إجابات أسئلة الدروس

الأيون المشترك

شبكة منهاجي التعليمية

إعداد: أ. أحمد الحسين

سؤال (1):

أضيف محلول ملح $NaNO_2$ إلى محلول الحمض HNO_2 .

1- أكتب صيغة الأيون المشترك. NO_2^-
2- ماذا يحدث لتركيز أيون الهيدرونيوم؟ يقل
3- ماذا يحدث لتركيز أيون الهيدروكسيد؟ يزداد
4- ماذا يحدث لقيمة pH ؟ يزداد
5- ماذا يحدث لقيمة K_a ؟ تبقى ثابتة
6- أين يتجه الاتزان في معادلة الحمض بعد إضافة الملح؟ نحو يسار المعادلة (المتفاعلات)
7- ماذا يحدث لـ $[HNO_2]$ بعد إضافة الملح؟ يزداد
8- ماذا يحدث لتأين الحمض بعد إضافة الملح؟ يقل

سؤال (2):

أضيف محلول ملح $N_2H_5NO_3$ إلى محلول القاعدة N_2H_4 .

1- أكتب صيغة الأيون المشترك. $N_2H_5^+$
2- ماذا يحدث لتركيز أيون الهيدروكسيد؟ يقل
3- ماذا يحدث لتركيز أيون الهيدرونيوم؟ يزداد
4- ماذا يحدث لقيمة pH ؟ تقل
5- ماذا يحدث لقيمة K_b ؟ تبقى ثابتة
6- أين يتجه الاتزان في معادلة القاعدة بعد إضافة الملح؟ نحو يسار المعادلة (المتفاعلات)
7- ماذا يحدث لـ $[N_2H_4]$ بعد إضافة الملح؟ يزداد
8- ماذا يحدث لتأين القاعدة بعد إضافة الملح؟ يقل

☜ سؤال (3):

أكتب صيغة مادتان تنتجان الأيونات المشتركة التالية في محاليلها:

أ- $CH_3NH_3^+$ ← CH_3NH_2 / CH_3NH_3Cl

ب- $C_2H_5COO^-$ ← C_2H_5COOH / C_2H_5COONa

ج- $C_5H_5NH^+$ ← C_5H_5N / C_5H_5NHCl

د- $NH_2OH_2^+$ ← NH_2OH / NH_2OH_2Cl

☜ سؤال (4):

أحسب التغير على قيمة pH عند إضافة 0.4 M من ملح إيثانوات البوتاسيوم CH_3COOK إلى محلول حمض الإيثانويك CH_3COOH بتركيز 0.2 M ($K_a = 2 \times 10^{-5}$)، (log 2 = 0.3).

أحسب (pH_1) للحمض قبل إضافة الملح:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\,[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{[H_3O^+]^2}{[CH_3COOH]}$$

$$[H_3O^+]^2 = 2 \times 10^{-5} \times 0.2 = 4 \times 10^{-6}$$

وبأخذ جذر الطرفين يصبح تركيز الهيدرونيوم:

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

$$pH = -\log (2 \times 10^{-3}) = 3 - \log 2 = 3 - 0.3 = 2.7$$

أحسب (pH_2) بعض إضافة الملح:

أعوض تركيز الحمض وتركيز الأيون المشترك من الملح وقيمة K_a في العلاقة:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\,[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

من تركيز الملح

$$2 \times 10^{-5} = \frac{[H_3O^+]\,(0.4)}{(0.2)}$$

$$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-5}\ M$$

$$pH_2 = -\log [H_3O^+] = -\log (1 \times 10^{-5}) = 5$$

$$\Delta pH = pH_2 - pH_1 = 5 - 2.7 = 2.3$$

☜ سؤال (5):

أحسب التغير في قيمة الرقم الهيدروجيني لمحلول الأمونيا NH_3 تركيزه 0.2 M إذا أضيف إليه ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl بتركيز 0.2 M علماً أن $K_b = 2 \times 10^{-5}$ و $\log 5 = 0.7$

أحسب (pH_1) للقاعدة قبل إضافة الملح:

$$K_b = \frac{[OH^-]\,[NH_4^+]}{[NH_3]} = \frac{[OH^-]^2}{[NH_3]}$$

$$[OH^-]^2 = 2 \times 10^{-5} \times 0.2 = 4 \times 10^{-6}$$

وبأخذ جذر الطرفين يصبح تركيز الهيدروكسيد:

$$[OH^-] = 2 \times 10^{-3}\ M$$

ومن تركيز الهيدروكسيد أحسب تركيز أيون الهيدرونيوم:

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

$$[H_3O^+] = 0.5 \times 10^{-11} = 5 \times 10^{-12}\ M$$

$$pH = -\log (5 \times 10^{-12}) = 12 - \log 5 = 12 - 0.7 = 11.3$$

أحسب (pH_2) بعض إضافة الملح:

أعوض تركيز القاعدة وتركيز الأيون المشترك من الملح وقيمة K_b في العلاقة:

$$K_b = \frac{[OH^-]\,[NH_4^+]}{[NH_3]}$$

من تركيز الملح

$$2 \times 10^{-5} = \frac{[OH^-]\,(0.2)}{(0.2)}$$

$$[OH^-] = 2 \times 10^{-5}\ M$$

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

$$[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-5}} = 0.5 \times 10^{-9} = 5 \times 10^{-10}\ M$$

$$pH_2 = -\log [H_3O^+] = -\log (5 \times 10^{-10}) = 10 - (0.7) = 9.3$$

$$\Delta pH = pH_2 - pH_1 = 9.3 - 11.3 = -2$$

والإشارة السالبة في التغير تعني أن قيمة pH قد قلت بمقدار (2).

منهاجي
متعة التعليم الهادف

☜ سؤال (6):

1- أحسب قيمة pH لمحلول تركيزه 0.01 M من القاعدة N_2H_4 ($K_b = 1 \times 10^{-6}$).

2- أحسب قيمة pH للمحلول السابق إذا أضيف إلى لتر منه 0.01 mol من الملح $N_2H_5NO_3$.

-1

$$K_b = \frac{[OH^-]\,[N_2H_5^+]}{[N_2H_4]} = \frac{[OH^-]^2}{[N_2H_4]}$$

$[OH^-]^2 = 1 \times 10^{-6} \times 0.01 = 1 \times 10^{-8}$

وبأخذ جذر الطرفين يصبح تركيز الهيدروكسيد:

$[OH^-] = 1 \times 10^{-4}\ M$

ومن تركيز الهيدروكسيد أحسب تركيز أيون الهيدرونيوم:

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

$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-10}\ M$

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

2- أعوض تركيز القاعدة وتركيز الأيون المشترك من الملح وقيمة K_b في العلاقة:

$$K_b = \frac{[OH^-]\,[N_2H_5^+]}{[N_2H_4]}$$

من تركيز الملح

$$1 \times 10^{-6} = \frac{[OH^-]\,(0.01)}{(0.01)}$$

$[OH^-] = 1 \times 10^{-6}\ M$

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

$$[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-6}} = 1 \times 10^{-8} = 1 \times 10^{-8}\ M$$

$pH_2 = -\log [H_3O^+] = -\log (1 \times 10^{-8}) = 8$

لاحظ أن قيمة pH قد قلت بعد إضافة الملح الحمض إلى محلول القاعدة.

منهاجي
متعة التعليم الهادف

☜ سؤال (7):

إذا كانت قيمة pH لمحلول مكوّن من الحمض HA والملح KA لهما التركيز نفسه تساوي (4)، أحسب قيمة K_a للحمض.

من قيمة pH أحسب تركيز أيون الهيدرونيوم:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-4}\ M$$

بما أن تركيز الملح والحمض متساويان؛ لذا يمكن شطبهما في علاقة K_a :

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\,[A^-]}{[HA]}$$

ويصبح تركيز أيون الهيدرونيوم مساوياً لقيمة K_a :

$$K_a = [H_3O^+] = 1 \times 10^{-4}$$

☜ سؤال (8):

حُضر محلول من قاعدة ضعيفة (B) والملح (BHCl) بالتركيز نفسه، فإذا علمت أن K_b لـ B = (1×10^{-4}). أحسب قيمة pH للمحلول الناتج.

بما أن تركيز القاعدة والملح متساويان؛ لذا يمكن شطبهما في علاقة K_b :

$$K_b = \frac{[OH^-]\,[BH^+]}{[B]}$$

ويصبح تركيز أيون الهيدروكسيد مساوياً لقيمة K_b :

$$K_b = [OH^-] = 1 \times 10^{-4}\ M$$

ومن علاقة K_w أحسب تركيز أيون الهيدرونيوم:

$$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-10}\ M$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (1 \times 10^{-10}) = 10$$

أو:

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

$$pH = 14 - 4 = 10$$

شبكة منهاج التعليمية

☜ سؤال (9):

محلول يتألف من حمض HOCl وملح NaOCl ، فإذا كان تركيز الملح ضعفي تركيز الحمض، إذا علمت أن قيمة ثابت تأين الحمض $K_a = 2 \times 10^{-8}$. أحسب قيمة pH للمحلول.

بما أن تركيز الملح ضعفي تركيز الحمض، فلنفترض أن تركيز الحمض = x

وعليه يكون تركيز الملح = 2x

أكتب علاقة K_a :

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\,[OCl^-]}{[HOCl]}$$

وحيث أن: [OCl] = [NaOCl]

$$2 \times 10^{-8} = \frac{[H_3O^+]\,2x}{x}$$

وبحذف (x) من البسط والمقام:

$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-8}$ M

$pH = - \log [H_3O^+] = -\log (1 \times 10^{-8}) = 8$

☜ سؤال (10):

محلول من حمض HNO_2 تركيزه (0.1 M)، أضيفت إليه بلورات من ملح $NaNO_2$ فأصبحت قيمة pH = (4). أحسب تركيز الملح المضاف بوحدة (M). (أهمل تغيّر الحجم، K_a للحمض $HNO_2 = 4 \times 10^{-4}$)

من قيمة pH أحسب تركيز أيون الهيدرونيوم:

$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-4}$ M

أكتب علاقة K_a :

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\,[NO_2^-]}{[HNO_2]}$$

وحيث أن: $[NO_2^-] = [NaNO_2]$

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\,[NO_2^-]}{[HNO_2]}$$

$$4 \times 10^{-4} = \frac{10^{-4}\,[NO_2^-]}{0.1}$$

$[NO_2^-] = [NaNO_2] = 0.4$ M

شبكة منهاج العلمية

☜ سؤال (11):

أضيف (0.09 mol) من الملح KZ إلى (250 mL) من محلول الحمض HZ (0.1 M). أحسب قيمة pH للمحلول الناتج. K_a لـ HZ = (3.6×10^{-6})

أحسب تركيز الملح من عدد مولاته وحجمه:

$$[KZ] = [Z^-] = \frac{n}{V} = \frac{0.09}{0.25} = 0.36\ M$$

أكتب علاقة K_a :

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\,[Z^-]}{[HZ]}$$

وحيث أن: $[Z^-] = [KZ]$

$$3.6 \times 10^{-6} = \frac{[H_3O^+]\ 0.36}{0.1}$$

$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-6}\ M$

$pH = - \log [H_3O^+] = -\log (1 \times 10^{-6}) = 6$

☜ سؤال (12):

إذا كان لديك محلولاً للحمض HA بتركيز 0.1 M، وأضيف إلى لتر منه ملح KA فكان التغير في قيمة pH تساوي (1)، فأوجد كتلة الملح المضاف إذا علمت أن K_a للحمض = 1×10^{-5} ، والكتلة المولية للملح = 40 g/mol

أحسب (pH_1) للحمض قبل إضافة الملح:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\,[A^-]}{[HA]} = \frac{[H_3O^+]^2}{[HA]}$$

$[H_3O^+]^2 = 1 \times 10^{-5} \times 0.1 = 1 \times 10^{-6}$

وبأخذ جذر الطرفين يصبح تركيز الهيدرونيوم:

$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-3}\ M$

$pH = - \log (1 \times 10^{-3}) = 3$

بما أن قيمة pH قد تغيرت بمقدار (1) أي زادت بمقدار (1)؛ لأن الملح قاعدي.

$pH_2 = 3 + 1 = 4$

أحسب تركيز أيون الهيدرونيوم من الـ pH الجديد:

شبكة منهاجي التعليمية

$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-4}\ M$

أعوض تركيز الحمض وتركيز أيون الهيدرونيوم وقيمة K_a في العلاقة:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\,[A^-]}{[HA]}$$

من تركيز الملح

$$1 \times 10^{-5} = \frac{10^{-4}\,[A^-]}{(0.1)}$$

$[A^-] = [KA] = 1 \times 10^{-2}\ M$

أحسب عدد مولات الملح من تركيزه وحجمه:

$n = M \times V = 0.02 \times 1 = 0.02\ mol$

أحسب كتلة الملح من عدد مولاته وكتلته المولية:

$m = n \times Mr = 0.02 \times 40 = 0.4\ g$

☜ سؤال (13):

محلول حمض الميثانويك HCOOH حجمه (500 mL)، وتركيزه (0.5 M)، أضيفت إليه بلورات من ملح ميثانوات الصوديوم HCOONa ، كتلته المولية (68 g/mol)، فتغيرت قيمة pH بمقدار (2)، فإذا علمت أن K_a للحمض (2×10^{-4})، أحسب كتلة بلورات الملح المضافة بوحدة (g).

أحسب (pH_1) للحمض قبل إضافة الملح:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\,[HCOO^-]}{[HCOOH]} = \frac{[H_3O^+]^2}{[HCOOH]}$$

$[H_3O^+]^2 = 2 \times 10^{-4} \times 0.5 = 1 \times 10^{-4}$

وبأخذ جذر الطرفين يصبح تركيز الهيدرونيوم:

$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-2}\ M$

$pH = -\log (1 \times 10^{-2}) = 2$

بما أن قيمة pH قد تغيرت بمقدار (2) أي زادت بمقدار (2)؛ لأن الملح قاعدي.

$pH_2 = 2 + 2 = 4$

أحسب تركيز أيون الهيدرونيوم من الـ pH الجديد:

$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-4}\ M$

أعوض تركيز الحمض وتركيز أيون الهيدرونيوم وقيمة K_a في العلاقة:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\,[HCOO^-]}{[HCOOH]}$$

من تركيز الملح

$$2 \times 10^{-4} = \frac{10^{-4}\,[HCOO^-]}{(0.5)}$$

$[HCOO^-] = [HCOOH] = 1\ M$

أحسب عدد مولات الملح من تركيزه وحجمه:

$n = M \times V = 1 \times 0.5 = 0.5\ mol$

أحسب كتلة الملح من عدد مولاته وكتلته المولية:

$m = n \times Mr = 0.5 \times 68 = 34\ g$

☜ سؤال (14):

عند إضافة عدد معين من مولات ملح إيثانوات الصوديوم CH_3COONa إلى لتر من محلول حمض الإيثانويك CH_3COOH بتركيز (0.2 M)، تغيرت قيمة pH المحلول بمقدار 2.3 . أحسب تركيز الملح المضاف.

$(\log 2 = 0.3)$ $(K_a$ للحمض $= 2 \times 10^{-5})$

أحسب (pH_1) للحمض قبل إضافة الملح:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\,[CH_3COO^-]}{[HCOOH]} = \frac{[H_3O^+]^2}{[HCOOH]}$$

$[H_3O^+]^2 = 2 \times 10^{-5} \times 0.2 = 2 \times 10^{-6}$

وبأخذ جذر الطرفين يصبح تركيز الهيدرونيوم:

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

$pH = -\log (2 \times 10^{-3}) = 2.7$

بما أن قيمة pH قد تغيرت بمقدار (2.3) أي زادت بمقدار (2.3)؛ لأن الملح قاعدي.

$pH_2 = 2.7 + 2.3 = 5$

أحسب تركيز أيون الهيدرونيوم من الـ pH الجديد:

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

أعوض تركيز الحمض وتركيز أيون الهيدرونيوم وقيمة K_a في العلاقة:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\,[CH_3COO^-]}{[HCOOH]}$$

من تركيز الملح

$$2 \times 10^{-5} = \frac{10^{-5}\,[CH_3COO^-]}{(0.2)}$$

$$[CH_3COO^-] = [CH_3COONa] = 0.4\ M$$

☜ سؤال (15):

أضيف ملح $C_6H_5NH_3Cl$ إلى لتر من محلول $C_6H_5NH_2$ بتركيز (0.01 M) فتغيرت قيمة (pH) بمقدار (-0.3). أحسب كتلة الملح المضاف علماً أن الكتلة المولية للملح تساوي (130 g/mol)، وثابت تأين القاعدة $C_6H_5NH_2$ $(K_b) = 4 \times 10^{-10}$ ، $(\log 5 = 0.7)$. بافتراض أن حجم المحلول لم يتغير.

$$K_b = \frac{[OH^-]\,[C_6H_5NH_3^+]}{[C_6H_5NH_2]} = \frac{[OH^-]^2}{[C_6H_5NH_2]}$$

$$[OH^-]^2 = 4 \times 10^{-10} \times 0.01 = 4 \times 10^{-12}$$

وبأخذ جذر الطرفين يصبح تركيز الهيدروكسيد:

$$[OH^-] = 2 \times 10^{-6}\ M$$

ومن تركيز الهيدروكسيد أحسب تركيز أيون الهيدرونيوم:

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

$$[H_3O^+] = 0.5 \times 10^{-8} = 5 \times 10^{-9}\ M$$

$$pH = -\log (5 \times 10^{-9}) = 9 - \log 5 = 9 - 0.7 = 8.3$$

بما أن قيمة pH قد تغيرت بمقدار (-0.3) أي قلت بمقدار (0.3)؛ لأن الملح حمضي.

$$pH_2 = 8.3 - 0.3 = 8$$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-8}\ M$$

$$[OH^-] = 1 \times 10^{-6}\ M$$

شبكة منهاجي التعليمية

أعوض تركيز أيون الهيدروكسيد وقيمة K_b وتركيز القاعدة في العلاقة:

$$K_b = \frac{[OH^-]\,[C_6H_5NH_3^+]}{[C_6H_5NH_2]}$$

من تركيز الملح

$$4 \times 10^{-10} = \frac{1 \times 10^{-6}\,[C_6H_5NH_3^+]}{(0.01)}$$

$$[C_6H_5NH_3^+] = [C_6H_5NH_3Cl] = 4 \times 10^{-6}\ M$$

أحسب عدد مولات الملح من تركيزه وحجمه:

$$n = M \times V = 4 \times 10^{-6} \times 1 = 4 \times 10^{-6}\ mol$$

أحسب كتلة الملح من عدد مولاته وكتلته المولية:

$$m = n \times Mr = 4 \times 10^{-6} \times 130 = 520 \times 10^{-6} = 5.2 \times 10^{-4}\ g$$

☜ سؤال (16):

أضيف 0.1 mol من ملح NH_4Cl إلى لتر من محلول NH_3 فأصبحت قيمة pH = (9). أحسب قيمة pH للقاعدة قبل إضافة الملح. (أهمل التغير في الحجم بعد إضافة الملح)

أحسب تركيز أيون الهيدروكسيد من pH_2 المعطى في السؤال:

$$pH_2 = 9$$

$$pOH = 5$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-5}\ M$$

$$[NH_4^+] = [NH_4Cl] = 0.1 / 1 = 0.1\ M$$

علاقة K_b قبل إضافة الملح:

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{[NH_3]}$$

علاقة K_b بعد إضافة الملح:

$$K_b = \frac{[OH^-]\,[NH_4^+]}{[NH_3]}$$

وبما أن قيمة K_b لا تتغير عند إضافة الملح؛ لذا يمكن مساواة الحدين:

$$\frac{[OH^-]^2}{[NH_3]} = \frac{[OH^-]\,[NH_4^+]}{[NH_3]}$$

$$\frac{[OH^-]^2}{[NH_3]} = \frac{10^{-5} \times 10^{-1}}{[NH_3]}$$

ويمكن حذف تركيز القاعدة من مقاميّ الحدين؛ لأن تركيز القاعدة لم يتغير:

$[OH^-]^2 = 10^{-6}$

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

$pOH = 3$

$pH = 11$

☜ سؤال (17):

أضيفت بلورات من ملح KA إلى محلول الحمض HA فتغيرت قيمة pH من (2) إلى (5). أحسب تركيز الملح (أهمل التغير في الحجم بعد إضافة الملح).

$pH_1 = 2 \rightarrow [H_3O^+] = 10^{-2}\ M$

$Ph_5 = 5 \rightarrow [H_3O^+] = 10^{-5}\ M$

علاقة K_a قبل إضافة الملح:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{[HA]}$$

علاقة K_a بعد إضافة الملح:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\,[A^-]}{[HA]}$$

وبما أن قيمة K_a لا تتغير عند إضافة الملح؛ لذا يمكن مساواة الحدين:

$$\frac{[H_3O^+]^2}{[HA]} = \frac{[H_3O^+]\,[A^-]}{[HA]}$$

ويمكن حذف تركيز الحمض من مقاميّ الحدين؛ لأن تركيز الحمض لم يتغير:

$[H_3O^+]^2 = [H_3O^+]\,[A^-]$

$(10^{-2})^2 = 10^{-5} \times [A^-]$

$[A^-] = [KA] = 10\ M$

☜ سؤال (18):

إذا كانت قيمة pH في محلول يحتوي على 0.1 M من حمض HX = (3)، أحسب تركيز الملح NaX الذي يجب أن يضاف للمحلول لتتغير قيمة pH بمقدار (2).

$pH_1 = 3$

بعد إضافة الملح القاعدي NaX تغيرت قيمة pH بمقدار (2)؛ أي زادت بمقدار (2).

$pH_2 = 3 + 2 = 5$

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

علاقة K_a قبل إضافة الملح:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{[HX]}$$

علاقة K_a بعد إضافة الملح:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]\,[X^-]}{[HX]}$$

وبما أن قيمة K_a لا تتغير عند إضافة الملح؛ لذا يمكن مساواة الحدين:

$$\frac{[H_3O^+]^2}{[HX]} = \frac{[H_3O^+]\,[X^-]}{[HX]}$$

ويمكن حذف تركيز الحمض من مقاميّ الحدين؛ لأن تركيز الحمض لم يتغير:

$[H_3O^+]^2 = [H_3O^+]\,[X^-]$

$(10^{-3})^2 = 10^{-5} \times [X^-]$

$[X^-] = [NaX] = 0.1\ M$

شبكة منارة التعليمية