

pH d'une solution d'hydrogénocarbonate de sodium

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

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

- 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 $[\text{H}_2\text{CO}_3] \approx [\text{CO}_3^{2-}]$.

En reportant dans l'expression du produit $K_{a1}.K_{a2}$ on obtient $K_{a1}.K_{a2} \approx [\text{H}_3\text{O}^+]^2$ et donc l'expression classique du pH d'un ampholyte :

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (pK_{a1} + pK_{a2})$$

A.N. :

pH = 8,315

Vérification des approximations :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 4.8410^{-9} \text{ M} ; [\text{OH}^-] = 2.07 \cdot 10^{-6} \text{ M} ; [\text{H}_2\text{CO}_3] = 4.83 \cdot 10^{-4} \text{ M} ; [\text{CO}_3^{2-}] = 4.83 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$