

تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج العمانية



## إجابات أسئلة الوحدة الأولى الاتزان في المحاليل المائية

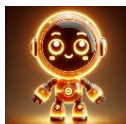
موقع فايلاتي ← المناهج العمانية ← الصف الثاني عشر ← كيمياء ← الفصل الأول ← ملفات متنوعة ← الملف

تاريخ إضافة الملف على موقع المناهج: 09:50:44 2024-12-13

ملفات اكتب للمعلم اكتب للطالب الاختبارات الكترونية | اختبارات | حلول | عروض بوربوينت | أوراق عمل  
منهج انجليزي | ملخصات و تقارير | مذكرات و بنوك | الامتحان النهائي للمدرس

المزيد من مادة  
كيمياء:

## التواصل الاجتماعي بحسب الصف الثاني عشر



صفحة المناهج  
العمانية على  
فيسبوك

الرياضيات

اللغة الانجليزية

اللغة العربية

التربية الاسلامية

المواد على تلغرام

## المزيد من الملفات بحسب الصف الثاني عشر والمادة كيمياء في الفصل الأول

ملخص شرح درس تفاعلات تحضير الكحولات من الوحدة الرابعة

1

ملخص ثاني لشرح درس تفاعلات الكحولات مع المخطط من الوحدة الرابعة

2

ملخص شرح درس تفاعلات الكحولات من الوحدة الرابعة

3

ملخص شرح درس السلسلة المتجانسة للإسترات

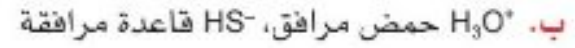
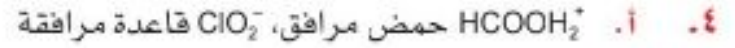
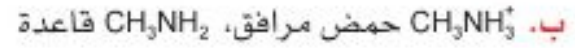
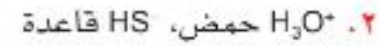
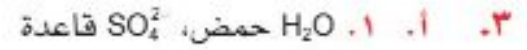
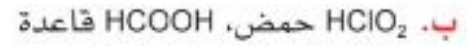
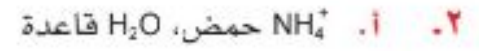
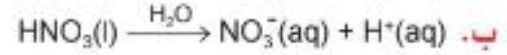
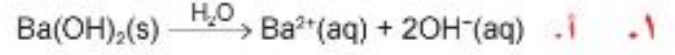
4

ملخص شرح درس السلسلة المتجانسة للأحماض الكربوكسيلية من الوحدة الرابعة

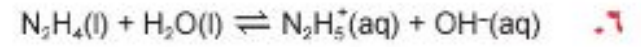
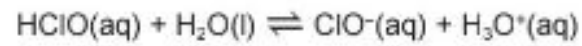
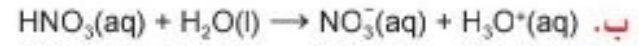
5

## إجابات أسئلة كتاب الطالب

### إجابات أسئلة موضوعات الوحدة



٥. أ. يتأين الحمض القوي بشكل تام (تقريباً) في 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،  $pK_a = -\log_{10} K_a$

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

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

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

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

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

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

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

عدد المولات في 800 mL من المحلول:

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

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

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

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{[C_6H_5COOH]} \quad \text{. ١} \quad \text{. ١٣}$$

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

بما أن هيدروكسيد الصوديوم قاعدة قوية تتفكك بشكل تام في الماء فإن تركيز أيون الهيدروكسيد (OH<sup>-</sup>) في المحلول يساوي أيضًا  $5.00 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

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

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

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

$$pH = 11.70$$

$$K_a = \frac{[H^+][C_6H_5COO^-]}{[C_6H_5COOH]} \quad \text{. ١} \quad \text{. ١} \quad \text{. ١٠}$$

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

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

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

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

$$[H^+] = 5.01 \times 10^{-6} \text{ mol/L} \quad \text{. ١}$$

$$K_a = \frac{(5.01 \times 10^{-6})^2}{0.0200}$$

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



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 12.0 إلى 2.0. الكواشف التي يتغير لونها بين هاتين القيمتين هي: الفينولفثالين، البروموثايمول الأزرق، البروموكريزول الأخضر والميثيل الأحمر.

١٧. أ. ١. يُعدّ حمض النيتريك حمضًا قويًا 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 مناسبًا، على سبيل المثال: الميثيل الأحمر أو البروموثايمول الأزرق.

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

٣. يُعدّ حمض البيوتانويك حمضًا ضعيفًا 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 مناسبًا، على سبيل المثال: الفينولفثالين.

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

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

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

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

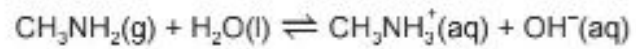
$$= (1.6 \times 10^{-4}) \times (0.100)$$

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

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

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

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

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

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

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:

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

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:

$$m = n \times M_r \quad \text{الكتلة المولية للميثيل أمين} = 31 \text{ g/mol}$$

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

تعدّ 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 من  $Ag_2CO_3$ ).

ترد أدناه علاقة الاتزان:

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

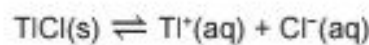
$$6.3 \times 10^{-12} = (2s)^2 (s) = 4s^3$$

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

$$= 1.2 \times 10^{-4}$$

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

٢١. أ. 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.

١٨. ج

$$K_{sp} = [Fe^{2+}][OH^-]^2 \quad ١. \quad ١٩.$$

$$K_{sp} = [Cu^+]^2[S^{2-}] \quad ٢.$$

$$K_{sp} = [Al^{3+}][OH^-]^3 \quad ٣.$$

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

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

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

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

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

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.

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

$$= \text{mol/L بوحدة}$$

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

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

قاعده المرافقة هي:

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

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

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

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

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

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

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

٢. باستخدام الطريقة نفسها كما في الجزئية ١:

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

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

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

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

ب. هنا ينبغي إعادة ترتيب علاقة الاتزان لحساب

تركيز القاعدة المرافقة (أيون الإيثانوات).

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

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

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

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

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

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

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

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  $K_{sp}$

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

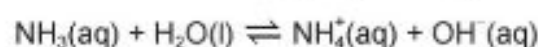
قيمة  $Q_{sp}$  أقل من قيمة ثابت حاصل

الذوبانية  $K_{sp}$  لكبريتات الكالسيوم. لذلك لن

يحدث ترسيب

$$.٢٢. أ (6.53 \times 10^{-36} \text{ mol}^6/\text{L}^6)$$

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) اثنان 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 ( $OH^-$ ) مثلًا، ينزاح موضع

الاتزان نحو اليسار. ولا يوجد ما يكفي من

أيونات  $NH_4^+$  في مخلوط الاتزان لإزالة أيونات

$OH^-$  المضافة.

ب.  $[H^+] = 0.00400 \text{ mol/L}$

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

$[HCl] = [H^+]$

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

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

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

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

$pH = 12.70$

ج. أ. HI هو الحمض و HCl هو القاعدة، يمنح HI بروتوناً واحداً لـ HCl لتكوين  $H_2Cl^+$

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

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

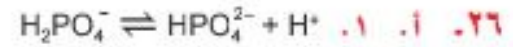
$[H^+] = 10^{-3.1} = 7.94 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$

$K_a = \frac{[H^+]^2}{[C_2H_3COOH]}$

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

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

د. 25.



2. 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 كثيراً.

### إجابات أسئلة نهاية الوحدة

أ. 1. أكسونيوم / هيدرونيوم / هيدروكسونيوم.

2. المعادلة 1: (HBr) هو الحمض و ( $H_2O$ ) هي القاعدة.

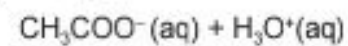
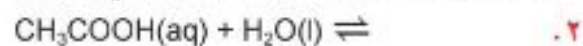
المعادلة 2: ( $CH_3NH_2$ ) هي القاعدة و ( $H_2O$ ) هو الحمض.

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

في المعادلة 1، يستقبل الماء بروتون من HBr؛ أي أن الماء يسلك هنا كقاعدة.

في المعادلة 2، يمنح الماء بروتون لـ ( $CH_3NH_2$ )؛ أي أن الماء يسلك هنا كحمض.

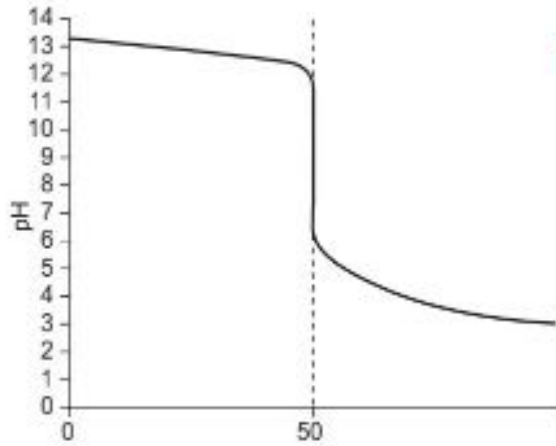
ب. 1. يتأين الحمض القوي تأيئاً تاماً في الماء. ويتأين الحمض الضعيف جزئياً في الماء.



2. أ. 1.  $pH = -\log_{10}[H^+]$

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

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



حجم حمض الإيثانويك المضاف (mL)

قيمة pH للقاعدة القوية قبل بدء عملية المعايرة  
نحو 13.3

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

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

$$pH = 14 - 0.7 = 13.3$$

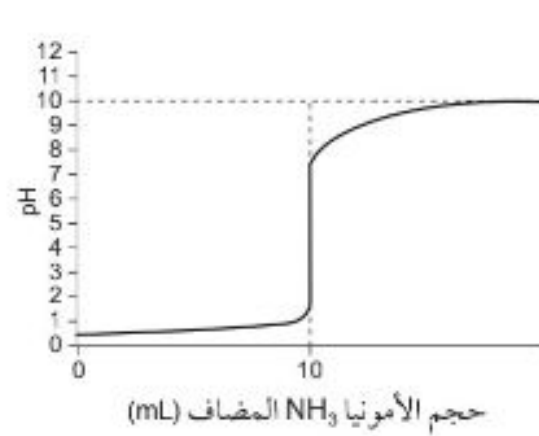
يتم حساب حجم حمض الإيثانويك المضاف باستخدام قانون التخفيف. ويوضح خط الانحدار الحاد في قيمة pH عند حجم 50 mL وذلك لأن تركيز هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) يساوي ضعفي تركيز حمض الإيثانويك ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) يصل المنحنى إلى نحو  $pH = 3$  لأن حمض الإيثانويك ضعيف.

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

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

**٦.** يُعدّ البروموكريزول الأخضر مناسباً لمعايرة  $\text{NH}_3$  مع HCl:

نظراً إلى أن مدى pH له يقع ضمن منطقة الارتفاع الحاد للمنحنى (1.7-7.5):



حجم الأمونيا المضاف (mL)

قيمة pH للحمض القوي قبل بدء عملية المعايرة  
نحو 0.7

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

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

يتم حساب حجم الأمونيا المضاف باستخدام قانون التخفيف. يوضح الخط العمودي عند 10 mL الارتفاع الحاد في قيم pH عندما يصبح حجم الأمونيا المضاف قريباً 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، ويبطء شديد).



الاتزان إلى اليسار (لذا يترسب بروميد النحاس (I)).

$$K_{sp} = [Cu^+]^2 [S^{2-}] \quad .8 \quad .1$$

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

التركيز بوحدة mol/L

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

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

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

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

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

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

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

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

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

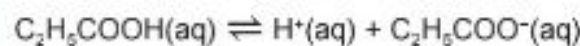
.ج. يترسب كروميت النحاس (II)/يلاحظ تكوين راسب؛

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 المركبين.

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



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

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

.7. أ. 1. حصل ضرب تراكيز الأيونات الموجودة في المحلول المشبع لمُح شحيح الذوبان عند درجة حرارة معينة، مرفوعة لأس معاملاتها في المعادلة الكيميائية الموزونة.

2. التقليل من ذوبانية ملح ذائب عن طريق إضافة مركب يمتلك أيوناً مشتركاً مع الملح الذائب.

$$K_{sp} = [Cu^+] [Br^-] \quad .ب. 1$$

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

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

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

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

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

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

$$K_{sp} = [Cu^+] [Br^-] \quad .2$$

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

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

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

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

3. في الجزئية 1 في الماء النقي. لأن إضافة أيون مشترك  $Br^-$  تقلل من ذوبانية بروميد النحاس حيث تؤدي إلى إزاحة موضع

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

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

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

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

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

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

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  $[H^+]$ :

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

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

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

$$\text{عدد المولات} = 0.0437 \times 2 = 0.0874 \text{ mol}$$

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

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

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

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

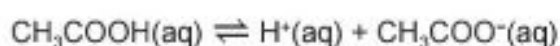
$$[H^+] = K_a \times \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} \quad \text{ج.}$$

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

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

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

د. معادلة الاتزان:

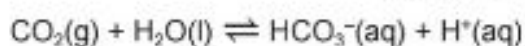


تُزال أيونات  $H^+$  المضافة لأنها تتفاعل مع أيونات الإيثانوات لتكوين جزيئات من حمض الإيثانويك غير المتأينة (ينزاح موضع الاتزان نحو اليسار):

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

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

١٢. معادلة الاتزان:



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.

## إجابات أسئلة كتاب التجارب العملية والأنشطة

### إجابات الأنشطة

#### نشاط ١-١

هـ.  $H_2O$  قاعدة،  $H_3O^+$  حمض مرافق؛  $HCO_2H$

حمض،  $HCO_2^-$  قاعدة مرافقة

الأزواج المترافقة هي:  $H_2O/H_3O^+$  و

$HCO_2H/HCO_2^-$

و.  $NH_2OH$  قاعدة،  $NH_3OH^+$  حمض مرافق؛  $H_2O$

حمض،  $OH^-$  قاعدة مرافقة

الأزواج المترافقة هي:  $NH_2OH/NH_3OH^+$  و

$H_2O/OH^-$

#### نشاط ٢-١

١. أ.  $pH = -\log_{10}[H^+]$

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

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{[CH_3COOH]} = \frac{(1.26 \times 10^{-3})^2}{0.10}$$

$= 1.59 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$

ب.  $pH = -\log_{10}[H^+]$

$[H^+] = 5.13 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{[HSiO_3^-]} = \frac{(5.13 \times 10^{-9})^2}{0.002}$$

$= 1.32 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$

ج.  $pH = -\log_{10}[H^+]$

$[H^+] = 1.78 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{[HSO_3^-]} = \frac{(1.78 \times 10^{-5})^2}{0.005}$$

$= 6.34 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$

٢. أ.  $K_a = \frac{[H^+]^2}{[HCOOH]}$

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

١. أ. مانحة للبروتون ( $H^+$ )

ب. يتأين؛ محلوله

ج. ضعيفة، تتأين، قوية، يتفكك بشكل تام في الماء.

٢. أ. حمض  $HNO_3$ ، قاعدة  $H_2O$

ب. حمض  $H_2O$ ، قاعدة  $NH_3$

ج. حمض  $CH_3OH$ ، قاعدة  $NH_2^-$

د. حمض  $H_2O$ ، قاعدة  $NH_2OH$

هـ. حمض  $H_3PO_4$ ، قاعدة  $H_2O$

و. حمض  $H_2SO_4$ ، قاعدة  $HIO_3$

٣. أ.  $NH_3$  قاعدة،  $NH_4^+$  حمض مرافق؛  $H_2O$  حمض،  $OH^-$  قاعدة مرافقة

الأزواج المترافقة هي:  $NH_3/NH_4^+$  و  $H_2O/OH^-$

ب.  $H_2O$  قاعدة،  $H_3O^+$  حمض مرافق؛  $CH_3COOH$  حمض،  $CH_3COO^-$  قاعدة مرافقة

الأزواج المترافقة هي:  $H_2O/H_3O^+$  و

$CH_3COOH/CH_3COO^-$

ج.  $H_2O$  قاعدة،  $H_3O^+$  حمض مرافق؛  $CH_3NHCH_2NH_3^+$  حمض،  $CH_3NHCH_2NH_2$  قاعدة مرافقة

الأزواج المترافقة هي:  $H_2O/H_3O^+$  و

$CH_3NHCH_2NH_3^+/CH_3NHCH_2NH_2$

د.  $H_2O$  قاعدة،  $H_3O^+$  حمض مرافق؛  $HSiO_3^-$  حمض،  $SiO_3^{2-}$  قاعدة مرافقة

الأزواج المترافقة هي:  $H_2O/H_3O^+$  و

$HSiO_3^-/SiO_3^{2-}$



$$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1.00 \times 10^{-14}}{6.40 \times 10^{-3}}$$

$$= 1.56 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = 11.81$$

$$K_w = [H^+][OH^-] \text{ ب.}$$

$$[H^+] = \frac{1.00 \times 10^{-14}}{3.00 \times 10^{-4}}$$

$$= 3.33 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = 10.5$$

ج. احسب  $[H^+]$  من قيمة pH

$$[H^+] = 3.16 \times 10^{-13} \text{ mol/L}$$

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

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]} = \frac{1.00 \times 10^{-14}}{3.16 \times 10^{-13}}$$

$$= 0.032 \text{ mol/L}$$

حل آخر

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH}$$

$$\text{pOH} = 14 - 12.5 = 1.5$$

$$[OH^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-1.5}$$

$$= 0.032 \text{ mol/L}$$

### نشاط ١-٤

١. يتغير لون كاشف حمض-قاعدة في مدى محدد

من قيم pH. تُعدّ هذه الكواشف عادةً أحماضًا

ضعيفة حيث يمتلك الحمض، HIn والأيون In<sup>-</sup>

لونين مختلفين. على سبيل المثال:



ينفسجي أصفر

تؤدي إضافة قطرات من الكاشف إلى فائض من

الحمض إلى انزياح موضع الاتزان نحو الطرف

الأيسر من المعادلة ويتحول لون الكاشف إلى

$$[H^+]^2 = (1.5 \times 10^{-4}) \times 0.20 = 3.0 \times 10^{-5} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

$$[H^+] = \sqrt{3.0 \times 10^{-5}}$$

$$= 5.48 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log_{10}(5.48 \times 10^{-3}) = 2.3$$

$$[H^+]^2 = K_a \times [C_2H_5COOH] \text{ ب.}$$

$$[H^+]^2 = (1.3 \times 10^{-5}) \times 0.010 = 1.3 \times 10^{-7} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

$$[H^+] = \sqrt{1.3 \times 10^{-7}}$$

$$= 3.61 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

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

$$= 3.4$$

$$[H^+]^2 = K_a \times [HNO_2] \text{ ج.}$$

$$[H^+]^2 = (4.7 \times 10^{-4}) \times 0.015$$

$$= 7.05 \times 10^{-6} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

$$[H^+] = \sqrt{7.05 \times 10^{-6}}$$

$$= 2.66 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log_{10}(2.66 \times 10^{-3}) = 2.57$$

### نشاط ١-٣

$$١. (ج) ١ : (أ) ٢ : (د) ٣ : (ب) ٤$$

٢. ثابت تأين الماء (الحاصل الأيوني للماء).

ثابت التآين لحمض ضعيف.

$$٣. أ. 1.70$$

$$ب. 0.90$$

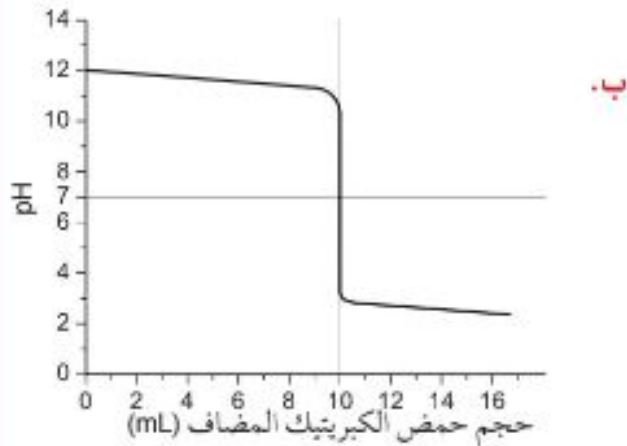
$$ج. 4.20$$

$$٤. أ.  $6.31 \times 10^{-11} \text{ mol/L}$$$

$$ب.  $3.98 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$$

$$ج.  $1.26 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$$

$$٥. أ.  $K_w = [H^+][OH^-]$$$



الكاشف المناسب: التايمول فتالين

### نشاط ١-٥

١. الحل في الجدول أدناه.

٢.  $K_{sp} = [Ag^+]^2 [S^{2-}]$  . ا

تذكر: يوجد أيونان  $Ag^+$  لكل مول من  $Ag_2S$

$$= (2 \times 5.25 \times 10^{-17})^2 \times (5.25 \times 10^{-17})$$

$$= 5.79 \times 10^{-49} \text{ mol}^3/\text{L}^3$$

ب.  $K_{sp} = [Pb^{2+}][SO_4^{2-}]$

$$= (1.48 \times 10^{-6}) \times (1.48 \times 10^{-6})$$

$$= 2.19 \times 10^{-12} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

ج.  $K_{sp} = [Ba^{2+}][BrO_3^-]^2$

تذكر: يوجد أيونان  $BrO_3^-$  لكل مول من  $Ba(BrO_3)_2$

$$= (9.86 \times 10^{-5}) \times (2 \times 9.86 \times 10^{-5})^2$$

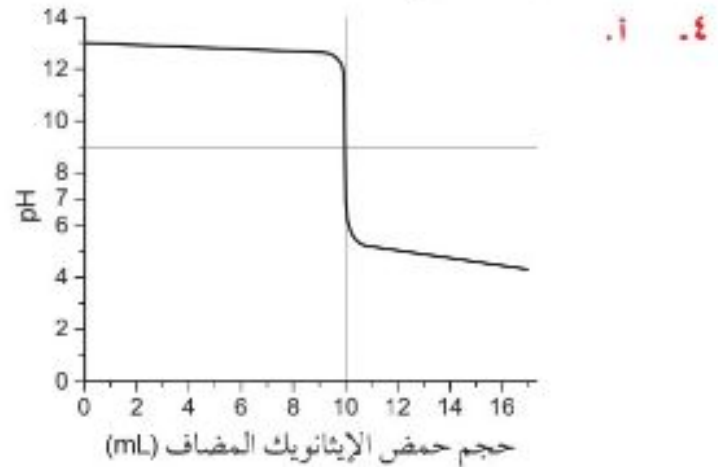
$$= 3.83 \times 10^{-12} \text{ mol}^3/\text{L}^3$$

الأصفر. يعتمد لون الكاشف على التراكيز النسبية للجسيمات المتأينة وغير المتأينة.

٢. ا. يحدث في البداية تغير قليل في قيم pH مرتفعة /  $pH > 10$  إلى أن تتم إضافة نحو 17 mL من الحمض. ثم تنخفض قيم pH بعدها بسرعة أكبر وعند 20 mL يحدث انخفاض حاد من  $pH = 8$  إلى  $pH = 1.5$ . ثم ينخفض pH بسرعة أقل مع إضافة المزيد من الحمض ويبقى ثابتاً عند  $pH = 1$ .

ب. 20 mL

٣. ا. البروموكريزول الأخضر لأن مدى pH له يتوافق مع الانحدار الحاد في pH عند نقطة-النهاية. ب. لأن مدى pH له لا يتوافق مع الانحدار الحاد في pH. يتغير اللون تماماً بعد تجاوز نقطة-نهاية المعايرة



الكاشف المناسب: التايمول فتالين

المعادلة الكيميائية	علاقة ثابت حاصل الذوبانية	وحدة القياس
$Fe(OH)_2(s) \rightleftharpoons Fe^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$	$K_{sp} = [Fe^{2+}][OH^-]^2$	$\text{mol}^3/\text{L}^3$
$SnCO_3(s) \rightleftharpoons Sn^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq)$	$K_{sp} = [Sn^{2+}][CO_3^{2-}]$	$\text{mol}^2/\text{L}^2$
$Ag_2CrO_4(s) \rightleftharpoons 2Ag^+(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$	$K_{sp} = [Ag^+]^2 [CrO_4^{2-}]$	$\text{mol}^3/\text{L}^3$
$Ag_3PO_4(s) \rightleftharpoons 3Ag^+(aq) + PO_4^{3-}(aq)$	$K_{sp} = [Ag^+]^3 [PO_4^{3-}]$	$\text{mol}^4/\text{L}^4$
$Cr(OH)_3(s) \rightleftharpoons Cr^{3+}(aq) + 3OH^-(aq)$	$K_{sp} = [Cr^{3+}][OH^-]^3$	$\text{mol}^4/\text{L}^4$
$Ag_2S(s) \rightleftharpoons 2Ag^+(aq) + S^{2-}(aq)$	$K_{sp} = [Ag^+]^2 [S^{2-}]$	$\text{mol}^3/\text{L}^3$

$$3. \text{ أ. } [Ba^{2+}] = [SO_4^{2-}] = s$$

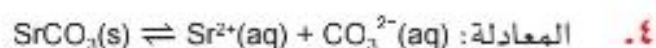
$$K_{sp} = [Ba^{2+}]^2$$

$$[Ba^{2+}] = \sqrt{K_{sp}} = \sqrt{1.0 \times 10^{-10}} \\ = 1.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$4. \text{ ب. } [Cd^{2+}] = [S^{2-}]$$

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

$$[Cd^{2+}] = \sqrt{K_{sp}} = \sqrt{8.0 \times 10^{-27}} \\ = 8.9 \times 10^{-14} \text{ mol/L}$$



تقسم التراكيز على اثنين لأن حجم المحلول قد تضاعف:

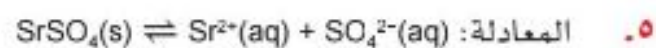
$$[Sr^{2+}] = 4.0 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$[CO_3^{2-}] = 0.50 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$Q_{sp} = [Sr^{2+}][CO_3^{2-}] = (4.0 \times 10^{-6}) \times (0.50 \times 10^{-4})$$

$$Q_{sp} = 2.0 \times 10^{-10} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

تعدّ قيمة  $Q_{sp}$  أكبر من قيمة ثابت حاصل الذوبانية  $K_{sp}$ ، لذلك سوف تترسب كربونات السترونشيوم.



تقسم التراكيز على اثنين لأن حجم المحلول قد تضاعف:

$$[Sr^{2+}] = 2.5 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$[SO_4^{2-}] = 0.025 \text{ mol/L}$$

$$Q_{sp} = [Sr^{2+}][SO_4^{2-}] = (2.5 \times 10^{-7}) \times (0.025)$$

$$Q_{sp} = 6.25 \times 10^{-9} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

تعدّ قيمة  $Q_{sp}$  أصغر من قيمة ثابت حاصل الذوبانية  $K_{sp}$ ، لذلك لن تترسب كبريتات السترونشيوم.

### نشاط ٦-١

١. هو محلول يقاوم التغير المفاجئ في قيمة الرقم الهيدروجيني pH عند إضافة كميات قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية.

٢. في هذا المحلول المنظم تكون القاعدة المرافقة  $C_3H_7COO^-$  / أيون البيوتانوات.

عند إضافة كمية صغيرة من حمض قوي ينزاح موضع الاتزان إلى اليسار لأن أيونات الهيدروجين التي يمنحها الحمض تتحد مع أيونات البيوتانوات  $C_3H_7COO^-$  / أيون البيوتانوات بشكل ملحوظ ولا يرتفع تركيز  $C_3H_7COOH$  / حمض البيوتانويك بشكل ملحوظ لأن الحمض والقاعدة (الملح) موجودان كلاهما بتراكيز مرتفعة نسبياً. لا تتغير نسبة  $[C_3H_7COO^-]$  إلى  $[C_3H_7COOH]$  كثيراً، لذا فإن قيمة pH لا تتغير بشكل ملحوظ.

٣. تؤدي إضافة مادة قلوية إلى إزاحة موضع الاتزان إلى اليمين، لأن أيونات الهيدروجين من الحمض تتحد مع أيونات  $OH^-$  من المادة القلوية.

لا ينخفض تركيز أيونات الهيدروجين بشكل كبير لأن المزيد من حمض البيوتانويك يتأين للحفاظ على الاتزان.

لا ينخفض تركيز  $C_3H_7COOH$  / حمض البيوتانويك بشكل كبير لأنه موجود بتراكيز مرتفعة نسبياً.

لا تتغير كثيراً نسبة تركيز  $C_3H_7COO^-$  إلى تركيز  $C_3H_7COOH$  لذا لا يتغير pH بشكل كبير.



$$K_a = \frac{[H^+][C_2H_5COO^-]}{[C_2H_5COOH]} \quad .4$$

إعادة ترتيب العلاقة:

$$[H^+] = \frac{K_a \times [C_2H_5COOH]}{[C_2H_5COO^-]} = \frac{1.35 \times 10^{-5} \times 0.5}{0.4}$$

$$[H^+] = 1.69 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = 4.8$$

.5 حول الرقم الهيدروجيني pH إلى  $[H^+]$ :

$$[H^+] = 6.31 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$K_a = \frac{[H^+][C_2H_5COO^-]}{[C_2H_5COOH]}$$

إعادة ترتيب العلاقة:

$$[C_2H_5COO^-] = \frac{K_a \times [C_2H_5COOH]}{[H^+]} = \frac{(1.35 \times 10^{-5}) \times 1.00}{(6.31 \times 10^{-6})}$$

$$[C_2H_5COO^-] = 2.14 \text{ mol/L}$$

وبما أن حجم المحلول يساوي 1 L فإن عدد مولات

بروبانوات الصوديوم تساوي 2.14 mol

.6 يجب حساب التراكيز لأن كل محلول يخفف

الأخر. الحجم الكلي 400 mL

$$[CH_3COOH] = 0.50 \times \frac{300}{400}$$

$$= 0.375 \text{ mol/L}$$

$$[CH_3COO^-] = 0.80 \times \frac{100}{400}$$

$$= 0.200 \text{ mol/L}$$

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

إعادة ترتيب العلاقة:

$$[H^+] = \frac{K_a \times [CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} = \frac{(1.70 \times 10^{-5}) \times 0.375}{(0.200)}$$

$$[H^+] = 3.19 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = 4.5$$

.7 الكربونات الهيدروجينية، الهيدروجين، الاتجاه، الفائض،

الكربونات الهيدروجينية، (الذائبين)، تراكيز، pH.

## إجابات الاستقصاءات العملية

## استقصاء عملي ١-١: التغير في الرقم الهيدروجيني pH أثناء معايرة حمض-قاعدة

## المدة

- سيستغرق النشاط العملي حصة واحدة تقريباً (نحو 40 دقيقة)، ولكن يمكن اختصاره باقتراح البدء بإضافة 10 mL من محلول هيدروكسيد الصوديوم المائي.
- ستستغرق أسئلة التحليل والاستنتاج والتقويم 30 دقيقة.

## التحضير للاستقصاء

- ينبغي أن يكون لدى الطلبة بعض الخبرات التجريبية حول إجراء عمليات المعايرة والتي اكتسبوها في مراحل سابقة من دراستهم وأن يعرفوا كيفية استخدام السحاحة والماصة.
- يجب أن يعرف الطلبة أيضاً كيفية إجراء عمليات حسابية تتضمن المولات والحجوم والتراكيز.
- يجب إرشاد الطلبة إلى أن يستخدموا بعناية قطب (الكتروود) مقياس pH الزجاجي في حال تم استخدامه.
- من المفيد أن يتم إعداد جدول نتائج قبل إجراء العمل التجريبي.

## ستحتاج إلى

المواد والأدوات:	
• سحاحة زجاج سعة 50 mL	• حامل حديد كامل
• كأس زجاجية سعة 100 mL	• قمع زجاجي لملء السحاحة
• ماصة سعة 25 mL	• حمض الإيثانويك (حمض الخليك) المخفف بتركيز مجهول
• مضخة ماصة	• هيدروكسيد الصوديوم تركيزه 0.1 mol/L
• ساق زجاجية للتقليب أو مخلط مغناطيسي	• جهاز حاسوب مثبت عليه برنامج لمجس الحموضة
• جهاز مقياس الحموضة أو مجس الحموضة pH	• عدّاد قطرات

## ملاحظات ونصائح إضافية

إذا كان عدد مقاييس pH غير كاف، يمكن للمعلم إجراء الاستقصاء مع الطلبة الذين يتأوبون على إضافة محلول هيدروكسيد الصوديوم من السحاحة أو قراءة مقياس pH.

## ⚠ احتياطات الأمان والسلامة

- يجب على الطلبة ارتداء نظارات واقية للعينين أثناء إجراء التجربة.
- نبّه الطلبة إلى أن هيدروكسيد الصوديوم بتركيز 0.10 mol/L يُعدّ مادة مهيجة.
- عند تحضير المحاليل، يجب أن يدرك فنيو المختبر أن حمض الإيثانويك الجليدي مادة أكالة وقابلة للاشتعال، وحمض الإيثانويك المركز مادة أكالة وكذلك هيدروكسيد الصوديوم الصلب.

## توجيهات حول الاستقصاء

- إذا تمّ استخدام مخلوط مغناطيسي، فتأكد من أنه لا يدور بسرعة كبيرة جداً، وأنه لن يصطدم بالطرف الزجاجي لقطب (إلكترود) pH. يجب أن يُنصح الطلبة أيضاً بعدم تحريك الساق الزجاجية بشدة.
- يجب وضع طرف السحاحة وقطب pH والساق الزجاجية داخل منطقة صغيرة من الكأس الزجاجية. هذا الترتيب المحكم (المحدد) يعني أنه من الضروري أن يكون طرف السحاحة على أحد جوانب الكأس الزجاجية، وأن يكون قطب pH في الجانب المقابل.
- تأكد من منح الوقت الكافي، بعد كل إضافة من هيدروكسيد الصوديوم، حتى يستجيب قطب pH للتغير في قيمة pH بعد التقليل (التحريك). تُعدّ عشر ثوانٍ مدة كافية لهذا الغرض. في بعض مقاييس pH القديمة، من المحتمل ألا تبقى القيمة ثابتة. في هذه الحالات، يجب حساب متوسط قيم pH.
- سيحتاج بعض الطلبة إلى المساعدة في إعداد الجهاز، نظراً إلى أن طرف السحاحة وقطب pH والساق الزجاجية للتقليل يجب أن تكون جميعها في الكأس الزجاجية. سيكون من الأفضل استخدام حامل واحد مع ماسكين متصلين بدلاً من حاملين منفصلين.
- لبعض الطلبة خبرة قليلة في استخدام الماصة والسحاحة. لذلك قد تضطر إلى مساعدتهم للحصول على الحجم الصحيح من الحمض بواسطة الماصة.

## عيّنة نتائج

المعلومات الواردة في الجدول أدناه تعطي فكرة عن بعض النتائج التي قد يحصل عليها الطلبة خلال الاستقصاء.

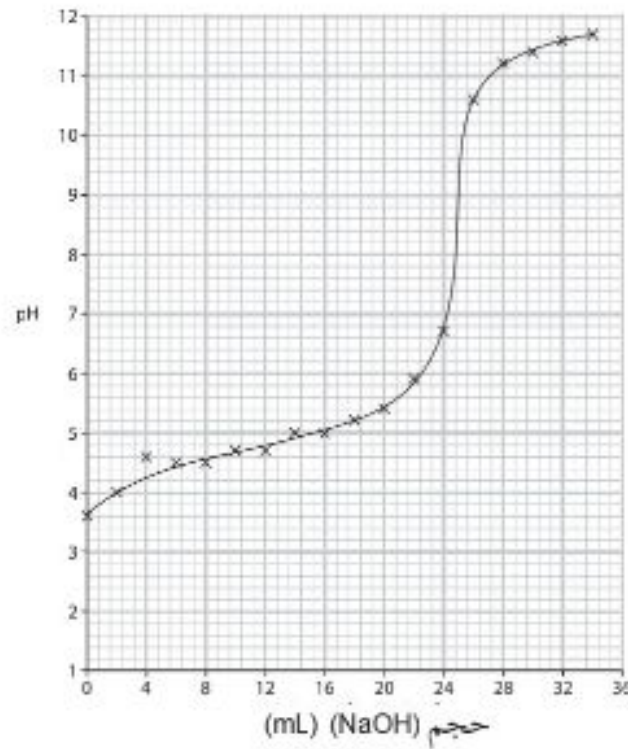
حجم NaOH (mL)	pH
0	3.6
2	4.0
4	4.5
6	4.5
8	4.6
10	4.7
12	4.7
14	5.0
16	5.0
18	5.2
20	5.4
22	5.9
24	6.7
26	10.8
28	11.2
30	11.4
32	11.6
34	11.7

الجدول ١-٢



إجابات أسئلة كتاب التجارب العملية والأنشطة (باستخدام عينة نتائج)

١. راجع الشكل ١-١

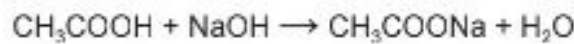


٢. يأخذ المنحنى شكل حرف S. هنالك ارتفاع قليل نسبياً في قيم pH حتى إضافة نحو 22 mL من هيدروكسيد الصوديوم. ثم يطرأ تغير سريع عند إضافة ما بين 22 mL و 26 mL من هيدروكسيد الصوديوم. وبعد إضافة 26 mL من هيدروكسيد الصوديوم، ترتفع قيم pH مرة أخرى ببطء نسبياً. فتتطابق نقطة-نهاية المعايرة تقريباً مع نقطة منتصف الارتفاع الحاد في قيم pH.

٣. 24.8 mL لأنه يقع عند نقطة منتصف الارتفاع الحاد في المنحنى.

٤. يكون المحلول متعادلاً عند  $pH = 7$  وتقع نقطة-النهاية تقريباً عند  $pH = 8.5$ ، وهو وسط قاعدي، والسبب في ذلك هو أن المحلول يحتوي بشكل أساسي عند هذه النقطة على أيونات الإيثانوات وهي قاعدة ضعيفة.

٥. عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم =  $2.48 \times 10^{-3} \text{ mol} = \frac{24.8}{1000} \times 0.1$  من معادلة التفاعل الآتية:



فيكون عدد مولات حمض الإيثانويك =  $2.48 \times 10^{-3} \text{ mol}$  (إذ يتفاعل 1 mol من حمض الإيثانويك مع 1 mol من هيدروكسيد الصوديوم).

تركيز حمض الإيثانويك =  $0.10 \text{ mol/L} = 2.48 \times 10^{-3} \text{ mol} \times \frac{1000}{25}$  (حتى رقمين معنويين).

٦. ضع دائرة حول النقطة عند القيمة 4 mL المضافة من هيدروكسيد الصوديوم. لا تقع هذه النقطة على المنحنى. ربما تم تسجيل هذه القيمة من pH قبل تقليب المخلوط، لذلك كانت قيمة pH مرتفعة نسبياً، وبالتالي يجب تجاهل هذه النقطة.

٧. عندما يبدأ التغير في قيم pH بالازدياد بسرعة أكبر (على سبيل المثال، يكون الازدياد أكثر من 0.5 وحدة pH، ينبغي إضافة هيدروكسيد الصوديوم بكميات قليلة (على سبيل المثال 0.05 mL). استخدم كأسًا زجاجية أكبر وحجمًا (كميات) أكبر من المحاليل ليكون التقلب وإضافة هيدروكسيد الصوديوم أسهل. اترك مدة زمنية أطول بين إضافة كل كمية من هيدروكسيد الصوديوم وتسجيل الرقم الهيدروجيني pH للسماح بتجانس أفضل للمخلوط. كرر التجربة حتى يتم الحصول على نتائج متسقة.

٨. قد يؤدي إخراجهما إلى فقدان بعض المحلول، ما يقلل من عدد مولات الحمض الذي تتم معايرته. إذا تم إخراجهما مرة واحدة فقط، فسيكون الحجم الذي تمت خسارته صغيرًا جدًا مقارنة بالحجم الكلي للمحلول، وبالتالي لن يحدث ذلك فرقًا كبيرًا في النتيجة النهائية. أما إذا تم إخراجهما بعد كل إضافة لهيدروكسيد الصوديوم، فقد تُحدث الكمية المفقودة فرقًا في النتيجة النهائية.

## إجابات أسئلة نهاية الوحدة

### السؤال ١

- أ. ١. لأنه يمنح بروتون ( $H^+$ ) إلى الماء (القاعدة)  
 ٢.  $H_2CO_3$  (حمض) و  $HCO_3^-$  (قاعدة مرافقة)  
 $H_2O$  (قاعدة) و  $H_3O^+$  (حمض مرافق)  
 ب.  $K_a = \frac{[H^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$  أو  $K_b = \frac{[H^+]^2}{[H_2CO_3]}$   
 ج. ١.  $[H^+]^2 = K_a \times [H_2CO_3]$   
 $[H^+]^2 = (4.5 \times 10^{-7}) \times 0.01 = 4.5 \times 10^{-9} \text{ mol}^2/\text{L}^2$   
 $[H^+] = \sqrt{(4.5 \times 10^{-9})} = 6.71 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$   
 $\text{pH} = 4.17$   
 ٢. يكون تركيز  $H_2CO_3$  عند الاتزان هو نفسه تركيزه الابتدائي.  
 وما يفسر ذلك هو القيمة المنخفضة لـ  $K_a$  / تركيز الهيدروجين المتأين ضئيل جداً.  
 تركيز  $HCO_3^-$  يساوي تركيز  $H^+$  من الحمض / يتم تجاهل تأين الماء، لافتراض أن تأينه ضئيل جداً مقارنة بتأين الحمض.

### السؤال ٢

- أ. يتأين حمض الإيثانويك جزئياً في الماء: بينما يتأين حمض النيتريك كلياً في الماء.  
 ب. ١.  $K_a = \frac{[CH_3CO_2^-][H^+]}{[CH_3CO_2H]}$   
 ٢. يُعدّ استخدام  $H^+$  بدلاً من  $H_3O^+$  تبسيطاً. حيث إن الماء يوجد بكمية فائضة لذلك فإن تركيزه يُعدّ ثابتاً نسبياً.  
 ج.  $H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l)$

### السؤال ٣

- أ.  $CH_3COOH(aq) + OH^-(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + H_2O(l)$   
 ب. من التمثيل البياني  $\text{pH} = 4.8$   
 $[H^+] = 1.58 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$   
 ج.  $[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]}$   
 $[H^+] = \frac{(1.00 \times 10^{-14})}{0.02} = 5 \times 10^{-13} \text{ mol/L}$   
 د. حضّر محلولاً تركيزه  $1 \text{ mol/L}$  (أو أكثر) من إيثانوات الصوديوم عن طريق إذابته في الماء.  
 حضّر محلولاً مركزاً من حمض الإيثانويك عن طريق إذابته في الماء / حضّر محلولاً تركيزه  $1 \text{ mol/L}$  من حمض الإيثانويك عن طريق إذابته في الماء.  
 أضف ببطء أحد المحلولين إلى حجم ثابت من الآخر (مع التقليب) حتى تصل إلى  $\text{pH}$  المطلوب.  
 هـ. ١. الفينولفثالين أو أي كاشف آخر مناسب.  
 ٢. مدى تغير اللون لأزرق البروموفينول لا يطابق التغير الحاد في قيمة  $\text{pH}$  عند نقطة-النهاية للتفاعل.

### السؤال ٤

- أ. ١.  $K_{sp} = [Mg^{2+}][CO_3^{2-}]$   
 ٢.  $K_{sp} = [Mg^{2+}]^2$   
 $[Mg^{2+}] = \sqrt{K_{sp}} = \sqrt{1.0 \times 10^{-5}}$   
 $= 3.2 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$   
 ب. ١.  $K_{sp} = [Ag^+]^2 [CO_3^{2-}]$   
 $\text{mol}^3/\text{L}^3$



حجم المخلوط = 200 mL

تركيز حمض البيوتانويك:

$$[C_3H_7COOH] = 0.2 \times \frac{50}{200} = 0.05 \text{ mol/L}$$

تركيز البيوتاناتوات:

$$[C_3H_7COONa] = [C_3H_7COO^-] = 0.4 \times \frac{150}{200} = 0.30 \text{ mol/L}$$

إعادة ترتيب العلاقة:

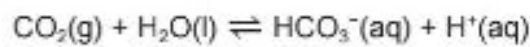
$$[H^+] = \frac{K_a \times [C_3H_7COOH]}{[C_3H_7COO^-]}$$

$$[H^+] = \frac{(1.50 \times 10^{-5}) \times 0.05}{0.3} = 2.5 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$pH = 5.6$$

### السؤال ٦

أيونات الهيدروجين الناتجة أو المكوّنة في الدم تعمل على خفض قيمة pH في الدم. وهذا قد يسبب خللاً في وظائف الإنزيمات أو في وظائف الجسم. تتحد أيونات الكربونات الهيدروجينية مع أيونات الهيدروجين الأمر الذي يؤدي إلى تثبيت قيمة pH في الدم



$$[Ag^+] = 2 \times 1.2 \times 10^{-5}$$

$$= 2.4 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$K_{sp} = (2.4 \times 10^{-5})^2 \times 1.2 \times 10^{-5}$$

$$K_{sp} = 6.9 \times 10^{-15}$$

$$\text{mol}^3/\text{L}^3$$

ج. ١. التقليل من ذوبانية ملح ذائب عن طريق

إضافة محلول يحتوي على أيون مشترك.

٢. قد يذوب بعض الراسب في الماء.

غسل الراسب بحمض الكبريتيك يقلل من

احتمال إذابته بسبب وجود الأيون المشترك

( $SO_4^{2-}$ ) في كل من حمض الكبريتيك وكبريتات

الباريوم.

د. تقسم التراكيز على اثنين لأن حجم المحلول قد

تضاعف:

$$[Ca^{2+}] = 0.005 \text{ mol/L}$$

$$[SO_4^{2-}] = 0.01 \text{ mol/L}$$

$$Q_{sp} = [Ca^{2+}] [SO_4^{2-}] = 0.005 \times 0.01$$

$$= 5.0 \times 10^{-5} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

قيمة  $Q_{sp}$  أكبر من قيمة ثابت حاصل الذوبانية  $K_{sp}$ .

لذلك سوف تترسب كبريتات الكالسيوم.

### السؤال ٥

أ. ينزاح موضع الاتزان إلى اليمين لأن أيونات  $OH^-$

تتفاعل مع أيونات  $H^+$  لتكوين جزيئات الماء.

يتأين حمض البيوتانويك لاستعادة الاتزان مرة

أخرى.

لا تتغير تراكيز حمض البيوتانويك وأيونات

البيوتاناتوات كثيراً.

لذلك لا تزداد قيمة pH كثيراً / تبقى ثابتة (إلى حد

ما).

ب. يجب حساب التراكيز الجديدة للحمض والملح في

المخلوط.