

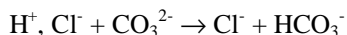
## pH d'un mélange d'une solution de carbonate de sodium et d'acide chlorhydrique

Calculer le pH d'une solution obtenue par addition de 15 mL d'acide chlorhydrique 0.1 M à 25 mL de carbonate 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 :  $\text{OH}^-$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Cl}^-$
- Conservation de la matière :  $[\text{H}_2\text{CO}_3] + [\text{HCO}_3^-] + [\text{CO}_3^{2-}] = 1/2 [\text{Na}^+] = c_1 = 0.03125 \text{ M}$  (1)  
 $[\text{Cl}^-] = c_2 = 0.0375 \text{ M}$  (2)
- Electroneutralité:  $[\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] + [\text{OH}^-] + [\text{HCO}_3^-] + 2 [\text{CO}_3^{2-}]$  (3)
- Constantes d'acidité :  $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$   $K_{a1} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$  (4)  
 $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$   $K_{a2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].[\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]}$  (5)

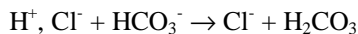
On fait réagir un acide fort (HCl) sur une base ( $\text{CO}_3^{2-}$ ). Une réaction de neutralisation a donc lieu :



état initial :  $c_2$   $c_1$   $\epsilon$

état intermédiaire :  $c_2 - c_1$   $\epsilon$   $c_1$

L'acide est en excès ( $c_2 - c_1 = 6,25 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ ). L'excès d'acide réagit sur les ions  $\text{HCO}_3^-$  formés selon :



état intermédiaire :  $c_2 - c_1$   $c_1$   $\epsilon$

état final :  $\epsilon$   $c_1 - (c_2 - c_1)$   $c_2 - c_1$

On a donc  $[\text{H}_2\text{CO}_3] = c_2 - c_1 = 6.25 \cdot 10^{-3} \text{ M}$  et  $[\text{HCO}_3^-] = 2 c_1 - c_2 = 2.5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ .

En reportant dans l'expression de  $K_{a1}$  on obtient: **pH = 6.90**