

BACCALAURÉAT GÉNÉRAL — SESSION 2026
Physique-Chimie — Enseignement de spécialité
POLYNÉSIE — JOUR 2 (SUJET 26-PYCJ2PO1)

CORRIGÉ DÉTAILLÉ

Rédaction conforme à une copie notée 20/20

Comment utiliser ce corrigé. Le texte contenu dans les **cadres bleus** correspond à ce qu'il faut *effectivement écrire sur la copie* : phrase d'introduction, formule littérale, application numérique, résultat avec unité et bon nombre de chiffres significatifs, puis conclusion. Les encadrés orange « Note du professeur » ne font pas partie de la copie : ce sont des conseils de méthode et des pièges à éviter.

Répartition des points : Exercice 1 — 9 points • Exercice 2 — 6 points • Exercice 3 — 5 points.
Durée : 3 h 30.

Corrigé non officiel, proposé par Génies des Sciences. Il ne s'agit pas du barème du jury.

Exercice 1 — Les algues vertes (9 points)

Partie A — Dosage des ions nitrate

Q1 Citer deux avantages apportés par l'utilisation d'un chauffage à reflux.

Le chauffage à reflux associe un chauffage du milieu réactionnel et un réfrigérant qui condense les vapeurs pour les renvoyer dans le ballon. Il présente donc deux avantages :

- **il accélère la transformation chimique** : la température est un facteur cinétique, et l'élévation de température augmente la vitesse de la réaction (1) entre le cuivre et les ions nitrate. La transformation, totale, est ainsi achevée en un temps raisonnable ;
- **il évite la perte des espèces volatiles condensables** : les vapeurs de solvant et d'acide se condensent dans le réfrigérant et retombent dans le ballon. On peut donc chauffer aussi longtemps qu'il le faut sans perte de matière, ce qui est indispensable pour un dosage (la quantité de matière analysée doit être conservée).

Attention toutefois : seules les espèces *condensables* sont retenues. Le monoxyde d'azote NO, dont la température d'ébullition vaut $-152\text{ }^{\circ}\text{C}$, traverse le réfrigérant sans se liquéfier et s'échappe : le reflux n'apporte aucune sécurité de ce côté et le montage doit être placé sous hotte.

Q2 Nommer la verrerie nécessaire à la préparation de la solution fille S₂, en détaillant le calcul du volume à prélever.

Principe. Une dilution conserve la quantité de matière de soluté : celle prélevée dans la solution mère S₀ se retrouve intégralement dans la solution fille S₂.

$$n_{\text{prélevé}} = n_{\text{fille}} \quad \implies \quad C_0 \times V_{\text{prélevé}} = C_2 \times V_2$$

$$V_{\text{prélevé}} = \frac{C_2 \times V_2}{C_0} = \frac{1,0 \times 10,0}{2,0}$$



$$V_{\text{prélevé}} = 5,0 \text{ mL}$$

Verrerie et protocole. Les volumes doivent être mesurés avec précision : on n'utilise donc que de la verrerie *jaugée*.

- prélever $V_{\text{prélevé}} = 5,0 \text{ mL}$ de S_0 à l'aide d'une **pipette jaugée de 5,0 mL** munie d'une propipette ;
- les introduire dans une **fiolle jaugée de 10,0 mL** ;
- compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge, boucher puis homogénéiser en retournant plusieurs fois la fiolle.

Note du professeur

Le facteur de dilution vaut ici $F = C_0/C_2 = 2,0/1,0 = 2$: le volume à prélever est simplement la *moitié* du volume de la fiolle. Un contrôle mental de ce type évite l'erreur classique consistant à inverser le quotient. Attention aussi à ne jamais citer d'éprouvette graduée ni de bécher gradué pour un dosage : leur précision (de l'ordre de 5 %) ruinerait l'étalonnage.

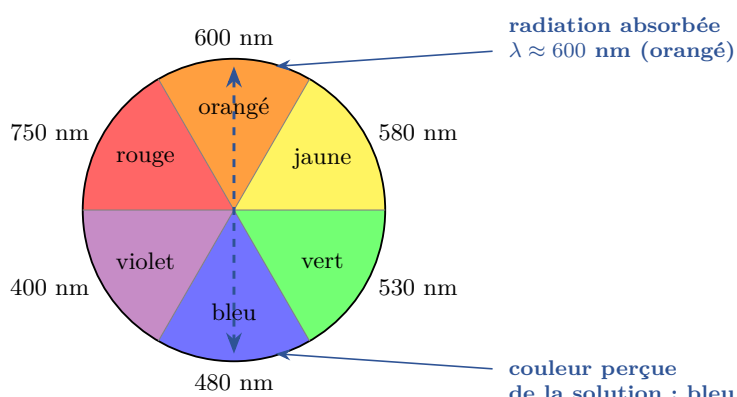
Q3 Proposer une valeur de la longueur d'onde appropriée pour le dosage par étalonnage et en déduire la couleur de la solution S_0 du composé coloré.

Choix de la longueur d'onde. On travaille toujours à la longueur d'onde pour laquelle l'absorbance est **maximale** : c'est là que la sensibilité du dosage est la meilleure (une petite variation de concentration y produit la plus grande variation d'absorbance) et que la mesure est la moins affectée par un léger dérèglement du spectrophotomètre, la courbe y étant localement plate.

Le spectre d'absorption de la figure 1 présente son maximum aux alentours de 600 nm.

$$\lambda \approx 600 \text{ nm}$$

Couleur de la solution. La solution *absorbe* principalement la radiation de longueur d'onde 600 nm, qui correspond à l'**orangé** sur le cercle chromatique. La couleur perçue est la couleur **complémentaire** de la couleur absorbée, c'est-à-dire celle qui lui est diamétralement opposée sur le cercle : le **bleu** (480 nm).



La solution S_0 de $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ est bleue.



Note du professeur

Erreur très fréquente : répondre « orange » parce que le maximum d'absorbance est à 600 nm. C'est exactement l'inverse — une solution apparaît de la couleur *complémentaire* de celle qu'elle absorbe, puisque la lumière qu'elle transmet est privée de la radiation absorbée. Contrôle de bon sens : tout le monde a déjà vu une solution de complexe cuivrique ammoniacqué, elle est d'un bleu profond.

Q4 Expliquer en quoi la représentation graphique de la figure 2 est en accord avec la loi de Beer-Lambert.

La loi de Beer-Lambert énonce que, pour une solution suffisamment diluée et à une longueur d'onde donnée, l'absorbance est **proportionnelle** à la concentration de l'espèce colorée :

$$A = \varepsilon_{\lambda} \times \ell \times C$$

où ε_{λ} est le coefficient d'absorption molaire de l'espèce et ℓ la largeur de la cuve — deux grandeurs constantes au cours de l'étalonnage.

Or la figure 2 montre que les points expérimentaux $(C; A)$ sont **alignés** et que la droite qui les modélise **passé par l'origine** du repère. Ces deux caractéristiques sont précisément la signature graphique d'une relation de proportionnalité.

L'absorbance est bien proportionnelle à la concentration : la loi de Beer-Lambert est vérifiée.

Le coefficient directeur de la droite d'étalonnage vaut $k = \varepsilon_{\lambda} \ell$; on peut l'évaluer avec le point le plus éloigné de l'origine :

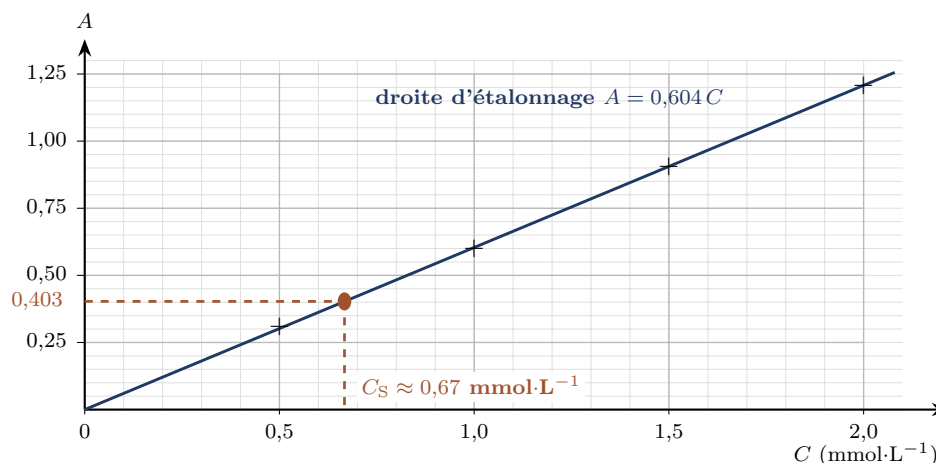
$$k = \frac{A_0}{C_0} = \frac{1,208}{2,0} = 0,604 \text{ L} \cdot \text{mmol}^{-1}$$

Q5 À l'aide de la figure 2 et du tableau qui la précède, montrer que la quantité de matière d'ions cuivre Cu^{2+} formés $n_{\text{Cu}^{2+}}$ dans la solution S vaut $6,7 \times 10^{-5} \text{ mol}$.

Étape 1 — lecture graphique de la concentration de S.

L'absorbance mesurée pour la solution S vaut $A_S = 0,403$. On reporte cette valeur sur l'axe des ordonnées, on rejoint la droite d'étalonnage horizontalement, puis on projette verticalement sur l'axe des abscisses.





$C_S \approx 0,67 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$ (lecture graphique à $\pm 0,02 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$ près)

Contrôle par le calcul : $C_S = \frac{A_S}{k} = \frac{0,403}{0,604} = 0,667 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$. La lecture est confirmée.

Étape 2 — quantité de matière correspondante.

La solution S occupe la **fiolle jaugée** de $V_S = 100,0 \text{ mL}$, et l'énoncé précise que la quantité d'ions cuivre initialement présents est égale à celle du composé coloré :

$$n_{\text{Cu}^{2+}} = C_S \times V_S = 0,667 \times 10^{-3} \times 100,0 \times 10^{-3}$$

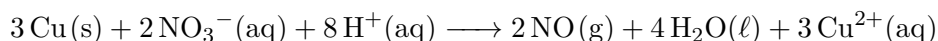
$n_{\text{Cu}^{2+}} = 6,7 \times 10^{-5} \text{ mol}$: la valeur annoncée est bien vérifiée.

Note du professeur

Le piège du volume. La quantité d'ions cuivre est celle contenue dans la *totalité* de la solution S, donc dans les 100,0 mL de la fiole jaugée — surtout pas dans les 50,0 mL d'eau souterraine de départ (qui ne servent qu'à la question Q7, pour calculer une concentration). Refaire mentalement le trajet de la matière : les ions Cu^{2+} nés dans le ballon ont été transvasés puis dilués à 100,0 mL, mais leur *quantité* n'a pas changé.

Q6 À partir de l'équation de réaction (1) de l'étape 1, montrer que $n_{\text{NO}_3^-} = \frac{2}{3} \times n_{\text{Cu}^{2+}}$.

L'équation de l'étape 1 s'écrit :



Le cuivre métallique est introduit **en excès** et la transformation est **totale** : ce sont donc les ions nitrate qui limitent la réaction, et ils sont *intégralement* consommés à l'état final. En notant x_f l'avancement final :

$$n_{\text{NO}_3^-} - 2x_f = 0 \quad \Longrightarrow \quad x_f = \frac{n_{\text{NO}_3^-}}{2}$$



Les ions cuivre, eux, sont *formés* avec le nombre stœchiométrique 3 :

$$n_{\text{Cu}^{2+}} = 3 x_f = 3 \times \frac{n_{\text{NO}_3^-}}{2} = \frac{3}{2} n_{\text{NO}_3^-}$$

En isolant la quantité d'ions nitrate :

$$n_{\text{NO}_3^-} = \frac{2}{3} \times n_{\text{Cu}^{2+}}$$

On retrouve simplement le rapport des nombres stœchiométriques : 2 ions nitrate consommés pour 3 ions cuivre formés.

Q7 En déduire la concentration en masse $C_{\text{mNO}_3^-}$ des ions nitrate présents dans les 50,0 mL d'eau souterraine. Conclure sur la qualité des eaux souterraines étudiées.

Étape 1 — quantité de matière d'ions nitrate.

$$n_{\text{NO}_3^-} = \frac{2}{3} \times n_{\text{Cu}^{2+}} = \frac{2}{3} \times 6,7 \times 10^{-5} = 4,47 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

Étape 2 — masse correspondante.

$$m_{\text{NO}_3^-} = n_{\text{NO}_3^-} \times M_{\text{NO}_3^-} = 4,47 \times 10^{-5} \times 62,0 = 2,77 \times 10^{-3} \text{ g} = 2,77 \text{ mg}$$

Étape 3 — concentration en masse.

Cette masse est celle contenue dans le volume $V_{\text{eau}} = 50,0 \text{ mL}$ d'eau souterraine prélevé au départ :

$$C_{\text{mNO}_3^-} = \frac{m_{\text{NO}_3^-}}{V_{\text{eau}}} = \frac{2,77}{50,0 \times 10^{-3}} = 55,4 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$C_{\text{mNO}_3^-} = 55 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$$

Étape 4 — conclusion.

La réglementation européenne fixe un seuil de $50 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ pour les eaux destinées à la consommation humaine. Or :

$$C_{\text{mNO}_3^-} = 55 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1} > 50 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$$

L'eau souterraine étudiée dépasse le seuil réglementaire : elle est impropre à la consommation humaine.

Ce dépassement, dû à l'usage intensif d'engrais azotés, est aussi ce qui alimente la prolifération des algues vertes évoquée en introduction : les nitrates sont un nutriment pour les algues.

Note du professeur

Deux réflexes. **(1)** Ne pas arrondir en cours de route : en gardant $n_{\text{NO}_3^-} = 4,47 \times 10^{-5} \text{ mol}$ on trouve $55 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$, alors qu'en arrondissant prématurément à $4,5 \times 10^{-5} \text{ mol}$ on obtiendrait $56 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$. La conclusion ne change pas ici, mais l'écart au seuil est faible : le calcul mérite d'être mené proprement. **(2)** Toujours conclure par une phrase qui répond à la question posée :

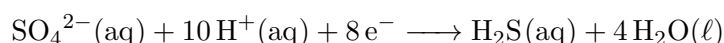


« conclure sur la qualité de l'eau » attend une comparaison explicite au seuil de $50 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$, pas seulement un nombre.

Partie B — Le sulfure d'hydrogène

Q8 Justifier le terme « réductrices » utilisé dans l'appellation « sulfato-réductrices » pour les bactéries.

Ces bactéries transforment les ions sulfate SO_4^{2-} en sulfure d'hydrogène H_2S . Le couple oxydant/réducteur mis en jeu est $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) / \text{H}_2\text{S}(\text{aq})$: l'ion sulfate en est l'**oxydant** et le sulfure d'hydrogène le **réducteur**. Passer de l'un à l'autre est donc un **gain d'électrons**, c'est-à-dire une **réduction** :

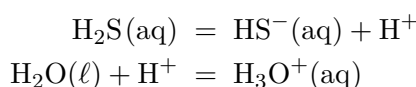


On peut le vérifier sur le nombre d'oxydation de l'atome de soufre : il vaut +VI dans SO_4^{2-} et -II dans H_2S ; il diminue de 8 unités, ce qui correspond bien à la capture de 8 électrons.

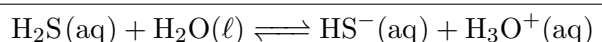
Les bactéries provoquent la réduction des ions sulfate : elles sont dites « sulfato-réductrices ».

Q9 Écrire l'équation de la réaction acido-basique modélisant la transformation entre le sulfure d'hydrogène et l'eau de mer.

Les deux couples imposés par l'énoncé sont $\text{H}_2\text{S}(\text{aq}) / \text{HS}^-(\text{aq})$ et $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) / \text{H}_2\text{O}(\ell)$. On écrit les deux demi-équations acido-basiques, puis on les combine de façon que le proton échangé disparaisse :



L'acide H_2S cède un proton à l'eau, qui joue le rôle de base :

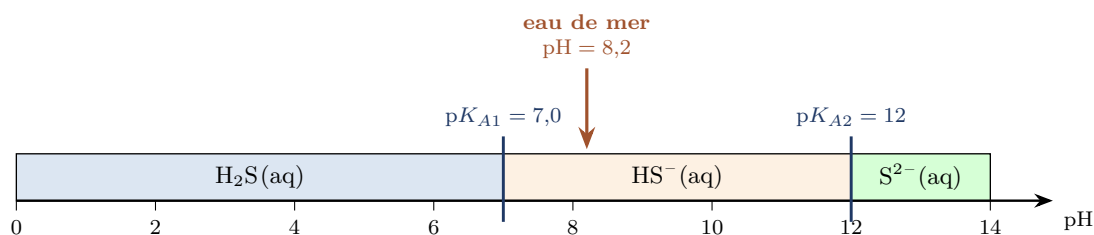


La double flèche traduit le fait que H_2S est un acide *faible* : la transformation est limitée et conduit à un état d'équilibre.

Q10 Tracer le diagramme de prédominance des couples $\text{H}_2\text{S}(\text{aq})/\text{HS}^-(\text{aq})$ et $\text{HS}^-(\text{aq})/\text{S}^{2-}(\text{aq})$. Indiquer l'espèce chimique prédominante quand les algues vertes sont en contact avec l'eau de mer.

Règle utilisée. Pour un couple acide/base de constante $\text{p}K_A$: l'*acide* prédomine si $\text{pH} < \text{p}K_A$, la *base* prédomine si $\text{pH} > \text{p}K_A$, et les deux espèces sont en concentrations égales pour $\text{pH} = \text{p}K_A$. Les deux $\text{p}K_A$ délimitent donc trois domaines sur l'axe des pH.





Application à l'eau de mer. Son pH vaut 8,2 :

$$pK_{A1} = 7,0 < \text{pH} = 8,2 < pK_{A2} = 12$$

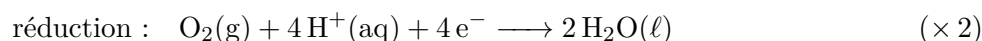
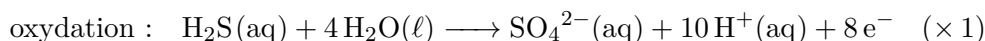
L'espèce prédominante au contact de l'eau de mer est l'ion hydrogénosulfure $\text{HS}^-(\text{aq})$.

Le sulfure d'hydrogène moléculaire H_2S , seul volatil, est donc très minoritaire tant que les algues baignent dans l'eau de mer.

Q11 Écrire l'équation d'oxydo-réduction qui a lieu quand le sulfure d'hydrogène H_2S entre en contact avec le dioxygène O_2 au moment où l'algue s'assèche. Justifier que le milieu subit une acidification.

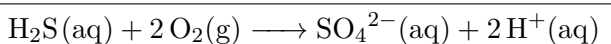
Les couples fournis sont $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) / \text{H}_2\text{S}(\text{aq})$ et $\text{O}_2(\text{g}) / \text{H}_2\text{O}(\ell)$. Le sulfure d'hydrogène est le *réducteur* de son couple, le dioxygène l'*oxydant* du sien : c'est donc H_2S qui est oxydé et O_2 qui est réduit.

Demi-équations électroniques (en milieu acide).



Bilan.

On additionne membre à membre après avoir égalisé le nombre d'électrons (8 de part et d'autre), puis on simplifie les 8 H^+ et les 4 H_2O qui figurent des deux côtés :



Vérification : S : 1 = 1 ; O : 4 = 4 ; H : 2 = 2 ; charge : 0 = -2 + 2 = 0. ✓

Justification de l'acidification.

La réaction **libère des ions H^+** (soit, en solution aqueuse, des ions oxonium H_3O^+). La concentration en ions oxonium du milieu augmente donc.

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^\circ}\right)$$

Cette fonction étant *décroissante*, une augmentation de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ entraîne une **diminution du pH**.

Le milieu s'acidifie bien lorsque l'algue s'assèche à l'air libre.

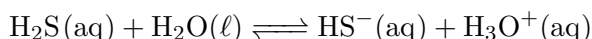


Note du professeur

Pour équilibrer une demi-équation en milieu acide, l'ordre est toujours le même : (1) l'élément caractéristique du couple (ici le soufre), (2) l'oxygène avec des molécules H_2O , (3) l'hydrogène avec des ions H^+ , (4) la charge avec les électrons. Si l'on suit cet ordre, on ne se trompe jamais. Vérifier enfin que le nombre d'électrons est bien celui attendu : ici 8, ce qui correspond au passage du soufre de $-\text{II}$ à $+\text{VI}$.

Q12 Rappeler l'expression de la constante d'acidité K_{A1} du couple $\text{H}_2\text{S}(\text{aq})/\text{HS}^-(\text{aq})$.

La constante d'acidité est la constante d'équilibre associée à l'équation de la réaction de l'acide avec l'eau, écrite à la question Q9 :



Chaque concentration à l'équilibre y est rapportée à la concentration standard $c^\circ = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; l'eau, solvant, n'y figure pas :

$$K_{A1} = \frac{[\text{HS}^-]_{\text{éq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{H}_2\text{S}]_{\text{éq}} \times c^\circ}$$

K_{A1} est une grandeur sans dimension, et $\text{p}K_{A1} = -\log K_{A1} = 7,0$.

Q13 Calculer la valeur du pH. En déduire l'espèce chimique prédominante à ce pH. Indiquer les risques sanitaires et environnementaux à laisser les algues vertes sécher sur la plage.

Étape 1 — calcul du pH.

On applique la relation admise, avec $K_{\text{H}_2\text{S}} = 0,09$, $p_{\text{H}_2\text{S}} = 0,1 \text{ bar}$ et $p^\circ = 1 \text{ bar}$:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \times \left(\text{p}K_{A1} - \log \left(\frac{K_{\text{H}_2\text{S}} \times p_{\text{H}_2\text{S}}}{p^\circ} \right) \right) = \frac{1}{2} \times \left(7,0 - \log \left(\frac{0,09 \times 0,1}{1} \right) \right)$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \times \left(7,0 - \log(9 \times 10^{-3}) \right) = \frac{1}{2} \times (7,0 + 2,05) = \frac{9,05}{2}$$

$$\text{pH} = 4,5$$

Étape 2 — espèce prédominante.

D'après le diagramme de prédominance de la question Q10 :

$$\text{pH} = 4,5 < \text{p}K_{A1} = 7,0$$

C'est désormais le sulfure d'hydrogène $\text{H}_2\text{S}(\text{aq})$, forme acide du couple, qui prédomine.

Étape 3 — risques encourus.

Le séchage des algues sur la plage provoque donc un basculement complet : d'un milieu à $\text{pH} = 8,2$ où prédominait l'ion HS^- , non volatil, on passe à un milieu à $\text{pH} = 4,5$ où prédomine la molécule H_2S , **gazeuse et donc libérée dans l'atmosphère.**



- **Risque sanitaire.** La mention de danger **H330** — « **Mortel par inhalation** » s'applique au H_2S gazeux. Les promeneurs, les animaux et surtout les personnes chargées du ramassage encourrent un risque d'intoxication pouvant être mortel, d'autant que le gaz, plus dense que l'air, s'accumule dans les creux et que l'odorat est rapidement saturé.
- **Risque environnemental.** La mention **H400** — « **Très toxique pour les organismes aquatiques** » signale que le H_2S entraîné vers la mer par le ruissellement ou la marée détruit la faune et la flore aquatiques. L'acidification du milieu (question Q11) aggrave encore la perturbation de l'écosystème littoral.

Il ne faut donc pas laisser les algues vertes sécher sur la plage : leur ramassage doit être rapide, et effectué avec des équipements de protection.

Note du professeur

Toute la partie B tient dans une seule idée qu'il faut savoir formuler : *c'est l'assèchement qui rend les algues dangereuses*. Tant qu'elles baignent dans l'eau de mer ($\text{pH} = 8,2$), le soufre est piégé sous la forme ionique HS^- , qui ne s'évapore pas. Une fois l'algue à l'air libre, la réaction avec le dioxygène acidifie le milieu jusqu'à $\text{pH} = 4,5$, et l'espèce prédominante devient la molécule volatile H_2S . Un correcteur attend explicitement ce raisonnement en deux temps, pas seulement la citation des pictogrammes.

Partie C — Revalorisation des algues vertes

Q14 Nommer la famille fonctionnelle correspondant au groupe caractéristique entouré en pointillés sur la figure 3.

Le groupe entouré est un groupe $-\text{OH}$, appelé **groupe hydroxyle**, lié à un atome de carbone tétragonal (saturé, engagé dans quatre liaisons simples).

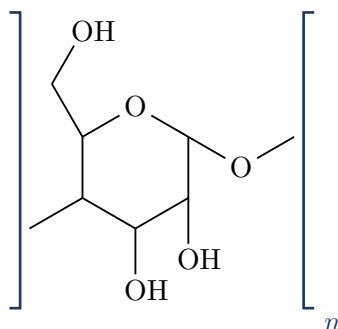
Il caractérise la famille des alcools.

Plus précisément, ce carbone n'est lié qu'à *un seul* autre atome de carbone : il s'agit d'un **alcool primaire**, de motif $-\text{CH}_2-\text{OH}$.

Q15 Identifier et recopier sur la copie le motif du polymère de la figure 3.

Le **motif** d'un polymère est le plus petit groupe d'atomes dont la répétition, un grand nombre de fois, engendre la macromolécule. Sur la figure 3, on reconnaît un cycle à six atomes (cinq carbones et un oxygène) portant un groupe $-\text{CH}_2\text{OH}$ et deux groupes $-\text{OH}$, ces cycles étant reliés entre eux par un atome d'oxygène (pont oxygène). C'est ce cycle, pont compris, qui se répète à l'identique.





Le motif est l'unité glucose (unité glucosyle), de formule brute $C_6H_{10}O_5$.

Le polymère représenté est l'**amylose**, dont la formule s'écrit $(C_6H_{10}O_5)_n$: c'est un *poly-saccharide*, obtenu par polycondensation de molécules de glucose $C_6H_{12}O_6$ avec élimination d'une molécule d'eau à chaque liaison créée — d'où la formule du motif, qui compte bien une molécule d'eau de moins que le glucose.

Q16 Montrer que la quantité de matière de bioéthanol $n_{C_2H_6O}$ contenue dans le volume d'E85 nécessaire pour parcourir 100 km est voisine de $1,4 \times 10^2$ mol.

Étape 1 — volume de bioéthanol.

D'après le tableau, il faut $V_{E85} = 9,3$ L d'E85 pour parcourir 100 km, et l'E85 contient 85 % en volume de bioéthanol :

$$V_{C_2H_6O} = 0,85 \times V_{E85} = 0,85 \times 9,3 = 7,905 \text{ L} \approx 7,9 \text{ L}$$

Étape 2 — masse de bioéthanol.

$$m_{C_2H_6O} = \rho_{C_2H_6O} \times V_{C_2H_6O} = 789 \times 7,905 = 6,24 \times 10^3 \text{ g}$$

Étape 3 — quantité de matière.

$$n_{C_2H_6O} = \frac{m_{C_2H_6O}}{M_{C_2H_6O}} = \frac{6,237 \times 10^3}{46,0}$$

$n_{C_2H_6O} = 1,4 \times 10^2$ mol : la valeur annoncée est bien vérifiée.
(valeur non arrondie : $1,356 \times 10^2$ mol)



Q17 Déterminer le volume de CO_2 libéré lors d'un trajet de 100 km par la combustion du bioéthanol contenu dans l'E85. Comparer au volume libéré par le SP95 et conclure sur l'avantage du bioéthanol. (Question à prise d'initiative.)

Démarche suivie : (1) utiliser les nombres stoechiométriques de l'équation de combustion pour passer du bioéthanol au dioxyde de carbone ; (2) convertir cette quantité de matière en volume grâce à la loi des gaz parfaits ; (3) comparer au volume libéré par le SP95 ; (4) conclure.

Étape 1 — quantité de matière de dioxyde de carbone formée.

D'après l'équation de combustion :



la combustion d'une mole de bioéthanol produit **deux** moles de dioxyde de carbone. Le dioxygène étant en excès (l'air en fournit à volonté), le bioéthanol est entièrement brûlé :

$$n_{\text{CO}_2} = 2 \times n_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = 2 \times 1,356 \times 10^2 = 2,71 \times 10^2 \text{ mol}$$

Étape 2 — volume occupé par ce gaz.

On applique la loi des gaz parfaits $PV = nRT$, avec $T = \theta + 273 = 20 + 273 = 293 \text{ K}$ et $P = p_{\text{atm}} = 1,013 \text{ bar} = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$:

$$V_{\text{CO}_2} = \frac{n_{\text{CO}_2} RT}{P} = \frac{2,71 \times 10^2 \times 8,314 \times 293}{1,013 \times 10^5}$$

$$V_{\text{CO}_2} = 6,5 \text{ m}^3$$

Étape 3 — comparaison avec le SP95.

Le tableau indique $V_{\text{CO}_2}(\text{SP95}) = 8,3 \text{ m}^3$ pour le même trajet de 100 km :

$$\frac{8,3 - 6,5}{8,3} = 0,22 \quad \text{soit une réduction d'environ } 22 \%$$

Étape 4 — conclusion.

La combustion du bioéthanol contenu dans l'E85 libère $6,5 \text{ m}^3$ de CO_2 pour 100 km, contre $8,3 \text{ m}^3$ pour le SP95 : environ 22 % de dioxyde de carbone en moins.

L'avantage du bioéthanol est en réalité double :

- **le bioéthanol lui-même** rejette *directement* moins de dioxyde de carbone à distance parcourue égale — l'E85 contenant encore 15 % de SP95, son rejet *total* est en revanche très proche de celui du SP95 (voir la note ci-dessous) ;
- surtout, le carbone qu'il rejette avait été **prélevé dans l'atmosphère** par les algues lors de leur photosynthèse : le bilan carbone est presque neutre, contrairement au SP95 dont le carbone, d'origine fossile, est ajouté à l'atmosphère. S'y ajoute l'intérêt de valoriser un déchet encombrant, les algues vertes échouées.



Note du professeur

Deux remarques d'honnêteté scientifique, qui valorisent une copie. **(1)** L'arrondi compte : en repartant de $1,4 \times 10^2$ mol au lieu de $1,356 \times 10^2$ mol on trouve $6,7 \text{ m}^3$; la conclusion est inchangée, mais mieux vaut garder la valeur non arrondie et le signaler. **(2)** L'E85 contient encore 15 % d'essence SP95, soit 1,4 L pour 100 km, qui libèrent à leur tour environ $1,7 \text{ m}^3$ de CO_2 : le rejet *total* de l'E85 est donc proche de celui du SP95. C'est bien le caractère *renouvelable* du carbone du bioéthanol, et non la seule quantité rejetée, qui fait son intérêt.

Exercice 2 — Mesure du niveau d'un liquide (6 points)

Partie A — Influence de la capacité lors de la charge d'un condensateur

Q1 Justifier que l'intensité i du courant peut s'exprimer par la relation $i = C \times \frac{du_C}{dt}$.

1. Relation charge-tension. Par définition de la capacité, la charge q portée par l'armature du condensateur est proportionnelle à la tension à ses bornes :

$$q = C \times u_C$$

2. Définition de l'intensité. L'intensité du courant est le débit de charge électrique, c'est-à-dire la dérivée par rapport au temps de la charge de l'armature vers laquelle le courant est orienté. Avec les conventions de la figure 2 (le courant i arrive sur l'armature portant la charge $+q$) :

$$i = \frac{dq}{dt}$$

3. Combinaison. La capacité C étant une constante, on peut la sortir de la dérivée :

$$i = \frac{d(C u_C)}{dt} \quad \Rightarrow \quad \boxed{i = C \times \frac{du_C}{dt}}$$

Cette relation traduit bien le comportement observé : le courant n'existe que tant que la tension *varie*. Une fois le condensateur chargé, u_C est constante et i s'annule.

Q2 Établir l'équation différentielle vérifiée par la tension u_C aux bornes du condensateur lors de la charge sous une tension E .

Loi des mailles. Le circuit comporte le générateur, le conducteur ohmique et le condensateur en série. Avec l'orientation de la figure 2 :

$$E = u_R + u_C$$

Loi d'Ohm. Le conducteur ohmique est orienté en convention récepteur :

$$u_R = R \times i = R \times C \times \frac{du_C}{dt} \quad (\text{d'après Q1})$$

Report dans la loi des mailles.

$$RC \frac{du_C}{dt} + u_C = E$$



soit, sous forme canonique (coefficient 1 devant la dérivée) :

$$\frac{du_C}{dt} + \frac{1}{RC} u_C = \frac{E}{RC}$$

C'est une équation différentielle du premier ordre, linéaire, à coefficients constants et avec second membre.

Q3 Vérifier par un calcul que la tension $u_C(\tau)$ a atteint, à l'instant $t = \tau$, 63 % de sa valeur maximale, et déterminer la valeur de $u_C(\tau)$.

Valeur maximale. Quand t devient très grand, $e^{-t/\tau}$ tend vers 0 : la tension tend vers sa valeur en régime permanent, $u_{C\max} = E = 5,0 \text{ V}$ (le condensateur est alors totalement chargé et le courant est nul).

Valeur à $t = \tau$. On remplace t par τ dans la solution :

$$u_C(\tau) = E \times (1 - e^{-\tau/\tau}) = E \times (1 - e^{-1}) = E \times (1 - 0,368) = 0,632 \times E$$

$$u_C(\tau) = 0,63 \times u_{C\max} : \text{la tension a bien atteint 63 \% de sa valeur maximale.}$$

Application numérique.

$$u_C(\tau) = 0,632 \times 5,0$$

$$u_C(\tau) = 3,2 \text{ V}$$

Note du professeur

Ce résultat ne dépend ni de R , ni de C , ni de E : le facteur $1 - e^{-1} = 0,632$ est universel pour toute charge exponentielle. C'est ce qui en fait une méthode de lecture graphique fiable de τ (question Q5). À ne pas confondre avec la *durée de charge complète*, conventionnellement prise égale à 5τ , pour laquelle u_C atteint 99 % de E .

Q4 Préciser l'influence de la capacité C sur la durée de charge complète du condensateur.

La constante de temps du dipôle RC vaut $\tau = R \times C$, et la durée de charge complète est conventionnellement égale à $5\tau = 5RC$ (la tension y atteint 99 % de E).

$$\Delta t_{\text{charge}} \approx 5RC$$

La résistance R étant fixée, cette durée est **proportionnelle à la capacité C** : par exemple, doubler C double la durée de charge.

Plus la capacité C du condensateur est grande, plus la charge est lente.

C'est précisément ce qui rend le capteur utilisable : la hauteur d'huile modifie la capacité C , donc la durée de charge, que le microcontrôleur sait mesurer.



Partie B — Détermination du volume d'huile contenu dans un fût métallique

Q5 En utilisant la figure 4, montrer que la valeur de la constante de temps τ est voisine de $1,2 \times 10^{-4}$ s. Expliquer la méthode utilisée en s'appuyant sur un schéma.

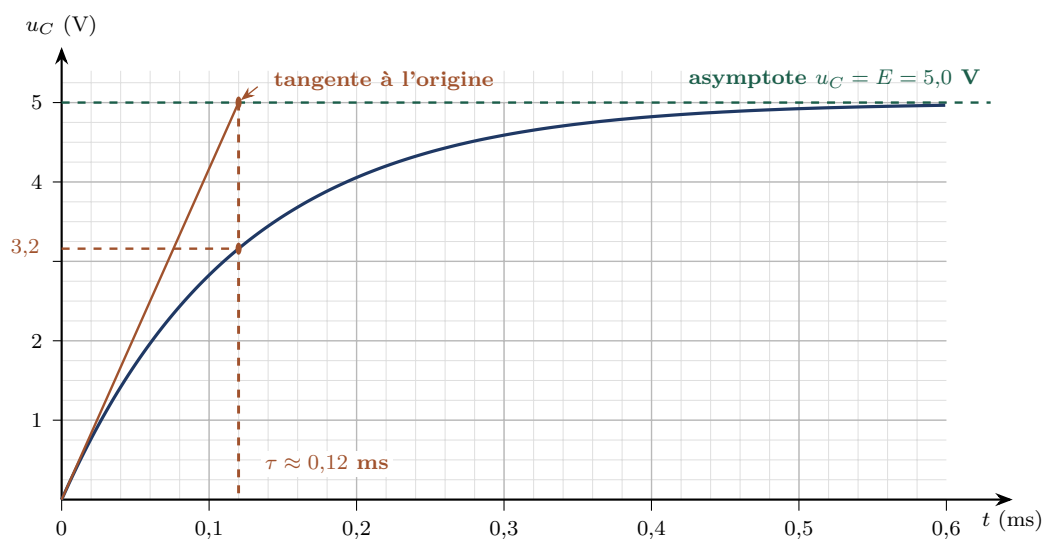
Deux méthodes graphiques, équivalentes, permettent de déterminer τ . On les fait apparaître sur le même schéma.

Méthode 1 — la valeur particulière $0,63 E$.

D'après la question Q3, $u_C(\tau) = 0,63 \times E = 0,63 \times 5,0 = 3,2$ V. On repère l'ordonnée 3,2 V sur la courbe de la figure 4, puis on projette le point correspondant sur l'axe des abscisses.

Méthode 2 — la tangente à l'origine.

La tangente à la courbe à la date $t = 0$ coupe l'asymptote horizontale $u_C = E = 5,0$ V à la date $t = \tau$. Les deux constructions donnent la même abscisse.



$\tau \approx 0,12$ ms $= 1,2 \times 10^{-4}$ s : la valeur annoncée est bien vérifiée.
(lecture graphique à $\pm 0,01$ ms près)

Q6 À l'aide des figures 4 et 5 et des données précédentes, calculer la valeur du volume d'huile V_H contenu dans le fût métallique lors de l'enregistrement de la figure 4. (Question à prise d'initiative.)

Démarche suivie : (1) déduire la capacité C du capteur de la constante de temps mesurée en Q5 ; (2) lire sur la courbe d'étalonnage de la figure 5 la hauteur h d'huile dans le capteur ; (3) remonter à la hauteur H d'huile dans la cuve en ajoutant le niveau d'entrée h_0 ; (4) calculer le volume du cylindre correspondant.

Étape 1 — capacité du capteur.

La constante de temps du dipôle RC vaut $\tau = RC$, d'où :

$$C = \frac{\tau}{R} = \frac{1,2 \times 10^{-4}}{330 \times 10^3} = 3,6 \times 10^{-10} \text{ F} = 0,36 \text{ nF}$$

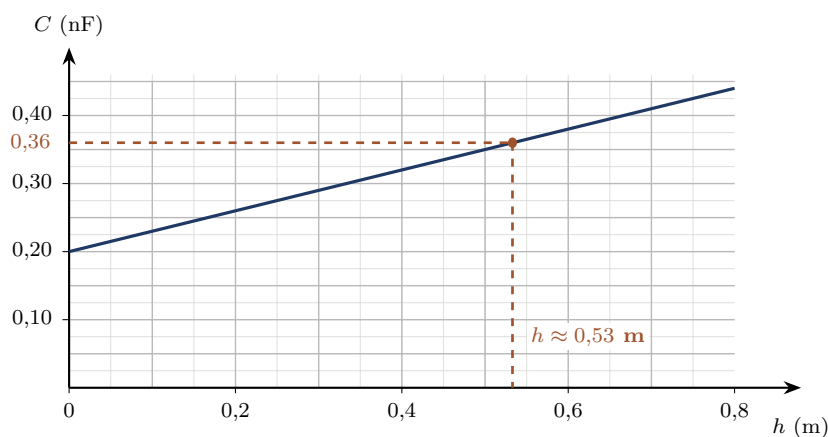


Étape 2 — hauteur d'huile dans le capteur.

La figure 5 est une droite ; on détermine son équation à partir de deux points bien lisibles, $(0 ; 0,20)$ et $(0,80 ; 0,44)$:

$$a = \frac{0,44 - 0,20}{0,80 - 0} = 0,30 \text{ nF} \cdot \text{m}^{-1} \quad \text{d'où} \quad C(h) = 0,30 h + 0,20 \quad (C \text{ en nF}, h \text{ en m})$$

$$h = \frac{C - 0,20}{0,30} = \frac{0,36 - 0,20}{0,30}$$



$$h = 0,53 \text{ m}$$

Étape 3 — hauteur d'huile dans la cuve.

Attention : h est la hauteur d'huile à l'intérieur du condensateur, or celui-ci ne plonge pas jusqu'au fond du fût. D'après la figure 3, l'huile n'entre dans le capteur qu'à partir du niveau $h_0 = 4,4 \text{ cm} = 0,044 \text{ m}$. La hauteur totale d'huile dans le fût vaut donc :

$$H = h + h_0 = 0,53 + 0,044 = 0,574 \text{ m}$$

$$H = 0,57 \text{ m}$$

Étape 4 — volume d'huile.

Le fût est assimilé à un cylindre de diamètre $D = 0,610 \text{ m}$:

$$V_H = \frac{\pi}{4} \times D^2 \times H = \frac{\pi}{4} \times (0,610)^2 \times 0,574 = 0,2922 \times 0,574$$

$$V_H = 0,17 \text{ m}^3, \text{ soit environ } 1,7 \times 10^2 \text{ L}$$

Cet ordre de grandeur est cohérent : un fût standard de 200 L, rempli à environ 85 %.

Note du professeur

Le point qui départage les copies est l'étape 3. Oublier h_0 conduit à $V_H = 0,15 \text{ m}^3$, soit une erreur de près de 8 % : la figure 3 distingue explicitement h (niveau dans le condensateur) et



H (niveau *dans la cuve*), et cette distinction n'est pas décorative. Deuxième réflexe utile sur une question à prise d'initiative : annoncer la chaîne de raisonnement $\tau \rightarrow C \rightarrow h \rightarrow H \rightarrow V_H$ *avant* de calculer. Même si un maillon échoue, la démarche est évaluée et rapporte des points.

Exercice 3 — Le javelot tir sur cible (5 points)

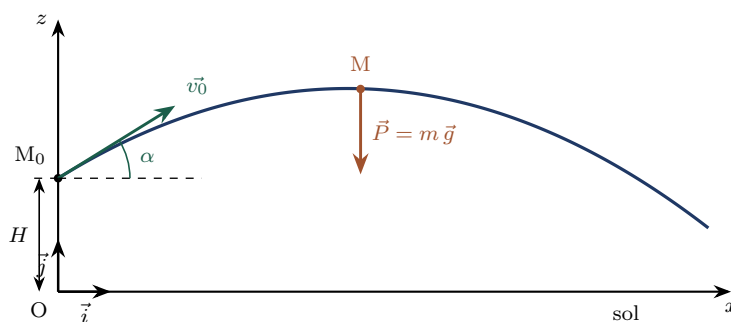
Q1 Énoncer la deuxième loi de Newton et l'appliquer en effectuant un bilan des forces qui s'exercent sur le système au cours du lancer.

Énoncé. Dans un référentiel galiléen, la somme vectorielle des forces extérieures appliquées à un système de masse m constante est égale au produit de sa masse par le vecteur accélération de son centre de masse :

$$\sum \vec{F}_{\text{ext}} = m \vec{a}$$

Application.

- **Système :** le javelot, de masse $m = 300 \text{ g} = 0,300 \text{ kg}$, assimilé au point matériel M.
- **Référentiel :** terrestre, supposé galiléen.
- **Bilan des forces :** les frottements de l'air et la poussée d'Archimède sont négligés (énoncé). Une fois le javelot lâché, il n'est donc soumis qu'à son **poids** $\vec{P} = m \vec{g}$, vertical et dirigé vers le bas.



La deuxième loi de Newton s'écrit alors :

$$\vec{P} = m \vec{a} \quad \Rightarrow \quad m \vec{g} = m \vec{a} \quad \Rightarrow \quad \boxed{\vec{a} = \vec{g}}$$

Le mouvement du javelot est une chute libre : son accélération est indépendante de sa masse.



Q2 Déterminer l'expression des coordonnées $a_x(t)$ et $a_z(t)$ du vecteur accélération $\vec{a}(t)$ du point M au cours du temps.

Le vecteur $\vec{g}$ est vertical et dirigé vers le bas, alors que l'axe (Oz) est orienté vers le haut : sa coordonnée verticale est donc négative. En projetant $\vec{a} = \vec{g}$ dans le repère $(O, \vec{i}, \vec{j})$:

$$\vec{a} \begin{cases} a_x(t) = 0 \\ a_z(t) = -g = -9,81 \text{ m} \cdot \text{s}^{-2} \end{cases}$$

Les deux coordonnées sont constantes : le mouvement est uniforme selon x et uniformément accéléré (vers le bas) selon z .

Q3 Déterminer l'expression des coordonnées $v_x(t)$ et $v_z(t)$ du vecteur vitesse $\vec{v}(t)$ du point M au cours du temps.

Le vecteur vitesse est une primitive du vecteur accélération par rapport au temps. Les constantes d'intégration sont les coordonnées du **vecteur vitesse initiale** $\vec{v}_0$, qui fait un angle α avec l'horizontale :

$$\vec{v}_0 \begin{cases} v_{0x} = v_0 \cos \alpha \\ v_{0z} = v_0 \sin \alpha \end{cases}$$

d'où, par intégration :

$$\vec{v}(t) \begin{cases} v_x(t) = v_0 \cos \alpha \\ v_z(t) = -g t + v_0 \sin \alpha \end{cases}$$

Q4 Montrer que les équations horaires du mouvement $x(t)$ et $z(t)$ du point M ont pour expression celles données par l'énoncé.

Le vecteur position est à son tour une primitive du vecteur vitesse. Les constantes d'intégration sont cette fois les coordonnées du point de départ M_0 , situé sur l'axe (Oz) à la hauteur H :

$$M_0 \begin{cases} x(0) = 0 \\ z(0) = H \end{cases}$$

Il vient :

$$\begin{cases} x(t) = v_0 (\cos \alpha) t \\ z(t) = -\frac{1}{2} g t^2 + v_0 (\sin \alpha) t + H \end{cases}$$

Les équations horaires de l'énoncé sont bien retrouvées.



Q5 Démontrer que la trajectoire du point M a pour équation $z(x) = -\frac{g}{2v_0^2 \cos^2 \alpha} x^2 + (\tan \alpha) x + H$.

L'équation de la trajectoire est la relation entre z et x : il faut donc **éliminer le temps** entre les deux équations horaires.

Étape 1 — exprimer t en fonction de x .

La coordonnée $v_0 \cos \alpha$ n'étant pas nulle (le lancer n'est pas vertical) :

$$x = v_0 (\cos \alpha) t \quad \Rightarrow \quad t = \frac{x}{v_0 \cos \alpha}$$

Étape 2 — reporter dans $z(t)$.

$$z = -\frac{1}{2} g \left(\frac{x}{v_0 \cos \alpha} \right)^2 + v_0 (\sin \alpha) \frac{x}{v_0 \cos \alpha} + H$$

$$z = -\frac{g}{2 v_0^2 \cos^2 \alpha} x^2 + \frac{\sin \alpha}{\cos \alpha} x + H$$

Étape 3 — conclusion.

En reconnaissant $\frac{\sin \alpha}{\cos \alpha} = \tan \alpha$:

$$z(x) = -\frac{g}{2 v_0^2 \cos^2 \alpha} x^2 + (\tan \alpha) x + H$$

La trajectoire est donc une **parabole**, ce que confirme l'allure de la figure 2.

Q6 Dédurre de la modélisation $z = -0,081 x^2 + 0,62 x + 1,1$ la hauteur initiale H du javelot à l'instant du lancer.

À l'instant du lancer, le javelot se trouve en M_0 , d'abscisse $x = 0$. En reportant cette valeur dans l'équation modélisant la trajectoire :

$$z(0) = -0,081 \times 0^2 + 0,62 \times 0 + 1,1 = 1,1$$

Or, d'après l'équation littérale établie en Q5, le terme constant de la trajectoire est précisément H .

$$H = 1,1 \text{ m}$$

Cette valeur est cohérente avec la situation : le centre de masse du javelot se trouve à hauteur d'épaule d'un joueur debout. La lecture de la figure 2 la confirme (le premier point pointé est à $z \approx 1,1 \text{ m}$).



Q7 Montrer que l'angle de lancer vaut $\alpha = 32^\circ$ et que la vitesse initiale est $v_0 = 9,2 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$.

On identifie terme à terme les deux écritures de la trajectoire — l'expression littérale de Q5 et la modélisation numérique :

$$\underbrace{-\frac{g}{2v_0^2 \cos^2 \alpha}}_{\text{coefficient de } x^2} x^2 + \underbrace{\tan \alpha}_{\text{coefficient de } x} x + H \quad \text{et} \quad -0,081 x^2 + 0,62 x + 1,1$$

Étape 1 — angle de lancer.

Le coefficient du terme en x donne directement :

$$\tan \alpha = 0,62 \quad \Rightarrow \quad \alpha = \arctan(0,62) = 31,8^\circ$$

$\alpha = 32^\circ$: la valeur annoncée est bien vérifiée.

Étape 2 — vitesse initiale.

Le coefficient du terme en x^2 donne :

$$\frac{g}{2v_0^2 \cos^2 \alpha} = 0,081 \quad \Rightarrow \quad v_0^2 = \frac{g}{2 \times 0,081 \times \cos^2 \alpha}$$

Avec $\cos(31,8^\circ) = 0,850$, donc $\cos^2 \alpha = 0,722$:

$$v_0^2 = \frac{9,81}{2 \times 0,081 \times 0,722} = \frac{9,81}{0,1170} = 83,8 \text{ m}^2 \cdot \text{s}^{-2} \quad \Rightarrow \quad v_0 = \sqrt{83,8}$$

$v_0 = 9,2 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$: la valeur annoncée est bien vérifiée.

Soit environ $33 \text{ km}\cdot\text{h}^{-1}$, ce qui est tout à fait plausible pour un lancer à la main.

Note du professeur

Deux pièges de calculatrice. **(1)** Vérifier que la calculatrice est en *degrés* avant d'utiliser $\arctan$: en radians on lirait 0,555 et tout s'effondre. **(2)** $\cos^2 \alpha$ signifie $(\cos \alpha)^2$, et non $\cos(\alpha^2)$. Enfin, ne pas arrondir α à 32° avant de calculer v_0 n'a ici aucune conséquence ($v_0 = 9,18 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$ avec 32° exactement), mais le réflexe reste le bon.

Q8 En utilisant l'équation modélisant la trajectoire, déterminer le nombre de points marqués par le joueur.

Démarche suivie : (1) calculer l'altitude du javelot à l'abscisse de la cible ; (2) la comparer à l'altitude du centre de la cible ; (3) situer le point d'impact par rapport aux rayons des deux zones.

Étape 1 — altitude du javelot au niveau de la cible.

Le joueur se place à $d = 8 \text{ m}$ de la cible, et l'origine des abscisses est le point de lancer : le javelot atteint la cible pour $x = 8 \text{ m}$.

$$z(8) = -0,081 \times 8^2 + 0,62 \times 8 + 1,1 = -5,184 + 4,96 + 1,1$$



$$z(8) = 0,876 \text{ m}$$

Étape 2 — écart au centre de la cible.

Le centre de la cible est à $z_{\text{cible}} = 85 \text{ cm} = 0,85 \text{ m}$ du sol :

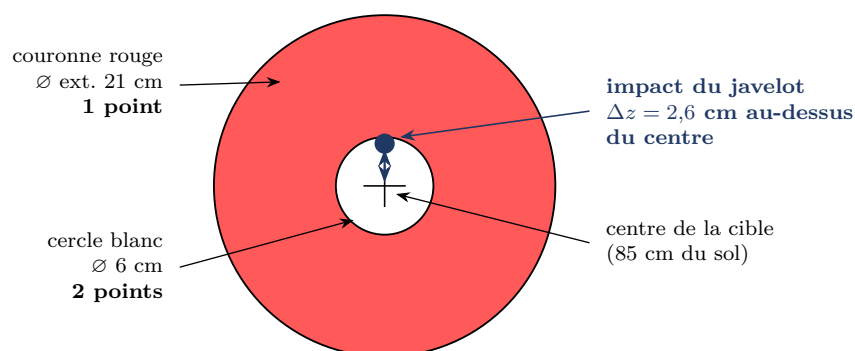
$$\Delta z = |z(8) - z_{\text{cible}}| = |0,876 - 0,850| = 0,026 \text{ m} = 2,6 \text{ cm}$$

Étape 3 — zone atteinte.

Le cercle blanc central a un *diamètre* de 6 cm, donc un **rayon** de 3,0 cm. Or :

$$\Delta z = 2,6 \text{ cm} < 3,0 \text{ cm}$$

Le point d'impact se situe donc à l'intérieur du cercle blanc.



Le javelot se plante dans le cercle blanc : le joueur marque 2 points.

Note du professeur

L'erreur la plus coûteuse ici est de comparer l'écart de 2,6 cm au *diamètre* de 6 cm au lieu du *rayon* de 3 cm : on conclurait encore au cercle blanc, mais par un raisonnement faux — et avec une marge de sécurité illusoire. Second point de vigilance : ne pas arrondir $z(8)$ à 0,9 m avant de faire la soustraction, car l'écart cherché (2,6 cm) est du même ordre que l'arrondi ; il faut conserver $z(8) = 0,876 \text{ m}$ dans le calcul de Δz . Enfin, le sujet précise que chaque joueur lance *deux* javelots : un second tir identique porterait le total à 4 points.



Récapitulatif des résultats numériques

Exercice 1. $V_{\text{prélevé}} = 5,0 \text{ mL}$ (pipette jaugée + fiole de 10,0 mL) • $\lambda \approx 600 \text{ nm}$, solution **bleue** • $k = 0,604 \text{ L}\cdot\text{mmol}^{-1}$ • $C_S \approx 0,67 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1} \rightarrow n_{\text{Cu}^{2+}} = 6,7 \times 10^{-5} \text{ mol}$ • $n_{\text{NO}_3^-} = 4,47 \times 10^{-5} \text{ mol}$ • $\rightarrow C_m = 55 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1} > 50 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$: eau non conforme • $\text{H}_2\text{S}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{HS}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ • à pH = 8,2 : HS^- prédomine • $\text{H}_2\text{S}(\text{aq}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{H}^+(\text{aq})$ • pH = 4,5 : H_2S prédomine (H330, H400) • alcool (primaire) • motif $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$ (unité glucose) • $n_{\text{C}_2\text{H}_6\text{O}} = 1,4 \times 10^2 \text{ mol}$ • $\rightarrow V_{\text{CO}_2} = 6,5 \text{ m}^3$ contre $8,3 \text{ m}^3$ (−22 %).

Exercice 2. $i = C \text{ du}_C / \text{dt}$ • $RC \frac{\text{du}_C}{\text{dt}} + u_C = E$ • $u_C(\tau) = 0,63 E = 3,2 \text{ V}$ • durée de charge $\approx 5RC$, proportionnelle à C • $\tau \approx 1,2 \times 10^{-4} \text{ s} \rightarrow C = 0,36 \text{ nF} \rightarrow h = 0,53 \text{ m} \rightarrow H = h + h_0 = 0,57 \text{ m} \rightarrow V_H = 0,17 \text{ m}^3 \approx 1,7 \times 10^2 \text{ L}$.

Exercice 3. $\vec{a} = \vec{g}$ (chute libre) : $a_x = 0$, $a_z = -9,81 \text{ m}\cdot\text{s}^{-2}$ • $v_x = v_0 \cos \alpha$, $v_z = -gt + v_0 \sin \alpha$ • $z(x) = -\frac{g}{2v_0^2 \cos^2 \alpha} x^2 + (\tan \alpha)x + H$ • $H = 1,1 \text{ m}$ • $\alpha = 32^\circ$, $v_0 = 9,2 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$ • $z(8) = 0,876 \text{ m}$, $\Delta z = 2,6 \text{ cm} < 3,0 \text{ cm}$: cercle blanc, **2 points**.

