Acidité des sols

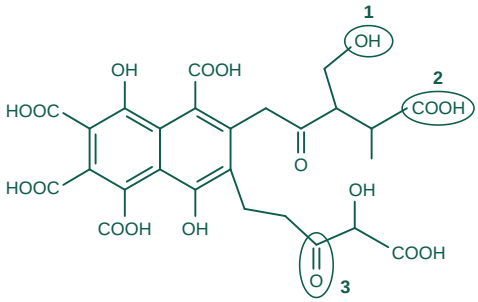
Bac 2026 Asie-Pacifique Jour 1 · Exercice 1 **9 points** **Durée conseillée 1 h 35**

Q1 Compléter le tableau de l'annexe en identifiant les familles associées aux groupes caractéristiques entourés (liste : acide carboxylique, alcool, aldéhyde, amide, cétone, ester).

- Groupe 1, hydroxyle $-\mathrm{OH}$ porté par un carbone tétraédrique : famille des **alcools**.
- Groupe 2, carboxyle $-\mathrm{COOH}$: famille des **acides carboxyliques**.
- Groupe 3, carbonyle $\mathrm{C{=}O}$ situé entre deux atomes de carbone : famille des **cétones**.

1 : alcool ; 2 : acide carboxylique ; 3 : cétone

PIÈGE
Confondre cétone et aldéhyde. Dans un aldéhyde, le carbone du groupe carbonyle est en bout de chaîne et porte un atome d'hydrogène. Ici il est lié à deux carbones.



Groupe	Nom de la famille
1	alcool
2	acide carboxylique
3	cétone

Q1 · Annexe complétée : formule topologique de l'acide fulvique et tableau des familles

Q2 Préciser, parmi la liste, la famille qui contribue à l'acidité de la molécule.

Un acide, au sens de Brönsted, est une espèce capable de céder un ion hydrogène $\mathrm{H^+}$. Le groupe carboxyle peut le faire : $-\mathrm{COOH}$ devient $-\mathrm{COO}-$.

La famille des **acides carboxyliques** est responsable de l'acidité de la molécule.

COMPRENDRE
La molécule compte six groupes carboxyle : elle peut céder plusieurs ions $\mathrm{H^+}$. Dans l'eau, un alcool ne cède pratiquement pas son hydrogène.

Q3 Donner la formule des espèces 1, 2 et 3 mentionnées sur le diagramme de distribution.

Plus le pH augmente, plus l'espèce qui prédomine a cédé d'ions $\mathrm{H^+}$. L'espèce 1, majoritaire en milieu acide, est donc la plus acide ; l'espèce 3, majoritaire en milieu très basique, est la plus basique.

Espèce 1 : $\mathrm{H_2CO_3\,(aq)}$; espèce 2 : $\mathrm{HCO_3^-\,(aq)}$; espèce 3 : $\mathrm{CO_3^{2-}\,(aq)}$

MÉTHODE
Sur un diagramme de distribution, on range les espèces de gauche à droite de la plus acide à la plus basique : chaque passage d'une courbe à la suivante correspond à la perte d'un ion $\mathrm{H^+}$.

Q4 Préciser, en justifiant, le terme qualifiant le comportement acido-basique de l'espèce 2.

L'ion hydrogénocarbonate $\mathrm{HCO_3^-}$ appartient aux deux couples : il est la base du couple $\mathrm{H_2CO_3\,/\,HCO_3^-}$ et l'acide du couple $\mathrm{HCO_3^-\,/\,CO_3^{2-}}$. Il peut donc capter ou céder un ion $\mathrm{H^+}$.

L'espèce 2 est une espèce **amphotère** (un ampholyte).

PIÈGE
Donner le mot sans la justification. La question demande de justifier : il faut citer les deux couples et le rôle de $\mathrm{HCO_3^-}$ dans chacun.

Q5 Donner l'expression littérale de la constante d'acidité K_{A1} en fonction de $[H_2CO_3]$, $[HCO_3^-]$, $[H_3O^+]$ et c°.

K_{A1} est la constante d'équilibre de la réaction de l'acide H_2CO_3 avec l'eau :

$$H_2CO_3\,(aq) + H_2O\,(l) \rightleftharpoons HCO_3^-\,(aq) + H_3O^+\,(aq)$$

Les concentrations sont celles de l'état d'équilibre :

$$K_{A1} = \frac{[HCO_3^-] \times [H_3O^+]}{[H_2CO_3] \times c^\circ}$$

COMPRENDRE
Chaque concentration est divisée par c° pour que K_{A1} soit sans unité ; après simplification il reste un seul c°. L'eau, solvant, n'apparaît pas dans l'expression.

Q6 En déduire la relation $\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_{A1} + \log\left(\frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}\right)$.

Données utiles expression de K_{A1} (Q5)

On applique $-\log$ à l'expression de K_{A1}, avec $\log(a \times b) = \log a + \log b$:

$$-\log K_{A1} = -\log\left(\frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}\right) - \log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^\circ}\right)$$

Or $\mathrm{p}K_{A1} = -\log K_{A1}$ et $\mathrm{pH} = -\log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^\circ}\right)$, donc $\mathrm{p}K_{A1} = -\log\left(\frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}\right) + \mathrm{pH}$.

$$\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_{A1} + \log\left(\frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}\right)$$

PIÈGE
Inverser le quotient. Dans le logarithme, la base est au numérateur et l'acide au dénominateur : quand la base l'emporte, le pH dépasse le $\mathrm{p}K_A$.

Q7 Estimer la valeur de $\mathrm{p}K_{A1}$ en utilisant la figure 2, en justifiant à partir de la relation démontrée précédemment.

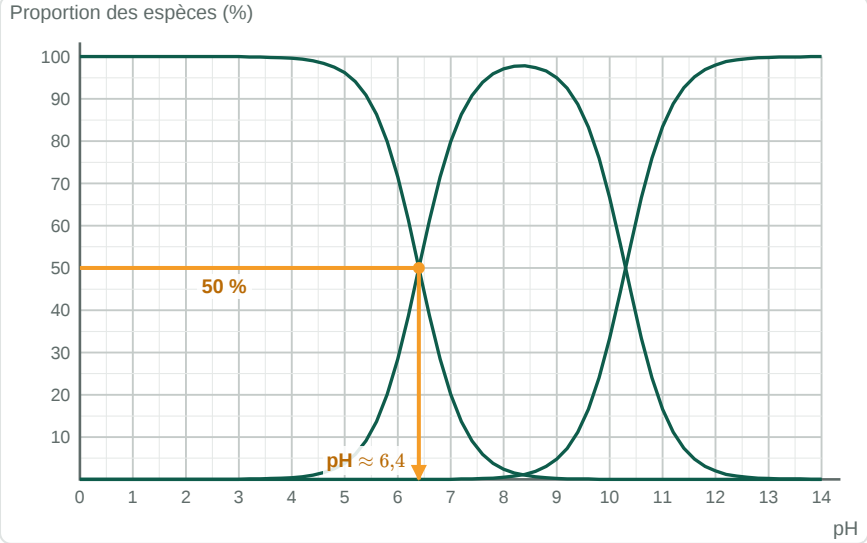
Données utiles relation de Q6 ; figure 2

Lorsque $[HCO_3^-] = [H_2CO_3]$, le quotient vaut 1 et $\log 1 = 0$: la relation donne $\mathrm{pH} = \mathrm{p}K_{A1}$.

Sur la figure 2, cette égalité correspond au point où les courbes des espèces 1 et 2 se croisent, chacune à 50 %. On lit l'abscisse de ce point : $\mathrm{pH} \approx 6{,}4$.

$$\mathrm{p}K_{A1} \approx 6{,}4$$

MÉTHODE
Sur un diagramme de distribution, le $\mathrm{p}K_A$ d'un couple est le pH du croisement des courbes de l'acide et de sa base. Le second croisement donne de même $\mathrm{p}K_{A2} \approx 10{,}3$.



Q7 · Figure 2 du sujet (allure) : les courbes des espèces 1 et 2 se croisent à 50 %

Q8 Indiquer, en justifiant, l'espèce acido-basique issue du carbone atmosphérique prédominante dans la terre de bruyère (pH proche de 5).

Données utiles $\mathrm{p}K_{A1} \approx 6{,}4$ (Q7)

Le pH de la terre de bruyère est inférieur à $\mathrm{p}K_{A1}$: $5 < 6{,}4$. D'après la relation de Q6, $\log\left(\dfrac{[\mathrm{HCO_3^-}]}{[\mathrm{H_2CO_3}]}\right) < 0$, donc $[\mathrm{H_2CO_3}] > [\mathrm{HCO_3^-}]$. La figure 2 le confirme : à pH = 5, l'espèce 1 représente plus de 90 % du total.

L'espèce prédominante est l'acide carbonique $\mathrm{H_2CO_3\,(aq)}$.

MÉTHODE
Pour un couple acide/base : si $\mathrm{pH} < \mathrm{p}K_A$, l'acide prédomine ; si $\mathrm{pH} > \mathrm{p}K_A$, c'est la base. Un axe de pH gradué avec les $\mathrm{p}K_A$ suffit à conclure.

Q9 Écrire l'équation de la réaction modélisant la dissolution de $\mathrm{Ca(OH)_2\,(s)}$ dans l'eau, transformation considérée comme totale.

Le solide ionique se dissocie en ions calcium et en ions hydroxyde. La transformation est totale : on écrit une flèche simple.

$$\mathrm{Ca(OH)_2\,(s) \longrightarrow Ca^{2+}\,(aq) + 2\,HO^-\,(aq)}$$

PIÈGE
Oublier le nombre stœchiométrique 2 devant $\mathrm{HO^-}$, ou les états physiques. Vérifier la neutralité électrique : $(+2) + 2 \times (-1) = 0$.

Q10 Montrer que la concentration en ions hydroxyde de la solution S est $[\mathrm{HO^-}] = 3{,}38 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$.

Données utiles $m = 0{,}250$ g ; $V = 200$ mL ; $M = 74{,}0\ \mathrm{g \cdot mol^{-1}}$; équation de dissolution (Q9)

Quantité de solide dissous : $n(\mathrm{Ca(OH)_2}) = \dfrac{m}{M}$.

D'après l'équation de dissolution, totale, une mole de solide libère deux moles d'ions hydroxyde : $n(\mathrm{HO^-}) = 2\,n(\mathrm{Ca(OH)_2}) = \dfrac{2\,m}{M}$.

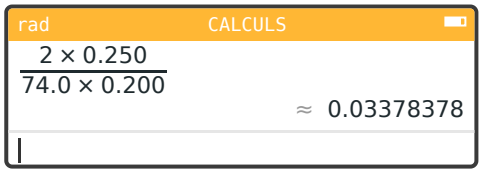
$$[\mathrm{HO^-}] = \frac{n(\mathrm{HO^-})}{V} = \frac{2\,m}{M \times V} = \frac{2 \times 0{,}250}{74{,}0 \times 0{,}200}$$

$[\mathrm{HO^-}] = 3{,}38 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$: c'est la valeur attendue.

PIÈGE
Oublier le facteur 2 : on trouve alors $1{,}69 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$, qui est la concentration en ions calcium. Penser aussi à convertir V en litres.

COMPRENDRE
Les données m, M et V ont trois chiffres significatifs : le résultat en garde trois. Le « 2 » de l'équation est un nombre exact, il ne limite pas la précision.

À LA CALCULATRICE



Q11 En déduire la valeur du pH de la solution S.

Données utiles $[\mathrm{HO^-}] = 3{,}38 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol \cdot L^{-1}}$ (Q10) ; $K_e = 1{,}00 \times 10^{-14}$ à 25 °C

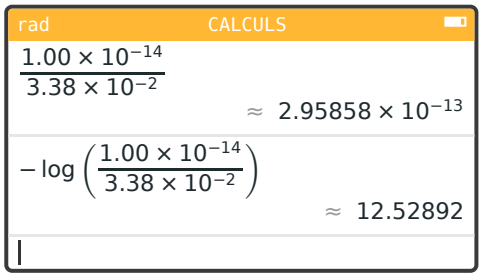
Le produit ionique de l'eau s'écrit $K_e = \dfrac{[\mathrm{H_3O^+}] \times [\mathrm{HO^-}]}{(c^\circ)^2}$, donc $[\mathrm{H_3O^+}] = \dfrac{K_e \times (c^\circ)^2}{[\mathrm{HO^-}]}$.

$$\mathrm{pH} = -\log\left(\frac{[\mathrm{H_3O^+}]}{c^\circ}\right) = -\log\left(\frac{K_e \times c^\circ}{[\mathrm{HO^-}]}\right) = -\log\left(\frac{1{,}00 \times 10^{-14}}{3{,}38 \times 10^{-2}}\right)$$

$\mathrm{pH} = 12{,}5$

PIÈGE
Calculer $-\log[\mathrm{HO^-}] = 1{,}5$ et l'annoncer comme pH. Une solution basique a un pH supérieur à 7 à 25 °C : ce contrôle rapide évite l'erreur.

À LA CALCULATRICE



Q12 Déterminer la masse d'hydroxyde de calcium $m(\mathrm{Ca(OH)_2\,(s)})$ nécessaire pour amener à pH = 6,50 une parcelle de 1,00 ha sur 10,0 cm de profondeur.

Données utiles $m_c = 1{,}4 \times S \times e$ (m_c en t, S en $\mathrm{m^2}$, e en m) ; $1\ \mathrm{ha} = 1{,}00 \times 10^4\ \mathrm{m^2}$; $1\ \mathrm{t} = 1{,}00 \times 10^3$ kg ; $M = 74{,}0\ \mathrm{g \cdot mol^{-1}}$; figure 3

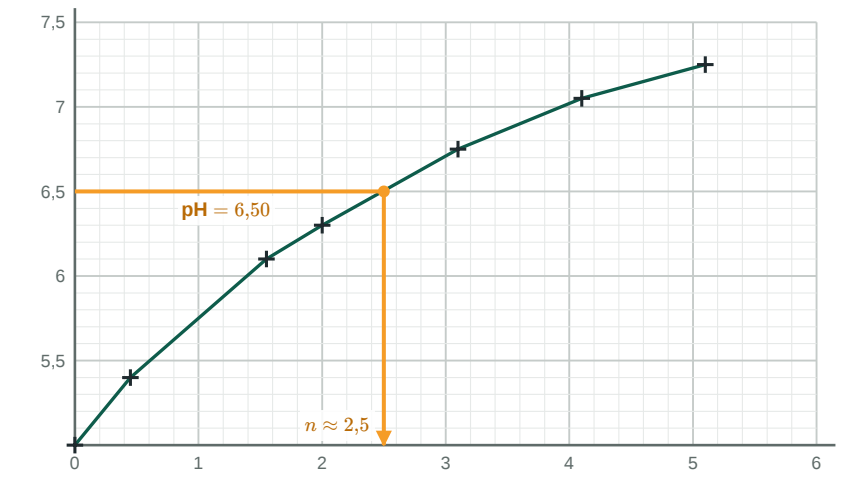
Masse de sol à traiter. $S = 1{,}00 \times 10^4\ \mathrm{m^2}$ et $e = 0{,}100$ m : $m_c = 1{,}4 \times 1{,}00 \times 10^4 \times 0{,}100 = 1{,}4 \times 10^3\ \mathrm{t} = 1{,}4 \times 10^9$ g.

Lecture de la figure 3. On suppose que le sol se comporte comme l'échantillon test. Le pH atteint 6,50 pour $n \approx 2{,}5$ mmol d'ions calcium pour 100 g de terre.

Proportionnalité. Pour la masse m_c : $n(\mathrm{Ca^{2+}}) = 2{,}5 \times 10^{-3} \times \dfrac{1{,}4 \times 10^9}{100{,}0} = 3{,}5 \times 10^4$ mol.

Masse de chaux. D'après l'équation de dissolution, $n(\mathrm{Ca(OH)_2}) = n(\mathrm{Ca^{2+}})$, donc : $m(\mathrm{Ca(OH)_2}) = n(\mathrm{Ca^{2+}}) \times M = 3{,}5 \times 10^4 \times 74{,}0 = 2{,}6 \times 10^6$ g.

$m(\mathrm{Ca(OH)_2}) \approx 2{,}6 \times 10^6$ g, soit environ 2,6 tonnes de chaux éteinte pour un hectare.



Q12 · Figure 3 du sujet, avec la lecture pour pH = 6,50

PIÈGE
Les unités : m_c sort en tonnes alors que la figure 3 vaut pour 100 g de terre, et n s'y lit en mmol. Ici une mole de chaux apporte une mole d'ions calcium : pas de facteur 2.

COMPRENDRE
Le coefficient 1,4 et la lecture graphique 2,5 mmol n'ont que deux chiffres significatifs : on annonce 2,6 t et non 2,59 t. Dans l'énoncé, la lettre S désigne à la fois la solution et la superficie.

MÉTHODE
Question ouverte : annoncer le plan avant de calculer (masse de sol, lecture graphique, proportionnalité, masse). Chaque étape présentée rapporte des points, même si le résultat final manque.

À LA CALCULATRICE

