اعداد الأستاذ: علاء البدارنة ٠٧٨٧٣٠٥٩٣١ a.badarneh96@gmail.com

◄ الخواص الحمضية والقاعدية لمحاليل الأملاح

يتكون الملح من تعادل الحمض مع القاعدة

الحمض القوي + القاعدة القوية ⟵ ملح متعادل

الحمض القوي + القاعدة الضعيفة ⟵ ملح حمضي

الحمض الضعيف + القاعدة القوية ⟵ ملح قاعدي

أمثلة :

$$\underset{\text{حمض قوي}}{HBr} + \underset{\text{قاعدة قوية}}{KOH} \rightleftharpoons \underset{\text{ملح متعادل}}{KBr} + H_2O$$

$$\underset{\text{حمض ضعيف}}{HF} + \underset{\text{قاعدة قوية}}{NaOH} \rightleftharpoons \underset{\text{ملح قاعدي}}{NaF} + H_2O$$

$$\underset{\text{حمض قوي}}{HNO_3} + \underset{\text{قاعدة ضعيفة}}{NH_3} \rightleftharpoons \underset{\text{ملح حمضي}}{NH_4NO_3}$$

يمكن لبعض الاملاح أن تتأين في الماء مكونة أيونات موجبة وأخرى سالبة، ولبعضها القدرة على التفاعل مع الماء ، منتجة أيونات H_3O^+ أو OH^- أو كليهما .

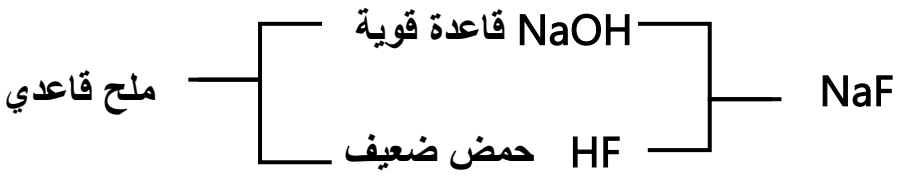
وهذا ما يعرف بالتميه

سؤال : ما الفرق بين عملية التميه والذوبان ؟؟؟

التميه : تفكك الملح الى ايونات لها القدرة على التفاعل مع الماء وتغيير تركيز H_3O^+ أو OH^- في المحلول.

الذوبان: تفكك الملح الى ايونات ليس لها القدرة على التفاعل مع الماء ويبقى تركيز H_3O^+ أو OH^- كما هو في المحلول. وهنا يكون الملح متعادل

١- الاملاح القاعدية :



$$NaF \xrightarrow{H_2O} Na^+ + F^-$$

Na^+ مصدرها القاعدة القوية NaOH فلا تتفاعل مع الماء

F^- قاعدة مرافقة قوية نسبياً للحمض الضعيف HF تتفاعل مع الماء كما في المعادلة:

$$F^- + H_2O \rightleftharpoons HF + OH^-$$

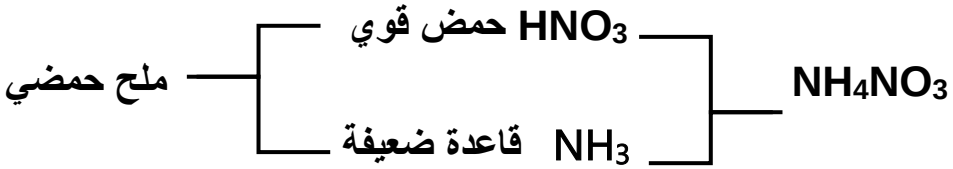
نلاحظ تكون الحمض HF وأيونات OH^- التي تزداد في المحلول مسببه زيادة في قاعديته ، وبالتالي زيادة في الرقم الهيدروجيني ليصبح اكبر من ٧.

أمثلة على الاملاح القاعدية:

($LiClO$, CH_3COOK, $NaNO_2$, KCN , $HCOONa$,$LiNO_2$)

عزيزي الطالب حاول تفسير سلوك هذه الاملاح كأملاح قاعدية مستعيناً بالمعادلات

٢- الاملاح الحمضية:



$$NH_4NO_3 \xrightarrow{H_2O} NH_4^+ + NO_3^-$$

NO_3^- مصدرها الحمض القوي HNO_3 فلا تتفاعل مع الماء

NH_4^+ حمض مرافق قوي نسبياً للقاعدة الضعيفة NH_3 تتفاعل مع الماء كما في المعادلة:

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

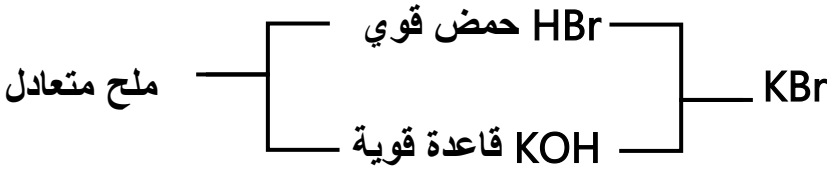
نلاحظ تكون القاعدة NH_3 وأيونات H_3O^+ التي تزداد في المحلول مسببه زيادة في حامضيته، وبالتالي نقصان في الرقم الهيدروجيني ليصبح اقل من ٧.

أمثلة على الاملاح الحمضية:

(N_2H_5Br, NH_4Cl , CH_3NH_3I , N_2H_5Cl)

عزيزي الطالب حاول تفسير سلوك هذه الاملاح كأملاح حمضية مستعيناً بالمعادلات

٣- الاملاح المتعادلة:



$KBr \xrightarrow{H_2O} K^+ + Br^-$

K^+ مصدرها القاعدة القوية **KOH** فلا تتفاعل مع الماء

Br^- قاعدة مرافقة ضعيفة نسبياً للحمض القوي **HBr** فلا تتفاعل مع الماء .

وعلى ذلك يبقى الرقم الهيدروجيني للماء كما هو ٧ .

أمثلة على الاملاح المتعادلة:

(KCl ,$NaBr$,$LiBr$, KI ,KNO_3)

عزيزي الطالب حاول تفسير سلوك هذه الاملاح كأملاح متعادلة مستعيناً بالمعادلات

سؤال١: حدد طبيعة كل من الاملاح الاتية:

N_2H_5I ، $NaNO_2$ ، KCl

سؤال٢: أي الاملاح الاتية يعد ذوبانه تميه في الماء:

$NaCl$, $LiBr$, KNO_2

سؤال٣: (شتوية٢٠١٨) فسر التأثير القاعدي للملح$NaCN$؟

تذكر ☺ لا غنى عن حل أسئلة الكتاب ☺

◄ تأثير الأيون المشترك

- درسنا سابقاً معادلة تأين الحمض الضعيف وهي:

$$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$$

فماذا يحدث لقيمة pH عند إضافة ملح هذا الحمض إليه؟

مثال توضيحي: إذا اخذنا محلول الحمض الضعيف CH_3COOH وقمنا بإضافة الملح CH_3COONa إلى محلول هذا الحمض، فماذا يحدث لقيمة pH؟

بالبداية نكتب معادلة تأين كل من الحمض الضعيف والملح:

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

$$CH_3COONa \xrightarrow{H_2O} CH_3COO^- + Na^+$$

نلاحظ وجود مصدرين للأيون CH_3COO^- أحدهما من الحمض والأخر من الملح لذا يطلق على هذا الايون اسم الايون المشترك.

نلاحظ أيضاً ان تأين الملح يزيد من تركيز الايون CH_3COO^- الذي سيتفاعل مع ايونات H_3O^+ وتكوين الحمض، مما يؤدي لتقليل تركيز H_3O^+ ، وبالتالي زيادة pH للمحلول.

لان الملح يتأين كلياً فتكون معظم ايونات CH_3COO^- مصدرها الملح وليس الحمض

$$[\text{الحمض}]_{\text{الابتدائي}} = [CH_3COOH]$$

$$[\text{الملح}] = [CH_3COO^-]$$

من $Ka = \dfrac{[H_3O^+]\,[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$ نتوصل إلى أن:

$$\frac{[\text{الحمض}]\,Ka}{[\text{الملح}]} = \frac{[CH_3COOH]\,Ka}{[CH_3COO^-]} = [H_3O^+]$$

وأخيراً بعد إيجاد تركيز أيون الهيدرينيوم نعوض في قانون الرقم الهيدروجيني pH

مثال: محلول حجمه ٥٠٠مل من حمض HF تركيزه ٠,١ مول/لتر أضيف اليه ٠,٢ مول من ملح NaF مفترضاً أن حجم المحلول لم يتغير بإضافة الملح، وعلماً أن Ka للحمض HF = ٧,٢×١٠$^{-٤}$ أجب عما يلي:

١- ما صيغة الايون المشترك.
٢- احسب تركيز H_3O^+ قبل إضافة الملح.
٣- احسب قيمة pH قبل إضافة الملح.
٤- احسب تركيز H_3O^+ بعد إضافة الملح.
٥- احسب قيمة pH بعد إضافة الملح.
٦- احسب التغير في قيمة pH للمحلول.

والان ...

ماذا تتوقع ان يحدث عند إضافة ملح إلى محلول قاعدة ضعيفة ؟؟

نستذكر معادلة تأين القاعدة الضعيفة وهي:

$$B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$$

تعلم من خلال المثال الاتي:

نأخذ محلول القاعدة الضعيفة NH3 ونقوم بإضافة الملح NH4Cl إلى محلول هذه القاعدة، فماذا سيحدث لقيمة pH؟

نكتب معادلة تأين كل من القاعدة الضعيفة، والملح:

$$NH_3 + H3O^+ \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

$$NH_4Cl \xrightarrow{H_2O} NH_4^+ + Cl^-$$

نلاحظ وجود مصدرين للأيون NH_4^+ أحدهما من القاعدة والأخر من الملح ويطلق عليه الايون المشترك.

نلاحظ أيضاً ان تأين الملح يزيد من تركيز الايون NH_4^+ الذي سيتفاعل مع ايونات OH^- وتكوين القاعدة، مما يؤدي لتقليل تركيز OH^- ، وبالتالي تقل قيمة pH للمحلول.

لان الملح يتأين كلياً فتكون معظم ايونات NH_4^+ مصدرها الملح وليس القاعدة

$[NH_3] = [القاعدة]_{الابتدائي}$

$[NH_4^+] = [الملح]$

نتوصل إلى أن: من **$Kb = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$**

$$\frac{[القاعدة]\ Kb}{[الملح]} = \frac{[NH_3]Kb}{[NH_4^+]} = [OH^-]$$

وأخيراً بعد إيجاد تركيز أيون الهيدروكسيد نعوض في قانون Kw ثم نحسب الرقم الهيدروجيني pH

مثال: محلول حجمه لتر من القاعدة N_2H_4 تركيزها ٠,٠١ مول/لتر أضيف اليه ٠,٠٠١ مول من ملح N_2H_5Cl مفترضاً أن حجم المحلول لم يتغير بإضافة الملح، وعلماً أن Kb للقاعدة N_2H_4 = ١,٣×١٠$^{-٦}$ أجب عما يلي:

١- ما صيغة الايون المشترك.
٢- احسب تركيز H_3O^+ قبل إضافة الملح.
٣- احسب قيمة pH قبل إضافة الملح .
٤- احسب تركيز H_3O^+ بعد إضافة الملح.
٥- احسب قيمة pH بعد إضافة الملح .
احسب التغير في قيمة pH للمحلول.

تذكير: الرقم الهيدروجيني pH يتناسب عكسياً مع $[H_3O^+]$
& طردياً مع $[OH^-]$

نستنتج مما سبق ان :

١- إضافة ملح (أيون مشترك) إلى الحمض الضعيف يؤدي لزيادة قيمة pH .

٢- إضافة ملح (أيون مشترك) إلى القاعدة الضعيفة يؤدي لنقصان قيمة pH .

سؤال ١: احسب التغير الذي يحدث لقيمة pH لمحلول HF تركيزه (٠,١ مول/لتر) عندما يذاب فيه كمية من الملح NaF ليصبح $[F^-]$ = (٠,١مول/لتر)؟

"علماً أن Ka للحمض HF = ٧,٢×١٠$^{-٤}$ و لـــو٨,٥=٠,٩٣ / لـــو٧,٢=٠,٨٦"

سؤال ٢: كم غراماً من NH_4Cl يجب إضافتها إلى ٤٠٠مل من محلول القاعدة NH_3 تركيزها (٠,١مول/لتر) لينتج محلول pH له = ٩ ؟

" علماً أن Kb للقاعدة NH_3 = ١,٨×١٠$^{-٥}$ و ك.م لـ NH_4Cl = ٥٣,٥غ/مول "

سؤال ٣: كم غراماً من HCOONa يجب إضافتها إلى لتر من محلول HCOOH تركيزه (٠,١مول/لتر) ليتغير الرقم الهيدروجيني بمقدار ١,٦ ؟

"علماً أن Ka= ١,٧×١٠$^{-٤}$ و ك.م لـ HCOONa = ٦٨غ/مول ولـــو٤,١=٠,٦"

◄ المحاليل المنظمة

عند إضافة كميات قليلة من الحمض أو القاعدة لمحلول ما فأن قيمة pH تتغير ، ولمقاومة هذا التغير يستخدم محلول يسمى بالمحلول المنظم.

وتقسم المحاليل المنظمة الى قسمين وهما:

١- محلول منظم حمضي:

يتكون من حمض ضعيف وملحه أو حمض ضعيف وقاعدته المرافقة أو حمض ضعيف وأيونه المشترك السالب.

مثل: $HCOOH/HCOONa$ و $HNO_2/NaNO_2$

٢- محلول منظم قاعدي:

يتكون من قاعدة ضعيفة وملحها أو قاعدة ضعيفة وحمضها المرافق أو قاعدة ضعيفة وأيونها المشترك الموجب.

مثل: NH_3/NH_4Cl و N_2H_4/N_2H_5Br

عزيزي الطالب: لابد أنك تفكر الان بالسؤال:

كيف يقاوم المحلول المنظم التغير بالرقم الهيدروجيني ؟؟؟؟

يقاوم المحلول المنظم التغير في pH عن طريق التخلص من أيونات H_3O^+ أو OH^-المضاف اليه.

❖ سنأخذ أربع حالات لتوضيح ذلك وهي:

١- محلول منظم حمضي عند إضافة حمض قوي.

مثال : (NaF/HF) عند إضافة HCl

الحمض القوي HCl يتأين كلياً منتجاً ايونات H_3O^+ التي تتفاعل مع القاعدة المرافقة F^- وتكوين الحمض HF

$$H_3O^+ + F^- \longrightarrow H_2O + HF$$

وبهذا تركيز الحمض HFيزداد وتركيز القاعدة F^- يقل وهكذا يتخلص المحلول من الزيادة الحاصلة في تركيز H_3O^+ نتيجة إضافة الحمض HCl ولايحدث تغير على قيمة pH.

٢- محلول منظم حمضي عند إضافة قاعدة قوية.

مثال : (NaF/HF) عند إضافة NaOH

القاعدة القوية NaOH تتاين كلياً منتجة ايونات OH^- التي تتفاعل مع الحمض الضعيف HF

$$OH^- + HF \longrightarrow H_2O + F^-$$

وبهذا تركيز الحمض HF يقل وتركيز القاعدة F^- يزداد وهكذا يتخلص المحلول من الزيادة الحاصلة في تركيز OH^- نتيجة إضافة القاعدة NaOH ولايحدث تغير على قيمة pH.

٣- محلول منظم قاعدي عند إضافة حمض قوي.

مثال: (NH_3/NH_4Cl) عند إضافة HCl

الحمض القوي HCl يتأين كلياً منتجاً ايونات H_3O^+ التي تتفاعل مع القاعدة الضعيفة NH_3

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

وبهذا تركيز القاعدة NH_3 يقل وتركيز الحمض NH_4^+ يزداد وهكذا يتخلص المحلول من الزيادة الحاصلة في تركيز H_3O^+ نتيجة إضافة الحمض HCl ولا يحدث تغير على قيمة pH.

٤- محلول منظم قاعدي عند إضافة قاعدة قوية.

مثال: (NH_3/NH_4Cl) عند إضافة NaOH

القاعدة القوية NaOH تتأين كلياً منتجة ايونات OH^- التي تتفاعل مع الحمض المرافق NH_4^+ لتكوين القاعدة NH_3

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

وبهذا تركيز القاعدة NH_3 يزداد وتركيز الحمض NH_4^+ يقل وهكذا يتخلص المحلول من الزيادة الحاصلة في تركيز OH^- نتيجة إضافة القاعدة NH_3 و لا يحدث تغير على قيمة pH.

سؤال: أي المحاليل الاتية تصلح كمحاليل منظمة؟

١- (HF/KF) ٢- (NaCN/HCN)

٣- ($LiOH/HNO_3$) ٤- ($KClO_4/HClO_4$)

إذاً ... كيف يمكن حساب قيمة pH لمحلول منظم عند إضافة حمض قوي أو قاعدة قوية إليه:

مثال توضيحي:

محلول منظم مكون من الحمض HF والملح NaF تركيز كل منهما (٠,٢مول/لتر)، فإذا علمت أن قيمة Ka للحمض = $٧,٢ \times ١٠^{-٤}$ ، احسب: -

١- قيمة pH للمحلول عند إضافة ٠,٠٥مول من الحمض HBr الى ٥٠٠مل من المحلول.

٢- قيمة pH للمحلول عند إضافة ٠,١مول من القاعدة LiOH الى لتر من المحلول.

١- عند إضافة ٠,٠٥ مول من الحمض HBr الى نصف لتر من المحلول فإن ايونات H_3O^+ الناتجة تتفاعل مع أيونات F^- ليتكون الحمض HF وفق المعادلة الاتية:

$$H_3O^+ + F^- \longrightarrow H_2O + HF$$

وبالتالي يقل تركيز أيونات F^- بمقدار تركيز أيونات H_3O^+ المضاف ، ليكون تركيزها الجديد كما يلي :

$[F^-]_{\text{الابتدائي}} = [F^-] - [H_3O^+]_{\text{المضاف}}$

$= ٠,٢ - (٠,٠٥\text{مول}/٠,٥)$

$= ٠,٢ - ٠,١$

$= ٠,١\text{مول/لتر}$

$[F^-]_{\text{الابتدائي}}$ = [الملح]

نفسه الايون المشترك

وأما تركيز الحمض HF فيزداد بمقدار تركيز ايونات H_3O^+ المضاف ، ليكون تركيزه الجديد كما يلي :

$[HF] = [HF]_{\text{الابتدائي}} + [H_3O^+]_{\text{المضاف}}$

$= ٠,٢ + ٠,١$

$= ٠,٣\text{مول/لتر}$

$$[H3O+] = \frac{[HF]Ka}{[F^-]} = \frac{[\text{الحمض}]Ka}{[\text{الملح}]} = \frac{٠,٣ \times ٧,٢ \times ١٠^{-٤}}{٠,١} = ٢,١٦ \times ١٠^{-٣}$$

قيمة pH قبل الإضافة تساوي ٣,١٤

pH = - لـــو[H_3O^+]

= - لـــو٢,١٦×١٠$^{-٣}$

= ٣- لـو٢,١٦ = ٣ - ٠,٣٣ = ٢,٦٧

٢- عند إضافة ٠,١مول من القاعدة LiOH الى لتر من المحلول فإن أيونات OH^- الناتجة تتفاعل مع الحمض الضعيف HF وفق المعادلة الاتية :

$$OH^- + HF \longrightarrow H_2O + F^-$$

وبالتالي يزداد تركيز أيونات F^- بمقدار تركيز أيونات OH^- المضاف ، ليكون تركيزها الجديد كما يلي :

[F^-] = [F^-]الابتدائي + [OH^-]المضاف

= ٠,٢ + ٠,١

= ٠,٢ + ٠,١

= ٠,٣مول/لتر

وأما تركيز الحمض HF فيقل بمقدار تركيز ايونات OH^- المضاف ، ليكون تركيزه الجديد كما يلي :

[HF] = [HF]الابتدائي - [OH^-]المضاف

= ٠,٢ - ٠,١

= ٠,١مول/لتر

$$[H3O+] = \frac{[HF]Ka}{[F^-]} = \frac{[الحمض]Ka}{[الملح]} = \frac{٠,١\times ١٠^{-٤}\times ٧,٢}{٠,٣} = ٢,٤\times ١٠^{-٤}$$

pH = - لـــو[H_3O^+]

= - لـــو٢,٤×١٠$^{-٤}$

= ٤- لـو٢,٤ = ٤ - ٠,٣٨ = ٣,٦٢

سؤال ١: محلول منظم حجمه لتر يتكون من القاعدة N_2H_4 تركيزها ٠,٤مول/لتر والملح N_2H_5Br تركيزه ٠,٣مول/لتر ،فإذا علمت أن Kb للقاعدة $N_2H_4 = ١,٣ \times ١٠^{-٦}$ احسب:-

١- pH للمحلول المنظم .

٢- pH للمحلول المنظم عند إضافة ٠,١مول من الحمض $HClO_4$ للمحلول.

٣- pH للمحلول المنظم عند إضافة ٠,١مول من القاعدة KOH للمحلول.

سؤال ٢: (شتوية ٢٠١٨) محلول منظم حجمه(١)لتر يتكون من القاعدةC_5H_5N وملحهاC_5H_5NHBr لهما نفس التركيز (٠,٣)مول/لتر، فإذا علمت أن $Kb = ٢ \times ١٠^{-٩}$ ، أجب عن الأسئلة الاتية:

١-ما صيغة الأيون المشترك؟

٢-أحسب تركيز H_3O^+ عند إضافة (٠,٢) مول من HCl إلى لتر من المحلول (أهمل تغير الحجم).

سؤال ٣: وضح كيف يقاوم المحلول المنظم (CH_3NH_2 / CH_3NH_3Cl) التغير في قيمة PH عند أضافة كمية قليلة من KOH ؟