أسئلة المحتوى وإجاباتها

الرقم الهيدروجيني ومحاليل الحموض والقواعد القوية

أتحقق صفحة (139):

يبين الجدول الآتي تراكيز H_3O^+ و OH^- لثلاثة محاليل. أكمل الفراغات في الجدول بما يناسبها:

المحلول	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	تصنيف المحلول
المحلول الأول	$1\times10^{-2}\,M$	1×10^{-12}	حمضي
المحلول الثاني	$1 \times 10^{-7}\,M$	$1\times10^{-7}\,M$	متعادل
المحلول الثالث	$1 \times 10^{-10}M$	$1\times10^{-4}\,M$	قاعدي

أتحقق صفحة (141):

أحسب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^- في محلول حمض النيتريك HNO_3 تركيزه 0.04 M

الحل:

معادلة تأين الحمض:

$$HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + NO_3^-$$

$$[H_3O^+] = [HNO_3] = 4 \times 10^{-2}\ M$$

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

$$[OH^-] = Kw[H3O+] = 1 \text{ x } 10\text{-}144 \text{ x } 10\text{-}2 = 0.25 \times 10^{-12} = 2.5 \times 10^{-13}\ M$$

أتحقق صفحة (143):

أحسب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^- في المحاليل الآتية:

1- محلول القاعدة هيدروكسيد البوتاسيوم KOH الذي تركيزه 0.5 M

2- محلول جرى تحضيره بإذابة 8 g من بلورات هيدروكسيد الصوديوم NaOH في 200 mL من الماء.

علماً أن $Mr_{(NaOH)} = 40\ g/mol$

الحل:

1- معادلة تأين القاعدة:

$$KOH \rightarrow^{H2O} K^+ + OH^-$$

$$[OH^-] = [KOH] = 0.5\ M$$

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

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH-]} = \frac{1 \times 10-14}{5 \times 10-1} = 0.2 \times 10^{-13} = 2 \times 10^{-14}\ M$$

2-

أحسب عدد مولات القاعدة (n) في المحلول:

$$n = mMr = \frac{8}{40} = 0.2\ mol$$

أحسب تركيز الحمض (M) في المحلول:

$$M = nV = 0.20.2 = 1\ M$$

معادلة تأين القاعدة:

$$NaOH \rightarrow^{H2O} Na^+ + OH^-$$

$$[OH^-] = [NaOH] = 1\ M$$

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

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

أتحقق صفحة (144):

1- أحدد الرقم الهيدروجيني للمحاليل الآتية:

أ) محلول H_3O^+ فيه يساوي 10^{-3} M

ب) محلول تركيز H_3O^+ فيه يساوي 10^{-12} M

2- أستنتج أيّ المحلولين السابقين حمضي وأيهما قاعدي.

الحل:

1- المحلول (أ) قيمة الرقم الهيدروجيني يساوي (3)، والمحلول (ب) قيمة الرقم الهيدروجيني يساوي (12).

2- المحلول (أ) حمضي، والمحلول (ب) قاعدي.

أفكر صفحة (145):

أستنتج تركيز المحلول إذا كان رقمه الهيدروجيني يساوي صفراً (pH = 0).

الحل:

$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^0 = 1$ M

أتحقق صفحة (147):

1- أحسب pH لمحلول حمض الهيدرويوديك HI تركيزه 0.03 M علماً أن log 3 = 0.48 .

2- أحسب $[H_3O^+]$ لعينة من عصير البندورة رقمها الهيدروجيني يساوي 4.3 علماً أن log 5 = 0.7 .

3- أحسب pH لمحلول القاعدة هيدروكسيد الليثيوم LiOH تركيزه 0.004 M علماً أن log 2.5 = 0.4 .

الحل:

1- معادلة تأين الحمض:

$$HI + H_2O \rightarrow H_3O^+ + I^-$$

$$[H_3O^+] = [HI] = 0.03\ M = 3 \times 10^{-2}\ M$$

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

$$pH = - \log (3 \times 10^{-2}) = 2 - \log 3 = 2 - 0.48 = 1.52$$

2-

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-4.3} = 5 \times 10^{-5}\ M$$

3- معادلة تأين القاعدة:

$$LiOH \rightarrow H2O\ \ Li^+ + OH^-$$

$$[OH^-] = [NaOH] = 4 \times 10^{-3}\ M$$

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

$$[H_3O^+] = Kw[OH-] = 1 \times 10-144 \times 10-3 = 0.25 \times 10^{-11}\ M = 2.5 \times 10^{-12}\ M$$

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

$$pH = - \log (2.5 \times 10^{-12}) = 12 - \log 2.5 = 12 - 0.4 = 11.6$$

أتحقق صفحة (148):

1- أحسب الرقم الهيدروكسيلي pOH لمحلول هيدروكسيد الليثيوم LiOH تركيزه 0.004 M

(علماً أن log 4 = 0.6).

2- أحسب $[OH^-]$ لعبوة مكتوب عليها أن الرقم الهيدروكسيلي pOH يساوي 3.2

(علماً أن $\log 6.3 = 0.8$).

الحل:

-1

معادلة تأين القاعدة:

$$LiOH \rightarrow H2O \quad Li^{+} + OH^{-}$$

$$pOH = - \log [OH^{-}]$$

$$pOH = - \log (4 \times 10^{-3}) = 3 - \log 4 = 3 - 0.6 = 2.4$$

-2

$$[OH^{-}] = 10^{-pOH} = 10^{-3.2} = 6.3 \times 10^{-4}$$

أتحقق صفحة (149):

أحسب كلاً من pH و pOH لكل من المحاليل الآتية:

-1 محلول تركيز أيونات H_3O^{+} فيه يساوي 10^{-5} M

-2 محلول تركيز أيونات OH^{-} فيه يساوي 10^{-4} M

الحل:

-1

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

$$pH = - \log (1 \times 10^{-5}) = 5$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - 5 = 9$$

-2

$$pOH = - \log [OH^-]$$

$$pOH = - \log (1 \times 10^{-4}) = 4$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - 4 = 10$$

أتحقق صفحة (152):

أحسب تركيز محلول القاعدة KOH إذا تعادل 20 mL منه تماماً مع 30 mL من محلول الحمض HBr تركيزه 0.2 M وفق المعادلة الآتية:

$$HBr_{(aq)} + KOH_{(aq)} \rightarrow KBr_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

عند نقطة التعادل يكون:

عدد مولات الحمض = عدد مولات القاعدة

$$n_{(KOH)} = n_{(HBr)}$$

$$(M \times V)_{KOH} = (M \times V)_{HBr}$$

$$(M \times 0.02) = (0.2 \times 0.03)$$

$$M_{KOH} = 0.3\ M$$

أتحقق صفحة (153):

أستعين بالجدول (7) في تحديد لون الكاشف في كل من المحاليل الآتية:

اسم الكاشف	تغيّر لون الكاشف		مدى الرقم الهيدروجيني لتغير اللون
	من	إلى	
البنفسج الميثيلي	أصفر	أزرق	0 – 2
الميثيل البرتقالي	أحمر	أصفر	2.9 – 4.0
الميثيل الأحمر	أحمر	أصفر	4.2 – 6.3
البروموثايمول الأزرق	أصفر	أزرق	6.0 – 7.6
الفينول الأحمر	أصفر	أحمر	6.6 – 8.0
الفينولفثالين	عديم اللون	زهري	8.2 – 10.0
الأنديجو ثنائي الفوسفات	أزرق	أصفر	11.5 – 14

1- الميثيل الأحمر في محلول قاعدي.

أصفر.

2- البروموثيمول الأزرق في محلول حمضي.

أصفر.

3- أي من الكاشفين الفينول الأحمر أم الأنديجو ثنائي الفوسفات يمكن استخدامه في معايرة حمض قوي وقاعدة قوية.

الفينول الأحمر.