⌫ Retour

pH d'une solution de carbonate de sodium

Calculer le pH d'une solution de carbonate de sodium 0.0012 M (pKa_1 (H_2CO_3/HCO_3^-) = 6.30 ; pKa_2 (HCO_3^-/CO_3^{2-}) = 10.33)

- Espèces présentes : OH^-, H_2CO_3, HCO_3^-, CO_3^{2-}, H_3O^+, Na^+
- Conservation de la matière : $[H_2CO_3] + [HCO_3^-] + [CO_3^{2-}] = 1/2\ [Na^+] = c_0 = 0.0012$ M (1)
- Electroneutralité de la solution : $[H_3O^+] + [Na^+] = [OH^-] + [HCO_3^-] + 2\ [CO_3^{2-}]$ (2)
- Constantes d'acidité : $H_2CO_3 + H_2O \rightleftarrows HCO_3^- + H_3O^+$ $\quad K_{a_1} = \dfrac{[H_3O^+].[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$ (3)

  $HCO_3^- + H_2O \rightleftarrows CO_3^{2-} + H_3O^+$ $\quad K_{a_2} = \dfrac{[H_3O^+].[CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]}$ (4)

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

Donc $[CO_3^{2-}] >> [HCO_3^-] >> [H_2CO_3]$. De (1), on obtient donc $\mathbf{[CO_3^{2-}] \approx c_0}$

En reportant $[Na^+]$ tiré de (1) dans (2), on obtient : $[H_3O^+] + 2\ [H_2CO_3] + [HCO_3^-] = [OH^-]$.

Or, $[OH^-] >> [H_3O^+]$ et $[HCO_3^-] >> [H_2CO_3]$. On obtient alors $\mathbf{[OH^-] \approx [HCO_3^-]}$.

En reportant dans l'expression de K_{a2} on obtient $K_{a_2} = \dfrac{[H_3O^+].c_0}{[OH^-]} = \dfrac{[H_3O^+]^2.c_0}{K_e}$ soit :

$$\boxed{pH = ½\ (pK_e + pK_{a2}) + ½ \log c_0}$$

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

L'approximation $[CO_3^{2-}] >> [HCO_3^-]$ *n'est pas vérifiée. :* $[CO_3^{2-}] + [HCO_3^-] \approx c_0$ et donc $[CO_3^{2-}] + [OH^-] \approx c_0$

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

$$K_{a_2} = \frac{[H_3O^+].(c_0 - [OH^-])}{[OH^-]} = \frac{[H_3O^+]^2.(c_0 - [OH^-])}{K_e} = \frac{[H_3O^+]^2 c_0 - K_e[H_3O^+]}{K_e}$$, équation du second degré en $[H_3O^+]$:

$c_0\ [H_3O^+]^2 - K_e\ [H_3O^+] - K_{a2}\ K_e = 0$ qui conduit à $[H_3O^+] = 2{,}43.10^{-11}$ M, soit, **pH = 10.61**