

أسئلة المحتوى وإجاباتها

أتحقق صفحة (158):

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

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

اسم الحمض	صيغته الكيميائية	ثابت تأين الحمض K_a
حمض الكبريت IV	H_2SO_3	1.3×10^{-2}
حمض الهيدروفلوريك	HF	6.8×10^{-4}
حمض النيتروجين III	HNO_2	4.5×10^{-4}
حمض الميثانويك	HCOOH	1.7×10^{-4}
حمض البنزويك	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	6.3×10^{-5}
حمض الإيثانويك	CH_3COOH	1.7×10^{-5}
حمض الكربونيك	H_2CO_3	4.3×10^{-7}
حمض كبريتيد الهيدروجين	H_2S	8.9×10^{-8}
حمض أحادي الهيبو كلوريك	HClO	3.5×10^{-8}
حمض الهيدروسيانيك	HCN	4.9×10^{-10}

1- أحدد الحمض الأقوى: HCOOH أم H_2CO_3

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

3- أتوقع 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 (159):

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:



أكتب قانون ثابت تأين الحمض:

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{NO}_2^-]/[\text{HNO}_2]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{NO}_2^-]$$

أعوض تركيز الحمض عند الاتزان، وقيمة K_a :

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

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

وبأخذ جذر الطرفين:

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3.7 \times 10^{-3} \text{ M}$$

أتحقق صفحة (160):

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:



أكتب قانون ثابت الاتزان:

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{CN}^-] / [\text{HCN}] = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 / [\text{HCN}]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CN}^-]$$

أعوض تركيز الحمض عند الاتزان، وقيمة K_a :

$$4.9 \times 10^{-10} = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 / 0.02$$

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

وبأخذ جذر الطرفين:

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3.13 \times 10^{-6} \text{ M}$$

أتحقق صفحة (162):

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

الحل:

أحسب تركيز أيون H_3O^+ من قيمة الرقم الهيدروجيني:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3} = 1 \times 10^{-3} \text{ M}$$

أكتب معادلة ثابت تأين الحمض:



أكتب قانون ثابت تأين الحمض:

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{HCOO}^-] / [\text{HCOOH}] = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 [\text{HCOOH}] / [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{HCOO}^-]$$

أعوض تركيز أيون الهيدرونيوم عند الاتزان، وقيمة K_a :

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

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

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

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

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

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

أتحقق صفحة (163):

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

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

اسم القاعدة	صيغة القاعدة	ثابت تأيُن 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- **أتوقع** 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:

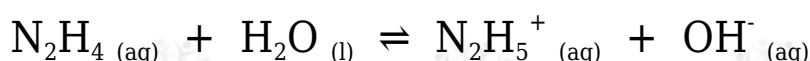
1- المحلول الذي له أقل رقم هيدروجيني هو: C_5H_5N ؛ لأن لها قيمة K_b أقل.

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 (164):

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



أحسب تركيز أيونات OH^- في المحلول. علماً أن ثابت تأيُن الهيدرازين $K_b = 1.7 \times 10^{-6}$

$$10^{-6}$$

الحل:

أكتب معادلة تأين القاعدة:



أكتب قانون ثابت تأين الحمض:

$$K_b = [\text{OH}^-] [\text{N}_2\text{H}_5^+] / [\text{N}_2\text{H}_4] = [\text{OH}^-]^2 / [\text{N}_2\text{H}_4]$$

$$[\text{OH}^-] = [\text{N}_2\text{H}_5^+]$$

أعوض تركيز القاعدة عند الاتزان، وقيمة K_b :

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

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

وبأخذ جذر الطرفين:

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

أتحقق صفحة (165):

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:



أكتب قانون ثابت تأين الحمض:

$$K_b = [\text{OH}^-] [\text{NH}_4^+] / [\text{NH}_3] = [\text{OH}^-]^2 / [\text{NH}_3] = [\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-]$$

أعوض تركيز القاعدة عند الاتزان، وقيمة K_b :

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

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

وبأخذ جذر الطرفين:

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

أحسب قيمة تركيز H_3O^+ من علاقة K_w :

$$[\text{OH}^-] [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-14} \quad K_w =$$

$$0.166 \times 10^{-10} = 1.66 \times 10^{-11} \text{ M} [\text{H}_3\text{O}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} / 6 \times 10^{-4} =$$

أحسب قيمة pH :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

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

أتحقق صفحة (166):

أحسب ثابت تأين القاعدة بيوتيل أمين $\text{C}_4\text{H}_9\text{NH}_2$ ، التي تركيزها 0.4 M ورقمها الهيدروجيني 12

الحل:

أحسب تركيز H_3O^+ من قيمة pH :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-12} = 1 \times 10^{-12} \text{ M}$$

أحسب قيمة تركيز OH^- من علاقة K_w :

$$[\text{OH}^-] [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-14} K_w =$$

$$[\text{OH}^-] = K_w [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-14} \times 10^{-12} = 1 \times 10^{-26} \text{ M}$$

أكتب معادلة تأين القاعدة:



أكتب قانون ثابت تأين الحمض:

$$K_b = [\text{OH}^-] [\text{C}_4\text{H}_9\text{NH}_3^+] / [\text{C}_4\text{H}_9\text{NH}_2] = [\text{OH}^-]^2 / [\text{C}_4\text{H}_9\text{NH}_2]$$

$$[\text{OH}^-] = [\text{C}_4\text{H}_9\text{NH}_3^+]$$

أعوض تركيز القاعدة وتركيز أيون الهيدروكسيد عند الاتزان:

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

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