SALTS AND SALTS HYDROLYSIS

الاملاح والتحلل المائي للأملاح

Neutralization reactions are the reactions between acid and base that give salt and water. The basic reaction combines the positive part of the base with the negative part of the acid.

تفاعلات التعادل : هي التفاعلات الناتجة عن تفاعل حامض مع قاعدة لتكوين ملح وماء والتفاعل الاساس يحدث بين الجزء الموجب من القاعدة والجزء السالب من الحامض.

$$KOH + HCl \longrightarrow KCl + H_2O$$
Base Acid Salt water

Salt hydrolysis is defined as the reaction between salt ions and water ions to give a weak acid or a weak base.

التحلل المائي للملح : يعرف على انه التفاعل بين ايونات الملح وايونات الماء ليعطي حامض ضعيف او قاعدة ضعيفة.

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

$$CH_3COONa \longrightarrow CH_3COO^- + Na^+$$

$$CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CHCOOH + OH^-$$

Salts are classified into four main types:

تقسم الاملاح الى اربعة انواع رئيسية

1- Solutions of salts derived from strong acids and strong bases:

1- محاليل الاملاح المشتقة من حامض قوي وقاعدة قوية

2- Solutions of salts derived from weak acids and strong bases

2- محاليل الاملاح المشتقة من حامض ضعيف وقاعدة قوية :

3- Solution of salts derived from a strong acid and weak base.

3- محاليل الاملاح المشتقة من حامض قوي وقاعدة ضعيفة

4- Solution of salts derived from a weak acid and weak base.

4- محاليل الاملاح المشتقة من حامض ضعيف وقاعدة ضعيفة

1- Solutions of salts derived from strong acids and strong bases:

1- محاليل الاملاح المشتقة من حامض قوي وقاعدة قوية

$$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$$

Strong base strong acid salt water

$$NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$$

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

NaCl is completely dissociated in water, while the ionization of water partially gives equal numbers of H^+ and OH^- ions, therefore the solutions of these salts are neutral.

يتفكك ملح (كلوريد الصوديوم) في الماء الى ايوناته كما ان جزيئات الماء تتأين جزئيا وتكون تراكيز ايونات الهيدروجين مساوية الى تركيز ايونات الهيدروكسيد ولهذا تكون محاليل هذه الاملاح متعادلة

$$[H^+] = [OH^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ mole / L}$$

$$pH = -\log [H^+] = -\log 1.0 \times 10^{-7} = 7$$

Examples of strong acids are HCl, HI, H_2SO_4, and HNO_3, and examples of **strong bases** are KOH and NaOH. The solution of neutral salts can be acidic ($CuSO_4$), neutral (NaCl), or basic (Na_2CO_3). In salts that do not hydrolysis in water like NaCl, and $BaClO_3$, the positive ions do not react with OH^- ion and the negative ions do not react with H^+ ion which means and hence the solution remains neutral dissolution involves only the separation of negative and positive parts of the salts. Therefore, the hydrolysis constant for these salts is not calculated.

من الامثلة على الحوامض القوية حامض الهيدروكلوريك والكبريتيك والنتريك والهيدروايوديك ومن الامثلة على القواعد القوية هيدروكسيد الصوديوم وهيدروكسيد البوتاسيوم . والاملاح التي لا تتحلل مائيا، لا تتفاعل ايوناتها السالبة مع ايون الهيدروجين ولا ايوناتها الموجبة مع ايونات الهيدروكسيل وبالتالي يبقى المحلول متعادل لان عملية الاذابة لا تتضمن سوى فصل الايونات السالبة عن الايونات الموجبة. ولهذا السبب لا تحسب قيمة ثابت التحلل المائي للأملاح المشتقة من حامض قوي وقاعدة قوية .

2- Solutions of salts derived from weak acid and strong base:

2- محاليل الاملاح المشتقة من حامض ضعيف وقاعدة قوية : مثال ملح خلات الصوديوم

$$CH_3COOH + NaOH \rightleftharpoons CH_3COONa + H_2O$$

حامض ضعيف قاعدة قوية ملح ماء

$$CH_3COONa \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + \mathbf{CH_3COO^-_{(aq)}}$$

$$H_2O_{(L)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + \mathbf{H^+_{(aq)}}$$

$$\Downarrow$$

$$\mathbf{CH_3COOH}$$

Sodium acetate salt is completely dissociated in water to acetate and sodium ions. Acetate ions react with H^+ ions to give acetic acid, which lead to decreasing H^+ ions and become $[OH^-] > [H^+]$ i.e. basic solution.

يتفكك ملح خلات الصوديوم في الماء الى جذر الخلات السالب وايون الصوديوم الموجب . يتفاعل جذر الخلات السالب مع ايون الهيدروجين الناتج من التأين الجزئي للماء فيتكون حامض الخليك الضعيف، وهذا يؤدي الى نقصان في تركيز ايون الهيدروجين (يصبح اقل من تركيز ايون الهيدروكسيد) فيكون المحلول ذو صفة قاعدية $[OH^-] > [H^+]$

Hydrolysis Constant of the Salt: ثابت تحلل الملح

At equilibrium the hydrolysis of this type of salt can be presented as follows:

عند التوازن يمكن التعبير عن تأين هذا النوع من الاملاح كما يلي:

$$CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$$

$$Constant = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-][H_2O]} = K_b = K_h$$

Salt hydrolysis constant = base ionization constant

ثابت تحلل الملح = ثابت تأين القاعدة (القرينة للحامض المشتق منه الملح)

At first, a very small concentration of hydrogen and hydroxide ions from the small but finite partial ionization of water will initially be present. As explained above, CH_3COO^- ion combination with H^+ ion which can be only obtained from the dissociation of water, the dissociation simultaneously an equivalent quantity of hydroxide ion, and when expression water concentration is constant, (H_2O negligible) the law becomes:

اولا يتأين الماء جزئيا مكونا ايونات الهيدروجين والهيدروكسيد والتي تعتبر قليلة ومحددة. بعدها يرتبط ايون الخلات السالب مع ايون الهيدروجين الموجب الناتج من تأين الماء وهذا يحتاج الى كمية مكافئة من ايونات الهيدروكسيد وعند اهمال تركيز الماء لانه يعتبر ثابت في المحلول وكما تم تفسيره مسبقا.

$$K_h = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]}$$

$[OH^-]$ presents base concentration (يمثل تركيز القاعدة الموجودة)

$[CH_3COO^-]$ present un hydrolyzed salt concentration (يمثل تركيز الملح الغير متحلل)

ادناه القانون الذي يستخدم لحساب ثابت التحلل للأملاح المشتقة من حامض ضعيف وقاعدة قوية :-

$$K_h = \frac{[acid][base]}{[un\ hydrolyzed\ salt]}$$

This means the hydrolysis constant of the salt is the multiplication yield of base concentration into acid concentration at hydrolysis divided by the concentration of un-hydrolyzed salt. This law is general for all salts derived from weak acids and strong bases.

يعرف **ثابت التحلل المائي للملح** على انه حاصل ضرب تركيز الحامض في تركيز القاعدة مقسوما على تركيز الملح الغير متحلل وهذا قانون عام يشمل الاملاح المشتقة من حامض ضعيف وقاعدة قوية.

Degree of hydrolysis — درجة التحلل المائي

Water hydrolysis of the salt can be defined as the amount hydrolyzed of one mole (gram molecular weight) of the salt at equilibrium.

التحلل المائي للملح : يعرف بأنه مقدار ما يتحلل من مول واحد (وزن جزيئي غرامي) من الملح عند حالة الاتزان.

$$CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$$
$$1 - X \qquad\qquad X \quad X$$

$[CH_3COOH] = [OH^-] = \frac{X}{V}$; $[CH3COO^-] = \frac{(1-X)}{V}$

$$K_h = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]}$$

$$K_h = \frac{\frac{X}{V} \times \frac{X}{V}}{\frac{(1-X)}{V}}$$

$$K_h = \frac{X^2}{V^2} \times \frac{V}{(1-X)}$$

$$\boldsymbol{K_h = \frac{X^2}{(1-X)V}}$$

X = degree of hydrolysis is increasing with the increase in dilution.

X=درجة تحلل الملح ويمكن ملاحظة بأنها تزداد بازدياد التخفيف .

The relation between hydrolysis constant, ionization constant and ion product constant of water.

العلاقة بين ثابت التحلل المائي للملح (Kh) وثابت التأين للحامض (Ka) والحاصل الايوني للماء (Kw)

$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ ---------- (1)

$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$ ---------- (2)

$CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$ ---------- (3)

وبتطبيق قانون فعل الكتلة عند التوازن نحصل على :-

$Kw = [OH^-][H^+]$ (من المعادلة الاولى)

$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]}$ (من المعادلة الثانية)

$K_h = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]}$ (من المعادلة الثالثة)

$$\frac{Kw}{Ka} = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]} = K_h$$

Since that $K_h = K_b$

$$\frac{K_w}{K_a} = K_b$$

By taking the -logarithm of this equation.

$$-\log K_w - (-\log K_a) = -\log K_h$$

$$pK_W - pK_a = pK_h$$

$$pK_W - pK_a = pK_b$$

Calculate the pH of this salt

$$\frac{Kw}{Ka} = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]} = K_h$$

$[CH_3COOH] = [OH] = [OH^-]^2$, C_S = the original salt concentration

$$\frac{K_w}{K_a} = \frac{[OH^-]^2}{C_s} = \frac{K_w}{K_a} C_s = [OH^-]^2$$

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

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

$$\frac{1}{K_a} C_s = \frac{K_w}{[H^+]^2} , \quad [H^+]^2 = \frac{K_w K_a}{C_s}$$

$$[H^+] = \sqrt{\frac{Kw \cdot Ka}{C_S}}$$

By taking the -logarithm of this equation

$$-\log [H^+] = -\log [\frac{Kw \cdot Ka}{C_S}]^{1/2}$$

$$-\log [H^+] = -\frac{1}{2}\log Kw - \frac{1}{2}\log Ka + \frac{1}{2}\log C_s$$

$$PH = \frac{1}{2}\log Kw + \frac{1}{2}\log Ka + \frac{1}{2}\log C_s$$

$$(or)\quad pH = \frac{1}{2}(pKw + pKa + \log Cs)$$

A special law is derived to calculate the pH of the solution of salts derived from a weak acid and a strong base.

هذا القانون مشتق بشكل خاص لحساب قيمة الدالة الحامضية لمحلول الملح المشتق من حامض ضعيف وقاعدة قوية .

Ex. Calculate the pH and Kh of 0.01M KCN solution, if Ka (hydrocyanic acid) = 6.2×10^{-10} at room temperature.

يتكون ملح سيانيد البوتاسيوم من قاعدة قوية وهي هيدروكسيد البوتاسيوم وحامض ضعيف هو حامض الهيدروسيانيك .

$$pH = \frac{1}{2} \log Kw + \frac{1}{2} \log Ka + \frac{1}{2} \log C_s$$

$$= \frac{1}{2} \times 14 + \frac{1}{2}(- \log 6.2 \times 10^{-10}) + \frac{1}{2} (\log 0.01)$$

$$= 7 + 4.604 - 1$$

$$= \mathbf{10.604}$$

$$K_h = \frac{Kw}{Ka} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{6.2 \times 10^{-10}}$$

$$= 1.613 \times 10^{-5}$$

Ex. Calculate the pH value of 0.02 M of C_6H_5COONa solution if pKa of benzoic acid = 4.202.

ملاحظة : تتكون بنزوات الصوديوم من حامض البنزويك وهو حامض ضعيف ومن قاعدة قوية هي هيدروكسيد الصوديوم .

3- Solutions of salts derived from a strong acid and weak base.

3- محاليل الاملاح المشتقة من حامض قوي وقاعدة ضعيفة .

These salts are for example $Pb(NO_3)_2$, $MgBr_2$, $FeCl_3$, $CuSO_4$, $FeSO_4$, NH_4Cl is formed by the reaction:

$$\underset{\text{Strong acid}}{HCl} + \underset{\text{weak base}}{NH_4OH} \rightleftharpoons \underset{\text{Salt}}{NH_4Cl} + \underset{\text{water}}{H_2O}$$

When this salt is dissolved in water it ionized.

$$NH_4Cl_{(S)} \xrightarrow{H_2O} NH_4^+ + Cl^-$$

$$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^- + H^+_{(aq)}$$

$$\Downarrow$$

$$NH_3 + H_2O$$
$$(NH_4OH)$$

Ammonium chloride salt is completely dissociated in water to Ammonium and chloride ions. Ammonium ions react with OH^- ions to give Ammonium hydroxide, which leads to decreasing OH^- ions and becoming $[H^+] > [OH^-]$ i.e. acid solution.

عند ذوبان كلوريد الامونيوم في الماء يتكون ايوني الامونيوم الموجب والكلوريد السالب. يتحد ايون الامونيوم مع ايون الهيدروكسيد السالب الناتج من تأين الماء، فيتكون هيدروكسيد الامونيوم وهذا يؤدي الى نقصان في تركيز ايون الهيدروكسيد وزيادة في ايونات الهيدروجين في المحلول فلذلك يكون المحلول ذو صيغة حامضية .

Calculation of hydrolysis constant of this salt.

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH + H^+$$

By applying the law of mass action along the lines of case 1, the following equations are obtained:

$$Constant = \frac{[NH_4OH][H^+]}{[NH_4^+][\mathrm{H2O}\,]}$$

and when expression water concentration is constant, (H_2O negligible) the law becomes:

$$K_h = \frac{[NH_4OH][H^+]}{[NH_4^+]}$$

K_h= hydrolysis constant for the salt
Since $[H^+]$ = acid concentration
$[NH_4OH]$ = base concentration
$[NH_4^+]$ = concentration of unhydrolyzed salt
Then

$$\boldsymbol{K_h = \frac{[base][acid]}{unhydrolyzed\ salt}}$$ (K_h= degree of hydrolysis)

تحسب درجة التحلل بنفس الطريقة السابق كما تم ذكرها بالملح المشتق من حامض ضعيف وقاعدة قوية

$$\boldsymbol{K_h = \frac{X^2}{(1-X)V}}$$

Calculation the pH of salt solution

حساب الدالة الحامضية لمحلول الملح

pH value can be calculated for the acid NH_4^+ as follows:

يمكن حساب الدالة الحامضية لهذه المحاليل باعتبار ان $K_h = K_a$ وقيمة ثابت تفكك الحامض (من الجداول)

$K_h = K_a$ (from tables) and using the relations

$$K_a = \frac{[NH_3][H^+]}{[NH_4^+]}$$

Since $[NH_3] = [H^+]$, $[NH_4^+] = Cs$

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{[NH_4^+]}$$

$[H^+]^2 = Ka \cdot [NH_4^+] = Ka \cdot Cs$

Cs is ammonium ion concentration which presents the un-hydrolyzed salt concentration and equal approximately to the original salt concentration.

Cs هو تركيز ايون الامونيوم والذي يمثل تركيز الملح الغير متحلل يساوي التركيز الاصلي تقريبا .

$$\mathbf{[H^+] = (Ka.\ Cs)^{\frac{1}{2}}}$$

حساب تركيز ايون الهيدروجين املاح مشتقة من حامض قوي وقاعدة ضعيفة

$$[H^+] = \left(\frac{Kw}{K_b}.\ Cs\right)^{1/2} \longrightarrow \boxed{[H^+] = \sqrt{\frac{Kw \cdot Cs}{Kb}}}$$

By taking the –logarithm

$$-\log[H^+] = -\frac{1}{2}\log K_w + \frac{1}{2}\log K_b - \frac{1}{2}\log C_s$$

$$pH = \frac{1}{2}\,pK_w - \frac{1}{2}\,pK_b - \frac{1}{2}\log C_s$$

$$\boxed{\mathbf{pH = \frac{1}{2}\,(pK_w - pK_b - \log C_s)}}$$

This equation is a general equation for calculating the pH values of a solution derived from a weak base and a strong acid.

المعادلة اعلاه هي المعادلة العامة لحساب قيمة الدالة الحامضية لمحلول ملح مشتق من قاعدة ضعيفة وحامض قوي .

Ex: Calculate pH and Kh of 0.1N NH_4Cl solution if Kb of NH_4OH 1.8×10^{-5} at 25°C?

NH_4Cl is formed by weak base NH_4OH and strong acid HCl.

$$\mathbf{pH = \frac{1}{2}\ pK_w - \frac{1}{2}\ pK_b - \frac{1}{2}\log C_s}$$

$$= \frac{14}{2} - \frac{1}{2}\ (-logK_b) - \frac{1}{2}\log\ 0.1 = 7 - 2.373 + 0.5 = 5.127$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1.0\times10^{-14}}{1.8\times10^{-5}} = 5.556 \times 10^{-10}$$

Ex: Calculate the pH of 0.1M $AgNO_3$ solution in water if pKb of AgOH =3.96

$AgOH + HNO_3 \rightarrow AgNO_3 + H_2O$

$pH = \frac{1}{2}(pK_w - pK_b - \log C_s)$

$= \frac{1}{2}(14\text{-}3.96 - \log 0.1) = 5.52$

(or) $[H^+] = \sqrt{\frac{Kw\ .Cs}{Kb}}$

$$= \sqrt{\frac{10^{-14}\times10^{-1}}{10^{-3.96}}}$$

$= \sqrt{10^{-11.04}} = 10^{-5.52}$, pH = 5.52

4- Solutions of salts derived from a weak acid and weak base

4- محاليل الاملاح المشتقة من حامض ضعيف وقاعدة ضعيفة

Acidity:

a. If the dissociation or ionization constants of the weak acid and base forming the salt are different the solution will be characterized by the stronger one.

اذا كانت قيمة ثابت التفكك للحامض الضعيف تختلف عنها للقاعدة فالمحلول يتصف بإقواها.

$$NH_4OH + H_2CO_3 \rightarrow (NH_4)_2CO_3 + H_2O$$

Weak base weak acid salt water

Since NH_4OH is stronger than H_2CO_3 the solution is alkaline

بما ان هيدروكسيد الامونيوم اقوى من حامض الكاربونيك فأن المحلول قاعدي

$$Pb(OH)_2 + 2CH_3COOH \rightarrow (CH_3COO)_2Pb + H_2O$$

Weak base **weak acid** **salt** **water**

Since CH_3COOH is stronger than $Pb(OH)_2$ the solution is acidic.

بما ان حامض الخليك اقوى من هيدروكسيد الرصاص فأن المحلول يصبح حامضي .

b. If the dissociation or ionization constants of the weak acid and base forming the salt are the same, the situation depends on which ion will be in more H^+ or OH^-.

اذا كانت قيمة ثابت التفكك متساوية للحامض الضعيف وللقاعدة الضعيفة فأن الحالة تعتمد على اي الايونين (الهيدروجين والهيدروكسيد) ذو تركيز أعلى .

If Ka > Kb then the solution is acidic.
If Kb > Ka then the solution is alkaline.
If Ka = Kb then the solution is neutral.

Hydrolysis constant of the salt:

ثابت التحلل للملح في الماء(لملح متكون من حامض ضعيف وقاعدة ضعيفة)

$$CH_3COO^- + NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + NH_4OH$$

$$K_h = \frac{[CH_3COOH][NH_4OH]}{[CH_3COOH][NH_4^+]} \quad \text{---------- (1)}$$

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]} \quad \text{---------- (2)}$$

$$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]} \quad \text{---------- (3)}$$

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

$$Kw = [H^+][OH^-] \quad \text{---------- (4)}$$

$$\frac{K_w}{K_a.K_b} = \frac{[CH_3COOH][NH_4OH]}{[CH_3COO^-][NH_4^+]} = K_h$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a.K_b}$$

Calculation of pH value

حساب الدالة الحامضية لملح مشتق من حامض ضعيف وقاعدة ضعيفة

pH value here does not depend on the concentration of salt, for ammonium acetate salt.

مثلا لملح خلات الامونيوم ، لا تعتمد قيمة الدالة الحامضية هنا على تركيز الملح

$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$

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

Acid concentration $= \frac{x}{v}$ (تركيز الحامض)

The concentration of unhydrolyzed salt $= \frac{1-x}{v}$ (تركيز الملح الغير متحلل)

$$[H^+] = \frac{Ka\,(\frac{x}{v})}{\frac{1-x}{v}} \quad , \quad [H^+] = \frac{Ka \,.\, x}{1-x}$$

From previous law

$K_h = \left(\frac{x}{1-x}\right)^2$, Since $\sqrt{K_h} = \frac{x}{1-x}$ therefore

$[H^+] = Ka.\sqrt{K_h}$, Since $Kh = \frac{Kw}{Ka.Kb}$

$$\boxed{[H^+] = Ka\sqrt{\frac{Kw}{Ka.Kb}}}$$

Therefore: -

By taking the -logarithm

$-\log[H^+] = -\log Ka - \frac{1}{2}\log Kw + \frac{1}{2}\log Ka + \frac{1}{2}\log Kb$

$-\log[H^+] = -\frac{1}{2}\log Ka - \frac{1}{2}\log Kw + \frac{1}{2}\log Kb$

$$\boxed{pH = \frac{1}{2}\,pKw + \frac{1}{2}pKa - \frac{1}{2}\,pKb}$$

Ex: Calculate pH and Kh of 0.05N solution of ammonium format ($HCOONH_4$) at 25°C, if the Ka of formic acid is 1.8×10^{-4} and Kb of ammonium hydroxide is 1.8×10^{-5}.

Sol) Ammonium format is salt derived from weak acid and weak base

فورمات الامونيوم هي ملح مشتق من حامض ضعيف هو حامض الفورميك وقاعدة ضعيفة هي هيدروكسيد الامونيوم .

$$pH = \frac{1}{2}(pK_w + pKa - pK_b)$$

$$= \frac{1}{2}(14 + 3.745 - 4.745)$$

$$= 6.5$$

$$Kh = \frac{Kw}{Ka.Kb} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-4} \times 1.8 \times 10^{-5}} = 3.086 \times 10^{-6}$$

Ex: Calculate pH and Kh values for 0.1M ammonium acetate solution, if $Ka = 1.8 \times 10^{-5}$ and $Kb = 1.8 \times 10^{-5}$

SOL.)

The solution is neutral since the salt is derived from weak acid and base and $K_a = K_b$

بما ان ملح خلات الامونيوم مشتق من حامض ضعيف هو حامض الخليك وقاعدة ضعيفة هي هيدروكسيد الامونيوم وبما ان قيمة ثابت تفكك الحامض تساوي قيمة ثابت تفكك القاعدة فأن المحلول يكون متعادل .

$$pH = \frac{1}{2}(pK_w + pKa - pK_b)$$

$$= \frac{1}{2}(14 + 4.745 - 4.745)$$

$$= 7$$