

pH d'une solution de carbonate de sodium

Calculer le pH d'une solution de carbonate de sodium 0.0012 M ($pK_{a1}(\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-) = 6.30$; $pK_{a2}(\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}) = 10.33$)

- Espèces présentes : OH^- , H_2CO_3 , HCO_3^- , CO_3^{2-} , H_3O^+ , Na^+
- Conservation de la matière : $[\text{H}_2\text{CO}_3] + [\text{HCO}_3^-] + [\text{CO}_3^{2-}] = 1/2 [\text{Na}^+] = c_0 = 0.0012 \text{ M}$ (1)
- Electroneutralité de la solution : $[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{HCO}_3^-] + 2 [\text{CO}_3^{2-}]$ (2)
- Constantes d'acidité :

$$\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+ \quad K_{a1} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} \quad (3)$$

$$\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+ \quad K_{a2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]} \quad (4)$$

L'espèce prédominante est l'ion carbonate CO_3^{2-} : le pH de la solution est supérieur à pK_{a2} .

Donc $[\text{CO}_3^{2-}] \gg [\text{HCO}_3^-] \gg [\text{H}_2\text{CO}_3]$. De (1), on obtient donc $[\text{CO}_3^{2-}] \approx c_0$

En reportant $[\text{Na}^+]$ tiré de (1) dans (2), on obtient : $[\text{H}_3\text{O}^+] + 2 [\text{H}_2\text{CO}_3] + [\text{HCO}_3^-] = [\text{OH}^-]$.

Or, $[\text{OH}^-] \gg [\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{HCO}_3^-] \gg [\text{H}_2\text{CO}_3]$. On obtient alors $[\text{OH}^-] \approx [\text{HCO}_3^-]$.

En reportant dans l'expression de K_{a2} on obtient $K_{a2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].c_0}{[\text{OH}^-]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2.c_0}{K_e}$ soit :

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (pK_e + pK_{a2}) + \frac{1}{2} \log c_0$$

A.N. : **pH = 10.70**

L'approximation $[\text{CO}_3^{2-}] \gg [\text{HCO}_3^-]$ n'est pas vérifiée. : $[\text{CO}_3^{2-}] + [\text{HCO}_3^-] \approx c_0$ et donc $[\text{CO}_3^{2-}] + [\text{OH}^-] \approx c_0$

En reportant dans l'expression de K_{a2} on obtient :

$$K_{a2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].(c_0 - [\text{OH}^-])}{[\text{OH}^-]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2.(c_0 - [\text{OH}^-])}{K_e} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2 c_0 - K_e [\text{H}_3\text{O}^+]}{K_e}, \text{ équation du second degré en } [\text{H}_3\text{O}^+]:$$

$c_0 [\text{H}_3\text{O}^+]^2 - K_e [\text{H}_3\text{O}^+] - K_{a2} K_e = 0$ qui conduit à $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,43.10^{-11} \text{ M}$, soit, **pH = 10.61**