

pH d'une solution d'hydrogénocarbonate de sodium

Calculer le pH d'une solution d'hydrogénocarbonate de sodium 0.05 M

$$(pK_{a1} (\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-) = 6.30 ; pK_{a2} (\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}) = 10.33)$$

Dissolution du sel : $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{HCO}_3^- + \text{Na}^+$. L'espèce HCO_3^- va rester prédominante (couple acido basique faiblement dissocié. Le pH va donc se situer dans le domaine de prédominance de HCO_3^- : $6.30 < \text{pH} < 10.33$).

- Espèces présentes : OH^- , H_2CO_3 , HCO_3^- , CO_3^{2-} , H_3O^+ , Na^+
- Conservation de la matière : $[\text{H}_2\text{CO}_3] + [\text{HCO}_3^-] + [\text{CO}_3^{2-}] = [\text{Na}^+] = c_0 = 0.05 \text{ M}$ (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 : $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$ $K_{a1} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$ (3)
- $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ $K_{a2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]}$ (4)

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

Le pH de la solution est compris entre pK_{a1} et pK_{a2} , la solution n'est donc ni très acide ni très basique.

Donc $[\text{H}_2\text{CO}_3] \gg [\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{CO}_3^{2-}] \gg [\text{OH}^-]$. On obtient alors $[\text{H}_2\text{CO}_3] \approx [\text{CO}_3^{2-}]$.

