تصحيح تمارين الكيمياء : قوة الأحماض وقوة القواعد

تمرين 1

1 ـ أ ـ حساب كتلة بلورات كلورور الأمونيوم المذابة في $V_A=50ml$ للحصول على تركيز $C_A=10^{-1}mol/l$

$$n(NH_4Cl)=\frac{m(NH_4Cl)}{M(NH_4Cl)}\Rightarrow m=n(NH_4Cl).M(NH_4Cl)$$

$$n(NH_4Cl)=C_AV_A\Rightarrow m(NH_4Cl)=C_AV_AM(NH_4Cl)$$

تطبيق عددي : $m(NH_4Cl)=2,675g$

ب ـ المعادلة الحصيلة للتفاعل : عند إذابة بلورات كلورور الأمونيوم في الماء تتحول كل البلورات إلى أيونات الأمونيوم و ايونات الكلورور حسب تفاعل تام معادلته الكيميائية :

$$NH_4Cl \longrightarrow NH_4^+ + Cl^-$$

أيونات Cl^- غير نشيطة إذن فالنوع الكيميائي NH_4^+ يتميز بخاصية حمضية هو الذي يدخل في تفاعل مع الماء حسب تفاعل تام

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$$

الطبيعة الحمضية للمحلول : pH<7 إذن المحلول حمضي وهذا ناتج عن وجود أيونات الهيدرونيوم في المحلول الناتج عن التفاعل أعلاه .

حساب التراكيز المولية للأنواع الكيميائية لذينا pH المحلول يساوي 5,1 .

* $[H_3O^+]=10^{-pH}=8.10^{-6}mol/l$

* $[H_3O^+]>[OH^-]$ يلاحظ أن $[OH^-]=\frac{10^{-14}}{10^{-5,1}}=1,26.10^{9}mol/l$

* الحياد الكهربائي للمحلول : $[NH_4^+]+[H_3O^+]=[OH^-]+[Cl^-]$

نهمل أيونات الهيدروكسيد أمام أيونات الهيدرونيوم وتصبع معادلة الحياد الكهربائي على الشكل التالي :

$$[NH_4^+]\approx[Cl^-]-[H_3O^+]$$

حساب $[Cl^-]$

$[Cl^-]=\frac{C_AV_A}{V_A}=C_A$ نعوض في (1)

$$[NH_4^+]\approx C_A-[H_3O^+]$$

$$[NH_4^+]\approx 10^{-1}-8.10^{-6}\approx 10^{-1}mol/l$$

حساب $[NH_3]$

نطبق أنحفاظ المادة بالنسبة لأيونات الأمونيوم

$$[NH_4^+]_0=[NH_4^+]_{reste}+[NH_4^+]_{reagi}$$

$$[NH_4^+]_{reagi}=[NH_4^+]_0-[NH_4^+]_{reste}$$

حسب معادلة التفاعل و المعاملات التناسبية فإن $[NH_4^+]reagi=[NH_3]_{formé}$

$$[NH_3]=C_A-C_A-[OH^-]+[H_3O^+]$$

$$[NH_3]=[H_3O^+]-[OH^-]$$

$$[NH_3]=7,998.10^{-6}mol/l\approx[H_3O^+]$$

2 ـ أ ـ حساب كمية مادة أيونات الأمونيوم :

$$n(NH_4^+)=C_A.V=2.10^{-3}mol$$

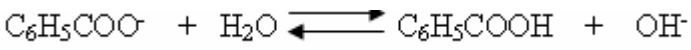
ب ـ حساب كمية مادة أيونات OH^- المتواجدة في المحلول :

$$n(OH^-)=C_BV_B=10^{-3}$$

ج ـ عندما نخلط المحلولين يصبح pH=9,2
حساب كمية مادة أيونات NH_4^+ و OH^- في المحلول :
الأنواع الكيميائية الموجودة في الخليط هي NH_4^+ و OH^- و NH_3 و Cl^- و H_3O^+ و H_2O
$[H_3O^+] = 6{,}30.10^{-10}\, mol/l$ *
$[OH^-] = 1{,}6.10^{-6}\, mol/l$ *
حسب معادلة الحياد الكهربائي $[NH_4^+] + [H_3O^+] + [Na^+] = [OH^-] + [Cl^-]$
حساب تركيز أيونات الصوديوم $[Na^+] = \frac{C_B V_B}{V_A + V_B} = 4.10^{-2}\, mol/l$
حساب تركيز أيونات الكلورور $[Cl^-] = \frac{C_A V_A}{V_A + V_B} = 8.10^{-2}\, mol/l$
إذن $[NH_4^+] \approx 4.10^{-2}\, mol/l$
حساب كمية مادة أيونات الأمونيوم :
$n(NH_4^+) = [NH_4^+](V_A + V_B)$
$n(NH_4^+) = 10^{-3}\, mol$
حساب كمية مادة أيونات OH^-
$n(OH^-) = [OH^-](V_A + V_B)$
$n(OH^-) = 4.10^{-7}\, mol$
من خلال المقارنة بين كمية مادة أيونات الأمونيوم وكمية مادة الهيدروكسيد قبل خلط المحلولين وبعد خلطهما نلاحظ أن هناك تفاعل بين أيونات OH^- و NH_4^+ وهذا التفاعل هو كلي لأن كل أيونات OH^- تقريبا تفاعلت مع أيونات الأمونيوم .
ومنه نستنتج معادلة التفاعل :
$NH_4^+ + OH^- \rightarrow NH_3 + H_2O$
ملحوظة : هذه طريقة للحصول على معادلة التفاعل بين محلولين حمض ضعيف وقاعدة قوية

تمرين 2

1 ـ حساب تراكيز الأنواع الكيميائية الموجودة في المحلول :
نفس الطريقة المتبعة في التمرين
1 معادلة التفاعل



. نحسب تركيز المحلول : $C_B = \frac{m}{M.V} = 10^{-2}\, mol/l$
$C_B = [Na^+] = 10^{-2}\, mol/l$ * $[OH^-] = 1{,}26.10^{-6}\, mol/l$ * $[H_3O^+] = 8.10^{-9}\, mol/l$
$[C_6H_5COOH] \approx 1{,}26.10^{-6}\, mol/l$ * $[C_6H_5COO^-] \approx 10^{-2}\, mol/l$
معامل التفكك لأيونات البانزوات : $\alpha = \frac{[C_6H_5COO^-]_{reagi}}{[C_6H_5COO^-]_0}$
حسب معادلة التفاعل $[C_6H_5COO^-]_{reagi} = [C_6H_5COOH]_{formé} = 1{,}26.10^{-6}\, mol/l$
إذن $\alpha = \frac{[C_6H_5COOH]_{formé}}{[C_6H_5COO^-]_0} = 1{,}26.10^{-4}$
2 ـ حساب تركيز الأنواع الكيميائية في الخليط بعد إضلفة محلول حمض الكلوريدريك .
$[OH^-] = 1{,}6.10^{10}\, mol/l$ * $[H_3O^+] = 6{,}3.10^{-5}\, mol/l$
* $[C_6H_5COO^-] \approx 5.10^{-3}\, mol/l$ $[Cl^-] = 5.10^{-3}\, mol/l$ $[Na^+] = 10^{-2}\, mol/l$
$[C_6H_5COOH] \approx 5.10^{-3}\, mol/l$

معامل التفكك في هذه الحالة $\alpha' = \frac{[C_6H_5COO^-]}{C_B} = 0,5$

نلاحظ أن $\alpha' >> \alpha$ أي أن التفاعل سينزاح في المنحى (1) أي أن أيونات البانزوات $C_6H_5COO^-$ ونعلم أن حمض الكلودريك حمض قوي يتحلل كليا إلى أيونات H_3O^+ وأيونات Cl^- وهذه الأخيرة غير نشيطة إذن التفاعل المرجح هو

$$C_6H_5COO^- + H_3O^+ \rightarrow C_6H_5COOH + H_2O$$

تمرين 3

1 ـ المعادلة الكيميائية لتأين حمض الميتانويك في الماء

يلاحظ أن pH=3,4 في الحالة الثانية وفي الحالة الأولى pH=2,9 و $C_a=10^{-2}mol/l$ ونعلم أنه بالنسبة لحمض قوي pH=-logC$_a$ يعني حسب المعطيات الخاصة بمحلول حمض الميثانويك pH≠-logC$_a$ في كلتا الحالتين يعني أن حمض الميثانويك حمض ضعيف يتأين جزئيا في الماء وبالتالي فالمعادلة الكيمائية للتفاعل هي :

$$HCOOH + H_2O \underset{2}{\overset{1}{\rightleftharpoons}} HCOO^- + H_3O^+$$

2 ـ تركيز ألنواع الكيميائية في الحالة الأولى pH=2,9

$[OH^-] = 8.10^{-12} mol/l$ * $[H_3O^+] = 1,26.10^{-3} mol/l$ *

$[HCOO^-] = [H_3O^+] = 1,26.10^{-3} mol/l$

$[HCOOH] = C_a - [HCOO^-] = 8,74.10^{-3} mol/l$ *

في الحالة الثانية pH=3,4

$[OH^-] = 2,5.10-11 mol/l$ * $[H_3O^+] = 4.10^{-4} mol/l$ *

$[HCOO^-] = [H_3O^+] = 4.10^{-4} mol/l$

$[HCOOH] = C_a - [HCOO^-] = 9,4.10^{-3} mol/l$ *

3 ـ كمية مادة الحمض المتأين

كمية مادة الحمض المتأين تساوي كمية مادة أيونات المثانوات المتكونة :

$$n(HCOOH) = n(HCOO^-) = [HCOO^-]V_T$$

بالنسبة للحالة الأولى : $n_1(HCOOH) = 1,26.10^{-4} mol$

بالنسبة للحالة الثانية : $n_2(HCOOH) = 4.10^{-4} mol$

بما أن $n_2>n_1$ فإن مفعول التخفيف يؤدي إلى انزياح التوازن في المنحى الذي تزداد فيه كمية مادة الحمض المتأين أي أيونات الميثانوات أي في المنحى (1) .

ملحوظة حول تأثير التخفيف على محلول حمضي ـ قاعدي .

التوازن الكيميائي حمض قاعدة :

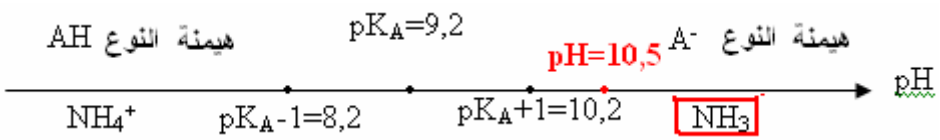
$$AH + H_2O \underset{2}{\overset{1}{\rightleftharpoons}} A^- + H_3O^+$$

تأثير التخفيف : تؤدي إضافة الماء إلى المحلول انزياح التوازن في المنحى (1) وبالتالي يكبر معامل التفكك للحمض AH .

تأثير قوة الحمض أو القاعدة : كلما كان الحمض قويا انزاح التوازن في المنحى (1)وبالتالي تكون القاعدة المرافقة ضعيفة أكثر . وكلما كانت القاعدة قوية انزاح التوازن في المنحى (2) ويكون الحمض الرافق ضعيفا أكثر .

تمرين 4

1 ـ النوع الكيميائي المسيطر في المحلول نستعمل سلم pH



2 ـ نحدد النسبة $[NH_3]/[NH_{4^+}]$ بدلالة K_A و $[H_3O^+]$

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$$

$K_A = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]}$ نستنتج أن $\frac{K_A}{[H_3O^+]} = \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]}$

تطبيق عددي : $\frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} \approx 20$

3 ـ تعبير $[NH_3]$ و $[NH_4^+]$

حسب المعطيات عندنا $[NH_3]+[NH_4^+]=C$

وحسب السؤال السابق $[NH_3]=20[NH_4^+]$

نستنتج أن $[NH_4^+]=\frac{C.[H_3O^+]}{K_A+[H_3O^+]}$

$$[NH_3]=\frac{C.K_A}{K_A+[H_3O^+]}$$

تطبيق عددي : $[NH_3]=2,9.10^{-2}\,mol/l$ و $[NH_4^+]=1,4.10^{-3}\,mol/l$

تمرين 5

1 ـ1 تركيز الأنواع الكيميائية الموجودة في المحلول

* $[H_3O^+]=1,26.10^{-3}\,mol/l$ * $[OH^-]=8.10^{-12}\,mol/l$ *

$[HCOO^-]=[H_3O^+]=1,26.10^{-3}\,mol/l$

* $[HCOOH]=C_a-[HCOO^-]=8,74.10^{-3}\,mol/l$

1 ـ 2 معادلة التفاعل :

$$HCOOH + H_2O \underset{2}{\overset{1}{\rightleftharpoons}} HCOO^- + H_3O^+$$

1 ـ 3 إثبات العلاقة :

نعلم أن $\alpha(1)=\frac{[HCOO^-]}{C_A}$ و أنه حسب انحفاظ المادة $C_A=[HCOOH]+[HCOO^-]$

و $K_A=\frac{[HCOO^-][H_3O^+]}{[HCOOH]}$ بالتعويض نحصل

$$K_A=\frac{[HCOO^-][H_3O^+]}{\frac{[HCOO^-]}{\alpha}-[HCOO^-]}$$

$$K_A=\frac{10^{-pH}}{\frac{1}{\alpha}-1} \Rightarrow \frac{1}{\alpha}=\frac{10^{-pH}+K_A}{K_A}$$

إذن $\alpha=\frac{K_A}{10^{-pH}+K_A}$

تطبيق عددي : $\alpha=0,125$

1 ـ 4 تركيز المحلول S_A : من العلاقة (1) نستنتج أن $C_A=\frac{[HCOO^-]}{\alpha}$

تطبيق عددي : $C_A=10^{-2}\,mol/l$

2 ـ عندما نقوم بخلط المحلولين سيحصل تفاعل بين حمض ضعيف وقاعدة قوية ونلاحظ أن
pH=pK$_A$(HCOOH/HCOO$^-$) فالمحلول المحصل عليه هو محلول عيار أي أن الحجم V$_B$ المضاف هو هو نصف

الحجم المضاف عند التكافؤ : $V_B = \frac{V_{Be}}{2}$ وعند التكافؤ لذينا $C_A V_A = C_B V_{Be} \Rightarrow V_{Be} = \frac{C_A}{C_B} V_A$

إذن عندنا $V_B = \frac{C_A V_A}{2C_B}$ تطبيق عددي $V_B = 50cm^3$

عند إضافة الماء الخالص على المحلول العيار أي تأثير التخفيف على المحلول العيار لايؤثر عليه .

3 ـ لذينا خليط من حمض ضعيف وقاعدته المرافقة بحيث أن C=C$_A$ و pH=pK$_A$(HCOOH/HCOO$^-$)

لذينا محلول عيار انحفاض كمية المادة $n_0(HCOOH) + n_0(HCOO^-) = n(HCOOH) + n(HCOO^-)$

حجم الخليط هو V+V$_A$ نقسم العلاقة على الحجم الكلي فتصبح : $\frac{C_A V_A + CV}{V_A + V} = [HCOOH] + [HCOO^-]$

حسب المعطيات عندنا V+V$_A$ و C=C$_A$ بما أنه عندنا محلول عيار

$C_A = [HCOOH] + [HCOO^-]$ نستنتج $\log \frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]} = 0 \Rightarrow [HCOOH] = [HCOO^-]$

$2[HCOOH] = C_A$ يعني $[HCOOH] = 5.10^{-3} mol/l$

تمرين 6

1 ـ خليط مكون من حمض قوي وحمض ضعيف

لحساب pH الخليط يجب أن نحسب $[H_3O^+]$

الطريقة الأولى : بما أن الحمض جد ضعيف نعتبر أن كل الأيونات الموجودة في الخالطة هي ناتجة عن التفكك التام لحمض الكلوريدريك .

$$pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow pH = -\log \frac{n(H_3O^+)}{2V'} \Rightarrow pH = -\log \frac{C'V'}{2V'}$$

إذن $pH = -\log \frac{C'}{2}$ تطبيق عددي pH=2,3

الطريقة الثانية

نطبق الحياد الكهربائي على الخليط فنحصل على المعادلة التالية :

$$(1)\ [H_3O^+] = [CH_3COO^-] + [OH^-] + [Cl^-]$$

انحفاظ المادة

$$C_A = [CH_3COOH] + [CH_3COO^-]$$

الثابتة الحمضية

$$(2)\ K_A = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

بما أن حمض الإيثانويك حمض ضعيف $[CH_3COOH] \approx C_A$

ونضع $C' = [Cl^-]$ و $[H_3O^+] = h$ وتصبح العلاقة (2) على الشكل التالي $K_A = \frac{h(h - C')}{C_A}$

نحسب h بحل معادلة من الدرجة الثانية ذات مجهول h $h^2 - C'h - K_A C_A = 0$

حسب المعطيات لذينا

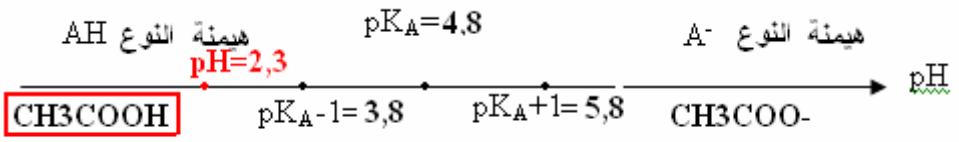
$pK_a(CH_3COOH / CH_3COO^-) = 4,8 \Rightarrow K_A = 1,58.10^{-5}$ لذينا $[Cl^-] = 5.10^{-3} mol/l$

وتصبح المعادلة على الشكل التالي : $h^2 - 5.10^{-3} h - 1,58.10^{-7} = 0$

حل هذه المعادلة هو $h = 5,03.10^{-3} mol/l$ إذن $pH = -\log h \Rightarrow pH = 2,29 \approx 2,3$

ملحوظة : ننصح باستعمال الطريقة الأولى والتي هي أسهل في حالة حمض جد ضعيف مثل حمض الميثانويك أو حمض الإيثانويك

2 ـ التوع الكيميائي المهيمين في المحلول :



3 ـ حساب معامل التفكك α_1

حساب التركيز CH_3COO^- في الخليط $[CH_3COO^-]=1{,}19.10^{-5}\,mol/l$

$\alpha_1 = 0{,}119.10^{-2}$

4 ـ معامل التأين أو التفكك بالنسبة لمحلول حمض الإيثانويك تركيزه $C=5.10^{-3}mol/l$

$\alpha_2 = 2{,}3.10^{-3}$

نلاحظ أن $\alpha_2 < \alpha_1$ أي أنه كلما كان التركيز أصغر يكون التأين أضعف

تمرين 8

1 معادلة تفكك غاز الأمونياك في الماء :

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

2 ـ حساب التركيز C_B

$$C_B = \frac{v}{V_m V} \Rightarrow C_B = 0{,}01 mol/l$$

3 ـ 1 ـ نحسب K_A للمزدوجة NH_4^+ / NH_3

$$(1)\ K_A = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]} \Rightarrow K_A = \frac{[NH_3][H_3O^+][OH^-]}{[NH_4^+][OH^-]}$$

نعلم أن معامل التفكك للأمونياك هو $\alpha = \frac{[NH_{4^+}]}{C_b} \Rightarrow [NH_{4^+}] = \alpha . C_b$

حسب المعادلة الكميائية :

	NH_3	+	H_2O	$\rightleftharpoons$	NH_4^+	+	OH^-
	Cb				0		0
	$Cb-\alpha Cb$				αCb		αCb

في العلاقة (1) $K_A = \frac{C_b(1-\alpha)K_e}{\alpha^2 C_b^{\,2}}$

4 ـ باعتبار الإفتراض التالي أن NH_3 لاتتفكك إل قليلا يمكن أن نستعمل التقريبات التالية :

$[NH_4^+] \approx [OH^-]$ و $[NH_3] \approx C_b$ أي أن العلاقة (1) تصبح

$$K_A = \frac{C_b K_e}{[OH^-]^2} \Rightarrow [OH^-]^2 = \frac{C_b K_e}{K_A} \Rightarrow [OH^-] = \sqrt{\frac{C_b K_e}{K_A}}$$

$$pH = \frac{1}{2}(pK_2 + pK_A + \log C_B) \quad \text{أي أن} \quad [H_3O^+] = \sqrt{\frac{K_e K_A}{C_B}}$$

تطبيق عددي : $pH = 10{,}6$