

EXERCICE III : ADAPTATION DU pH DE L'EAU D'UN AQUARIUM (5 POINTS)

$$1. \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

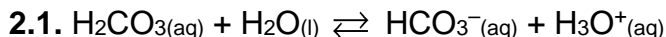
Dans la solution « pH minus », on a $[\text{H}_3\text{O}^+]_0 = 3,0 \text{ mol.L}^{-1}$.

Diluée 50 fois, on obtient une solution de concentration en ions oxonium $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_0}{50}$

$$\text{pH} = -\log \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_0}{50}$$

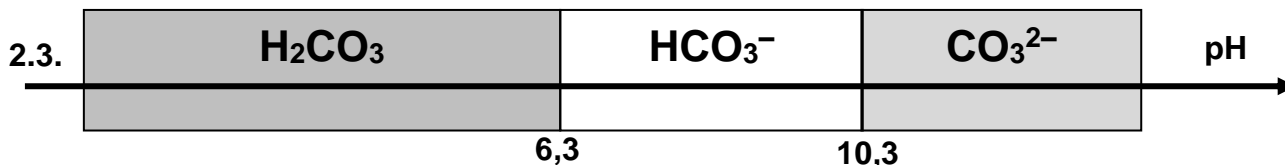
$$\text{pH} = -\log 6,0 \times 10^{-2} = 1,2$$

Cette solution est très acide.



2.2. Le dioxyde de carbone forme de l'acide carbonique H_2CO_3 qui en réagissant avec l'eau libère des ions oxonium H_3O^+ dans le milieu. Ainsi $[\text{H}_3\text{O}^+]$ augmente et comme $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ alors la valeur du pH diminue.

On peut recommander ce système à l'aquariophile débutant à condition qu'il combine ce système à une électrovanne programmable et surtout à un pH-mètre permettant une gestion automatisée de la régulation du pH.



Le matin, comme le soir, le pH est compris entre 6,3 et 10,3. Ainsi HCO_3^- est l'espèce prédominante dans l'aquarium.

3.1. Un quart de bâton de craie contient environ 2,5 g de carbonate de calcium CaCO_3 .

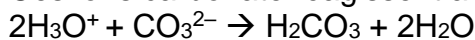
Sa dissolution, supposée totale, a pour équation $\text{CaCO}_{3(\text{s})} \rightarrow \text{Ca}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{CO}_3^{2-}_{(\text{aq})}$.

Elle apporte une quantité d'ions carbonate telle que $n_{\text{CaCO}_3} = n_{\text{CO}_3^{2-}}$

$$\frac{m_{\text{CaCO}_3}}{M_{\text{CaCO}_3}} = n_{\text{CO}_3^{2-}}$$

$$n_{\text{CO}_3^{2-}} = \frac{2,5}{100} = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol apportée}$$

Ces ions carbonate réagissent avec les ions oxonium suivant la réaction :



$$\text{On a } \frac{n_{\text{H}_3\text{O}^+}}{2} \text{ consommée} = n_{\text{CO}_3^{2-}} \text{ apportée}$$

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} \text{ consommée} = 2 \times 2,5 \times 10^{-2} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

La quantité de matière initiale d'ions oxonium valait $n_{\text{H}_3\text{O}^+ \text{ ini}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{ini}} \cdot V = 10^{-\text{pH}} \cdot V$

Après ajout de la craie, elle vaut $n_{\text{H}_3\text{O}^+ \text{ finale}} = n_{\text{H}_3\text{O}^+ \text{ ini}} - n_{\text{H}_3\text{O}^+ \text{ consommée}}$

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+ \text{ finale}} = 10^{-3,0} \times 100 - 5,0 \times 10^{-2} = 5,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

La concentration en ions oxonium de l'aquarium diminue.

$$[H_3O^+]_{finale} = \frac{n_{H_3O^+ finale}}{V}$$

$$[H_3O^+]_{finale} = \frac{5,0 \times 10^{-2}}{100} = 5,0 \times 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{Ainsi } pH_{finale} = -\log[H_3O^+]_{finale}$$

$$pH_{finale} = -\log 5,0 \times 10^{-4} = \mathbf{3,3}$$

Le pH a augmenté de 0,3, il n'est **pas égal à 7,0. La solution n'est pas neutre.**

3.2. D'après le diagramme de prédominance précédent, l'acide carbonique H_2CO_3 prédomine à un pH = 3,3.

La modélisation choisie n'est pas pertinente puisque le pH de l'aquarium est plus proche de 7,0 que de 3,0.

4.

Techniques permettant de diminuer le pH de l'eau	n°1 et n°2
Techniques permettant d'augmenter le pH de l'eau	n°3 et n°4

5. Synthèse

Au cours de la journée, les plantes consomment du dioxyde de carbone CO_2 .

Ce qui entraîne la diminution de la concentration en acide carbonique H_2CO_3 et la diminution de la concentration en ions oxonium.

Le pH augmente.

Pour réguler le pH de l'aquarium, il faut éviter la hausse de pH.

Pour cela, il faut apporter des ions oxonium dans le milieu. La méthode n°1, consistant à ajouter de la solution d'acide sulfurique concentrée, semble à éviter car elle peut conduire à une forte baisse du pH et entraîner la mort des poissons.

On recommandera donc la méthode n°2, l'injection de dioxyde de carbone dans le milieu va compenser la consommation de celui-ci par les plantes.