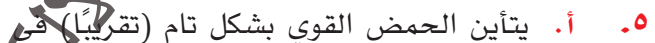
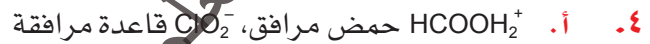
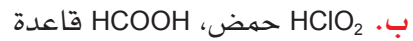
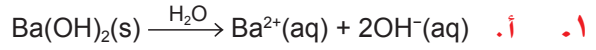
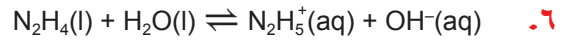
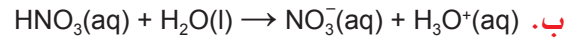


## إجابات أسئلة كتاب الطالب

### إجابات أسئلة موضوعات الوحدة



الماء؛ بينما يتأين الحمض الضعيف جزئياً في الماء.



٧. (باستخدام  $pH = -\log_{10}[H^+]$ )

أ.  $pH = 3.52$

ب.  $pH = 2.00$

ج.  $pH = 7.40$

د.  $pH = 11.27$

هـ.  $pH = 9.11$

٨. (باستخدام  $[H^+] = 10^{-pH}$ )

أ.  $[H^+] = 1.26 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

ب.  $[H^+] = 2.00 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$

ج.  $[H^+] = 6.31 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$

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

هـ.  $[H^+] = 1.26 \times 10^{-13} \text{ mol/L}$

٩. بما أن حمض النيتريك من الأحماض القوية التي تتأين بشكل تام في الماء فإن  $[HNO_3] = [H^+]$  وباستخدام العلاقة  $pH = -\log_{10}[H^+]$  نجيب عن الجزئيتين أ و ب:

أ.  $pH = 0.000$

ب.  $pH = 0.301$

ج. يحتوي المحلول المائي على 3.00 g من كلوريد الهيدروجين لكل لتر. لإيجاد pH، نحتاج إلى معرفة تركيز أيونات الهيدروجين بوحدة mol/L. الكتلة المولية لـ HCl هي 36.5 g/mol. لذا فإن تركيز حمض الهيدروكلوريك = 0.0822 mol/L يتأين HCl بشكل تام؛ لذلك يكون:

$[H^+] = 0.0822 \text{ mol/L}$

$pH = -\log_{10}[H^+] = -\log_{10}(0.0822) = 1.09$

د. يتفكك KOH تماماً في المحلول. بالتالي فإن 0.00100 mol من KOH تنتج 0.00100 mol من أيونات  $OH^-$ .

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

$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1.00 \times 10^{-14}}{0.00100}$

$[H^+] = 1.00 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$

$pH = 11.00$

حل آخر

$pOH = -\log_{10}(0.00100)$

$pOH = 3$

$pH + pOH = 14$

$pH = 14 - pOH$

$pH = 14 - 3 = 11$

$$[H^+] = 7.94 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \quad \text{٢.}$$

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

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

$$[H^+] = 7.94 \times 10^{-5} \text{ mol/L} \quad \text{٣.}$$

$$K_a = \frac{(7.94 \times 10^{-5})^2}{0.100}$$

$$6.30 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$$

ب. في كل حالة،  $pK_a = -\log_{10} K_a$

$$-\log_{10} (1.26 \times 10^{-7}) = 6.90 \quad \text{١.}$$

$$-\log_{10} (1.26 \times 10^{-5}) = 4.90 \quad \text{٢.}$$

$$-\log_{10} (6.30 \times 10^{-8}) = 7.20 \quad \text{٣.}$$

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{[HF]} \quad \text{١٢.}$$

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

$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-1.88} = 1.32 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[HF] = \frac{(1.32 \times 10^{-2})^2}{5.6 \times 10^{-4}} = 0.311 \text{ mol/L}$$

عدد المولات في 800 mL من المحلول:

$$\frac{0.311 \times 800}{1000} = 0.249 \text{ mol}$$

$$M_r (\text{HF}) = 20 \text{ g/mol}$$

$$4.98 \text{ g} = 20 \times 0.249 = \text{كتلة HF اللازمة}$$

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{[C_6H_5COOH]} \quad \text{١٣. أ.}$$

$$[H^+]^2 = K_a \times [C_6H_5COOH]$$

$$= (6.3 \times 10^{-5}) \times (0.0200)$$

$$[H^+] = \sqrt{(6.3 \times 10^{-5}) \times (0.0200)}$$

$$= 1.12 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log_{10} (1.12 \times 10^{-3}) = 2.95$$

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{[Al(H_2O)_6]^{3+}} \quad \text{ب.}$$

$$[H^+]^2 = K_a \times [Al(H_2O)_6]^{3+}$$

$$= (1.0 \times 10^{-5}) \times (0.0100)$$

$$[H^+] = \sqrt{(1.0 \times 10^{-5}) \times (0.0100)}$$

$$= 3.16 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

هـ. عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم:  $n = \frac{m}{M_r}$

$$n = \frac{0.200}{40} = 5.00 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

بما أن هيدروكسيد الصوديوم قاعدة قوية

تتفكك بشكل تام في الماء فإن تركيز أيون

الهيدروكسيد ( $OH^-$ ) في المحلول يساوي أيضاً

$$5.00 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

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

$$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1.00 \times 10^{-14}}{5.00 \times 10^{-3}}$$

$$[H^+] = 2.00 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$$

$$pH = 11.70$$

$$K_a = \frac{[H^+][C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]} \quad \text{١٠. أ. ١١.}$$

$$K_a = \frac{[H^+][CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]} \quad \text{٢.}$$

$$K_a = \frac{[H^+][NH_3]}{[NH_4^+]} \quad \text{٣.}$$

ب. ١. الحمض:  $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$

القاعدة المرافقة:  $[Fe(H_2O)_5OH]^{2+}$

٢. الحمض:  $HNO_2$

القاعدة المرافقة:  $NO_2^-$

٣. الحمض:  $HSiO_3^-$

القاعدة المرافقة:  $SiO_3^{2-}$

١١. أ. نحسب أولاً تركيز أيونات الهيدروجين من pH

باستخدام العلاقة الآتية:  $[H^+] = 10^{-pH}$ ، ثم

نستخدم العلاقة العامة للاتزان.

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

وبما أن  $[H^+] = [A^-]$ ، يمكن كتابة هذه العلاقة

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

$$[H^+] = 5.01 \times 10^{-5} \text{ mol/L} \quad \text{١.}$$

$$K_a = \frac{(5.01 \times 10^{-5})^2}{0.0200}$$

$$= 1.26 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

١٥. باستخدام العلاقة الرياضية:  $K_w = K_a \times K_b$

$$K_b = \frac{1.00 \times 10^{-14}}{1.74 \times 10^{-5}} = 5.75 \times 10^{-10} \text{ mol/L} \quad \text{أ.}$$

$$K_b = \frac{1.00 \times 10^{-14}}{1.34 \times 10^{-5}} = 7.46 \times 10^{-10} \text{ mol/L} \quad \text{ب.}$$

١٦. يكون الانحدار الحاد في منحنى pH في المنطقة من 2.0 إلى 12.0. الكواشف التي يتغير لونها بين هاتين القيمتين هي: الفينولفثالين، البروموثايمول الأزرق، البروموكريزول الأخضر والميثيل الأحمر.

١٧. أ. ١. يُعدّ حمض النيتريك حمضاً قوياً والأمونيا المائية قاعدة ضعيفة. يكون الانحدار الحاد في منحنى pH في المنطقة من 8.0 إلى 1.7. لذا فإن أي كاشف يمتلك مدى تغير اللون داخل هذه المنطقة سيكون مناسباً، على سبيل المثال: الميثيل الأحمر أو البروموثايمول الأزرق.

٢. يُعدّ حمض الكبريتيك حمضاً قوياً وهيدروكسيد الصوديوم قاعدة قوية. يكون الانحدار الحاد في منحنى pH في المنطقة من 2.0 إلى 12.0. لذا فإن أي كاشف يمتلك مدى تغير اللون داخل هذه المنطقة سيكون مناسباً، على سبيل المثال: الميثيل الأحمر، البروموثايمول الأزرق، الفينولفثالين.

٣. يُعدّ حمض البيوتانويك حمضاً ضعيفاً وهيدروكسيد البوتاسيوم قاعدة قوية. يكون الانحدار الحاد في منحنى pH في المنطقة من 12 إلى 6.0. لذا فإن أي كاشف يمتلك مدى تغير اللون داخل هذه المنطقة سيكون مناسباً، على سبيل المثال: الفينولفثالين.

ب. توضح معايرة هذا الحمض القوي مع هذه القاعدة الضعيفة تغيراً حاداً في منحنى pH في المنطقة من 1.5 إلى 7.5. لذلك فإن الفينولفثالين لن يكون مناسباً للاستخدام في هذه المعايرة، لأن لونه يتغير في المناطق القلوية (8.2 إلى 10.0) وهو يمتلك نقطة

$$\text{pH} = -\log_{10} (3.16 \times 10^{-4}) = 3.5$$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+]^2}{[\text{HCOOH}]} \quad \text{ج.}$$

$$[\text{H}^+]^2 = K_a \times [\text{HCOOH}]$$

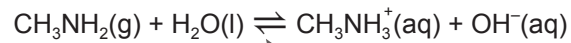
$$= (1.6 \times 10^{-4}) \times (0.100)$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{(1.6 \times 10^{-4}) \times (0.100)}$$

$$= 4.0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{pH} = -\log_{10} (4.0 \times 10^{-3}) = 2.40$$

١٤. الخطوة ١: معادلة تأين الميثيل أمين في الماء:



الخطوة ٢: نحسب تركيز الأيونات  $\text{H}^+$ :  $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$

$$[\text{H}^+] = 10^{-11.6} = 2.51 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$$

الخطوة ٣: نحسب تركيز الأيونات  $\text{OH}^-$  من العلاقة

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

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]} = \frac{1.00 \times 10^{-14}}{2.51 \times 10^{-12}} = 3.98 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

الخطوة ٤: وباستخدام العلاقة:

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]}$$

التي يمكن أن تكتب على النحو الآتي:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]} \quad ; \quad [\text{OH}^-] = [\text{CH}_3\text{NH}_3^+]$$

يمكن حساب تركيز الميثيل أمين:

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2] = \frac{[\text{OH}^-]^2}{K_b} = \frac{[3.98 \times 10^{-3}]^2}{4.37 \times 10^{-4}}$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2] = 3.62 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

الخطوة ٥: عدد مولات الميثيل أمين في 0.2 L من المحلول:

$$n = [\text{CH}_3\text{NH}_2] \times V = 3.62 \times 10^{-2} \times 0.2 = 7.24 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

الخطوة ٦: كتلة الميثيل أمين:  $m = n \times M_r$

$$31 \text{ g/mol} = \text{كتلة الميثيل أمين}$$

$$m = 7.24 \times 10^{-3} \times 31 = 0.22 \text{ g}$$

تعدُّ هذه أيضًا قيمة ذوبانية كبريتيد الخارصين، حيث تحتوي وحدة صيغة واحدة من ZnS على أيون واحد من  $Zn^{2+}$ .

ج. بالاعتماد على معادلة الاتزان:



إذا كانت ذوبانية  $Ag_2CO_3$  تساوي  $s$  mol/L، فإن  $[Ag^+] = 2s$  (نظرًا إلى وجود أيوني فضة في كل وحدة صيغة من  $Ag_2CO_3$ ) و  $[CO_3^{2-}] = s$  (نظرًا إلى وجود أيون كربونات واحد في كل وحدة صيغة  $Ag_2CO_3$ ).

ترد أدناه علاقة الاتزان:

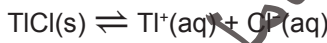
$$K_{sp} = [Ag^+]^2 [CO_3^{2-}]$$

$$6.3 \times 10^{-12} = (2s)^2 (s) = 4s^3$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{6.3 \times 10^{-12}}{4}} = 1.2 \times 10^{-4}$$

تعدُّ هذه أيضًا قيمة ذوبانية كربونات الفضة، حيث تحتوي وحدة صيغة واحدة من  $Ag_2CO_3$  على أيون واحد من  $CO_3^{2-}$ .

يمكن تفسير ذلك من خلال تأثير الأيون المشترك. ترد أدناه معادلة الاتزان وعلاقة ثابت حاصل الذوبانية:



$$K_{sp} = [Ti^+] [Cl^-]$$

عند إضافة محلول من حمض الهيدروكلوريك  $HCl(aq) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$ ، يكون أيون الكلوريد مشتركًا لكل من حمض الهيدروكلوريك وكلوريد الثاليوم؛ تؤدي أيونات الكلوريد المضافة إلى إزاحة موضع الاتزان نحو اليسار بحيث يترسب كلوريد الثاليوم لأن الحاصل الأيوني  $Q_{sp}$  يصبح أكبر من قيمة  $K_{sp}$ .

ب. ١. بعد خلط المحلولين يتضاعف الحجم، فتقل التراكيز للنصف:

$$\frac{0.00100}{2} = 5.00 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

منتصف ميل أعلى من 7.5. وهي لا تتوافق مع منطقة التغير الحاد في منحنى pH.

ج. ١٨

$$K_{sp} = [Fe^{2+}] [OH^-]^2 \quad \text{أ. ١٩}$$

$$K_{sp} = [Cu^+]^2 [S^{2-}] \quad \text{ب. ٢٠}$$

$$K_{sp} = [Al^{3+}] [OH^-]^3 \quad \text{ج. ٢١}$$

$$\text{ب. ١. } (mol/L) \times (mol/L)^2 = mol^3/L^3$$

$$\text{ب. ٢. } (mol/L)^2 \times (mol/L) = mol^3/L^3$$

$$\text{ب. ٣. } (mol/L) \times (mol/L)^3 = mol^4/L^4$$

$$\text{أ. ٢٠. ١. } [Cd^{2+}] = [S^{2-}] = 1.46 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$$

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

تعويض القيم:

$$K_{sp} = (1.46 \times 10^{-11}) \times (1.46 \times 10^{-11}) = 2.13 \times 10^{-22} \text{ mol}^2/L^2$$

٢. علينا أولاً حساب تركيز الأيونات بوحدة mol/L.

$$M_r(CaF_2) = 40.1 + (2 \times 19.0) = 78 \text{ g/mol}$$

التركيز بوحدة mol/L

$$\frac{0.0168}{78} = 2.15 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

لكل وحدة صيغة  $CaF_2$  تذوب، يتكوّن أيون واحد  $Ca^{2+}$  وأيونين  $F^-$ .

$$[Ca^{2+}] = 2.15 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[F^-] = 2 \times (2.15 \times 10^{-4}) = 4.30 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$K_{sp} = [Ca^{2+}] [F^-]^2$$

$$K_{sp} = (2.15 \times 10^{-4}) \times (4.30 \times 10^{-4})^2 = 3.98 \times 10^{-11} \text{ mol}^3/L^3$$

$$\text{ب. } K_{sp} = [Zn^{2+}] [S^{2-}]$$

نظرًا إلى أن تركيز أيون  $Zn^{2+}$  وتركيز أيون  $S^{2-}$  متساويان، يمكننا التعبير عن الاتزان بالشكل الآتي:

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

$$1.6 \times 10^{-25} = [Zn^{2+}]^2$$

$$[Zn^{2+}] = \sqrt{1.6 \times 10^{-25}}$$

$$= 4.0 \times 10^{-13} \text{ mol/L}$$

وعند إضافة أيونات الهيدروجين ( $H^+$ ) تتحد مع أيونات الهيدروكسيد ( $OH^-$ ) لتكوين الماء، فينزاح موضع الاتزان في الاتجاه الأمامي، ولا يوجد ما يكفي من جزيئات الأمونيا ( $NH_3$ ) لإزالة أيونات الهيدروجين ( $H^+$ ) المضافة.

٢٤. أ. ١. علاقة الاتزان لهذا الحمض الضعيف مع قاعدته المرافقة هي:

$$K_a = \frac{[H^+][HCOO^-]}{[HCOOH]}$$

أعد ترتيب علاقة الاتزان لحساب  $[H^+]$ :

$$[H^+] = K_a \times \frac{[HCOOH]}{[HCOO^-]}$$

$$[H^+] = 1.6 \times 10^{-4} \times \frac{0.500}{0.100}$$

$$= 8.00 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

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

$$pH = -\log_{10} (8.00 \times 10^{-4}) = 3.10$$

٢. باستخدام الطريقة نفسها كما في الجزئية ١:

$$[H^+] = 6.3 \times 10^{-5} \times \frac{(0.0100)}{(0.0400)}$$

$$= 1.58 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

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

$$= -\log_{10} (1.58 \times 10^{-5}) = 4.80$$

ب. هنا ينبغي إعادة ترتيب علاقة الاتزان لحساب تركيز القاعدة المرافقة (أيون الإيثانوات).

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

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

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

$$4.90 = -\log_{10} [H^+]$$

$$[H^+] = 1.26 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[CH_3COO^-] = 1.74 \times 10^{-5} \times \frac{0.100}{1.26 \times 10^{-5}}$$

$$[CH_3COO^-] = 0.138 \text{ mol/L}$$

عدد المولات = التركيز  $\times$  الحجم (L)

$$\text{عدد المولات} = 0.138 \times 1.00 = 0.138 \text{ mol}$$

$$[Ca^{2+}] = [SO_4^{2-}] = 5.00 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

٢. يحدث الترسيب إذا كانت قيمة الحاصل

الأيوني  $Q_{sp}$  أكبر من قيمة  $K_{sp}$

$$Q_{sp} = [Ca^{2+}][SO_4^{2-}] = (5.00 \times 10^{-4}) \times (5.00 \times 10^{-4}) \\ = 2.50 \times 10^{-7} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

قيمة  $Q_{sp}$  أقل من قيمة ثابت حاصل الذوبانية  $K_{sp}$  لكبريتات الكالسيوم. لذلك لن يحدث ترسيب

$$\text{أ. ٢٢. } (6.53 \times 10^{-36} \text{ mol}^5/\text{L}^5)$$

٢٣. أ. مخلوط الاتزان هو:



١. عند إضافة حمض الهيدروكلوريك، تتحد أيونات  $H^+$  المضافة مع أيونات  $OH^-$  في مخلوط الاتزان لتكوين الماء. فينزاح موضع الاتزان إلى اليمين لتعويض النقص في تركيز أيونات الهيدروكسيد لتحقيق الاتزان مرة أخرى. ونظرًا إلى وجود تراكيز مرتفعة نسبيًا من الأمونيا (القاعدة) وأيونات الأمونيوم (الحمض المرافق) الناتجة من كلوريد الأمونيوم مقارنةً بتركيز أيونات  $H^+$  المضافة، فإن قيمة pH تتغير بشكل طفيف.

٢. عند إضافة هيدروكسيد الصوديوم، يزداد تركيز أيونات  $OH^-$  في المحلول، فينزاح موضع الاتزان نحو اليسار ليتكوّن المزيد من الأمونيا والماء. ونظرًا إلى وجود تراكيز مرتفعة نسبيًا من الأمونيا وأيونات الأمونيوم مقارنةً بتركيز أيونات  $OH^-$  المضافة، فإن قيمة pH تتغير بشكل طفيف.

ب. تُعدّ الأمونيا قاعدة ضعيفة. فعند إضافة أيونات الهيدروكسيد ( $OH^-$ )، ينزاح موضع الاتزان نحو اليسار. ولا يوجد ما يكفي من أيونات  $NH_4^+$  في مخلوط الاتزان لإزالة أيونات  $OH^-$  المضافة.

د. ٢٥

$$[H^+] = 0.00400 \text{ mol/L} \quad \text{ب.}$$

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

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

$$[H^+] = \sqrt{(1.51 \times 10^{-5}) \times (0.00400)} \\ = 2.46 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

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

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

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

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

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

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

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

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

حمض الهيدروكلوريك حمض قوي جداً يتأين

بشكل تام، لذلك فإن:

$$[HCl] = [H^+]$$

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

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

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

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

$$pH = 12.70$$

ج. ١. HI هو الحمض و HCl هو القاعدة، يمنح HI

بروتوناً واحداً لـ HCl لتكوين  $H_2Cl^+$

٢.  $H_2Cl^+$  هو الحمض المرافق للقاعدة HCl

و  $I^-$  هو القاعدة المرافقة للحمض HI

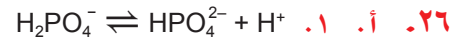
د. باستخدام العلاقة الرياضية  $pH = -\log_{10}[H^+]$

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

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

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

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



٢. يحتوي الحمض على بروتون واحد أكثر من

القاعدة المرافقة له. لذا فإن الحمض هو



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 كثيراً.

### 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

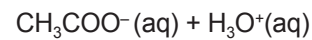
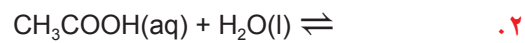
$HBr$ ؛ أي أن الماء يسلك هنا كقاعدة.

في المعادلة ٢، يمنح الماء بروتون

لـ  $(CH_3NH_2)$ ؛ أي أن الماء يسلك هنا كحمض.

ب. ١. يتأين الحمض القوي تأيئاً تاماً في الماء.

ويتأين الحمض الضعيف جزئياً في الماء.



$$pH = -\log_{10}[H^+] \quad \text{أ. ١. ٢.}$$

$$K_w = [H^+][OH^-] \quad \text{٢.}$$

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \quad \text{٣.}$$