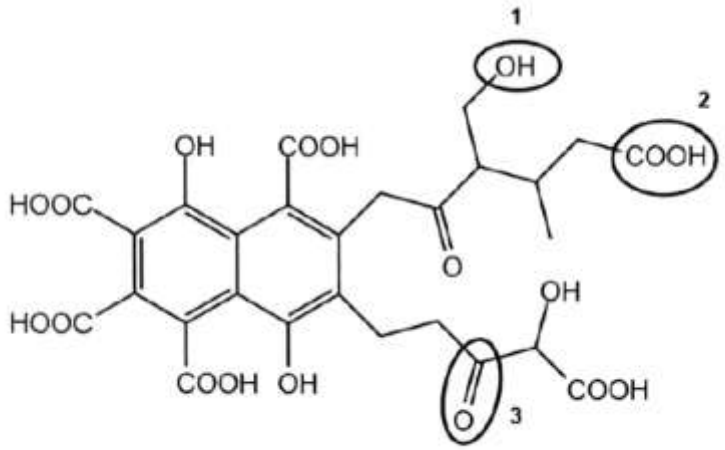
Bac 2026 Asie Pacifique Jour 1 **Correction https://www.labolycee.org**

Exercice 1 – Acidité des sols (9 points)

Partie 1 – pH d'un sol

Q1- Compléter le tableau présent sur l'ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE en identifiant les familles associées aux groupes caractéristiques qui y sont entourés.
On les choisira parmi la liste suivante : acide carboxylique, alcool, aldéhyde, amide, cétone, ester.



Numéro du groupe caractéristique	Nom de la famille
1	Alcool
2	Acide carboxylique
3	cétone

Q2- Préciser, parmi la liste ci-dessus, la famille qui contribue à l'acidité de la molécule.
L'acidité de la molécule est due à la famille acide carboxylique. Le groupe carboxyle COOH peut céder un proton H^+.

Données :
- Couples acido-basiques et pK_A associé
  - o $H_2CO_3(aq)$ / $HCO_3^-(aq)$ pK_{A1}
  - o $HCO_3^-(aq)$ / $CO_3^{2-}(aq)$ pK_{A2}

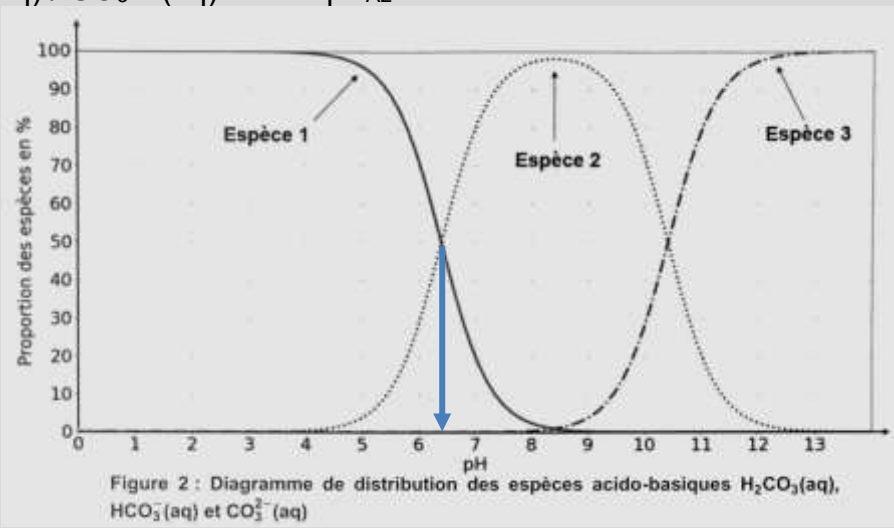


Figure 2 : Diagramme de distribution des espèces acido-basiques $H_2CO_3(aq)$, $HCO_3^-(aq)$ et $CO_3^{2-}(aq)$

Q3- Donner la formule des espèces 1, 2 et 3 mentionnées sur le diagramme de distribution.
Espèce 1 : $H_2CO_3(aq)$; Espèce 2 : $HCO_3^-(aq)$; Espèce 3 : $CO_3^{2-}(aq)$

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

HCO_3^- est l'acide du couple HCO_3^- (aq) / CO_3^{2-} (aq) et la base du couple H_2CO_3(aq) / HCO_3^-(aq) il s'agit donc d'une espèce amphotère.

Q5- Donner l'expression littérale de la constante d'acidité K_{A1} en fonction des concentrations [H_2CO_3], [HCO_3^-] et [H_3O^+] et c°, la concentration standard (c° = 1 mol · L^{-1}).

D'après l'équation de la réaction $H_2CO_3(aq) + H_2O(\ell) \rightleftarrows HCO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$

$$K_{A1} = \frac{\frac{[HCO_3^-]}{c^0} \cdot \frac{[H_3O^+]}{c^0}}{\frac{[H_2CO_3]}{c^0}} = \frac{[HCO_3^-] \cdot [H_3O^+]}{[H_2CO_3] \cdot c_0}$$

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

$pK_{A1} = -\log(K_{A1})$

$$pK_{A1} = -log\left(\frac{[HCO_3^-] \cdot [H_3O^+]}{[H_2CO_3] \cdot c_0}\right),$$

$\log(a \times b) = \log(a) + \log(b)$

$$pK_{A1} = -log\left(\frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}\right) - log\left(\frac{[H_3O^+]}{c^0}\right)$$

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

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

Q7- Estimer la valeur de pK_{A1} en utilisant la figure 2. Vous justifierez la réponse à partir de la relation démontrée précédemment.

Comme $pH = pK_{A1} + log\left(\frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}\right)$, si $[HCO_3^-] = [H_2CO_3]$ alors $pH = pK_{A1} + log(1)$ = pK_{A1}

Sur la figure 2, on cherche l'abscisse du point d'intersection des courbes relatives à l'espèce 1 et à l'espèce 2. On lit environ pH = pK_{A1} = 6,4.

Terre de prédilection pour les hortensias bleus, la terre de Bruyère a un pH proche de 5.

Q8- Indiquer, en justifiant, l'espèce acido-basique issue du carbone atmosphérique prédominante dans la terre de Bruyère.

pH < pK_{A1} donc l'acide H_2CO_3 prédomine dans la terre de bruyère.

Document - Titrage de l'acidité

Pour déterminer la quantité de chaux à ajouter au sol trop acide, on utilise une courbe de titrage de l'acidité. Pour cela, on réalise une solution aqueuse S d'hydroxyde de calcium en dissolvant une masse m = 0,250 g d'hydroxyde de calcium $Ca(OH)_2(s)$ dans un volume V = 200 mL d'eau.

Données :

- Produit ionique de l'eau K_e = 1,00 × 10^{-14} à 25 °C
- Masse molaire de l'hydroxyde de calcium $Ca(OH)_2$: M = 74,0 g.mol^{-1}
- 1 ha = 1,00 × 10^4 m^2
- 1 tonne = 1,00 x 10^3 kg

Q9- Écrire l'équation de la réaction modélisant la dissolution de $Ca(OH)_2(s)$ dans l'eau. Cette transformation est considérée comme totale.

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

Q10- Montrer que la valeur de la concentration en ion hydroxyde de la solution aqueuse S d'hydroxyde de calcium est $[HO^-]= 3{,}38\times10^{-2}$ mol.L^{-1}.

D'après l'équation de dissolution, on a $n_{Ca(OH)_2} = \frac{n_{HO^-}}{2}$.

$$n_{HO^-} = 2n_{Ca(OH)_2} = 2\frac{m_{Ca(OH)_2}}{M}$$

$$\left[HO^-\right] = \frac{n_{HO^-}}{V} = 2\frac{m_{Ca(OH)_2}}{M\cdot V}$$

$$\left[HO^-\right] = 2\times\frac{0{,}250}{74{,}0\times0{,}200} = 3{,}38\times10^{-2}\,\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$$



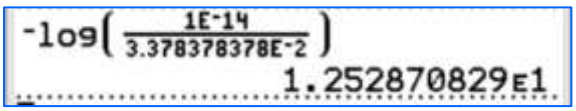
Q11- En déduire la valeur du pH de la solution S.

pH = – log($[H_3O^+]$)

or $K_e = [H_3O^+]\cdot[HO^-]$ donc $[H_3O^+] = \frac{K_e}{\left[HO^-\right]}$

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{K_e}{\left[HO^-\right]}\right)$$

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{1{,}00\times10^{-14}}{3{,}38\times10^{-2}}\right) = 12{,}5$$



On prépare différentes solutions contenant :

- 100,0 g d'un échantillon test de terre de bruyère ;
- différents volumes de la solution aqueuse S contenant une quantité de matière *n* d'ions calcium ;
- de l'eau.

La courbe de titrage est tracée en mesurant le pH de ces solutions en fonction de la quantité de matière *n* d'ions calcium.

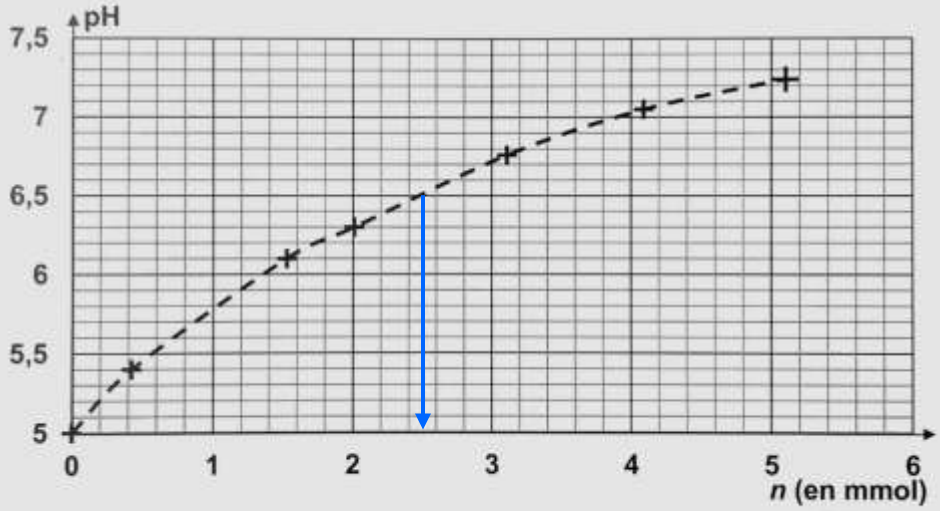


Figure 3 : Évolution du pH des solutions testées en fonction de la quantité de matière *n* en mmol d'ions calcium pour 100 g de terre

La masse m_c (en tonnes) d'un sol à chauler se calcule à partir de la relation suivante :
$m_c = 1,4 \times S \times e$ où :

- *S* est la superficie de la parcelle à chauler (en m^2) ;
- *e* est l'épaisseur de la couche de sol à considérer (en m).

Un agriculteur souhaite chauler une parcelle de 1,00 ha en épandant de l'hydroxyde de calcium sur 10,0 cm de profondeur afin d'amener le pH de son sol à 6,50.

Q12- Déterminer la valeur de la masse d'hydroxyde de calcium $m(Ca(OH)_2)$ nécessaire pour atteindre le pH désiré.

Le candidat est invité à prendre des initiatives et à présenter la démarche suivie, même si elle n'a pas abouti. La démarche est évaluée et doit être correctement présentée.

On détermine la masse du sol à chauler.
$m_c = 1,4 \times S \times e$
$m_c = 1,4 \times 1,00\times10^4\ m^2 \times 0,100\ m = 1,4\times10^3$ tonnes

On détermine la quantité de matière en mmol d'ions calcium pour traiter 100 g de terre.
D'après la figure 3, pour atteindre un pH = 6,50 il faut ajouter 2,5 mmol d'ions calcium.
Par proportionnalité, on détermine la quantité d'ions calcium à ajouter pour traiter $1,4\times10^3$ tonnes de terre :

2,5 mmol → 100 g
n_{Ca} mmol → $1,4\times10^3\times10^6$ g

$$n_{Ca} = \frac{2,5\times1,4\times10^9}{100,0} = 3,5\times10^7 \text{mmol} = 3,5\times10^4 \text{ mol d'ions } Ca^{2+}$$

On détermine la quantité de matière d'hydroxyde de calcium $Ca(HO)_2$ correspondant.
D'après l'équation de dissolution, on a $n_{Ca(OH)_2} = n_{Ca^{2+}} = 3,5\times10^4$ mol.

On en déduit la masse d'hydroxyde de calcium $Ca(HO)_2$.
$m(Ca(OH)_2) = n(Ca(OH)_2)\cdot M$
$m(Ca(OH)_2) = 3,5\times10^4 \times 74,0 = 2,59\times10^6$ g = 2,59 tonnes
Ce résultat semble réaliste 2,59 tonnes pour 1 hectare de terre à traiter.

Merci de nous signaler la présence d'éventuelles erreurs à labolycee@labolycee.org