

EXERCICE I – Capture géologique du dioxyde de carbone (4 points)

1. Expliquer en quoi cette expérience permet de mettre en évidence le caractère acide de la solution aqueuse de dioxyde de carbone.

La solution aqueuse de dioxyde de carbone donne une coloration jaune-orange à l'indicateur universel. Ce qui indique que son pH est voisin de 5 donc inférieur à 7, cette solution est acide.

2. Indiquer, en justifiant, si l'espèce chimique H_2CO_3 est un acide ou une base de Brönsted.

H_2CO_3 appartient au couple acide/base $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) / \text{HCO}_3^-(\text{aq})$. Il s'agit donc d'un acide capable de céder un proton H^+ pour former sa base conjuguée $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$.

3. Montrer que la solution S présente une concentration en quantité de matière apportée d'acide carbonique H_2CO_3 (aq) de valeur $C_S = 0,88 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

1800 g d'eau contient 70 g de CO_2 .

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}}$$

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{70}{44} = 1,59 \text{ mol de } \text{CO}_2.$$

D'après l'équation $\text{CO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$, la consommation de 1 mol de CO_2 conduit à la formation de 1 mol de H_2CO_3 .

Ainsi dans 1800 g d'eau, il y a 1,59 mol de $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})$.

On calcule le volume occupé par 1800 g d'eau.

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{V} \text{ donc } V = \frac{m}{\rho(\text{H}_2\text{O})}$$

$$V = \frac{1800}{1000} = 1,800 \text{ L}$$

$$C_S = \frac{n(\text{H}_2\text{CO}_3)}{V}$$

$$C_S = \frac{1,59}{1,800} = 0,883 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

4. Réaction chimique	$\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightarrow$		$\text{HCO}_3^-(\text{aq}) +$	$\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$
État initial	C_S	Solvant	0	négligeable
État final : équilibre chimique	$C_S - x_{\text{éq}}$	Solvant	$x_{\text{éq}}$	$x_{\text{éq}}$

$$5. K_{A1} = \frac{\frac{[\text{HCO}_3^-(\text{aq})]_{\text{éq}}}{c^0} \cdot \frac{[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]_{\text{éq}}}{c^0}}{\frac{[\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})]_{\text{éq}}}{c^0}} = \frac{\left(\frac{x_{\text{éq}}}{c^0}\right)^2}{\frac{C_S - x_{\text{éq}}}{c^0}} = \left(\frac{x_{\text{éq}}}{c^0}\right)^2 \cdot \frac{c^0}{C_S - x_{\text{éq}}} = \frac{x_{\text{éq}}^2}{c^{02}} \cdot \frac{c^0}{C_S - x_{\text{éq}}}$$

$$K_{A1} = \frac{x_{\text{éq}}^2}{c^0} \cdot \frac{1}{C_S - x_{\text{éq}}}$$

$$x_{\text{éq}}^2 = K_{A1} \cdot (c^0 \cdot (C_S - x_{\text{éq}})) = K_{A1} \cdot (c^0 \cdot C_S - c^0 \cdot x_{\text{éq}})$$

$$x_{\text{éq}}^2 = K_{A1} \cdot c^0 \cdot C_S - K_{A1} \cdot c^0 \cdot x_{\text{éq}}$$

$$x_{\text{éq}}^2 + K_{A1} \cdot c^0 \cdot x_{\text{éq}} - K_{A1} \cdot c^0 \cdot C_S = 0$$

$$a \cdot x_{\text{éq}}^2 + b \cdot x_{\text{éq}} + c = 0$$

$$\text{ainsi } a = 1, b = K_{A1} \cdot c^0 \text{ et } c = -K_{A1} \cdot c^0 \cdot C_S$$

La résolution numérique de cette équation de degré 2 conduit à deux solutions :

$$x_{\text{éq}1} = 0,000591 \text{ et } x_{\text{éq}2} = -0,000592.$$

6. En déduire la composition de la solution S à l'équilibre, puis calculer la valeur du pH de la solution S₀ à l'équilibre chimique. Commenter.

On retient la solution positive $x_{\text{éq}} = 0,000591 \text{ mol.L}^{-1}$

$$[\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})] = C_S - x_{\text{éq}}$$

$$[\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq})] = 0,883 - 0,000591 = 0,883 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\begin{array}{l} 1.59/1.8 \\ 8.833333333E-1 \\ \text{Rep}-0.000591 \\ 8.827423333E-1 \end{array}$$

$$[\text{HCO}_3^-(\text{aq})] = [\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})] = x_{\text{éq}}$$

$$[\text{HCO}_3^-(\text{aq})] = [\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})] = 0,000591 \text{ mol.L}^{-1}$$

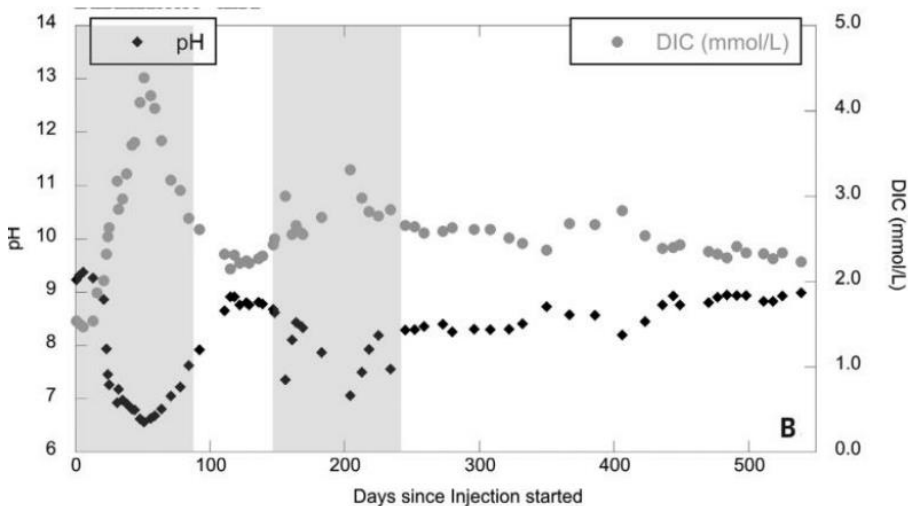
La transformation est non totale. H_2CO_3 est très peu consommé en raison d'un équilibre chimique. L'équation devrait être écrite avec une double flèche \rightleftharpoons .

$$pH = -\log [\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]$$

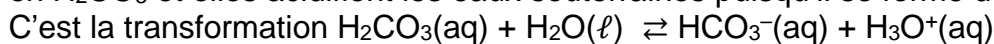
$$pH = -\log (0,000591) = 3,22$$

$pH < pK_{A1}$ l'acide H_2CO_3 prédomine en solution.

7. Expliquer l'évolution des courbes sur les 300 premiers jours de l'expérience.



Lorsque les injections de CO_2 ont lieu, elles font augmenter le DIC puisque le CO_2 se transforme en H_2CO_3 et elles acidifient les eaux souterraines puisqu'il se forme des ions H_3O^+ .



Après les injections, le DIC diminue et tend vers une valeur constante.

Les ions Ca^{2+} et Mg^{2+} réagissent avec les ions CO_3^{2-} formés à partir de HCO_3^- . Il se forme du $\text{MgCO}_3(\text{s})$ et $\text{CaCO}_3(\text{s})$ ce qui explique la baisse du DIC.

Et le pH augmente et tend lui aussi vers une valeur constante proche de $pH = 9$.