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.

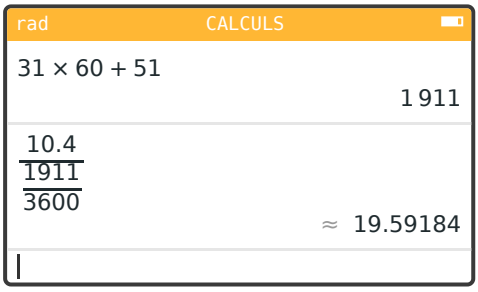
PIÈGE

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

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

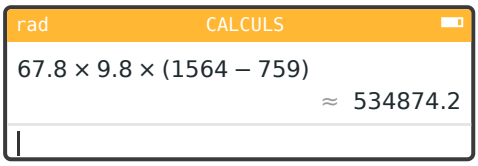
$$\Delta E_{pp} = 67{,}8 \times 9{,}8 \times (1564 - 759) = 5{,}3 \times 10^5 \text{ J}$$

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

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

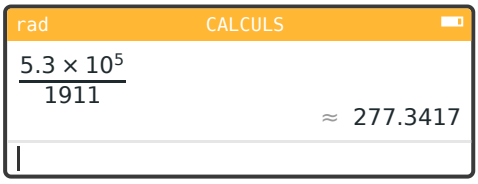
Sur le graphique 1, la droite P_{asc} passe par 360 W pour $25\ \text{km} \cdot \text{h}^{-1}$. Pour $v = 19{,}6\ \text{km} \cdot \text{h}^{-1}$, on lit une puissance un peu supérieure à 280 W.

$P_{\text{asc}} = 2{,}8 \times 10^2$ 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.

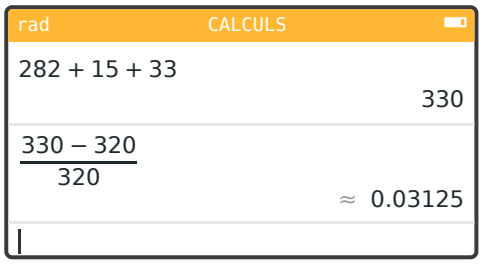
Sur le document 1, pendant la montée du col, la puissance mesurée fluctue entre 300 W et 350 W environ, autour d'une valeur moyenne proche de 320 W.

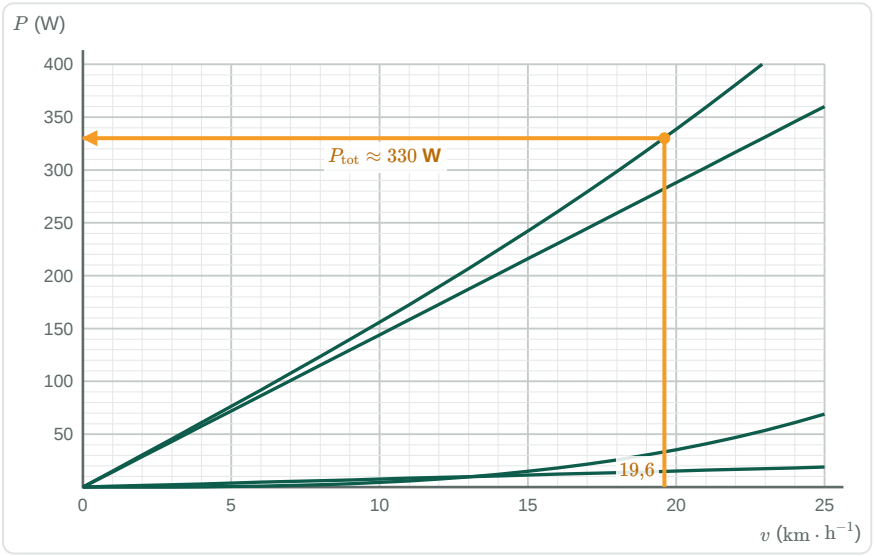
L'écart entre le modèle et la mesure est de l'ordre de 10 W, soit environ 3 %.

$P_{\text{tot}} \approx 330$ 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 $\Delta t = \dfrac{d}{v}$.

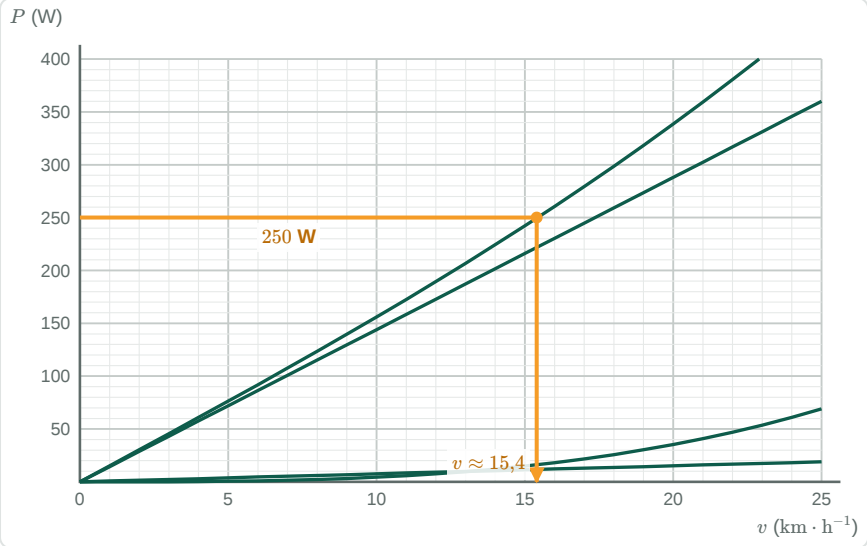
$$\Delta t = \frac{10{,}4}{15{,}4} = 0{,}68\ \text{h}$$

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.

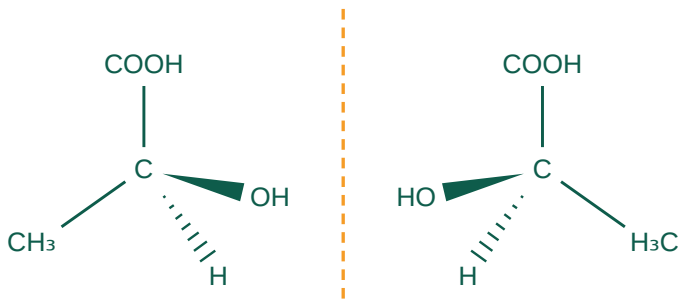
Le carbone central est lié à quatre groupes tous différents ($-H$, $-CH_3$, $-OH$ et $-COOH$) : c'est un carbone asymétrique, et c'est le seul de la molécule.

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

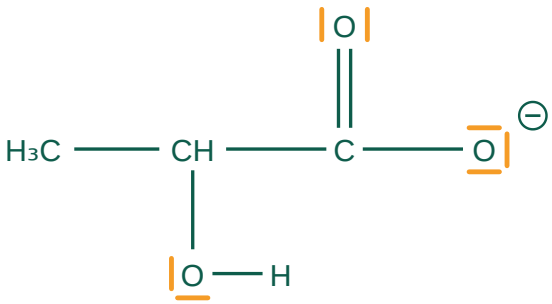
2.1 Partie 2. L'ion lactate est la base conjuguée de l'acide lactique. Représenter sa formule semi-développée en faisant apparaître les doublets libres.

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 :

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

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

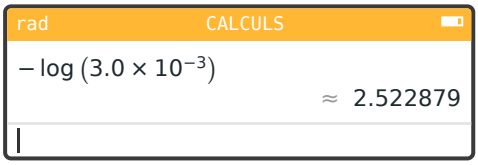
Cette valeur est très inférieure à 7,0, limite basse compatible avec la vie.

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 :

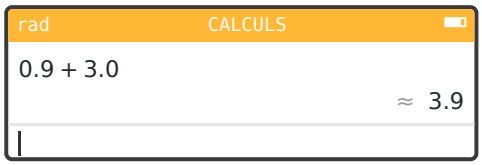
$$[H_2CO_3]_f = [H_2CO_3]_0 + [A^-]_f = 0{,}9 + 3{,}0 = 3{,}9\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$[H_2CO_3]_f = 3{,}9\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$, 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 $\dfrac{[HCO_3^-]_f}{[H_2CO_3]_f} = 5{,}6$ 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) ; $\text{pH} = 6{,}1 + \log \dfrac{[HCO_3^-]_f}{[H_2CO_3]_f}$

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**.

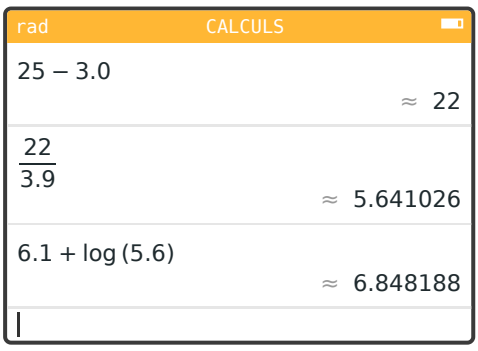
COMPRENDRE

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, $\text{pH} = \text{p}K_A + \log \dfrac{[\text{base}]}{[\text{acide}]}$, 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.