أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني pH_2، للمحلول بعد إضافة الملح كما يأتي:

$$pH_2 = -\log [H_3O^+]$$

$$pH_2 = -\log (8.5 \times 10^{-6}) = 6 - \log 8.5 = 6 - 0.93 = 5.07$$

أحسبُ التغيُّرَ في الرَّقْم الهيدروجيني ΔpH باستخدام العلاقة الآتية:

$$\Delta pH = pH_2 - pH_1$$

$$\Delta pH = 5.07 - 2.9 = 2.17$$

وهذا يشيرُ إلى حدوث زيادة في الرَّقْم الهيدروجيني بمقدار 2.17 بسبب إضافة الأيون المشترك إلى محلول الحِمض.

المثال 25

أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني لمحلول مكوَّن منَ الحِمض HNO_2 تركيزُه 0.085 M والملح KNO_2 تركيزُه 0.1 M. علمًا أنَّ $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$, $\log 3.825 = 0.58$

تحليل السؤال $[HNO_2] = 0.085\ M$

$[KNO_2] = 0.1\ M$

$K_a = 4.5 \times 10^{-4}$

المطلوب: حساب الرَّقْم الهيدروجيني لمحلول الحِمض والملح.

الحل:

أكتبُ معادلة كلٍّ منَ الحِمض والملح:

$$HNO_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NO_2^-{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$$

$$KNO_{2(s)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} NO_2^-{}_{(aq)} + K^+{}_{(aq)}$$

لحساب الرَّقْم الهيدروجيني pH للمحلول، أحسبُ $[H_3O^+]$ باستخدام K_a، كما يأتي:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][NO_2^-]}{[HNO_2]}$$

$$4.5 \times 10^{-4} = \frac{[H_3O^+](0.1)}{0.085}$$

$$[H_3O^+] = 3.825 \times 10^{-4} M$$

أحسبُ الرَّقْم الهيدروجيني للمحلول، كما يأتي:

$$pH_2 = -\log [H_3O^+]$$

$$pH_2 = -\log (3.825 \times 10^{-4}) = 4 - 0.58 = 3.42$$

✓ **أتحقَّق.** أحسبُ التغيُّرَ في الرَّقْم الهيدروجيني لمحلول الحِمض H_2SO_3، الذي تركيزُه 0.2 M وَحَجْمُهُ 400 mL، إذا أُضيفَ إليه 0.2 mol من الملح $NaHSO_3$. ($\log 5.2 = 0.72$, $\log 5.1 = 0.71$)