نظريّات في الحموض والأسس :

١) نظريّة أرينيوس :

الحمض : كل مادة كيميائيّة تحرّر أيون هيدروجين H^+ أو أكثر عند انحلالها بالماء $HA \rightarrow H^+ + A^-$

الأساس : كل مادة كيميائيّة تحرّر أيون هيدروكسيد OH^- أو أكثر عند انحلالها بالماء $BOH \rightarrow B^+ + OH^-$

٢) نظريّة برونشتد_لوري :

الحمض : كل مادّة كيميائيّة قادرة على منح بروتون H^+ أو أكثر إلى مادّة أخرى تتفاعل معها

الأساس : كل مادّة كيميائيّة قادرة على استقبال بروتون H^+ أو أكثر من مادّة أخرى تتفاعل معها

تطبيق (١) : لديك التفاعل الممثّل بالمعادلة الآتية : $HA + H_2O \rightarrow H_3O^+ + A^-$ والمطلوب :
وضّح أيّ المركّبين يسلك سلوك حمض ، وأيّهما يسلك سلوك أساس حسب نظريّة برونشتد_لوري ؟

HA يمنح بروتون و يتحوّل إلى A^- ⇐ يسلك سلوك حمض

H_2O يستقبل بروتون و يتحوّل إلى H_3O^+ ⇐ يسلك سلوك أساس

تطبيق (٢) : لديك التفاعل الممثّل بالمعادلة الآتية : $HCl + NH_3 \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$ والمطلوب :
وضّح أيّ المركّبين يسلك سلوك حمض ، وأيّهما يسلك سلوك أساس حسب نظريّة برونشتد_لوري ؟

HCl يمنح بروتون و يتحوّل إلى Cl^- ⇐ يسلك سلوك حمض

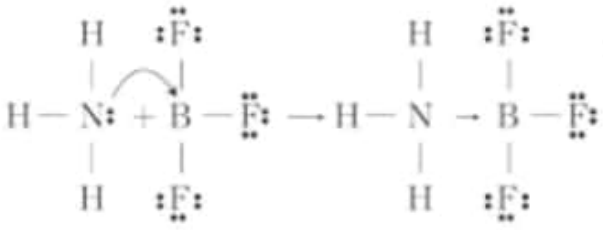
NH_3 يستقبل بروتون و يتحوّل إلى NH_4^+ ⇐ يسلك سلوك أساس

٣) نظريّة لويس :

الحمض : كل مادّة كيميائيّة قادرة على استقبال زوج الكتروني أو أكثر من مادّة أخرى تتفاعل معها

الأساس : كل مادّة كيميائيّة قادرة على منح زوج الكتروني أو أكثر لمادّة أخرى تتفاعل معها

تطبيق (٣) : لديك التفاعل الممثّل بالمعادلة الآتية :



والمطلوب : ١) وضّح ما نوع الرابطة بين ذرّتي البور والنتروجين

تمنح ذرّة النتروجين زوجاً إلكترونيّاً غير رابط إلى ذرّة البور

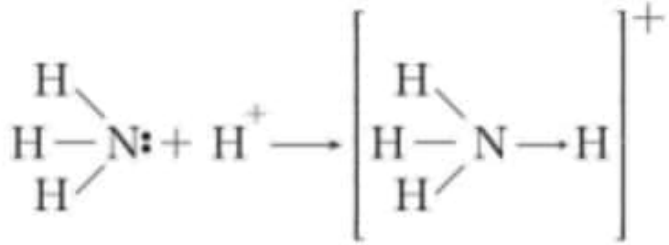
فتتشكّل رابطة تساندية بين ذرّتي البور والنتروجين

٢) حدّد الحمض والأساس حسب نظريّة لويس

NH_3 يمنح زوج إلكتروني ⇐ يقوم بدور أساس

BF_3 يستقبل زوج إلكتروني ⇐ يقوم بدور حمض

تطبيق (٤) : لديك التفاعل الممثّل بالمعادلة الآتية :



والمطلوب : حدّد الحمض والأساس حسب نظريّة لويس

NH_3 يمنح زوج إلكتروني ⇐ يقوم بدور أساس لويس

H^+ يستقبل زوج إلكتروني ⇐ يقوم بدور حمض لويس

المدرّس : محمد الخطيب
0936974506

تطبيق (٥) : لديك التفاعلين الممثّلين بالمعادلتين الآتيتين ، والمطلوب : حدّد الحمض والأساس حسب نظريّة لويس في كلّ منهما :

$Cu^{2+} + 4H_2O \rightarrow [Cu(H_2O)_4]^{2+}$	$NH_3 + BCl_3 \rightarrow [H_3N \rightarrow BCl_3]$
H_2O يمنح زوجين إلكترونيين ⇐ يقوم بدور أساس لويس	NH_3 يمنح زوج إلكتروني ⇐ يقوم بدور أساس لويس
Cu^{2+} يستقبل زوجين إلكترونيين⇐ يقوم بدور حمض لويس	BCl_3يستقبل زوج إلكتروني ⇐ يقوم بدور حمض لويس

تطبيق (٦) : صنّف المركّبات الآتية إلى حمض أو أساس وفقاً للنظريّات السابقة ، ماذا تستنتج ؟

$$HCl\,,NH_3\,,Fe^{2+}\,,BF_3\,,NaOH$$

طبيعة المركّب	أرينيوس	برونشتد_لوري	لويس
حمض	$NaOH$	NH_3	NH_3
أساس	HCl	HCl	$BF_3\,,Fe^{2+}$

نستنتج أنّ :

١) نظريّة أرينيوس غير كافية لتحديد الصفة الحمضيّة والصفة الأساسيّة لجميع المركّبات الكيميائيّة

٢) نظريّة برونشتد_لوري أكثر شموليّة من نظريّة أرينيوس

٣) نظريّة لويس فسّرت السلوك الحمضي والأساسي لبعض المركّبات التي يتم فيها انتقال الأزواج الإلكترونيّة

الأزواج المترافقة أساس/حمض وفق نظريّة برونشتد_لوري :

يرافق كل حمض أساس يدعى أساسه المرافق ، ويرافق كل أساس حمض يدعى حمضه المرافق

مثال : اكتب معادلة تأيّن غاز النشادر في الماء وحدّد الأزواج المترافقة أساس/حمض وفق نظريّة برونشتد_لوري

$$NH_3 \quad + \quad H_2O \quad \rightleftarrows \quad NH_4^+ \quad + \quad OH^-$$

أساس(١) حمض(٢) حمض مرافق(١) أساس مرافق(٢)

الأزواج المترافقة (أساس/حمض) : (NH_4^+/NH_3) (H_2O/OH^-) نستنتج أنّه :

عندما يمنح الحمض H_2O بروتون يتحوّل إلى أساس مرافق OH^-

عندما يستقبل الأساس NH_3 بروتون يتحوّل إلى حمض مرافق NH_4^+

تطبيق (٧) : اكتب معادلة تأيّن حمض الآزوت في الماء وحدّد الأزواج المترافقة أساس/حمض وفق نظريّة برونشتد_لوري :

$$HNO_3 \quad + \quad H_2O \quad \rightarrow \quad NO_3^- \quad + \quad H_3O^+$$

حمض(١) أساس(٢) أساس مرافق(١) حمض مرافق(٢)

الأزواج المترافقة (أساس/حمض) : (H_3O^+/H_2O) (HNO_3/NO_3^-)

المدرّس : محمد الخطيب
0936974506

التأيّن الذاتي للماء : اكتب معادلة التأيّن الذاتي للماء وحدّد الأزواج المترافقة (أساس/حمض) وفق نظريّة برونشتد_لوري ثم اكتب عبارة ثابت التّوازن (ثابت تأيّن الماء) :

$$H_2O + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + OH^-$$

أساس(١) حمض(٢) حمض مرافق(١) أساس مرافق(٢)

ثابت التّوازن (ثابت تأيّن الماء) : $K_w = [H_3O^+].[OH^-]$

ملاحظات :

١) إنّ قيمة ثابت تأيّن الماء عند درجة الحرارة $25\ ^\circ C$ ثابتة وتساوي : $K_w = [H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14}$

٢) الماء مركّب مذبذب لأنّه يسلك سلوك حمض أحياناً ويسلك سلوك أساس أحياناً أخرى وذلك وفقاً للمادّة التي يتفاعل معها

قوّة الحمض وقوّة الأساس :

- تقاس قوّة الحمض بسهولة منحه لبروتون أو أكثر

حيث يتأيّن الحمض القوي كلّياً وفق المعادلة : $HA + H_2O \rightarrow A^- + H_3O^+$

بينما يتأيّن الحمض الضعيف جزئيّاً وفق المعادلة : $HA + H_2O \rightleftarrows A^- + H_3O^+$

ونعبّر عن قوّة الحمض بدرجة تأيّنه α التي تعطى وفق العلاقة : $\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C_a}$

حيث C_a التركيز الإبتدائي للحمض أحادي الوظيفة

- تقاس قوّة الأساس بسهولة استقباله لبروتون أو أكثر

حيث يتأيّن الأساس القوي كلّياً

بينما يتأيّن الأساس الضعيف جزئيّاً وفق المعادلة : $B + H_2O \rightleftarrows BH^+ + OH^-$

ونعبّر عن قوّة الأساس بدرجة تأيّنه α التي تعطى وفق العلاقة : $\alpha = \frac{[OH^-]}{C_b}$

حيث C_b التركيز الإبتدائي للأساس أحادي الوظيفة

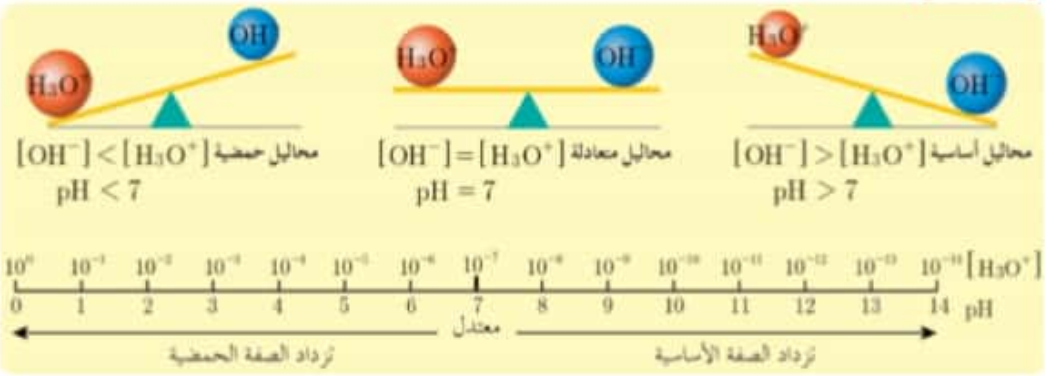
ملاحظة هامّة : تكتب أحياناً درجة التأيّن كنسبة مئويّة $\alpha \times 100\%$

فإذا أردنا كتابتها كنسبة مئويّة نحسبها من أحد العلاقتين السابقتين ثم نضرب الناتج ب 100

أمّا إذا كانت ضمن المعطيات كنسبة مئويّة ، فنقسم هذه النسبة المئويّة على 100 قبل استخدام قيمة α في الحل

المدرّس : محمد الخطيب
0936974506

الأس الهيدروجيني ال pH :



تطبيق (٨) : لديك محلولان لحمض قوي أحادي الوظيفة الحمضيّة ، تركيز المحلول الأوّل $10^{-2}mol.L^{-1}$ وتركيز المحلول الثاني $2\times10^{-2}mol.L^{-1}$ احسب قيمة pH كل من المحلولين السابقين , $(log\,2 = 0.3)$

الحل : نعلم من الصف الثاني الثانوي أنّه في حالة الحمض القوي أحادي الوظيفة الحمضية والذي تركيزه C_a يكون : $[H_3O^+] = C_a$ ويمكننا حساب قيمة pH من العلاقة : $[H_3O^+] = 10^{-pH}$

ففي حالة المحلول الأوّل : $C_a = 10^{-2}mol.L^{-1} \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-2}mol.L^{-1}$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \Rightarrow 10^{-2} = 10^{-pH} \Rightarrow pH = 2$$

وفي حالة المحلول الثاني : $C_a = 2\times10^{-2}mol.L^{-1} \Rightarrow [H_3O^+] = 2\times10^{-2}mol.L^{-1}$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \Rightarrow 2\times10^{-2} = 10^{-pH}$$

لا يمكننا حساب pH بدقّة من العلاقة السابقة ، لذلك نأخذ اللوغاريتم العشري للطرفين :

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

ومن خواص اللوغاريتم نعلم أنّ : $logx^n = n\,logx$ و $log10 = 1$

فتصبح العلاقة : $log[H_3O^+] = -pH \times 1 \Rightarrow log[H_3O^+] = -pH$

وبالتالي يمكننا حساب قيمة pH من العلاقة : $pH = -log[H_3O^+]$

$$pH = -log[H_3O^+] = -log(2\times10^{-2})$$

وبما أنّ : $log(x\times y) = logx + logy$

فتصبح العلاقة : $pH = -log2 - log10^{-2}$

$$pH = -log2 - (-2)log10$$

$$pH = -0.3 + (2\times1) \Rightarrow pH = 1.7$$

نستنتج أنّ :

الأس الهيدروجيني pH : $pH - \log[H_3O^+]$ و $[H_3O^+] = 10^{-pH}$

وبنفس الطريقة يكون الأس الهيدروكسيدي pOH : $pOH = -\log[OH^-]$ و $[OH^-] = 10^{-pOH}$

وبما أنّ : $[H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14}$ نستنتج أنّ $pH + pOH = 14$

خواص اللوغاريتم الهامّة لحساب قيمة pH :

$$log10 = 1$$

$$log(x.y) = logx + logy$$

مثال : $log(20) = log(2\times10) = log2 + log10 = 0.3 + 1 = 1.3$

$log\left(\frac{x}{y}\right) = logx - logy$ (مثال : $log\left(\frac{2}{10}\right) = log2 - log10 = 0.3 - 1 = -0.7$)

$logx^n = n\,log\,x$ (مثال : $log10^{-3} = -3log10 = -3\times1 = -3$)

المدرّس : محمد الخطيب
0936974506

مسألة (١) : يبلغ تركيز أيونات الهدرونيوم في محلول مائي $0.01\ mol.L^{-1}$ والمطلوب :

١) احسب تركيز أيونات الهيدروكسيد

٢) احسب قيمة كل من pH و pOH الوسط لهذا المحلول

الحل : ١) $[H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12}\ mol.L^{-1}$

٢) $pH = -log[H_3O^+] = -log(10^{-2}) = 2$

$pH + pOH = 14 \Rightarrow pOH = 14 - pH = 14 - 2 = 12$

مسألة (٢) : يذاب $8\ g$ من هدروكسيد الصوديوم بالماء المقطّر ويكمل الحجم إلى $2L$ والمطلوب حساب :

١) قيمة $[H_3O^+], [OH^-]$

٢) قيمة pH, pOH للمحلول

٣) حجم الماء المقطّر الواجب إضافته إلى $50\ ml$ من المحلول السابق ليصبح قيمة $pH = 11$

الحل : ١) نحسب تركيز محلول هدروكسيد الصوديوم : $C_b = \frac{n}{V}$

$n = \frac{m}{M} = \frac{8}{40} = 0.2\ mol \Rightarrow C_b = \frac{0.2}{2} = 0.1\ mol.L^{-1}$

بما أن هدروكسيد الصوديوم أساس قوي أحادي الوظيفة يكون : $C_b = [OH^-] = 0.1\ mol.L^{-1}$

نحسب تركيز أيونات الهدرونيوم : $[H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14}$

$\Rightarrow [H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-1}} = 10^{-13}\ mol.L^{-1}$

٢) $pOH = -log[OH^-] = -log(10^{-1}) = 1$

$pH + pOH = 14 \Rightarrow pH = 14 - pOH = 14 - 1 = 13$

{ أو يمكن حساب pH من القانون $pH = -log[H_3O^+]$ }

٣) $pH' = 11 \Rightarrow pOH' = 14 - 11 = 3$

$[OH^-]' = 10^{-pOH'} = 10^{-3}\ mol.L^{-1}$

$\Rightarrow C_b' = [OH^-]' = 10^{-3}\ mol.L^{-1}$

$n = n'$ (قبل التمديد) (بعد التمديد)

$C.V = C'.V'$

$V' = \frac{C.V}{C'} = \frac{10^{-1} \times 50}{10^{-3}} = 5000\ mL$

$V_{H_2O} = V' - V = 5000 - 50 = 4950\ mL$

المدرّس : محمد الخطيب
0936974506

مسألة (٣) : محلول مائي لحمض الكبريت ، بفرض انّه تام التأيّن له قيمة $pH = 1$ والمطلوب :

١) اكتب معادلة تأيّن هذا الحمض

٢) احسب تركيز هذا الحمض ب $mol.L^{-1}$

٣) احسب كتلة حمض الكبريت في $50\ mL$ من محلول الحمض السابق

٤) يضاف بالتدريج $10\ mL$ من محلول الحمض السابق إلى $90mL$ من الماء المقطّر ، احسب قيمة pH للمحلول الجديد . $(H:1\ ,\ O:16\ ,\ S:32)$

الحل : ١)

$$H_2SO_4 + 2H_2O \rightarrow 2H_3O^+ + SO_4^{2-}$$

٢)

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 0.1\ mol.L^{-1}$$

حمض الكبريت حمض قوي ثنائي الوظيفة الحمضية :

نلاحظ من معادلة تأيّن الحمض أنّ : $n_{(H_3O^+)} = 2n_{(H_2SO_4)} \Rightarrow [H_3O^+] = 2C_a$

$$\Rightarrow C_a = \frac{[H_3O^+]}{2} = \frac{0.1}{2} = 0.05\ mol.L^{-1}$$

٣)

$$m = C_{mol.L^{-1}} \times V \times M = 0.05 \times 50 \times 10^{-3} \times 98 = 0.245\ g$$

٤)

$$n = n' \quad (\text{قبل التمديد}) \quad (\text{بعد التمديد})$$

$$C.V = C'.V'$$

$$C' = \frac{C.V}{V'} = \frac{0.05 \times 10}{(10+90)} = 0.005\ mol.L^{-1} = 5 \times 10^{-3}\ mol.L^{-1}$$

$$[H_3O^+]' = 2C_a' \Rightarrow [H_3O^+]' = 2 \times 5 \times 10^{-3} = 10^{-2}\ mol.L^{-1}$$

$$pH' = -log[H_3O^+]' = -log(10^{-2}) = 2$$

المدرّس : محمد الخطيب
0936974506

تطبيق (٩) : اختر الإجابة الصحيحة في لكلّ ممّا يأتي :

١) محلول مائي لهيدروكسيد البوتاسيوم KOH تركيزه $0.01\ mol.L^{-1}$ نمدّده بالماء المقطّر 100 مرّة فتصبح قيمة pH للمحلول مساوية :

13	12	11	**10**

توضيح الإجابة : $[KOH] = [OH^-] = 10^{-2}\ mol.L^{-1}$

وبعد التمديد $[KOH]' = [OH^-]' = 10^{-4}\ mol.L^{-1} \Rightarrow [H_3O^+]' = \frac{10^{-14}}{10^{-4}} = 10^{-10}\ mol.L^{-1}$

$$pH' = -log[H_3O^+]' = -log(10^{-10}) = 10$$

٢) المركب المذبذب من بين المركبات الآتية هو :

HCN	BF_3	**H_2O**	NH_3

٣) المحلول المائي الذي له أصغر قيمة pH من المحاليل الآتية المتساوية التراكيز هو محلول :

HCN	**HNO_3**	NH_4OH	$NaOH$

توضيح الإجابة : أصغر قيمة pH للمحاليل متساوية التراكيز تكون للحمض القوي وأكبر قيمة للأساس القوي

٤) إحدى الأزواج الآتية لا يشكّل زوج (أساس/حمض) حسب برونشتد_لوري :

HCN/CN^-	**HNO_3/HNO_2**	H_2O/OH^-	NH_4^+/NH_3

توضيح الإجابة : حمض برونشتد_لوري

تطبيق (١٠) : رتّب المحاليل الآتية المتساوية التراكيز تصاعديّاً حسب تزايد قيمة ال pH :

$$HCN\ ,KOH\ ,NH_4OH\ ,HNO_3$$

الحل : أكبر قيمة pH $HNO_3 \rightarrow HCN \rightarrow NH_4OH \rightarrow KOH$ أصغر قيمة pH

ثابت تأيّن الحموض الضعيفة أحاديّة الوظيفة :

لديك محلول مائي لحمض ضعيف HA ، المطلوب :

١) اكتب معادلة تأيّنه

٢) اكتب عبارة ثابت تأيّن الحمض الضعيف K_a بدلالة التراكيز

٣) أثبت أنّ $[H_3O^+] = \sqrt{K_a.C_a}$

الحل : ١) $HA + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + A^-$

٢) $K_a = \frac{[H_3O^+].[A^-]}{[HA]}$

٣) من معادلة تأيّن الحمض نجد : $[H_3O^+] = [A^-]$

وبإهمال القيمة الضعيفة المتأيّنة من الحمض يمكن اعتبار : $[HA] = C_a$

نعوّض في علاقة K_a : $K_a = \frac{[H_3O^+].[A^-]}{[HA]} = \frac{[H_3O^+].[H_3O^+]}{C_a} = \frac{[H_3O^+]^2}{C_a} \Rightarrow [H_3O^+]^2 = K_a.C_a$

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_a.C_a}$$

المدرّس : محمد الخطيب
0936974506

مسألة (٤) : محلول حمض سيانيد الهيدروجين تركيزه الابتدائي $0.2\ mol.L^{-1}$ وثابت تأيّن حمض سيانيد الهيدروجين 5×10^{-10} ، والمطلوب :

١) اكتب معادلة تأيّن الحمض السابق وحدّد الأزواج المترافقة أساس/حمض وفق نظريّة برونشتد_لوري

٢) احسب $[H_3O^+]$ و $[OH^-]$

٣) احسب قيمة pH المحلول

٤) احسب درجة تأيّن الحمض

الحل :

١)

$$\underset{\text{حمض}(١)}{HCN} + \underset{\text{أساس}(٢)}{H_2O} \rightleftarrows \underset{\text{أساس مرافق}(١)}{CN^-} + \underset{\text{حمض مرافق}(٢)}{H_3O^+}$$

٢) طريقة (١) بإهمال القيمة الصغيرة المتأيّنة من الحمض :

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_a.C_a} = \sqrt{5\times10^{-10}\times2\times10^{-1}} = 10^{-5}\ mol.L^{-1}$$

$$[H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14} \Rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9}\ mol.L^{-1}$$

طريقة (٢) :

	HCN	+ H_2O	$\rightleftarrows$	CN^-	+	H_3O^+
	0.2			0		0
	$0.2-x$			x		x

$$K_a = \frac{[H_3O^+].[CN^-]}{[HCN]} \Rightarrow 5\times10^{-10} = \frac{x\times x}{0.2-x}$$

تهمل x في المقام لصغرها أمام 0.2 :

$$5\times10^{-10} = \frac{x^2}{0.2} \Rightarrow x^2 = 2\times10^{-1}\times5\times10^{-10} = 10^{-10}$$

$$x = [H_3O^+] = [CN^-] = \sqrt{10^{-10}} = 10^{-5}\ mol.L^{-1}$$

٣)

$$pH = -log[H_3O^+] = -log(10^{-5}) = 5$$

٤)

$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C_a} = 10^{-5}/(2\times10^{-} = \frac{1}{2}\times10^{-4} = 5\times10^{-5}$$

تطبيق (١١) : احسب قيمة pH لمحلول مائي لحمض النمل $HCOOH$ تركيزه الإبتدائي $0.5\ mol.L^{-1}$ وثابت تأيّنه 2×10^{-4} :

$$[H_3O^+] = \sqrt{C_aK_a} = \sqrt{5\times10^{-1}\times2\times10^{-4}} = 10^{-2}\ mol.L^{-1}$$

$$pH = -log[H_3O^+] = -log(10^{-2}) = 2$$

المدرّس : محمد الخطيب
0936974506

مسألة (٥) : محلول مائي لحمض سيانيد الهيدروجين له $pH = 5$ ودرجة تأيّن حمض السيانيد 5×10^{-3} %
والمطلوب : ١) اكتب معادلة تأيّن الحمض السابق
٢) احسب قيمة كل من التركيز الابتدائي للحمض السابق وثابت تأيّنه
٣) بيّن بالحساب كيف يتغيّر $[H_3O^+]$ عندما يصبح $pH = 6$

الحل : ١) $HCN + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + CN^-$

٢) $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-5}\ mol.L^{-1}$

$$\alpha = 5 \times 10^{-3}\% = \frac{5 \times 10^{-3}}{100} = 5 \times 10^{-5}$$

$$\alpha = 5 \times 10^{-5} = \frac{[H_3O^+]}{C_a} \Rightarrow C_a = \frac{[H_3O^+]}{5 \times 10^{-5}} = \frac{10^{-5}}{5 \times 10^{-5}} = 0.2\ mol.L^{-1}$$

حساب ثابت التأيّن : $[H_3O^+] = \sqrt{C_a K_a} \Rightarrow [H_3O^+]^2 = C_a.K_a$

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{C_a} = \frac{(10^{-5})^2}{2 \times 10^{-1}} = \frac{10^{-10}}{2 \times 10^{-1}} = \frac{10^{-10} \times 10^{+1}}{2} = 5 \times 10^{-10}$$

٣) $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-5}\ mol.L^{-1}$ ، $[H_3O^+]' = 10^{-pH'} = 10^{-6}\ mol.L^{-1}$

$$\frac{[H_3O^+]'}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-6}}{10^{-5}} = \frac{1}{10} \Rightarrow [H_3O^+]' = \frac{[H_3O^+]}{10}$$ تنقص بمقدار عشر مرات

مسألة (٦) : ١) محلول لحمض الخل تركيزه $0.02\ mol.L^{-1}$ وثابت تأيّن حمض الخل 1.8×10^{-5} ،
اكتب معادلة تأيّنه واحسب قيمة $[CH_3COO^-]$
٢) إذا احتوى المحلول الإبتدائي حمض كلور الماء بتركيز $10^{-2} mol.L^{-1}$ بالإضافة إلى المحلول السابق :
أ) احسب $[CH_3COO^-]$ في المحلول في هذه الحالة
ب) أقارن بين قيمتي تركيز $[CH_3COO^-]$ ين الحالتين (أ) و (ب)
ج) أفسّر ذلك ، ماذا أستنتج ؟

الحل : ١) $CH_3COOH + H_2O \rightleftarrows CH_3COO^- + H_3O^+$

نلاحظ من معادلة التأيّن أن : $[CH_3COO^-] = [H_3O^+]$

$$[CH_3COO^-] = [H_3O^+] = \sqrt{C_a K_a} = \sqrt{2 \times 10^{-2} \times 1.8 \times 10^{-5}} = 6 \times 10^{-4}\ mol.L^{-1}$$

٢) أ) إذا احتوى المحلول الإبتدائي حمض كلور الماء بتركيز $10^{-2} mol.L^{-1}$ يكون :

$$[H_3O^+]_{(\text{ابتدائي})} = [HCl] = 10^{-2} = 0.01\ mol.L^{-1}$$

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftarrows CH_3COO^- + H_3O^+$$

التراكيز الإبتدائيّة	0.02	0	0.01
تراكيز التوازن	$0.02 - x$	x	$0.01 + x$

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-].[H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = \frac{x(0.01 + x)}{0.02 - x}$$

تهمل x المضافة في البسط والمطروحة في المقام لصغرها

المدرّس : محمد الخطيب
0936974506

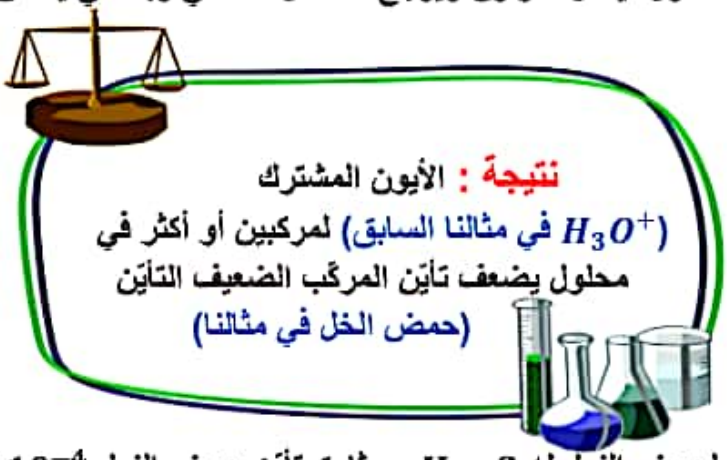
$$K_a = \frac{x \times 0.01}{0.02} = 1.8 \times 10^{-5}$$

$$\frac{x}{2} = 1.8 \times 10^{-5} \Rightarrow x = 3.6 \times 10^{-5}$$

$$[CH_3COO^-] = x = 3.6 \times 10^{-5}\ mol.L^{-1}$$

ب) بالمقارنة نجد أن $[CH_3COO^-]$ في الحالة (أ) أكبر من $[CH_3COO^-]$ في الحالة (ب)

ج) يضاف $[H_3O^+]$ المشترك الناتج عن تأيّن حمض كلور الماء القوي إلى $[H_3O^+]$ في حمض الخل الضعيف أي يزداد $[H_3O^+]$ في المحلول فيختل التوازن ويرجّح التفاعل العكسي وبالتالي ينقص $[CH_3COO^-]$ وذلك حسب قاعدة لوشاتولييه



مسألة (٧) : محلول مائي لحمض النمل له $pH = 2$ وثابت تأيّن حمض النمل 2×10^{-4} ، والمطلوب :

١) اكتب معادلة تأيّن هذا الحمض ثم حدّد الأزواج المترافقة (أساس/حمض) حسب برونشتد_لوري

٢) احسب قيمة pOH المحلول ثم احسب تركيز حمض النمل الابتدائي

٣) احسب حجم الماء المقطّر الواجب إضافته إلى $10\ mL$ منه لتصبح قيمة $pH = 3$

الحل : ١)

$$HCOOH + H_2O \rightleftarrows HCOO^- + H_3O^+$$

حمض(١) أساس(٢) أساس مرافق(١) حمض مرافق(٢)

٢)

$$pOH + pH = 14 \Rightarrow pOH = 14 - pH = 14 - 2 = 12$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{C_a K_a} \Rightarrow [H_3O^+]^2 = C_a K_a$$

$$C_a = \frac{[H_3O^+]^2}{K_a} = \frac{(10^{-2})^2}{2 \times 10^{-4}} = 0.5\ mol.L^{-1}$$

٣) قبل التمديد : من الطلب السابق $pH = 2 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-2}\ mol.L^{-1} \Rightarrow C_a = 0.5\ mol.L^{-1}$

بعد التمديد :

$$pH' = 3 \Rightarrow [H_3O^+]' = 10^{-3}\ mol.L^{-1}$$

$$[H_3O^+]' = \sqrt{C'_a K_a} \Rightarrow \left([H_3O^+]'\right)^2 = C'_a K_a$$

$$\Rightarrow C'_a = \frac{\left([H_3O^+]'\right)^2}{K_a} = \frac{(10^{-3})^2}{2 \times 10^{-4}} = 0.5 \times 10^{-2} = 5 \times 10^{-3}\ mol.L^{-1}$$

n (قبل التمديد) $= n'$ (بعد التمديد)

$$C_a.V = C'_a.V' \Rightarrow V' = \frac{C_a.V}{C'_a} = \frac{5 \times 10^{-1} \times 10}{5 \times 10^{-3}} = 10^3\ mL = 1000\ mL$$

$$V_{H_2O} = V' - V = 1000 - 10 = 990\ mL$$

المدرّس : محمد الخطيب
0936974506

ثابت تأيّن الأساس الضعيف :

لديك محلول أساس ضعيف B تأيّنه جزئي في الماء ، والمطلوب :

١) اكتب معادلة تأيّنه

٢) اكتب عبارة ثابت تأيّن الأساس الضعيف K_b بدلالة التراكيز

٣) أثبت أنّ : $[OH^-] = \sqrt{C_b . K_b}$

الحل : ١) $B + H_2O \rightleftarrows BH^+ + OH^-$

٢)

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

٣) من معادلة تأيّن الأساس نجد : $[OH^-] = [BH^+]$

وبإهمال القيمة الضعيفة المتأيّنة من الأساس يمكن اعتبار : $[B] = C_b$

نعوّض في علاقة K_b :

$$K_b = \frac{[BH^+].[OH^-]}{[B]} = \frac{[OH^-].[OH^-]}{C_b} = \frac{[OH^-]^2}{C_b} \Rightarrow [OH^-]^2 = C_b . K_b$$

$$[OH^-] = \sqrt{C_b . K_b}$$

مسألة (٨) : محلول مائي للنشادر له $pOH = 3$ ودرجة التأيّن للنشادر تساوي 2% ، والمطلوب :

١) اكتب معادلة تأيّن النشادر ثم حدّد الأزواج المترافقة (أساس/حمض) حسب برونشتد_لوري

٢) احسب $[OH^-]$ للمحلول

٣) احسب التركيز الابتدائي للمحلول

٤) احسب ثابت تأيّن النشادر

٥) يمدّد المحلول السابق 10 مرّات ، احسب pOH المحلول الناتج عن التمديد

الحل : ١)

$$\underset{\text{أساس(١)}}{NH_3} + \underset{\text{حمض(٢)}}{H_2O} \rightleftarrows \underset{\text{حمض مرافق(١)}}{NH_4^+} + \underset{\text{أساس مرافق(٢)}}{OH^-}$$

٢) $$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-3}\ mol.L^{-1}$$

٣) $$\alpha = 2\% = \frac{2}{100} = \frac{[OH^-]}{C_b}$$

$$\Rightarrow C_b = \frac{[OH^-]}{2 \times 10^{-2}} = \frac{10^{-3}}{2 \times 10^{-2}} = 0.5 \times 10^{-1} = 5 \times 10^{-2}\ mol.L^{-1}$$

٤) بإهمال القيمة الضعيفة المتأيّنة من الأساس :

$$[OH^-] = \sqrt{C_b . K_b} \Rightarrow [OH^-]^2 = C_b . K_b$$

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{C_b} = \frac{(10^{-3})^2}{5 \times 10^{-2}} = 0.2 \times 10^{-4} = 2 \times 10^{-5}$$

المدرّس : محمد الخطيب
0936974506

٥) $n = n'$ (قبل التمديد) (بعد التمديد)

$$C.V = C'.V' \Rightarrow C.V = C' \times 10V$$

$$C' = \frac{C.V}{10V} = \frac{C}{10} = \frac{5 \times 10^{-2}}{10} = 5 \times 10^{-3}\ mol.L^{-1}$$ (تركيز النشادر الجديد)

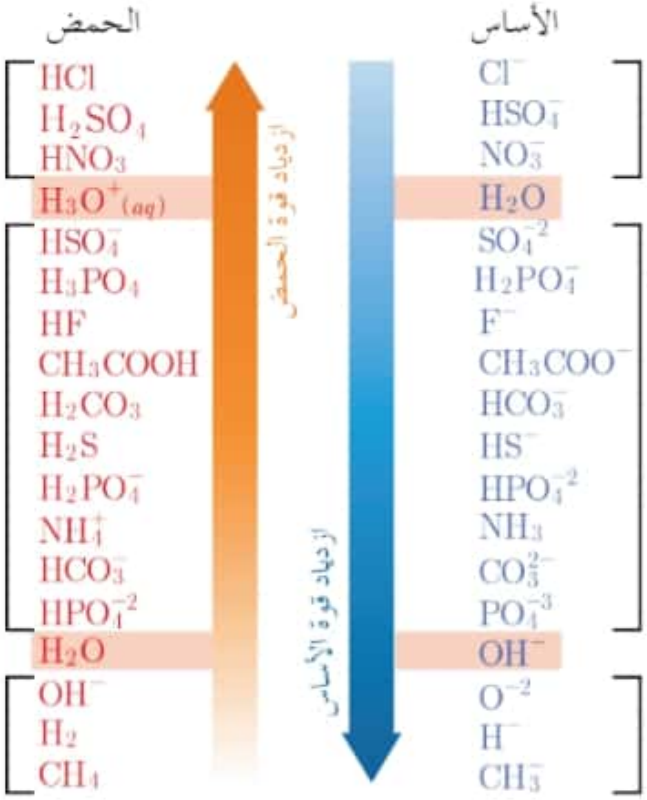
$$[OH^-]' = \sqrt{C'_b.K_b} = \sqrt{5 \times 10^{-3} \times 2 \times 10^{-5}} = \sqrt{10^{-7}} = 10^{-3.5}\ mol.L^{-1}$$

$$pOH' = -log[OH^-]' = -log(10^{-3.5}) = 3.5$$

تطبيق (١٢) : يتأيّن هيدروكسيد المغنزيوم وفق المعادلة الآتية : $Mg(OH)_2 \rightleftarrows Mg^{2+} + 2OH^-$

المطلوب : اشرح كيف تؤثّر إضافة كمية من محلول حمض قوي على تأيّن المحلول ؟

الحل : تتّحد أيونات الهدرونيوم الناتجة عن تأيّن الحمض القوي المضاف مع أيونات الهيدروكسيد الناتجة عن تأيّن هيدروكسيد المغنزيوم فينقص تركيز أيونات الهيدروكسيد ويختلّ التوازن فيرجّح التفاعل المباشر وتذوب كمية إضافية من هيدروكسيد المغنزيوم وذلك حسب قاعدة لوشاتولييه



ملاحظة هامّة : عند مقارنة قوّة حمضين ضعيفين فإنّ الأساس المرافق للحمض الأقوى هو الأساس الأضعف والأساس المرافق للحمض الأضعف هو الأساس الأقوى

تطبيق (١٣) : يبيّن الجدول الآتي قيم ثوابت التأيّن لبعض محاليل الحموض الضعيفة متساوية التراكيز عند الدرجة $25\ ^\circ C$:

الحمض	الصيغة	ثابت التأين K_a
سيانيد الهيدروجين	HCN	5×10^{-10}
حمض الكربون	H_2CO_3	4.3×10^{-7}
حمض النمل	$HCOOH$	1.8×10^{-4}
فلوريد الهيدروجين	HF	7.2×10^{-4}

اعتماداً على الجدول السابق أجب عن الأسئلة الآتية :

١) حدّد الحمض الاقوى وما هو أساسه المرافق ؟

الحمض الأقوى له أكبر ثابت تأيّن وبالتالي نجد أنّ حمض فلوريد الهيدروجين هو الحمض الأقوى من بين هذه الحموض وأساسه المرافق هو F^-

٢) حدّد الحمض الأكبر قيمة pH والحمض الأصغر قيمة pH

الحمض الأكبر قيمة pH أي الحمض الأضعف أي الحمض الذي يملك أصغر ثابت تأيّن وهو HCN

الحمض الأصغر قيمة pH أي الحمض الأقوى أي الحمض الذي يملك أكبر ثابت تأيّن وهو HF

٣) في أي محلول يكون $[OH^-]$ أكبر ؟

يكون $[OH^-]$ أكبر في محلول الحمض الأضعف أي في محلول HCN

٤) حدّد الأساس المرافق الاقوى للمحاليل السابقة ؟

الأساس المرافق الأقوى يكون أساساً مرافقاً للحمض الأضعف أي هو الأساس المرافق ل HCN وهو CN^-

المدرّس : محمد الخطيب
0936974506

تطبيق (١٤) : إذا علمت أن أيون السيانيد CN^- أساس أقوى من أيون الخلّات CH_3COO^- ، ما هو الحمض المرافق لكلّ منهما ؟ وأيّ الحمضين أقوى ؟ فسّر ذلك

الحل : الحمض المرافق لأيون السيانيد CN^- هو حمض سيانيد الهيدروجين HCN

الحمض المرافق لأيون الخلّات CH_3COO^- هو حمض الخل CH_3COOH

حمض الخل CH_3COOH هو الحمض الأقوى لأنّه يرافق الأساس الأضعف

تفكير ناقد : نضيف $200\ mL$ من محلول حمض كلور الماء تركيزه $0.2\ mol.L^{-1}$ إلى $200\ mL$ من محلول حمض الكبريت تركيزه $0.1\ mol.L^{-1}$ احسب قيمة pH المحلول الناتج

الحل : نحسب التراكيز الجديدة لمحاليل الحموض بعد المزج :

حساب تركيز محلول حمض كلور الماء الجديد : $n = n'$ (قبل المزج) (بعد المزج)

$$C.V = C'.V' \Rightarrow C' = \frac{C.V}{V'} = \frac{0.2 \times 200}{200 + 200} = 0.1\ mol.L^{-1}$$

وبما أنّ حمض كلور الماء حمض قوي أحادي الوظيفة يكون تركيز أيونات الهدرونيوم الناتجة عن تأيّنه يساوي :

$$[H_3O^+]_1 = [HCl] = 0.1\ mol.L^{-1}$$

حساب تركيز محلول حمض الكبريت الجديد : $n = n'$ (قبل المزج) (بعد المزج)

$$C.V = C'.V' \Rightarrow C' = \frac{C.V}{V'} = \frac{0.1 \times 200}{200 + 200} = 0.05\ mol.L^{-1}$$

وبما أنّ حمض الكبريت حمض قوي ثنائي الوظيفة يكون تركيز أيونات الهدرونيوم الناتجة عن تأيّنه يساوي :

$$[H_3O^+]_2 = 2[H_2SO_4] = 2 \times 0.05 = 0.1\ mol.L^{-1}$$

فيكون التركيز الكلي لأيونات الهدرونيوم في المزيج يساوي :

$$[H_3O^+] = [H_3O^+]_1 + [H_3O^+]_2 = 0.1 + 0.1 = 0.2\ mol.L^{-1}$$

ونحسب pH المحلول الناتج :

$$pH = -log[H_3O^+] = -log(2 \times 10^{-1})$$

وبما أنّ : $log(x \times y) = logx + logy$

فتصبح العلاقة : $pH = -log2 - log10^{-1}$

$$pH = -log2 - (-1)log10$$

$$pH = -0.3 + (1 \times 1) \Rightarrow \mathbf{pH = 0.7}$$

ملاحظة : لا يجوز حساب pH المحلول الأول و pH المحلول الثاني ومن ثم جمعهما لحساب قيمة pH المزيج

{ نهاية درس الحموض والأسس }

المدرّس : محمد الخطيب
0936974506