restant}}(\text{Fe}^{2+})}{5} = n_E(\text{MnO}_4^-)$, donc

$$n_{\text{restant}}(\text{Fe}^{2+}) = 5\,C_2\,V_E = 5 \times 3{,}0 \times 10^{-4} \times 11{,}3 \times 10^{-3}$$

$$n_{\text{restant}}(\text{Fe}^{2+}) = 1{,}7 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

2. Ions fer (II) consommés à l'étape 1. $n_i(\text{Fe}^{2+}) = C_1V_1 = 1{,}00 \times 10^{-3} \times 0{,}100 = 1{,}00 \times 10^{-4}$ mol.

$$n_{\text{conso}}(\text{Fe}^{2+}) = C_1V_1 - 5\,C_2\,V_E = 1{,}00 \times 10^{-4} - 1{,}7 \times 10^{-5}$$

$$n_{\text{conso}}(\text{Fe}^{2+}) = 8{,}3 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

3. Ions nitrate. D'après l'équation de l'étape 1, un ion nitrate réagit avec trois ions fer (II) :

$$n(\text{NO}_3^-) = \frac{n_{\text{conso}}(\text{Fe}^{2+})}{3} = \frac{8{,}3 \times 10^{-5}}{3} = 2{,}8 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

4. Teneur de l'eau traitée. $M(\text{NO}_3^-) = 14{,}0 + 3 \times 16{,}0 = 62{,}0$ g $\cdot$ mol^{-1}.

$$t = \frac{n(\text{NO}_3^-) \times M(\text{NO}_3^-)}{V_{\text{EAU}}} = \frac{2{,}77 \times 10^{-5} \times 62{,}0}{50 \times 10^{-3}}$$

$$t = 3{,}4 \times 10^{-2} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} = 34 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$$

$t < 50$ mg $\cdot$ L^{-1} : l'eau traitée respecte la norme, le traitement est suffisamment efficace.

5. Volume maximal pour l'enfant. Masse d'ions nitrate tolérée par jour : $m_{\text{max}} = 3{,}65 \times 35 = 1{,}3 \times 10^2$ mg.

$$V_{\text{max}} = \frac{m_{\text{max}}}{t} = \frac{128}{34{,}3} = 3{,}7 \text{ L}$$

Regard critique. La teneur trouvée est nettement sous la norme, mais elle reste plus de trente fois supérieure à celle d'une eau naturelle non polluée (moins de 1 mg $\cdot$ L^{-1}) ; l'eau n'est déclarée potable que pour le critère des nitrates. Le volume de 3,7 L par jour dépasse ce que boit un enfant : l'eau seule ne lui fait pas atteindre la dose limite. L'alimentation (légumes, charcuterie) apporte cependant aussi des ions nitrate, ce qui réduit la marge réelle.

$t \approx 34$ mg $\cdot$ L^{-1} < 50 mg $\cdot$ L^{-1} : eau potable ; $V_{\text{max}} \approx 3{,}7$ L par jour pour l'enfant.

PIÈGE
Calculer $n(\text{NO}_3^-)$ à partir des ions Fe^{2+} dosés : le permanganate dose ceux qui restent, pas ceux qui ont réagi. Ne pas inverser non plus les coefficients 5 (étape 2) et 3 (étape 1).

COMPRENDRE
Chiffres significatifs : C_2 et V_{EAU} n'en ont que deux, les résultats sont donc donnés avec deux chiffres. On garde les valeurs non arrondies en mémoire pour enchaîner les calculs.

MÉTHODE
Titrage indirect (en retour) : réactif introduit en excès connu, dosage de l'excès, puis $n_{\text{consommé}} = n_{\text{initial}} - n_{\text{restant}}$. Convertir tous les volumes en litres et C_1 en mol $\cdot$ L^{-1}.

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS

$5 \times 3.0 \times 10^{-4} \times 11.3 \times 10^{-3} \approx 1.695 \times 10^{-5}$

$1.00 \times 10^{-3} \times 0.100 - 1.695 \times 10^{-5} \approx 8.305 \times 10^{-5}$

$\frac{8.305 \times 10^{-5}}{3} \approx 2.768333 \times 10^{-5}$

$\frac{2.768333333 \times 10^{-5} \times 62.0}{50 \times 10^{-3}} \approx 0.03432733$

$3.65 \times 35 \approx 127.75$

$\frac{127.75}{34.32733333} \approx 3.721524$