الفصل الأول : مفاهيم متعلقة بالحموض والقواعد

☺ يطلق على المواد التي تسبب الحموضة في المعدة أو التي تعطي الليمون طعم حمضي , أو التي توضع في بطارية السيارة اسم الحموض وتتصف بالطعم الحمضي وبالمقابل هناك مواد تتفاعل مع الحموض وتخلصنا من اثر حموضتها وتسمى القواعد ومن أمثلتها هيدروكسيد المغنيسيوم الذي تصنع منه الأدوية التي تعمل على إزالة الحموضة الزائدة في المعدة وهيدروكسيد الصوديوم (الصودا) والأمونيا (النشادر) وبعض أنواع المنظفات.

أولا: مفاهيم الحموض والقواعد

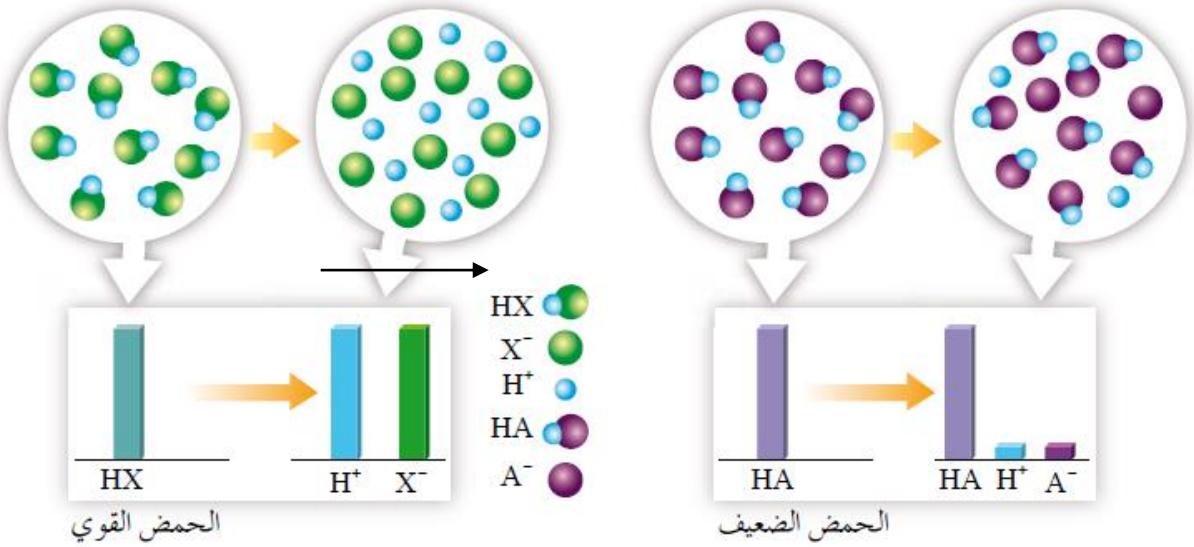
درست في الصف التاسع مفهومي الحموض والقواعد وعرفت أن الحمض مادة كهرلية تنتج ايون الهيدروجين (H^+) عند إذابتها في الماء , وان القاعدة هي مادة كهرلية تنتج أيون (OH^-) عند إذابتها في الماء , وان الحموض والقواعد تتفاوت في قوتها بمقدار ما يتاين منها في الماء , فالحمض القوي مثل HCl يتاين كليا بالماء , كما في المعادلة التالية :

$$HCl_{(aq)} \longrightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

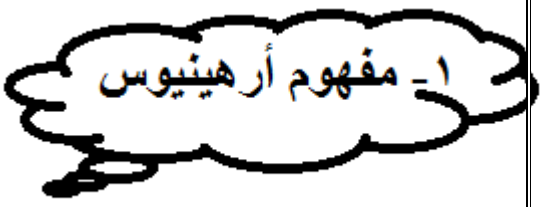
والحمض الضعيف مثل CH3COOH يتأين جزئيا في الماء ويعبر عن معادلة تأينه بتفاعل منعكس على النحو التالي:

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

ويبيّن الشكل (١-١) تأين كل من الحمض القوي HX، والحمض الضعيف HA في الماء.



الشكل(١-١): تأين الحمض القوي والحمض الضعيف في الماء.



حمض (أرهينيوس) : مادة تزيد من تركيز أيون الهيدروجين H^+ عند إذابتها في الماء

1- $HClO_4 \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + ClO_{4(aq)}^-$

2-$HCl \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

3-$HBr \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + Br^-_{(aq)}$

4-$HI \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + I^-_{(aq)}$

5-$HNO_3 \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$

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

7- $HF \underset{}{\overset{H_2O}{\rightleftharpoons}} H^+_{(aq)} + F^-$

8-$H_2SO_3 \underset{H_2O}{\overset{}{\rightleftharpoons}} H^+_{(aq)} + HSO_{3(aq)}^-$

9- $CH_3COOH_{(aq)} \underset{H_2O}{\overset{}{\rightleftharpoons}} H^+_{(aq)} + CH_3COO^-$

*إذا لكي تعد المادة حمضا وفق هذا التعريف لا بد ان تحتوي على الهيدروجين في تركيبها .

*القاعدة: مادة تزيد من تركيز أيون الهيدروكسيد OH^- عند إذابتها في الماء.

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

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

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

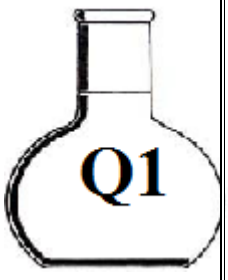
$Ba(OH)_2 \xrightarrow{H_2O} Ba^{2+}_{(aq)} + 2\ OH^-_{(aq)}$

****ملاحظة: القواعد القوية فقط هي قواعد أرهينيوس**

-إذا لكي تعد المادة قاعدة وفق هذا التعريف لا بد أن تحتوي على أيون الهيدروكسيد في تركيبها

** ملاحظات :

الحموض والقواعد القوية	الحموض الضعيفة
• تأينها تام (تفككها تام) في الماء • جزيئاتها مختفية (غير موجودة في المحلول). • محاليلها توصل الكهرباء بشكل قوي (عند أرهينيوس). • شدة إضاءة المصباح في محاليلها عالي . • يتم تمثيل تأينها في الماء بسهم واحد ⟶	• تأينها جزئي في الماء • جزيئاتها موجودة في محاليلها. (المحلول يتكون من جزيئاتها وأيوناتها). • محاليلها توصل الكهرباء بشكل ضعيف (عند أرهينيوس). • شدة إضاءة المصباح في محاليلها قليلة . • يتم تمثيل تأينها في الماء بسهمين متعاكسين ⇌



1: ما هي جوانب قصور تعريف أرهينيوس للحمض والقاعدة ؟

ج: لم يتمكن من تفسير السلوك القاعدي لبعض المواد التي لا تحتوي فيها تركيبها أيون الهيدروكسيد مثل

الأمونيا NH_3.

2-عجز عن تفسير الخواص الحمضية والقاعدية لمحاليل بعض الأملاح مثل :

$NH_4Cl/NaNO_2$؟؟

ج: مما دعا للبحث عن مفهوم أخر للحموض والقواعد أكثر شمولا من مفهوم أرهينيوس.

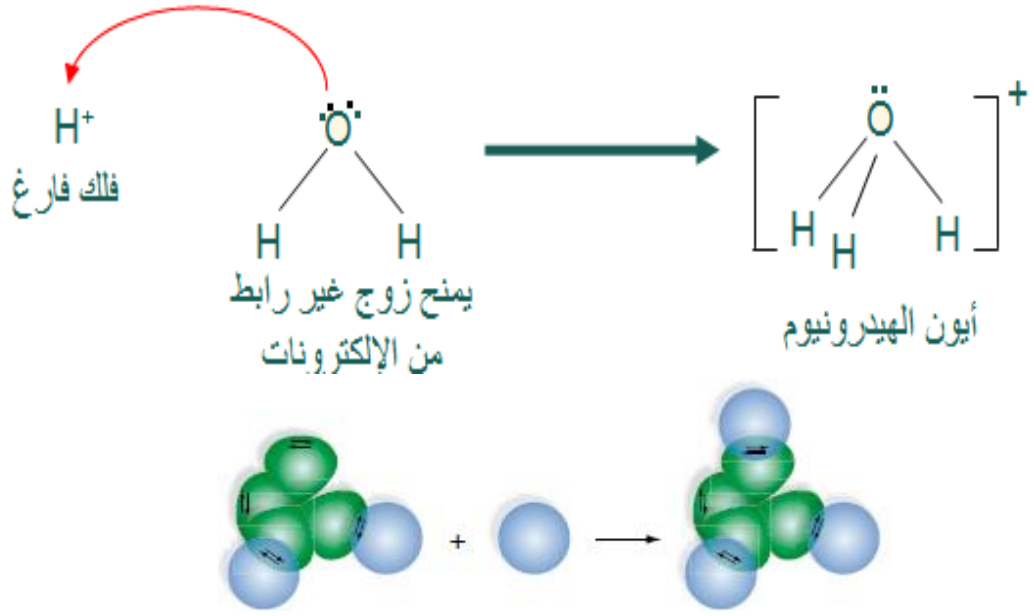
2 - مفهوم برونستد –لوري للحموض والقواعد والأزواج المترافقة .

- **سؤال** :أيون الهيدروجين H^+ هو البروتون فسر ذلك؟

ج: ذرة الهيدروجين تحتوي على بروتون واحد فقط في نواتها بالإضافة إلى إلكترون واحد يدور حولها , وعند تكوين ايون الهيدروجين H^+ تخسر هذه الذرة إلكترونها الوحيد ويتبقى منها بروتون فقط .

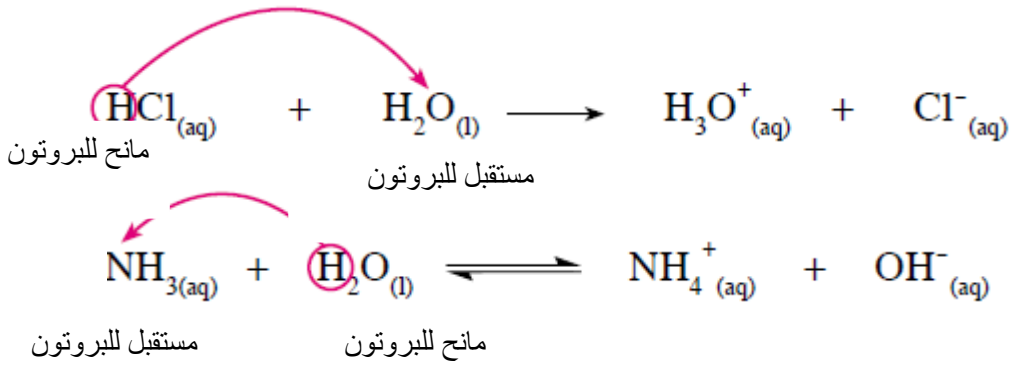
- **سؤال**: هل ممكن أن يوجد البروتون منفردا في الوسط المائي, فسر ذلك ؟

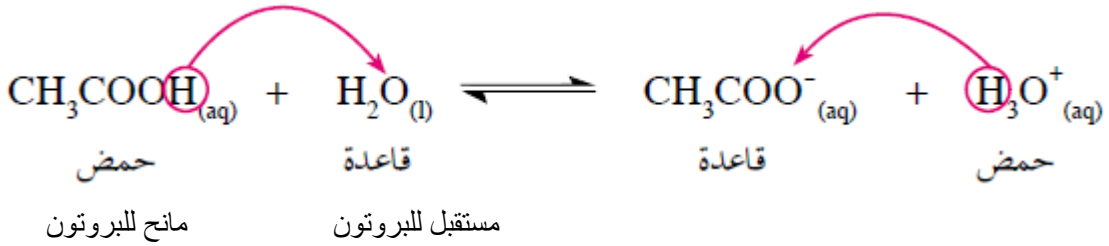
ج: لأن البروتون H^+ دقيقة متناهية في الصغر ذات كثافة كهربائية موجبة عالية , لذا لا يتوقع وجودها منفردا في المحلول وإنما مرتبطة بزوج إلكترونات غير رابط على ذرة الأكسجين في جزيء الماء H_2O مكونا ما يعرف بأيون الهيدرونيوم .



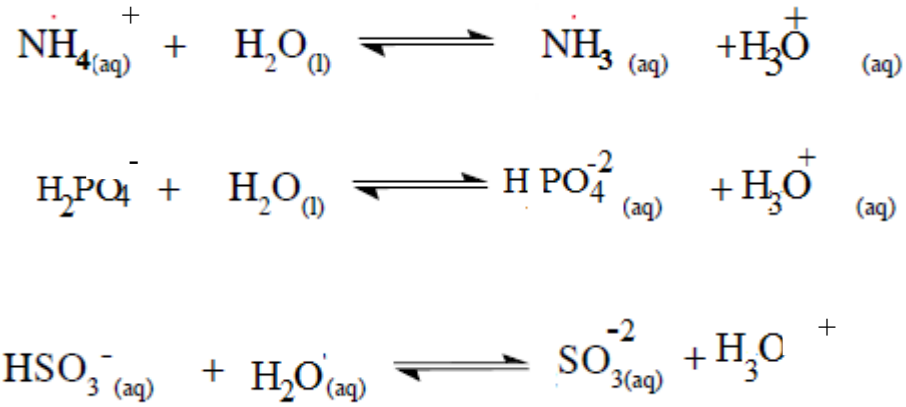
- **الحمض عند برونستد –لوري: مادة قادرة على منح (إعطاء)بروتون H^+ لمادة أخرى .**
- **القاعدة عند برونستد لوري :مادة قادرة على استقبال بروتون H^+ من مادة أخرى.**

**** أمثلة لتفسير خصائص للحموض التي أشار إليها أرهينيوس.**

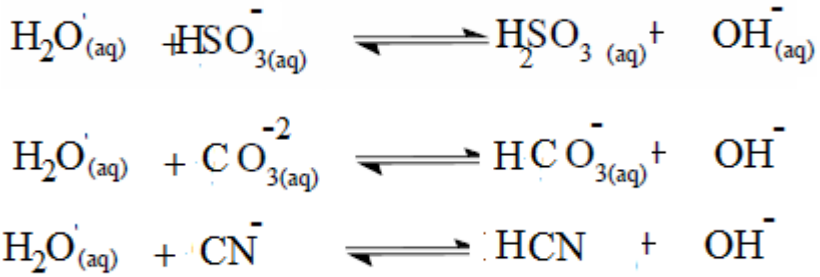




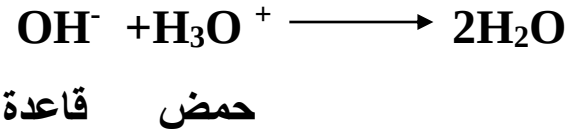
** أمثلة لتفسير خصائص الحموض التي لم يشر إليها أرهينيوس



أمثلة لتفسير خصائص قواعد التي لم يشر إليها أرهينيوس

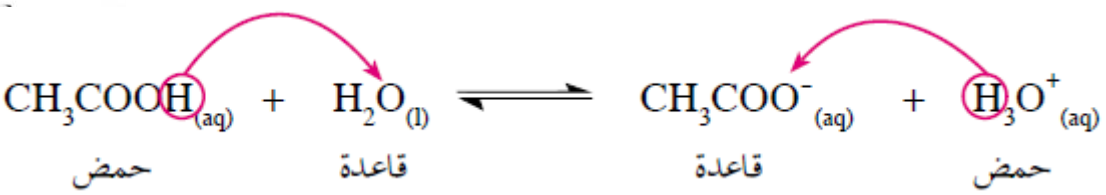


حسب مفهوم برونستد لوري يعتر أيون OH^- قاعدة لأنها تستقبل H^+ من H_3O^+ الذي يعتبر حمضا لأنه مانحا للبروتون H^+ .



وفي التفاعلات المنعكسة, نلاحظ أن كلا التفاعلين: الأمامي والعكسي يتضمن انتقال للبروتون من الحمض إلى القاعدة,

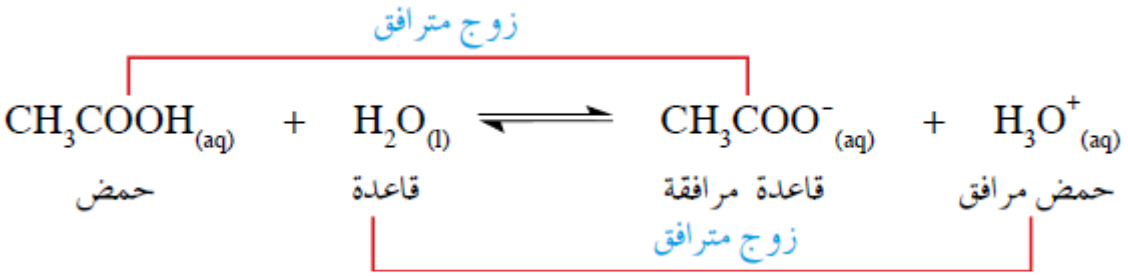
فإذا تأملنا تفاعل حمض الإيثانويك CH_3COOH مع الماء كما في المعادلة التالية:



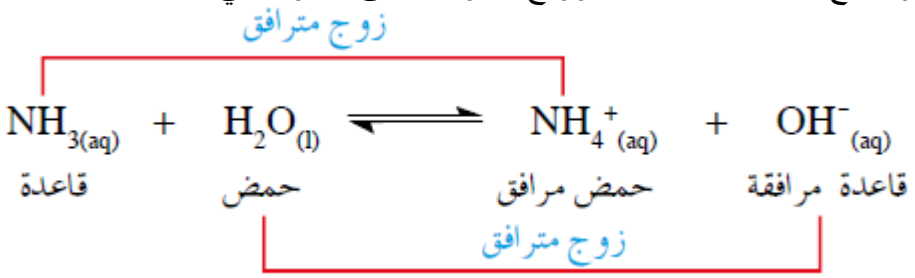
نجد ان CH_3COOH حمض في التفاعل الأمامي لأنه منح بروتون للماء وينتج عنه ايون الإيثانوات CH_3COO^- وجزيْءالماء يعد قاعدة لأنه يستقبل البروتون ويكون ايون الهيدرونيوم H_3O^+.

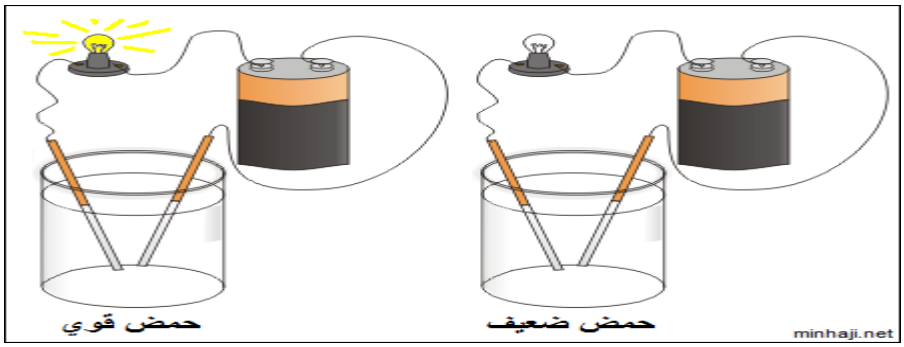
بالنظر إلى التفاعل العكسي نلاحظ ان H_3O^+ يمنح بروتونا إلى ايون الإيثانوات ,فيعد حمضا ويستقبل أيون الإيثانوات بروتون فيعد قاعدة ويسمى الحمض مع القاعدة التي تحول إليها زوجا مترافقا .فالماء H_2Oهو قاعدة وأيون الهيدرونيوم هو الحمض المرافق الناتج عنه.

إذن:



** وفي تفاعل الأمونيا مع الماء يمكن تمثيل الأزواج المترافقة على النحو التالي :





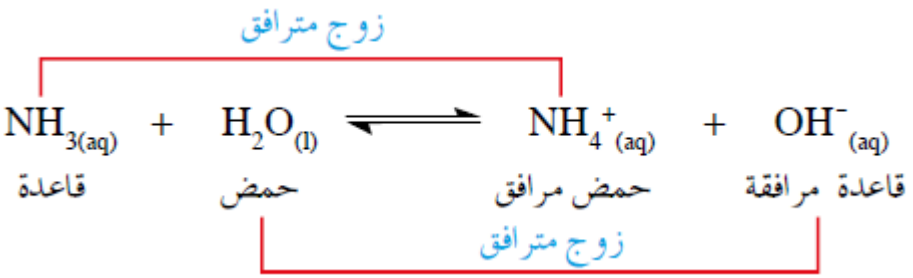
ملاحظات:

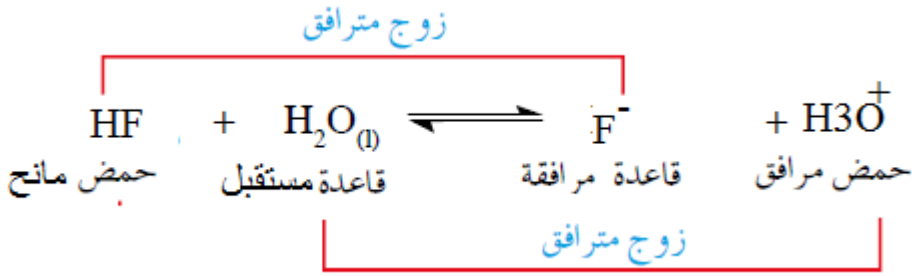
1. تفاعل الحمض والقاعدة حسب برونستد-لوري يتضمن انتقال H^+ من الحمض إلى القاعدة.
2. الماء سلك مرة كحمض ومرة كقاعدة وهذا لم يستطع تفسيره أرهينيوس وهو ان تسلك المادة كلا السلوكيين وهناك مواد أخرى غير الماء لها سلوكيين مثل ($H_2PO_4^-, HCO_3^-, HSO_4^-$).

مميزات عند برونستد لوري ليست موجودة عند ارهينيوس :

1. فسر السلوك الحمضي والقاعدي في الوسط المائي وغير المائي.
2. فسر سلوك الحمضي والقاعدي ليس للجزيئات فقط بل كذلك الأيونات
3. المادة الواحدة قد يكون لها سلوكيين حمض وقاعدة معا وهذا لم يشر إليه ارهينيوس.

الأزواج المترافقة من الحموض والقواعد





أدرس المعادلات المبينة في الجدول الآتي وأكمل الفراغات بما يناسبها:

معادلة التفاعل	ح	ق.م	ق	ح.م
$H_2SO_{3\,(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + HSO^-_{3(aq)}$				H_3O^+
$N_2H_{4(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons N_2H_5^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$			N_2H_4	
$HCO_3^-{}_{(aq)} + HF_{(aq)} \rightleftharpoons H_2CO_{3(aq)} + F^-_{(aq)}$	HF			
$HSO_3^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + SO^{2-}_{3(aq)}$		SO_3^{-2}		
$C_6H_5NH_{2(aq)} + H_2O \rightleftharpoons OH^- + C_6H_5NH_3^+$	H_2O			

ملاحظة:

الحمض المرافق= القاعدة + H^+

سؤال: اوجد الحموض المرافقة لكل من المواد الآتية:

المادة (القاعدة)	الحمض المرافق
NH_3	NH_4^+
N_2H_4	$N_2H_5^+$
OH^-	H_2O
NH_2^-	NH_3
$HCOO^-$	HCOOH
H_2O	H_3O^+
S^{-2}	HS^-
HPO_4^{-2}	$H_2PO_4^-$
Br^-	HBr

- ملاحظة :

القاعدة المرافقة = الحمض – H^+

** سؤال أوجد القاعدة المرافقة لكل من المواد الآتية :

المادة (الحمض)	القاعدة المرافقة
NH_4^+	NH_3
$N_2H_5^+$	N_2H_4
HBr	Br^-
H_2O	OH^-
HCOOH	$HCOO^-$
HS^-	S^{-2}

لاحظ المعادلتين الآتيتين:

$$HSO_3^-{}_{(aq)} + HF_{(aq)} \rightleftharpoons H_2SO_{3(aq)} + F^-_{(aq)}$$

$$HSO_3^-{}_{(aq)} + NH_{3(aq)} \rightleftharpoons SO_3^{2-}{}_{(aq)} + NH_4^+{}_{(aq)}$$

تسمى مثل هذه المواد بالمواد المترددة (الامفوتيرية) لأنها تستطيع أن تتفاعل كحمض أو قاعدة تبعا للظروف الموجودة فيها ومن الأمثلة على هذه المواد جزيء الماء H_2O والأيونات السالبة التي تحتوي في تركيبها على ذرة هيدروجين تكون قادرة على منحها لمادة أخرى مثل HCO_3^-/HS^- .

**سؤال: ما هي عيوب مفهوم برونستد لوري؟

لم يوضح كيف يرتبط البروتون بالقاعدة ,كما انه لم يستطيع تفسير سلوك الحمض أو القاعدة في بعض تفاعلات التي لا تضمن انتقالا للبروتون بين المواد لذا فلا بد من وجود مفهوم أكثر شمولا للحموض والقواعد من مفهوم برونستد لوري.

عين القاعدة المرافقة لكل من الحموض الآتية :

.....:HCOOH

.....:H_3O^+

.....:HF

عين الحمض المرافق لكل من القواعد التالية :

1- .....:OH^-

2- .....:NO_3^-

3- .....:NH_3

اكتب معادلات تبين سلوك كل من HCO_3^- و HS^- كحمض في تفاعلها مع N_2H_4 وكقاعدة مع تفاعلها مع HNO_2؟

.....

.....

.....

.....

مفهوم لويس للحموض والقواعد

1- الحمض عند لويس : مادة تستطيع أن تستقبل زوجا أو أكثر من الالكترونات لأنها تمتلك فلك فارغ.

أ-استطاع لويس تفسير كل من حموض أرهينيوس وبرونستد لوري

ب-استطاع لويس تفسير كل من مركبات البيريليوم والبورون كحموض لويس

$BF_3/BeF_2/B(OH)_3$ /CO_2.

ج-استطاع تفسير كل من الايونات الموجبة للفلزات الانتقالية كحموض لويس.

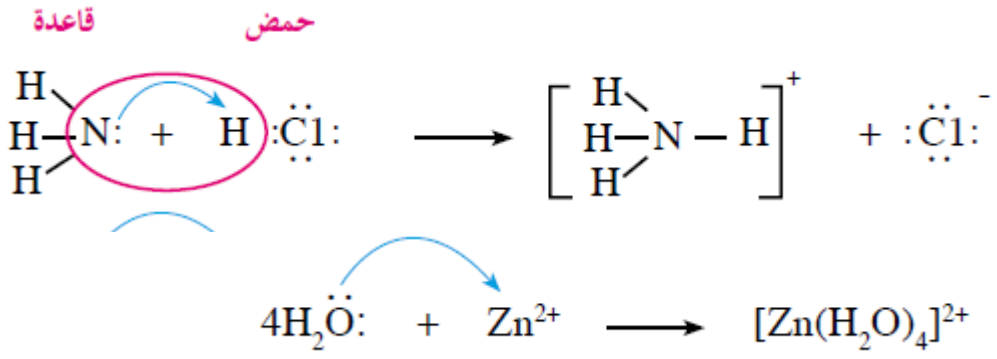
Ag^+ Cu^{+2} Cr^{+3} Ni^{+2} Mn^{+2}

2-القاعدة عند لويس:مادة تستطيع أن تعطي زوجا او أكثر من الالكترونات

أ- استطاع تفسير كل من القواعد التي فسرها ارهينيوس وبرونستد لوري.

ب- استطاع تفسير كل من الايونات السالبة كقواعد لويس.

ج- استطاع تفسير جميع المركبات التي ذراتها المركزية المجموعة 5A/6A كقواعد (H_2O ,NH_3).



لاحظ أن القاعدة مادة تمتلك زوجا أو أكثر من الإلكترونات غير الرابطة تمنحها للحمض عندما تتفاعل معه

مما يشير إلى أن الحموض تمتلك أفلاكا فارغة تستقبل زوجا أو أكثر من الإلكترونات غير الرابطة.

** فسر لويس سلوك الحمضي أو القاعدي للمواد المختلفة اعتماد على انتقال أزواج من الالكترونات غير الرابطة أثناء حدوث التفاعل , فمثلا عد تفاعل الأمونيا NH_3 مع الحمض HCl, نجد أن ذرة النيتروجين في جزيء الامونيا لديها زوج من الالكترونات غير مرتبط بأي ذرة أخرى بينما تحتوي H^+ على فلك فارغ من الالكترونات ولذلك يستقبل H^+ زوج من الالكترونات من الامونيا وتنشأ رابطة تناسقية بينهما , وبهذا يكون H^+ في HCl حمضا والامونيا قاعدة.

والمعادلة التالية توضح ذلك :

$$NH_{3(aq)} + H^+_{(aq)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)}$$

- استطاع لويس من خلال تعريفه أن يفسر السلوك الحمضي لأيونات الفلزات الانتقالية في تفاعلاتها كما في تفاعل ايونات الخارصين مع الماء إذ تتكون روابط تناسقية بين أيون الخارصين الذي يحتوى على أفلاكا فارغة وأربعة جزيئات ماء يمنح كل منها زوجا من الالكترونات غير الرابطة وبناء على ذلك يكون الماء قاعدة وأيون الخارصين حمضا كما في المعادلة التالية:

$$Zn^{2+}_{(aq)} + 4H_2O_{(l)} \rightleftharpoons [Zn(H_2O)_4]^{2+}_{(aq)}$$

عزيزتي الطالبة :

الشهادة سلاح لكي فاجتهدي

سؤال

- حدّد حمض لويس وقاعدته في التفاعلات الآتية:

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

$$Co^{3+}_{(aq)} + 6NH_{3(aq)} \rightleftharpoons [Co(NH_3)_6]^{3+}_{(aq)}$$

$$HF_{(aq)} + CN^-_{(aq)} \rightleftharpoons F^-_{(aq)} + HCN_{(aq)}$$

- أكمل الفراغات في الجدول الآتي، والذي يقارن بين مفاهيم الحموض والقواعد لكل من أرهينيوس وبرونستد– لوري ولويس:

التعريف	الحمض	القاعدة
أرهينيوس	يزيد من تركيز H^+ عند إذابته في الماء	
		مستقبل لبروتون (H^+) في تفاعلاته
	مستقبل لزوج من الإلكترونات غير الرابطة	

فكر..... فكر..... أبدع .... تألق مع أحمد باسم

ثانيا:التأين الذاتي للماء

- سبق أن ذكرنا إلى أن الماء سلك سلوكا حمضيا في بعض التفاعلات وسلوكا قاعديا في تفاعلات أخرى كما في المعادلتين التاليتين:

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

حمض قاعدة حمض مرافق قاعدة مرافقة

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

قاعدة حمض حمض مرافق قاعدة مرافقة

والآن هل يمكنك تعيين الحمض والقاعدة في التفاعل الآتي:

$$H_2O_{(1)} + H_2O_{(1)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

لاحظ أن احد جزيئات الماء يكون مانحا للبروتون (حمض) والجزيء الثاني يكون مستقبلا للبروتون (قاعدة) حيث أثبتت الدراسات أن الماء النقي موصل ضعيف جدا للتيار الكهربائي وهذا يشير إلى تأينه فيها بدرجة ضعيفة جدا.

ويطلق عليه التأين الذاتي للماء,إذا تكون أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ وايونات الهيدروكسيد OH^- في حالة اتزان مع جزيئات الماء غير المتأ ينه ويعبر عن ثابت الاتزان Kc للتفاعل على النحو الآتي:

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

ونظرا لأن درجة تأين الماء ضعيفة جدا فان تركيز الماء يعد ثابتا, وبالتالي يمكن إدخال تركيزه في ثابت الاتزان للماء ,وعليه يمكن التعبير عن ثابت اتزان الماء باستخدام رمز Kw ويسمى ثابت تأين الماء وقد وجد أن :-

$$Kw = [OH^-]\,[H_3O^+] = ١ \times ١٠^{-١٤}$$ عند ٢٥°س.

- عند نقطة التعادل :

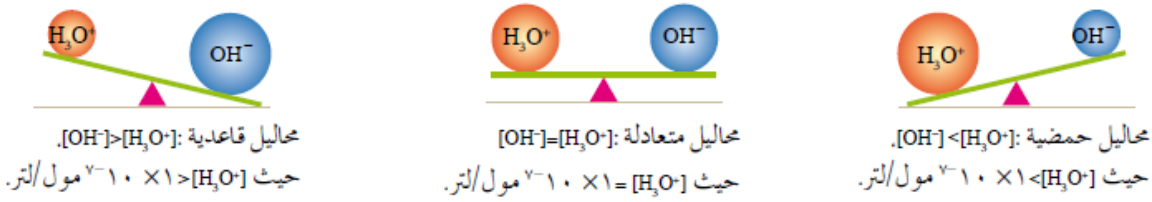
$$[H_3O^+] = [OH^-] = ١ \times ١٠^{-٧}$$ مول/لتر.

- وفي الماء النقي (متعادل) يكون $[H_3O^+] = [OH^-] = ١ \times ١٠^{-٧}$ مول/لتر.

ملاااااحظة:

- إذا كان $[H_3O^+] < 1*10^{-7}$ مول/ لتر فان المحلول حمضي.
- إذا كان $[H_3O^+] > 1*10^{-7}$ مول/ لتر فان المحلول قاعدي.
- إذا كان $[H_3O^+] < [OH^-]$ فان المحلول حمضي.

- ملاحظة



الشكل(١−٢): العلاقة بين $[H_3O^+]$ و $[OH^-]$ في المحاليل المائية وطبيعتها.

سؤال واجب::

1-إذا كان $[H3O^+] = 1*10^{-11}$ الجواب فإن المحلول ..... .

2- إذا كان $[H3O^+] = 1*10^{-1}$ الجواب فإن المحلول ..... .

سؤال

■ أكمل الفراغات في الجدول الآتي، وصنف المحاليل فيه إلى حمضية أو قاعدية أو متعادلة:

رقم المحلول	$[H_3O^+]$ مول/لتر	$[OH^-]$ مول/لتر	طبيعة المحلول
١	١×١٠−٤		
٢		٢×١٠−٢	
٣			متعادل

سؤال

احسب تركيز H_3O^+ و OH^- في محلول حمض HNO_3 تركيزه $1*10^{-3}$ مول /لتر؟؟

الحل: حمض النيتريك قوي جدا ويتاين كليا في الماء وفق المعادلة :

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

وبالتالي يكون $[H_3O^+] = [HNO_3] = 1*10^{-3}$ مول/ لتر

* لحساب تركيز $[OH^-]$ نستخدم العلاقة التالية:

$$[OH^-]\,[H_3O^+] = Kw \Longleftarrow \frac{Kw}{[H_3O^+]} = [OH^-]$$

$$[OH^-] = \frac{1*10^{-14}}{1*10^{-3}} = 1*10^{-11}$$ مول / لتر

سؤال واجب

احسب $[H_3O^+]$ و $[OH^-]$ في المحاليل التالية :

1-محلول HBr تركيزه $1*10^{-4}$ مول / لتر

.....

.....

2-محلول NaOH تركيزه $1*10^{-3}$ مول /لتر

.....

.....

.....

ثالثا : محاليل الحموض والقواعد القوية

ذكرنا سابقا أن الحموض تتفاوت في قوتها اعتمادا على قدرتها على التأين في الماء ومنحها للبروتون , فمثلا يتأين الحمض القوي HCl تأينا كليا في الماء كما في المعادلة التالية :

$$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

لاحظ أن تأين ال HCl ينتج القاعدة المرافقة Cl^- التي لا ترتبط مع البروتون في المحلول , فلا يتكون حمض HCl ولذلك يكون التفاعل غير منعكس وهذا يشير إلى أن Cl^- قاعدة مرافقة ضعيفة . وينطبق ذلك على الحموض القوية بوجه عام ,مثل :

$$HClO_4, HNO_3, HBr, HI$$

** سؤال: ماذا يحدث لتركيز أيونات H_3O^+ و OH^- عند إضافة حمض قوي للماء النقي؟

للإجابة على هذا السؤال أدرس المثال الأتي :

مثال : احسب تركيز كل من $[H_3O^+]$ و $[OH^-]$ في محلول HBr الذي تركيزه $1*10^{-2}$ مول /لتر

الحل :

$$\mathbf{HBr + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Br^-}$$

$[HBr] = [H_3O^+] = 1*10^{-2}$ مول/ لتر

$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1*10^{-14}}{1*10^{-2}} = 1*10^{-12}$ مول / لتر

نلاحظ أن $[OH^-] < [H_3O^+]$ لذا فإن المحلول حمضي ###

احسب تركيز كل من ($[H_3O^+]$ و $[OH^-]$) في كل من المحلولين التاليين:

1-محلول HCl تركيزه $2*10^{-3}$ مول/ لتر؟

.....

.....

2- محلول HNO_3 تركيزه $5*10^{-2}$ مول /لتر ؟

** تتفاوت القواعد أيضا بقوتها عند إضافتها إلى الماء النقي تبعا لمقدار ما يتأين منها إذ أن القاعدة القوية تتأين كليا في الماء فهيدروكسيد الصوديوم NaOH مثلا يتأين كما في المعادلة التالية :-

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

وينتج عن هذا التأين أيونات + Na التي لا تتفاعل عادة مع أيونات OH^-في المحلول لإعادة تكوين NaOH نظرا إلى أن قوى التجاذب بين ايونات Na^+ وجزيئات الماء أقوى منها بين ايونات Na^+ وايونات OH^-, وينطبق ذلك على القواعد القوية الأخرى , مثل KOH ,LiOH.

- ويمكن حساب تركيز أيونات $H3O^+$ و OH^- عند إضافة قاعدة قوية كما في المثال الآتي :

مثال: احسب تركيز كل من OH^- و H_3O^+ في محلول NaOH الذي تركيزه 0.1 مول / لتر.

الحل:

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

$$[NaOH] = [OH^-] = 1*10^{-1} \text{ مول/ لتر}$$

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1*10^{-14}}{1*10^{-1}} = 1*10^{-13} \text{ مول / لتر}$$

<u> لاحظ انه عند إضافة قاعدة قوية إلى الماء يزداد تركيز أيونات OH^- ويقل تركيز أيونات H_3O^+ .</u>**

احسب تركيز كل من OH^- وH_3O^+ في كل من المحلولين الآتين:

1-محلول KOH تركيزه $4*10^{-2}$ مول /لتر

2-محلول LiOH حضر بإذابة $2.5*10^{-4}$ مول منه في الماء, للحصول على محلول حجمه 100 مل.

.....

.....

.

.....

.....

.....

ملاحظات

- في الحموض القوية أحادية البروتون ($HCl/HNO_3/HBr/HClO_4/HI$)

يكون $[H_3O^+]$= [الحمض القوي أحادي البروتون].

- في الحموض القوية ثنائية البروتون (H_2SO_4)

يكون $[H_3O^+]$= 2*[الحمض القوي ثنائي البروتون].

- في القواعد القوية أحادية الهيدروكسيد($NaOH/KOH/LiOH$)

يكون $[OH^-]$= [القاعدة القوية أحادية الهيدروكسيد].

- في القواعد القوية ثنائية الهيدروكسيد($Mg(OH)_2/Ca(OH)_2/Ba(OH)_2$)

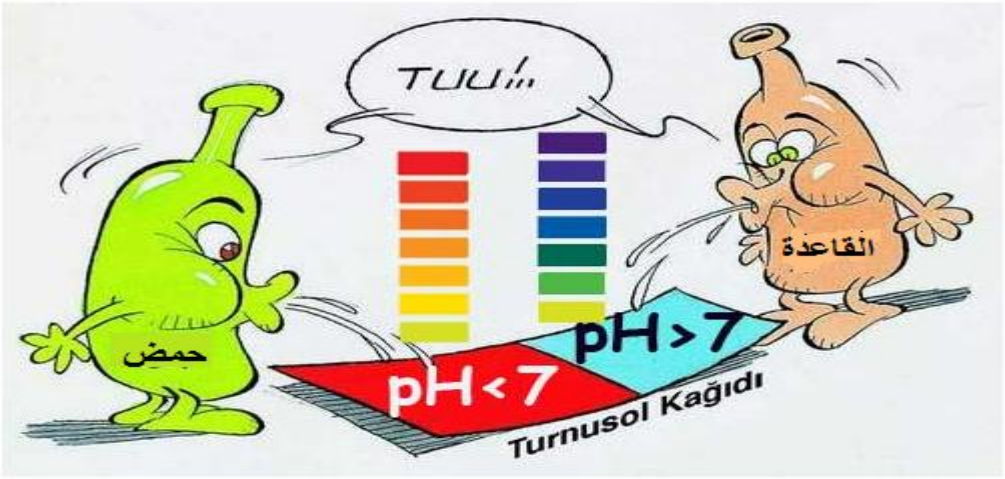
يكون $[OH^-]$= 2*[القاعدة القوية ثنائية الهيدروكسيد].

تذكر عزيزي الطالب :

- التركيز المولاري = $\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول باللتر}}$

- عدد المولات = $\frac{\text{الكتلة (غم)}}{\text{الكتلة المولية (غم/مول)}}$

رابعا: الرقم الهيدروجيني PH



- الرقم الهيدروجيني (PH):- هو اللوغاريتم السالب للأساس 10 لتركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول.

- $PH = - \text{لو} [H_3O^+]$

- $[H_3O^+] = 10^{-PH}$

****مثال:احسب الرقم الهيدروجيني PH لمحلول HI الذي تركيزه $1*10^{-3}$ مول /لتر؟؟**

الحل:

$[H_3O^+] = [HI] = 1*10^{-3}$ **مول/لتر**

$PH = - \text{لو} [H_3O^+] = - \text{لو} \ 1*10^{-3} = -3 \text{ لو } 1 = 3$

****مثال:احسب الرقم الهيدروجيني PH لمحلول KOH الذي تركيزه $2*10^{-2}$ مول /لتر؟؟ (لو 5=0.7)**

الحل:

- $[OH^-] = [KOH] = 2*10^{-2}$ **مول/لتر**

- $[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1*10^{-14}}{2*10^{-2}} = 5*10^{-13}$ **مول / لتر**

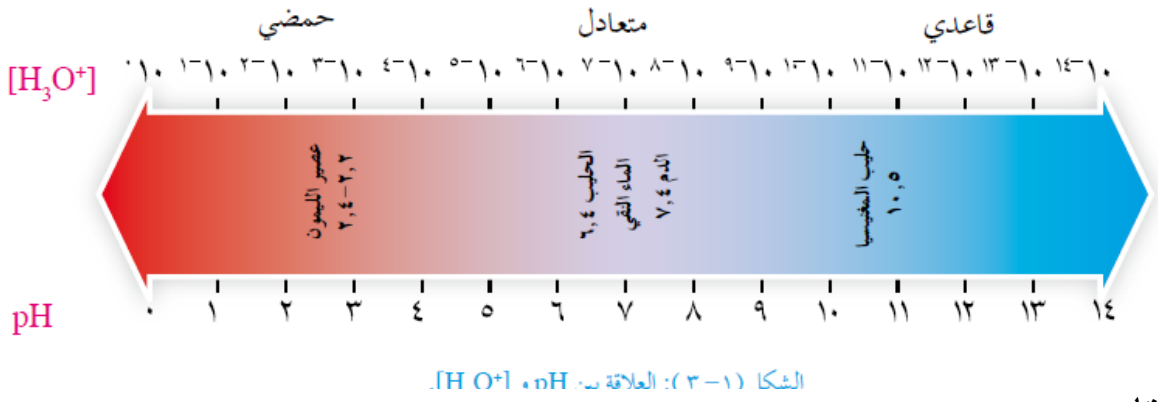
- $PH = - \text{لو} [H_3O^+] = - \text{لو} 5*10^{-13}$

- $= -13 \text{ لو } 5$

- $13 - 0.7 = 12.3$

** ملاحظة:

- الرقم الهيدروجيني للماء النقي =7
- الرقم الهيدروجيني للمحاليل الحمضية أقل من 7
- الرقم الهيدروجيني للمحاليل القاعدية أكبر من 7



الشكل (١–٣): العلاقة بين pH و [H3O+]

** استنتاج :

1. قيمة PH تقل مع ازدياد حموضة المحلول وتزداد بنقصانها أي علاقة عكسية
2. قيمة PH للمحاليل القاعدية بشكل عام اكبر من المحاليل الحمضية .

***سؤال واجب: احسب الرقم الهيدروجيني PH لكلا من المحلولين الآتيين:

- حمض البيروكلوريك $HClO_4$ الذي تركيزه $1.5 * 10^{-2}$ مول /لتر.
- حمض HBr الذي تركيزه $3*10^{-3}$ مول /لتر

علما بأن لو 1.5 = 0.18 ,لو3 =05

الحل:

.....

.....

.....

.....

.....

سؤال:بين أي المحلولين السابقين أكثر حمضية؟

. .....

سؤال:

عينة من عصير البرتقال لها رقم هيدروجيني = 5.8 فما تركيز H_3O^+و OH^-| في العينة ؟

علما ان لو 1.6 = 02

.....

.....

.....

.....

. .....

سؤال: إذا علمت أن قيمة PH لعينة دم الإنسان =7.4 ,فما تركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ في دمه

علما بان لو 4 = 0.6 ؟؟

.....

.....

.....

. .....

سؤال: أذيب 9.8 غ من حمض H_2SO_4 في الماء ليصل حجم المحلول إلى 200 سم^3

,احسب درجة الحموضة PH علما بأن الكتلة المولية للحمض H_2SO_4=98 غ/مول؟؟

.....

.....

.....

.....

.....

سؤال: احسب كتلة HCl المذابة ليصل حجم المحلول إلى لتر ودرجة الحموضة =1

علما بان الكتلة المولية للحمض HCl = 36.5 غ/ مول ؟

.....

.....

سؤال: أذيب 0.1 مول من القاعدة KOH ليصل حجم المحلول 100 سم^3 احسب درجة الحموضة PH؟

.....

.....

.....

.....

سؤال:أذيب 1.71 غم من $Ba(OH)_2$ في الماء ليصل حجم المحلول إلى 200 سم^3 فإذا علمت أن الكتلة المولية ل$Ba(OH)_2$ تساوي 171 غم / مول احسب PH ؟؟

.....

.....

.....

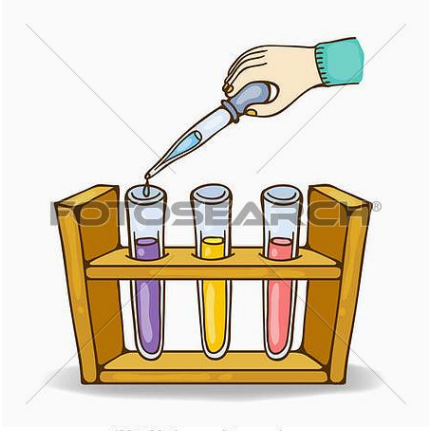
.....

سؤال : في محلول KOH , وجد أن تركيز الأيون الموجب K^+ يساوي 0.01 مول /لتر احسب قيمة PH ؟

.....

.....

.....



ملاحظة: عزيزي الطالب يرجى حل جميع أسئلة الفصل من الكتاب المدرسي في الصفحات (25 ,26).

تطبيقات حياتية

كيف يمكن تغيير لون أزهار نبات القرطاسيا؟

لنبات القرطاسيا أزهارا متعددة الألوان تتغير بتغير درجة الحموضة للتربة التي تنمو فيها , وقد استفاد المزارعون من هذه الظاهرة , فقاموا بتغيير لون أزهارها عن طريق التحكم بدرجة حموضة التربة التي تنبت فيها , فيغيروا لونها من الزهري إلى الأزرق والعكس اعتمادا على امتصاص النبتة للألمنيوم فإذا كانت التربة حمضية والرقم الهيدروجيني لها أقل من 6 فإن النبتة تمتص الألمنيوم ويكون لونها ازرق .

وأما إذا كانت التربة قاعدية فلا تستطيع النبتة امتصاص الالمنيوم ويكون لونها زهري , فالمزارع يستطيع تغيير PH للتربة للحصول على لون النبتة المرغوب , فإذا أراد نبتة بلون زهري أضاف الكلس (كربونات الكالسيوم) إلى التربة لرفع الرقم الهيدروجيني لها

و إذا أراد اللون الأزرق فإنه يضيف كبريتات الألمونيوم والقليل من الخل مع ماء الري لتقليل الرقم الهيدروجيني للتربة.

الشكل(١-٤): نبات القرطاسيا.

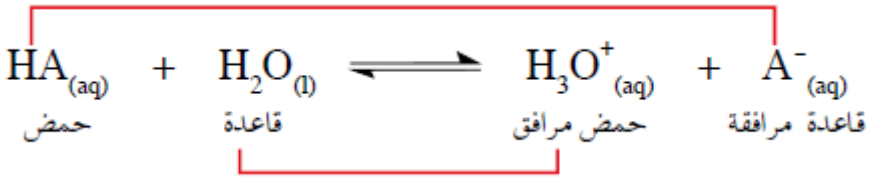
الفصل الثاني :- الاتزان في محاليل الحموض والقواعد الضعيفة

- تمهيد:

هناك العديد من الحموض الضعيفة التي نستخدمها في حياتنا مثل الأسبرين المسكن للآلام , وحمض الاسكوربيك المعرف بفيتامين ج , وحمض الكربونيك الموجود في المشروبات الغازية , وكذلك العديد من القواعد الضعيفة , مثل كربونات الصوديوم المائية (صودا الغسيل) التي تدخل في تركيب مساحيق غسيل الملابس . وقد تبين أنه يسهل حساب الرقم الهيدروجيني لمحاليل الحموض والقواعد القوية ولكن الحموض والقواعد الضعيفة تتأين جزيئا بدرجات متفاوتة فكيف يمكن حساب الرقم الهيدروجيني لمحاليلها ؟

أولا : الاتزان في محاليل الحموض الضعيفة

عرفت سابقا أن الحموض القوية تتأين كليا في الماء فيكون التفاعل غير منعكس بينما تتأين الحموض الضعيفة جزيئا , فيكون التفاعل منعكسا فمثلا يتأين الحمض الضعيف HA جزئيا كما في المعادلة التالية :



* لاحظ انه ينتج عن تأين الحموض الضعيفة ,بالإضافة لأيون الهيدرونيوم الأيون السالب A^- الذي يعد قاعدة مرافقة قوية نسبيا يمكنها أن ترتبط بأيون الهيدرونيوم في المحلول وتكون الحمض HA من جديد فتصل الأيونات الناتجة وجزيئات الحمض الغير المتاينة إلى حالة الاتزان ويمكن التعبير عن ثابت الاتزان للتفاعل السابق عند درجة حرارة محددة على النحو التالي:

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

وبما أن تركيز الماء لا يتغير في المحاليل بدرجة كبيرة ,فيمكن اعتباره ثابتا , ودمجه مع ثابت الاتزان Kc , وعندها يرمز لثابت الاتزان بالرمز Ka , ويسمى بثابت تأين الحمض الضعيف , ويعبر عنه رياضيا كما يأتي:

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

ويتضح من العلاقة السابقة أن قيمة Ka تزداد بزيادة تركيز H_3O^+ , وهذا التركيز يزداد بزيادة قدرة الحمض على التأين , وهو ما يطلق عليه قوة الحمض , أي أن قيمة Ka تزداد بزيادة قوة الحمض وبهذا تعد قيمة Ka مقياسا لهذه القوة , وتجدر الإشارة إلى انه كلما زادت قوة الحمض قلت قوة القاعدة المرافقة الناتجة عن تأينه , لأن زيادة قوة الحمض تؤدي إلى زيادة مقدار التأين فيصعب على الايونات الناتجة الارتباط معا لإعادة تكون الحمض .

نستنتج :

Ka ↑ $[H_3O^+]$ ↑ **قوة الحمض** ↑ **PH** ↓ **قوة القاعدة المرافقة** ↓

الجدول (١-١): قيم ثوابت التأين لعدد من الحموض الضعيفة عند ٢٥°س.

اسم الحمض	الصيغة	Ka
حمض الكبريتيت	H_2SO_3	$١٠\times١,٥^{-٢}$
حمض الهيدروفلوريك	HF	$١٠\times٧,٢^{-٤}$
حمض النيتريت	HNO_2	١٠×٤^{-٤}
حمض الميثانويك	HCOOH	$١٠\times١,٧^{-٤}$
حمض البنزويك	C_6H_5COOH	$١٠\times٦,٥^{-٥}$
حمض الإيثانويك	CH_3COOH	$١٠\times١,٨^{-٥}$
حمض الكربونيك	H_2CO_3	$١٠\times٤,٣^{-٧}$
حمض الهيبوكلوريت	HOCl	$١٠\times٣,٥^{-٨}$
حمض هيدروسيانيك	HCN	$١٠\times٦,٢^{-١٠}$

سؤال

■ بالاعتماد على الجدول (١-١)، أجب عن الأسئلة الآتية:

◄ اكتب صيغة الحمض الأقوى وصيغة قاعدته المرافقة.

◄ لديك محلولان حمضيان متساويان في التركيز: HF و CH_3COOH فأيهما يكون تركيز H_3O^+ فيه أعلى؟

◄ أيّ المحلولين رقمه الهيدروجيني أعلى: C_6H_5COOH أم HCN، إذا كان لهما التركيز نفسه؟

◄ أيهما أقوى: القاعدة المرافقة للحمض HNO_2، أم القاعدة المرافقة للحمض HOCl؟

◄ هل تتوقع أن تكون قيمة pH لمحلول حمض الميثانويك HCOOH الذي تركيزه ١ × ١٠$^{-٢}$ مول/لتر أكبر أم أقل من ٢؟ لماذا؟

الإجابة:

1- الحمض الأقوى هو: H_2SO_3

2- HF

3- HCN

4- OCl^- [القاعدة المرافقة للحمض HOCl تكون أقوى]

5- حمض الميثانويك HCOOH ضيف يتأين جزيئا بالماء لذا تكون PH له أكبر من 2

مثال: احسب PH لمحلول حمض الميثانويك HCOOH الذي تركيزه 0.1 مول /لتر, علما بأن Ka له 1.7 * 10^{-4} ؟ إذا علمت أن لو 4.1 =0.61

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

التراكيز عند الاتزان س س 0.1- س

تهمل لصغر ها

$$Ka = \frac{س^2}{[HCOOH]}$$

$$1.7*10^{-4} = \frac{س^2}{[0.1]} \longleftarrow س^2 = 1.7*10^{-4}*0.1$$

$$س = [H_3O^+] = 4.1*10^{-3} \text{ مول /لتر}$$

$$PH = - \text{ لو } 4.1*10^{-3} \text{ , } PH = 3-0.61$$

$$PH = 2.39$$

مثال: محلول حمض ضعيف HA تركيزه(0.1) مول /لتر ,ورقمه الهيدروجيني يساوي 2.8 احسب قيمة Ka إذا علمت أن لو 1.6 =0.2 ؟

الحل :

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

0.1- س (تهمل) س س

$$10^{-PH} = [H_3O^+]$$

$$10^{-2.8} = 10^{0.2} * 10^{-3}$$

$$= 1.6 * 10^{-3} \text{ مول /لتر} = \boxed{\text{س}}$$

$$Ka = \frac{\text{س}^2}{[HA]}$$

$$Ka = \frac{(1.6*10^{-3})^2}{0.1} = 2.56 * 10^{-5}$$

سؤال واجب: بالرجوع إلى الجدول (1-1) أجب عن الأسئلة الآتية :

1- احسب PH لمحلول HF الذي تركيزه 0.2 مول /لتر (لو1.2 =0.08)؟

2- احسب تركيز محلول حمض HNO_2 الذي له PH = 2.4 إذا علمت أن لو 4=0.6؟

3- احسب قيمة Ka لمحلول الحمض الضعيف HZ الذي تركيزه 0.2 مول /لتر ورقمه الهيدروجيني يساوي 4؟

.....

.....

.....

.....

.....

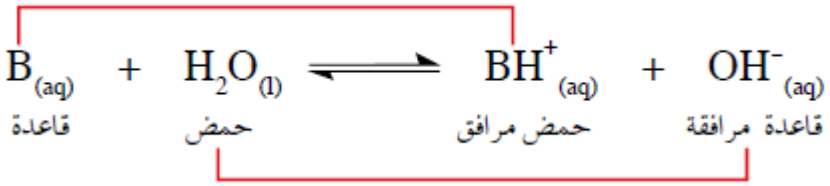
.....

.....

ثانيا : الاتزان في محاليل القواعد الضعيفة

تتأين القواعد الضعيفة جزئيا في الماء وينتج عنها أيون موجب يعد حمضا مرافقا قويا نسبيا , لذا فهو يتفاعل مع أيون OH^- في المحلول ويكون القاعدة من جديد إلى أن تصل الايونات الناتجة وجزيئات القاعدة غير المتأينة إلى حالة الاتزان .

فمثلا تتأين القاعدة الضعيفة B كما في المعادلة التالية :



ويمكن التعبير عن ثابت الاتزان للتفاعل على النحو الأتي :

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

وكما في الحموض الضعيفة فإن تركيز الماء يبقى ثابتا , ويمكن دمجه مع ثابت الاتزان Kc وعندها يرمز له بالرمز Kb ويسمى ثابت تأين القواعد الضعيفة ويعبر عنه رياضيا على النحو التالي:

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

** يتضح من العلاقة الرياضية السابقة ,أن قيمة ثابت تأين القاعدة الضعيفة Kb يزداد بزيادة تركيز OH^- ,وهذا التركيز يزداد بزيادة قدرة القاعدة على التأين ,وهي ما يطلق عليه بقوة القاعدة ,أي أن قيمة Kb تزداد بزيادة قوة القاعدة ,وبهذا تعد قيمة Kb مقياسا لقوة القاعدة وتجدر الإشارة هنا انه كلما زادت قوة القاعدة قلت قوة الحمض المرافق الناتج عن تأينها.

استنتاج:

قوة الحمض المرافق	↓	↓	$[H_3O^+]$	↑ **PH**	↑ **قوة القاعدة**	↑	$[OH^-]$	↑ **Kb**

الجدول (١– ٢): قيم ثوابت التأين لعدد من القواعد الضعيفة عند ٢٥°س.

اسم القاعدة	صيغة القاعدة	معادلة التأين	Kb
إيثيل أمين	$C_2H_5NH_2$	$C_2H_5NH_2 + H_2O \rightleftharpoons C_2H_5NH_3^+ + OH^-$	$٥,٦ \times ١٠^{-٤}$
ميثيل أمين	CH_3NH_2	$CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$	$٤,٤ \times ١٠^{-٤}$
أمونيا	NH_3	$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$	$١,٨ \times ١٠^{-٥}$
هيدرازين	N_2H_4	$N_2H_4 + H_2O \rightleftharpoons N_2H_5^+ + OH^-$	$١,٣ \times ١٠^{-٦}$
بيريدين	C_5H_5N	$C_5H_5N + H_2O \rightleftharpoons C_5H_5NH^+ + OH^-$	$١,٧ \times ١٠^{-٩}$
أنيلين	$C_6H_5NH_2$	$C_6H_5NH_2 + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+ + OH^-$	$٣,٨ \times ١٠^{-١٠}$

سؤال

- بالرجوع إلى الجدول (١–٢)، أجب عن الأسئلة الآتية:
  - أيهما أقوى: القاعدة NH_3، أم القاعدة N_2H_4؟
  - اكتب صيغة الحمض المرافق الأضعف في الجدول.
  - حدّد الأزواج المترافقة في محلول القاعدة الأضعف.
  - أيُّ المحلولين يكون تركيز OH^- فيه أعلى: محلول الأمونيا NH_3، أم محلول البيريدين C_5H_5N، إذا كان لهما التركيز نفسه؟
  - أيُّ المحلولين رقمه الهيدروجيني أقل: أهو محلول ميثيل أمين، أم محلول الهيدرازين، إذا كان لهما التركيز نفسه؟

الأجوبة:

1. NH_3
2. الحمض المرافق الأضعف $C_2H_5NH_3^+$

3. $C_6H_5NH_2 + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+ + OH^-$

ق.م ح.م ح ق

4-الامونيا NH_3

5- الهيدرازين N_2H_4

مثال:

احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول الامونيا الذي تركيزه 0.4 مول /لتر علما بأن Kb للأمونيا =1.8* 10^{-5} ؟؟

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

التراكيز عند الاتزان			
	س	س	0.4- س

تهمل

$$Kb = \frac{س^2}{[NH_3]}$$

$$1.8 * 10^{-5} * 0.4 = س^2$$

$$[OH^-] = \text{س} = 2.68 * 10^{-3} \text{ مول/ لتر}$$

$$[H3O^+] = \frac{Kw}{OH^-}$$

$$= \frac{1*10^{-14}}{2.68*10^{-3}}$$

$$= 3.7 * 10^{-12} \text{ مول /لتر}$$

$$PH = - \text{لو } 3.7 * 10^{-12}$$

$$= 12 - 0.6$$

$$= 11.4$$

سؤال واجب: كم غراما من الهيدرازين N_2H_4 يلزم لتحضير محلول حجمه 0.2 لترا ورقمه الهيدروجيني 10.8 علما بأن : Kb= 1.3 *10^{-6} والكتلة المولية له =32 غم /مول لو1.6=0.2 ؟

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

سؤال : اعتمادا على الجدول المجاور
أجب عن الأسئلة التي تليه :

الحمض	Ka
HClO	$3*10^{-8}$
HNO_2	$4.5*10^{-4}$
CH_3COOH	$1.8*10^{-5}$

1-أكتب صيغة الحمض الأقوى؟

2-أكتب صيغة القاعدة المرافقة الأقوى؟

3-إذا تساوت محاليل الحموض في التركيز

فأيها له أقل قيمة PH؟

الحل:

1. HNO_2
2. ClO^-
3. HNO_2

سؤال : إذا كان $[H_3O^+]$ في محلول الحمض HX يساوي $8*10^{-2}$ وقيمة PH لمحلول حمض HY تساوي 2.5

أجب عما يأتي :

1- حدد الأزواج المترافقة في التفاعل :

$$HX + Y^- \rightleftharpoons HY + X^-$$

2- حدد الجهة التي يرجح إليها الاتزان ؟

الحل :

1- HX/X^- HY/Y^-

2-الجهة التي يرجحها الاتزان التفاعل الأمامي لأن HX أقوى كحمض من HY

سؤال: الجدول التالي يبين عدد من المحاليل الافتراضية وقيم PH لها

المحلول	A	B	C	D	E	F
PH	4.5	8.7	0	7	12	1

فأي المحاليل يمثل :

1- القاعدة الأقوى 2- محلول NaCl 3-محلول $[HNO_3]$=0.1 مول / لتر

4- قاعدة فيها $[OH^-]$ يساوي $5*10^{-6}$ مول /لتر 5- حمضا فيه $[H_3O^+]$ يساوي $3*10^{-5}$ مول /لتر

الحل : 1- E 2- D 3- F 4- B 5- A

سؤال: حدد حمض وقاعدة لويس في محلول $[Co(NH_3)_4]^{2+}$

الحل: حمض لويس Co^{+2} قاعدة لويس: NH_3

سؤال:

ادرس المعادلتين ثم اجب عن الأسئلة التي تليها:

$HA + X^- \rightleftharpoons HX + A^-$ الاتزان يرجح الاتجاه الأمامي

$HD + X^- \rightleftharpoons HX + D^-$ الاتزان يرجح الاتجاه العكسي

1- رتب الحموض (HD, HX,HA) تصاعديا حسب قوتها

2- أي القواعد التالية هي الأقوى (X^-,A^-) ؟

3- أي الحموض له أقل قيمة PH ؟

الحل :

1- HA>HX>HD

2- X^-

3- HA

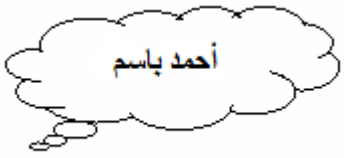
سؤال : أكمل الفراغات في المعادلة الآتية ثم حدد الأزواج المترافقة من الحمض والقاعدة:

$CN^- + HCO_3^- \rightleftharpoons$ …….. +……

الحل :

$CN^- + HCO_3^- \rightleftharpoons HCN + CO_3^{2-}$

ق ح ح.م ق.م



سؤال : لديك خمسة محاليل بتراكيز محددة , معتمدا على المعلومات في الجدول أجب عن الأسئلة التالية:

المحلول	المعلومات	تركيز المحلول
HCN	$Ka=4.9*10^{-10}$	0.3
HNO_2	$[NO_2^-]=1.2*10^{-2}$	0.3
N_2H_4	$Kb=1*10^{-6}$	0.2
NH_3	$[NH_4^+]=1.9*10^{-3}$	0.2
N_2H_5Cl	$[H_3O^+]=1*10^{-2}$	0.5

1-احسب PH لمحلولHCN ؟

2-احسب قيمة Kb لمحلول NH_3 ؟

3-ما صيغة الحمض المرافق الأقوى؟

4- أي الحمضين له أعلى Ka (HCN أم HNO_2)

الحل :

-1

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

$$0.3 - س \qquad س \qquad س$$

$$Ka = \frac{س^2}{[HCN]} \Longleftarrow 4.9*10^{-10} = \frac{س^2}{0.3} \Longleftarrow س = 1.2*10^{-5}$$ مول/ لتر

$[H_3O^+]=س$

$PH = - لو\ 1.2*10^{-5}$

$PH = 5 - 0.08$

$PH = 4.92$

-2

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

$$2.0- س \qquad س \qquad س$$

$$Kb = \frac{س^2}{[NH3]} = \frac{(1.9*10^{-3})^2}{[0.2]} = 1.8*10^{-5}$$

-3 $N_2H_5^+$

-4 HNO_2

سؤال :

في المعادلة التالية :

$$N_2H_5^+ + H_2O \rightleftharpoons \text{.....} + \text{.....}$$

1- أكمل المعادلة السابقة

2- حدد الأزواج المترافقة من الحموض والقواعد

3- ما أثر إضافة N_2H_5Cl على قيمة الPH لمحلول قاعدة (تزداد , تقل , تبقى ثابتة)

الحل:

1- H_3O^+

2- H_2O / H_3O^+ $\quad$ $N_2H_5^+ / N_2H_4$

ح.م ق $\quad$ ق.م ح

3- تقل

سؤال:

احسب عدد مولات $Ba(OH)_2$ اللازم إذابتها في الماء النقي لتكوين محلول حجمه 5 لترات وقيمة PH له = 10

$[H_3O] = 10^{-10}10$ مول /لتر

الحل:

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H3O^+]}$$

$$= \frac{1*10^{-14}}{10^{-10}}$$

$= 1*10^{-4}$ مول /لتر

لأن ال $Ba(OH)_2$ قاعدة قوية ثنائية الهيدروكسيد فإن تركيزها =

$$\frac{[OH^-]}{2} = 0.5 * 10^{-4}$$ مول /لتر

$$[Ba(OH)_2] = \frac{ع}{ح}$$

$$\frac{ع}{5} = 0.5 *10^{-4}$$

عدد المولات = $25 * 10^{-5}$ مول

سؤال: يبين الجدول التالي قيم Kb لعدد من القواعد متساوية التركيز (0.1) مول / لتر ,اجب عن الأسئلة التي تليه :

القاعدة	NH_3	CH_3NH_2	N_2H_4	$C_6H_5NH_2$
Kb	$2*10^{-5}$	$4*10^{-4}$	$1*10^{-6}$	$4*10^{-10}$

1- ما صيغة الحمض المرافق الأقوى؟

2- اكتب معادلة تفاعل N_2H_4 مع NH_4^+ وحدد الجهة التي يرجحها الاتزان ؟

3- أي محاليل القواعد المذكورة يكون فيها $[H_3O^+]$ الأقل ؟

الحل :

1- $C_6H_5NH_3^+$

2- $N_2H_4 + NH_4^+ \rightleftharpoons N_2H_5^+ + NH_3$

* يكون اتجاه الاتزان بالاتجاه العكسي / أو إلى اليسار/ أو إلى المواد المتفاعلة / أو ←

3- CH_3NH_2

سؤال:

اعتمادا عالجدول الذي يبين قيم Kb لعدد من محاليل القواعد متساوية التركيز :

أجب عما يلي :

القاعدة	NH_3	CH_3NH_2	N_2H_4	$C_6H_5NH_2$
Kb	$2*10^{-5}$	$4*10^{-4}$	$1*10^{-6}$	$4*10^{-10}$

1- ما صيغة الحمض المرافق الأقوى؟

2- اكتب معادلة تفاعل NH_3 مع الماء؟

3- حدد الزوجين المترافقين من الحمض والقاعدة في التفاعل التالي:

$CH_3NH_2 + HF \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + F^-$

4- عند تفاعل $C_6H_5NH_2$ مع NH_4^+ , حدد الجهة التي يرجحها الاتزان ؟

5-احسب قيمة PH لمحلول 0.01 مول/ لتر من N_2H_4 ؟

ثالثا : الخواص الحمضية والقاعدية لمحاليل الأملاح

* الملح هو عبارة عن مركب ايوني ينتج عن تعادل حمض مع قاعدة , وكما تعلم عزيزي الطالب فان ملح كلوريد الصوديوم ينتج عن تعادل الحمض القوي HCl مع القاعدة القوية NaOH , وأما ملح ميثانوات الصوديوم HCOONa ينتج عن تعادل الحمض الضعيف HCOOH مع القاعدة القوية NaOH , في حين أن ملح كلويد الأمونيوم NH_4Cl ينتج عند تعادل الحمض القوي HClمع القاعدة الضعيفة NH_3 كما هو مبين في المعادلات الآتية :

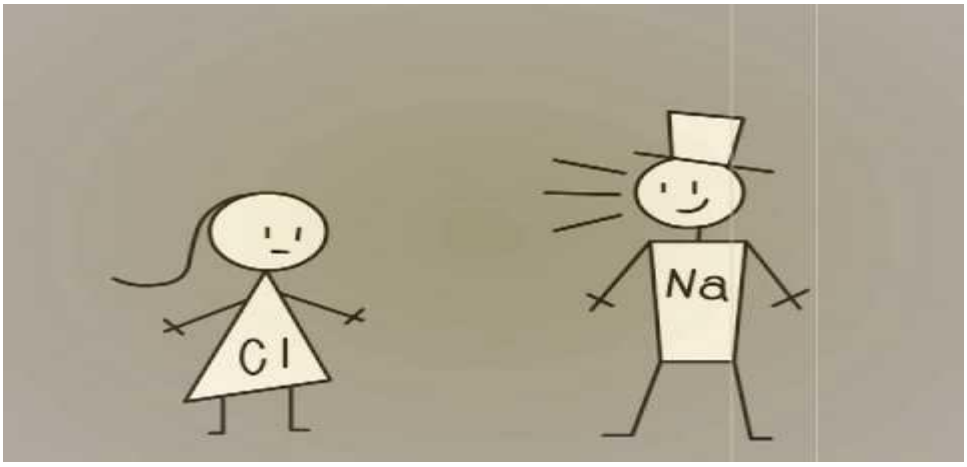
$$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \longrightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

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

$$HCOOH + NaOH \longrightarrow HCOONa + H_2O$$

*انظر الجدول الآتي عزيزي الطالب :

الملح	الحمض	القاعدة	PH	طبيعة المحلول
CH_3COONa	**CH_3COOH ضعيفة**	**NaOH قوية**	**أكبر من 7**	**قاعدي**
$Ba(NO_2)_2$	**HNO_2 ضعيف**	**$Ba(OH)_2$ قوية**	**أكبر من 7**	**قاعدي**
NH_4Cl	**HCl قوي**	**NH_3 ضعيفة**	**أقل من 7**	**حمضي**
NH_4NO_3	**HNO_3 قوي**	**NH_3 ضعيفة**	**أقل من 7**	**حمضي**
LiBr	**HBr قوي**	**LiOH قوية**	**7=**	**متعادل**
$KClO_4$	**$HClO_4$ قوي**	**KOH قوية**	**7=**	**متعادل**
CH_3NH_3Cl	**HCl قوي**	**CH_3NH_2 ضعيفة**	**أقل من 7**	**حمضي**
$C_6H_5NH_3Br$	**HBr قوي**	**$C_6H_5NH_2$**	**أقل من 7**	**حمضي**



** سؤال : وضح الفرق بين الذوبان والتميه ؟

- التميه : قدرة أيونات الملح على التفاعل مع الماء وإنتاج أيونات H_3O^+ أو OH^- .

-الذوبان: عملية تفكك الملح إلى أيونات ليس لها القدرة على التفاعل مع الماء مثل NaCl مما يبقي على تركيز أيونات H_3O^+ أو OH^- كما هي في المحلول وبذلك يكون محلول الملح متعادلا.

1- الأملاح القاعدية: وهي الأملاح التي عند إذابتها في الماء تصبح PHلها اكبر من 7 وهذه الأملاح تنتج من تفاعل قاعدة قوية مع حمض ضعيف.

مثل [NaCN,KCN,NaF,KF,CH_3COONa,RCOOK]

مثال يتأين سيانيد الصوديوم NaCN في الماء كما في المعادلة التالية

$$NaCN \xrightarrow{H_2O} Na^+ + CN^-$$

* نلاحظ أن أيونات الصوديوم Na^+ مصدرها القاعدة القوية NaOH, وهي لا تتفاعل مع الماء وتبقى في المحلول على شكل أيونات ,فلا تؤثر في تركيز $H3O^+$ أو OH^- , وأما أيونات CN^- فهي تعد قاعدة مرافقة قوية نسبيا للحمض الضعيف HCN حسب مفهوم برونستد – لوري , فهي تتفاعل مع الماء وستسحب منه H^+ ويتكون نتيجة لذلك حمض HCN وايون الهيدروكسيد فيزداد تركيزه في المحلول وتزداد قاعديته ويصبح الرقم الهيدروجيني اكبر من 7 ويكون ملح ذو تأثير قاعدي .

$$\mathbf{CN^- + H_2O \rightleftharpoons HCN + OH^-}$$

سؤال واجب : فسر بالمعادلات السلوك القاعدي لكل من الأملاح الآتية :

HCOONa-1

.....

.....

.....

.....

:KClO 2

.....

.....

.....

.....

.....

2- الأملاح الحمضية : وهي الاملاح التي عند إذابتها في الماء تصبح PH في المحلول أقل من 7 ,وهذه الأملاح تنتج من تفاعل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة مثل : [NH_4Cl / N_2H_5Cl /CH_3NH_3Br /$N_2H_5NO_3$].

مثال : يتأين كلوريد الأمونيوم NH_4Cl في الماء كما في المعادلة التالية :

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

* تعد ايونات Cl^- قاعدة مرافقة ضعيفة للحمض القوي HCl , فلا تتفاعل مع الماء (لا تتميه) أي أنها لا ترتبط بالبروتون في المحلول , ولا تؤثر في تركيز ايونات H_3O^+ , وأما أيونات الامونيوم NH_4^+ فهي حمض مرافق قوي نسبيا للقاعدة الضعيفة NH_3 , وعليه فإنها تتميه ,أي أنها تتفاعل مع الماء وتمنحه بروتون H^+ , فتتكون ايونات H_3O^+ في المحلول فيزداد تركيزها فيه , فيقل الرقم الهيدروجيني عن 7 , ويكون تأثير الملح حمضيا والمعادلة التالية توضح ذلك :

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

<u>سؤال واجب :</u> فسر بالمعادلات الكيمائية السلوك الحمضي لكل من الأملاح التالية :

- **N_2H_5Cl**

.....

.....

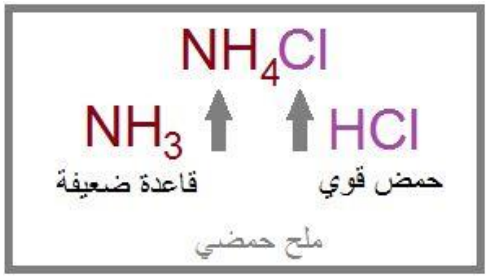
.....

- **-:CH_3NH_3Br**

.....

.....

.....



-3الأملاح المتعادلة: وهي أملاح مشتقة من تفاعل قاعدة قوية مع حمض قوي وبالتالي تكون PH لمحاليها تساوي 7.

مثال: يتاين كلوريد الصوديوم NaCl في الماء كما في المعادلة التالية :

$$NaCl \xrightarrow{H_2O} Na^+ + Cl^-$$

** إن أيونات Na^+ و Cl^- ليس لها القدرة على التميه فلا يؤثر وجودها في الماء على تركيز H_3O^+ فيبقى الرقم الهيدروجيني كما هو للمحلول =7 ويكون محلول الملح في الماء متعادلا .

*استنتاجات:-

الملح	الحمض	القاعدة	pH	طبيعة المحلول	لون ورقة عباد الشمس
CH_3COONa	CH_3COOH ضعيف	NaOH قوية	٧ <	قاعدي	أزرق
NH_4Cl	HCl قوي	NH_3 (NH_4OH نفسه) ضعيفة	٧ >	حمضي	أحمر
LiBr	HBr قوي	LiOH قوية	٧ =	متعادل	-

سؤال واجب: حدد طبيعة محاليل كل من الأملاح التالية (حمضي / قاعدي / متعادل):

- **-:KF**
- **-: $NaClO_4$**
- **-:$CH_3CH_2NH_3Br$**

سؤال واجب :- أي الملحين يعد ذوبانه في الماء تميه (KI , C_5H_5NHCl).

رابعا : تأثير الأيون المشترك

درست سابقا ان الايونات الناتجة في محلول الحمض الضعيف تكون في حالة اتزان مع جزيئات الحمض غير المتاينة , فمثلا محلول الحمض الضعيف HF يحتوي على أيونات F^- وايونات ال H_3O^+ وجزيئات الحمض غير المتاينة وتكون جميعها في المحلول في حالة اتزان كما يتضح من المعالة التالية :

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

وعند إضافة الملح NaF ال محلول الحمض HF , فانه يتاين كليا كما في المعادلة التالية:

$$NaF_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + F^-_{(aq)}$$

** نلاحظ من المعادلتين السابقتين أن هناك مصدرين لأيونات F^- في المحلول أحدهما الحمض HF والآخر الملح NaF لذلك يطلق على هذا الايون اسم الأيون المشترك , ويعرف الملح NaF بملح الحمض الضعيف HF.

✓ فما تأثير الأيون المشترك على الرقم الهيدروجيني PH للمحلول ؟

لاحظ أن تأثير الملح يزيد من تركيز ايونات F^- وبناءا على مبدأ لوتشاتيليه فإن الاتزان للتفاعل الأول سوف يندفع إلى اليسار , أي أن ايونات F^- ستتفاعل مع ايونات H_3O^+ وتكون الحمض HF وهذا يقلل من $[H_3O^+]$ فتزداد من قيمة PH.

*****والسؤال الآن : كيف نحسب قيمة الرقم الهيدروجيني PH لمحلول الحمض الضعيف عندا يضاف اليه ملح يحتوي على أيون مشتركا ؟؟**

إذا كان لدينا محلول يحتوي على حمضا ضعيفا (HA) ,وملحه (NaA) الناتج عن تفاعل الحمض مع قاعدة قوية , يمكننا حساب $[H_3O^+]$ من خلال ثابت تأين الحمض Ka , ولتوضيح ذلك نكتب معادلتي تأين الحمض

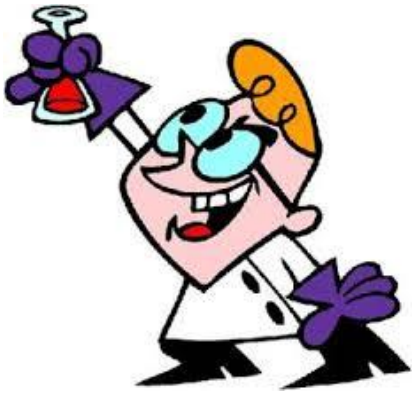
معادلة تأين الحمض الضعيف:

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

معادلة تأين الملح:

$$NaA_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$$

والملح على النحو الأتي:



فإنه :

القادمة من الملح

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

ومنه:

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

مثال: إذ كان لديك لتر من محلول حمض الايثانويك CH_3COOH الذي تركيزه 0.2 مول /لتر , وأضيف إليه 0.2 مول من ملح إيثانوات الصوديوم CH_3COONa , احسب التغير في قيمة PH للمحلول . مفترضا أن الحجم يبقى ثابتا بعد إضافة الملح .

إذا علمت أن ($Ka = 1.8 * 10^{-5}$ لو 0.28=1.9 لو 0.26= 1.8)

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

(تهمل)س - 0.2 س س

$$\frac{س^2}{[CH_3COOH]} = ka$$

$$\frac{س^2}{[0.2]} = 1.8 * 10^{-5}$$, س = $1.9 * 10^{-3}$ مول /لتر

PH_1 = 3- لو 1.9 , PH_1 =2.72

تابع حل المثال : **بعد إضافة الملح :**

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

2.0 0.2 2.0

$$ka = \frac{س * [CH_3COO]}{[CH_3COOH]}$$

س = 10^{-5} *1.8

$[H_3O^+]$ =10^{-5} *1.8

PH_2= 5 – لو 1.8

PH_2 =4.74

$PH\Delta = PH_1 - PH_2$

= 2.02

استنتاج : إن اضافة ايون مشترك إلى محلول الحمض الضعيف يؤدي إلى زيادة فى قيمة PH .

سؤال واجب:- وضح أثر اضافة الملح HCOONa على قيمة ال PH لمحلول حمضي ضعيف HCOOH ؟

.....

.....

سؤال واجب:- احسب قيمة PH لمحلول مكون من (0.2 مول/ لتر) من حمض HNO_2 عند اضافة 0.3 مول من ملح $NaNO_2$ إلى لتر من محلول الحمض (Ka= 4* 10^{-4}) ؟

.....

.....

.....

** تعرفنا في الأمثلة السابقة على اثر إضافة أيون مشترك على محلول الحمض الضعيف , ولكن ما اثر إضافة الايون المشترك على محلول القاعدة الضعيفة.؟

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

$$NH_4Cl_{(s)} \xrightarrow{H_2O} NH_4^+{}_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

- ✓ الايون المشترك هو NH_4^+ حيث يزداد تركيزه فيتفاعل مع OH^- ويمنحه بروتون , ويقلل من تاين القاعدة NH_3 فيندفع الاتزان بالاتجاه العكسي فتقل تركيز OH^- وتقل قيمة PH.
- ✓ استنتاج : إضافة ايون مشترك إلى محلول القاعدة الضعيفة تقلل من قيمة . PH
- ✓ استنتاج : إضافة ايون مشترك إلى حمض قوي أو قاعدة قوية لا يؤثر على قيمة .PH

سؤال واجب:- لديك لتر من محلول الهيدرازين N_2H_4 الذي تركيزه 0.2 مول /لتر , فإذا علمت أن : ($Kb = 1.3 * 10^{-6}$) فاجب عن الأسئلة التي تليه :

1. احسب قيمة PH للمحلول ؟
2. كم تصبح قيمة PH للمحلول عند اضافة 0.3 مول من الملح N_2H_5Cl إلى لترمنه؟

.....

.....

.....

.....

.....

.....

سؤال واجب:- بين أثر اضافة كل من المواد الآتية في قيمة PH للمحلول

[تقل , تزداد , تبقى ثابتة]

أ- مول من KCl إلى 500 مل من محلول KOH ؟

ب- مول من LiBr إلى 500 مل من محلول HBr ؟

ج - مول من NaCN إلى 500 مل من محلول HCN ؟

د - مول من CH_3NH_3Cl إلى 500 مل من محلول CH_3NH_2 ؟

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

مثال: محلول حمض الايثانويك CH_3COOH تركيزه 0.4 مول /لتر , احسب التغير في قيمة PH للمحلول عند إضافة 0.3 مول من ملح إيثانوات الصوديوم CH_3COONa , إلى لتر من محلول الحمض . مفترضا أن الحجم يبقى ثابتا بعد إضافة الملح .

إذا علمت أن ($Ka = 1.8*10^{-5}$ لو2.7=0.43 لو 2.4 =0.38)؟

الحل:-

أولا : نحسب قيمة PH لمحلول الحمض قبل اضافة الملح

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

(تهمل)س - 0. 4 س س

$$ka = \frac{س^2}{[CH_3COOH]}$$

$$1.8 * 10^{-5} = \frac{س^2}{[0.4]} \quad , \text{س} = 2.7 * 10^{-3} \text{ مول /لتر}$$

$$PH_1 = 3- \text{لو } 2.7 \quad , \quad PH_1 = 2.57$$

تابع حل المثال : **بعد إضافة الملح :**

$$\mathbf{ka} = \frac{س * [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \Longleftarrow \mathbf{1.8*10^{-5}} = \frac{س * 0.3}{[0.4]}$$

$$س = 2.4*10^{-5}$$

$$[H_3O^+] = 2.4*10^{-5}$$

$$PH_2 = 5 - \text{لو } 2.4$$

$$PH_2 = 4.62$$

$$PH\Delta = PH_1 - PH_2$$

$$= 2.05$$

سؤال:- ما التغير الذي يحدث لقيمة PH لمحلول HF تركيزه 0.1 مول /لتر عندما يذاب فيه كمية معينة من ملح ال NaF ليصبح $[F^-]$= 0.1 مول / لتر علما بأن :

Ka للحمض HF = 7.2 * 10^{-4} , لو 8.5 = 0.92 , لو 7.2 = 0.9 ؟

الحل :

نحسب PH لمحلول الحمض قبل اضافة الملح

$$ka = -\frac{س^2}{[HF]}$$

$$7.2 * 10^{-4} = \frac{س^2}{[0.1]}$$

س , = 8.5 * 10^{-3} مول /لتر

PH_1 = 3- لو 8.5

PH_1 = 3- 0.92

PH_1 =2.08

نحسب PH لمحلول الحمض بعد اضافة الملح (الايون المشترك)

$$ka = \frac{س * [F^-]}{[HF]}$$

$$7.2 * 10^{-4} = \frac{س * 0.1}{[0.1]}$$

$$س = 7.2 * 10^{-4}$$

$$[H_3O^+] = 7.2 * 10^{-4}$$

PH_2 = 4 – لو 7.2

PH = 3.1

$PH\Delta = PH_1 - PH_2$

= 1.02

ثقتك رح تضل عالية مع الأستاذ احمد باسم

سؤال: كم غراما من NH_4Cl يجب إضافتها إلى 500 مل من محلول 0.1 مول /لتر من NH_3 لينتج محلول PH له =9؟

إذا علمت أن Kb = 1.8 * 10 $^{-5}$, ك.م NH_4Cl = 53.5 غم / مول.

الحل:

$$\mathbf{Kb} = \frac{س * [NH4Cl]}{[NH3]}$$

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

1.0 س س

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

ص ص ص

* بعد اضافة الملح :

$PH_2 = 9$, $[H_3O^+] = 10^{-PH} = 10^{-9}$ مول/ لتر

$$\mathbf{Kb} = \frac{س * [NH_4^+]}{[NH_3]} \longleftarrow \mathbf{1.8 * 10^{-5}} = \frac{10^{-5} * [NH_4^+]}{[0.1]}$$

من Kw $\longleftarrow$ $[OH^-] = 10^{-5}$ مول / لتر

$[NH_4^+] = 0.18$ مول / لتر

$[NH_4^+] = [NH_4Cl] = 0.18$ مول /لتر

$$[NH_4Cl] = \frac{ع}{ح}$$

$$0.18 = \frac{ع}{0.5}$$

ع = 0.09 مول

$$ع = \frac{ك}{ك.م}$$

ك = 0.09 * 53.5

ك = 4.82 غ

مثال: محلول يتكون من الحمض الضعيف HCN وملح KCN بالتركيز نفسه إذا علمت أن ($Ka = 5*10^{-10}$ لو5=0.7

احسب:

أ- قيمة PH لهذا المحلول ؟

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

س س

$$KCN \xrightarrow{H_2O} CN^- + K^+$$

$$\frac{س*[KCN]}{[HCN]} = \mathbf{ka}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-10} * 5 = س$$

$$PH = - لو [H_3O^+]$$

$$PH = - لو\ 5 * 10^{-5}$$

$$PH = 10 - 0.7$$

$$PH = 9.3$$

ب- احسب قيمة النسبة $\frac{[HCN]}{[KCN]}$ لتصبح قيمة PH للمحلول = 10 ؟

الحل :

PH الجديدة = 10

$$[H_3O^+] = 10^{-PH} = 10^{-10}$$

$$\frac{س*[KCN]}{[HCN]} = \mathbf{ka}$$

$$\frac{[HCN]}{[KCN]} = \mathbf{5}$$

$$\frac{[HCN]}{[KCN]} = \frac{1}{5} = \mathbf{0.2}$$

خامسا : المحلول المنظم

هو محلول يقاوم التغيير المفاجئ في قيمة PH عند اضافة كميات قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية إليه .

*دورها إن لظاهرة الايون المشترك (المحلول المنظم) فوائد كثيرة وهي بذلك تلعب دورا مهما في الكثير من العمليات الكيميائية والصناعية التي يتطلب حدوثها بقاء PH ضمن حدود معينة مثل عملية الترسيب والطلاء ,صناعة الشامبو دباغة الجلود ..... الخ .

كما أن لها دور في العمليات التي تحدث في أجسام الكائنات الحية كدور الدم في نقل الأكسجين من الرئتين إلى الخلايا التي تحدث عند PH ثابت حوالي 7.4 , واي تغيير في هذه القيمة يؤدي إلى حالات مرضية شديدة

أقسام المحلول المنظم

محلول منظم حمضي

مكوناته:
حمض ضعيف وملحه
أو حمض ضعيف وقاعدته المرافقة .

مثال :-

CH_3COOH / CH_3COONa
حمض ضعيف ملحه

CH_3COOH / CH_3COO^-
حمض ضعيف قاعدته المرافقة

أمثلة على محاليل منظمة حمضية

HNO_2	KNO_2
HF	KF
HCN	NaCN
HCOOH	HCOONa
H_2CO_3	$NaHCO_3$
H_3PO_4	$H_2PO_4^-$

محلول منظم قاعدي

مكوناته:
قاعدة ضعيفة وملحها
أو قاعدة ضعيفة وحمضها المرافق.

مثال :-

NH_3 / NH_4Cl
قاعدة ضعيفة ملحها

NH_3 / NH_4^+
قاعدة ضعيفة قاعدته المرافقة

أمثلة على محاليل منظمة قاعدية

CH_3NH_2	CH_3NH_3Cl
CH_3NH_2	$CH_3NH_3^+$
$C_6H_5NH_2$	$C_6H_5NH_3^+$
CH_3NH_2	CH_3NH_3Br
N_2H_4	N_2H_5Cl

* ملاحظة :

المحاليل التالية لا تصلح كمحاليل منظمة:-

أ- $HClO_4$ $KClO_4$

حمض قوي

ب- KOH KCl

قاعدة قوية

ج- HCl $NaCl$

حمض قوي

* أي محلول أخر يحوي حمض قوي أو قاعدة قوية لا يصلح كمحلول منظم

النشاط (١-٢) المحلول المنظم

ادرس الجدول الآتي الذي يبيّن نتائج تجربة لقياس الرقم الهيدروجيني (pH) للماء المقطر، ولمحلول منظم (مكوّن من ١,٠ مول/لتر حمض الإيثانويك CH_3COOH و ١,٠ مول/لتر من الملح CH_3COONa) قبل إضافة كمية قليلة من الحمض أو القاعدة إلى كل منهما وبعد الإضافة، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه.

التجربة	المادة	pH قبل الإضافة	المادة المضافة	pH بعد إضافة الحمض أو القاعدة	التغير في pH
١	لتر واحد من الماء المقطر	٧	١,٠ مول HCl	١	٦
٢	لتر واحد من الماء المقطر	٧	١,٠ مول NaOH	١٣	
٣	لتر واحد من المحلول المنظم	٤,٧٤	١,٠ مول HCl	٤,٦٦	
٤	لتر واحد من المحلول المنظم	٤,٧٤	١,٠ مول NaOH	٤,٨٣	

- ما مقدار التغير في قيمة pH في كل تجربة؟
- أيهما أكبر مقدارًا، التغير في قيمة pH عند إضافة HCl للماء المقطر أم للمحلول المنظم؟
- أيهما أكبر مقدارًا، التغير في قيمة pH عند إضافة NaOH للماء المقطر أم للمحلول المنظم؟

1-المحلول المنظم الحمضي

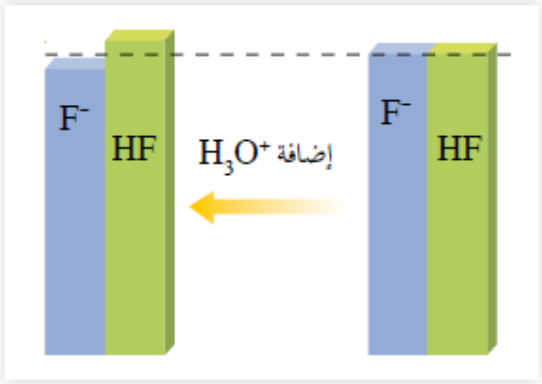
سؤال :

وضح كيف يقاوم المحلول المنظم الحمضي المكون من الحمض الضعيف HF وقاعدته المرافقة F^- التغير في قيمة PH عند إضافة حمض أو قاعدة قوية إليه ,إذا كان لها التركيز نفسه وكانا في حالة اتزان؟

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

يقاوم المحلول المنظم التغير في PH عن طريق التخلص من H_3O^+ أو OH^- المضاف إليه .

فعند إضافة الحمض القوي مثل HCl فإنه يتأين كليا منتجا أيونات H_3O^+ , وهذه الايونات تتفاعل مع القاعدة المرافقة F^- وهكذا يتخلص المحلول من الزيادة الحاصلة في تركيز H_3O^+ نتيجة إضافة الحمض HCl ,ولا يحدث تغير كبير على قيمة PH للمحلول .

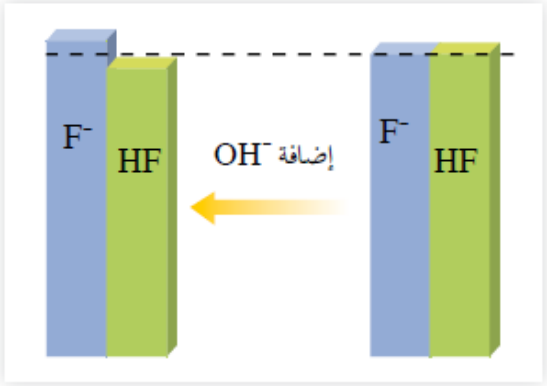


الشكل (١-٦): أثر إضافة حمض قوي مثل HCl إلى المحلول المنظم في تركيز كل من HF و F^- .

وإما عند إضافة القاعدة القوية مثل NaOH فإنها تتأين في المحلول منتجة أيونات OH^- التي تتفاعل مع الحمض الضعيف HF في المحلول كما في المعادلة الآتية:

$$OH^-_{(aq)} + HF_{(aq)} \longrightarrow H_2O_{(l)} + F^-_{(aq)}$$

وهذا يقلل من تركيز الحمض HF ويزيد تركيز القاعدة المرافقة F^- في المحلول وبهذا يتخلص المحلول من الزيادة الكبيرة في تركيز OH^- الناتجة عن إضافة NaOH ولا يحدث تغير كبير على قيمة PH للمحلول المنظم .



الشكل (١-٧): أثر إضافة قاعدة قوية مثل NaOH إلى المحلول المنظم في تركيز كل من HF و F^- .

المحلول المنظم القاعدي

سؤال: وضح كيف يقاوم المحلول المنظم القاعدي المكون من القاعدة الضعيفة NH_3 وحمضها المرافق NH_4^+ التغير في قيمة PH عند إضافة كمية قليلة من الحمض القوي HCl إليه؟

:- عند إضافة حمض مثل HCl إلى المحلول السابق فإن أيونات H_3O^+ تتفاعل مع القاعدة NH_3 على النحو الاتي:

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

وهذا يقلل تركيز القاعدة NH_3 فيتكون الحمض المرافق NH_4^+ ويزداد تركيزه وبهذا يتخلص المحلول من الزيادة في تركيز H_3O^+ ولا تتأثر قيمة PH للمحلول المنظم بشكل ملموس .

سؤال واجب :-

وضح كيف يقاوم المحلول المنظم (NH_4Cl/NH_3) التغير في قيمة PH عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية مثل NaOH اليه ؟

.....

.....

.....

.....

.....

.....

سؤال:-

محلول منظم مكون من حمض HCOOH والملح HCOONa تركيز كل منهما 0.5 مول /لتر , احسب :

قيمة PH للمحلول علما أن $Ka = 1.8 * 10^{-4}$, لو 1.8= 0.26 ؟

يتفكك الحمض HCOOH في الماء وفقا للمعادلة الآتية :

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

س -5.0 س س

ويتفكك الملح HCOONa في الماء كليا وفق المعادلة الاتية :

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

صفر 0.5 0.5

$$ka = \frac{س * [HCOO^-]}{[HCOOH]} \Longleftarrow 1.8*10^{-4} = \frac{س * 0.5}{[0.5]}$$

$س = [H_3O] = 1.8 * 10^{-4}$

PH= 4 – لو1.8

PH= 3.74

سؤال: احسب PH لمحلول حجمه (1)لتر من CH_3COOH بتركيز 0.8 مول /لتر

(Ka = 1.8 * 10^{-5}) وملح الحمض CH_3COONa بتركيز 0.8 مول / لتر (لو 1.8= 0.26)؟

الحل :

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

س - 8.0 س س

$$CH_3COONa_{(s)} \xrightarrow{H_2O} CH_3COO^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$

صفر 0.8 0.8

$$\frac{س * [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \mathbf{Ka}$$

$$\frac{س * 0.8}{[0.8]} = \mathbf{10^{-5} * 1.8}$$

س= $[H_3O^+]$ = $10^{-5} * 1.8$

PH= 5 – لو1.8

PH = 5 – 0.26

PH =4.74

ب- ما ذا تصبح قيمة PH للمحلول السابق عن إضافة 0.1 مول HCl (أهمل التغير في الحجم)؟

(لو 2.3 =0.36)

* عند إضافة HCl للمحلول المنظم السابق ينزاح الاتزان نحو اليسار وبذلك يصبح

$[CH_3COO^-]_{\text{الجديد}} = 0.8 - 0.1 = 0.7$ مول / لتر

$[CH_3COOH]_{\text{الجديد}} = 0.8 + 0.1 = 0.9$ مول / لتر

$$\mathbf{Ka} = \frac{\text{س} * [CH3COO^-]}{[CH3COOH]}$$

$$\text{س} = 1.8 * 10^{-5} * \frac{0.9}{0.7}$$

$$\text{س} = 2.3 * 10^{-5} \text{ مول/ لتر}$$

$$PH = 5 - 0.36$$

$$PH = 4.64$$

ج - ماذا تصبح PH للمحلول السابق عند إضافة 0.1 مول/ لتر NaOH ؟ (أهمل التغير في الحجم) (لو 1.4 = 0.15)

عند إضافة NaOH فانه ينزاح الاتزان نحو اليمين وبذلك يصبح :*

$[CH_3COO^-]_{\text{الجديد}} = 0.8 + 0.1 = 0.9$ مول / لتر

$[CH_3COOH]_{\text{الجديد}} = 0.8 - 0.1 = 0.7$ مول / لتر

$$\mathbf{Ka} = \frac{\text{س} * [CH3COO^-]}{[CH3COOH]}$$

$$\text{س} = 1.8 * 10^{-5} * \frac{0.7}{0.9}$$

$$\text{س} = 1.4 * 10^{-5} \text{ مول/ لتر}$$

$$PH = 5 - 0.15$$

$$PH = 4.85$$

سؤال: احسب PH لمحلول منظم مكون من 0.5 مول/ لتر H COOH

(Ka = 1.7 * 10^{-4}) وملح HCOONa بتركيز 0.7 مول / لتر (لو 1.21 = 0.08)؟

الحل :

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

س -5.0 س س

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

صفر 0.7 0.7

$$\frac{س * [HCOO^-]}{[HCOOH]} = \mathbf{Ka}$$

$$\mathbf{س = 1.7 * 10^{-4} * \frac{0.5}{0.7}}$$

$$\mathbf{س = 1.21 * 10^{-4}\ مول/\ لتر}$$

$$\mathbf{PH = 4 - 0.08}$$

$$\mathbf{PH = 3.92}$$

ب- ما ذا تصبح قيمة PH لهذا المحلول إذا أضيف 0.1 مول من HCl إلى لتر واحد منه (اهمل التغير في الحجم)؟ لو 1.7=0.23

* عند إضافة HCl للمحلول المنظم السابق ينزاح الاتزان نحو اليسار وبذلك يصبح

$[HCOO^-]_{الجديد}$ = 0.7 - 0.1 = 0.6 مول / لتر

$[HCOOH]_{الجديد}$ = 0.5 + 0.1 = 0.6 مول / لتر

$$\frac{س * [HCOO^-]}{[HCOOH]} = \mathbf{Ka}$$

$$\mathbf{س = 1.7 * 10^{-4}}$$

س =- لو 1.7 * 10^{-4} مول/ لتر , PH = 3.77

سؤال:-

محلول منظم حجمه 1 لتر مكون من قاعدة NH_3 تركيزها 0.4 مول/ لتر والملح NH_4Cl مجهول التركيز فإذا علمت أن $PH = 9$, $Kb = 2*10^{-5}$ $Kw = 1*10^{-14}$ أجب عما يلي:-

- أكتب صيغة الأيون المشترك ؟
- احسب تركيز الملح NH_4Cl في المحلول
- ماذا يصبح $[OH^-]$ في المحلول المنظم إذا أضيف إليه 0.2 مول من HCl (أهمل التغير في الحجم)
- ما التغييير الذي يحدث على قيمة PH للمحلول المنظم إذا أضيف إليه لتر من الماء النقي ؟

الحل:-

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

س - 4.0 س س

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

NH_4^+ الأيون المشترك

$$\mathbf{Kb} = \frac{س * [NH_4^+]}{[NH_3]}$$

$[H_3O^+] = 10^{-9}$ مول / لتر **$PH = 9$**

$$\mathbf{[H_3O^+]\,[OH^-] = K_W}$$

$$\mathbf{[OH^-]} = \frac{[1*10^{-14}]}{[1*10^{-9}]}$$

$$\mathbf{[OH^-]} = 1*10^{-5} \text{ مول / لتر}$$

إذن:- $2*10^{-5} = 1*10^{-5} * \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$

$$\mathbf{[NH_4^+]} = 0.8 \text{ مول / لتر}$$

$$\mathbf{[NH_4^+] = [NH_4Cl]} = 0.8 \text{ مول / لتر}$$

* عند إضافة HCl للمحلول المنظم السابق ينزاح الاتزان نحو اليمين وبذلك يصبح

$[HCl]_{المضاف} = \frac{ع}{ح} = \frac{0.2}{1} =$ 0.2 مول / لتر

$[NH_4^+]_{الجديد}$= 0.8 +0.2= 1 مول / لتر

$[NH_3]_{الجديد}$= 0.4 -0.2= 0.2 مول / لتر

$$Kb = \frac{س * [NH^+_4]}{[NH_3]}$$

س=2 *10^{-5} *0.2

س=$[OH^-]$ = 0.4* 10^{-5} مول/ لتر

4- لا يتغير PH المحلول المنظم عند إضافة 1 لتر من الماء النقي إليه لان كل من $[NH_4^+]$ و $[NH_3]$ سينخفض إلى النصف وبالتالي سيبقى $[OH^-]$ ثابت و $[H_3O^+]$ ثابت وقيمة PH للمحلول = 9 .

سؤال: محلول منظم حجمه (0.5) لتر مكون من محلول NH_3 (0.4) مول /لتر $(NH_4)_2SO_4$ 0.2 مول/ لتر أضيف إليه حمض H_2SO_4 حتى أصبحت PH تساوي 9 احسب $[H_2SO_4]$ المضاف ؟

إذا علمت أن (ك.م H_2SO_4 = 98 غم / مول) , $Kb_{NH3} = 2*10^{-5}$)

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

س -0.4 س س

$$(NH_4)_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2\,NH_4^+ + SO_4^{-2}$$

0.4 مول /لتر 0.2 مول/ لتر

$[H_3O^+] = 10^{-PH} = 10^{-9}$ مول / لتر

ومن Kw $[OH^-]$ = 1* 10^{-5} مول/ لتر

*** نفرض أن $[H_3O^+]$ المضاف هو ص**

*** الاتزان ينزاح نحو اليمين**

$$\frac{\text{س} * [NH_4^+]}{[NH_3]} = \mathbf{Kb}$$

$$\frac{(\text{ص} + 0.4)}{(\text{ص} - 0.4)} * 10^{-5} \mathbf{*1 = 10^{-5} *2}$$

$$\frac{(\text{ص} + 0.4)}{(\text{ص} - 0.4)} = \frac{2}{1}$$

0.8 -2ص = ص+0.4

3ص = 0.4

ص =0.13 مول/ لتر

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

0.13

0.13 * 0.5= [H_2SO_4]

= 0.065 مول /لتر

سؤال: محلول منظم حجمه 500 مل يحتوي على محلول HClO 0.4 مول /لتر ومحلول KClO 0.3 مول /لتر احسب كتلة KOH اللازم إضافتها حتى يصبح PH للناتج = 8.3؟

$Ka = 3 * 10^{-8}$, ك.م KOH =56 غم / مول , لو 5 =0.7

الحل:

$$[H_3O^+] = 10^{-PH} = 10^{-8.3} = 5 * 10^{-9} \text{ مول/ لتر}$$

$$HClO + H_2O \rightleftharpoons ClO^- + H_3O^+$$

س -4.0		س	س

$$KClO \xrightarrow{H_2O} ClO^- + K^+$$

صفر	0.3	0.3

$$Ka = \frac{\text{س} * [ClO^-]}{[HClO]}$$

$$\frac{[OH^-] + 0.3}{[OH^-] - 0.4} * 10^{-9} * 5 = 10^{-8} * 3$$

$$[KOH] = \text{لتر/ مول } 0.3 = \text{مضاف}[OH^-]$$

$$[KOH] = \frac{\text{ع}}{\text{ح}} \quad , \quad *$$

$$\text{ع} = 0.3 * 0.5 \text{ لتر} = 0.15 \text{ مول}$$

$$\text{ع}_{KOH} = \frac{\text{ك}}{\text{م..ك}} \quad ,$$

$$\text{ك} = 0.15 * 56 = 8.4 \text{ غم}$$

سؤال:- محلول منظم حجمه 1 لتر يتألف من N_2H_5Br/ N_2H_4 بتركيز 0.8 مول / لتر لكل منهما ,أضيف إليه HCl فتغيرت قيمة PH بمقدار 0.2 .احسب [HCl] المضاف

إذا علمت أن Kb_{N2H4} = 1* 10^{-6} , ك.م $_{HCl}$ = 36.5 غم / مول , لو 1.6 = 0.2

الحل :

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

س -0.8 س س

$N_2H_5Br \xrightarrow{H_2O} N_2H_5^+ + Br^-$

8.0

$$Kb = \frac{[N_2H_5^+] * س}{[N_2H_4]} \quad , \quad Kb = س \frac{0.8}{0.8}$$

$[OH^-]$ = 1 * 10^{-6} مول/ لتر

من K_W $[H_3O^+]$ = 1* 10^{-8} مول / لتر

PH =8

**** وبما أن المادة المضافة HCl حمض قوي فسوف تقل قيمة PH بمقدار 0.2 , أي أن قيمة PH للمحلول الجديد الناتج عن إضافة تركيز مجهول من HCl = 7.8**

$[H_3O^+] = 10^{-7.8}$

$= 10^{0.2-8}$

= 1.6 * 10^{-8} مول / لتر

من K_W ⟵ $[OH^-]$ = 6.3 * 10^{-7} مول /لتر

$$Kb * \frac{[H_3O^+]-[N_2H_4]}{[H_3O^+]+[N_2H_5^+]} = [OH^-]$$

$$6.3 * 10^{-7} = 1 * 10^{-6} * \frac{0.8-ص}{0.8+ص}$$

ص= 0.18 مول /لتر = $[H_3O^+]$ = [HCl]

#####

سؤال: تم تحضير محلول منظم من القاعدة NH_3 والملح $(NH_4)_2SO_4$ بالتركيز نفسه , فإذا كان

$Kb = 2 * 10^{-5}$.

1- احسب $[OH^-]$ ؟

الحل :-

$$\frac{[NH^+_4][OH^-]}{[NH_3]} = \mathbf{Kb}$$

** ملاحظة $[NH_4^+] = 2 * [(NH_4)_2SO_4]$

$$2*10^{-5} = س * 2 * \frac{[(NH_4)_2SO_4]}{[NH_3]}$$

$[OH^-] = س =$ 1*10^{-5} مول/ لتر

ب- صيغة الأيون المشترك

الحل :- الايون المشترك هو NH_4^+

ج- احسب قيمة النسبة $\frac{[(NH_4)_2SO_4]}{[NH_3]}$ لتصبح قيمة PH للمحلول السابق = 8

الحل :-

بما أن PH = 8 فإن $[H_3O^+] = 1 * 10^{-8}$ مول/ لتر

من K_W فإن $[OH-] = 1 * 10^{-6}$ مول / لتر

$$\frac{[NH^+_4][OH^-]}{[NH_3]} = \mathbf{Kb}$$

$$\frac{[NH^+_4]}{[NH_3]} * 10^{-6} = 2*10^{-5}$$

$$\frac{[NH4^+]}{[NH_3]} * = 20$$

$$\frac{[(NH_4)_2SO_4]}{[NH_3]} * 2 = 20$$

$$10 = \frac{[(NH_4)_2SO_4]}{[NH_3]}$$

سؤال: محلول منظم مكون من CH_3NH_2 تركيزه 0.5 مول / لتر وCH_3NH_3Cl تركيزه 0.4 مول /لتر

($Kb = 4*10^{-4}$) اجب عما يلي :

1- اكتب صيغة الايون المشترك ؟

2- **احسب PH للمحلول ؟**

3- **إذا أضيف 0.2 مول /لتر من HBr احسب PH بعد الإضافة ؟**

الحل:-

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

س - 5.0 س س

$$CH_3NH_3Cl \xrightarrow{H_2O} CH_3NH_3^+ + Cl^-$$

4.0 0.4 مول /لتر

الأيون المشترك $CH_3NH_3^+$

$$Kb = \frac{س * [CH_3NH_3^+]}{[CH_3NH_2]}$$

$$4*10^{-4} = س * \frac{0.4}{0.5}$$

$$س = [OH^-] = 5 * 10^{-4} \text{ مول /لتر}$$

$$[H_3O^+]\,[OH^-] = K_W$$

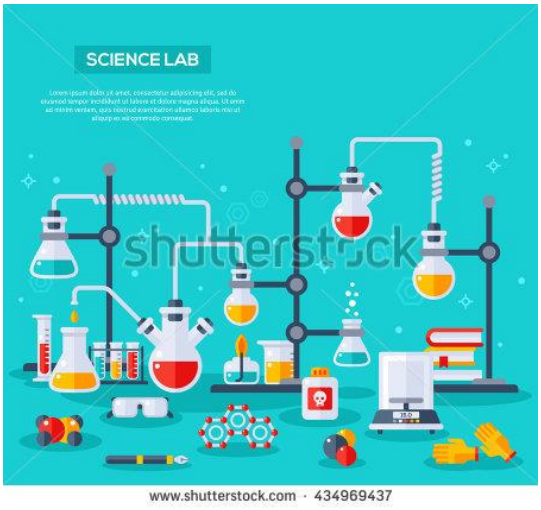
$$[H_3O^+] = \frac{[1*10^{-14}]}{[5*10^{-4}]}$$

$$[H_3O^+] = 2*10^{-11} \text{ مول / لتر}$$

$$PH = - \text{لو } [H_3O^+]$$

$$PH = 11 - 0.3$$

$$PH = 10.7$$



ب- ينزاح الاتزان نحو اليمين

$[CH_3NH_3^+]$الجديد= 0.4 +0.2= 0.6 مول / لتر

$[CH_3NH_2]$الجديد= 0.5 -0.2= 0.3 مول / لتر

$$\frac{س*[CH_3NH_3^+]}{[CH_3NH_2]} = Kb$$

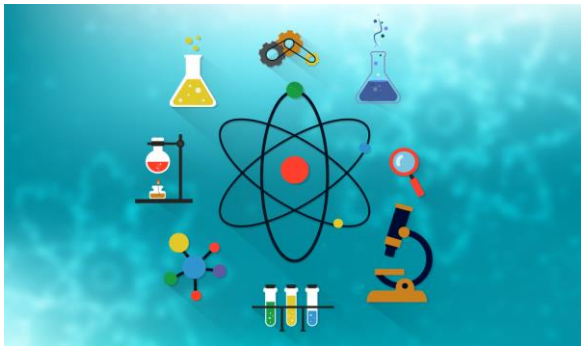
$$\frac{س*0.6}{0.3} = 4*10^{-4}$$

س=$[OH^-]$ = 2 * 10^{-4} مول/ لتر

$$[H_3O^+] = \frac{[1*10^{-14}]}{[2*10^{-4}]}$$

$[H_3O^+]$=5* 10^{-11} مول / لتر

PH = 10.3



سؤال: محلول منظم مكون من RNH_2 تركيزها 0.04 مول / لتر وRNH_3Cl تركيزه 0.04 مول /لتر

) اجب عما يلي :

1- **اكتب معادلة تفكك كل منهما في الماء**

2- حدد صيغة الأيون المشترك

3- إذا كانت PH للمحلول = 8.3 , احسب Kb لـRNH_2

4- اكتب معادلة تحضير RNH_3Cl من RNH_2

5- ما طبيعة تأثير الملح RCOOK (حمضي , قاعدي , متعادل)

الحل:-

$$RNH_2 + H_2O \rightleftharpoons RNH_3^+ + OH^-$$

س – 04.0 س س

$$RNH_3Cl \xrightarrow{H_2O} RNH_3^+ + Cl^-$$

0.04 04.0

2- الأيون المشترك هو RNH_3^+

3- $[H_3O^+] = 10^{-PH} = 10^{-8.3} = 5 * 10^{-9}$ مول / لتر

$$[OH^-] = \frac{[1*10^{-14}]}{[5*10^{-9}]}$$

$$[OH^-] = 2 * 10^{-6} \text{ مول /لتر}$$

$$Kb = \frac{س * [RNH_3^+]}{[RNH_2]}$$

$$Kb = س * \frac{0.04}{0.04} = 2 * 10^{-6}$$

4- $RNH_2 + HCl \longrightarrow RNH_3Cl$

5- الملح ذو تأثير قاعدي

سؤال: محلول منظم مكون من حمض CH_3COOH ($Ka = 2 * 10^{-5}$) وتركيزه 0.4 مول /لتر وملح الحمض CH_3COONa وتركيزه 0.5 مول / لتر :-

1- اكتب صيغة الايون المشترك

2- احسب $[H_3O^+]$ في المحلول

3- كم غراما من NaOH الصلب يجب إضافتها إلى لتر من المحلول المنظم لتصبح قيمة PH للمحلول النهائي =5؟ (ك.م NaOH = 40 غم / مول)

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

4.0 - س	س	س

$$CH_3COONa_{(s)} \xrightarrow{H_2O} CH_3COO^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$

5.0	0.5

1- صيغة الأيون المشترك CH_3COO^-

-2

$$\frac{\text{س}*[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \mathbf{Ka}$$

$$\frac{0.5}{0.4} \text{ *س} = {}^{-5}10*2$$

$[H_3O^+]$ = س = 1.6 * 10^{-5} مول /لتر

-3 **$[H_3O^+]$ = 10^{-5} مول / لتر**

$$\frac{\text{ص}+[CH_3COO^-]}{\text{ص}-[CH_3COOH]} * \text{س} = \mathbf{Ka}$$

$$\frac{\text{ص}+0.5}{\text{ص}-0.4} * {}^{-5}10 = {}^{-5}10*2$$

$[OH^-]$ = المضاف $[NaOH]$ = ص

ص+ 0.5 = ص2 – 0.8

ص 3 = 0.3

[NaOH] = ص= 0.1مول / لتر

$$[NaOH] = \frac{\text{ع}}{\text{ح}} \quad *, \quad$$

ع = 0.1 مول -

$$\text{ع NaOH} = \frac{\text{ك}}{\text{م..ك}} \quad ,$$

 # ك = 0.1 * 40 = 4غم ##

محلول منظم مكون من القاعدة C_5H_5N تركيزها 0.3 مول/ لتر والملح C_5H_5NHBr تركيزه 0.2 مول / لتر فإذا علمت أن Kb= $1.7*10^{-9}$, Kw = $1*10^{-14}$ أجب عما يلي:-

- أكتب صيغة الأيون المشترك ؟
- احسب $[H_3O^+]$ عند إضافة 0.1 مول من NaOH إلى لتر من المحلول

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

س - 3.0 س س

$$C_5H_5NHBr \xrightarrow{H_2O} C_5H_5NH^+ + Br^-$$

2.0 0.2

1- الأيون المشترك هو $C_5H_5NH^+$

-2

$$\frac{[C_5H_5NH^+]}{[C_5H_5N]} * \text{س} = \mathbf{Kb}$$

$$\frac{[0.1]}{[0.4]} \quad \text{س} = 1.7 * 10^{-9}$$

$$\text{س} = [OH^-] = 6.8 * 10^{-9} \text{ مول / لتر}$$

$$[H_3O^+] = 1.47 * 10^{-6} \text{ مول / لتر}$$

سؤال: محلول منظم مكون من RCOOH و RCOONa تركيز كل منهما 0.5 مول / لتر

اجب عما يلي :

1- حدد صيغة الأيون المشترك

2- احسب PH للمحلول علما بان Ka للحمض = $1* 10^{-6}$

3-احسب $[H_3O^+]$ بعد اضافة 0.3 مول /لتر من HCl اهمل التغير في الحجم

4- ما طبيعة تأثير الملح RCOONa (حمضي , قاعدي , متعادل)

الحل:-

$$RCOOH + H_2O \rightleftharpoons RCOO^- + H_3O^+$$

س – 5.0 س س

$$RCOONa \xrightarrow{H_2O} RCOO^- + Na^+$$

0.5 5.0

1- الأيون المشترك $RCOO^-$

-2

$$\frac{[RCOO^-]}{[RCOOH]} * \text{س} = \mathbf{Ka}$$

$$\frac{[0.5]}{[0.5]} \quad \text{س} = 1 * 10^{-6}$$

$$\text{س} = [H_3O] = 1 * 10^{-6} \text{ مول / لتر}$$

3 – الاتزان ينزاح نحو اليسار

$[RCOO^-]$الجديد= 0.5 - 0.3 =0.2 مول / لتر

$[RCOOH]$الجديد= 0.5 + 0.3=0.8 مول / لتر

$$\frac{س * [RCOO^-]}{[RCOOH]} = Ka$$

$$\frac{س * 0.2}{0.8} = 10^{-6} * 1$$

$س = [H_3O^+] = 4 * 10^{-6}$ مول/ لتر

4- الملح RCOONa قاعدي

سؤال: محلول مكون من الحمض HOCl تركيزه 0.3 مول / لتر والملح NaOCl فإذا علمت أن

Ka للحمض $= 3*10^{-8}$

1- ما صيغة الأيون المشترك

2- احسب تركيز الملح إذا كانت PH للمحلول = 8

3- احسب $[H_3O^+]$ عند اذابة 0.1 مول / لتر من HCl في المحلول "أهمل التغير في الحجم "

الحل :

$$HOCl + H_2O \rightleftharpoons OCl^- + H_3O^+$$

س -3.0 س س

$$NaOCl \xrightarrow{H_2O} OCl^- + Na^+$$

1- الأيون المشترك هو OCl^-

2- س = Ka * $\frac{[HOCl]}{[NaOCl]}$

$[H_3O^+]$ = س = 10^{-PH} = 10^{-8}

$10^{-8} = 3*10^{-8} * \frac{[0.3]}{[NaOCl]}$

[NaOCl] = 0.9 مول / لتر *

-3

س = Ka * $\frac{0.4}{0.8}$

س= $3*10^{-8} * \frac{1}{2}$

س= $1.5 * 10^{-8}$ مول / لتر

$س = [H_3O^+]$

سؤال : محلول (0.1 مول / لتر) من الحمض HX حجمه 2 لتر وقيمة PH له = 3 أضيفت له بلورات من الملح NaX فتغيرت قيمة PH بمقدار 2 , فإذا كان Ka للحمض = $1* 10^{-5}$ اجب عما يلي :

1- ما صيغة الأيون المشترك ؟

2- احسب عدد مولات NaX التي أضيفت للمحلول (أهمل التغير في الحجم)؟

الحل : -

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

$$NaX \xrightarrow{H_2O} Na^+ + X^-$$

1- الأيون المشترك هو X^-

2- PH للمحلول تزداد لأن الملح NaX قاعدي فتصبح PH = 3+2= 5

$$\text{س} = \mathbf{Ka} * \frac{[HX]}{[NaX]}$$

$$1*10^{-5} = 1*10^{-5} * \frac{0.1}{[NaX]}$$

$$[NaX] = [X^-] = 0.1$$

$$[NaX] = \frac{\text{ع}}{\text{ح}}$$

$$0.1 = \frac{\text{ع}}{2}$$

ع = 0.2 مول

سؤال: محلول منظم يتكون من 0.3 مول / لتر N_2H_4 و0.5 مول / لتر N_2H_5Br ,

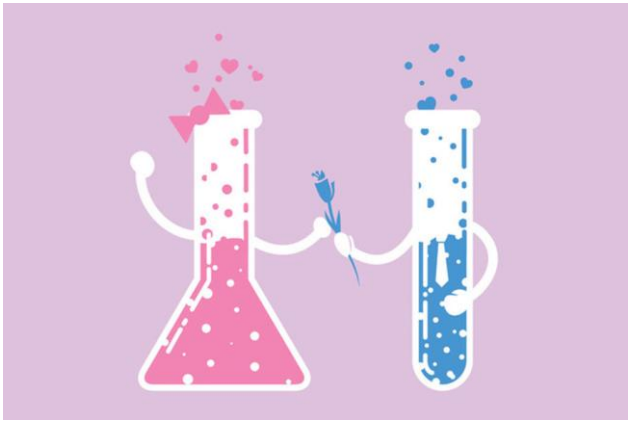
اجب عما يلي :-

1- أكتب صيغة الأيون المشترك

2- احسب PH للمحلول بعد إضافة 2 غم من NaOH الصلبة إلى 500 مل من المحلول المنظم

"مع إهمال التغير في الحجم"

الحل :



1- صيغة الأيون المشترك هو $N_2H_5^+$

2- عدد مولات NaOH = $\frac{2}{40}$ = 0.05 مول

[NaOH] = $\frac{0.05}{0.5}$ =0.1 مول

$[N_2H_4]$ = 0.3 + 0.1 = 0.4 مول / لتر

$[N_2H_5^+]$ = 0.5 – 0.1 = 0.4 مول / لتر

$1*10^{-6}$ = س * $\frac{0.4}{0.4}$

س = $1*10^{-6}$ مول / لتر = $[OH^-]$

من Kw $[H_3O^+]$ = $1*10^{-8}$ مول / لتر

PH= - لو $1*10^{-8}$

PH = 8

سؤال: محلول منظم حجمه 0.5 لتر مكون من الحمض HCOOH تركيزه 0.3 مول / لتر والملح HCOOK تركيزه 0.3 مول / لتر , وبعد إضافة بلورات من الKOH الصلبة أصبحت قيمة PH =4 " اهمل التغير في الحجم "

1- ما صيغة الأيون المشترك ؟

احسب كتلة KOH علما أن Ka للحمض = $2*10^{-4}$ و ك.م KOH = 56 غم / مول

الحل :-

1- $HCOO^-$ هو الأيون المشترك

2-

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

3.0 – س س س

$$HCOOK \xrightarrow{H_2O} HCOO^- + K^+$$

0.3 0.3 مول / لتر

* نفرض أن [KOH] = ص

$$Ka = \text{س} * \frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]}$$

الحديد

الجديد

$$\frac{\text{ص} + 0.3}{\text{ص} - 0.3} * 10^{-4} = 2*10^{-4}$$

0.3 = 3 ص

ص= 0.1 مول/ لتر

$$[KOH] = \frac{\text{ع}}{\text{ح}} \quad , \quad \text{ع} = 0.1 * 0.5 = 0.05 \text{ مول}$$

$$\text{ع} = \frac{\text{ك}}{\text{م.ك}} \quad ,$$

$$\text{ك}_{KOH} = 0.05 * 56$$

ك=2.8غم

سؤال: محلول منظم حجمه 1 لتر يتكون من الحمض HX والملح KX لهما نفس التركيز فإذا كانت قيمة PHللمحلول =5 وعند إضافة 0.1 مول من HCl إلى لتر من المحلول المنظم أصبحت قيمة PH للمحلول 4.85 احسب :

1- Ka للحمض HX

2- التركيز الابتدائي للملح KX

3- ما طبيعة تأثير محلول الملح KX (حمضي , قاعدي , متعادل)

" أهمل التغير في الحجم " , (لو 1.4 =0.15)

الحل :-

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

$$KX \xrightarrow{\text{ماء}} K^+ + X^-$$

$$\frac{[KX]}{[HX]} * \text{س} = Ka$$

$$[H_3O^+] = Ka = 10^{-5} \text{ مول /لتر}$$

2- عند إضافة HCl :

$[H_3O^+]$ النهائي $= 10^{-4.85} = 10^{0.15} * 10^{-5}$
$[H_3O^+]$ النهائي $= 1.4 * 10^{-5}$ مول / لتر

* عند إضافة HCl ينزاح الاتزان نحو اليسار
[HX] الجديد =ص+ 0.1
[KX] الجديد = ص -0.1

$$\frac{[KX]}{[HX]} * \text{س} = Ka$$

$$\frac{\text{ص} - 0.1}{\text{ص} + 0.1} * 10^{-5} * 1.4 = 10^{-5}$$

ص= [KX] =0.6 مول / لتر

3 - الملح KX ذو تأثير قاعدي

سؤال: محلول منظم مكون من الحمض H_2CO_3 بتركيز 0.3 مول / لتر والملح $KHCO_3$ بتركيز 0.3 مول / لتر , إذا علمت ان : $Ka = 4*10^{-7}$, لو 2 = 0.3 , لو 4 = 0.6 , اجب عما يلي :

1- ما صيغة الأيون المشترك

2- احسب PH للمحلول

3- احسب PH بعد إضافة 0.05 مول / لتر من $Ba(OH)_2$ إلى لتر من المحلول السابق ؟

"أهمل تأثير التغير في الحجم "

4- ما طبيعة تأثير الملح $KHCO_3$ ؟

الحل : -

$$H_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + H_3O^+$$

$$KHCO_3 \xrightarrow{H_2O} HCO_3^- + K^+$$

1- الأيون المشترك هو HCO_3^-

2- س = $\frac{[H_2CO_3]}{[HCO^-_3]}$ * Ka

--- $[H_3O^+]$ = س = Ka = $4 * 10^{-7}$ مول / لتر

PH= - لو $[H_3O^+]$
PH = - = - لو $4 * 10^{-7}$
PH = 7 – 0.6
PH = 6.4.

3- $[OH^-]$المضاف = 2* 0.05 =0.1 مول / لتر

س= $\frac{0.1-0.3}{0.1+0.3}$ * Ka
س= $2*10^{-7}$ مول / لتر

3- الملح $KHCO_3$ ذو تأثير قاعدي

PH = -لو $2 * 10^{-7}$, PH= 6.7

سؤال : تم تحضير محلول مكون من القاعدة B والملح $BHNO_3$ بالتركيز نفسه فإذا كان تركيز $H_3O^+ = 2*10^{-9}$ مول /لتر :

إذا علمت ان $Kw = 1*10^{-14}$, لو 5 = 0.7

1- ما صيغة الايون المشترك ؟

2- احسب قيمة Kb للقاعدة B؟

3- احسب النسبة $\frac{[القاعدة]}{[الملح]}$ لتصبح PH =8.3 ؟

4- ما طبيعة تأثير الملح $BHNO_3$ ؟

الحل:-

1- الأيون المشترك هو BH^+

-2

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

$$BHNO_3 \xrightarrow{H_2O} BH^+ + NO_3^-$$

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

$$Kb = [OH^-] = 5*10^{-6}$$

3 - س = $Kb * \frac{[B]}{[BH^+]}$

من قيمة PH المعطاة في السؤال يكون :

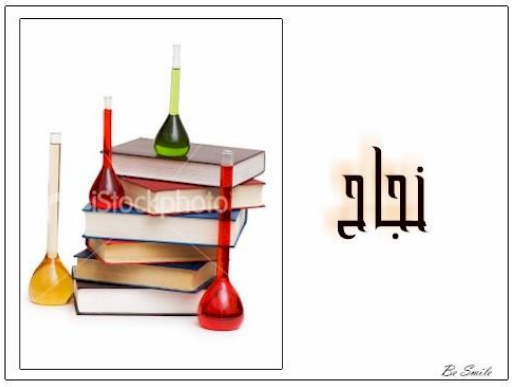
$$[H_3O^+] = 10^{-8.3} = 10^{0.7} * 10^{-9}$$

$$[H_3O^+] = 5*10^{-9}$$

من Kw فإن $[OH^-] = 2*10^{-6}$ مول / لتر

$$2*10^{-6} = 5*10^{-6} * \frac{[B]}{[BH^+]}$$

4- الملح $BHNO_3$ حمضي التأثير



$$\frac{2}{5} = \frac{[B]}{[BH^+]}$$

سؤال: محلول منظم حجمه 1 لتر مكون من HF / MgF_2 بتركيز 0.3 لكل منهما , أضيف اليه $Ca(OH)_2$ فتغيرت قيمة PH بمقدار 0.56 احسب كتلة $Ca(OH)_2$ المضافة علما :
HF Ka = 7.4 * 10^{-4} , ك.م = 74 غم / مول , لو 3.6 = 0.56
الحل :

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

$$MgF_2 \xrightarrow{H_2O} 2F^- + Mg^{+2}$$
3.0 0.6 0.3

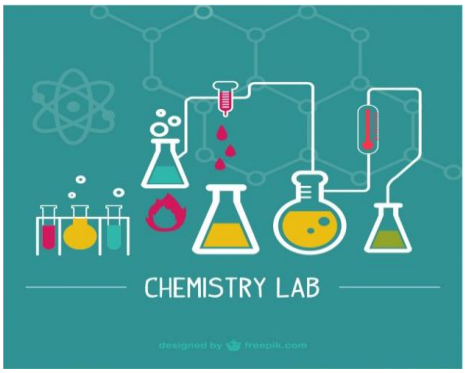
$$Ka \frac{[HF]}{[F^-]} = [H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = 7.4 * 10^{-4} \frac{0.3}{[0.6]}$$

$$[H_3O^+] = 3.6 * 10^{-4}$$ مول / لتر

PH = - لو $3.6 * 10^{-4}$

PH = 3.44



* بما ان المادة المضافة للمحلول المنظم قاعدة قوية $Ca(OH)_2$ اذا سوف تزداد قيمة PH للمحلول بمقدار 0.56 فتصبح PH الجديدة بعد إضافة القاعدة القوية = 3.44 + 0.56 = 4

$$[H_3O^+] = 10^{-4}$$ مول /لتر

** ملاحظة : عند إضافة القاعدة القوية ينزاح الاتزان لليمين .

$$[H_3O^+] = 7.4 * 10^{-4} \frac{0.3 - ص}{0.6 + ص}$$

ص = 0.2 مول / لتر = $[OH^-]$

$$Ca(OH)_2 \xrightarrow{H_2O} Ca^{+2} + 2OH^-$$

$[Ca(OH)_2]$ = 0.5 * 0.2 = 0.1 مول / لتر

$[Ca(OH)_2] = \frac{ع}{ح}$, ع = 0.1 مول

ع = $\frac{\text{ك}}{\text{ك.م}}$, ك = 0.1 * 74 = 7.4 غم ####

أسئلة واجب

1- محلول منظم حجمه 1 لتر يتكون من قاعدة NH_3 تركيزها 0.3 مول / لتر والملح NH_4Cl تركيزه 0.4 مول / لتر إذا علمت أن :-

$Kb = 1.8 * 10^{-5}$ احسب ما يلي

1- PH للمحلول المنظم

2- PH للمحلول عند إضافة 0.2 مول من الحمض HBr إلى المحلول

3- PH للمحلول عند إضافة 0.2 مول من القاعدة KOH إلى المحلول .

2- حضر محلول منظم حجمه 1 لتر من الحمض C_6H_5COOH والملح C_6H_5COOK , فإذا كانت النسبة بين $\frac{[\text{الحمض}]}{[\text{القاعدة}]}$ = 0.5 وقيمة PH =5.3 وعند إضافة 0.05 مول من القاعدة $Ba(OH)_2$ إلى لتر من المحلول السابق تغيرت قيمة PH بمقدار 0.4 ؟ (لو 2 =0.3 , لو 5 = 0.7)

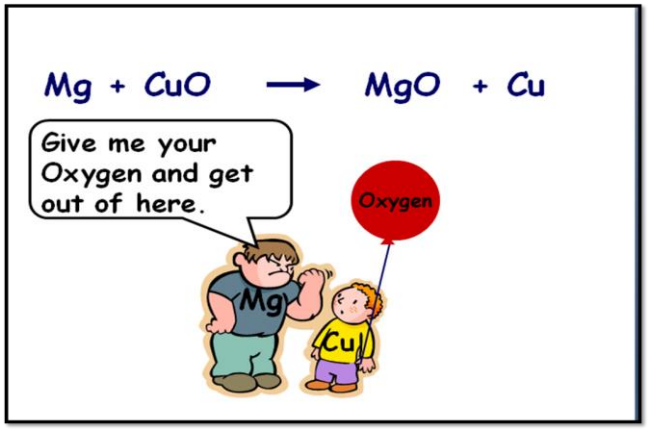
أحسب ما يلي :

أ- احسب قيمة ثابت تأين الحمض Ka ؟

ب- أحسب تركيز الملح الابتدائي؟

3- محلول منظم حجمه 1 لتر مكون من الحمض الافتراضي HX وملحه BaX_2 لهما نفس التركيز وقيمة PH للمحلول = 5.1 وعند إضافة (0.05) مول من $Ba(OH)_2$ إلى 500 مل من المحلول المنظم أصبحت قيمة PH للمحلول تساوي (5.7) علما ان (لو 8 =0.9 , لو 2 =0.3)

احسب التركيز الابتدائي للملح BaX_2 مع "إهمال التغير في الحجم المحلول"



تطبيقات حياتية

تؤدي المحاليل المنظمة دورا مهما في صحة أجسام الكائنات دورا مهما في صحة أجسام الكائنات الحية .

ويعد وجودها ضروريا لعمل أجهزة الجسم , وسير العمليات الحيوية فيه , ولأن الإنسان أكثر المخلوقات تنويعا في الأطعمة , فالطماطم وعصائر الفواكه التي يتناولها الإنسان ذات خصائص حمضية , وبعض الخضروات مثل الخيار تكون ذات خصائص قاعدية , وهذا يؤثر في حموضة الدم وانتظام العمليات لحيوية فيه , الا إن الدم يعد محولا منظما طبيعيا يتراوح الرقم الهيدروجيني له بين (7.35-7.45) , ويحتوي على عدة أنظمة من المحاليل المنظمة التي تعمل على ضبط الرقم الهيدروجيني له عند هذه الحدود باستمرار, واهم هذه المحاليل محلول حمض الكربونيك وأيون الكربونات الهيدروجينية (H_2CO_3/HCO_3^-) .

$$H_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + H_3O^+$$

فعند انخفاض تركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ في الدم , يزداد تأين حمض الكربونيك H_2CO_3 لإنتاج أيونات H_3O^+ جديدة للمحافظة على تركيز ثابت من أيون الهيدرونيوم H_3O^+ , فيبقى الرقم الهيدروجيني (PH) للدم ثابتا عند 4.7 تقريبا . وأما عند زيادة تركيز H_3O^+ فإنه يتفاعل مع الأيون HCO_3^- , ويتكون الحمض H_2CO_3 وهو ضعيف التأين , فهو يتفكك في الرئة مكونا الماء وثاني أكسيد الكربون CO_2 الذي يتم التخلص منه عن طريق التنفس (الزفير) , وبذلك يتخلص الدم من زيادة H_3O^+ فيه , ويبقى محافظا على درجة حموضته .