

¹ ç ¿ O í ó ï ; ¹ Ç

5 μ ρ ó ρ í ï ;

¹ á · ; Ë ï ÷ É Ä ú ï ;

¹ ý ú Ø á ï ; > μ , ì Ë ó ï ; 5 μ ρ ó ρ

D μ ¼ Î ; C ; É à
= É ρ ó Æ ñ ρ ø ; Ë · 9

0796816973

= É ρ ó Æ 9 ñ ρ ø ; Ë · ; D μ ¼ Î ;

IBRAHEEM IHMEADA < ú O O O O ρ » ú ρ ï ;

أولاً : قسم الحفظ : أ . تعريفات الأحماض والقواعد .

العالم	الحمض	القاعدة
أرهينيوس	مادة قادرة على إنتاج H^+ عند إذابتها في الماء	مادة قادرة على إنتاج OH^- عند إذابتها في الماء
برونستد و لوري	مادة (جزينات أو أيونات) قادرة على منح البروتون (مانح للبروتون) لمادة أخرى في التفاعل	مادة (جزينات أو أيونات) قادرة على استقبال البروتون (مستقبل للبروتون)
لويس	مادة قادرة على استقبال زوج أو أكثر من الإلكترونات غير الرابطة من مادة أخرى ، لاحتوائها أفلاك فارغة .	مادة قادرة على منح زوج أو أكثر من الإلكترونات غير الرابطة لمادة أخرى .

أولاً : تعريف أرهينيوس : " هو العالم الذي صنف الأحماض والقواعد الى قوية و ضعيفة "

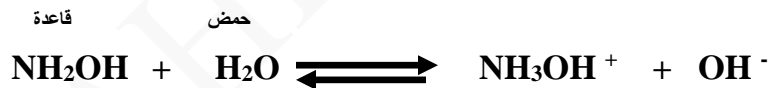
ملاحظات :	جوانب (العيوب) ، أو (القصور) ، أو (العجز) في تعريف أرهينيوس :
١ . الحمض الذي استطاع أرهينيوس تفسير سلوكه الحمضي هو : (كل حمض فيه H^+ سواء كان قوي أو ضعيف) مثل ($HCOOH, HCl, HCN, H_2S \dots$)	١ . لم يتمكن من تفسير السلوك القاعدي لبعض المواد التي لا تحتوي في تركيبها على (OH^-) قادرة على إنتاجها مثل الأمونيا NH_3 .
٢ . القاعدة التي استطاع أرهينيوس تفسير سلوكها القاعدي هي : (القواعد القوية فقط) وهم $KOH, NaOH, LiOH$.	٢ . ولم يتمكن من تفسير كل من الخواص الحمضية والقاعدية لمحاليل بعض الأملاح مثل : ($NaNO_2, NH_4Cl$) .
٣ . الشرط الأساسي في تعريف أرهينيوس هو : (الذوبان في وسط مائي)	

مثال : التفاعلات التالية تمثل تأين مواد حمضية ومواد قاعدية في الماء وفق تعريف أرهينيوس:



ثانياً : تعريف برونستد و لوري : " الية الحل " \leftarrow الحمض (يفقد H^+) ، القاعدة (تكسب H^+)

مثال توضيحي :

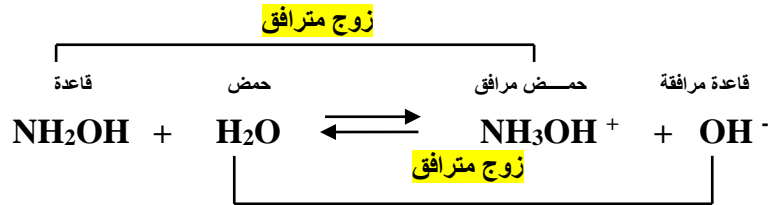


سؤال : أكمل الجدول الآتي :

معادلة التفاعل	الحمض . م	القاعدة	القاعدة . م	الحمض
$HCOO^- + H_2O \rightleftharpoons HCOOH + OH^-$	HCOOH	HCOO ⁻	OH ⁻	H ₂ O
$HF + HCO_3^- \rightleftharpoons H_2CO_3 + F^-$	H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	F ⁻	HF

الازواج المترافقة : الحمض والقاعدة المتكونان نتيجة استقبال البروتونات ومنحها .

كل حمض ينتج عنه قاعدة مرافقة .. وكل قاعدة ينتج عنها حمض مرافق



المركب + (H ⁺)	الحمض المترافق
المركب - (H ⁺)	القاعدة المترافقة

ثانياً : لو أعطانا مركبا ... وطلب منا :

سؤال (١) : أكمل الجداول التالية :

N ₂ H ₅ ⁺	HPO ₄ ²⁻	H ₂ O	NH ₄ ⁺	NH ₃ OH ⁺	HClO	HCOOH	H ₂ S	الحمض
N ₂ H ₄	PO ₄ ³⁻	OH ⁻	NH ₃	NH ₂ OH	ClO ⁻	HCOO ⁻	HS ⁻	القاعدة . م
HCOO ⁻	HPO ₄ ²⁻	HCr ₂ O ₇ ⁻	H ₂ O	NH ₃	HCO ₃ ⁻	NO ₂ ⁻		القاعدة
HCOOH	H ₂ PO ₄ ⁻	H ₂ Cr ₂ O ₇	H ₃ O ⁺	NH ₄ ⁺	H ₂ CO ₃	HNO ₂		الحمض . م

تابع (ملاحظات برونستد - لوري) :

- ١ . **المواد الأمفوتيرية** : (المواد المترددة) : وهي المواد التي تسلك سلوك الحمض في تفاعلات، وسلوك القاعدة في تفاعلات اخرى وفق مفهوم (برونستد ولوري)
- أ . الماء H₂O . ب . مادة تحمل اشارة (سالبة) ، ولديها (H) قابل للفقد مثل : ... HPO₄²⁻ , HSO₃⁻ , HS⁻ , HCO₃⁻)
- علل ؟؟ (لأن لديها القدرة على منح البروتون في تفاعلات ، واستقبال البروتون في تفاعلات أخرى) .
- (سؤال) : اكتب تفاعل HSO₃⁻ مع الماء (مرة كحمض ، و مرة كقاعدة) .



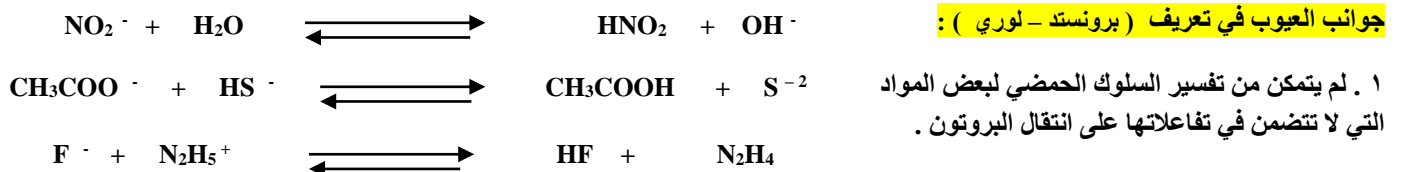
٢ . **المواد التي تسلك سلوك الحمض فقط** :

- (مادة تحمل اشارة (موجبة) ولديها (H) أو أكثر) . مثل : (NH₃⁺ , H₃O⁺ , AH⁺ , CH₃NH₂⁺ , ...)
- علل ؟؟ (لأن لديها القدرة على منح البروتون في تفاعلاتها ، وليس لديها القدرة على استقبال البروتون في تفاعلات أخرى) .

٣ . **المواد التي تسلك سلوك القاعدة فقط** :

- (مادة تحمل اشارة (سالبة) و ليس لديها (H) قابل للفقد) . مثل : (HCOO⁻¹ , Cl⁻¹ , S⁻² , F⁻¹ , ...)
- علل ؟؟ (لأن لديها القدرة على استقبال البروتون في تفاعلاتها ، وليس لديها القدرة على منح البروتون في تفاعلات أخرى) .

سؤال (١) : أكمل التفاعلات التالية ، حسب مفهوم (برونستد - لوري) :



جوانب العيوب في تعريف (برونستد - لوري) :

- ١ . لم يتمكن من تفسير السلوك الحمضي لبعض المواد التي لا تتضمن في تفاعلاتها على انتقال البروتون .
- ٢ . لم يوضح الية انتقال البروتون بين المواد (الحمض والقاعدة) .

أحمض لويس :

جميع الأيونات المنفردة الموجبة . تحديدا أيونات الفلزات الانتقالية (Zn^{2+} ، Cu^{2+} ، Co^{3+} ...) ، H^+ ... [لاحتوائها فلكا فارغا] .

قواعد لويس :

١ . الأيونات السالبة مثل : Cl^- ، Br^- SO_4^{2-} ، S^{-2} ،

٢ . الماء (H_2O) : وغالبا الاكسجين عندما يعمل رابطتين على شكل " X_2O " مثل : Cl_2O ، F_2O ،

٣ . الأمونيا (NH_3) : وغالبا النتروجين عندما يعمل ٣ روابط على شكل " NX_3 " مثل : NF_3 ، NCl_3

سؤال (١) : حدد حمض وقاعدة لويس في كل من التفاعلات التالية :

الحمض	القاعدة	التفاعل
Fe^{+3}	CN^-	$Fe^{+3} + 6CN^- \rightleftharpoons [Fe(CN)_6]^{3-}$
Ag^+	NH_3	$Ag^+ + 2NH_3 \rightleftharpoons [Ag(NH_3)_2]^+$
Cu^{2+}	H_2O	$Cu^{2+} + 6H_2O \rightleftharpoons [Cu(H_2O)_6]^{2+}$
Cd^{2+}	I^-	$Cd^{2+} + 4I^- \rightleftharpoons [CdI_4]^{2-}$

الرابطة التناسقية : هي رابطة تنشأ بين ذرتين ، إحداهما تمتلك فلكا فارغا ، والأخرى لديها أزواج الكترونات غير رابطة فتقوم الثانية بمنح زوج الكتروناتها للاولى .

أسئلة متنوعة :

١ . اختر مما يلي مادة تمثل حمض لويس فقط :

د . $HCOOH$

ج . Ni^{2+}

ب . NH_4^+

أ . HCl

٢ . اختر مما يلي مادة حمضية :

د . H_2O

ج . NH_3

ب . Cl^-

أ . Co^{3+}

٣ . إحدى المواد التالية حمض لويس :

د . PH_3

ج . NH_2^-

ب . Cl^-

أ . H^+

٥ . قاعدة لويس فيما يلي :

د . $HBrO_4$

ج . H_2O

ب . $N_2H_5^+$

أ . $HClO$

٦ . المادة التي تمثل قاعدة لويس فيما يلي :

د . CCl_4

ج . CO_2

ب . NF_3

أ . BF_3

٧ . احدى التالية تمثل قاعدة أرهنيوس :

د . $NaOH$

ج . NH_3

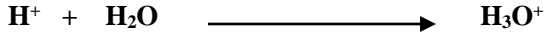
ب . CN^-

أ . $B(OH)_3$

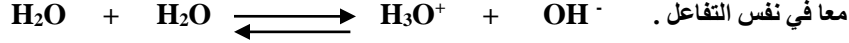
سؤال : عرف البروتون (H^+) ؟ جسيم مادي متناهي في الصغر ذو كثافة كهربائية موجبة عالية .

سؤال : كيف يتكون أيون الهيدرونيوم (H_3O^+) ؟ أو (لماذا لا يمكن للبروتون (H^+) أن يبقى في المحلول منفردا) ؟

لأن البروتون (H^+) جسيم مادي متناهي في الصغر ذو كثافة كهربائية موجبة عالية ، لذلك لا يمكن ان يبقى في المحلول منفردا فيرتبط بجزيء الماء مكونا أيون الهيدرونيوم (H_3O^+) كما يلي :



التأين الذاتي للماء : هو تفاعل يحدث بين جزيئات الماء النقي لإنتاج أيونات (H_3O^+) و (OH^-) ، لأن الماء يسلك سلوك الحمض وسلوك القاعدة



سؤال : لماذا يكون نفاعل الحمض القوي مع الماء (تأين الحمض) غير منعكس ؟

لأنه ينتج عنه قاعدة مرافقة ضعيفة ليس لها القدرة على التفاعل مع البروتون في المحلول .

الرقم الهيدروجيني (pH) : وهو اللوغاريتم السالب للأساس ١٠ لتركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول .

المادة	حليب المغنيسيا	الدم	الماء النقي	الحليب	عصير الليمون
pH	١٠,٥	٧,٤	٧	٦,٤	٢,٢ - ٢,٤

١ . pH يأخذ أرقاما من [١٤ - ٠] . ٢ . [٧ - ٠] حمض . [٧] متعادل . [١٤ - ٧] قاعدة .
٣ . كلما زادت قيمة الـ pH ، تزداد الصفات القاعدية ، وتقل الصفات الحمضية ، والعكس صحيح .

الملح : هو عبارة عن مركب أيوني ينتج من تفاعل حمض مع قاعدة .

تمية الملح (التمية) : هي قدرة أيونات الملح على التفاعل مع الماء وإنتاج أيونات (H_3O^+) أو (OH^-) أو كليهما .

ذوبان الملح : هو عبارة عن تفكك الملح في الماء إلى أيونات (+ ، -) ، ليس لها القدرة على التفاعل مع الماء ، مثل NaCl ، وهي فقط للملح المتعادل .

الأيون المشترك : هو أيون ينتج من تأين مادتين مختلفتين في محلول واحد (حمض ضعيف وملحه أو قاعدة ضعيفة وملحها) .

(الأيون المتفرج) : هو الأيون الذي لا يتفاعل مع الماء . (الذي لا يتميه) . (وهو الأيون القادم من حمض قوي أو قاعدة قوية) .

الحمض القوي : (HCl , HBr , HI , HNO_3 , $HClO_4$) ، ويكون الأيون المتفرج هنا : (Cl^- , Br^- , I^- , NO_3^- , ClO_4^-)

القاعدة القوية : (KOH , $NaOH$, $LiOH$) ، ويكون الأيون المتفرج هنا : (K^+ , Na^+ , Li^+) .

** كيف نتعامل مع الأملاح : (أهم ملاحظة) ☺☺

١ . نعطي اشارات (+ / -) . ٢ . نشطب الأيون المتفرج . ٣ . اذا بقى (+) يكون حمضي ، واذا بقى (-) يكون قاعدي .

سؤال (٢) : حدد تأثير كل ملح من الأملاح التالية عند ذوبانه في الماء ؟

الملح	LiNO ₂	NaClO ₄	NH ₄ Br	NH ₃ OHCl	NaHCO ₃	HCOONa
التأثير	قاعدي	متعادل	حمضي	حمضي	قاعدي	قاعدي

سؤال (٣) : أي من الأملاح التالية يتميه عند الذوبان في الماء ؟

الملح	N ₂ H ₅ Cl	NaCl	AHI	CH ₃ COOK	KI
التمية	نعم	لا	نعم	نعم	لا

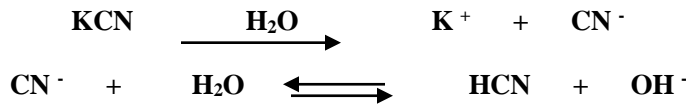
هام جدا :

المح	[H ₃ O ⁺]	[OH ⁻]	pH
حمضي	يزداد	يقل	يقل
قاعدي	يقل	يزداد	يزداد
متعادل	ثابت	ثابت	ثابت

سؤال (١) : فسر السلوك الحمضي أو القاعدي أو المتعادل للأملاح التالية :

KCN (١)

**التفسير بالمعادلات فقط :

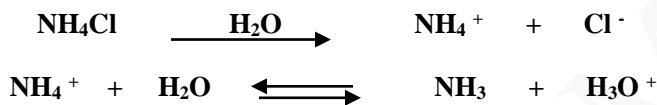


** التفسير (شرحا فقط) :

نلاحظ أن أيونات البوتاسيوم K⁺ مصدرها القاعدة القوية KOH ، وهي لا تتفاعل مع الماء وتبقى في المحلول على شكل أيونات ، فلا تؤثر في تركيز H₃O⁺ أو OH⁻ ، أما أيونات CN⁻ فهي تعد قاعدة مرافقة قوية (نسبيا) للحمض الضعيف HCN حسب مفهوم برونستد - لوري ، فهي تتفاعل مع الماء (و تسحب منه H⁺) ويتكون بذلك حمض HCN و أيون الهيدروكسيد OH⁻ فيزداد تركيز أيون OH⁻ في المحلول ، وتزداد قاعديته ، ويصبح الرقم الهيدروجيني له أكبر من ٧ ، ويكون تأثير قاعديا

NH₄Cl (٢)

**التفسير بالمعادلات فقط :



** التفسير (شرحا فقط) :

نلاحظ أن أيونات Cl⁻ تعد قاعدة مرافقة ضعيفة للحمض القوي HCl ، وهي لا تتفاعل مع الماء (لا تتميه) وتبقى في المحلول على شكل أيونات ، فلا تؤثر في تركيز H₃O⁺ أو OH⁻ ، أما أيونات الأمونيوم NH₄⁺ فهي تعد حمض مرافق قوي (نسبيا) للقاعدة الضعيفة NH₃ حسب مفهوم برونستد - لوري ، فهي تتميه أي تتفاعل مع الماء (و تمنحه بروتون H⁺) ويتكون بذلك الأمونيا NH₃ و أيون الهيدرونيوم H₃O⁺ فيزداد تركيزه في المحلول ، وتزداد حمضيته ، ويصبح الرقم الهيدروجيني له أقل من ٧ ، ويكون تأثير الملح حمضيا .

KI (٣)

**التفسير بالمعادلات فقط :



** التفسير (شرحا فقط) :

نلاحظ أن أيونات البوتاسيوم K⁺ مصدرها القاعدة القوية KOH ، وهي لا تتفاعل مع الماء وتبقى في المحلول على شكل أيونات ، فلا تؤثر في تركيز H₃O⁺ أو OH⁻ ، أما أيونات I⁻ فتعد قاعدة مرافقة ضعيفة للحمض القوي HI ، وهي لا تتفاعل مع الماء (لا تتميه) وتبقى في المحلول على شكل أيونات أيضا ، فلا تؤثر في تركيز H₃O⁺ أو OH⁻ ، وبناء على ذلك يبقى الرقم الهيدروجيني للماء كما هو ٧ ، ويكون متعادلا .

ثانيا : قسم المهارات :

$$pH - 10 = [H_3O^+]$$

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

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$pH = 0 \quad \leftarrow [H_3O^+] = 10^{-0} \quad \leftarrow [OH^-] = 10^{-10}$$

$$pH = 3,8 \quad \leftarrow [H_3O^+] = 10^{-3,8} \quad \leftarrow [OH^-] = 10^{-10,2}$$

$$pH = 10 \quad \leftarrow [H_3O^+] = 10^{-10} \quad \leftarrow [OH^-] = 10^{-4}$$

$$pH = 6 \quad \leftarrow [H_3O^+] = 10^{-6} \quad \leftarrow [OH^-] = 10^{-8} \quad \leftarrow [OH^-] = 10^{-8} \times 5 = 5 \times 10^{-8} \quad \leftarrow [H_3O^+] = 2 \times 10^{-6}$$

الحسابات المتعلقة بمحاليل الأحماض و القواعد القوية

الحمض القوي : ($HCl, HBr, HI, HNO_3, HClO_4$) القانون : ($[H_3O^+] = [الحمض القوي]$)القاعدة القوية : ($KOH, NaOH, LiOH$) القانون : ($[OH^-] = [القاعدة القوية]$)سؤال : احسب pH لمحلول الحمض HCl حيث تركيزه ($0,001$) مول / لتر ؟

$$[H_3O^+] = 10^{-1} \times 1 = 10^{-1} \text{ مول / لتر} \quad \leftarrow \text{اذن} \quad pH = 1$$

سؤال : احسب pH لمحلول القاعدة KOH حيث تركيزه ($0,002$) مول / لتر ؟

$$[OH^-] = 10^{-3} \times 2 = 2 \times 10^{-3} \text{ (لو } 5 = 0,7) \quad \leftarrow [H_3O^+] = 10^{-11} \times 5 = 5 \times 10^{-11} \quad \leftarrow pH = 11 - 0,3 = 10,7$$

سؤال : احسب pH لمحلول حجمه ٢ لتر يحتوي على ٨ غرام من الـ (NaOH) حيث أن ك.م = ٤٠ غم / مول .

عدد المولات = $\frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}}$	$= \frac{8}{40} = 0,2$ مول	عدد المولات = $\frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}}$	$= \frac{8}{40} = 0,2$ مول
التركيز = $\frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم}}$	$= \frac{0,2}{2} = 0,1$ مول / لتر	التركيز = $\frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم}}$	$= \frac{0,2}{2} = 0,1$ مول / لتر

$$[OH^-] = 10^{-1} \times 1 = 10^{-1} \text{ مول / لتر} \quad \leftarrow [H_3O^+] = 10^{-13} \times 1 = 10^{-13} \text{ مول / لتر} \quad \leftarrow pH = 13$$

سؤال : ما كتلة حمض HNO_3 اللازمة لعمل محلول حجمه ٢ لتر ، ولتصبح قيمة الـ ($pH = 3,3$) ، علما بأن : (ك.م = ٦٣ غ / مول) ،(حيث لو $5 = 0,7$) ؟

$$[H_3O^+] = 10^{-3,3} \times 5 = 5 \times 10^{-3,3} \text{ (الحمض) } \quad \leftarrow \text{اذن} \quad [الحمض] = 5 \times 10^{-3,3} \text{ مول / لتر}$$

$$ع \times ت = ح \quad \leftarrow ع = (5 \times 10^{-3,3}) \times (2) \quad \leftarrow ع = 10^{-3,3} \times 1$$

$$ك \times ع = ك \quad \leftarrow ك = (63) \times (10^{-3,3} \times 1) \quad \leftarrow ك = 63 \times 10^{-3,3} \text{ مول / لتر}$$

الحمض الضعيف : (وهو الحمض الذي يتأين جزئياً في الماء) .

- معلومات
- ١ - محلوله المائي موصل رديء للتيار الكهربائي
 - ٢ - يشار له في التفاعل بسهم منعكس ←
 - ٣ - له قيمة K_a ، وهو ثابت تأين الحمض الضعيف .

لو رمزنا للحمض الضعيف بالرمز H_2A ، فإن معادلة تفككه (تأينه) في الماء تتم كما يلي :



$$[H_3O^+] \text{ الحمض} = \sqrt{[H_2A] \times K_a} \quad \leftarrow \quad K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{[H_2A]}$$

$$[H_3O^+] \text{ الحمض} = [القاعدة المرافقة للحمض الضعيف]$$

أهم معلومة عن الحمض الضعيف هي :

سؤال (١) : محلول الحمض HCN تركيزه (٠,١) مول / لتر ، وقيمة pH له = ٤ . احسب ما يلي :

$$[H_3O^+] = 10^{-4} \text{ مول/لتر} \quad [CN^-] = 10^{-4} \text{ مول/لتر} \quad [OH^-] = 10^{-10} \text{ مول/لتر}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{[H_2A]} = \frac{(10^{-4})^2}{10^{-10}} = 10^{-8} \text{ مول/لتر}$$

سؤال (٢) : محلول الحمض HF تركيزه (٠,٠١) مول / لتر ، وقيمة $[F^-]$ = ٠,٠٠١ مول/لتر احسب ما يلي :

$$[H_3O^+] = 10^{-3} \text{ مول/لتر} \quad pH = 3 \quad [OH^-] = 10^{-11} \text{ مول/لتر}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{[H_2A]} = \frac{(10^{-3})^2}{10^{-10}} = 10^{-4} \text{ مول/لتر}$$

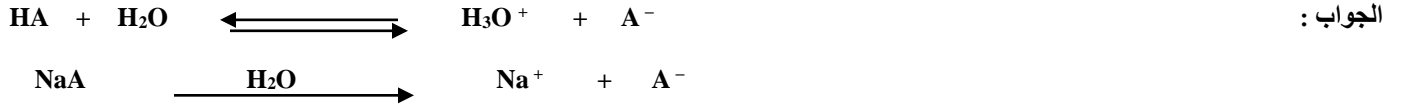
سؤال (٣) : محلول الحمض HCOOH تركيزه (٠,١) مول / لتر ، وقيمة $K_a = 10^{-10} \times 1$. احسب ما يلي :

$$[H_3O^+] = \sqrt{[H_2A] \times K_a} = \sqrt{10^{-10} \times 1 \times 10^{-10} \times 1} = 10^{-10} \text{ مول/لتر}$$

$$pH = 6 \quad [OH^-] = 10^{-8} \text{ مول/لتر} \quad [HCOO^-] = 10^{-10} \text{ مول/لتر}$$

الحالة الأولى : إضافة ملح (قاعدي) إلى محلول حمض ضعيف :

سؤال : وضع ماذا يحدث عند إضافة الملح NaA إلى محلول الحمض HA ؟



الجواب :

نلاحظ أنه عند إضافة الملح NaA إلى محلول الحمض HA ، فإن الملح سوف يتأين و ينتج الأيون المشترك (A⁻) ويزداد تركيزه في المحلول ، وحسب مبدأ العالم - لوتشاتيليه - سوف يندفع الاتزان بالاتجاه العكسي ← (نحو اليسار) أي يتفاعل الأيون المشترك (A⁻) مع أيون الهيدرونيوم H₃O⁺ لتكوين الحمض HA فيقل تركيز H₃O⁺ ، (كما يقلل من تأين الحمض) ، فيؤدي إلى زيادة الرقم الهيدروجيني (pH) للمحلول ويصبح التأثير قاعديا .

ملاحظات :

- ١ . نوع الحمض هنا (ضعيف) ٢ . الملح المضاف هنا (قاعدي) ٣ . يطلق على الملح هنا (ملح الحمض الضعيف) ٤ . يصبح التأثير قاعدي .
- ٥ . تزداد قيمة كل من (pH) و [OH⁻] ويقل [H₃O⁺] ٦ . الأيون المشترك هنا (القاعدة المرافقة للحمض الضعيف)
- ٧ . [HA] = تركيز الحمض الابتدائي ٨ . [A⁻] = تركيز الملح الابتدائي .

وعليه :
$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$
سؤال (١) : أ. احسب pH لمحلول الحمض HCN تركيزه ٠,٤ مول / لتر ، و K_a له يساوي ٢,٥ × ١٠^{-٤} .

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \times [\text{الحمض}]} = \sqrt{2,5 \times 10^{-4} \times 0,4} = 10^{-2} \text{ مول / لتر} \leftarrow \text{pH الحمض} = 2$$

ب. عند إضافة الملح KCN بتركيز ٠,٢ مول / لتر ، إلى محلول الحمض السابق ، أجب عما يلي :

١. ما صيغة الأيون المشترك ؟ (CN⁻)

٢. احسب pH بعد إضافة الملح ؟ (لو = ٥ = ٠,٧)

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{الحمض}]}{[\text{الملح}]} = \frac{10^{-2} \times 2,5 \times 10^{-4}}{0,2} = 10^{-5} \text{ مول / لتر} \leftarrow \text{pH المحلول} = 5 - \text{لو} = 3,3$$

سؤال (٢) : محلول الحمض H₂SO₃ والملح NaHSO₃ تركيز كل منهما مجهول ، قيمة المحلول تساوي ٥ ، وقيمة K_a المحلول = ٢ × ١٠^{-٥} .

أ . ما صيغة الأيون المشترك ؟
 ب . احسب النسبة بين تركيز الحمض إلى تركيز الملح $\frac{[\text{الحمض}]}{[\text{الملح}]}$ ؟

الحل : أ. (HSO₃⁻) ب. $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{الحمض}]}{[\text{الملح}]}$

$$\frac{1}{2} = \frac{[\text{الحمض}]}{[\text{الملح}]} \leftarrow \frac{10^{-5} \times 2}{10^{-5} \times 1}$$

سؤال (٣) : محلول الناتج من إضافة ٠,٢ مول / لتر من الملح LiA ، إلى محلول الحمض HA بتركيز ٠,١ مول / لتر ، وتغيرت قيمة pH بمقدار ١,٣ ،

علما بأن (K_a = ٤ × ١٠^{-٤} ، لو = ٢ = ٠,٣) ؟ أ. احسب pH لمحلول الحمض HA ؟ ب. أوجد pH المحلول ؟ ج. أوجد [الملح] الابتدائي

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \times [\text{الحمض}]} = \sqrt{4 \times 10^{-4} \times 0,1} = 10^{-2} \text{ مول / لتر} \leftarrow \text{pH الحمض} = 2 - \text{لو} = 2,7$$

ب. pH المحلول = ١,٣ + ٢,٧ = ٤

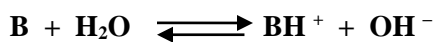
$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{الحمض}]}{[\text{الملح}]} \leftarrow \frac{10^{-4} \times 4}{0,1} = 10^{-4}$$

[الملح] الابتدائي = ٠,٠٤ مول / لتر .

القاعدة الضعيفة : (وهي القاعدة التي تتأين جزئيا في الماء) .

- معلومات :
- ١ - محلولها المائي موصل رديء للتيار الكهربائي .
 - ٢ - يشار لها في التفاعل بسهم منعكس \rightleftharpoons
 - ٣ - له K_b ، وهو ثابت تأين القاعدة الضعيفة .

لورمزنا للقاعدة الضعيفة بالرمز B ، فإن معادلة (تأينها) في الماء تتم كما يلي :



$$\frac{[OH^-]}{[القاعدة]} = K_b \quad \leftarrow \quad [القاعدة] \times K_b = [OH^-]$$

أهم معلومة عن القاعدة الضعيفة هي : $[OH^-] = [القاعدة] = [الحمض المرافق للقاعدة الضعيفة]$

سؤال (١) : محلول القاعدة NH_3 تركيزه (٠,١) مول / لتر ، وقيمة pH له = ٨ . احسب ما يلي :

$$[H_3O^+] = 10^{-8} \text{ مول / لتر} \quad [NH_4^+] = 10^{-6} \text{ مول / لتر} \quad [OH^-] = 10^{-6} \text{ مول / لتر}$$

$$\frac{[OH^-]}{[القاعدة]} = K_b = \frac{(10^{-6} \times 1)}{10^{-1} \times 1} = 10^{-5} \text{ مول / لتر}$$

سؤال (٢) : محلول القاعدة A تركيزه (٠,٠١) مول / لتر ، وقيمة $[AH^+]$ = ٠,٠٠١ مول / لتر احسب ما يلي :

$$[OH^-] = 10^{-3} \text{ مول / لتر} \quad [H_3O^+] = 10^{-11} \text{ مول / لتر} \quad pH = 11$$

$$\frac{[OH^-]}{[القاعدة]} = K_b = \frac{(10^{-3} \times 1)}{10^{-2} \times 1} = 10^{-1} \text{ مول / لتر}$$

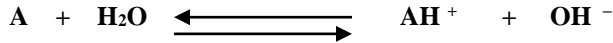
سؤال (٣) : محلول القاعدة $HCOO^-$ تركيزه (٠,١) مول / لتر ، وقيمة $K_b = 10^{-9} \times 1$. احسب ما يلي :

$$[OH^-] = \sqrt{[القاعدة] \times K_b} = \sqrt{(0,1)(10^{-9} \times 1)} = 10^{-5} \text{ مول / لتر}$$

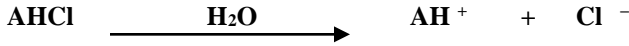
$$[HCOOH] = 10^{-9} \times 1 \text{ مول / لتر} \quad [H_3O^+] = 10^{-9} \times 1 \text{ مول / لتر} \quad pH = 9$$

الحالة الثانية : إضافة ملح (حمضي) إلى محلول قاعدة ضعيفة :

سؤال : وضح ماذا يحدث عند إضافة الملح AHCl إلى محلول القاعدة A ؟



الجواب :



نلاحظ أنه عند إضافة الملح AHCl إلى محلول القاعدة A ، فإنه سوف يتأين الملح و ينتج الأيون المشترك (AH⁺) ويزداد تركيزه في المحلول ، وحسب مبدأ العالم لوتشاتيليه سوف يندفع الاتزان بالاتجاه العكسي ← (نحو اليسار) أي يتفاعل الأيون المشترك (AH⁺) مع أيون الهيدروكسيد OH⁻ لتكوين القاعدة A فيقل تركيز (OH⁻) ، (كما يقلل من تأين القاعدة) ، فيؤدي إلى تقليل الرقم الهيدروجيني (pH) للمحلول ويصبح التأثير حمضياً .

ملاحظات :

- ١ . نوع القاعدة هنا (ضعيفة) .
- ٢ . الملح المضاف هنا (حمضي) .
- ٣ . يطلق على الملح هنا (ملح القاعدة الضعيفة) .
- ٤ . يصبح التأثير حمضياً .
- ٥ . تقل قيمة كل من (pH) و [OH⁻] ويزداد [H₃O⁺] .
- ٦ . الأيون المشترك هنا (الحمض المرافق للقاعدة الضعيفة) .
- ٧ . [A] = تركيز القاعدة الابتدائي .
- ٨ . [HA⁺] = تركيز الملح الابتدائي .

وعليه :

$$K_b = \frac{[OH^-]_{\text{المحلول}}}{\frac{[القاعدة]}{[الملح]}}$$

سؤال (١) : محلول يحتوي القاعدة NH₃ بتركيز ٠,٢ مول / لتر ، والملح (NH₄Cl) بتركيز ٠,٢ مول / لتر ، علماً بأن (K_b = ١٠ × ١^{-٤}) .

أ . ما صيغة الأيون المشترك ؟

ب . احسب (pH) المحلول ؟ علماً بأن : (لو ٧ = ٠,٧) .

الحل : أ . (NH₄⁺) . ب . [OH⁻] المحلول = K_b = $\frac{[القاعدة]}{[الملح]}$ $\leftarrow [OH^-]_{\text{المحلول}} = 10^{-4} \times 1 = 10^{-4}$ (٠,٢)اذن [OH⁻] المحلول = ١٠ × ١^{-٤} مول / لتر $\leftarrow [H_3O^+]_{\text{المحلول}} = 10^{-1} \times 1 = 10^{-1}$ مول / لتر \leftarrow pH المحلول = ١٠

سؤال (٢) : تم إضافة الملح AHBr إلى محلول القاعدة A والتي تركيزها ٠,١ مول/لتر وقيمة pH القاعدة = ١١,٣ فاصبح التغير في قيمة PH بمقدار ١,٣ ، أجب عما يلي :

أ . ما صيغة الأيون المشترك . ب . احسب K_b القاعدة A .

ج . ما قيمة pH المحلول بعد إضافة الملح ؟

الحل :

أ . (AH⁺) .

$$K_b = \frac{[OH^-]}{[القاعدة]}$$

$$pH_{\text{القاعدة}} = 11,3$$

$$[H_3O^+]_{\text{القاعدة}} = 10^{-11,3} \text{ مول / لتر}$$

$$[OH^-]_{\text{المحلول}} = 10^{-2,3} \text{ مول / لتر}$$

$$K_b = \frac{10^{-2,3}}{10^{-11,3}} = 10^{-9}$$

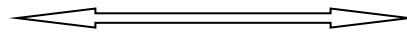
ج . pH المحلول = ١١,٣ - ١,٣ = ١٠

المقارنات و أسئلة الجداول

القاعدية (علاقة طردية)

pH
Kb
[OH ⁻]

علاقة عكسية



الحموضة (علاقة طردية)

Ka
[H ₃ O ⁺]

سؤال : الجدول التالي يضم مجموعة من المحاليل المختلفة بتركيز ١ مول / لتر لكل محلول ، ادرسه جيدا ، ثم أجب عما يلي :

المحلول	معلومات
HCN	$10^{-10} = Ka$
H ₂ S	$10^{-10} = Ka$
NH ₃	$10^{-10} = [OH^-]$
N ₂ H ₄	$10^{-10} = [OH^-]$
AHBr	$10^{-4} = [H_3O^+]$
BHBr	$10^{-4} = [H_3O^+]$
NaX	pH = 11
NaY	pH = 12

- ١ . أي الملح (KCN / KHS) ، أكثر قدرة على التمييه ؟
- ٢ . أي الملح (NH₄Cl / N₂H₅Cl) ، أقل قدرة على التمييه ؟
- ٣ . أي الحمضين (HX / HY) له أقل [OH⁻] ؟
- ٤ . أي القاعدتين (A / B) لها أعلى Kb ؟

الحل :

- ١ . KHS . ٢ . NH₄Cl . ٣ . HX . ٤ . A

ملاحظة هامة

ترتيب المواد وفق قيمة الرقم الهيدروجيني pH كما يلي :

- ١ . محلول القاعدة القوية مثل (KOH) .
- ٢ . محلول قاعدة ضعيفة مثل (NH₃) .
- ٣ . محلول قاعدة ضعيفة و ملحها الحمضي مثل (NH₄Cl / NH₃) .
- ٤ . محلول حمض ضعيف و ملحها القاعدي مثل (NaCN / HCN) .
- ٥ . محلول حمض ضعيف مثل (HCN) .
- ٦ . محلول حمض قوي مثل (HCl) .

مثال : أي المحاليل التالية له أعلى قيمة pH :ج . N₂H₄

أ . HF

د . N₂H₄ / N₂H₅Br

ب . HF / KF

تم بحمد الله