

CLASSE : Terminale

EXERCICE 1 : 9 points

VOIE : Générale
CHIMIE

ENSEIGNEMENT DE SPÉCIALITÉ : PHYSIQUE-CHIMIE

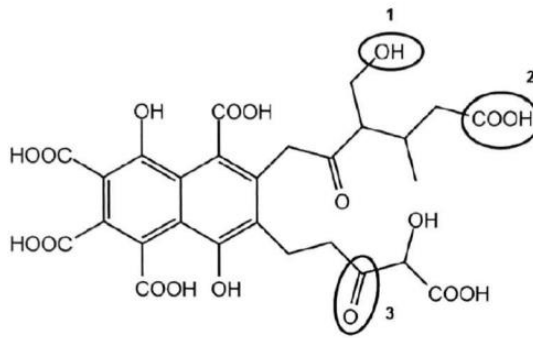
DURÉE DE L'EXERCICE : 1h35
collège »CALCULATRICE AUTORISÉE : Oui « type

EXERCICE 1 : Acidité des sols

Partie 1 - pH d'un sol

Q1.

- 1 alcool
2 acide carboxylique
3 cétone

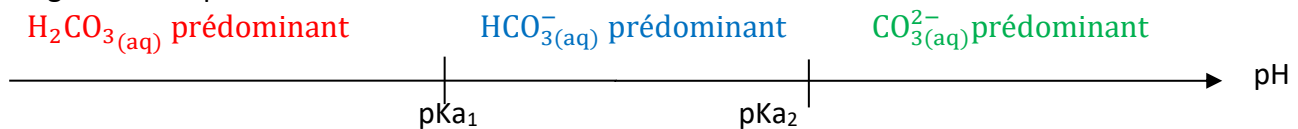


Q2.

La famille responsable de l'acidité de l'acide fulvique est la famille des acides carboxyliques, car le groupe carboxyle -COOH peut libérer un ion H^+ .

Q3.

Diagramme de prédominance



Par identification :

- Espèce 1 : $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$
Espèce 2 : $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$
Espèce 3 : $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$

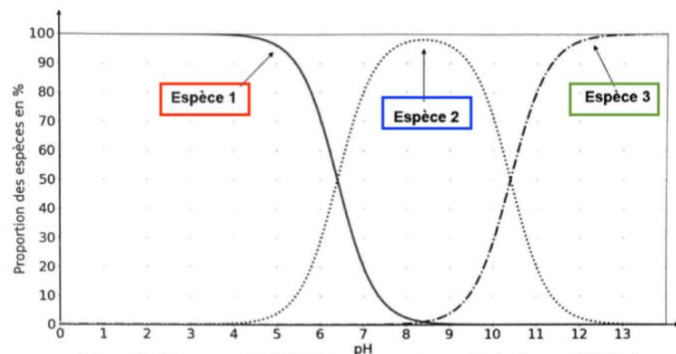


Figure 2 : Diagramme de distribution des espèces acido-basiques $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$, $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$ et $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$

Q4.

L'espèce chimique HCO_3^- est la base du couple : $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})/\text{HCO}_3^-(\text{aq})$

L'espèce chimique HCO_3^- est l'acide du couple : $\text{HCO}_3^-(\text{aq})/\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$

Ainsi, l'espèce chimique HCO_3^- est amphotère.

Q5.

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

Q6.

$$K_{A1} = \frac{[\text{HCO}_3^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3] \times c^\circ}$$

$$K_{A1} = \frac{[\text{HCO}_3^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3] \times c^\circ}$$

$$-\log(K_{A1}) = -\log\left(\frac{[\text{HCO}_3^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3] \times c^\circ}\right)$$

$$-\log(K_{A1}) = -\log\left(\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} \times \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{c^\circ}\right)$$

$$-\log(K_{A1}) = -\log\left(\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}\right) - \log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{c^\circ}\right)$$

$$\text{p}K_{A1} = -\log\left(\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}\right) + \text{pH}$$

$$\text{p}K_{A1} + \log\left(\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}\right) = \text{pH}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_{A1} + \log\left(\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}\right)$$

Q7.

$$\text{pH} = \text{p}K_{A1} + \log\left(\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}\right)$$

Pour $[\text{HCO}_3^-] = [\text{H}_2\text{CO}_3]$

$$\text{pH} = \text{p}K_{A1} + \log(1)$$

$$\text{pH} = \text{p}K_{A1}$$

Graphiquement $[\text{HCO}_3^-] = [\text{H}_2\text{CO}_3]$ pour $\text{pH} = 6,4$

Ainsi :

$$\text{p}K_{A1} = 6,4$$

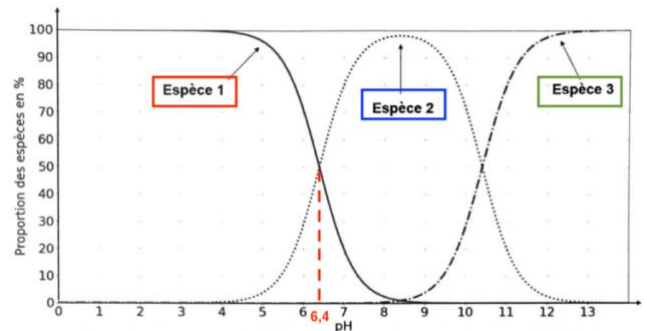
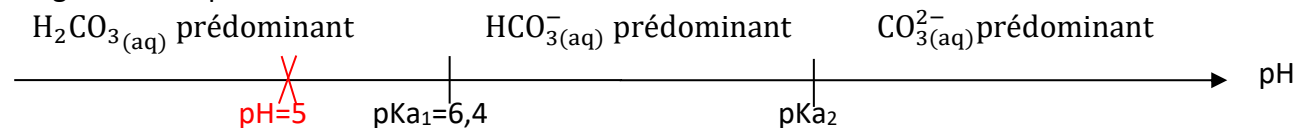


Figure 2 : Diagramme de distribution des espèces acido-basiques $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$, $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$ et $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$

Q8.

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

Diagramme de prédominance

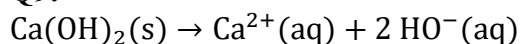


$\text{pH} = 5$: pH est inférieur à $\text{p}K_{A1}$

H_2CO_3 est l'espèce prédominante dans la terre de Bruyère.

Partie 2 - Chaulage d'un sol

Q9.



Q10.

$$c = \frac{n}{V}$$

Or

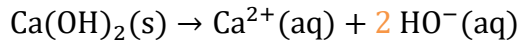
$$n = \frac{m}{M}$$

D'où

$$c = \frac{m}{M \times V}$$

$$c = \frac{0,250}{74,0 \times 200 \times 10^{-3}}$$

$$c = 1,69 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$



$$[\text{HO}^{-}] = 2 \times c$$

$$[\text{HO}^{-}] = 2 \times 1,69 \times 10^{-3}$$

$$[\text{HO}^{-}] = 3,38 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Q11.

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{c^0}\right)$$

Or

$$K_e = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \times [\text{HO}^{-}]_{\text{eq}}}{(c^0)^2}$$

$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} \times [\text{HO}^{-}]_{\text{eq}}}{(c^0)^2} = K_e$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = \frac{K_e \times (c^0)^2}{[\text{HO}^{-}]_{\text{eq}}}$$

D'où

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{\frac{K_e \times (c^0)^2}{[\text{HO}^{-}]_{\text{eq}}}}{c^0}\right)$$

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{K_e \times c^0}{[\text{HO}^{-}]_{\text{eq}}}\right)$$

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{1,0 \times 10^{-14} \times 1,0}{3,38 \times 10^{-2}}\right)$$

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

Q12.

Calculons la masse du sol à chauler :

$$M_c = 1,4 \times S \times e$$

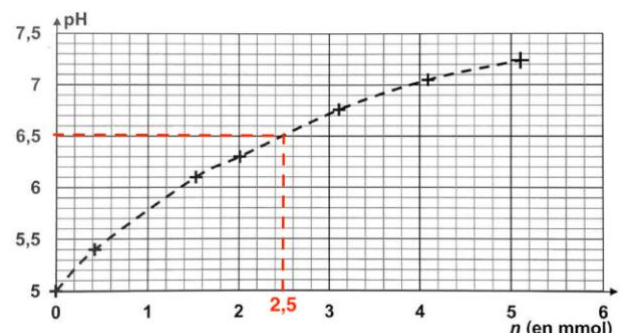
$$M_c = 1,4 \times 1,00 \times 10^4 \times 10,0 \times 10^{-2}$$

$$M_c = 1400 \text{ tonnes}$$

Calculons la quantité de calcium nécessaire :

Un agriculteur souhaite amener le pH de son sol à 6,50.

Graphiquement, pour atteindre $\text{pH} = 6,50$ il faut $n(\text{Ca}^{2+}) = 2,5 \text{ mmol}$



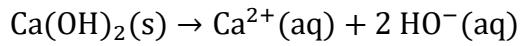
100 g de terre	2,5 mmol
1400 tonnes = $1400 \times 10^3 \times 10^3 \text{ g} = 1,4 \times 10^9$ de terre	$n_{\text{Ca}^{2+}}$

$$n_{\text{Ca}^{2+}} = \frac{1,4 \times 10^9 \times 2,5 \times 10^{-3}}{100} = 3,5 \times 10^4 \text{ mol}$$

Calculons la masse d'hydroxyde de calcium :

$$m_{\text{Ca(OH)}_2} = n_{\text{Ca(OH)}_2} \times M_{\text{Ca(OH)}_2}$$

Or



$$n_{\text{Ca(OH)}_2} = n_{\text{Ca}^{2+}}$$

D'où

$$m_{\text{Ca(OH)}_2} = n_{\text{Ca}^{2+}} \times M_{\text{Ca(OH)}_2}$$

$$m_{\text{Ca(OH)}_2} = 3,5 \times 10^4 \times 74,0$$

$$m_{\text{Ca(OH)}_2} = 2,6 \times 10^6 \text{ g}$$

$$m_{\text{Ca(OH)}_2} = 2,6 \times 10^3 \text{ kg}$$

$$m_{\text{Ca(OH)}_2} = 2,6 \text{ tonnes}$$

Ainsi, il faut épandre environ 2,6 tonnes d'hydroxyde de calcium par hectare pour atteindre un pH de 6,50.