

Retour

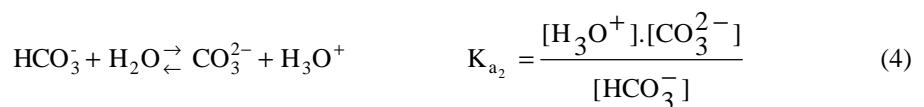
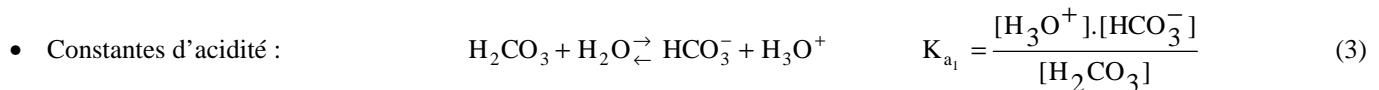
pH d'une solution d'hydrogénocarbonate de sodium

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

$$(pK_{a_1} (H_2CO_3/HCO_3^-) = 6.30 ; pK_{a_2} (HCO_3^-/CO_3^{2-}) = 10.33)$$

Dissolution du sel : $NaHCO_3 \rightarrow HCO_3^- + Na^+$. 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^- : $6.30 < pH < 10.33$.

- Espèces présentes : OH^- , H_2CO_3 , HCO_3^- , CO_3^{2-} , H_3O^+ , Na^+
- Conservation de la matière : $H_2CO_3 + [HCO_3^-] + [CO_3^{2-}] = [Na^+] = c_0 = 0.05 \text{ M}$ (1)
- Electroneutralité de la solution : $[H_3O^+] + [Na^+] = [OH^-] + [HCO_3^-] + 2[CO_3^{2-}]$ (2)



En reportant $[Na^+]$ tiré de (1) dans (2), on obtient : $[H_3O^+] + [H_2CO_3] = [OH^-] + [CO_3^{2-}]$.

Le pH de la solution est compris entre pK_{a_1} et pK_{a_2} , la solution n'est donc ni très acide ni très basique. Donc $[H_2CO_3] \gg [H_3O^+]$ et $[CO_3^{2-}] \gg [OH^-]$. On obtient alors $[H_2CO_3] \approx [CO_3^{2-}]$.

