Les caractéristiques d'un sol truffier

Bac S 2018 Liban (ancien programme) · Exercice 3 **5 points** **Durée conseillée 50 min**

1.1 Vérifier que les conditions de pH sont favorables à la culture de la truffe.

Données utiles $[H_3O^+] = 1{,}25 \times 10^{-8}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$; sol truffier : pH entre 7,5 et 8,5

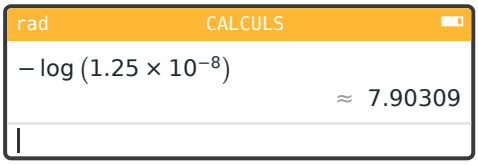
$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^\circ}\right) \text{ avec } c^\circ = 1\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

$$\text{pH} = -\log\left(1{,}25 \times 10^{-8}\right) = 7{,}90$$

$\text{pH} = 7{,}90$, et $7{,}5 < 7{,}90 < 8{,}5$: le pH du sol est favorable à la truffe.

COMPRENDRE
Chiffres significatifs : pour un pH, on garde autant de décimales que la concentration compte de chiffres significatifs. Ici trois chiffres pour $[H_3O^+]$, donc 7,90 et non 7,9.

À LA CALCULATRICE



1.2 Placer sur un axe gradué en pH les domaines de prédominance de HCO_3^-, CO_3^{2-} et CO_2, H_2O. En déduire l'espèce prédominante dans la solution de sol. Est-ce cohérent avec la réaction 1 ?

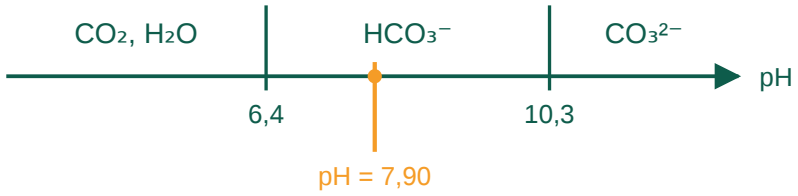
Données utiles $pK_A(CO_2, H_2O / HCO_3^-) = 6{,}4$; $pK_A(HCO_3^- / CO_3^{2-}) = 10{,}3$; $\text{pH} = 7{,}90$ (1.1)

Pour un couple acide/base, l'acide prédomine si $\text{pH} < pK_A$ et la base si $\text{pH} > pK_A$. On obtient le diagramme ci-dessous.

Dans la solution de sol, $6{,}4 < \text{pH} < 10{,}3$.

L'espèce prédominante est l'ion hydrogénocarbonate HCO_3^-. C'est cohérent : HCO_3^- est l'espèce carbonatée formée par la réaction 1.

MÉTHODE
Un diagramme de prédominance se construit toujours ainsi : un axe de pH, une frontière à chaque pK_A, l'espèce la plus acide à gauche. HCO_3^-, base du premier couple et acide du second, occupe le domaine central.



1.2 · Diagramme de prédominance ; en orange, le pH de la solution de sol

1.3 Écrire l'équation de la réaction acido-basique entre le dioxyde de carbone dissous CO_2, H_2O et l'eau.

L'acide CO_2, H_2O cède un ion H^+ à l'eau, qui joue le rôle de base (couples $CO_2, H_2O / HCO_3^-$ et H_3O^+ / H_2O).

$$CO_2, H_2O\,(aq) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons HCO_3^-\,(aq) + H_3O^+\,(aq)$$

COMPRENDRE
La double flèche s'impose : CO_2, H_2O est un acide faible ($pK_A = 6{,}4$), sa réaction avec l'eau est limitée et conduit à un équilibre.

1.4 Expliquer comment évoluerait le pH du sol si la quantité de dioxyde de carbone dissous augmentait.

D'après l'équation écrite en 1.3, un apport de CO_2, H_2O entraîne la formation d'ions H_3O^+ supplémentaires : $[H_3O^+]$ augmente.

Or $\text{pH} = -\log\left([H_3O^+]/c^\circ\right)$ est une fonction décroissante de $[H_3O^+]$.

Le pH du sol diminuerait : le sol deviendrait plus acide.

PIÈGE
Confondre le sens de variation : quand $[H_3O^+]$ augmente, le pH baisse. Répondre « le pH augmente car il y a plus d'acide » fait perdre la question.

2.1 Expliquer pourquoi l'acide chlorhydrique doit être introduit en excès.

On veut déduire du volume de CO_2 recueilli la quantité totale de $CaCO_3$ contenue dans l'échantillon. Il faut donc que tout le carbonate de calcium réagisse : $CaCO_3$ doit être le réactif limitant.

Avec l'acide en excès, $CaCO_3$ est entièrement consommé ; sinon, le gaz dégagé ne correspondrait qu'à une partie du calcaire et la teneur serait sous-estimée.

2.2 La quantité de calcaire dans le sol étudié convient-elle à la culture de la truffe ?

Données utiles $V = 72\ \text{mL}$; $m = 1{,}2\ \text{g}$; $V_m = 24{,}1\ \text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(CaCO_3) = 100{,}1\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$; sol truffier : entre 20 % et 60 % en masse

Quantité de gaz recueilli : $n(CO_2) = \dfrac{V}{V_m}$.

D'après l'équation, une mole de $CaCO_3$ donne une mole de CO_2, et $CaCO_3$ est limitant : $n(CaCO_3) = n(CO_2)$.

$$m(CaCO_3) = \frac{V}{V_m} \times M(CaCO_3) = \frac{72 \times 10^{-3}}{24{,}1} \times 100{,}1 = 0{,}30\ \text{g}$$

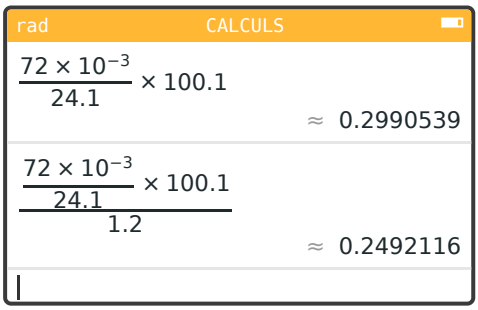
Pourcentage massique : $w = \dfrac{m(CaCO_3)}{m} = \dfrac{0{,}30}{1{,}2} = 0{,}25$

$w = 25\ \%$, compris entre 20 % et 60 % : la teneur en calcaire convient à la truffe.

PIÈGE
Laisser V en millilitres alors que V_m est en litres par mole : on trouverait 300 g de calcaire dans 1,2 g de sol. Un résultat absurde doit alerter.

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs, comme V et m, les données les moins précises.

À LA CALCULATRICE



3.1 Proposer une liste de matériel et un protocole pour préparer la solution S_3 à partir de la solution S_0. Justifier.

Données utiles $C_0 = 1{,}0 \times 10^{-2}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $C_3 = 5{,}0 \times 10^{-3}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$; $V = 50{,}0\ \text{mL}$

Il s'agit d'une dilution : la quantité de soluté prélevée se conserve, $C_0\,V_0 = C_3\,V$.

$$V_0 = \frac{C_3\,V}{C_0} = \frac{5{,}0 \times 10^{-3} \times 50{,}0}{1{,}0 \times 10^{-2}} = 25\ \text{mL}$$

Matériel : bécher, pipette jaugée de 25,0 mL avec propipette, fiole jaugée de 50,0 mL avec bouchon, pissette d'eau distillée.

Protocole :

- verser un peu de S_0 dans le bécher et y prélever 25,0 mL à la pipette jaugée ;
- introduire ce prélèvement dans la fiole jaugée de 50,0 mL ;
- ajouter de l'eau distillée aux trois quarts, boucher, agiter ;
- compléter jusqu'au trait de jauge, boucher, homogénéiser.

On prélève $V_0 = 25\ \text{mL}$ de S_0 (pipette jaugée) que l'on dilue dans une fiole jaugée de 50,0 mL : dilution au demi.

PIÈGE
Proposer une éprouvette graduée ou un bécher pour mesurer les volumes. Une solution étalon exige de la verrerie jaugée, et on ne pipette jamais directement dans le flacon de solution mère.

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS

$$\frac{5.0 \times 10^{-3} \times 50.0}{1.0 \times 10^{-2}} \approx 25$$

3.2 Déterminer la concentration molaire en ions cuivre $[\text{Cu}^{2+}]$ de la solution de sol préparée.

Données utiles tableau des absorbances des solutions S_1 à S_4 et S_0 ; $A_S = 0{,}035$

On trace la courbe d'étalonnage $A = f(C)$ à partir des cinq solutions étalons.

Les points sont pratiquement alignés sur une droite passant par l'origine : la loi de Beer-Lambert $A = k\,C$ est vérifiée. La droite tracée passe par exemple par le point $(10\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}\ ;\ 0{,}101)$, soit $k \approx 10\ \text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

La solution de sol contient la même espèce absorbante, mesurée à la même longueur d'onde : on reporte $A_S = 0{,}035$ sur la droite et on lit l'abscisse correspondante, $C_S = 3{,}5\ \text{mmol} \cdot \text{L}^{-1}$.

$$[\text{Cu}^{2+}] = 3{,}5 \times 10^{-3}\ \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

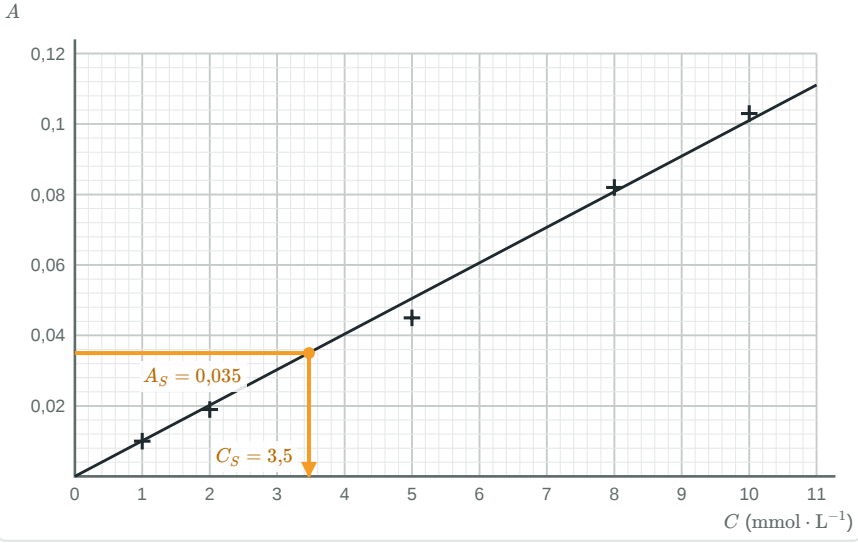
PIÈGE
Utiliser un seul étalon (par exemple S_0) pour calculer k : la démarche attendue exploite toute la gamme, par un tracé ou une modélisation. Vu la lecture graphique, deux chiffres significatifs suffisent.

MÉTHODE
Dosage par étalonnage : 1) tracer $A = f(C)$ avec les étalons ; 2) vérifier l'alignement avec l'origine ; 3) reporter l'absorbance de l'échantillon. La valeur doit tomber entre les étalons extrêmes, ce qui est le cas ici.

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS

$$\frac{0.035}{0.0101} \approx 3.465347$$



3.2 · Courbe d'étalonnage et lecture pour la solution de sol

3.3 En déduire la concentration massique C_{mS} (ou teneur) en ions cuivre $\mathrm{Cu^{2+}}$ dans le sol. Conclure.

Données utiles $[\mathrm{Cu^{2+}}] = 3{,}5 \times 10^{-3}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$ (3.2) ; $M(\mathrm{Cu^{2+}}) = 63{,}5\ \mathrm{g \cdot mol^{-1}}$; solution de 1,00 L préparée avec 500,0 g de sol ; limite : 100 mg par kg de sol

Concentration massique de la solution de sol :

$$C_{mS} = [\mathrm{Cu^{2+}}] \times M(\mathrm{Cu^{2+}}) = 3{,}5 \times 10^{-3} \times 63{,}5 = 0{,}22\ \mathrm{g \cdot L^{-1}}$$

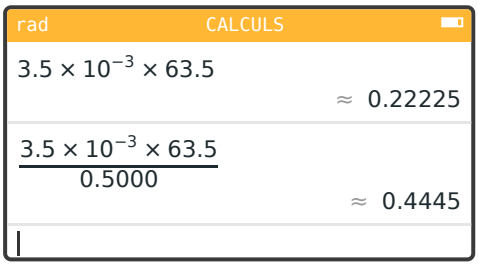
Le volume de solution étant de 1,00 L, les 500,0 g de sol ont libéré $0{,}22$ g d'ions cuivre. Rapportée à un kilogramme de sol :

$$t = \frac{0{,}22}{0{,}5000} = 0{,}44\ \mathrm{g \cdot kg^{-1}}$$

$C_{mS} = 0{,}22\ \mathrm{g \cdot L^{-1}}$, soit une teneur de $4{,}4 \times 10^2$ mg d'ions cuivre par kg de sol, très supérieure à 100 mg par kg : le sol contient trop de cuivre.

PIÈGE
Comparer directement $220\ \mathrm{mg \cdot L^{-1}}$ au seuil de $100\ \mathrm{mg \cdot kg^{-1}}$: ce ne sont pas les mêmes grandeurs. Le critère porte sur un kilogramme de sol, or la solution n'en contient que 500,0 g.

À LA CALCULATRICE



4 Après ces différentes analyses, peut-on affirmer que l'échantillon de sol étudié est propice à la culture de la truffe ?

Données utiles $\mathrm{pH} = 7{,}90$ (1.1) ; 25 % de $\mathrm{CaCO_3}$ (2.2) ; $4{,}4 \times 10^2$ mg de cuivre par kg (3.3)

Bilan des trois critères :

- pH : 7,90, compris entre 7,5 et 8,5, critère respecté ;
- calcaire : 25 % en masse, compris entre 20 % et 60 %, critère respecté ;
- cuivre : $4{,}4 \times 10^2$ mg par kg, au-delà de la limite de 100 mg par kg, critère non respecté.

Non : malgré un pH et une teneur en calcaire convenables, l'excès de cuivre rend ce sol impropre à la culture de la truffe.

MÉTHODE
Pour une question de synthèse, reprendre chaque critère du sujet avec la valeur trouvée, puis conclure : les conditions sont cumulatives, un seul critère non respecté suffit à répondre non.