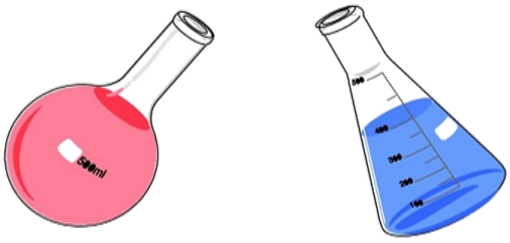
الحمـــوض والقواعـــد وتطبيقاتهـــا

ACIDS AND BASES

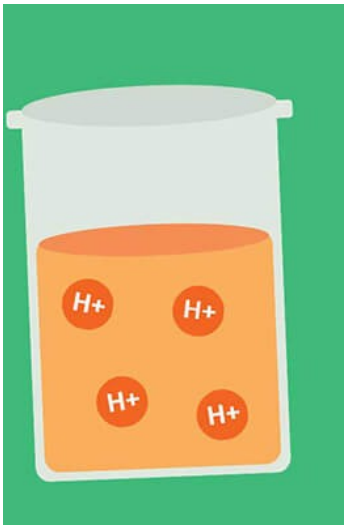
مفاهيم متعلقة بالحموض و القواعد



الحموض و القواعد مركبات كيميائية عرفها الإنسان قديما و درسنا سابقا بعض المفاهيم المتعلقة بالحموض و القواعد حيث كان لهذه المواد أثر كبير في تطور البشرية في مجالات الصناعة وغيرها

هناك صفات تميز الحموض والقواعد منها :

الحموض :



1- تبدأ عادة بكلمة حمض

2- محاليلها المائية توصل التيار الكهربائي

3- الحموض الطبيعية ذات طعم حمضي لاذع بينما الحموض الصناعية لا يجوز تذوقها مطلقا

4- تؤثر في الكواشف مثل تباع الشمس فتحول لونه الأزرق إلى الأحمر

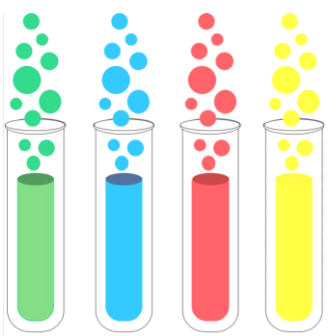
5- تتفاعل مع الفلزات مطلقة غاز الهيدروجين

القواعد :

1- تبدأ عادة بكلمة هيدروكسيد (القوية)

2- محاليلها المائية توصل التيار الكهربائي

3- القواعد الطبيعية ذات طعم مر بينما القواعد الصناعية لا يجوز تذوقها مطلقا



4- تؤثر في الكواشف مثل تباع الشمس فتحول لونه الأحمر إلى الأزرق

5- ملمسها انزلاقي صابوني

تعريفات الحموض والقواعد قديما

الحموض : مادة كهرلية تنتج أيون الهيدروجين H^+ عند اذابتها في الماء

القواعد : مادة كهرلية تنتج أيون الهيدروكسيد OH^- عند اذابتها في الماء

تأين الحموض و القواعد :

تتفاوت الحموض والقواعد في قوتها بمقدار ما يتأين منها في الماء

الحموض القوية : هي الحموض التي تتأين بدرجة عالية تأين كلي (تفاعل غير منعكس)

تعطي إضاءة قوية لمصباح صغير لأنها تحتوي نسبة عالية من الأيونات ويشار إليها بسهم باتجاه واحد

الصيغة العامة لتفكك الحمض القوي : $HX \longrightarrow H^+_{(aq)} + X^-_{(aq)}$

حموض قوية (حفظ) : HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4 , $HClO_4$

مثال : $H_2SO_4{}_{(aq)} \xrightarrow{H_2O} 2H^+_{(aq)} + SO_4^{-2}{}_{(aq)}$

الحموض الضعيفة : هي الحموض التي تتأين بدرجة منخفضة تأين جزئي (تفاعل منعكس)

تعطي إضاءة ضعيفة لمصباح صغير لأنها تحتوي نسبة قليلة من الأيونات ويشار إليها بسهم باتجاهين

الصيغة العامة لتفكك الحمض الضعيف : $HM_{(aq)} \underset{}{\overset{H_2O}{\rightleftharpoons}} H^+_{(aq)} + M^-_{(aq)}$

حموض ضعيفة : HF , HCN , CH_3COOH , H_2SO_3

مثال : $HCN_{(aq)} \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)}$

تطور مفهوم الحمض و القاعدة فظهرت تعريفات عديدة منها :

1- مفهوم أرهينيوس

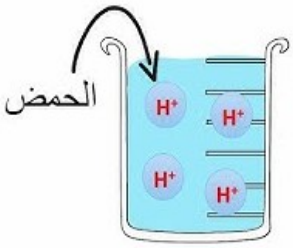
2- مفهوم برونستد – لوري

3- مفهوم لويس

مفهوم أرهينيوس للحمــوض و القواعـــــد

الحمض

مادة تنتج أيون الهيدروجين، عند إذابتها في الماء.



حمض أرهينيوس

- مادة تتأين في الماء وتنتج أيونات الهيدروجين (H^+)
- تتأين حموض أرهينيوس كليا أوجزئيا حسب قوة الحمض
- جميع حموض أرهينيوس (قوي أو ضعيف) تمتلك (H^+) أي تعطي عند تأينها أيون الهيدروجين (القابلة للتأين)
- تفاعل الحموض القوية في اتجاه واحد وله نهاية حيث أن المحلول غني بالأيونات الموجبة
- أشهر الحموض حمض السيتريك الموجود في الليمون والبرتقال والبندورة و حمض الكربونيك في المشروبات الغازية

تصنف الحموض الى :-

1- أحادية البروتون :- حموض تحتوي ذرة هيدروجين واحدة مثل $HF / HNO_3/HCN$

$$CH_3COOH_{(aq)} \xrightleftharpoons{H_2O} CH_3COO^-_{(aq)} + H^+_{(aq)}$$

2- ثنائية البروتون :- حموض تحتوي على ذرتي هيدروجين مثل H_2SO_4 / H_2CO_3

$$H_2SO_{4(aq)} \xrightarrow{H_2O} HSO_4^-{}_{(aq)} + H^+_{(aq)}$$

$$HSO_4^-{}_{(aq)} \xrightarrow{H_2O} SO_4^{2-}{}_{(aq)} + H^+_{(aq)}$$

3- ثلاثية البروتون :- حموض تحتوي على ثلاث ذرات هيدروجين مثل H_3PO_4

يتأين على ثلاث مراحل في كل مرة تتأين أحدى ذرات الهيدروجين

الحمض أحادي البروتون :

الحمض الذي يمنح بروتون واحداً (أيون الهيدروجين) فقط من كل جزيء .

أمثلة :

- حمض الهيدروكلوريك HCl
- حمض النيتريك HNO_3
- حمض البيركلوريك $HClO_4$

الحمض متعدد البروتون :

الحمض الذي يمنح أكثر من بروتون من كل جزيء .

أمثلة :

- حمض الكبريتيك H_2SO_4
- حمض الفوسفوريك H_3PO_4

في معظم الأحماض متعددة البروتون :

يكون تركيز الأيونات المتكونة في المرحلة الأولى هو الأكبر . وينخفض بحسب مراحل التأين .

ففي محلول حمض الفوسفوريك يكون تركيز

$H_2PO_4^-$ > HPO_4^{2-} > PO_4^{3-}

لذلك يعد حمض الفوسفوريك ضعيفاً في كل مرحلة تأين له .

قاعدة أرهينيوس

مادة تتأين في الماء و تنتج أيون الهيدروكسيد (OH^-)

- تتأين قواعد أرهينيوس كليا أو جزئيا حسب قوتها

- جميع قواعد أرهينيوس تمتلك (OH^-) أي تعطي عند تأينها أيون الهيدروكسيد

تقسم القواعد حسب مفهوم أرهينيوس كما في الحموض إلى :

<u>قواعد قوية</u> : هي قواعد تتأين بدرجة عالية و محلولها غني بالأيونات السالبة

الصيغة العامة لتفكك القاعدة القوية $MOH \xrightarrow{H_2O} M^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

قواعد قوية (<u>حفظ</u>) : $NaOH$, KOH , $LiOH$, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$

مثال : $Mg(OH)_2 \xrightleftharpoons{H_2O} Mg^{+2}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$

<u>القواعد الضعيفة</u> : هي قواعد التي تتأين بدرجة منخفضة تأين جزئي حيث أن المحلول فقير بالأيونات السالبة ولم يستطيع أرهينيوس تفسير التأثير القاعدي لها

- تتواجد القواعد في كثير من المواد الغذائية مثل السبانخ والبروكلي و الخيار و بعض الفاكهة مثل التفاح والمشمش والفراولة

تصنف القواعد إلى :-

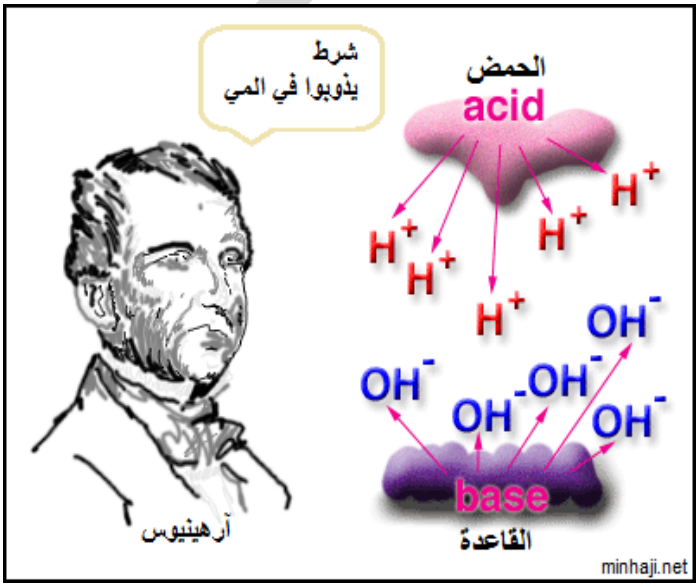
1- أحادي الهيدروكسيل

قواعد تحتوي على أيون هيدروكسيد واحد
مثل $LiOH$ / $NaOH$

$NaOH_{(aq)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

2- ثنائي الهيدروكسيل

قواعد تحتوي على أيوني هيدروكسيد مثل
$Ca(OH)_2$



** أوجه الضعف والعجز (القصور) في مفهوم أرهينيوس للحمض و القاعدة

1- فسر السلوك الحمضي والقاعدي في المحاليل المائية فقط

2- لم يتمكن من تفسير السلوك القاعدي لبعض المواد التي لا تحتوي على أيون الهيدروكسيد OH^- في تركيبها مثل الأمونيا NH_3 والهيدرازين N_2H_4 والأمينات RNH_2 ومشتقاتها

3- لم يتمكن من تفسير السلوك الحمضي لبعض المواد التي لا تحتوي على أيون الهيدروجين H^+ في تركيبها مثل Cu^{+2} , SO_2 , CO_2 و اقتصر مفهومه فقط على المحاليل المائية .

4- لم يتمكن من تفسير السلوك الحمضي لملح NH_4Cl و التأثير القاعدي لملح $NaNO_2$

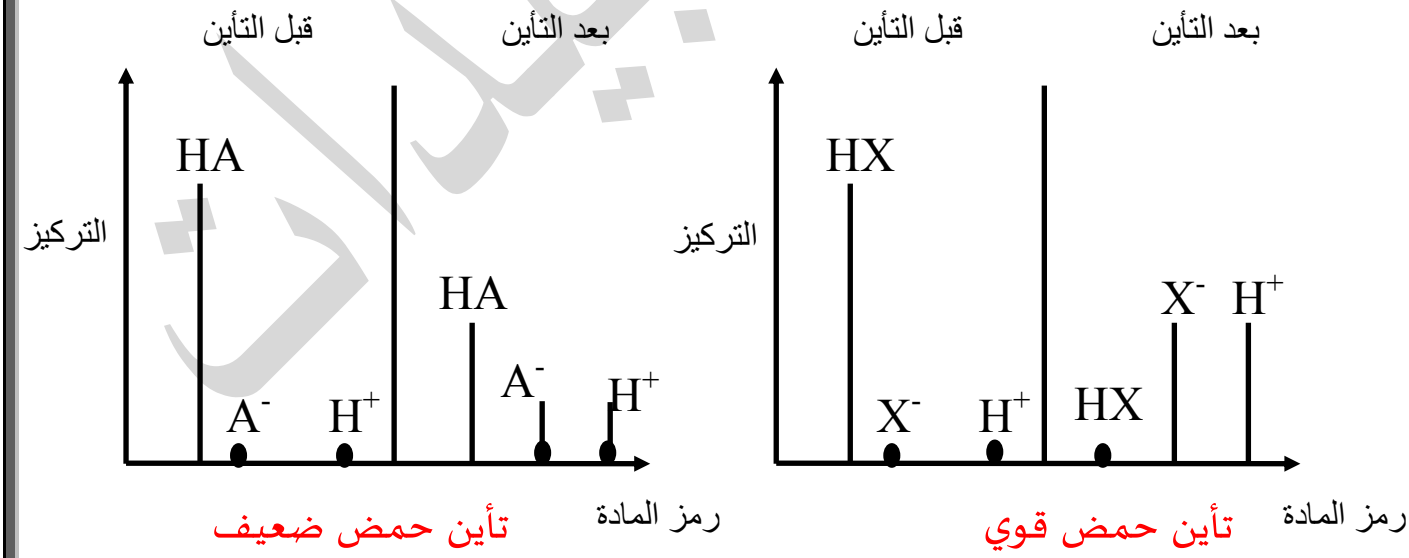
أ- $NH_4Cl \xrightarrow{H_2O} NH_4^+ + Cl^-$

حسب تعريف أرهينوس هذا الملح ليس بحمض ولا بقاعدة و في الحقيقة هذا الملح يغير لون ورقة تباع الشمس من اللون الأزرق الى اللون الأحمر اذن ملح NH_4Cl حمضي التأثير

ب- $NaNO_2 \xrightarrow{H_2O} Na^+ + NO_2^-$

حسب تعريف أرهينيوس هذا الملح ليس بحمض ولا بقاعدة و في الحقيقة هذا الملح يغير لون ورقة تباع الشمس من اللون الأحمر إلى اللون الأزرق إذن ملح $NaNO_2$ قاعدي التأثير

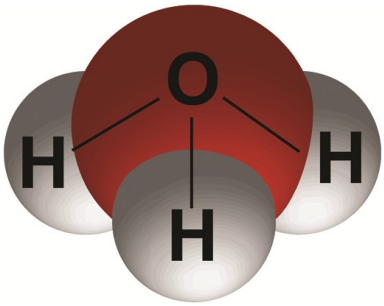
الشكلين التاليين يمثلان تأين حمض قوي وآخر ضعيف في الماء عند تركيز : 1M



حل أتحقق ص 126 :- 1- $HClO_4$ حمض / KOH قاعدة

HNO_3 حمض / $HCOOH$ حمض / $Ba(OH)_2$ قاعدة

2- $LiOH_{(aq)} \xrightarrow{H_2O} Li^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$



أيون الهيدرونيوم

استبعد العلمان برونستد ولوري وجود أيون الهيدروجين H^+ منفردا في الماء بصورة حرة ؟ لماذا ؟

لان أيون الهيدروجين هو ذرة هيدروجين فقدت إلكترون ينتج من تأين الحمض في الماء و يصبح بروتونا كما في المعادلة :

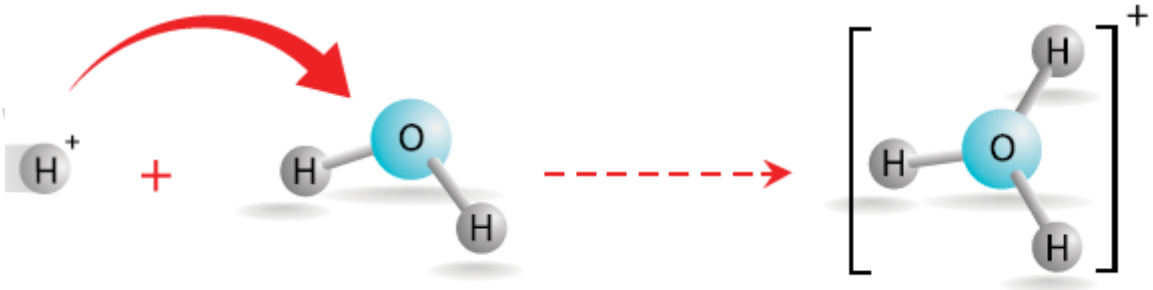
$$HX \longrightarrow H^+_{(aq)} + X^-_{(aq)}$$

و هذا البروتون : 1- جسيم صغير جدا

2- ذو كثافة كهربائية موجبة عالية

أي انه يحمل شحنة كهربائية عالية جدا لذا ، لا يكون منفردا في المحلول بل ينجذب إلى زوج الالكترونات غير الرابطة على ذرة الأكسجين في جزئ الماء مكونة ما يعرف بأيون الهيدرونيوم (H_3O^+) كما في المعادلة :

$$H^+_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)}$$

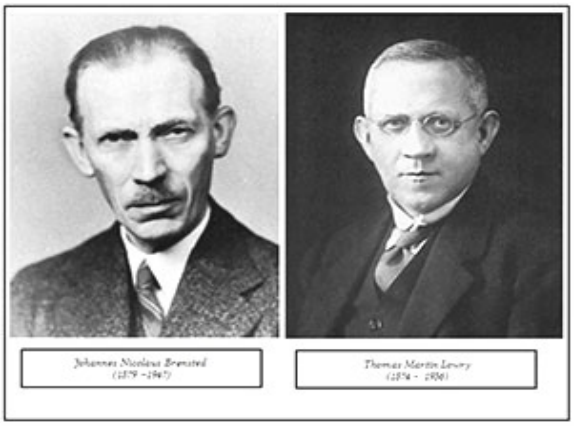


وبذلك يعبر عن تأين الحموض باستخدام أيون الهيدرونيوم بدلا عن أيون الهيدروجين

مثال :- $HX_{(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + X^-_{(aq)}$

وبهذا يعد مفهوم العالمين برونستد و لوري أكثر شمولا من مفهوم أرهينيوس للحموض والقواعد

مفهوم برونستد - لوري



طور الكيميائيون مفهوما حديثا للحموض والقواعد بعد سلوك الأمونيا سلوكا قاعديا على الرغم من انها لا تحتوي على أيون الهيدروكسيد (OH^-) ما دفع العالمين برونستد ولوري من وضع تصور جديد لمفهومي الحمض والقاعدة بالإعتماد على أنتقال البروتون (أيون الهيدروجين H^+) من الحمض إلى القاعدة أثناء التفاعل :-

الحمض حسب مفهوم برونستد - لوري :

مادة يمكنها منح بروتون في أثناء التفاعل (مانح للبروتون)

القاعدة حسب مفهوم برونستد - لوري :

مادة يمكنها استقبال بروتون في اثناء التفاعل (مستقبل للبروتون)

مثال (1) :-

وفقا لتعريف برونستد - لوري يعد تأين HNO_3 في الماء تفاعلا بين حمض و قاعدة حيث يتم فيه انتقال أيون H^+ من HNO_3 الى الماء H_2O ويكتب الماء قبل السهم :

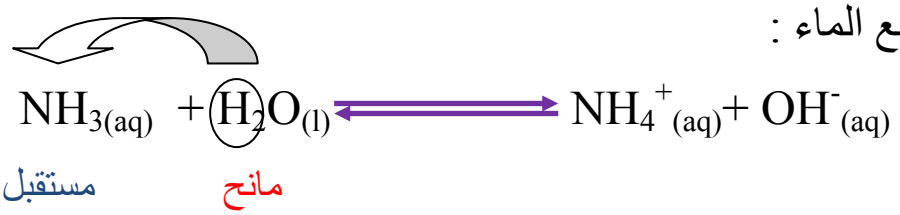
$$HNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$$

مستقبل مانح

لذا يعد مانحا للبروتون و يعد حمضا و يكون الماء مستقبلا لهذا البروتون و يعد قاعدة

مثال (2) :

تفاعل الأمونيا مع الماء :

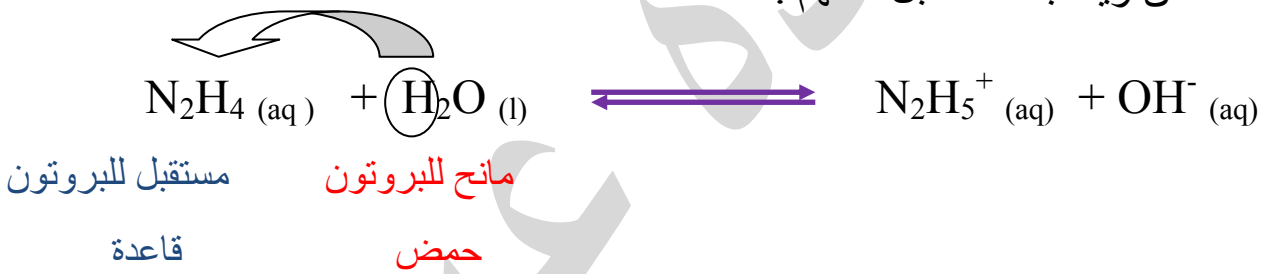


وفقا لتعريف برونستد - لوري عند تفاعل الأمونيا NH_3 مع الماء تعتبر قاعدة حيث تستقبل H^+ من جزئ الماء الذي يعتبر حمض مانح للبروتون H^+ ويكتب الماء قبل السهم

أمثلة متعددة :-

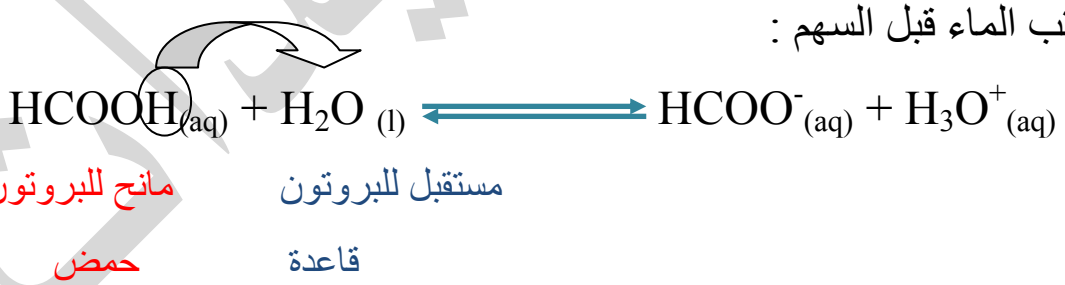
$$N_2H_{4\,(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons N_2H_5^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

لتعيين الحمض و القاعدة وفق مفهوم برونستد – لوري يجب النظر إلى النواتج أولا نلاحظ أن الماء منح بروتون إلى الهيدرازين لذا يعد الماء حمض و الهيدرازين قاعدة وفق مفهوم العالمان ويكتب الماء قبل السهم :



$$HCOOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HCOO^-{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$$

نلاحظ أن الحمض منح بروتون إلى الماء لذا يعد حمضا و الماء استقبل هذا البروتون لذا يعد قاعدة ويكتب الماء قبل السهم :



ملاحظة : في التفاعلات المنعكسة نلاحظ أن كلا التفاعلين الأمامي و العكسي يتضمن انتقالا للبروتون من الحمض إلى القاعدة

ملاحظات مهمة جدا :

1- عند وجود حمض في التفاعل الكيميائي مانح للبروتون يجب وجود قاعدة تستقبل هذا البروتون

2- لا يشترط امتلاك القاعدة ل OH^-

3- فقد البروتون تصبح الشحنة سالبة أو يزيدها و كسب البروتون تصبح الشحنة موجبة أو يقللها

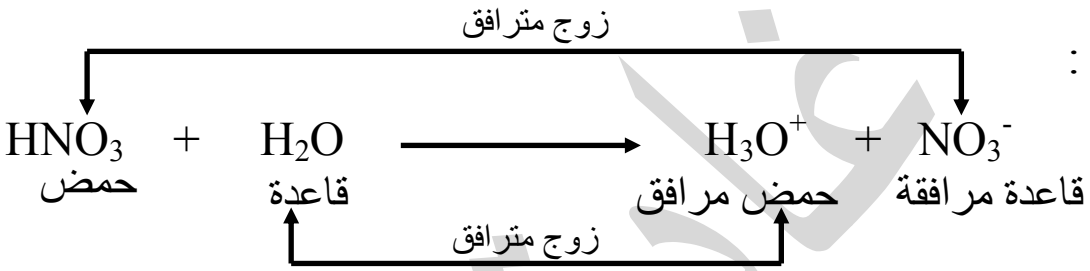
4- يجب أن تكون الشحنة على طرفي المعادلة متساوية

الأزواج المترافقـــة

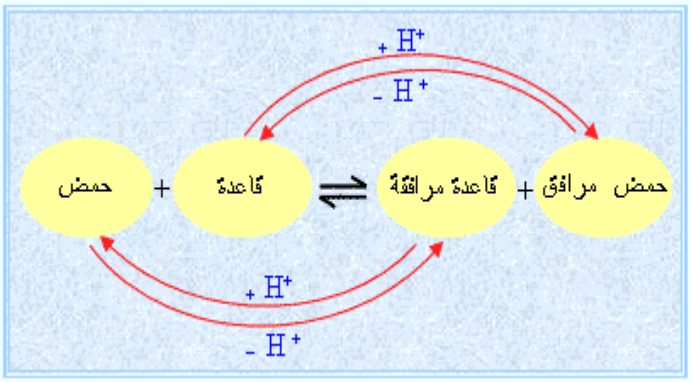
يسمى الحمض مع القاعدة التي تحول إليها ب زوج مترافق من الحمض و القاعدة

** أي تفاعل لحمض مع قاعدة وفق مفهوم برونستد - لوري يشتمل زوجين مترافقين

مثال :

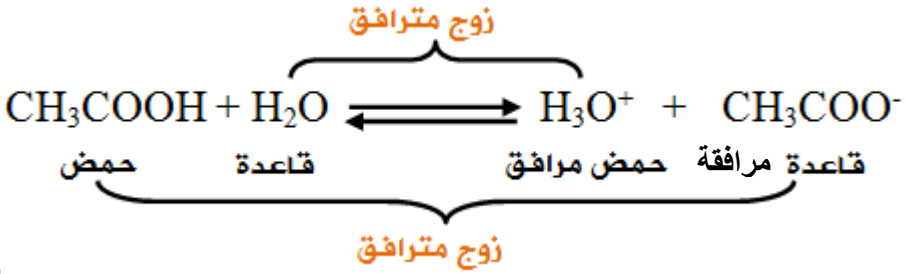


الأزواج المترافقة تتواجد في التفاعلات المنعكسة



مثال :-

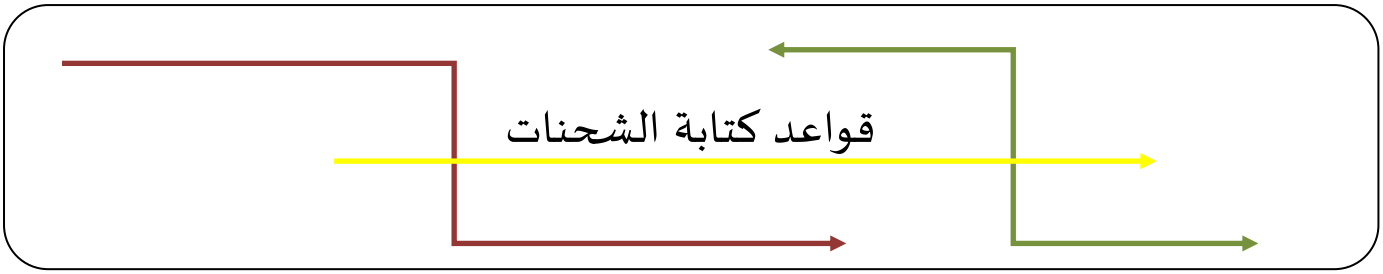
تفاعل حمض الأسيتيك (الإيثانويك) مع الماء



القاعدة المرافقة :- المادة الناتجة من منح الحمض للبروتون

الحمض المرافق :- المادة الناتجة عن استقبال القاعدة للبروتون

الزوج المترافق :- الحمض وقاعدته المرافقة أو القاعدة وحمضها المرافق



الحمض دائما يحتاج إلى قاعدة مرافقة حيث أن الحمض يفقد H^+ لتكوين قاعدة مرافقة و عند كتابة القاعدة المرافقة نراعي الشحنات كالتالي :

قاعدة مرافقة (ق. م) : الحمض(ح) - H^+

صيغة الحمض	القاعدة المرافقة
H_2SO_3	HSO_3^-
NH_4^+	NH_3
HCO_3^-	CO_3^{-2}
H_2O	OH^-
HPO_4^{-2}	PO_4^{-3}

+ ⟵ صفر

صفر ⟵ 1-

1- ⟵ 2-

2- ⟵ 3-

القاعدة دائما تحتاج إلى حمض مرافق حيث أن القاعدة تكسب H^+ لتكوين حمض مرافقة و عند كتابة الحمض المرافق نراعي الشحنات كالتالي :

حمض مرافق (ح. م):القاعدة (ق)+ H^+

صيغة القاعدة	الحمض المرافق
NH_3	NH_4^+
H_2O	H_3O^+
SO_3^{-2}	HSO_3^-
CH_3COO^-	CH_3COOH
OH^-	H_2O

صفر ⟵ +

1- ⟵ صفر

2- ⟵ 1-

3- ⟵ 2-

يمكن تمثيل الشحنات كالتالي :

مـــلاحظات مهمة : أ - مركبات تسلك كحموض فقط حسب مفهوم برونستد – لوري :

1- جميع حموض أرهينيوس (المواد التي تحتوي على البروتون)

2- الأيون الموجب الذي يحتوي على أيون H^+ قابل للتأين مثل : $C_6H_5NH^+$, NH_4^+

ب - مركبات تسلك كقواعد فقط حسب مفهوم برونستد – لوري :

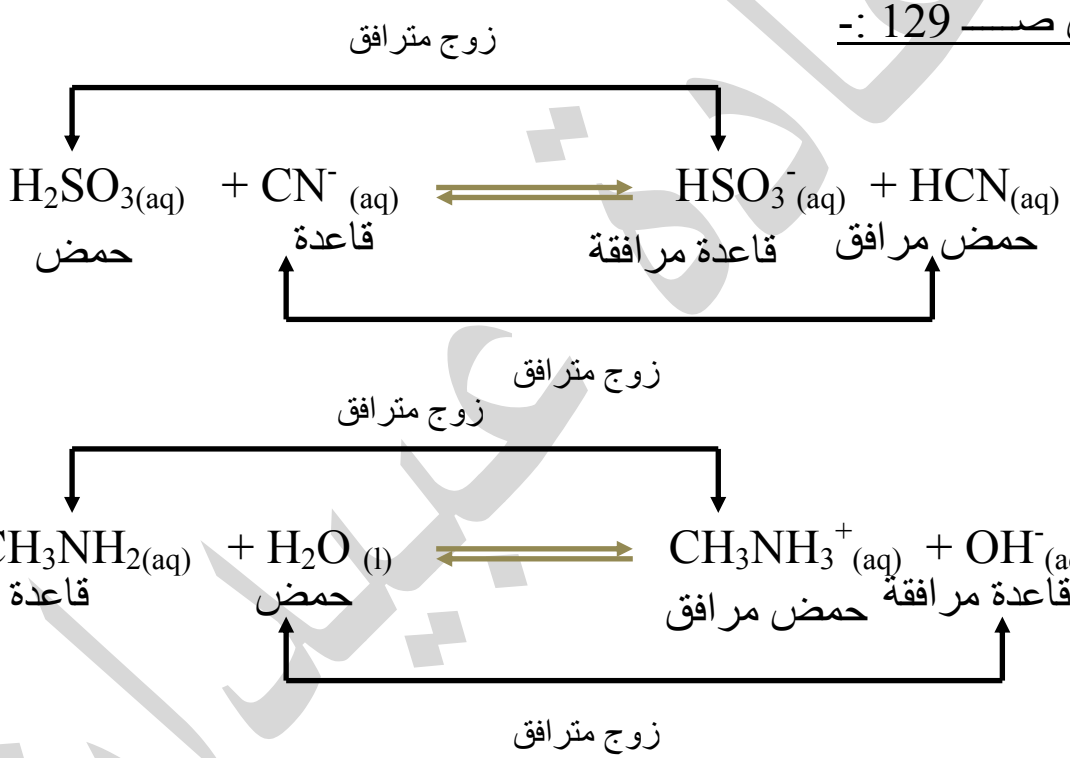
1- قواعد أرهينيوس (التي تحتوي OH^-)

2- الأمونيا NH_3 والأمينات $C_6H_5NH_2$ ، CH_3NH_2

3- الأيونات السالبة التي لا تحتوي بروتون مثل S^{-2} , CN , SO_3^{-2} , F^-

4- الأيونات السالبة للحموض الكربوكسيلية مثل : $HCOO^-$, CH_3COO^- الخ

حل اتحقق صـــ 129 :-



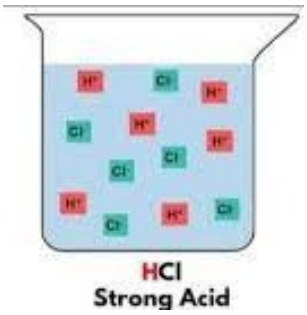
قـوة الحمض والقاعدة :-

يمكن وصف قوة حمض ما حسب قدرته على التأين و منح البروتون فالحموض القوية تتأين تأينا كاملا بإتجاه واحد غير منعكس نحو المواد الناتجة

مثال :- تأين حمض الهيدروكلوريك (حمض قوي يتأين تأينا كاملا)

$$\underset{\text{حمض}}{HCl_{(aq)}} + \underset{\text{قاعدة}}{H_2O_{(l)}} \longrightarrow \underset{\text{حمض مرافق}}{H_3O^+_{(aq)}} + \underset{\text{قاعدة مرافقة}}{Cl^-_{(aq)}}$$

في التفاعل الأمامي يسلك الماء سلوك القاعدة بينما في التفاعل العكسي يسلك أيون الكلوريد سلوك القاعدة وبما أن التفاعل باتجاه واحد فإن الحمض HCl أقوى من الحمض H_3O^+ أي

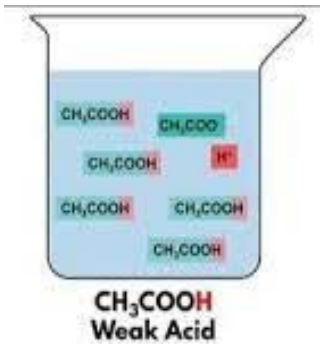


أكثر قدرة على منح البروتون و القاعدة H_2O أقوى من Cl^- أي أكثر قدرة على استقبال البروتون لذا الجزيئات في المحلول Cl^- , H_3O^+ فقط

بينما حمض الأسيتيك CH_3COOH حمض ضعيف يتأين تأينا جزيئا باتجاهين

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$$

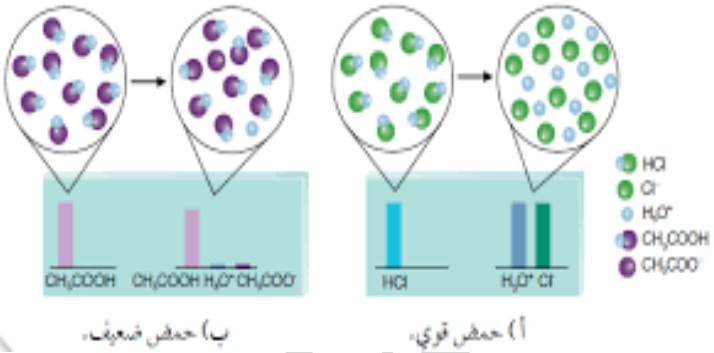
حمض قاعدة حمض مرافق قاعدة مرافقة



الجزيئات في المحلول H_3O^+ , CH_3COO^- , CH_3COOH

الحمض تأين بدرجة ضئيلة أي أن تركيزه في المحلول يكون عاليا مقارنة بالحمض المرافق H_3O^+ وهذا يدل على أن قدرته على منح البروتون قليلة وبهذا يمكن الحكم على ان الحمض CH_3COOH أضعف من الحمض H_3O^+

خلاصة :-



الحمض القوي تكون قاعدته المرافقة ضعيفة والحمض الضعيف تكون قاعدته المرافقة قوية وكذلك بالنسبة للقواعد أيضا

أي كلما زادت قوة الحمض قلت قوة القاعدة المرافقة الناتجة عنه وكلما زادت قوة القاعدة قلت قوة الحمض المرافق الناتج عنها

موضع الاتزان :- ما علاقة موضع الاتزان بقوة الحمض أو القاعدة ؟

في التفاعلات المنعكسة فقط يزاح موضع الاتزان (يرجح) نحو جهة المواد الأضعف في التفاعل

رتب العلماء الحموض والقواعد في جدول حسب تزايد قوتها (الجدول 3) يوضح العلاقة بين قوة الحموض وقوة القواعد المرافقة

حل أتحقق صـــ 131

1- الحمض الأقوى بين الحموض الاتية

$HBr \quad HNO_2 \quad H_2CO_3$ ←

2- الحمض الذي تكون قاعدته المرافقة هو الأقوى

$H_2S \quad HF \quad HI$ ←

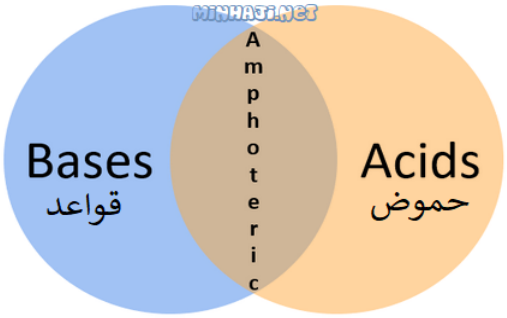
3- نحو تكوين النواتج (اليمين) لان الاتزان يزاح نحو الحمض الأضعف و عند مقارنه الحمض HNO_2 بالحمض HCN من الجدول المجاور نجد أن HCN هو الأضعف لذا يزاح موضع الاتزان ناحيته .

القاعدة	الحِمض
ClO_4^-	$HClO_4$
HSO_4^-	H_2SO_4
I^-	HI
Br^-	HBr
Cl^-	HCl
NO_3^-	HNO_3
H_2O	H_3O^+
HSO_3^-	H_2SO_3
$H_2PO_4^-$	H_3PO_4
NO_2^-	HNO_2
F^-	HF
CH_3COO^-	CH_3COOH
HCO_3^-	H_2CO_3
HS^-	H_2S
ClO^-	HClO
BrO^-	HBrO
NH_3	NH_4^+
CN^-	HCN
OH^-	H_2O

تزايد قوة القاعدة ↓ — تزايد قوة الحمض ↑

** هناك مواد تسلك سلوكا حمضيا في تفاعلات و سلوكا قاعديا في تفاعلات أخرى لأنها تستطيع أن تتفاعل كحمض أو كقاعدة تبعا للظروف الموجودة فيها اي طبيعة المواد التي تتفاعل معها وقدرتها على منح أو استقبال البروتون مثل : H_2O , HS^- . HSO_3^-

HCO_3^- , $H_2PO_4^-$, HPO_4^{-2} , $HAsO_4^{-2}$, $H_2AsO_4^-$



المـــــواد الأمفوتيرية

المواد الأمفوتيرية أو المترددة : مواد تسلك كحمض في تفاعل و تسلك كقاعدة في تفاعلات أخرى

أشهر المواد الأمفوتيرية :- الماء و الأيونات السالبة التي تحتوي على ذرة هيدروجين قادرة على منحها لمادة أخرى ، (ماعدا الأيون السالب للحموض الكربوكسيلية و أيون الهيدروكسيد OH^-) .

مثـــال :- في التفاعليين الاتيين نجد مايلي :

$$H_2PO_4^- + H_2O \rightleftharpoons HPO_4^{-2} + H_3O^+ \quad -1$$

$$H_2PO_4^- + NH_4^+ \rightleftharpoons H_3PO_4 + NH_3 \quad -2$$

نجد أن في التفاعل (1) يسلك $H_2PO_4^-$ سلوكا حمضيا فيمنح بروتون الى H_2O

و في التفاعل (2) يسلك $H_2PO_4^-$ سلوكا قاعديا فيستقبل بروتونا من NH_4^+

حل أتحقق صـــ 131

معادلة HCO_3^- كحمض : $HCO_3^-{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)} \rightleftharpoons CO_3^{-2} + H_2O$

معادلة HCO_3^- كقاعدة : $HCO_3^-{}_{(aq)} + HNO_2{}_{(aq)} \rightleftharpoons NO_2^- + H_2CO_3$

مميزات مفهوم برونستد – لوري :

1- فسر السلوك الحمضي و القاعدي في الأوساط المائية وغير المائية (الغازات)

2- فسر السلوك القاعدي للمواد التي لاتحتوي OH^- مثل الأمونيا NH_3 والهيدرازين N_2H_4

3- للمادة الواحدة قد يكون لها سلوكين (حمض و قاعدة معا)

أوجه القصور في مفهوم برونستد – لوري :

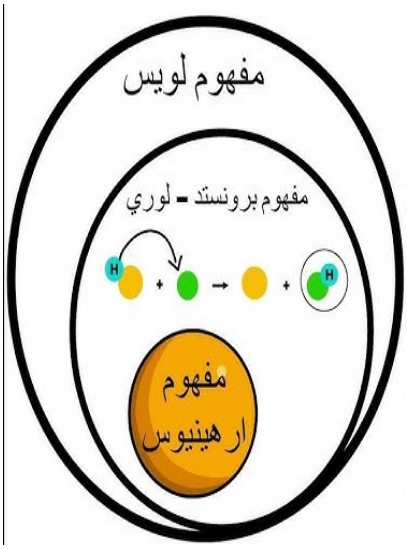
1- لم يتمكن مـــن توضيح الكيفية التـي يرتبط بهـا البروتون مـع الطرف المستقبل لـــه (القاعـــدة)

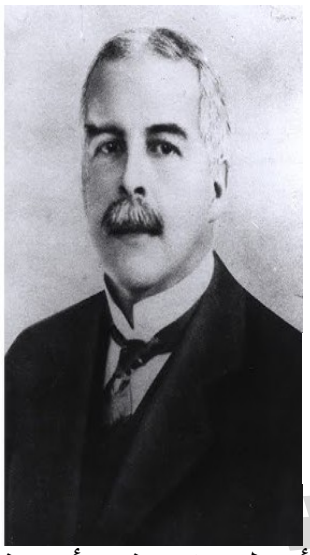
2- تفسير السلوك الحمضي و القاعدي في التفاعلات التي لا يرافقها انتقال البروتون H^+ مثل إذابة CO_2 في الماء لتكوين حمض H_2CO_3 وكذلك تفاعل NH_3 مع BF_3 وغيرها .

درس العالم لويس هذه التفاعلات و اقترح مفهوما للحموض و القواعد فسر من خلاله السلوك الحمضي و القاعدي للمواد المختلفة اعتمادا على انتقال أزواج من الالكترونات غير الرابطة بين المواد أثناء التفاعل

مفهوم لويس

يعد مفهوم العالم لويس أكثر شمولا من مفهوم كلا العالمين برونستد و لوري والعالم أرهينيوس



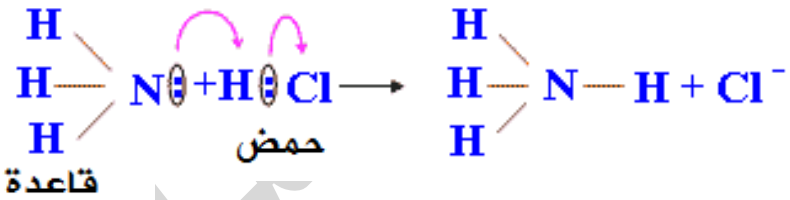


لنتأمل التفاعلات التالية :-

$$Zn^{2+} + 4H_2O \rightleftharpoons [Zn(H_2O)_4]^{2+}$$

حمض قاعدة

عند تفاعل الخارصين مع الماء تتكون رابطة تناسقية بين أيون Zn^{+2} الذي يحتوي أفلاك فارغة و أربعة جزيئات ماء يمنح كل منها زوج من الالكترونات غير الرابطة



عند تفاعل الأمونيا NH_3 مع الحمض HCl نجد أن ذرة النيتروجين لديها زوج من الالكترونات غير الرابط بينما يحتوي الحمض بروتون H^+ ناتج من تأينه على فلك فارغ من الالكترونات و تنشأ بينهما رابطة تناسقية .

توصل لـــويس إلى :-

- أن الحمض قادر على استقبال زوج الكترونات غير رابط على الأقل و أن الحمض يمتلك على الأقل فلك فارغ

- أن القاعدة قادرة على منح زوج غير رابط على الأقل و أن القاعدة تمتلك على الأقل زوج من الالكترونات غير الرابطة

حموض لويس :

مادة يمكنها استقبال زوج أو أكثر من الإلكترونات في أثناء التفاعل

- حموض لويس مواد فقيرة بالالكترونات و تمتلك أفلاكا فارغة و تشمل :

1- أيونات الفلزات الموجبة خصوصا أيونات الفلزات الانتقالية (Ag^{+} , Cu^{+2} , Zn^{+2})

2- مركبات B البورون (تمتلك أفلاك فارغة) .

قواعد لويس :

مادة يمكنها منح زوج من الإلكترونات في أثناء التفاعل

- قواعد لويس مواد غنية بالالكترونات و تشمل :

1- جميع الأيونات السالبة.

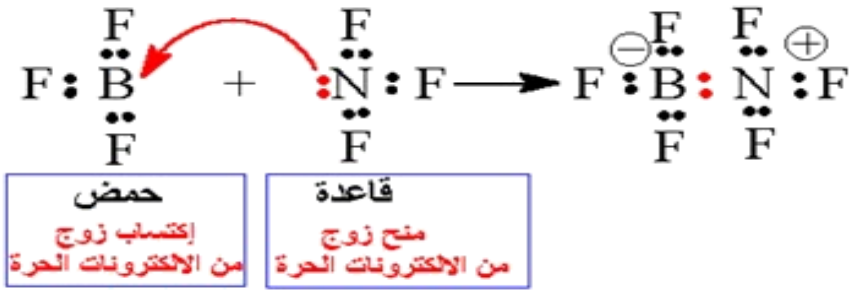
2- الجزيئات المتعادلة التي تحتوي أزواج غير رابطة من الالكترونات e^{-} مثل :

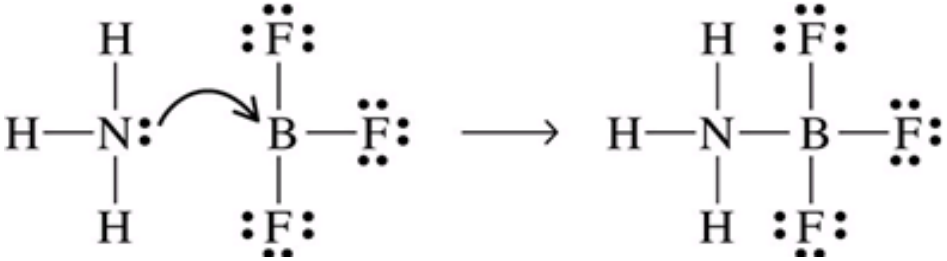
مركبات N : N_2H_4 , NF_3 , NCl_3 , NH_3 و الأمينات RNH_2

مركبات P : PCl_3 , PF_3 , PH_3

مركبات O : OCl_2 , OF_2 , H_2O

أمثلة على تفاعلات تشمل حموض و قواعد لويس :





$$Fe^{+3} + 6\,CN^{-} \rightleftharpoons Fe(CN)_6^{-3}$$

حمض قاعدة

حل أتحقق صـــ 133

$$Ag^{+}_{(aq)} + 2\,NH_{3(aq)} \rightleftharpoons Ag(NH_3)_2^{+}{}_{(aq)}$$

حمض قاعدة

$$B(OH)_{3(aq)} + OH^{-}_{(aq)} \rightleftharpoons B(OH)_4^{-}{}_{(aq)}$$

حمض قاعدة

$$Ni^{2+}_{(aq)} + 6H_2O_{(l)} \rightleftharpoons Ni(H_2O)_6^{2+}{}_{(aq)}$$

حمض قاعدة

مـــراجعة الـــدرس

-1

المفهوم	الحمض	القاعدة
أرهينيوس	ينتج أيون H^+ في المحلول المائي	ينتج أيون OH^- في المحلول المائي
برونستد- لوري	منح البروتون في التفاعل	استقبال البروتون في التفاعل
لويس	استقبال زوج الكترونات	منح زوج الكترونات

2- التعاريف وردت خلال الدرس

3- أفسر :-

- لأنه يتأين في الماء وينتج أيون H^+ كما في المعادلة :-

$$HClO_{(aq)} \xrightarrow{H2O} H^{+}_{(aq)} + ClO^{-}_{(aq)}$$

- لانه يستقبل بروتون في اثناء التفاعل كما في المعادلة :-

$$C_2H_5NH_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_2H_5NH_3^{+}{}_{(aq)} + OH^{-}_{(aq)}$$

- الحمض HBr حمض قوي يتفكك باتجاه واحد فقط قاعدته المرافقة Br^- ضعيفة لا يكون التفاعل منعكسا لا تستطيع استقبال البروتون لذا يتأين كليا في المحلول :-

$$HBr_{(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Br^-_{(aq)}$$

بينما الحمض HNO_2 حمض ضعيف القاعدة المرافقة الناتجة عنه NO^- قوية نسبيا ويمكنها استقبال البروتون في المحلول و تعيد تكوين الحمض ويكون التفاعل منعكسا وبهذا يتأين الحمض جزئيا في المحلول :-

$$HNO_{2\,(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + NO^-_{(aq)}$$

-4

المادة	N_2H_4	NH_3	HF	KOH	HI	H_2SO_3
التصنيف	قاعدة ضعيفة	قاعدة ضعيفة	حمض ضعيف	قاعدة قوية	حمض قوي	حمض ضعيف

5- الأزواج المترافقة في التفاعلين الاتيين :-

1- القاعدة: $C_6H_5NH_2$ حمضها المرافق: $C_6H_5NH_3^+$

الحمض : $HClO$ قاعدته المرافقة :- ClO^-

2- القاعدة : H_2O حمضها المرافق :- H_3O^+

الحمض : H_2CO_3 قاعدته المرافقة :- HCO_3^-

-6

$$Fe^{+3}_{(aq)} + 6\,H_2O_{(l)} \rightleftharpoons Fe(H_2O)_6^{3+}{}_{(aq)}$$

7- السلوك القاعدي للأيون عند تفاعله مع HNO_3 :- قاعدة حمض

$$H_2PO_4^-{}_{(aq)} + HNO_{3(aq)} \rightleftharpoons H_3PO_{4(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$$

السلوك الحمضي للأيون عند تفاعله مع CN^- :-

$$H_2PO_4^-{}_{(aq)} + CN^-_{(aq)} \rightleftharpoons HPO_4^{2-}{}_{(aq)} + HCN_{(aq)}$$

-8

الرمز	1	2	3	4	5	6
الإجابة	أ	ج	ج	ج	د	ب

تدريب : فسري السلوك الحمضي ل HCl وفق :

أ) أرهينيوس ب) برونستد – لوري ج) لويس

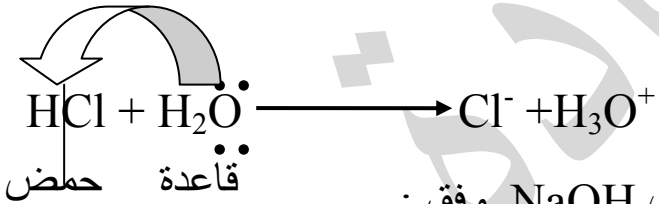
أ) حمض HCl عند أرهينيوس لانه ينتج أيون الهيدروجين عند إذابته في الماء وفق المعادلة

$$HCl \xrightarrow{H_2O} H^+ + Cl^-$$

ب) HCl حمض عند برونستد – لوري لانه قادر على منح بروتون H^+ لمادة أخرى وفق المعادلة :

$$\underset{\text{حمض}}{HCl} + \underset{\text{قاعدة}}{NH_3} \longrightarrow \underset{\text{حمض مرافق}}{NH_4^+} + \underset{\text{قاعدة مرافقة}}{Cl^-}$$

ج) HCl حمض عند لويس لأنه يستطيع أن يستقبل زوج الكترونات غير رابطة من مادة أخرى :



فسري السلوك القاعدي ل NaOH وفق :

أ) أرهينيوس ب) برونستد – لوري ج) لويس

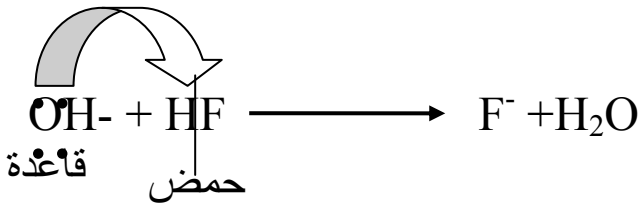
أ) NaOH قاعدة عند أرهينيوس لأنها تنتج أيون الهيدروكسيد عند إذابتها في الماء وفق المعادلة :

$$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$$

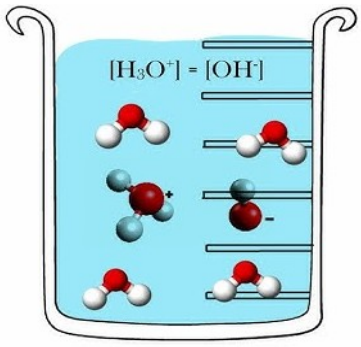
ب) NaOH قاعدة عند برونستد – لوري لانه تستقبل بروتون H^+ من مادة أخرى وفق المعادلة :

$$\underset{\text{حمض}}{HF} + \underset{\text{قاعدة}}{OH^-} \longrightarrow \underset{\text{حمض مرافق}}{H_2O} + \underset{\text{قاعدة مرافقة}}{F^-}$$

ج) NaOH قاعدة عند لويس لأنها تستطيع أن تمنح زوج الكترونات غير رابطة لمادة اخرى :

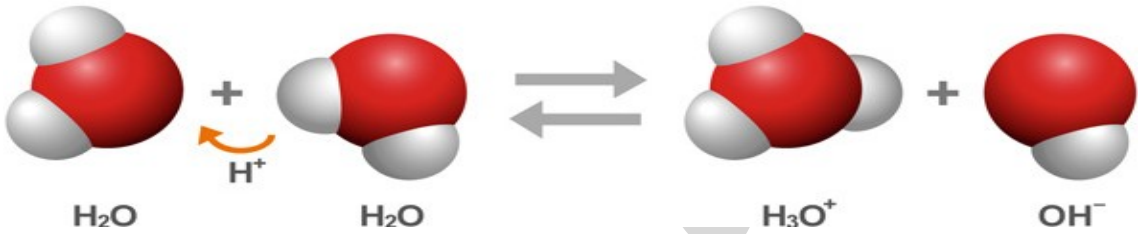


- تفاعل الحمض و القاعدة عند لويس يتضمن تكوين رابطة تناسقية
- لا نكتب حمض مرافق أو قاعدة مرافقة لان هذه تخص برونستد – لوري
- تعد الأيونات الموجبة للفلزات الانتقالية حموض لويس فقط



التأيـــن الـــذاتي للمـــاء

بينت الدراسات ان الماء النقي موصل ضعيف جدا للتيار الكهربائي ، لانه يتأين بدرجة ضئيلة جدا حيث يمكن لجزئ الماء أن يمنح بروتونا (حمض) لجزئ ماء اخر(قاعدة) و يعرف باسم عملية التأين الذاتي للماء حيث تكون الأيونات H_3O^+ , OH^- في حالة اتزان .



يعبر عن ثابت الاتزان Kc للتفاعل على النحو التالي :

$$Kc = \frac{[OH^-][H_3O^+]}{[H_2O]^2}$$

و بما أن تركيز الماء ثابت يمكن إدخاله في ثابت الاتزان للماء :

$Kw = [H_2O]^2 Kc$ (ثابت تأين الماء) يختصر حرف w : water

عند $25^\circ C$ فقط (الظروف المعيارية) لأنه عند تغير الحرارة تتغير التراكيز و بالتالي :

$$Kw = [OH^-][H_3O^+] = 1 \times 10^{-14}$$

في الماء النقي: $[OH^-]=[H_3O^+]$

$$Kw = [OH^-]^2 = [H_3O^+]^2 = 1 \times 10^{-14}$$

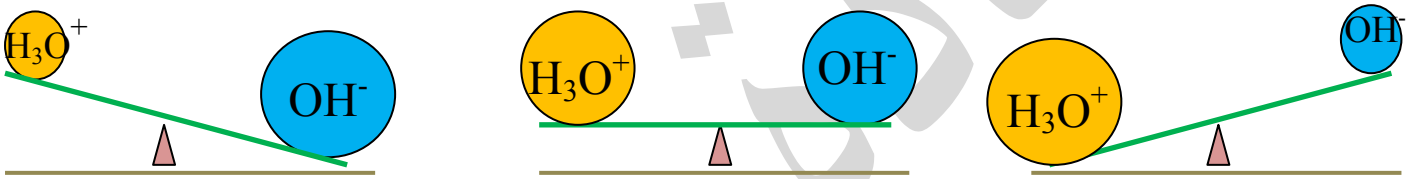
و بالتالي يكون :

$$[OH^-] = [H_3O^+] = \sqrt{1 \times 10^{-14}} \Leftarrow (1 \times 10^{-14})^{1/2}$$

$$[OH^-] = [H_3O^+] = 1 \times 10^{-7}$$

تصـنيف المحـاليل

محلول حمضي	محلول متعادل	محلول قاعدي
$[OH^-] < [H_3O^+]$	$[OH^-] = [H_3O^+]$	$[OH^-] > [H_3O^+]$
$1 \times 10^{-7} < [H_3O^+]$	$1 \times 10^{-7} = [H_3O^+]$	$1 \times 10^{-7} > [H_3O^+]$



$$K_w = [OH^-]\,[H_3O^+] = 1 \times 10^{-14}$$

التـأين الذاتي للماء : بعض جزيئات الماء تسلك كحمض ، وبعضها الآخر يسلك كقاعدة في الماء النقي نفسه .

مثال (1): احسب تركيز أيونات OH^- في محلول ، إذا علمت أن تركيز أيونات H_3O^+ فيه يساوي $1 \times 10^{-2} M$ ، وبين إذا كان المحلول حمضيا أم قاعديا أم متعادلا .

الحل :

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

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} \Rightarrow \frac{1\times10^{-14}}{1\times10^{-2}} \Rightarrow [OH^-] = 1\times10^{-12}$$

بما أن تركيز $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-2}$ أكبر من تركيز $[OH^-] = 1\times10^{-12}$ المحلول حمضي

مثال (2): احسب تركيز أيونات H_3O^+ في محلول ، إذا علمت أن تركيز أيونات OH^- فيه يساوي $1 \times 10^{-4}M$ ، وبين إذا كان المحلول حمضيا أم قاعديا أم متعادلا .

الحل :

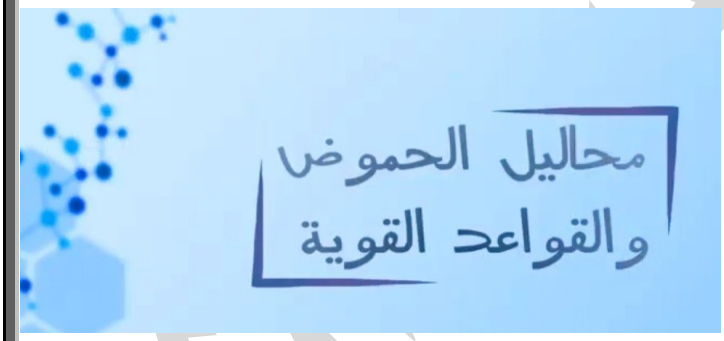
$$Kw = [OH^-][H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} \Rightarrow \frac{1\times10^{-14}}{1\times10^{-4}} \Rightarrow [H_3O^+] = 1\times10^{-10}$$

بما أن تركيز $[OH^-] = 1\times10^{-4}$ أكبر من تركيز $[H_3O^+] = 1\times10^{-10}$ ، فإن المحلول قاعدي

حل أتحقق صـــ 139

المحلول	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	تصنيف المحلول
1	1×10^{-2}	1×10^{-12}	حمضي
2	1×10^{-7}	1×10^{-7}	متعادل
3	1×10^{-10}	1×10^{-4}	قاعدي



محـــاليل الحموض القوية

تتفاوت الحموض و القواعد في قوتها اعتمادا على قدرتها على التأين في الماء

مثلا : يتأين حمض الهيدروكلوريك كليا في الماء كما في المعادلة :

$$HCl_{(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

تتكون القاعدة المرافقة الضعيفة Cl^- لأنها لا ترتبط في البروتون في المحلول و حيث أن التفاعل غير منعكس لا يتكون حمض HCl وينطبق ذلك على الحموض القوية مثل : HI , $HClO_4$, HNO_3 , HBr حيث ترتبط قوة الحمض بقدرته على التأين ومنح البروتون في التفاعل

في معادلة التأين الذاتي للماء نجد أن :-

$$H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ وأيونات الهيدروكسيد OH^- في حالة اتزان مع جزيئات الماء غير المتأينة وعند إضافة حمض قوي إلى الماء فإن موضع الإتزان سيختل ويزداد تركيز أيونات H_3O^+ في المحلول ويزاح موضع الإتزان نحو اليسار وفق مبدأ لوتشاتلييه فيقل تركيز أيونات OH^- و يبقى ثابت تأين الماء K_w ثابتا .

- يعد الحمض القوي المصدر الرئيسي لأيونات H_3O^+
- تركيز أيونات H_3O^+ الناتجة من التأين الذاتي للماء صغيرا جدا يمكن إهماله
- يكون تركيز H_3O^+ في المحلول مساو لتركيز الحمض القوي ويكون المحلول حمضيا

$$[H_3O^+] = [Acid]$$

ومنه يمكن حساب تركيز أيونات OH^- في المحلول باستخدام ثابت تأين الماء K_w

خلاصة :-

إضافة حمض قوي إلى الماء يؤدي إلى تكوين محلول حمضي فيه تركيز أيونات H_3O^+ أكبر من تركيز أيونات OH^-

اسم الحمض	صيغته الكيميائية
البيركلوريك	$HClO_4$
الهيدرويوديك	HI
الهيدروبروميك	HBr
الهيدروكلوريك	HCl
النيتريك	HNO_3

مثال (1): احسبي تركيز كل من H_3O^+ , OH^- في محلول HBr الذي تركيزه 1×10^{-4} M

الحل : نكتب معادلة تأين الحمض و هو حمض قوي يتأين كليا في الماء

$$HBr_{(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Br^-_{(aq)}$$

يعد الحمض HBr المصدر الرئيس لايونات الهيدرونيوم و بالتالي يكون :

$$[HBr]=[H_3O^+]= 1\times10^{-4}\ M$$

$$Kw= [OH^-][H_3O^+]= 1\times10^{-14}\ M$$

$$[OH^-]= \frac{Kw}{[H_3O^+]} \Rightarrow \frac{1\times10^{-14}}{1\times10^{-4}}$$

$[OH^-]=1\times10^{-10}M$

مثال (2): احسب تركيز كل من OH^- , H_3O^+ في محلول حمض HCl تركيزه $2\times10^{-3}M$

الحل :

نكتب معادلة تأين الحمض و هو حمض قوي يتأين كليا في الماء

$$HCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

$[HCl]=[H_3O^+]= 2\times10^{-3}$ M

$Kw= [OH^-][H_3O^+]= 1\times10^{-14}$ M

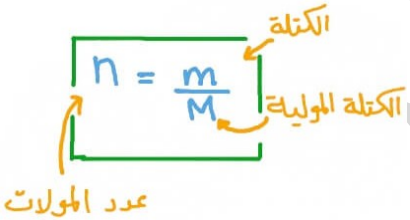
$$[OH^-]= \frac{Kw}{[H_3O^+]} \Rightarrow \frac{1\times10^{-14}}{2\times10^{-3}} \Rightarrow 0.5\times10^{-11}M$$

$[OH^-]=5\times10^{-12}M$

مثال (3):

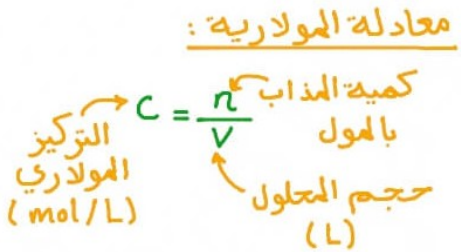
أذيب 3.65 g HCl في محلول مائي حجمه 10L ما قيمة $[H_3O^+]$, $[OH^-]$ ، علما بأن (MrHCl = 36.5g/mol).

الحل :



نحسب عدد مولات الحمض من قانون عدد المولات :-

$n= 3.65/36.5 = 0.1mol$



نحسب تركيز الحمض من قانون المولارية :-

$M=0.1 / 10 = 0.01$ M

$[HCl]=[H_3O^+]= 1\times10^{-2}$ M

$Kw= [OH^-][H_3O^+]= 1\times10^{-14}$ M

$$[OH^-]= \frac{Kw}{[H_3O^+]} \Rightarrow \frac{1\times10^{-14}}{1\times10^{-2}} \Rightarrow 1\times10^{-12}M$$

حل أتحقق صـــ 141 :-

الحل : نكتب معادلة تأين الحمض و هو حمض قوي يتأين كليا في الماء

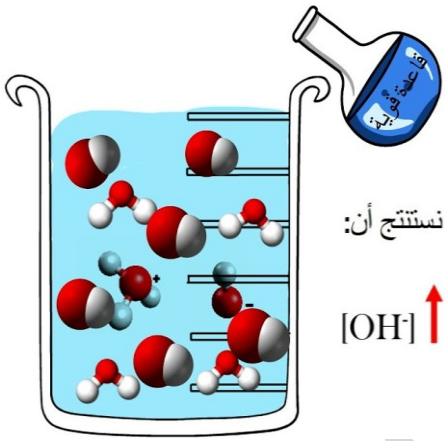
$$HNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$$

$[HNO_3]=[H_3O^+]= 4\times10^{-2}$ M

$Kw= [OH^-][H_3O^+]= 1\times10^{-14}$ M

$$[OH^-]= \frac{Kw}{[H_3O^+]} \Rightarrow \frac{1\times10^{-14}}{4\times10^{-2}} \Rightarrow 0.25\times10^{-12}M$$

$[OH^-]=2.5\times10^{-13}M$



محـــاليل القواعد القوية

تتفاوت الحموض و القواعد في قوتها اعتمادا على قدرتها على التأين في الماء

مثلا : تتأين قاعدة هيدروكسيد الصوديوم NaOH كليا في الماء كما في المعادلة :

$$NaOH_{(s)} \xrightarrow{H2O} Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

في معادلة التأين الذاتي للماء نجد أن :-

$$H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ وأيونات الهيدروكسيد OH^- في حالة اتزان مع جزيئات الماء غير المتأينة وعند إضافة قاعدة قوية إلى الماء فإن موضع الإتزان سيختل ويزداد تركيز أيونات OH^- في المحلول ويزاح موضع الإتزان نحو اليسار وفق مبدأ لوتشاتلييه فيقل تركيز أيونات H_3O^+ و يبقى ثابت تأين الماء K_w ثابتا .

- تعد القاعدة القوية المصدر الرئيسي لأيونات OH^-
- تركيز أيونات OH^- الناتجة من التأين الذاتي للماء صغيرا جدا يمكن إهماله
- يكون تركيز OH^- في المحلول مساو لتركيز القاعدة القوية ويكون المحلول قاعديا

اسم القاعدة	الصيغة الكيميائيّة
هيدروكسيد البوتاسيوم	KOH
هيدروكسيد الليثيوم	LiOH
هيدروكسيد الصوديوم	NaOH

$[OH^-] = [Base]$

ومنه يمكن حساب تركيز أيونات OH^- في المحلول باستخدام ثابت تأين الماء K_w

خـــلاصة :-

إضافة قاعدة قوية إلى الماء يؤدي إلى تكوين محلول قاعدي فيه تركيز أيونات OH^- أكبر من تركيز أيونات H_3O^+

مثال (1): احسبي تركيز كل من H_3O^+ , OH^- في محلول NaOH الذي تركيزه 1×10^{-3} M

الحل : نكتب معادلة تأين القاعدة و هي قاعدة قوية تتأين كليا في الماء

$$NaOH_{(aq)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

تعد القاعدة المصدر الرئيس لأيونات الهيدروكسيد و بالتالي يكون :

$[NaOH]=[OH^-]= 1\times10^{-3}$ M

$Kw= [OH^-][H_3O^+]= 1\times10^{-14}$ M

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} \Rightarrow \frac{1\times10^{-14}}{1\times10^{-3}} \Rightarrow 1\times10^{-11}M$$

مثال (2): احسب تركيز كل من H_3O^+ , OH^- في محلول حجمه 400 ml يحتوي 1.12 g من KOH (MrKOH=56 g/mol) ، كم يبلغ تركيز $[H_3O^+]$ فيه ؟

الحل : نكتب معادلة تأين القاعدة KOH و هي قاعدة قوية تتأين كليا في الماء

$$KOH_{(s)} \xrightarrow{H_2O} K^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

نحسب عدد مولات من قانون عدد المولات :

$n= 1.12/56 = 0.02mol$

نحسب تركيز القاعدة من قانون المولارية بعد تحويل الحجم من مل إلى اللتر :-

$M=0.02 / 0.4 = 0.05$ M

$[KOH]=[OH^-]= 5\times10^{-2}$ M

$Kw = [OH^-][H_3O^+] = 1\times10^{-14}\ M$

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} \longrightarrow \frac{1\times10^{-14}}{5\times10^{-2}} \longrightarrow 0.2\times10^{-12}M$$

$[H_3O^+] = 2\times10^{-13}M$

حل أتحقق صـــ 143 :-

1- الحل : نكتب معادلة تأين القاعدة KOH و هي قاعدة قوية تتأين كليا في الماء

$$KOH_{(s)} \xrightarrow{H_2O} K^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

تعد القاعدة المصدر الرئيس لأيونات الهيدروكسيد و بالتالي يكون :

$[KOH] = [OH^-] = 5\times10^{-1}\ M$

$Kw = [OH^-][H_3O^+] = 1\times10^{-14}\ M$

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} \longrightarrow \frac{1\times10^{-14}}{5\times10^{-1}} \longrightarrow 0.2\times10^{-13}M$$

2- الحل :

الحل : نكتب معادلة تأين القاعدة و هي قاعدة قوية تتأين كليا في الماء

$$NaOH_{(aq)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

نحسب عدد مولات من قانون عدد المولات :

$n = 8/40 = 0.2mol$

نحسب تركيز القاعدة من قانون المولارية بعد تحويل الحجم من مل إلى اللتر :-

$M = 0.2 / 0.2 = 1\ M$

$[NaOH] = [OH^-] = 1\ M$

$Kw = [OH^-][H_3O^+] = 1\times10^{-14}\ M$

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} \longrightarrow \frac{1\times10^{-14}}{1} \longrightarrow 1\times10^{-14}M$$

الـــرقم الهيدروجيني pH والـــــرقم الهيدروكسيلي pOH

مقياس لدرجة حموضة المحاليل المختلفة تم استخدامه لصغر تركيز H_3O^+ في المحاليل

حيث من الصعب التعبير عن تركيز أيونات الهيدرونيوم في المحلول المائي بالأرقام العشرية فقد أقترح اتخاذ لوغاريتم تركيز أيون الهيدرونيوم مسبوقا بإشارة سالبة للتعبير عن هذا التركيز المتدرج من صفر إلى 14

$$pH=\log[H_3O^+] \quad \Leftarrow \quad [H_3O^+]=10^{-pH}$$

الهدف من استخدام الرقم الهيدروجيني :-

1- تحديد طبيعة المحلول بسهولة (حمضي أو قاعدي أو متعادل)

2- تسهيل التعامل مع الأعداد الأسية عبر تبسيطها و جعلها أعداد بسيطة

الرقم الهيدروجيني :

اللوغاريتم السالب لتركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول للأساس 10

مهم جدا :

$$\log 1 = \text{zero}$$

$$\log 10 = 1$$

$$-\log (R\times 10^n) = n-\log R$$

مثال :

- إذا كان $[H_3O^+] = 1\times10^{-7}$ في محلول ، فإن قيمة pH = 7 والمحلول متعادل
- إذا كان $[H_3O^+] = 1\times10^{-4}$ في محلول ، فإن قيمة pH = 4 والمحلول حمضي
- إذا كان $[H_3O^+] = 1\times10^{-13}$ في محلول ، فإن قيمة pH = 13 والمحلول قاعدي

الشكل يمثل العلاقة بين pH وتركيز $[H_3O^+]$ و تركيز $[OH^-]$

1	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}	$[H_3O^+]$
0	**1**	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**	**7**	**8**	**9**	**10**	**11**	**12**	**13**	**14**	pH
10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	1	$[OH^-]$

ملاحظات :

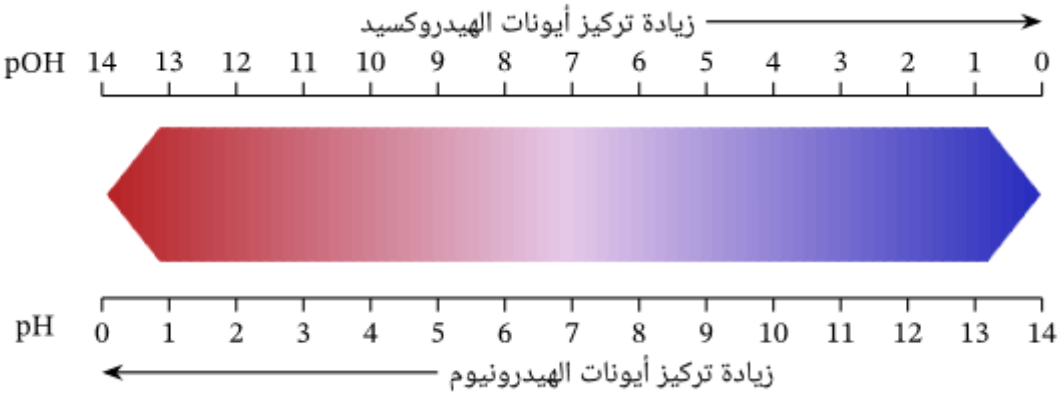
قيمة pH تتناسب عكسيا مع $[H_3O^+]$ ، $pH \alpha \frac{1}{[H_3O^+]}$

و قيمة pH تتناسب طرديا مع $[OH^-]$ ، $pH \alpha [OH^-]$

حل أتحقق صـــ 144 :-

1- إذا كان $[H_3O^+] = 1\times10^{-3}$ في محلول ، فإن قيمة pH = 3 والمحلول حمضي

2- إذا كان $[H_3O^+] = 1\times10^{-12}$ في محلول ، فإن قيمة pH = 12 والمحلول قاعدي



الحسابات المتعلقة بالرقم الهيدروجيني

مثال (1) لحساب قيمة pH :-

أحسب الرقم الهيدروجيني pH لما يلي إذا كان (log2=0.3 ، log5=0.7) :

1- محلول HCl تركيزه 2×10^{-3} M

2- محلول KOH تركيزه 0.02M

الحل :- 1- $[HCl]=[H_3O^+]=2\times10^{-3}$ لان حمض HCl حمض قوي يتأين كليا

$pH = -\log[H_3O^+]$ ⇒ $-\log2\times10^{-3}$ ⇒ $3-\log2 = 3-0.3 = 2.7$

2- $[KOH]=[OH^-]= 2\times10^{-2}$ ، لان KOH قاعدة قوية تتأين كليا

من قانون Kw نحسب تركيز $[H_3O^+]$

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

$[H_3O^+]= \frac{Kw}{[OH^-]}$ ⇒ $\frac{1\times10^{-14}}{2\times10^{-2}}$ ⇒ $[H_3O^+]= 5\times10^{-13}$

$pH = -\log[H_3O^+]$ ⇒ $-\log5\times10^{-13}$ ⇒ $13-\log5 = 13-0.7 = 12.3$

3- أذيب 5.6g من القاعدة KOH في 500 ml من ماء إذا علمت أن (MrKOH = 56g/mol)،احسبي pH للقاعدة (log5=0.7) ؟

الحل :- نحسب عدد مولات من قانون عدد المولات : $n= 5.6/56 = 0.1mol$

نحسب تركيز القاعدة من قانون المولارية بعد تحويل الحجم من مل إلى اللتر :-

$M=0.1 / 0.5 = 0.2$ M

$[KOH]=[OH^-]= 2\times10^{-1}$ M

$Kw= [OH^-][H_3O^+]= 1\times10^{-14}$ M

$[H_3O^+]= \frac{Kw}{[OH^-]}$ ⇒ $\frac{1\times10^{-14}}{2\times10^{-1}}$ ⇒ 0.5×10^{-13}M

$[H_3O^+]=5\times10^{-14}M$

$pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow -\log5\times10^{-14} \Rightarrow 14-\log5 = 14-0.7 = 13.3$

مثال (2) لحساب قيمة $[H_3O^+]$:-

أحسب $[H_3O^+]$ لكل من :

1- محلول حمضي pH له = 2

2- عينة عصير فواكة رقمها الهيدروجيني 4.52 ($10^{0.48}=3$, $\log3=0.48$)

3- بلازما الدم pH له = 7.4 ($10^{0.6}=4$, $\log4=0.6$)

الحل :- 1-

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

2- لتبسيط الأسس فإننا نقرب الأس بجمعه الى أقرب رقم صحيح 4.52 يقرب إلى 5

$[H_3O^+] = 10^{-pH} \Rightarrow 10^{-4.52(+5-5)} \Rightarrow 10^{0.48}\times10^{-5}$

$[H_3O^+] =3\times10^{-5}$

3- لتبسيط الأسس فإننا نقرب الأس بجمعه الى أقرب رقم صحيح 7.4 يقرب إلى 8

$[H_3O^+] = 10^{-pH} \Rightarrow 10^{-7.4(+8-8)} \Rightarrow 10^{0.6}\times10^{-8}$

$[H_3O^+] =4\times10^{-8}$

حل أفكر صـــ 145 :-

عندما يكون pH = 0 فإن التركيز بعد التطبيق بالقانون $[H_3O^+] = 10^0 = 1$

حل أتحقق صـــ 147 :-

1- $[HI]=[H_3O^+]=3\times10^{-2}$ لان حمض HI حمض قوي يتأين كليا

$pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow -\log3\times10^{-2} \Rightarrow 2-\log3 = 2-0.48 = 1.52$

2- لتبسيط الأسس فإننا نقرب الأس بجمعه الى أقرب رقم صحيح 4.3 يقرب إلى 5

$[H_3O^+] = 10^{-pH} \Rightarrow 10^{-4.3(+5-5)} \Rightarrow 10^{0.7}\times10^{-5}$

$[H_3O^+] =5\times10^{-5}$

$[LiOH]=[OH^-]= 4\times10^{-3}$ M -3

$Kw= [OH^-][H_3O^+]= 1\times10^{-14}$ M

$[H_3O^+]= \dfrac{Kw}{[OH^-]} \Rightarrow \dfrac{1\times10^{-14}}{4\times10^{-3}} \Rightarrow 0.25\times10^{-11}$M

$[H_3O^+]=2.5\times10^{-12}$M

$pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow -\log2.5\times10^{-12} \Rightarrow 12-\log2.5 = 12-0.4 = 11.6$

الرقم الهيدروكسيلي

يستخدم pOH للتعبير عن قاعدية المحلول

الرقم الهيدروكسيلي :

اللوغاريتم السالب لتركيز أيونات الهيدروكسيد OH^- في المحلول للأساس 10

$pOH = -\log[OH^-]$ أو $[OH^-] = 10^{-pOH}$

مثال :- أحسب pOH لمحلول القاعدة LiOH بتركيز 0.003 M علما بأن $\log3=0.48$

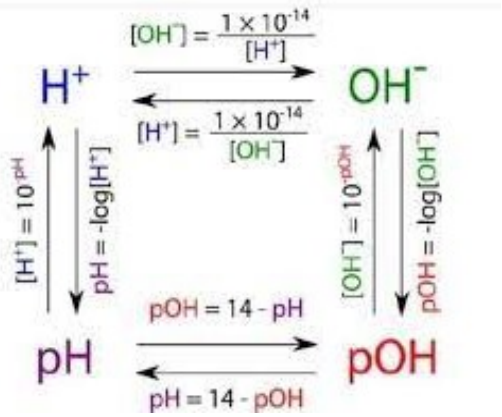
الحل :- $LiOH_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Li^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

$[LiOH]=[OH^-]= 3\times10^{-3}$ M

$pOH = -\log[OH^-] \Rightarrow pOH = -\log3\times10^{-3}$

$= 3-\log3$

$pOH =2.52$



العلاقة بين pH و pOH

يمكن التعبير عن العلاقة بين الرقم الهيدروجيني و الرقم الهيدروكسيلي بالعلاقة الاتية :-

$$pH+pOH = 14$$

حل أتحقق صـــ 148 :-

1- الحل :- $LiOH_{(s)} \xrightarrow{H2O} Li^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

$[LiOH]=[OH^-]= 4\times10^{-3}$ M

$pOH = -\log[OH^-]$ ⇨ $pOH = -\log4\times10^{-3} = 3-\log4$

$pOH = 2.4$

2- لتبسيط الأسس فإننا نقرب الأس بجمعه الى أقرب رقم صحيح 3.2 يقرب إلى 4

$[OH^-] = 10^{-pOH}$ ⇨ $10^{-3.2(+4-4)}$ ⇨ $10^{0.8}\times10^{-4}$

$[OH^-] = 6.3\times10^{-4}$ M

يمكن معرفة قيمة أي من الرقمين pOH و pH للمحلول بمعرفة الآخر

مثال :- أحسب pOH لمحلول حمض النيتريك HNO_3 الذي تركيزه 1×10^{-2} M

الحل :-

$[HNO_3]=[H_3O^+]=1\times10^{-2}$

$pH = -\log[H_3O^+]$ ⇨ $-\log1\times10^{-2}$ ⇨ $pH = 2$

$pH+pOH = 14$ ⇨ $pOH = 14-2=12$

حل أتحقق صـــ 149 :-1- :-

$pH = -\log[H_3O^+]$ ⇨ $-\log1\times10^{-5}$ ⇨ $pH = 5$

$pH+pOH = 14$ ⇨ $pOH = 14-5=9$

-2

$pOH = -\log[OH^-]$ ⇨ $pOH = -\log1\times10^{-4}$ ⇨ $pOH = 4$

$pH+pOH = 14$ ⇨ $pH = 14-4=10$

معايرة حمض قوي و قاعدة قوية

الهدف منها :

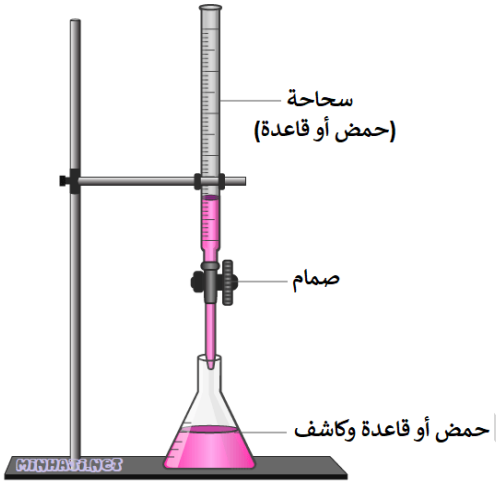
تعيين تركيز مجهول من حمض أو تركيز مجهول من قاعدة

المعايرة :-

الإضافة التدريجية لمحلول قاعدة معلومة التركيز إلى محلول حمض مجهول التركيز أو محلول حمض معلوم التركيز إلى محلول قاعدة مجهول التركيز.

المحلول القياسي :-

حجم معين من محلول معلوم التركيز من حمض أو قاعدة



الأدوات :- سحاحة ، محلول قياسي من حمض أو قاعدة ، محلول حمض أو قاعدة مجهول التركيز ، كاشف

نقطة النهاية :-

نقطة من الحلول القياسي تضاف إلى المحلول وجهول التركيز تنتهي عندها عملية المعايرة بتغير لون الكاشف في المحلول

نقطة التعادل :-

نقطة تعادل يكون عندها $n\ H_3O^+ = n\ OH^-$ خلال عملية المعايرة و هي خاصة بالحموض والقواعد القوية ويكون عندها $pH = 7$ للمحلول الناتج (الملح)

نقطة التكافؤ :-

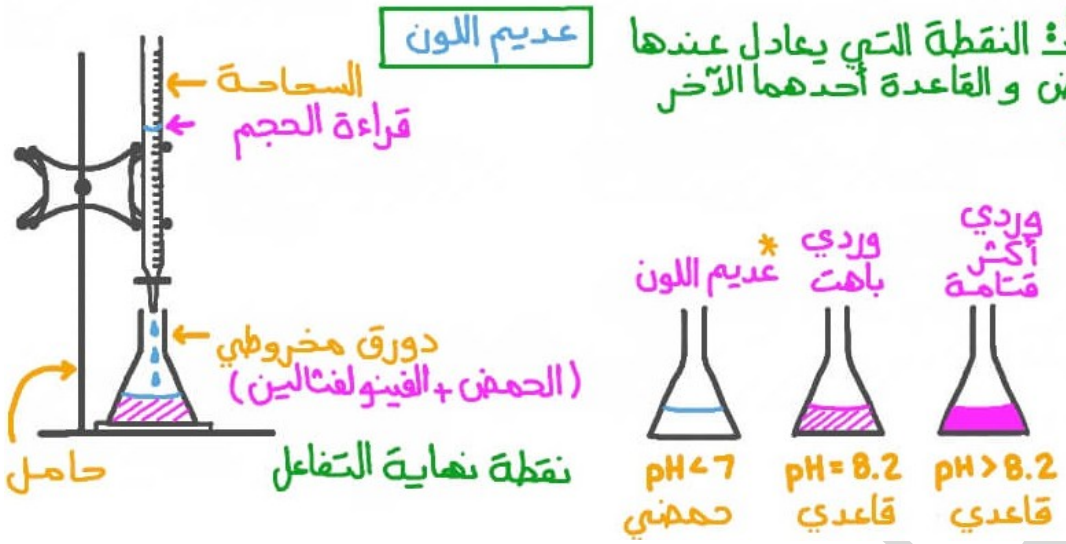
نقطة معينة يصبح عندها عدد مولات أيونات الهيدروكسيد مكافئ لعدد مولات أيونات الهيدرونيوم في المحلول (عدد المولات وليس التراكيز) .

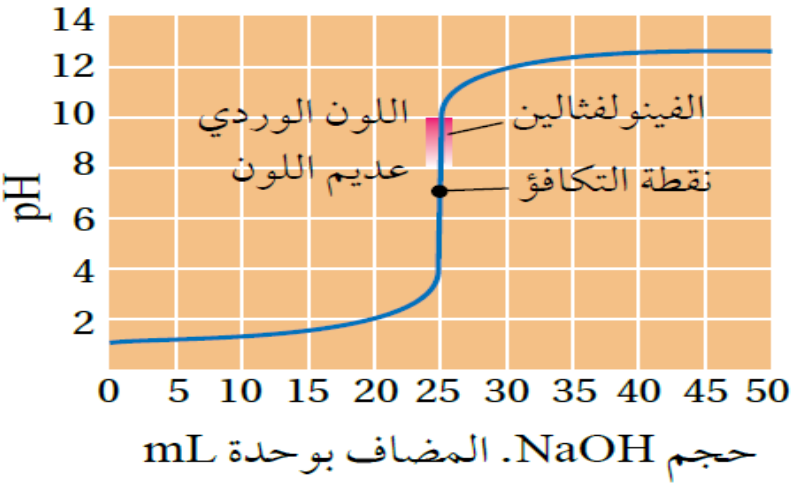
تفاعل الحمض القوي مع القاعدة القوية ينتج ملح وماء وطاقة حرارية ، تفاعل **طارد للطاقة**

كاشف الفينولفثالين :-

من أشهر الكواشف المستخدمة خلال معايرة حمض قوي مع قاعدة قوية يتغير لونه من عديم اللون الى اللون الزهري عند مدى رقم هيدروجيني pH(8.2-10)

يستخدم دليل الفينولفثالين غالباً في تجارب المعايرة . في المحاليل القاعدية ؟
يكون لون الفينولفثالين ورديًا . ما لون الفينولفثالين في المحاليل الحمضية ؟





يمثل الشكل منحنى معايرة حمض HCl معلوم الحجم مجهول التركيز بالدورق المخروطي مع القاعدة NaOH(المحلول القياسي بداخل السحاحة) معلومة التركيز مجهولة الحجم

حسابات المعايرة :-

هناك بعض المصطلحات التي تستخدم (يلزم ل ، لتتعادل مع ، جرت إضافة ---- لتصبح ph=7 ، إذا تعادل ---- مع --- من)

القانون المستخدم :- عدد مولات الحمض = عدد مولات القاعدة

من قانون التركيز :- n acid = n base

بالتالي : $Ma \times Va = Mb \times Vb$

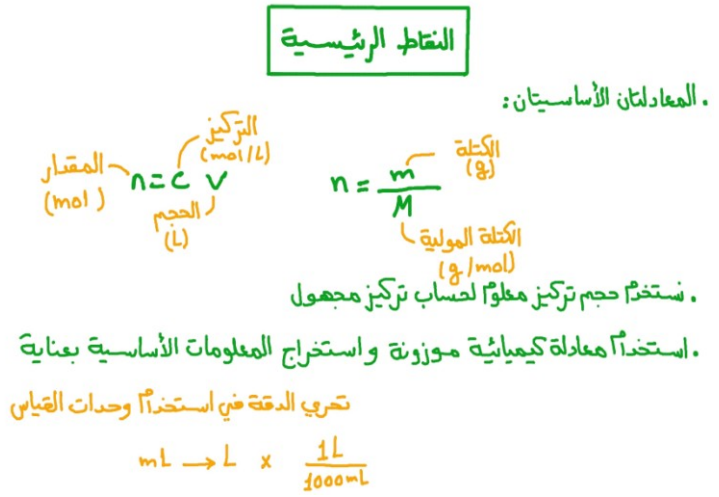
مثال (1) :- أحسب حجم محلول KOH تركيزه 0.1 M لتتعادل مع 100 ml من محلول HCl تركيزه 0.2M ؟

الحل :- حجم الحمض HCl = 100 ml = 0.1L ، حجم القاعدة KOH = ؟

تركيز القاعدة = 0.1 M ، تركيز الحمض = 0.2M

تطبيق القانون :- $M_{HCl} \times V_{HCl} = M_{KOH} \times V_{KOH}$

$0.1 \times 0.2 = 0.1 \times V_{KOH}$ ⇨ $V_{KOH} = 0.2L$ / 200ml



مثال (2) :- أحسب كتلة القاعدة NaOH بوحدة (g) اللازمة للتعادل مع 200ml من محلول الحمض HCl تركيزه 0.4M علما بأن Mr_{NaOH} = 40g/mol

الحل :- n acid = n base

من قانون التركيز نحسب مولات الحمض HCl ، n = Ma×Va

الحمض n= 0.4×0.2 = 0.08 mol

وبما أن عدد مولات الحمض = عدد مولات القاعدة إذن عدد مولات القاعدة = 0.08 mol

من قانون عدد المولات نحسب كتلة القاعدة :- m = n× Mr

40×0.08= 3.2 g

حل أتحقق صـــ 152 :-

حجم الحمض HBr = 30 ml = 0.03L ، حجم القاعدة KOH = 20 ml = 0.02L

تركيز القاعدة = ? ، تركيز الحمض = 0.2M

تطبيق القانون :- $M_{HBr}\times V_{HBr} = M_{KOH}\times V_{KOH}$

$0.2 \times 0.03 = M_{KOH} \times 0.02$ ⟹ $M_{KOH} = 0.3M$

الكواشف الكيميائية

الكواشـــف

مواد كيميائية يتغير لونها حسب الرقم الهيدروجيني للوسط الذي توجد فيه

تتكون من حموض عضوية ضعيفة أو قواعد عضوية ضعيفة يتغير لونها في مدى معين من الرقم الهيدروجيني

يتأين الكاشف الحمضي حسب المعادلة :

$$HIn + H_2O \rightleftharpoons In^- + H_3O^+$$

لون (1) لون (2)

* إضافة الكاشف HIn الى محلول حمض :-

عند إضافة الكاشف الحمضي الى محلول حمض سيزداد تركيز أيونات H_3O^+ في المحلول ووفق مبدأ لوتشاتلييه سوف يندفع الاتزان نحو اليسار (المتفاعلات) للتقليل من أثر الزيادة فيختفي اللون لون 2 و يظهر لون 1

* إضافة الكاشف HIn الى محلول قاعدة :-

عند إضافة الكاشف الحمضي إلى محلول قاعدة ستستهلك أيونات H_3O^+ في المحلول ويقل تركيزها ووفق مبدأ لوتشاتلييه سوف يندفع الاتزان نحو اليمين (النواتج) لتعويض النقص في التركيز فيختفي اللون لون 1 و يظهر لون 2

والعكس صحيح عند إضافة الكاشف القاعدي In :-

يتأين الكاشف القاعدي حسب المعادلة :

$$In + H_2O \rightleftharpoons HIn^+ + OH^-$$

لون (1) لون (2)

* إضافة الكاشف In الى محلول حمض :-

عند إضافة الكاشف القاعدي إلى محلول حمض ستستهلك أيونات OH^- في المحلول ويقل تركيزها ووفق مبدأ لوتشاتلييه سوف يندفع الاتزان نحو اليمين (النواتج) لتعويض النقص في التركيز فيختفي اللون لون 1 و يظهر لون 2

* إضافة الكاشف In الى محلول قاعدة :-

عند إضافة الكاشف القاعدي إلى محلول قاعدة سيزداد تركيز أيونات H_3O^+ في المحلول ووفق مبدأ لوتشاتلييه سوف يندفع الاتزان نحو اليسار (المتفاعلات) للتقليل من أثر الزيادة فيختفي اللون لون 2 و يظهر لون 1

<u>على أي اساس يتم أختيار الكاشف المناسب</u> :- يتم اختيار كاشف يتغير لونه عند رقم هيدروجيني قريب جدا إلى نقطة التعادل أي له مدى pH بين (3-11) تقريبا

اسم الكاشف	تغيّر لون الكاشف		مدى الرقم الهيدروجيني لتغير اللون
	من	إلى	
البنفسج الميثيلي	أصفر	أزرق	0 – 2
الميثيل البرتقالي	أحمر	أصفر	2.9 – 4.0
الميثيل الأحمر	أحمر	أصفر	4.2 – 6.3
البروموثايمول الأزرق	أصفر	أزرق	6.0 – 7.6
الفينول الأحمر	أصفر	أحمر	6.6 – 8.0
الفينولفثالين	عديم اللون	زهري	8.2 – 10.0
الأنديجو ثنائي الفوسفات	أزرق	أصفر	11.5 – 14

الشكل للإطلاع فقط

ملاحظة :- يعتمد التغير في لون الكاشف على النسبة بين تركيز ما يتأين منه الى تركيزه الأصلي

حل أتحقق صـــ 153 :-

1- أصفر

2- أصفر

3- الفينول الأحمر لان مدى الرقم الهيدروجيني قريب من نقطة التعادل (6.6-8)

مـــراجعة الـــدرس

1- يعبر عن حمضية المحاليل أو قاعديتها باستخدام الرقم الهيدروجيني pH أو الرقم الهيدروكسيلي pOH

2- التعاريف وردت خلال الدرس

3- احسب تركيز كل من OH^- , H_3O^+ في محلول حمض HNO_3 تركيزه $2\times10^{-2}M$

أ) نكتب معادلة تأين الحمض و هو حمض قوي يتأين كليا في الماء

$$HNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$$

$[HNO_3]=[H_3O^+]= 2\times10^{-2}$ M

$Kw= [OH^-][H_3O^+]= 1\times10^{-14}$ M

$$[OH^-]= \frac{Kw}{[H_3O^+]} \Rightarrow \frac{1\times10^{-14}}{2\times10^{-2}} \Rightarrow 0.5\times10^{-12}M$$

$[OH^-]=5\times10^{-13}M$

ب) احسبي تركيز كل من H_3O^+ , OH^- في محلول LiOH الذي تركيزه 1×10^{-2} M

الحل : نكتب معادلة تأين القاعدة و هي قاعدة قوية تتأين كليا في الماء

$$LiOH_{(aq)} \xrightarrow{H_2O} Li^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

تعد القاعدة المصدر الرئيس لأيونات الهيدروكسيد و بالتالي يكون :

$[LiOH]=[OH^-]= 1\times10^{-2}$ M

$Kw= [OH^-][H_3O^+]= 1\times10^{-14}$ M

$$[H_3O^+]= \frac{Kw}{[OH^-]} \Rightarrow \frac{1\times10^{-14}}{1\times10^{-2}} \Rightarrow 1\times10^{-12}M$$

(4

الصفة المميزة للمحلول	pH=3	$[H_3O^+]=10^{-9}M$	pOH=4	$[OH^-]=10^{-11}M$	pH=7
تصنيف المحلول	حمضي	قاعدي	قاعدي	حمضي	متعادل

-5

بسبب زيادة تركيز أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ الناتجة من تأين الحمض و K_wيبقى ثابتا

-6 $[HI]=[H_3O^+]=5\times10^{-4}$ لان حمض HI حمض قوي يتأين كليا

$$pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow -\log5\times10^{-4} \Rightarrow 4-\log5 = 4-0.7 = 3.3$$

7- أولا نحسب عدد مولات الحمض من قانون عدد المولات :

$n_{HBr} = m/Mr = 0.81/81 = 0.01$ mol

نحسب تركيز الحمض من قانون المولارية :-

$M_{HBr} = n/V \quad = 0.01 / 0.4 = 0.025M$

$[HBr]=[H_3O^+]= 2.5\times10^{-2}$

$pH = -\log[H_3O^+]$ ⇒ $-\log2.5\times10^{-2}$ ⇒ $2-\log2.5 = 2-0.4 = 1.6$

-8

$[HClO_4]=[H_3O^+]= 8\times10^{-3}$

$pH = -\log[H_3O^+]$ ⇒ $-\log8\times10^{-3}$ ⇒ $3-\log8 = 3-0.9 = 2.1$

-9

نحسب عدد مولات الحمض من قانون عدد المولات :

حجم الحمض $HI = 40\ ml = 0.04L$ ، حجم القاعدة $KOH = 60\ ml = 0.06L$

تركيز القاعدة = ؟ ، تركيز الحمض = $0.3M$

تطبيق القانون :- $M_{HI}\times V_{HI} = M_{KOH}\times V_{KOH}$

$0.3 \times0.04 = M_{KOH} \times 0.06$ ⇒ $M_{KOH} = 0.2M$

-10

الفرع	1	2	3	4	5
الإجابة	ب	ج	ب	د	ج

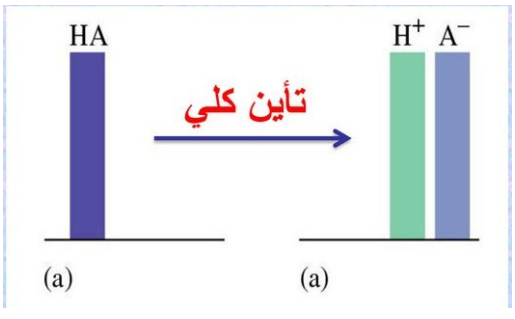
غادة عبيدات

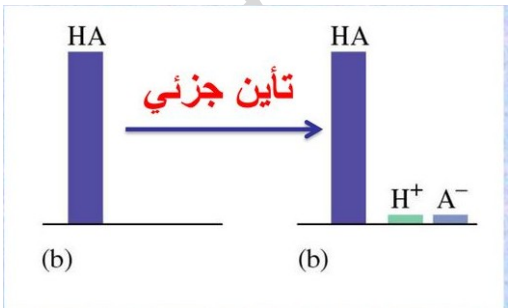
الاتزان في محاليل الحموض الضعيفة

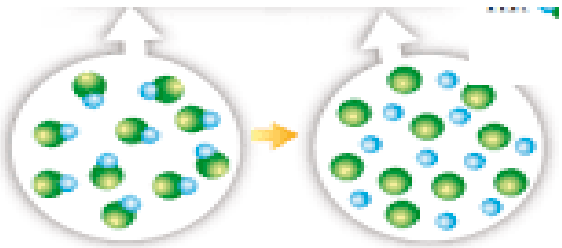
هناك العديد من الحموض الضعيفة التي نستخدمها في حياتنا مثل الأسبرين و حمض الأسكوربيك (فيتامين ج) و حمض الكربونيك الموجود في المشروبات الغازية و العديد من القواعد الضعيفة أيضا مثل كربونات الصوديوم المائية المعروفة بصودا الغسيل .

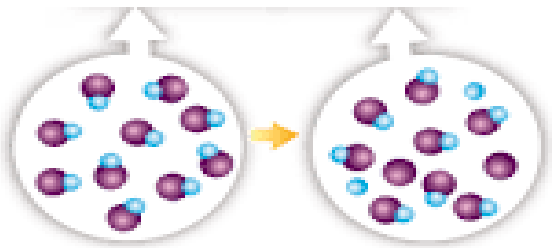
الحموض نوعان :

حموض قوية	حموض ضعيفة
لها قاعدة مرافقة ضعيفة	لها قاعدة مرافقة قوية
تتأين بشكل كامل وتام في الماء	تتأين بشكل جزئي في الماء
$HCl+H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$	$HA+H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$
$[Cl^-] = [H_3O^+] = [HCl]$	$[A^-] = [H_3O^+] \ll [HA]$









و لان الحمض القوي تام التأين فهو يتأين كليا إلى أيونات أي لا يتبقى منه شئ بعد التأين و يكون فيه $[HCl]$ الأصلي قبل التأين = $[H_3O^+]$ = $[Cl^-]$ بعد التأين

بينما الحموض الضعيفة تتأين جزئيا وينتج عن تأينها الأيون السالب الذي يعد قاعدة مرافقة قوية نسبيا لذا ترتبط بأيون الهيدرونيوم في المحلول و تكون الحمض الضعيف من جديد لذا التفاعل منعكس

و لان الحمض الضعيف ليس تام التأين إذن يتبقى منه شئ بعد التأين و يتأين جزئيا إلى أيونات و بالتالي $[A^-] = [H_3O^+] < [HA]$

يمكن التعبير عن ثابت الاتزان للحمض الضعيف بالعلاقة :

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

$$Kc = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA][H_2O]}$$

و بما أن تركيز الماء مقدار ثابت و بضرب الطرفين في تركيز الماء يكون :

$$Ka = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$

Ka : ثابت تأين الحمض حيث يرمز حرف (a) إلى acid

ثابت تأين الحمض : 1- خاص للحموض الضعيفة و يتأثر فقط بتغير درجة الحرارة

2- هو ثابت اتزان يربط بين تركيز الحمض و تراكيز نواتج تأينه

3- مقياس لقدرة الحمض على تكوين أيون الهيدرونيوم H_3O^+ أي مقياس كمي لتأين الحمض

4- كلما زادت قوة الحمض قلت قوة القاعدة المرافقة الناتجة عن تأينه

5- كلما زادت قيمة Ka :- زاد تركيز $[H_3O^+]$ و قلت قيمة pH وبالتالي زادت قوة الحمض ويقل تركيز $[OH^-]$ وتزداد قدرة الحمض على التأين في الماء

يمثل الجدول قيم ثابت تأين الحمض الضعيف لعدد من الحموض عند درجة حرارة 25°C

اسم الحِمض	صيغته الكيميائيّة	ثابتُ تأيُّن الحِمض K_a
حِمض الكبريت IV	H_2SO_3	1.3×10^{-2}
حِمض الهيدروفلوريك	HF	6.8×10^{-4}
حِمض النيتروجين III	HNO_2	4.5×10^{-4}
حِمض الميثانويك	HCOOH	1.7×10^{-4}
حِمض البنزويك	C_6H_5COOH	6.3×10^{-5}
حِمض الإيثانويك	CH_3COOH	1.7×10^{-5}
حِمض الكربونيك	H_2CO_3	4.3×10^{-7}
حِمض كبريتيد الهيدروجين	H_2S	8.9×10^{-8}
حِمض أحادي الهيبو كلوريك	HClO	3.5×10^{-8}
حِمض الهيدروسيانيك	HCN	4.9×10^{-10}

حل أتحقق صـــ 158 :- من الجدول أعلاه نجد أن :-

1- HCOOH

2- HNO_2

3- HClO

حسابات محاليل الحموض الضعيفة

مثـــال (1) : محلول مـــن حمض HCN مجهول التـــركيز و قيمة pH لـــه = 5 / ، ما تركيز الحمض في المحلول [HCN] ؟ $Ka= 1\times10^{-10}$

الحل : $HCN + H_2O \rightleftharpoons CN^- + H_3O^+$

من العلاقة الرياضية $[H_3O^+]= 10^{-pH}$ اذن $[H_3O^+]=10^{-5}M$

و بما أن $[CN^-]=[H_3O^+]$

$$Ka= \frac{[CN^-][H_3O^+]}{[HCN]}$$

$$4.9\times10^{-10} = \frac{10^{-5}\times10^{-5}}{[HCN]}$$

$[HCN]= 0.2M$

مثـــال (2) : محلول حمض HF تكون من إضافة (0.56g) منه إلى كمية مجهولة من الماء ، فكانت قيمة pH لهذا المحلول = 2.16 ، إذا علمت أن قيمة $Ka= 6.8\times10^{-4}$ للحمض ، والكتلة المولية له 20 g/mol،(log7=0.84) أحسب حجم المحلول ؟

الحل : $HF + H_2O \rightleftharpoons F^- + H_3O^+$

$[H_3O^+] = 10^{-pH} \Rightarrow 10^{-2.16(+3-3)} \Rightarrow 10^{0.84}\times10^{-3}$

$[H_3O^+] =7\times10^{-3}$

و بما أن $[F^-]=[H_3O^+]$ نحسب تركيز الحمض من العلاقة :

$$Ka= \frac{[F^-][H_3O^+]}{[HF]}$$

$$6.8\times10^{-4} = \frac{(7\times10^{-3})^2}{[HF]}$$

$[HF]= 7.2\times10^{-2}M$

لحساب عدد المولات نطبق العلاقة : عدد المولات = الكتلة / الكتلة المولية

$n=m/Mr \Rightarrow 0.56/20 = 0.028$ mol

لحساب حجم المحلول من العلاقة : التركيز = عدد المولات / الحجم

$M=n/V \Rightarrow 7.2\times10^{-2}= 0.028 /V \Rightarrow V=388ml / 0.388L$

مثـــال (3) : ما عدد مـــولات الحمض HX اللازم إضافتها إلى كمية مـــن الماء لعمل محلول حجمه 2L و قيمة pH = 2.7 علمت أن قيمة $Ka=2\times10^{-5}$ ، للحمض log2=0.3

الحل :- $HX + H_2O \rightleftharpoons X^- + H_3O^+$

$[H_3O^+] = 10^{-pH}$ ⇒ $10^{-2.7(+3-3)}$ ⇒ $10^{0.3} \times 10^{-3}$

$[H_3O^+] = 2\times10^{-3}$

$[X^-] = [H_3O^+]$ وحيث أن $[H_3O^+]=2\times10^{-3}$

$$Ka = \frac{[X^-][H_3O^+]}{[HX]}$$

$$2\times10^{-5} = \frac{(2\times10^{-3})^2}{[HX]}$$

$[HX]=0.2M$

نحسب عدد المولات من العلاقة : التركيز = عدد المولات / الحجم ، $M= n/V$

$0.2 = n/2$ ⇒ $n= 0.4mol$

مثـــال (4) : أضيف (12g) من حمض HZ إلى كمية من الماء لعمل محلول حجمه (500ml) فكانت قيمة pH = 4.4 ، إذا علمت أن قيمة $Ka= 4\times10^{-9}$ للحمض ، $\log4=0.6$ ، أحسب الكتلة المولية للحمض ؟

الحل :-

$$HZ + H_2O \rightleftharpoons Z^- + H_3O^+$$

$[H_3O^+] = 10^{-pH}$ ⇒ $10^{-4.4(+5-5)}$ ⇒ $10^{0.6} \times 10^{-5}$

$[H_3O^+] = 4\times10^{-5}$

وحيث أن $[Z^-] = [H_3O^+]$

$$Ka = \frac{[Z^-][H_3O^+]}{[HZ]}$$

$$4\times10^{-9} = \frac{(4\times10^{-5})^2}{[HZ]}$$

$[HZ]=0.4M$

نحسب عدد المولات من العلاقة : التركيز = عدد المولات / الحجم $M = n/V$

$0.4 = n/0.5$ ⇨ $n = 0.2mol$

نحسب الكتلة المولية من العلاقة : عدد المولات = الكتلة / الكتلة المولية $n = m/Mr$

$0.2 = 12 / Mr$ ⇨ $Mr = 60g/mol$

مثـــال (5) : احسب قيمة pH لمحلول حمض الإيثانويك CH_3COOH تركيزه 0.5M ، إذا علمت أن قيمة $Ka = 1.7\times10^{-5}$ للحمض ، $\log3=0.48$.

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

نحسب تركيز $[H_3O^+]$ الذي يساوي $[CH_3COO^-]$

$$Ka = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

$$1.7\times10^{-5} = \frac{[H_3O^+]^2}{0.5} \quad ، \quad [H_3O^+] = 3\times10^{-3}$$

$pH = -\log[H_3O^+]$ ⇨ $-\log3\times10^{-3}$ ⇨ $3-\log3 = 3-0.48 = 2.52$

مثـــال (6) : احسب قيمة pH لمحلول حمض البنزويك C_6H_5COOH الذي تركيزه 0.01M ، علما بأن $Ka=6.3\times10^{-5}$ ، $\log8=0.9$

الحل : $C_6H_5COOH + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5COO^- + H_3O^+$

نحسب تركيز $[H_3O^+]$ الذي يساوي $[C_6H_5COO^-]$

$$Ka = \frac{[C_6H_5COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

$$6.3\times10^{-5} = \frac{[H_3O^+]^2}{0.01} \quad ، \quad [H_3O^+] = 8\times10^{-4}$$

$pH = -\log[H_3O^+]$ ⇨ $-\log8\times10^{-4}$ ⇨ $4-\log8 = 4-0.9 = 3.1$

مثـــال (7) : أذيب 6 g من حمض البنزويك C_6H_5COOH في 5L من الماء ، بدرجة حرارة 25°C ، إذا علمت أن pH للمحلول الناتج 3.1 ، احسب Ka للحمض ، اذا كانت الكتلة المولية للحمض =120 g/mol , log8=0.9

الحل : $C_6H_5COOH + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5COO^- + H_3O^+$

أولا نحسب عدد مولات الحمض من قانون عدد المولات :

$n = m/Mr = 6/120 = 0.05\ mol$

نحسب تركيز الحمض من قانون المولارية :-

$M = n/V \quad = 0.05 / 5 = 0.01M$

نحسب تركيز $[H_3O^+]$ الذي يساوي $[C_6H_5COO^-]$ من pH

$[H_3O^+] = 10^{-pH} \Rightarrow 10^{-3.1(+4-4)} \Rightarrow 10^{0.9} \times 10^{-4}$

$[H_3O^+] = 8\times10^{-4}$

$$Ka = \frac{[C_6H_5COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

$$Ka = \frac{(8\times10^{-4})^2}{0.01} \qquad Ka = 6.4\times10^{-5}$$

حل أتحقق صـــ 159 :-

$HNO_2 + H_2O \rightleftharpoons NO_2^- + H_3O^+$

$$Ka = \frac{[NO_2^-][H_3O^+]}{[HNO_2]}$$

$$4.5\times10^{-4} = \frac{(X)^2}{0.03} \Rightarrow [H_3O^+] = 3.7\times10^{-3}M$$

حل أتحقق صـــ 160 :- $HCN + H_2O \rightleftharpoons CN^- + H_3O^+$

نحسب تركيز $[H_3O^+]$ الذي يساوي $[CN^-]$

$$Ka = \frac{[CN^-][H_3O^+]}{[HCN]}$$

$$4.9\times10^{-10} = \frac{[H_3O^+]^2}{0.02} \quad ، \quad [H_3O^+] = 3.1\times10^{-6}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow -\log 3.1\times10^{-6} \Rightarrow 6-\log 3.1 = 6-0.49 = 5.51$$

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

حل أتحقق صـــ 162 :-

أولا نحسب تركيز $[H_3O^+]$ من pH والذي يساوي $[HCOO^-]$ $[H_3O^+] = 1\times10^{-3}$ M

ثانيا نحسب تركيز الحمض من قانون Ka

$$Ka = \frac{[HCOO^-][H_3O^+]}{[HCOOH]}$$

$$1.7\times10^{-4} = \frac{[1\times10^{-3}]^2}{[HCOOH]} \quad ، \quad [HCOOH] = 0.59\times10^{-2}$$

ثالثا :- نحسب عدد مولات الحمض من قانون المولارية :-

$$M = n/V \Rightarrow 0.59\times10^{-2} = n / 0.5 = 0.295\times10^{-2}\text{mol}$$

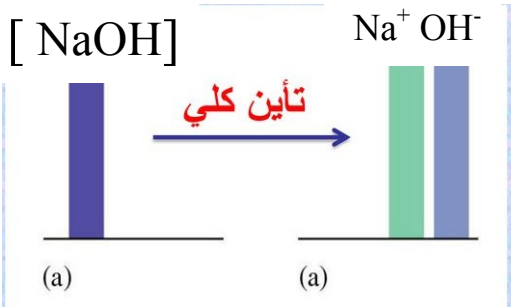
رابعا :- نحسب الكتلة من قانون عدد المولات :- $n=m/Mr$

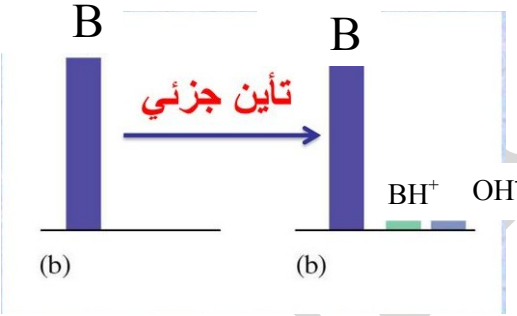
$$0.295\times10^{-2} = m/46 \Rightarrow m = 0.136g$$

الاتزان في محاليل القواعد الضعيفة

القواعد نوعان :

قواعد قوية	قواعد ضعيفة
لها حمض مرافق ضعيف	لها حمض مرافق قوي
تتأين بشكل كامل وتام في الماء	تتأين بشكل جزئي في الماء
$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$	$B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$
$[Na^+] = [OH^-] = [NaOH]$	$[OH^-] = [BH^+] \ll [B]$





ولان القاعدة القوية تامة التأين فهي تتأين كليا إلى أيونات أي لا يتبقى منها شئ بعد التأين ويكون فيها $[NaOH]$ الأصلي قبل التأين = $[OH^-] = [Na^+]$ بعد التأين

بينما القواعد الضعيفة تتأين جزئيا وينتج عن تأينها الأيون الموجب الذي يعد حمض مرافق قوي نسبيا لذا ترتبط بأيون الهيدروكسيد في المحلول و يكون القاعدة الضعيفة من جديد إلى أن تصل الأيونات الناتجة وجزيئات القاعدة غير المتأينة إلى حالة اتزان لذا يعد التفاعل تفاعل منعكس في اتجاهين (أمامي وعكسي)

و لان القاعدة الضعيفة ليست تامة التأين إذن يتبقى منها بعد التأين
و تتأين جزئيا إلى أيونات و بالتالي

$[OH^-] = [BH^+] < [B]$ بعد التأين

يمكن التعبير عن ثابت الاتزان للقاعدة الضعيفة بالعلاقة :

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

$$Kc = \frac{[OH^-][BH^+]}{[B][H_2O]}$$

و بما أن تركيز الماء مقدار ثابت و بضرب الطرفين في تركيز الماء يكون :

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

Kb : ثابت تأين القاعدة الضعيفة ، حيث يرمز حرف (b) إلى base

ثابت تأين القاعدة : 1- خاص للقواعد الضعيفة و يتأثر فقط بتغير درجة الحرارة

2- هو ثابت اتزان يربط بين تركيز القاعدة و تراكيز الأيونات الناتجة عن تأينه

3- مقياس لقدرة القاعدة على تكوين أيونات الهيدروكسيد OH^- أي مقياس كمي لتأين القاعدة

4- كلما زادت قوة القاعدة قلت قوة الحمض المرافق الناتج عن تأينها

5- كلما زادت قيمة Kb :- زاد تركيز أيونات $[OH^-]$ و زادت قيمة pH وقلت قيمة pOH وبالتالي تزداد قوة القاعدة ويقل تركيز أيونات $[H_3O^+]$ و تتأين بشكل أكبر

اسم القاعدة	صيغة القاعدة	ثابت تأيّن القاعدة K_b
إيثيل أمين	$C_2H_5NH_2$	4.7×10^{-4}
ميثيل أمين	CH_3NH_2	4.4×10^{-4}
أمونيا	NH_3	1.8×10^{-5}
هيدرازين	N_2H_4	1.7×10^{-6}
بيريدين	C_5H_5N	1.4×10^{-9}
أنيلين	$C_6H_5NH_2$	2.4×10^{-10}

يمثل الجدول قيم ثابت تأين القاعدة الضعيفة لعدد من القواعد عند درجة حرارة 25°C

حل أتحقق صـــ 163 :- بالرجوع الى الجدول أعلاه

1- C_5H_5N

2- $C_2H_5NH_2$

3- N_2H_4

تطبيقات على ثابت تأين القاعدة في مسائل حسابية

مثـــال (1) : محلول مـــن البيريدين C_5H_5N مجهول التـــركيز و قيمة pH لـــه = 9.7 / $Kb=1.7\times10^{-9}$ ، $\log2=0.3$ ما تركيز المحلول $[C_5H_5N]$ ؟

الحل : $C_5H_5N + H_2O \rightleftharpoons C_5H_5NH^+ + OH^-$

من العلاقة الرياضية

$[H_3O^+] = 10^{-pH}$ ⇦ $10^{-9.7(+10-10)}$ ⇦ $10^{0.3}\times10^{-5}$

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

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} \Leftarrow = \frac{1\times10^{-14}}{2\times10^{-10}}$$

$[OH^-]=5\times10^{-5}$ M

$$Kb = \frac{[C_5H_5NH^+][OH^-]}{[C_5H_5N]}$$

$$1.7\times10^{-9} = \frac{(5\times10^{-5})^2}{[C_5H_5N]} \Rightarrow$$ وبما أن تركيز $[OH^-] = [C_5H_5NH^+]$

$[C_5H_5N]=1.5$ M

مثـــال (2) : إذا علمـــت أن pH لقـــاعدة ضعيفة X = 11.3 ، و أن قيمة $Kb=4\times10^{-4}$ ، احسب عدد مولات القاعدة المذابة في 500ml من المحلول ،

(log2=0.3 , log5=0.7)

الحل : $X + H_2O \rightleftharpoons XH^+ + OH^-$

$[H_3O^+] = 10^{-pH} \Rightarrow 10^{-11.3(+12-12)} \Rightarrow 10^{0.7} \times 10^{-12}$

$[H_3O^+]=5\times10^{-12}\ M$

$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} \Rightarrow = \frac{1\times10^{-14}}{5\times10^{-12}}$

$[OH^-]=2\times10^{-3}\ M$

$Kb= \frac{[XH^+][OH^-]}{[X]} \Rightarrow 4\times10^{-4}= \frac{(2\times10^{-3})^2}{[X]}$

$[X]=0.01M$

نحسب عدد مولات الحمض من قانون المولارية :-

$M = n/V \Rightarrow 1\times10^{-2} = n / 0.5 = 5\times10^{-3}mol$

مثـــال (3) : احسب قيمة pH لمحلول ميثيل أمين CH_3NH_2 تركيزه 0.04M، إذا علمت أن قيمة $Kb=4\times10^{-2}$ ، log2.5=0.4

الحل : $CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$

نحسب تركيز $[OH^-]$ الذي يساوي $[CH_3NH_3^+]$ من العلاقة الرياضية :

$Kb= \frac{[CH_3NH_3^+][OH^-]}{[CH_3NH_2]}$

$4\times10^{-2}= \frac{[OH^-]^2}{0.04}$ ، $[OH^-]=4\times10^{-2}M$

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

$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} \Rightarrow \frac{1\times10^{-14}}{4\times10^{-2}} \Rightarrow [H_3O^+] = 2.5\times10^{-13}M$

$pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow -\log 2.5\times10^{-13} \Rightarrow 13-\log2.5 = 13-0.4 = 12.6$

مثـــال (4) : كم غراما من الهيدرازين N_2H_4 يلزم إضافتها إلى كمية مـــن الماء لعمل محلول حجمه 2L و قيمة pH=10.3 ، إذا علمت أن قيمـــة $Kb=1\times10^{-6}$ ، $\log5=0.7$ علما بأن الكتلة المولية للهيدرازين N_2H_4 = 32g/mol .

الحل :-

$$N_2H_4 + H_2O \rightleftharpoons N_2H_5^+ + OH^-$$

$[H_3O^+] = 10^{-pH} \Rightarrow 10^{-10.3(+11-11)} \Rightarrow 10^{0.7}\times10^{-11}$

$[H_3O^+]=5\times10^{-11}$ M

$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1\times10^{-14}}{5\times10^{-11}}$

$[OH^-]=2\times10^{-4}$ M

و بما أن $[N_2H_5^+]=[OH^-]$ لحساب تركيز القاعدة من العلاقة :

$Kb = \frac{[N_2H_5^+][OH^-]}{[N_2H_4]} \Rightarrow 1\times10^{-6} = \frac{(2\times10^{-4})^2}{[N_2H_4]}$

$[N_2H_4]= 0.04M$

نحسب عدد مولات الحمض من قانون المولارية :-

$M = n/V \Rightarrow 4\times10^{-2} = n/2 = 8\times10^{-2}mol$

نحسب الكتلة من قانون عدد المولات :- $n=m/Mr$

$8\times10^{-2} = m/32 \Rightarrow m = 2.56g$

مثـــال (5) : احسبي كتلة الأمونيا NH_3 اللازم إضافتها إلى كمية من الماء لعمل محلول حجمه (400ml) فكانت قيمة pH = 12 ، إذا علمت أن قيمة $Kb=1.8\times10^{-5}$ ،

إذا علمت أن الكتلة المولية NH_3 = 17g/mol

الحل :-

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

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \Rightarrow 10^{-12} \Rightarrow [H_3O^+]=1\times10^{-12}$$

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} \Rightarrow = \frac{1\times10^{-14}}{1\times10^{-12}}$$

$$[OH^-]=1\times10^{-2}\ M$$

و بما أن $[NH_4^+]=[OH^-]$ لحساب تركيز القاعدة من العلاقة :

$$Kb= \frac{[NH_4^+]\,[OH^-]}{[NH_3]} \Rightarrow 1.8\times10^{-5}= \frac{(1\times10^{-2})^2}{[NH_3]}$$

$[NH_3]=5.56M$

نحسب عدد مولات الحمض من قانون المولارية :-

$$M = n/V \Rightarrow 5.56 = n / 0.4 = 2.22mol$$

نحسب الكتلة من قانون عدد المولات :- $n=m/Mr$

$$2.22= m/17 \Rightarrow m= 37.74g$$

مثـــال (6) :

تم إذابة 0.15mol مول من قاعدة ضعيفة B في 500ml من الماء ، فكانت pH = 11 احسب قيمة Kb للقاعدة ؟

الحل :-

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

غادة عبيدات

نحسب $[OH^-]$ من pH

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \Rightarrow 10^{-11} \Rightarrow [H_3O^+]=1\times10^{-11}$$

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} \Rightarrow = \frac{1\times10^{-14}}{1\times10^{-11}}$$

$$[OH^-]=1\times10^{-3}\ M$$

نحسب تركيز القاعدة من قانون المولارية $M=n/V$

$$M=0.15/0.5 \Rightarrow M=0.3M$$

و بما أن $[OH^-]=[BH^+]$ نحسب Kb من العلاقة :

$$Kb= \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]} \Rightarrow \frac{(1\times10^{-3})^2}{0.3}$$

$$Kb =3.33\times10^{-6}$$

حل أتحقق صـــ 164 :-

$$N_2H_4 + H_2O \rightleftharpoons N_2H_5^+ + OH^-$$

$$Kb= \frac{[N_2H_5^+][OH^-]}{[N_2H_4]} \Rightarrow 1.7\times10^{-6} = \frac{[OH]^2}{0.04}$$

$$[OH^-]= 2.6\times10^{-4}$$

حل أتحقق صـــ 153 :-

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

نحسب تركيز $[OH^-]$ الذي يساوي $[NH_4^+]$ من العلاقة الرياضية :

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

$1.8\times10^{-5}=\dfrac{[OH^-]^2}{0.02}$ ، $[OH^-]=0.6\times10^{-3}M$

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

$[H_3O^+]=\dfrac{Kw}{[OH^-]} \Rightarrow \dfrac{1\times10^{-14}}{0.6\times10^{-3}} \Rightarrow [H_3O^+]= 1.66\times10^{-11}M$

$pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow -\log1.66\times10^{-11} \Rightarrow 11-\log1.66= 11-0.22 = 10.78$

<u>حل أتحقق صـــ 153 :-</u>

<u>الحل :-</u>

$C_4H_9NH_2 + H_2O \rightleftharpoons C_4H_9NH_3^+ + OH^-$

نحسب $[OH^-]$ من pH

$[H_3O^+] = 10^{-pH} \Rightarrow 10^{-12} \Rightarrow [H_3O^+]=1\times10^{-12}$

$[OH^-] = \dfrac{Kw}{[H_3O^+]} \Rightarrow = \dfrac{1\times10^{-14}}{1\times10^{-12}}$

$[OH^-]=1\times10^{-2}\ M$

و بما أن $[C_4H_9NH_3^+]=[OH^-]$ نحسب Kb من العلاقة :

$Kb=\dfrac{[C_4H_9NH_3^+][OH^-]}{[C_4H_9NH_2]} \Rightarrow \dfrac{(1\times10^{-2})^2}{0.4}$

$Kb =2.5\times10^{-4}$

مـــراجعة الـــدرس

1- كلما زاد ثابت تأين الحمض الضعيف زادت قوة الحمض وقلت قيمة الرقم الهيدروجيني لمحلول الحمض

2- الحل : $HNO_2 + H_2O \rightleftharpoons NO_2^- + H_3O^+$

أ- نحسب تركيز $[H_3O^+]$ الذي يساوي $[NO_2^-]$

$$Ka = \frac{[NO_2^-][H_3O^+]}{[HNO_2]}$$

$$4.5\times10^{-4} = \frac{[H_3O^+]^2}{0.02} \quad ، \quad [H_3O^+] = 3\times10^{-3}$$

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} \Rightarrow = \frac{1\times10^{-14}}{3\times10^{-3}}$$

$[OH^-]=3.3\times10^{-12}$ M

$pOH = -\log[OH^-] \Rightarrow -\log 3.3\times10^{-12}$

$12-\log3.3 = 12-0.52 = 11.48$

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

$$Kb = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \Rightarrow 1.8\times10^{-5} = \frac{(X)^2}{0.01}$$

$[OH^-]=4.2\times10^{-4}$M

$pOH = -\log[OH^-] \Rightarrow -\log4.2\times10^{-4} \Rightarrow pOH=4-\log4.2$

pOH=4-0.62 ⇨ 3.38

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} \Rightarrow = \frac{1\times10^{-14}}{4.2\times10^{-4}}$$

$[H_3O^+]=2.4\times10^{-11}$ M

3- عند زيادة ثابت تأين القاعدة يزداد تأينها و يزداد انتاج أيونات $[OH^-]$ و يزداد تركيز هذه الأيونات في المحلول .

4- أ- CN^- ب- HNO_2 ج- HCN د- HNO_2

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

لحساب عدد مولات الحمض نطبق العلاقة : عدد المولات = الكتلة / الكتلة المولية

$n=m/Mr$ ⇨ $12/60 = 0.2$ mol

لحساب تركيز الحمض من العلاقة : التركيز = عدد المولات / الحجم

$M=n/V$ ⇨ $M= 0.2 /0.4$ ⇨ $M=0.5M$

نحسب تركيز $[H_3O^+]$ من ثابت التأين

$$Ka= \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

$$1.7\times10^{-5} = \frac{[H_3O^+]^2}{0.5} \quad ، \quad [H_3O^+]= 2.9\times10^{-3} \text{ M}$$

$pH = -\log[H_3O^+]$ ⇨ $-\log2.9\times10^{-3}$ ⇨ $3-\log2.9= 3-0.46 = 2.54$

5- أ- $C_5H_5NH^+$ ب- CH_3NH_2 ج- CH_3NH_2

د- $NH_{3(aq)} + C_6H_5NH_3^+{}_{(aq)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + C_6H_5NH_{2(aq)}$

القاعدة وحمضها المرافق : NH_3 , NH_4^+

الحمض و قاعدته المرافقة : $C_6H_5NH_3^+$ ، $C_6H_5NH_2$

هـ-

الحل :-

$$N_2H_4 + H_2O \rightleftharpoons N_2H_5^+ + OH^-$$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \Rightarrow 10^{-9.4(+10-10)} \Rightarrow 10^{0.6} \times 10^{-10}$$

$$[H_3O^+] = 3.9\times10^{-10}\ M$$

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} \Rightarrow = \frac{1\times10^{-14}}{3.9\times10^{-10}}$$

$$[OH^-] = 0.26\times10^{-4}\ M$$

و بما أن $[N_2H_5^+] = [OH^-]$ لحساب تركيز القاعدة من العلاقة :

$$Kb = \frac{[N_2H_5^+][OH^-]}{[N_2H_4]} \Rightarrow 1.7\times10^{-6} = \frac{(0.26\times10^{-4})^2}{[N_2H_4]}$$

$$[N_2H_4] = 3.9\times10^{-4}M$$

نحسب عدد مولات القاعدة من قانون المولارية :-

$$M = n/V \Rightarrow 3.9\times10^{-4} = n / 0.4 = 1.56\times10^{-4}mol$$

نحسب الكتلة من قانون عدد المولات :- $n=m/Mr$

$$1.56\times10^{-4} = m/32 \Rightarrow m = 5\times10^{-3}g$$

-6

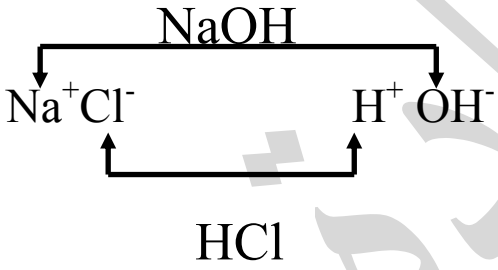
الفرع	1	2	3	4	5
الإجابة	ا	ج	د	ب	ا

الخصائص الحمضية والقاعدية للأمـــــــــلاح

الملح :

مادة أيونية ناتجة عن تفاعل حمض مع قاعدة (أصل الملح حمض و قاعدة)

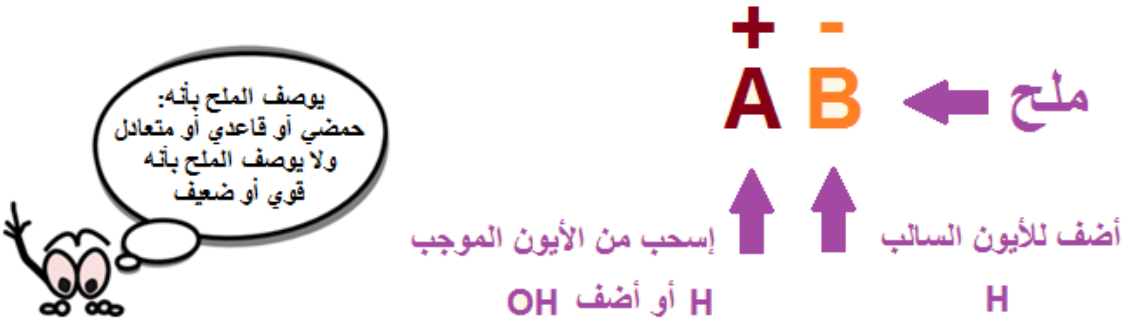
كيف يتم معرفة أصل الملح ؟



أنواع محاليل الأملاح

أملاح قاعدية	أملاح متعادلة	أملاح حمضية
تتكون من تفاعل قاعدة قوية مع حمض ضعيف	تتكون من تفاعل حمض قوي مع قاعدة قوية	تتكون من تفاعل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة
$7 < pH$	$7 = pH$	$7 > pH$
مثال : CH_3COONa	مثال : $NaCl$	مثال : NH_4Cl
يتميه الأيون السالب CH_3COO^- في الماء منتجا OH^-	لا يتميه في الماء لان الأيونات Na^+, Cl^- ضعيفة متفرجة	يتميه الأيون الموجب NH_4^+ في الماء منتجا H_3O^+

الملح : مركب أيوني الشق السالب أصله من الحمض و الشق الموجب أصلة من القاعدة



أهمية الأملاح :- 1- من المواد الأساسية المكونة للجسم

2- لها دور مهم في تنظيم الكثير من العمليات الحيوية التي تحدث في الجسم

3- تستعمل الأملاح في صناعة الكثير من الأدوية و مستحضرات التجميل

التمية : قدرة أيونات الملح على التفاعل مع الماء و إنتاج الأيونات H_3O^+ و OH^- أو كليهما

		صفات الملح الناتج	pH لمحلول الملح
١	حمض قوي + قاعدة قوية	متعادل	7
٢	حمض ضعيف + قاعدة قوية	قاعدي	7<
٣	حمض قوي + قاعدة ضعيفة	حمضي	7>
٤	حمض ضعيف + قاعدة ضعيفة	الأقوى منها هو الذي يحدد صفات الملح	

كاشف البروموثيمول الأزرق :-

يمتاز هذا الكاشف باختلاف لونه في محاليل الأملاح تبعا لاختلاف خصائصها

الملح الحمضي :- يعطي لون أصفر عند استخدام كاشف البروموثيمول مثال :- NH_4Cl

الملح المتعادل :- يعطي لون أخضر مثال : NaCl

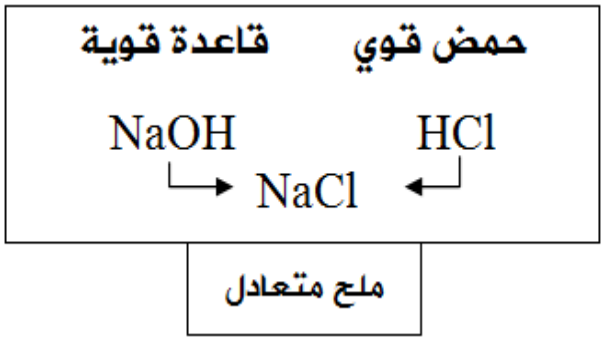
الملح القاعدي :- يعطي لون أزرق عند استخدام كاشف البروموثيمول مثال :- NaCN

أملاح الكالسيوم :- تدخل في تركيب العظام والأسنان

أملاح الصوديوم :- تساعد على حفظ التوازن المائي داخل الخلية و خارجها وتنظيم ضغط الدم

أملاح البوتاسيوم :- ضبط وظائف العضلات وتوسيع الأوعية الدموية لتسهيل انتقال الدم

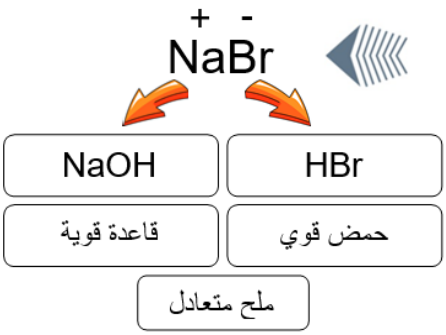
الاملاح المتعادلة



تنتج الأملاح المتعادلة عندما يتفاعل حمض قوي مع قاعدة قوية

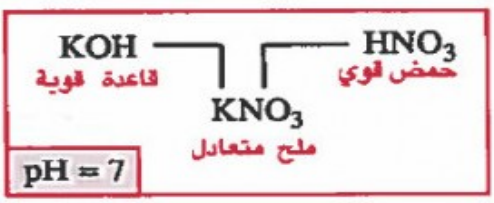
$$NaOH_{(aq)} + HBr_{(aq)} \longrightarrow NaBr_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

$$NaBr \xrightarrow{H2O} Br^- + Na^+$$

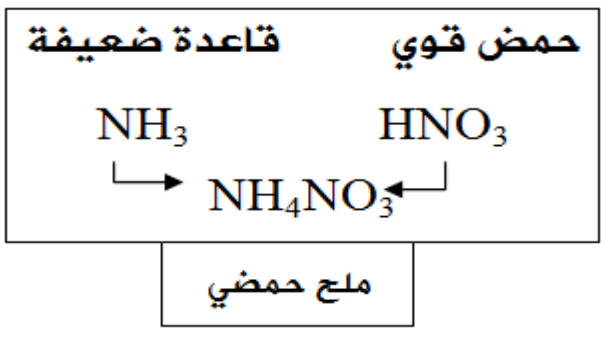


أيون البروميد Br^- قاعدة مرافقة ضعيفة للحمض القوي لا يمكنها استقبال بروتون في المحلول لا تتميه لذا لا تؤثر في تركيز H_3O^+ , OH^- و أيون Na^+ ماء مصدره القاعدة القوية NaOH لا يتفاعل مع الماء لا يتميه ولا يؤثر في تركيز H_3O^+ , OH^- لذا تبقى التراكيز ثابتة في الماء ويكون الرقم الهيدروجيني لمحلول الملح يساوي pH= 7

ينطبق ذلك على الأملاح الأخرى المشابهة مثل : KCl , $KClO_4$, $NaCl$, LiI , $LiCl$, NaI ,

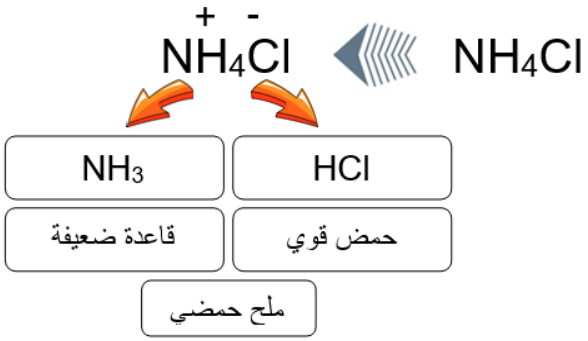


الاملاح الحمضـية



تنتج الأملاح الحمضية من تفاعل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة

$$NH_{3(aq)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow NH_4Cl_{(aq)}$$



أيونات NH_4^+ مصدرها القاعدة الضعيفة NH_3 التي تعد حمض مرافق قوي نسبيا تتفاعل مع الماء تتميه تمنحه البروتون H^+ و بالتالي تؤثر على تركيز H_3O^+ في المحلول و يزداد تركيزها فيه و يقل الرقـــم الهيدروجيني ويكون تأثير الملح حمضيـــا و يصبح pH للمحلول < من 7

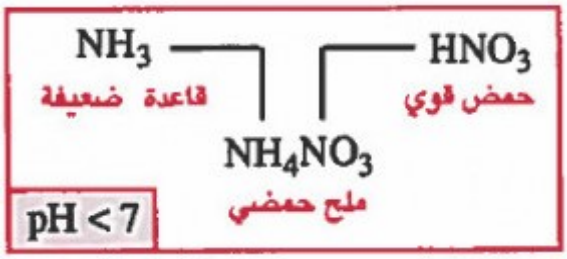
أما أيونات Cl^- فهي قاعدة مرافقة ضعيفة للحمض القوي HCl فلا تتفاعل مع الماء ولا تتميه ولا يستطيع استقبال البروتون بالتالي لا تؤثر على تركيز H_3O^+ و OH^- و يسمى بالأيون المتفرج

نكتب معادلة التميه كما يلي :

$$NH_4Cl \xrightarrow{H2O} NH_4^+ + Cl^-$$

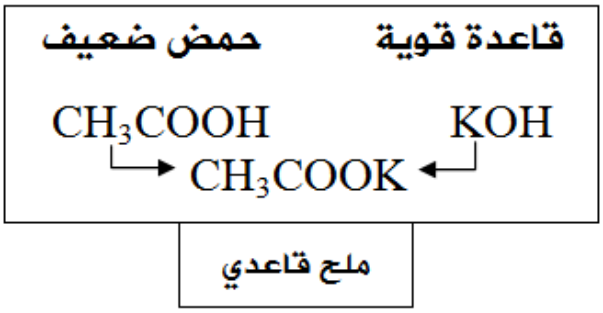
$$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$$

وفي هذه الحالة يوصف الملح بأنه حمضي أي يحول ورقة تباع الشمس الزرقاء إلى اللون الأحمر



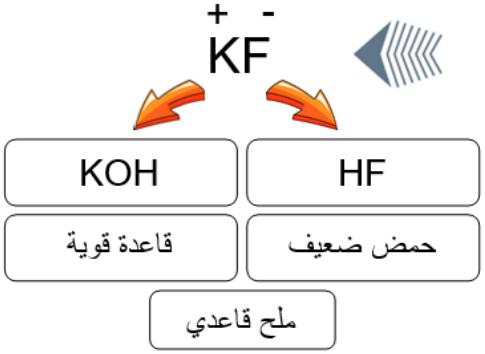
ينطبق ذلك على الأملاح الأخرى المشابهة مثل : NH_4I , CH_3NH_3Br , $C_5H_5NHClO_4$, و $CH_3NH_3NO_3$ و $N_2H_5NO_3$

الاملاح القـــاعدية



تنتج الأملاح القاعدية من تفاعل قاعدة قوية مع حمض ضعيف

$$KOH + HNO_2 \longrightarrow KNO_2 + H_2O$$



$$KNO_2 \xrightarrow{H2O} K^+ + NO_2^-$$

أيونات K^+ مصدرها القاعدة القوية KOH التي لا تتفاعل مع الماء لا تتميه و بالتالي لا تؤثر على

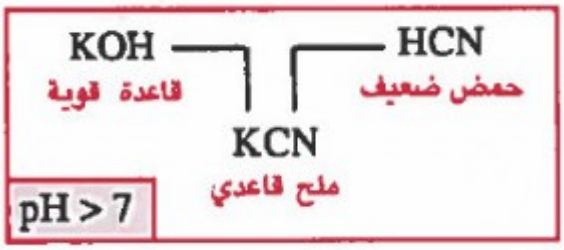
تركيز H_3O^+ و OH^- و تسمى بالأيون المتفرج

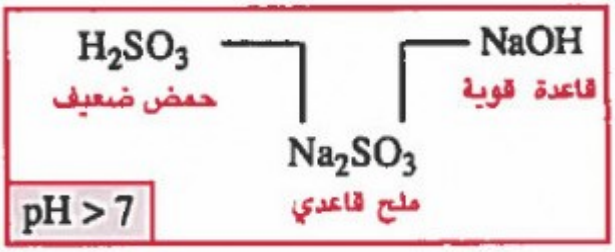
أما أيونات NO_2^- فهي قاعدة مرافقة قوية نسبيا للحمض الضعيف HNO_2 و بالتالي تتميه في الماء و تسحب منه البروتون

$$NO_2^- + H_2O \rightleftharpoons HNO_2 + OH^-$$

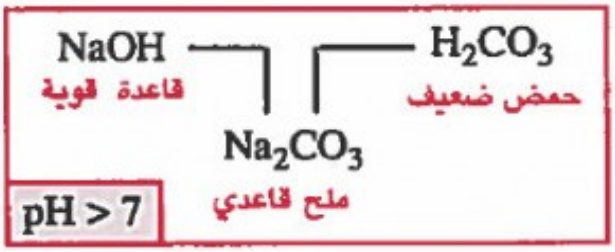
و بالتالي يزداد تركيز OH^- في المحلول وتزداد قاعديته ويزداد الرقم الهيدروجيني و تصبح pH للمحلول > من 7 في هذه الحالة يوصف الملح بأنه قاعدي أي يحول ورقة تباع الشمس الحمراء إلى اللون الأزرق

ينطبق ذلك على الأملاح الأخرى المشابهة مثل : KClO , HCOONa , NaCN , LiCN





مصدر أيونات الملح منَ الحِمض والقاعدة		تأثير محلول الملح
حِمض قوي	قاعدة قويّة	متعادل
حِمض قوي	قاعدة ضعيفة	حِمضي
حِمض ضعيف	قاعدة قويّة	قاعدي



خلاصة :

- محاليل الأملاح المشتقة من حموض ضعيفة و قواعد قوية ذات تأثير ← قاعدي
- محاليل الأملاح المشتقة من حموض قوية وقواعد ضعيفة ذات تأثير ← حمضي
- محاليل الأملاح المشتقة من حموض قوية وقواعد قوية ذات تأثير ← متعادل
- محاليل الأملاح المشتقة من حموض ضعيفة وقواعد ضعيفة غير مطلوب لأنه يتطلب المقارنة بين Ka , Kb

حل أفكر صـــ 171 :-

$$LiOH + H_2CO_3 \longrightarrow LiHCO_3 + H_2O$$

الفرق بين تميه الملح و ذوبان الملح

التميه

عملية تتضمن تفكك الملح إلى أيونات لها القدرة على التفاعل مع الماء وتغيير تركيز H_3O^+ و OH^-

مثال : الاملاح الحمضية والقاعدية

الذوبان

عملية تتضمن تفكك الملح إلى أيونات ليس لها القدرة على التفاعل مع الماء وتغيير تركيز H_3O^+ و OH^-

مثال : الاملاح المتعادلة

أمثلة توضيحية :

الملح	التأثير	معادلة الذوبان	معادلة التميه
$KClO$	قاعدي	$KClO \xrightarrow{H_2O} K^+ + ClO^-$	$ClO^- + H_2O \rightleftharpoons HClO + OH^-$
$NaNO_2$	قاعدي	$NaNO_2 \xrightarrow{H_2O} Na^+ + NO_2^-$	$NO_2^- + H_2O \rightleftharpoons HNO_2 + OH^-$
$LiCl$	متعادل	$LiCl \xrightarrow{H_2O} Li^+ + Cl^-$	----------
$NaClO_4$	متعادل	$NaClO_4 \xrightarrow{H_2O} Na^+ + ClO_4^-$	----------
NH_4Cl	حمضي	$NH_4Cl \xrightarrow{H_2O} NH_4^+ + Cl^-$	$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$
N_2H_5Cl	حمضي	$N_2H_5Cl \xrightarrow{H_2O} N_2H_5^+ + Cl^-$	$N_2H_5^+ + H_2O \rightleftharpoons N_2H_4 + H_3O^+$

عند إذابة بلورة الملح المتعادل في الماء فإنها تتفكك الى أيونات وتقوم جزيئات الماء بإحاطة الأيونات الناتجة دون تغيير في تركيز H_3O^+ و OH^- .

حل أتحقق صـــ 171 :-

1- الذوبان يؤدي إلى تفكك الملح في الماء و ينتج أيونات موجبة واخرى سالبة بينما التميه هو تفاعل الأيونات الناتجة من ذوبان الملح مع الماء و ينتج أيونات H_3O^+ أو أيونات OH^- تغير من قيمة الرقم الهيدروجيني pH للمحلول

-2

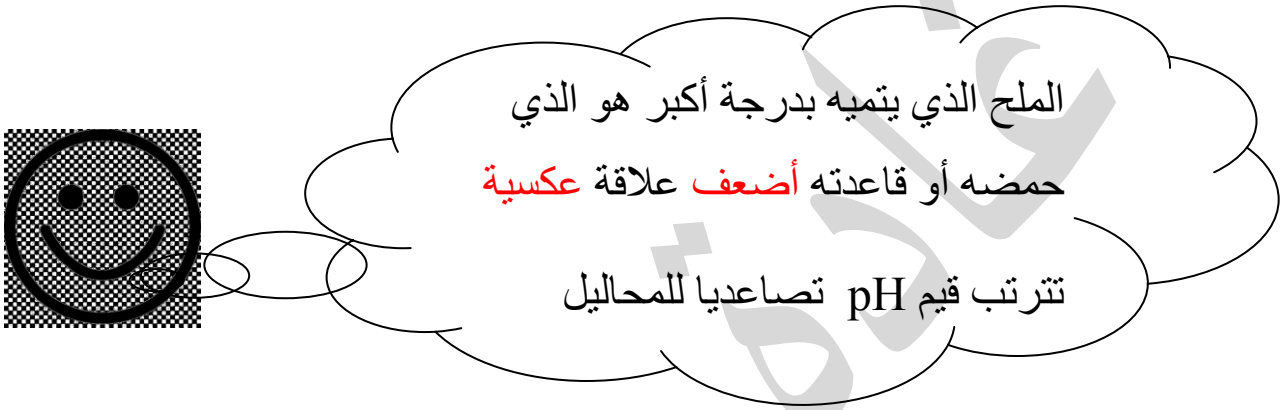
محلول الملح	CH_3NH_3Cl	$NaOCl$	KNO_3	$N_2H_5NO_3$
الخاصية	حمضي	قاعدي	متعادل	حمضي

3- يتفكك الملح في الماء كالتالي :- $NaOCl \xrightarrow{H2O} Na^+ + OCl^-$

الأيون Na^+ لا يتفاعل مع الماء بينما يتفاعل الأيون OCl^- مع الماء (يتميه) و ينتج أيونات OH^- و تزداد قيمة الرقم الهيدروجيني pH للمحلول

$$OCl^- + H2O \rightleftharpoons HOCl + OH^-$$

استنتاجـــات مهمة جدا :



حمض قوي ، حمض ضعيف ، ملح حمضي ، ملح متعادل ، ملح قاعدي ، قاعدة ضعيفة ، قاعدة قوية

تزداد قيمة ال pH

و العكس صحيح بالنسبة للحمض الأضعف و القاعدة الأضعف

ماذا يحدث لقيمة pH لمحلول حمض ضعيف أو قاعدة ضعيفة عندما يضاف إليه ملح ذو تأثير حمضي أو قاعدي

توجد محاليل الحموض أو القواعد الضعيفة في حالة اتزان ديناميكي وعند التأثير عليها باضافة مادة الى التفاعل يتأثر موضع الاتزان

الأيون المشترك

قد يكون

بين حمض ضعيف + ملحه القاعدي

بين قاعدة ضعيفة + ملحها الحمضي

الأيون المشترك : ق.م للحمض أو الأيون السالب في الملح

الأيون المشترك : ح.م للقاعدة أو الأيون الموجب في الملح

أطلق على الأيون المشترك هذا الاسم لان له مصدرين في المحلول : احدهما من الحمض أو القاعدة و الآخر من الملح

مثال :-

عند كتابة معادلة تفكك الملح بسهم واحد و نكتب الماء فوق السهم

$$CH_3COONa_{(s)} \xrightarrow{H2O} CH_3COO^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$

بينما الحمض أو القاعدة الضعيفة عند تفاعلها في الماء وفق مفهوم برونستد ولوري نكتب السهم باتجاهين امامي وعكسي و الماء مع المتفاعلات .

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

نلاحظ أن الأيون CH_3COO^- ينتج من الحمض والملح وهو يدخل في تركيب كل منها يسمى الأيون المشترك

ما أثر إضافة الأيون المشترك على تراكيز كل من أيونات H_3O^+ و أيونات OH^- في المحلول

الأثر القاعدي للأيون المشترك

إضـــافة أيون مشترك الـــى محلول الحمض الضعيف يؤدي الـــــى زيادة قيمة pH

ΔpH = pH بعد أضافة الملح – pH قبل إضافة الملح

- يتأين الحمض HCOOH جزئيا في الماء كالتالي :

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

- يتفكك الملح HCOONa في الماء كما في المعادلة :

$$HCOONa \xrightarrow{H_2O} Na^+ + HCOO^-$$

إضافة الملح HCOONa الى محلول الحمض HCOOH يؤدي الى زيادة تركيز أيونات $HCOO^-$ و حسب مبدأ لوتشاتلييه فان موضع الاتزان لتفاعل تأين الحمض سوف يدفع التفاعل نحو اليسار(جهة المواد المتفاعلة) أي ان أيونات $HCOO^-$ ستتفاعل مع أيونات H_3O^+ و يتكون الحمض HCOOH وهذا يقلل من تأينه و يقلل من تركيز H_3O^+ في المحلول مما يؤدي الى زيادة الرقم الهيدروجيني و زيادة (pH) للمحلول

مثال :- ما التغير الذي يحدث لقيمة pH لمحلول HF (0.1M) عندما يذاب فيه كمية معينة من ملح NaF ليصبح $[F^-]=0.1M$ ($Ka=7.2\times10^{-4}$ ، $\log8.5=0.93$ ، $\log7.2 = 0.86$)

الحل :

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

$$NaF \longrightarrow F^- + Na^+$$

حيث أن NaF هو ملح الحمض HF

و بما أن $[H_3O^+]=[F^-]$ نحسب pH قبل إضافة الملح

$$Ka= \frac{[H_3O^+]^2}{[HF]} \Rightarrow 7.2\times10^{-4} = \frac{[X]^2}{0.1}$$

$$[H_3O^+]= 8.5 \times10^{-3}\ M$$

$$pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow -\log8.5 \times10^{-3} \Rightarrow 3-\log8.5= 3-0.93 = 2.07$$

وعند إضافة أيون مشترك مثل F^- من الملح NaF فإن تركيز $[F^-]$ يحسب من تركيز الملح NaF التام التأين و يهمل تركيز $[F^-]$ القادم من الحمض نحسب pH بعد إضافة الملح

$$Ka= \frac{[F^-][H_3O^+]}{0.1} \Rightarrow 7.2\times10^{-4} = \frac{[H_3O^+]0.1}{0.1}$$

$$[H_3O^+]=7.2\times10^{-4}M$$

$$pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow -\log7.2\times10^{-4} \Rightarrow 4-\log7.2= 4-0.86 = 3.14$$

و بحساب مقدار تغير قيمة ال pH قبل وبعد إضافة الملح :

$$\triangle pH= 3.14 - 2.07 = 1.07$$

وهذا يشير إلى حدوث زيادة في الرقم الهيدروجيني بمقدار 1.07 بسبب إضافة الأيون المشترك إلى محلول الحمض

حل أتحقق صـــ 175 :-

الحل :

$$H_2SO_3 + H_2O \rightleftharpoons HSO_3^- + H_3O^+$$

$$NaHSO_3 \xrightarrow{H2O} HSO_3^- + Na^+$$

حيث أن $NaHSO_3$ هو ملح الحمض H_2SO_3

و بما أن $[HSO_3^-]=[H_3O^+]$ نحسب pH قبل إضافة الملح

$$Ka= \frac{[H_3O^+]^2}{[H_2SO_3]} \Rightarrow 1.3\times10^{-2} = \frac{[X]^2}{0.2}$$

$$[H_3O^+]= 5.1 \times10^{-2} M$$

$$pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow -\log 5.1 \times10^{-2} \Rightarrow 2-\log 5.1= 2-0.71 = 1.29$$

وعند إضافة أيون مشترك مثل HSO_3^- من الملح $NaHSO_3$ فإن تركيز $[HSO_3^-]$ يحسب من تركيز الملح التام التأين و يهمل تركيز $[HSO_3^-]$ القادم من الحمض نحسب تركيز الملح من قانون المولارية ثم نحسب pH بعد إضافة الملح

$$M=n/V \Rightarrow 0.2/0.4 = 0.5M$$

$$Ka= \frac{[HSO_3^-][H_3O^+]}{0.2} \Rightarrow 1.3\times10^{-2} = \frac{[H_3O]0.5}{0.2}$$

$$[H_3O^+]=5.2\times10^{-3}M$$

$$pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow -\log 5.2\times10^{-3} \Rightarrow 3-\log 5.2= 3-0.72 = 2.28$$

و بحساب مقدار تغير قيمة ال pH قبل وبعد إضافة الملح :

$$\triangle pH= 2.28 - 1.29 = 0.99$$

وهذا يشير إلى حدوث زيادة في الرقم الهيدروجيني بمقدار 0.99 بسبب إضافة الأيون المشترك إلى محلول الحمض

الأثر الحمضي للأيون المشترك

إضـــافة أيون مشترك الـــى محلول القاعدة الضعيفة يؤدي الـــــى نقصان قيمة pH

ΔpH = pH قبل إضافة الملح – pH بعد إضافة الملح

- تتأين القاعدة الضعيفة NH_3 جزئيا في الماء كالتالي :

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

- يتفكك الملح NH_4Cl في الماء كما في المعادلة :

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

إضافة الملح NH_4Cl إلى محلول القاعدة NH_3 يؤدي إلى زيادة تركيز أيونات NH_4^+ و حسب مبدأ لوتشاتلييه فان موضع الاتزان لتفاعل تأين الحمض سوف يدفع التفاعل نحو اليسار(جهة المواد المتفاعلة) أي أن أيونات NH_4^+ ستتفاعل مع أيونات OH^- و يتكون المزيد من القاعدة NH_3 وهذا يقلل من تأينها و يقلل من تركيز OH^- في المحلول مما يؤدي إلى نقصان الرقم الهيدروجيني و نقصان (pH) للمحلول

مثال :-

ما التغير الذي يحدث لقيمة pH لمحلول NH_3 (0.05M) عندما يذاب فيه كمية معينة من ملح NH_4Br بنفس التركيز علما بأن ($Kb=2\times10^{-5}$ ، $\log5=0.7$)

الحل :

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

$$NH_4Br \xrightarrow{H2O} NH_4^+ + Br^-$$

حيث أن NH_4Br هو ملح القاعدة NH_3

و بما أن $[NH_4^+]=[OH^-]$ نحسب pH قبل إضافة الملح

$$Ka = \frac{[OH^-]^2}{[NH_3]} \Rightarrow 2\times10^{-5} = \frac{[X]^2}{0.05}$$

$[OH^-]= 1 \times 10^{-3}\ M$

$[H_3O^+]= \dfrac{Kw}{[OH^-]} \Rightarrow \dfrac{1\times10^{-14}}{1\times10^{-3}} \Rightarrow$

$[H_3O^+]=1\times10^{-11}M$

$pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow -\log 1\times10^{-11} \Rightarrow pH=11$

وعند إضافة أيون مشترك مثل NH_4^+ من الملح NH_4Br فإن تركيز $[NH_4^+]$ يحسب من تركيز الملح التام التأين و يهمل تركيز $[NH_4^+]$ القادم من القاعدة

$Ka= \dfrac{[NH_4^+][OH^-]}{0.05} \Rightarrow 2\times10^{-5} = \dfrac{[OH^-]0.05}{0.05}$

$[OH^-]=2\times10^{-5}M$

$[H_3O^+]= \dfrac{Kw}{[OH^-]} \Rightarrow \dfrac{1\times10^{-14}}{2\times10^{-5}} \Rightarrow$

$[H_3O^+]=5\times10^{-10}$

$pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow -\log 5\times10^{-10} \Rightarrow 10-\log5= 10-0.7 = 9.3$

و بحساب مقدار تغير قيمة ال pH قبل وبعد إضافة الملح :

$\triangle$ pH= 9.3 – 11 = 1.7

وهذا يشير إلى حدوث نقصان في الرقم الهيدروجيني بمقدار 1.7 بسبب إضافة الأيون المشترك إلى محلول القاعدة

<u>حل أتحقق صـــ 177 :-</u>

المطلوب حساب قيمة الرقم الهيدروجيني pH بعد إضافة الملح

$N_2H_4 + H_2O \rightleftharpoons N_2H_5^+ + OH^-$

$N_2H_5Cl \xrightarrow{H2O} N_2H_5^+ + Cl^-$

نحسب تركيز الملح من قانون المولارية ثم نحسب pH بعد إضافة الملح

$$M=n/V \Rightarrow 0.2/0.5 = 0.4M$$

$$Ka=\frac{[N_2H_5^+][OH^-]}{0.4} \Rightarrow 1.7\times10^{-6}=\frac{[OH^-]\cancel{0.4}}{\cancel{0.4}}$$

$$[OH^-]=1.7\times10^{-6}M$$

$$[H_3O^+]=\frac{Kw}{[OH^-]} \Rightarrow \frac{1\times10^{-14}}{1.7\times10^{-6}} \Rightarrow$$

$$[H_3O^+]=5.88\times10^{-9}$$

$$pH=-\log[H_3O^+] \Rightarrow -\log5.88\times10^{-9} \Rightarrow 9-\log5.88 = 9-0.77 = 8.23$$

المحاليل المنظّمة

عند إضافة كمية قليلة من حمض أو قاعدة قوية إلى الماء فإن الرقم الهيدروجيني للمحلول الناتج pH يتغير بشكل كبير لكن هناك محاليل تقاوم التغير في رقمها الهيدروجيني أي لا تتأثر بسهولة نتيجة هذه الإضافة وتسمى بالمحاليل المنظمة

المحاليل المنظمة

محاليل يمكن أن تقاوم التغير في الرقم الهيدروجيني عند إضافة كمية قليلة من حمض أو قاعدة قوية اليها

مكونات المحلول المنظم

محلول منظم حمضي :

يتكون من حمض ضعيف و ملحه (قاعدته المرافقة)

محلول منظم قاعدي :

يتكون من قاعدة ضعيفة وملحها (حمضها المرافق)

- تتكون المحاليل المنظمة عادة من:

1- حمض ضعيف (حمض مقترن) + مِلحُ الحمض الضعيف [القاعدة المرافقة للحمض (القاعدة المقترنة)]

2- قاعدة ضعيفة (قاعدة مقترنة) + مِلحُ القاعدة الضعيفة [الحمض المرافق للقاعدة (الحمض المقترن)].

- المحلول الذي يحتوي على أي من هذين المادتين المترافقتين في (1و2) هو محلول منظم .

استخدامات المحاليل المنظمة :-

1- في مجالات صناعية واسعة مثل صناعة الأصباغ

2- مستحضرات التجميل و الصناعات الدوائية

المحـاليل المنظمة الحمضيـــة

يتكون المحلول المنظم الحمضي من حمض ضعيف وقاعدته المرافقة مثال :

حمض الميثانويك $HCOOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HCOO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

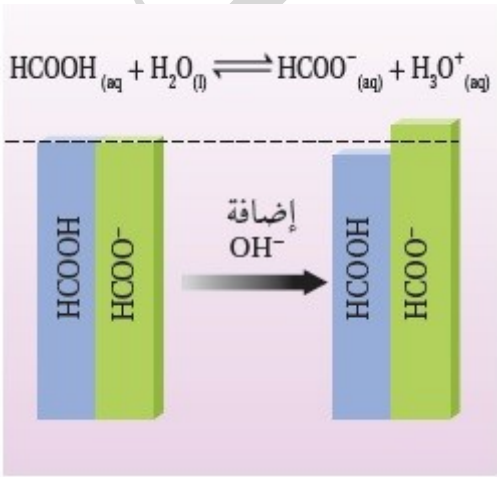
ملح الحمض $HCOONa_{(s)} \xrightarrow{H2O} HCOO^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$

ونستخدم قانون ثابت تأين الحمض الضعيف $Ka = \frac{[HCOO^-][H_3O^+]}{[HCOOH]}$

لكن :-

عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية الى المحلول المنظم تتأين وينتج عنها أيونات OH^- التي يستهلك معظمها عن طريق تفاعله مع الحمض ويتكون نتيجة ذلك المزيد من الملح (الأيون المشترك) وبذلك فإن تركيز الحمض سيقل بمقدار تركيز القاعدة القوية المضافة و بنفس الوقت يزداد تركيز الملح بالمقدار نفسه وتتأثر الpH بمقدار طفيف

$$Ka = \frac{[H_3O^+][HCOO^- + [OH^-]]}{[HCOOH - [OH^-]]}$$



مثال :- سؤال (9) من مراجعة الوحدة :-

$HNO_2 + H_2O \rightleftharpoons NO_2^- + H_3O^+$

$KNO_2 \xrightarrow{H2O} K^+ + NO_2^-$

أ- pH للمحلول :

بما انه لم يتم إضافة حمض أو قاعدة قوية لذا يعامل معاملة الأيون المشترك

$$Ka = \frac{[NO_2^-][H_3O^+]}{[HNO_2]}$$

$4.5\times10^{-4}=\dfrac{[0.3]\,[H_3O^+]}{[0.2]}$ $\qquad [H_3O^+]=3\times10^{-4}M$

$pH=-\log[H_3O^+] \Rightarrow -\log3\times10^{-4} \Rightarrow 4-\log3 = 4-0.48 = 3.52$

ب- من قانون المولارية نحسب تركيز القاعدة القوية $M=n/V \Rightarrow 0.1/1=0.1M$

تتفاعل القاعدة القوية NaOH مع الحمض HNO_2 فتقلل من تركيزه بمقدار تركيز OH^- و يزداد تركيز الملح بمقدار تركيز OH^- المضاف .

$$4.5\times10^{-4}=\frac{[H_3O^+][0.3+0.1]}{[0.2-0.1]} \Rightarrow \frac{[H_3O^+]\times0.4}{0.1}$$

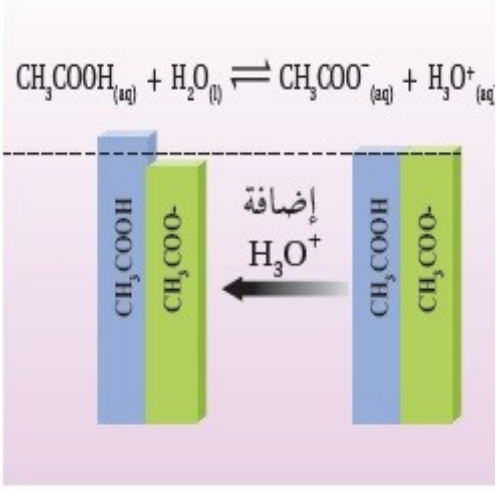
$[H_3O^+]=1.125\times10^{-4}M$

$pH=-\log[H_3O^+] \Rightarrow -\log1.125\times10^{-4} \Rightarrow 4-\log1.125=4-0.05=3.95$

** عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي الى المحلول المنظم يتأين وينتج عنه أيونات H_3O^+ التي يستهلك معظمها عن طريق تفاعله مع الملح (القاعدة المرافقة) ويتكون نتيجة ذلك المزيد من الحمض وبذلك فإن تركيز الحمض سيزداد بمقدار تركيز الحمض القوي المضاف و بنفس الوقت يقل تركيز الملح بالمقدار نفسه وتتأثر الpH بمقدار طفيف

$$Ka=\frac{[H_3O^+][HCOO^-[H_3O^+]]}{[HCOOH+[H_3O^+]]}$$

حل أتحقق صـــ 181 :-



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

$C_6H_5COONa \xrightarrow{H2O} Na^+ + C_6H_5COO^-$

1- pH للمحلول :

بما انه لم يتم إضافة حمض أو قاعدة قوية لذا يعامل معاملة الأيون المشترك

$$Ka = \frac{[C_6H_5COO^-][H_3O^+]}{[C_6H_5COOH]}$$

$$6.3\times10^{-5} = \frac{[0.2][H_3O^+]}{[0.2]} \qquad [H_3O^+] = 6.3\times10^{-5}M$$

$$pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow -\log 6.3\times10^{-5} \Rightarrow 5-\log 6.3 = 5-0.8 = 4.2$$

ب- من قانون المولارية نحسب تركيز الحمض القوي $M = n/V = 0.01/1 = 0.01M$

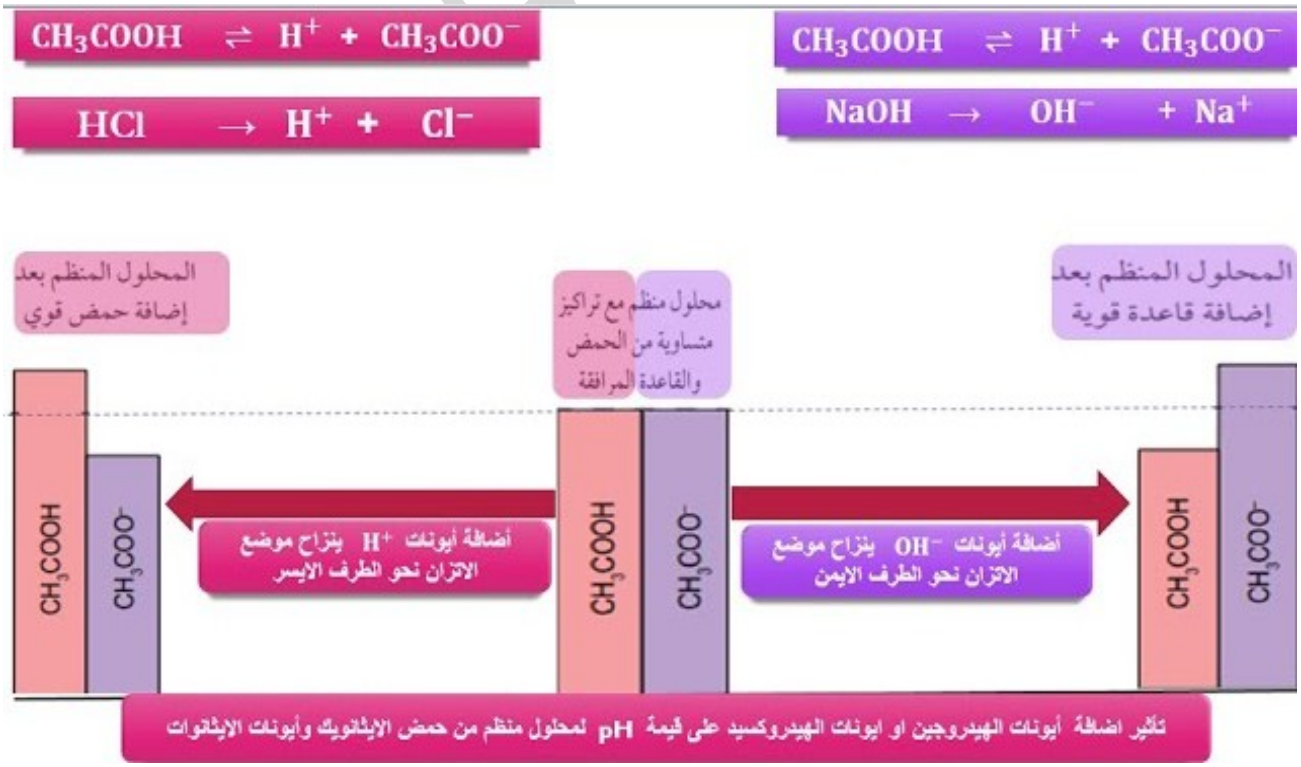
يتفاعل الحمض القوي HBr مع القاعدة المرافقة $C_6H_5COO^-$ فيزيد من تركيز الحمض بمقدار تركيز H_3O^+ و يقل تركيز الملح بمقدار تركيز H_3O^+ المضاف .

$$6.3\times10^{-5} = \frac{[H_3O^+][0.2-0.01]}{[0.2+0.01]} \Rightarrow \frac{[H_3O^+]\times0.19}{0.21}$$

$$[H_3O^+] = 6.96\times10^{-5}M$$

$$pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow -\log 6.96\times10^{-5} \Rightarrow 5-\log 6.96 = 5-0.84 = 4.16$$

خـــــلاصة :-



المحاليل المنظمة القاعدية

يتكون المحلول المنظم القاعدي من القاعدة الضعيفة وملحها أو حمضها المرافق

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

تأين الملح $NH_4Cl \xrightarrow{H2O} NH_4^+ + Cl^-$

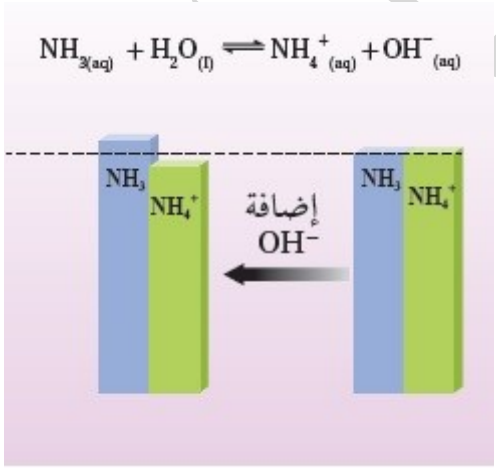
ونستخدم قانون ثابت تأين القاعدة الضعيفة $Kb = \frac{[OH^-][NH_4^+]}{[NH_3]}$

لكن :-

عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية الى المحلول المنظم تتأين وينتج عنها أيونات OH^- التي يستهلك معظمها عن طريق تفاعله مع الحمض المرافق NH_4^+ ويتكون نتيجة ذلك المزيد من القاعدة NH_3 وبذلك فإن تركيز القاعدة سيزداد بمقدار تركيز القاعدة القوية المضافة OH^- و بنفس الوقت يقل تركيز الملح بالمقدار نفسه وتتأثر الpH بمقدار طفيف

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

مثال :- سؤال (9) من مراجعة الدرس فقرة أ و ج :-



$C_2H_5NH_2 + H_2O \rightleftharpoons C_2H_5NH_3^+ + OH^-$

$C_2H_5NH_3Cl \xrightarrow{H2O} C_2H_5NH_3^+ + Cl^-$

نحسب pH للمحلول:

بما انه لم يتم إضافة حمض أو قاعدة قوية لذا يعامل معاملة الأيون المشترك

$$Kb = \frac{[OH^-][C_2H_5NH_3^+]}{[C_2H_5NH_2]}$$

$$4.7\times10^{-4} = \frac{[0.4][OH^-]}{[0.2]} \quad ، \quad [OH^-] = 2.35\times10^{-4}M$$

$$Kw = [OH^-][H_3O^+] = 1\times10^{-14}\ M$$

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} \Rightarrow \frac{1\times10^{-14}}{2.35\times10^{-4}}$$

$$[H_3O^+] = 4.3\times10^{-11}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow -\log 4.3\times10^{-11} \Rightarrow 11-\log 4.3 = 11-0.63 = 10.37$$

ج- من قانون المولارية نحسب تركيز القاعدة القوية $M = n/V = 0.05/0.5 = 0.1M$

تتفاعل القاعدة القوية KOH مع الحمض المرافق $C_2H_5NH_3^+$ فيزيد من تركيز القاعدة بمقدار تركيز OH^- و يقل تركيز الملح بمقدار تركيز OH^- المضاف .

$$4.7\times10^{-4} = \frac{[OH^-][0.4-0.1]}{[0.2+0.1]} \Rightarrow \frac{[OH^-]\times\cancel{0.3}}{\cancel{0.3}}$$

$$[OH^-] = 4.7\times10^{-4}M$$

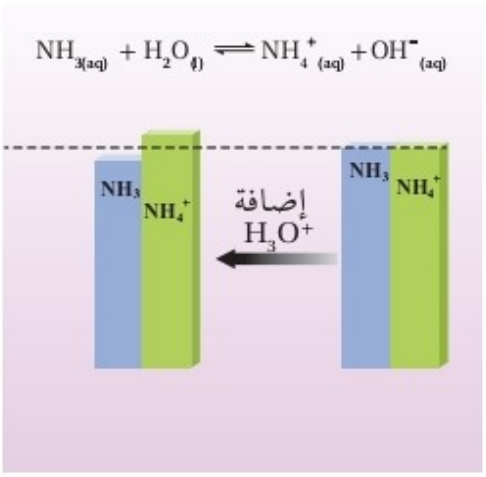
$$Kw = [OH^-][H_3O^+] = 1\times10^{-14}\ M$$

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} \Rightarrow \frac{1\times10^{-14}}{4.7\times10^{-4}}$$

$$[H_3O^+] = 2\times10^{-11}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow -\log 2\times10^{-11} \Rightarrow 11-\log 2 = 11-0.3 = 10.7$$

** عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي الى المحلول المنظم القاعدي يتأين وينتج عنه أيونات H_3O^+ التي يستهلك معظمها عن طريق تفاعله مع مع القاعدة ويتكون نتيجة ذلك المزيد من الملح (الأيون المشترك) وبذلك فإن تركيز القاعدة سيقل بمقدار تركيز الحمض القوي المضاف و بنفس الوقت يزداد تركيز الملح بالمقدار نفسه وتتأثر الpH بمقدار طفيف



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

مثال :- سؤال (9) من مراجعة الدرس فقرة ب

ب- من قانون المولارية نحسب تركيز الحمض القوي $M = n/V = 0.05/0.5 = 0.1M$

يتفاعل الحمض القوي HCl مع القاعدة المرافقة $C_2H_5NH_3^+$ فيزيد من تركيز الملح بمقدار تركيز H_3O^+ و يقل تركيز القاعدة بمقدار تركيز H_3O^+ المضاف

تركيز OH^- و يقل تركيز الملح بمقدار تركيز OH^- المضاف .

$$4.7\times10^{-4} = \frac{[OH^-][0.4+0.1]}{[0.2-0.1]} \Rightarrow \frac{[OH^-]\times0.5}{0.1}$$

$$[OH^-] = 0.94\times10^{-4}M$$

$$Kw = [OH^-][H_3O^+] = 1\times10^{-14}\ M$$

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} \Rightarrow \frac{1\times10^{-14}}{0.94\times10^{-4}}$$

$$[H_3O^+] = 1.1\times10^{-10}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow -\log1.1\times10^{-10} \Rightarrow 10-\log1.1 = 10-0.04 = 9.96$$

حل أتحقق صـــ 184 :-

$$CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$$

$$CH_3NH_3Cl \xrightarrow{H2O} CH_3NH_3^+ + Cl^-$$

1- نحسب pH للمحلول المنظم :

بما انه لم يتم إضافة حمض أو قاعدة قوية لذا يعامل معاملة الأيون المشترك

$$Kb = \frac{[OH^-][CH_3NH_3^+]}{[CH_3NH_2]}$$

$$4.4\times10^{-4} = \frac{[0.2][OH^-]}{[0.15]} \quad ، \quad [OH^-] = 0.33\times10^{-4}M$$

$$Kw = [OH^-][H_3O^+] = 1\times10^{-14}\ M$$

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} \Rightarrow \frac{1\times10^{-14}}{0.33\times10^{-4}}$$

$[H_3O^+]=3.03\times10^{-10}$

$pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow -\log3.03\times10^{-10} \Rightarrow 10-\log3.03 = 10-0.48 = 9.52$

2- من قانون المولارية نحسب تركيز الحمض القوي $M = n/V = 0.01/0.5 = 0.02M$

يتفاعل الحمض القوي HBr مع القاعدة المرافقة $CH_3NH_3^+$ فيزيد من تركيز الملح بمقدار تركيز H_3O^+ و يقل تركيز القاعدة بمقدار تركيز H_3O^+ المضاف

تركيز OH^- و يقل تركيز الملح بمقدار تركيز OH^- المضاف .

$$4.7\times10^{-4} = \frac{[OH^-][0.2+0.02]}{[0.15-0.02]} \Rightarrow \frac{[OH^-]\times0.22}{0.13}$$

$[OH^-]= 2.6\times10^{-4}M$

$Kw= [OH^-][H_3O^+]= 1\times10^{-14}\ M$

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} \Rightarrow \frac{1\times10^{-14}}{2.6\times10^{-4}}$$

$[H_3O^+]=3.8\times10^{-11}$

$pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow -\log3.8\times10^{-11} \Rightarrow 11-\log3.8 = 11-0.58 = 10.42$

مـــراجعة الـــدرس

1- يتكون المحلول المنظم الحمضي من الحمض الضعيف و ملحه أو قاعدته المرافقة مثل

HF / NaF , HNO_2/KNO_2

2- التعاريف وردت خلال الدرس

3-

الملح	مصدر الأيون السالب	مصدر الأيون الموجب
LiF	HF	LiOH
C_6H_5COONa	C_6H_5COOH	NaOH
CH_3NH_3Br	HBr	CH_3NH_2
KNO_3	HNO_3	KOH

-4

الأملاح التي تتميه $HCOONa$, C_5H_5NHI , KCN

-5

الملح	CH_3NH_3Br	$NaHCO_3$	$LiCl$	NH_4NO_3	KNO_2
التصنيف	حمضي	قاعدي	متعادل	حمضي	قاعدي

-6

$$H_2S_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HS^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

$$NaHS_{(s)} \xrightarrow{H2O} HS^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$

عند إضافة بلورات الملح NaHS الى محلول الحمض H_2S فإنه يتفكك وينتج الأيون المشترك HS^- ويزداد تركيزه في المحلول فيندفع التفاعل بالاتجاه العكسي ويزاح جهة المواد المتفاعلة و بذلك يقل تركيز أيونات H_3O^+ ويزداد الرقم الهيدروجيني pH للمحلول .

-7

$$HNO_2 + H_2O \rightleftharpoons NO_2^- + H_3O^+$$

$$KNO_2 \xrightarrow{H2O} NO_2^- + K^+$$

أولا نحسب تركيز H_3O^+ من قيمة pH

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \Rightarrow 10^{-3.52(+4-4)} \Rightarrow 10^{0.48} \times 10^{-4}$$

$$[H_3O^+] = 3 \times 10^{-4}$$

من قانون تأين الحمض الضعيف نحسب تركيز الملح :-

$$Ka = \frac{[NO_2^-][H_3O^+]}{[HNO_2]}$$

$$4.5 \times 10^{-4} = \frac{3 \times 10^{-4}\,[NO_2^-]}{0.02} \Rightarrow [NO_2^-] = 3 \times 10^{-2} M$$

من قانون المولارية نحسب عدد مولات الملح NO_2^- :-

نحسب عدد المولات من العلاقة : التركيز = عدد المولات / الحجم $M= n/V$

$0.03 = n/0.4$ ⇨ $n= 0.012mol$

نحسب الكتلة من العلاقة : عدد المولات = الكتلة / الكتلة المولية $n=m/Mr$

$0.012 = m / 85$ ⇨ $m = 1.02g$

-8 $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

$NH_4Cl \xrightarrow{H2O} Cl^- + NH_4^+$

$pH= 10$ ⇨ $pOH = 4$ ⇨ $[OH^-] = 1\times10^{-4}$

$$Kb= \frac{[OH^-]\,[\text{ملح}]}{[\text{القاعدة}]}$$

$$\frac{[\text{ملح}]}{[\text{القاعدة}]} = \frac{Kb}{[OH^-]} = \frac{1.8\times10^{-5}}{1\times10^{-4}} = 1.8\times10^{-1}$$

9- تم حل السؤال خلال الدرس

-10

الرمز	1	2	3	4	5
الإجابة	د	ب	ب	أ	د

مـــراجعة الـوحدة

1- قاعدة أرهينيوس :- مادة تتأين في الماء و تنتج أيون الهيدروكسيد OH^-

- حمض لويس :- مادة يمكنها استقبال زوج الكترونات أو أكثر في التفاعل

- المحلول المنظم :- محلول يقاوم التغير في الرقم الهيدروجيني pH عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية إليها

2- أ- $HNO_2 + H_2O \rightleftharpoons NO_2^- + H_3O^+$

لان HNO_2 يمنح بروتون الى الماء وينتج أيون الهيدرونيوم

ب- تفاعل HS^- كحمض مانح H^+ : $HS^-_{(aq)} + NO_2^-{}_{(aq)} \rightleftharpoons S^{-2} + HNO_2$

تفاعل HS^- كقاعدة يستقبل بروتون : $HS^-_{(aq)} + HCl_{(aq)} \rightleftharpoons Cl^- + H_2S$

3- HNO_2 / NO_2^- ، CN^- / HCN

HCl / Cl^- , $C_5H_5N / C_5H_5NH^+$

4- حمض لويس CO^{2+} ، قاعدة لويس NH_3

5- $NaOH \xrightarrow{H2O} Na^+ + OH^-$

أولا نحسب عدد مولات NaOH من قانون عدد المولات $n=m/Mr$

$n = 0.4/40 = 0.01$ mol

ثانيا : نحسب تركيز NaOH من قانون المولارية $M=n/V$ الذي يساوي $[OH^-]$

$M = 0.01 / 0.2 = 0.05$ M

$pOH = -\log[OH^-]$ ⇦ $pOH = -\log 5\times10^{-2} = 2-\log 5$

$pOH = 1.3$

6- تطبيق القانون :-

$$M_{HBr}\times V_{HBr} = M_{LiOH}\times V_{LiOH}$$

$0.01 \times 0.02 = M_{LiOH} \times 0.01$ ⇦ $M_{LiOH} = 0.02M$

7- ترتيب الحموض $H_2SO_3 > HF > HCN$

أ- CN^- ب- H_2SO_3 ج- محلول HF د- HCN

8- نكتب معادلة تأين الحمض $RCOOH + H_2O \rightleftharpoons RCOO^- + H_3O^+$

$$RCOONa \xrightarrow{H2O} RCOO^- + Na^+$$

نحسب تركيز H_3O^+ قبل إضافة الملح $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-4}$

نحسب Ka للحمض من قانون تأين الحمض الضعيف :-

$$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{[RCOOH]} \qquad Ka = \frac{(1\times10^{-4})^2}{0.1}$$

$$Ka = 1\times10^{-7}$$

بما أن الملح المضاف ذو تأثيرقاعدي لذا سيزداد الرقم الهيدروجيني بمقدار 3.17 فيكون الرقم الهيدروجيني pH بعد إضافة الملح 4+3.17= 7.17

نحسب تركيز H_3O^+ بعد إضافة الملح :

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-7.17+8-8} = 10^{0.83}\times10^{-8}$$

$$[H_3O^+] = 6.76\times10^{-8}M$$

نحسب تركيز الملح :-

$$1\times10^{-7} = \frac{[H_3O^+][RCOO^-]}{[RCOOH]} = \frac{6.76\times10^{-8}\ [RCOO^-]}{0.1}$$

$$[RCOO^-] = 0.148M$$

نحسب عدد مولات الملح من قانون المولارية : $M=n/V$

$$n = 0.148\ mol$$

9- تم حل السؤال خلال الدرس

10- $CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$

$$CH_3NH_3Cl \xrightarrow{H2O} CH_3NH_3^+ + Cl^-$$

عند إضافة الحمض HCl الى المحلول فإن تركيز القاعدة سيقل بمقدار تركيز الحمض المضاف X و يزداد تركيز الايون المشترك بالمقدار نفسه

عادة عبيدات

$$Kb = \frac{[OH^-]\,[CH_3NH_3^+ + X]}{[CH_3NH_2 - X]}$$

$pH = 10 \Rightarrow pOH = 4 \Rightarrow [OH^-] = 1\times10^{-4}M$

$$4.4\times10^{-4} = \frac{1\times10^{-4}\ (0.3+X)}{(0.2-X)} \quad , \quad X = 0.107M$$

من قانون المولارية نحسب عدد مولات الحمض $M = n/V \Rightarrow 0.107 = n/1$

$0.107\ mol$

من قانون عدد المولات نحسب كتلة الحمض :-

$n = m/Mr \Rightarrow m = 0.107\times36.5 = 3.9\ g$

11- أ) A ب) B ج) E د) C هـ) B

12- أ)

$$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{[HClO]} \qquad 3.5\times10^{-8} = \frac{[H_3O^+]^2}{0.1}$$

$[H_3O^+] = 5.9\times10^{-5}\ M$

ب) محلول HClO ج) HCOOK د) الحمض المرافق للقاعدة C_5H_5N

هـ) محلول C_5H_5N و) محلول $C_2H_5NH_3Cl$

ز) $HCOOH + H_2O \rightleftharpoons HCOO^- + H_3O^+$

$HCOONa \xrightarrow{H2O} HCOO^- + Na^+$

نحسب تركيز H_3O^+ بعد إضافة الملح الى محلول الحمض

$$Ka = \frac{[H_3O^+][\,HCOO^-]}{[HCOOH]} \qquad 1.7\times10^{-4} = \frac{[H_3O^+]\,0.2}{0.1}$$

$[H_3O^+] = 8.5\times10^{-5}\ M$

$pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow pH = -\log8.5\times10^{-5} = 5-\log8.5$

$pH = 5-0.93 \Rightarrow pH = 4.07$

-13

$$HNO_2 + H_2O \rightleftharpoons NO_2^- + H_3O^+$$

$$KNO_2 \xrightarrow{H2O} NO_2^- + K^+$$

$$Ka = \frac{[H_3O^+][NO_2^-]}{[HNO_2]} \qquad 4.5\times10^{-4} = [H_3O^+]$$

$$pH = -\log[H_3O^+] \Rightarrow pH = -\log 4.5\times10^{-4} = 4 - \log 4.5 \longrightarrow pH = 3.35$$

14- أ) تزداد ب) تقل ج) تبقى ثابتة

15- أ) الحمض HZ

ب) $HD + C^- \rightleftharpoons HC + D^-$

الزوجين المترافقين C^-/HC , HD/D^-

يرجح الاتزان إلى جهة المواد المتفاعلة أي نحو الأضعف

ج) القاعدة المرافقة الأضعف C^-

د) $Kb = \frac{[OH^-][BH^+]}{[B]} \Rightarrow [OH^-] = 2.0\times10^{-6}$

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} \Rightarrow \frac{1\times10^{-14}}{2\times10^{-6}}$$

$$[H_3O^+] = 5\times10^{-9}\,\mathbf{M}$$

-16

الفقرة	1	2	3	4	5
الجواب	ب	ج	أ	ب	د
الفقرة	6	7	8	9	10
الجواب	ج	ب	د	ج	د
الفقرة	11	12	13	14	15
الجواب	د	ج	د	د	ب

مواضيع الربط (وحدة الحموض والقواعد وتطبيقاتها)

* حمض الكبريتيك H_2SO_4 :-

عرف العرب حمض الكبريتيك في القرن الثامن الميلادي اكتشفه العالم جابر بن حيان وأطلق علية زيت الزاج يستخدم حمض الكيريتيك في المجال الزراعي لزيادة حموضة التربة و معالجة ملوحتها و تطهيرها من الفطريات .

* إزالة رائحة السمك :-

ثلاثي ميثيل الأمين $(CH_3)_3N$ مركب عضوي يمتاز برائحته القوية واللاذعه وعند عصر الليمون الذي يحتوي حمض السيتريك $C_6H_8O_7$ على السمك ، يتفاعل مع ثلاثي ميثيل الأمين وينتج ملح يقلل من رائحة السمك ، يمنح الحمض بروتون للقاعدة ويحولها الى ملح أقل تطايرا $(CH_3)_3NH^+$.

* ثلاثي فلوريد البورون BF_3 :-

يحضر صناعيا بتسخين البورون مع معد الفلوريت CaF_2 بوجود حمض الكبريتيك و هو غاز سام عديم اللون يستخدم كمحفز في العديد من التفاعلات العضوية و عملية البلمرة للمركبات العضوية غير المشبعة

* الشحمة :-

تستخدم القواعد مثل هيدروكسيد الصوديوم والليثيوم بسبب ملمسها الزلق في صناعة الشحوم الصابونية التي تستخدم في تشحيم الالات والسيارات وغيرها لتقليل الاحتكاك ، تضاف هذه القواعد الى الدهون النباتية أو الحيوانية لصناعة أنواع مختلفة من تلك الشحوم أو مايسمى بالصابون الشحمي مثل الصابون الليثيومي و الصابون الصوديومي .

* مناجم الفوسفات :-

تعد شركة مناجم الفوسفات شركة رائدة في انتاج حمض الفوسفوريك H_3PO_4 و حمض الكبريتيك H_2SO_4 بتقنية عالية في منطقة الشيدية جنوب الأردن تبلغ كمية الانتاج من حمض الفوسفوريك نحو 224 الف طن سنويا وقرابة 660 الف طن متري من حمض الكبريتيك تخزن في منشأة خاصة بمدينة العقبة و تعد الشركة لبنة أساسية في بناء الاقتصاد الوطني لما لها من إسهامات كبيرة في تطوير صناعة التعدين في الأردن .

* معالجة المياه :-

تحتوي المياه في المناطق التي توجد فيها الصخور الجيرية على نسبة عالية من كربونات الكالسيوم ولتقليل هذه النسبة يضاف ملح كربونات الصوديوم الذي يتفكك كليا ويزيد من تركيز أيونات الكربونات في الماء فيندفع التفاعل في محلول كربونات الكالسيوم بالإتجاه العكسي و يزداد تركيز كربونات الكالسيوم و يسبب ترسبها .

* الإثراء والتوسع : المحلول المنظم في الدم :- pH (7.35-7.45)

يعد محلول حمض الكربونيك وقاعدته المرافقة أحد أهم المحاليل المنظمة في الدم

المعادلة الاتية تمثل المحلول المنظم في الدم

$$H_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + H_3O^+$$

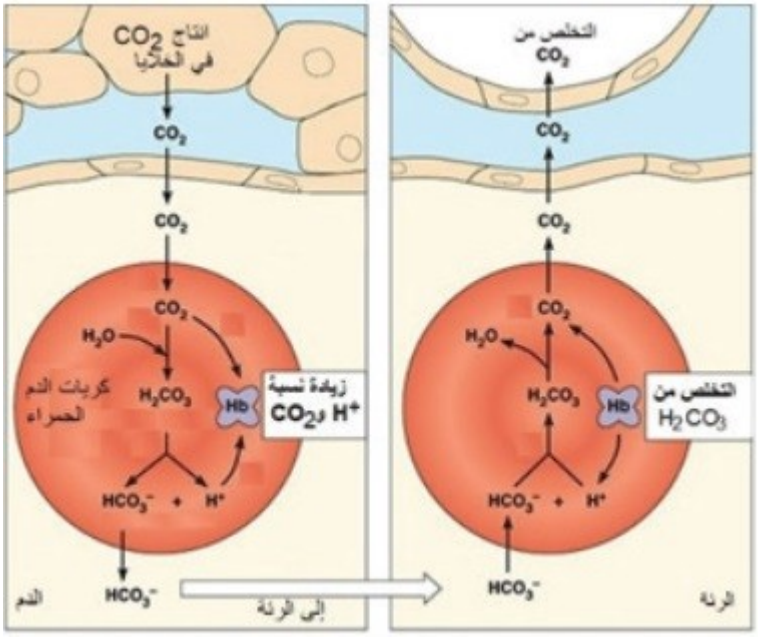
عند زيادة الأنشطة التي يمارسها الشخص يؤدي ذلك الى زيادة معدل التنفس اللاهوائي في الخلايا و زيادة إنتاج ثاني أكسيد الكربون حيث يندفع الى الدم و يتفاعل مع الماء ويؤدي الى زيادة تركيز H_2CO_3 :-

$$CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3$$

عند زيادة تركيز أيونات H_3O^+ في الدم ، يعمل المحلول المنظم على التخلص من تلك الزيادة عن طريق إزاحة موضع الإتزان الى جهة اليسار لتكوين المزيد من حمض الكربونيك فيزداد تركيزه في الدم ويقل تركيز HCO_3^- ويقل تركيز H_3O^+ مما يحفز **الكلى** إلى إنتاج أيونات HCO_3^- .

تعمل الرئة على امتصاص الزيادة في تركيز حمض الكربونيك حيث يتفكك في **الرئة** الى ثاني أكسيد الكربون وبخار الماء و يتم التخلص منها عن طريق التنفس ويزاح موضع الإتزان نحو اليسار مرة ونحو اليمين مرة أخرى ما يساعد على بقاء تركيز أيونات H_3O^+ ثابتا نسبيا و يحافظ على مدى ثابت من الرقم الهيدروجيني .

خـــــلاصة :-



الكلى :- تضبط تركيز أيونات HCO_3^- زيادة أو نقصانا

الرئة :- تضبط تركيز ثاني أكسيد الكربون CO_2 و حمض الكربونيك H_2CO_3 في الدم