أسئلة المحتوى وإجاباتها

أتحقق صفحة (148):

أدرس الجدول (8)، ثم أجيب عن الأسئلة الآتية:

الجدول (8): قِيَم ثابت تأيُّن بعض الحموض الضعيفة عند درجة حرارة 25 °C.

اسم الحِمض	صيغته الكيميائيّة	ثابتُ تأيُّن الحِمض K_a
حِمض الكبريت IV	H_2SO_3	1.3×10^{-2}
حِمض الهيدروفلوريك	HF	6.8×10^{-4}
حِمض النيتروجين III	HNO_2	4.5×10^{-4}
حِمض الميثانويك	HCOOH	1.7×10^{-4}
حِمض البنزويك	C_6H_5COOH	6.3×10^{-5}
حِمض الإيثانويك	CH_3COOH	1.7×10^{-5}
حِمض الكربونيك	H_2CO_3	4.3×10^{-7}
حِمض كبريتيد الهيدروجين	H_2S	8.9×10^{-8}
حِمض أحادي الهيبو كلوريك	HClO	3.5×10^{-8}
حِمض الهيدروسيانيك	HCN	4.9×10^{-10}

1- أحدد الحمض الأقوى: HCOOH أم H_2CO_3

2- أحدد أيها له أقل رقم هيدروجيني: محلول الحمض HNO_2 أم محلول الحمض HClO . علماً أن لهما التركيز نفسه.

3- أحدد أيها يحتوي على أعلى تركيز من أيونات OH^- بين الحموض: HF, HClO, CH_3COOH ؟

الحل:

1- الحمض الأقوى: HCOOH ؛ لأن له قيمة ثابت تأين K_a أعلى.

2- محلول الحمض HNO_2 له أقل رقم هيدروجيني؛ لأن له قيمة ثابت تأين K_a أعلى.

3- أعلى تركيز من أيونات OH^- في محلول الحمض؛ لأن له قيمة ثابت تأين K_a أقل.

أتحقق صفحة (149):

أحسب تركيز أيونات H_3O^+ في محلول حمض النيتروجين (HNO_2 (III، الذي تركيزه 0.03 M علماً أن $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$

الحل:

أكتب معادلة تأين الحمض:

$$HNO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + NO_2^-$$

أكتب قانون ثابت تأين الحمض:

$$K_a = [H3O+]\,[NO2-][HNO2] = [H3O+]2\,[HNO2]$$
$$[H_3O^+] = [NO_2^-]$$

أعوض تركيز الحمض عند الاتزان، وقيمة K_a :

$$4.5 \times 10^{-4} = [H3O+]2\ 0.03$$

$$x^2 = 4.5 \times 10^{-4} \times 0.03 = 13.5 \times 10^{-6}$$

وبأخذ جذر الطرفين:

$$x = [H_3O^+] = 3.7 \times 10^{-3}\ M$$

أتحقق صفحة (150):

أحسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول حمض الهيدروسيانيك HCN ، الذي تركيزه

0.02 M

علماً أن $K_a = 4.9 \times 10^{-10}$, $\log 3.13 = 0.5$

الحل:

أكتب معادلة تأين الحمض:

$$HCN + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CN^-$$

أكتب قانون ثابت الاتزان:

$$K_a = [H3O+]\,[CN-][HCN] = [H3O+]2\,[HCN]$$
$$[H_3O^+] = [CN^-]$$

أعوض تركيز الحمض عند الاتزان، وقيمة K_a :

$$4.9 \times 10^{-10} = [H3O+]2\ 0.02$$

$$x^2 = 4.9 \times 10^{-10} \times 0.02 = 9.8 \times 10^{-12}$$

وبأخذ جذر الطرفين:

$$x = [H_3O^+] = 3.13 \times 10^{-6}\ M$$

أتحقق صفحة (152):

أحسب كتلة حمض الميثانويك HCOOH اللازمة لتحضير محلول منه حجمه 0.5 L ورقمه الهيدروجيني يساوي 3 علماً أن $K_a = 1.7 \times 10^{-4}$, $Mr = 46$ g/mol

الحل:

أحسب تركيز أيون H_3O^+ من قيمة الرقم الهيدروجيني:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3} = 1 \times 10^{-3}\ M$$

أكتب معادلة ثابت تأين الحمض:

$$HCOOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HCOO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

أكتب قانون ثابت تأين الحمض:

$$K_a = [H3O+]\,[HCOO-][HCOOH] = [H3O+]2\,[HCOOH]$$
$$[H_3O^+] = [HCOO^-]$$

أعوض تركيز أيون الهيدرونيوم عند الاتزان، وقيمة K_a :

$$1.7 \times 10^{-4} = (1 \times 10-3)2[HCOOH]$$

$$[HCOOH] = 5.9 \times 10^{-3}\ M$$

أحسب عدد مولات الحمض (n) من تركيز الحمض وحجمه:

$$n = M \times V = 5.9 \times 10^{-3} \times 0.5 = 2.95 \times 10^{-3}\ mol$$

أحسب كتلة الحمض (m) من عدد مولاته وكتلته المولية:

$$m = n \times Mr = 2.95 \times 10^{-3} \times 46 = 135.7 \times 10^{-3}\ g$$

أتحقق صفحة (153):

بالرجوع إلى الجدول (9)، أجيب عن الأسئلة الآتية:

الجدول (9): قِيَمُ ثابت التأيُّن لبعض القواعد الضعيفة عند درجة حرارة 25 °C.

اسم القاعدة	صيغة القاعدة	ثابت تأيُّن القاعدة K_b
إيثيل أمين	$C_2H_5NH_2$	4.7×10^{-4}
ميثيل أمين	CH_3NH_2	4.4×10^{-4}
أمونيا	NH_3	1.8×10^{-5}
هيدرازين	N_2H_4	1.7×10^{-6}
بيريدين	C_5H_5N	1.4×10^{-9}
أنيلين	$C_6H_5NH_2$	2.4×10^{-10}

1- أحدد المحلول الذي له أقل رقم هيدروجيني NH_3 أم C_5H_5N . علماً أن لهما التركيز نفسه.

2- أحدد القاعدة الأقوى في الجدول.

3- أحدد القاعدة التي يكون حمضها المرافق أقل رقم هيدروجيني: CH_3NH_2 أم N_2H_4

الحل:

1- المحلول الذي له أقل رقم هيدروجيني هو: C_5H_5N ؛ لأن لها قيمة K_b أقل.

2- القاعدة الأقوى في الجدول هي: $C_2H_5NH_2$ ؛ لأن لها قيمة K_b أعلى.

3- القاعدة التي يكون حمضها المرافق أقل رقم هيدروجيني هي: N_2H_4

أتحقق صفحة (154):

تتأين الهيدرازين N_2H_4 ذات التركيز 0.04 M ، وفق المعادلة الآتية:

$$N_2H_{4\,(aq)} + H_2O_{\,(l)} \rightleftharpoons N_2H_5^{+}{}_{(aq)} + OH^{-}{}_{(aq)}$$

أحسب تركيز أيونات OH^- في المحلول. علماً أن ثابت تأين الهيدرازين $K_b = 1.7 \times$

10^{-6}

الحل:

أكتب معادلة تأين القاعدة:

$$N_2H_{4\,(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons N_2H_5^{+}{}_{(aq)} + OH^{-}{}_{(aq)}$$

أكتب قانون ثابت تأين الحمض:

$$K_b = [OH-]\,[N2H5+][N2H4] = [OH-]2\,[N2H4]$$
$$[OH^-] = [N_2H_5^+]$$

أعوض تركيز القاعدة عند الاتزان، وقيمة K_b :

$$1.7 \times 10^{-6} = [OH-]2\ 0.04$$

$$x^2 = 1.7 \times 10^{-6} \times 0.04 = 6.8 \times 10^{-8}$$

وبأخذ جذر الطرفين:

$$x = [OH^-] = 2.6 \times 10^{-4}\ M$$

أتحقق صفحة (155):

أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول الأمونيا NH_3 ، الذي تركيزه 0.02 M علماً أن:

$$\log 1.66 = 0.22\ ,\ K_b = 1.8 \times 10^{-5}$$

الحل:

أكتب معادلة تأين القاعدة:

$$NH_{3\,(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^{+}{}_{(aq)} + OH^{-}{}_{(aq)}$$

أكتب قانون ثابت تأين الحمض:

$K_b = [OH-] [NH4+][NH3] = [OH-]2 [NH3]$ $[OH^-]$ $= [NH_4^+]$

أعوض تركيز القاعدة عند الاتزان، وقيمة K_b :

$$1.8 \times 10^{-5} = [OH-]2\ 0.02$$

$$x^2 = 1.8 \times 10^{-5} \times 0.02 = 36 \times 10^{-8}$$

وبأخذ جذر الطرفين:

$$x = [OH^-] = 6 \times 10^{-4}\ M$$

أحسب قيمة تركيز H_3O^+ من علاقة K_w :

$$[OH^-]\ [H_3O^+] = 1 \times 10^{-14}\ K_w =$$

$$0.166 \times 10^{-10} = 1.66 \times 10^{-11}\ M\ [H_3O^+] = Kw[OH-] = 1 \times 10-146 \times 10-4 =$$

أحسب قيمة pH :

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

$$pH = - \log (1.66 \times 10^{-11}) = 11 - \log 1.66 = 11 - 0.22 = 10.78$$

أتحقق صفحة (156):

أحسب ثابت تأين القاعدة بيوتيل أمين $C_4H_9NH_2$، التي تركيزها 0.4 M ورقمها الهيدروجيني 12

الحل:

أحسب تركيز H_3O^+ من قيمة pH :

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-12} = 1 \times 10^{-12}\ M$$

أحسب قيمة تركيز OH^- من علاقة K_w :

$$[OH^-]\,[H_3O^+] = 1 \times 10^{-14}\ K_w =$$

$$[OH^-] = Kw[H3O+] = 1 \times 10\text{-}141 \times 10\text{-}12 = 1 \times 10^{-2}\ M$$

أكتب معادلة تأين القاعدة:

$$C_4H_9NH_{2\ (aq)} + H_2O_{\ (l)} \rightleftharpoons C_4H_9NH_3^{+}{}_{(aq)} + OH^-_{\ (aq)}$$

أكتب قانون ثابت تأين الحمض:

$$K_b = [OH\text{-}]\,[C4H9NH3+][C4H9NH2] = [OH\text{-}]2\,[C4H9NH2]$$

$$[OH^-] = [C_4H_9NH_3^+]$$

أعوض تركيز القاعدة وتركيز أيون الهيدروكسيد عند الاتزان:

$$K_b = (1 \times 10\text{-}2)2\ 0.4$$

$$K_b = 0.25 \times 10^{-3}$$