٢٥. د

٢٦. أ. ١. $H_2PO_4^- \rightleftharpoons HPO_4^{2-} + H^+$

٢. يحتوي الحمض على بروتون واحد أكثر من القاعدة المرافقة له. لذا فإن الحمض هو $H_2PO_4^-$ والقاعدة المرافقة هي HPO_4^{2-}

ب. تؤدي إضافة أيونات الهيدروجين (H^+) إلى إزاحة موضع الاتزان نحو اليسار. يتحد Pro^- (البروتين الذي فقد البروتون) مع أيونات الهيدروجين الإضافية لتكوين HPro (البروتين الذي يمنح البروتون) حتى تتم استعادة الاتزان مرة أخرى. فإذا ما بقيت تراكيز البروتينات مرتفعة إلى حد ما، فلن تتغير قيمة pH كثيرًا.

إجابات أسئلة نهاية الوحدة

١. أ. ١. أكسونيوم / هيدرونيوم / هيدروكسونيوم.

٢. المعادلة ١ : (HBr) هو الحمض و (H_2O) هي القاعدة.

المعادلة ٢ : (CH_3NH_2) هي القاعدة و (H_2O) هو الحمض.

٣. يمكن للمادة المتذبذبة أن تسلك كحمض أو قاعدة / مانحة أو مستقبلة للبروتون؛

في المعادلة ١، يستقبل الماء بروتون من HBr؛ أي أن الماء يسلك هنا كقاعدة.

في المعادلة ٢، يمنح الماء بروتون لـ (CH_3NH_2)؛ أي أن الماء يسلك هنا كحمض.

ب. ١. يتأين الحمض القوي تأينًا تامًا في الماء. ويتأين الحمض الضعيف جزئيًا في الماء.

٢. $CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$

٢. أ. ١. $pH = -\log_{10}[H^+]$

٢. $K_w = [H^+][OH^-]$

٣. $K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$

ب. $[H^+] = 0.00400\ mol/L$

$pH = -\log_{10}(0.00400) = 2.40$

ج. $K_a = 1.51 \times 10^{-5} = \frac{[H^+]^2}{0.00400}$

$[H^+] = \sqrt{(1.51 \times 10^{-5}) \times (0.00400)}$

$= 2.46 \times 10^{-4}\ mol/L$

$pH = -\log_{10}(2.46 \times 10^{-4}) = 3.61$

د. $[NaOH] = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم بوحدة L}}$

$[NaOH] = \frac{0.25}{2.00} = 0.13\ mol/L$

$K_w = [H^+][OH^-]$

$= 1.00 \times 10^{-14}\ mol^2/L^2$

$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1.00 \times 10^{-14}}{0.13}$

$= 7.70 \times 10^{-14}\ mol/L$

$pH = -\log_{10}(7.70 \times 10^{-14}) = 13.11$

٣. أ. حمض الهيدروكلوريك حمض قوي جدًا يتأين بشكل تام، لذلك فإن:

$[HCl] = [H^+]$

$pH = -\log_{10}(0.25) = 0.60$

ب. $K_w = [H^+][OH^-] = 1.00 \times 10^{-14}\ mol^2/L^2$

$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]}$

$[H^+] = 2.00 \times 10^{-13}\ mol/L$

$pH = 12.70$

ج. ١. HI هو الحمض و HCl هو القاعدة، يمنح HI بروتونًا واحدًا لـ HCl لتكوين H_2Cl^+

٢. H_2Cl^+ هو الحمض المرافق للقاعدة HCl و I^- هو القاعدة المرافقة للحمض HI

د. باستخدام العلاقة الرياضية $pH = -\log_{10}[H^+]$

$[H^+] = 10^{-3.1} = 7.94 \times 10^{-4}\ mol/L$

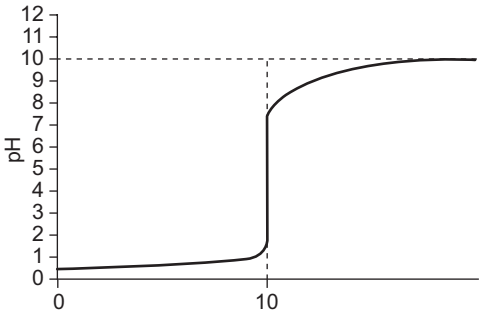
$K_a = \frac{[H^+]^2}{[C_2H_5COOH]}$

$K_a = \frac{(7.94 \times 10^{-4})^2}{(0.0500)}$

$= 1.26 \times 10^{-5}\ mol/L$

المعلم الإلكتروني الشامل

٤. أ.



قيمة pH للحمض القوي قبل بدء عملية المعايرة نحو 0.7

$pH = -\log_{10}[H^+]$

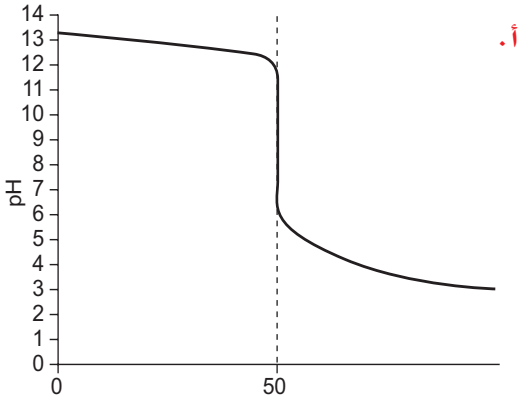
$pH = -\log_{10}(0.200) = 0.7$

يتم حساب حجم الأمونيا المضاف باستخدام قانون التخفيف. يوضح الخط العمودي عند 10 mL الارتفاع الحاد في قيم pH عندما يصبح حجم الأمونيا المضاف قريبًا من نقطة التكافؤ، ويصل المنحنى إلى نحو pH = 10 لأن الأمونيا قاعدة ضعيفة.

ب. سوف يتغير لون الميثيل البرتقالي لأن مدى pH لهذا الكاشف يقع ضمن منطقة الارتفاع الحاد للمنحنى.

يتغير لون كاشف الفينولفثالين بين pH = 8.2 و pH = 10.0، وهو تغير لا يتوافق مع منطقة الارتفاع الحاد في المنحنى (سيتغير لونه بعد نقطة التكافؤ، وببطء شديد).

٥. أ.



قيمة pH للقاعدة القوية قبل بدء عملية المعايرة نحو 13.3

$pOH = -\log_{10}[OH^-]$

$pOH = -\log_{10}(0.200) = 0.7$

$pH = 14 - 0.7 = 13.3$

يتم حساب حجم حمض الإيثانويك المضاف باستخدام قانون التخفيف. ويوضح خط الانحدار الحاد في قيمة pH عند حجم 50 mL وذلك لأن تركيز هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) يساوي ضعفي تركيز حمض الإيثانويك (CH_3COOH) يصل المنحنى إلى نحو pH = 3 لأن حمض الإيثانويك ضعيف.

ب. سوف يتغير لون الفينولفثالين لأن مدى pH لهذا الكاشف يقع ضمن منطقة الانحدار الحاد للمنحنى.

يتغير لون الميثيل البرتقالي بين قيمتَي pH = 3.2 و pH = 4.4 وهو تغير لا يتوافق مع منطقة الانحدار الحاد للمنحنى (سيتغير لونه بعد التعادل، وببطء شديد).

٦. يُعدّ البروموكريزول الأخضر مناسبًا لمعايرة NH_3 مع HCl؛

نظرًا إلى أن مدى pH له يقع ضمن منطقة الارتفاع الحاد للمنحنى (1.7–7.5)؛

المعلم الإلكتروني الشامل

يعد البروموثايمول الأزرق مناسبًا لمعايرة هيدروكسيد الصوديوم مع حمض الإيثانويك نظرًا إلى أن مدى pH له يقع ضمن منطقة الانحدار الحاد للمنحنى (6-12)

٧. أ. ١. حاصل ضرب تراكيز الأيونات الموجودة في المحلول المشبع لملح شحيح الذوبان عند درجة حرارة معيّنة، مرفوعة لأس معاملاتها في المعادلة الكيميائية الموزونة.

٢. التقليل من ذوبانية ملح ذائب عن طريق إضافة مركب يمتلك أيونًا مشتركًا مع الملح الذائب.

ب. ١. $K_{sp} = [Cu^+][Br^-]$

ونظرًا إلى أن تراكيز Cu^+ و Br^- تكون متساوية، يمكن كتابة معادلة ثابت حاصل الذوبانية وفق الآتي:

$$K_{sp} = [Cu^+]^2$$

$$3.2 \times 10^{-8} = [Cu^+]^2$$

$$[Cu^+] = \sqrt{3.2 \times 10^{-8}}$$

$$= 1.8 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

(تُعدّ هذه أيضًا قيمة ذوبانية بروميد النحاس (I)، لأن كل وحدة صيغة من CuBr تحتوي على أيون واحد من Cu^+)

٢. $K_{sp} = [Cu^+][Br^-]$

تركيز أيون البروميد هو 0.0100 mol/L (تجاهل Br^- الناتج من CuBr)

$$3.2 \times 10^{-8} = [Cu^+] \times (0.0100)$$

$$[Cu^+] = 3.2 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

(تُعدّ هذه أيضًا قيمة ذوبانية بروميد النحاس (I)، لأن كل وحدة صيغة من CuBr تحتوي على أيون واحد من Cu^+).

٣. في الجزئية ١ في الماء النقي. لأن إضافة أيون مشترك Br^- تقلل من ذوبانية بروميد النحاس حيث تؤدي إلى إزاحة موضع الاتزان إلى اليسار (لذا يترسّب بروميد النحاس (I)).

٨. أ. $K_{sp} = [Cu^+]^2 [S^{2-}]$

ب. $M_r(Cu_2S) = (2 \times 63.5) + 32.1 = 159.1 \text{ g/mol}$

التركيز بوحدة mol/L

عدد المولات $= \frac{1.91 \times 10^{-12}}{159.1} = 1.20 \times 10^{-14} \text{ mol}$

التركيز $= 1.20 \times 10^{-14} \text{ mol/L}$

لكل وحدة صيغة ذائبة من Cu_2S، يتكوّن أيونان من Cu^+ وأيون واحد من S^{2-}؛

$$[S^{2-}] = 1.20 \times 10^{-14} \text{ mol/L}$$

$$[Cu^+] = 2 \times (1.20 \times 10^{-14}) \text{ mol/L}$$

$$= 2.40 \times 10^{-14} \text{ mol/L}$$

$$K_{sp} = [Cu^+]^2 [S^{2-}]$$

$$K_{sp} = (2.40 \times 10^{-14})^2 \times (1.20 \times 10^{-14})$$

$$= 6.91 \times 10^{-42} \text{ mol}^3/\text{L}^3$$

ج. يترسب كروميت النحاس (II)/يلاحظ تكوين راسب؛

يتجاوز حاصل تراكيز الأيونات في المحلول ثابت حاصل الذوبانية لكروميت النحاس (II)

$$Q_{sp} > K_{sp}$$

بسبب تأثير الأيون المشترك أو وجود أيونات النحاس (II) في كلا المركبَين.

٩. يحتوي المحلول المنظم على زوج مترافق من حمض ضعيف وقاعدة مرافقة.

$$C_2H_5COOH(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + C_2H_5COO^-(aq)$$

يتّحد الحمض المضاف مع أيونات البروبانوات لتكوين حمض البروبانويك غير المتأيّن فينزاح موضع الاتزان نحو اليسار عند إضافة المزيد من أيونات الهيدروجين (من حمض الهيدروكلوريك)، لذلك سيكون التغير ضئيلًا في تراكيز الحمض غير المتأيّن والقاعدة المرافقة، وبالتالي لا تتغير قيمة pH بشكل ملحوظ.

المعلم الإلكتروني الشامل

١٠. أ. أعد ترتيب علاقة ثابت الاتزان لحساب $[H^+]$:

$$[H^+] = K_a \times \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

$$[H^+] = 1.74 \times 10^{-5} \times \frac{0.100}{0.100}$$

$$= 1.74 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log_{10}[H^+]$$

$$= -\log_{10}(1.74 \times 10^{-5}) = 4.76$$

ب. أعد ترتيب علاقة ثابت الاتزان لحساب تركيز القاعدة المرافقة (الإيثانوات):

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$[CH_3COO^-] = K_a \times \frac{[CH_3COOH]}{[H^+]}$$

الحصول على $[H^+]$:

$$pH = -\log_{10}[H^+]$$

$$[H^+] = 3.98 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

استخدم علاقة ثابت الاتزان:

$$[CH_3COO^-] = K_a \times \frac{[CH_3COOH]}{[H^+]}$$

$$[CH_3COO^-] = 1.74 \times 10^{-5} \times \frac{0.0100}{3.98 \times 10^{-6}}$$

$$[CH_3COO^-] = 0.0437 \text{ mol/L}$$

عدد المولات = التركيز × الحجم بوحدة L

عدد المولات = 0.0437 × 2 = 0.0874 mol

١١. أ. التركيز = $\frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم (L)}}$

عدد المولات في 6.00 g من حمض الإيثانويك

$$n = \frac{6.00}{60.0} = 0.100 \text{ mol}$$

$$\text{التركيز} = \frac{0.100}{0.200} = 0.500 \text{ mol/L}$$

ب. عدد المولات في 12.3 g من إيثانوات الصوديوم

$$n = \frac{12.3}{82.0} = 0.15 \text{ mol}$$

$$\text{التركيز} = \frac{0.150}{0.200} = 0.750 \text{ mol/L}$$

ج.

$$[H^+] = K_a \times \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

$$[H^+] = 1.74 \times 10^{-5} \times \frac{0.500}{0.750}$$

$$= 1.16 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log_{10}[H^+] = -\log_{10}(1.16 \times 10^{-5}) = 4.94$$

د. معادلة الاتزان:

$$CH_3COOH(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$$

تُزال أيونات H^+ المضافة لأنها تتفاعل مع أيونات الإيثانوات لتكوين جزيئات من حمض الإيثانويك غير المتأينة (ينزاح موضع الاتزان نحو اليسار)؛

وتُزال أيونات OH^- المضافة لأنها تتفاعل مع أيونات H^+ لتكوين جزيئات من الماء وينزاح موضع الاتزان نحو اليمين لتكوين المزيد من أيونات الإيثانوات؛

وتبقى كميّات كبيرة نسبيًا من حمض الإيثانويك غير المتأين وأيونات الإيثانوات في المحلول، لذلك تتغير قيمة pH بشكل طفيف.

١٢. معادلة الاتزان:

$$CO_2(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons HCO_3^-(aq) + H^+(aq)$$

يتحد الأيون H^+ مع أيونات HCO_3^- وينزاح موضع الاتزان إلى اليسار؛

وتتم معادلة فائض الأيونات OH^- مع أيونات H^+ وينزاح موضع الاتزان إلى اليمين لتعويض $[H^+]$ وتقليل التغير في قيمة pH.

المعلم الإلكتروني الشامل