الشامل في الكيمياء

الصف الثاني عشر ١٢

الفرعين (العلمي والزراعي)

اعداد الأستاذ: علاء البدارنة

النسخة الأولى 2018

0787305931

الاستاذ علاء بدارنة

G / a.badarneh96@gmail.com

www.awa2el.net/علاء-بدارنة

الحموض & القواعد

- مفاهيم متعلقة بالحموض والقواعد
- الاتزان في محاليل الحموض والقواعد الضعيفة

علاء بدارنة

مفاهيم متعلقة بالحموض والقواعد

Concepts of Acids and Bases

النتاجات المتوقعة منك، عزيزي الطالب وهي:

١- توضح مفهوم كل من الحمض والقاعدة وفق تعريفات كل من أرهينيوس، وبرونستد - لوري، ولويس.

٢- تكتب معادلات تمثل تفاعل الحمض والقاعدة وفق تعريف برونستد-لوري، محدداً الأزواج المترافقة من الحمض والقاعدة.

٣- تستنتج العلاقة بين تركيز H_3O^+ وتركيز OH^- في المحاليل المائية.

٤- تحسب الرقم الهيدروجيني pH لبعض محاليل الحموض والقواعد القوية.

أولاً

مفهوم أرهينوس للحموض والقواعد

- مر تعريف الحموض والقواعد بعدة مراحل هامة، وكان أول هذه التعريفات وأبسطها مفهوم أرهينوس، حيث عرف كلاً من الحمض والقاعدة كما يلي:

الحمض: مادة تزيد من تركيز ايون الهيدروجين (H^+) عند إذابتها في الماء.

القاعدة: مادة تزيد من تركيز ايون الهيدروكسيد (OH^-) عند إذابتها في الماء.

أمثلة على الحموض		أمثلة على القواعد	
اسم المركب	صيغته الكيميائية	اسم المركب	صيغته الكيميائية
حمض الهيدروكلوريك	HCl	هيدروكسيد الصوديوم	NaOH
حمض الهيدروبروميك	HBr	هيدروكسيد البوتاسيوم	KOH
حمض النتريك	HNO_3	هيدروكسيد الليثيوم	LiOH
حمض البيروكلوريك	$HClO_4$	هيدروكسيد الكالسيوم	$Ca(OH)_2$
حمض الكبريتيك	H_2SO_4	هيدروكسيد الالمنيوم	$Al(OH)_3$

حيث تذوب هذه الحموض في الماء لتعطي ايون الهيدروجين (H^+) كما في المعادلات الكيميائية الاتية:

$$HCl_{(g)} \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

$$HBr_{(g)} \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + Br^-_{(aq)}$$

$$HNO_{3(g)} \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$$

$$HClO_{4(g)} \xrightarrow{H_2O} \square + \square$$

$$H_2SO_{4(g)} \xrightarrow{H_2O} \square + \square$$

بينما تذوب هذه القواعد في الماء لتعطي ايون الهيدروكسيد (OH^-) كما في المعادلات الكيميائية الاتية:

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

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

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

$$Ca(OH)_{2(s)} \xrightarrow{H_2O} Ca^{+2}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$$

$$Al(OH)_{3(s)} \xrightarrow{H_2O} \square + \square$$

والسؤال الان ؟؟؟

كيف ميز أرهينوس بين الحمض القوي والحمض الضعيف؟

تمكن أرهينوس من التمييز بين الحمض القوي والحمض الضعيف بوصفها مواد كهرلية، ومن خلال التفاوت في التوصيل الكهربائي لمحاليل الحموض صنف الحموض إلى:

- ✓ **الحموض القوية: التي تتأين كلياً في الماء.**

تمتلك هذه الحموض القدرة العالية على إيصال التيار الكهربائي بسبب تأينها القوي

ومن الأمثلة عليها: (HCl, HI , HBr, HNO_3 , $HClO_4$, H_2SO_4)

- ✓ **الحموض الضعيفة: التي تتأين جزئياً في الماء.**

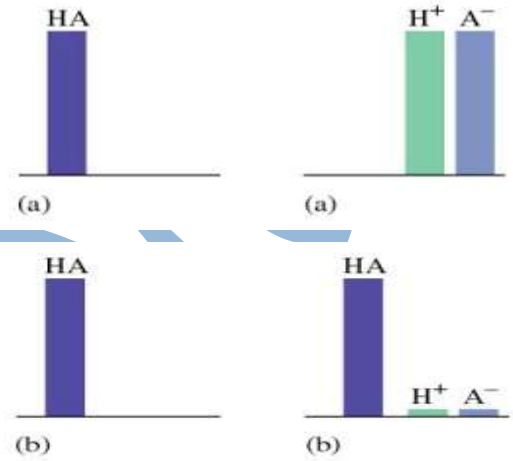
تمتلك هذه الحموض قدرة منخفضة على إيصال التيار الكهربائي بسبب تأينها الضعيف

ومن الأمثلة عليها: (HF , HCN , CH_3COOH , H_2SO_3 , HNO_2)

التأين

كلي: تحول جميع جزيئات المادة إلى أيونات

جزئي: تحول جزء من المادة إلى أيونات



التأين الكلي

- يستخدم السهم الغير المنعكس (⟶) للدلالة على التأين القوي

التأين الجزئي

- يستخدم السهم المنعكس (⇌) للدلالة على التأين الضعيف

☺ سؤال اكتب معادلة تأين كل من الأحماض الآتية:

(HNO_3 , $HClO_4$, HCN , CH_3COOH)

مساحة للإجابة

" أوجه القصور التي واجهها تعريف أرهينوس "

واجه تعريف أرهينوس العديد من أوجه القصور، فمن أهم النقاط التي تمثل القصور في تعريفه:

١- اقتصار التعريف على المركبات في محاليلها المائية، وبذلك فإن (NH_3، HCl) لا يعدان حمضاً وقاعدة ما لم يذابا في الماء.

٢- لم يتمكن من تفسير السلوك الحمضي والقاعدي لمحاليل بعض الأملاح مثل:

(CH_3COONa , NaF , KCN , NH_4Cl)

أسئلة المحتوى وإجاباتها

سؤال صفحة ١٠ ..

فسر السلوك الحمضي لمحلول الحمض القوي HBr وفق مفهوم أرهينوس؟

الإجابة:

حمض HBr وفق أرهينوس: مادة تزيد من تركيز أيون الهيدروجين (H^+) عند إذابتها في الماء وفق المعادلة:

$$HBr_{(g)} \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + Br^-_{(aq)}$$

سؤال(١) صفحة ٢٥ ..

وضح المقصود بـقاعدة أرهينوس؟

الإجابة:

قاعدة ارهينوس: مادة تزيد من تركيز ايون الهيدروكسيد (OH^-) عند إذابتها في الماء.

سؤال(٥) صفحة ٢٥ ..

فسر مستعيناً بمعادلة كيميائية السلوك الحمضي لحمض الهيدروسيانيك HCN وفق مفهوم أرهينوس؟

الإجابة:

حمض HCN وفق أرهينوس: مادة تزيد من تركيز أيون الهيدروجين (H^+) عند إذابتها في الماء وفق المعادلة:

$$HCN_{(g)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)} \quad (H_2O)$$

ثانياً
مفهوم برونستد-لوري للحموض والقواعد

يجب الإشارة أولاً إلى أن أيون الهيدروجين (H^+) هو عبارة عن بروتون صغير الحجم، تكون كثافة الشحنة عليه عالية جداً، وبذلك فهو لا يوجد بصورة حرة في المحاليل المائية، حيث أن أيون الهيدروجين (H^+) يمتلك فلكاً فارغاً، وأيون الماء يمتلك زوجين من الالكترونات غير الرابطة، فيرتبط أيون (H^+) بزوج الالكترونات غير الرابطة على ذرة الاكسجين في جزيء الماء برابطة تناسقية مكونة أيون الهيدرونيوم (H_3O^+)، كما تبين المعادلة الاتية:

ومن خلال ما سبق فإن أيون الهيدرونيوم (H_3O^+) يمثل أيون الهيدروجين (H^+) في المحلول، وبالتالي يمكن كتابة معادلات تأين الحموض السابقة على النحو التالي:

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

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

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

$$HClO_{4(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow \square + \square$$

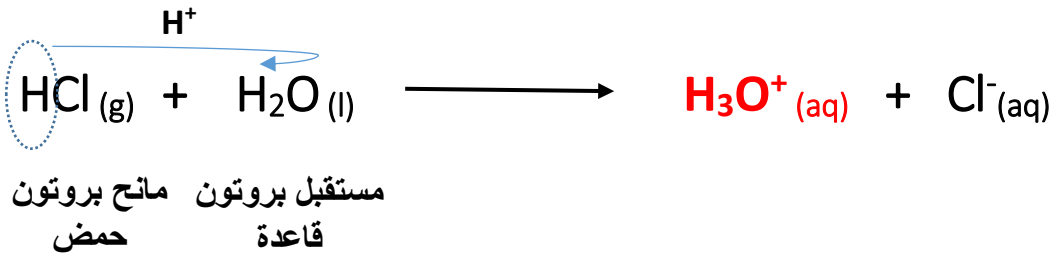
$$H_2SO_{4(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow \square + \square$$

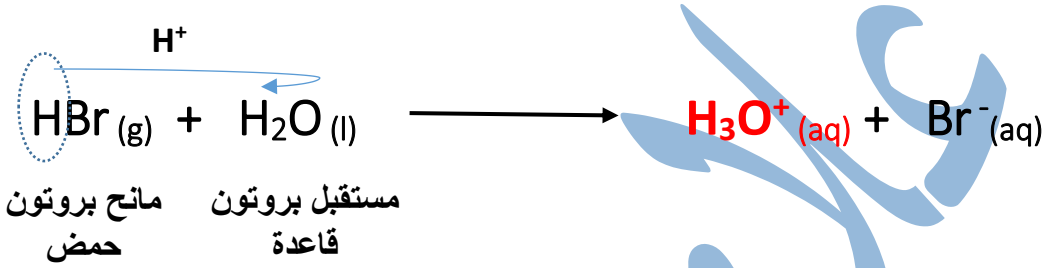
واعتماداً على انتقال البروتون بين المواد في التفاعلات الكيميائية وضع العالمان برونستد-لوري مفهوماً أكثر شمولاً من مفهوم أرهينوس حيث عرفا الحمض والقاعدة كما يلي:

الحمض: مادة (جزئيات أو أيونات) قادرة على منح بروتون (مانح للبروتون) لمادة أخرى في التفاعل.

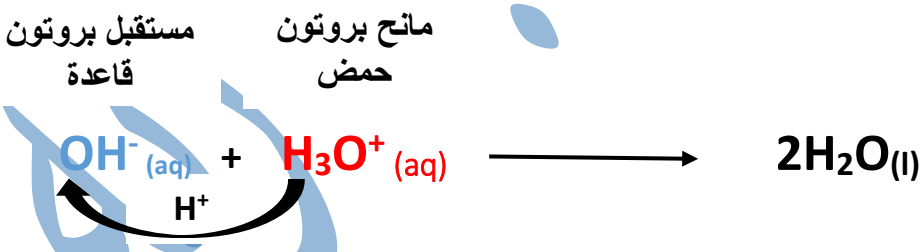
القاعدة: مادة (جزئيات أو أيونات) قادرة على استقبال بروتون (مستقبل للبروتون) عند تفاعلها مع غيرها.

يمكن تحديد كل من الحموض والقواعد حسب مفهوم برونستد-لوري من خلال انتقال البروتون، كما في المثالين الآتيين:





وفق مفهوم برونستد-لوري يعتبر أيون الهيدروكسيد (OH^-) قاعدة، لأنه يمتلك القدرة على استقبال البروتون (H^+) من (H_3O^+)، حيث يتفاعلان معاً لإنتاج الماء كما في المعادلة الآتية:



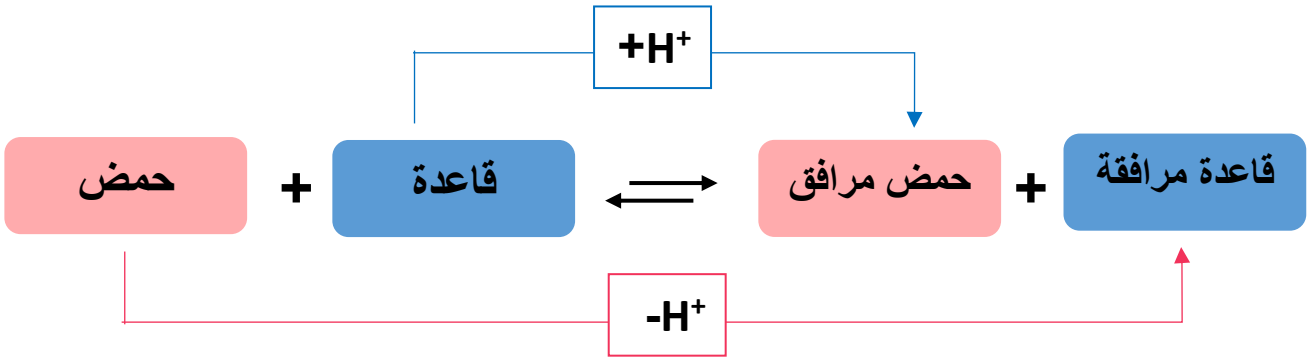
☺ سؤال: عين الحمض والقاعدة وفق مفهوم برونستد-لوري، لكل من التفاعلات الآتية:

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

$CO_3^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow OH^-_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)}$

مساحة للإجابة

الأزواج المترافقة من الحموض والقواعد



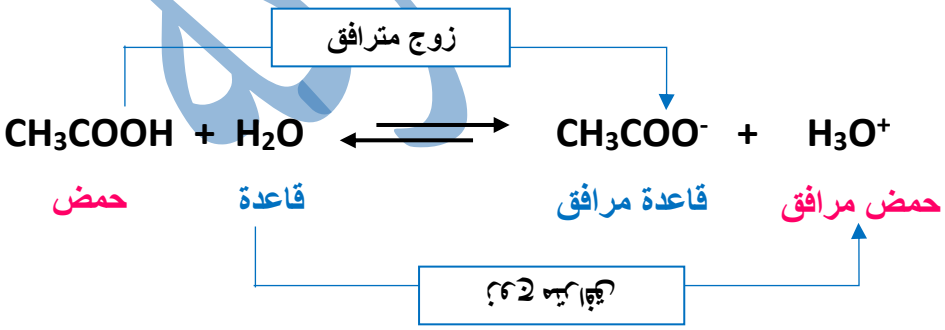
من تعريف برونستد-لوري فإن الحمض يمنح بروتوناً، فإذاً لابد من وجود مادة قادرة على استقبال هذا البروتون يطلق عليها اسم قاعدة مرافقة.

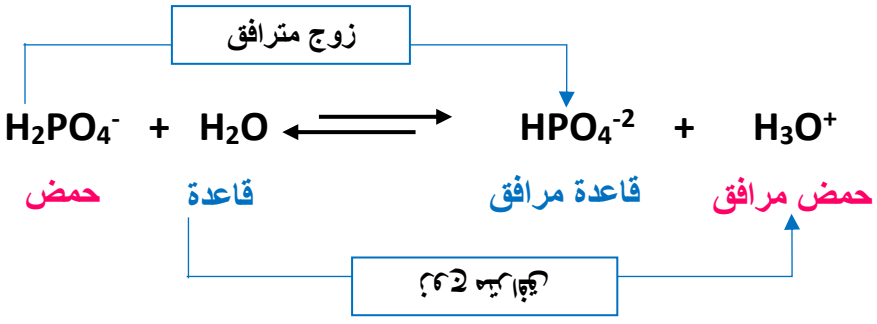
والقاعدة عند استقبالها للبروتون فلابد من وجود مادة تمنحها البروتون ويطلق عليها اسم حمض مرافق.

يسمى الحمض والقاعدة المرافقة له زوجاً مترافقاً

تسمى القاعدة والحمض المرافق لها زوجاً مترافقاً

مثال حدد الأزواج المترافقة من الحمض والقاعدة في التفاعلات الآتية:





☺ سؤال: حدد الأزواج المترافقة من الحمض والقاعدة في التفاعلات الآتية:

1) $HF + HCO_3^- \rightleftharpoons H_2CO_3 + F^-$

2) $H_2CO_3 + NH_3 \rightleftharpoons HCO_3^- + NH_4^+$

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

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

مساحة للإجابة

علاء بدارنة

والان عزيزي الطالب .....

إذا طرح عليك السؤال التالي:

حدد صيغة الحمض المرافق أو القاعدة المرافقة لكل من المركبات المعطاة؟

فما عليك إلا اعتماد القاعدة الآتية

صيغة القاعدة المرافقة للحمض = صيغة الحمض – (H^+)

صيغة الحمض المرافق للقاعدة = صيغة القاعدة + (H^+)

☺ سؤال: حدد صيغة القاعدة المرافقة لكل من الحموض الآتية:

(HSO_3^- , HCl , HCN , NH_4^+ , H_2CO_3)

مساحة للإجابة

☺ سؤال: حدد صيغة الحمض المرافق لكل من القواعد الآتية:

(CH_3COO^- , NO_3^- , I^- , CN^- , OH^-)

مساحة للإجابة

المواد المترددة (الأمفوتيرية)

هناك مواد تسلك سلوكاً حمضياً في تفاعل معين، وتسلك سلوكاً قاعدياً في تفاعل آخر؛ تسمى مثل هذه المواد المواد المترددة (الأمفوتيرية)؛ لأنها تستطيع أن تتفاعل كحمض أو كقاعدة تبعاً للظروف الموجودة فيها.

ومن الأمثلة على هذه المواد:

١- الماء (H_2O)

٢- الأيونات السالبة التي تحتوي في تركيبها على ذرة هيدروجين تكون قادرة على منحها لمادة أخرى. مثل (HSO_3^-, HS^- , HCO_3^- , $HCrO_4^-$, HPO_4^{-2} , $H_2PO_4^-$)

مثال حدد سلوك HS^- في التفاعلين الآتيين:

$$HS^- + HF \rightleftharpoons H_2S + F^-$$

$$HS^- + NH_3 \rightleftharpoons S^{-2} + NH_4^+$$

$$\underset{\text{قاعدة}}{HS^-} + \underset{\text{حمض}}{HF} \rightleftharpoons H_2S + F^-$$

يسلك سلوكاً قاعدياً

$$\underset{\text{حمض}}{HS^-} + \underset{\text{قاعدة}}{NH_3} \rightleftharpoons S^{-2} + NH_4^+$$

يسلك سلوكاً حمضياً

لذلك HS^- يعد مادة مترددة (أمفوتيرية)

فكر لماذا لا يعد كلاً من $HCOO^-$ و CH_3COO^- مواداً مترددة (أمفوتيرية)؟

مساحة للإجابة

أسئلة المحتوى وإجاباتها

سؤال صفحة ١١ ..

ادرس التفاعلين الآتيين، وعين كلاً من الحمض والقاعدة وفق مفهوم برونستد-لوري في كل منهما:

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

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

الإجابة:

$$\underset{\text{مستقبل بروتون/قاعدة}}{N_2H_{4(aq)}} + \underset{\text{مانح بروتون/حمض}}{H_2O_{(l)}} \rightleftharpoons N_2H_5^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

$$\underset{\text{مانح بروتون/حمض}}{HCOOH_{(aq)}} + \underset{\text{مستقبل بروتون/قاعدة}}{H_2O_{(l)}} \rightleftharpoons HCOO^-{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$$

سؤال صفحة ١٣ ..

❖ عين القاعدة المرافقة لكل من الحموض الآتية:

HF ◄ H_3O^+ ◄ $HCOOH$ ◄

الإجابة:

F^- H_2O $HCOO^-$

❖ عين الحمض المرافق لكل من القواعد الآتية:

NH_3 ◄ NO_3^- ◄ OH^- ◄

الإجابة:

NH_4^+ HNO_3 H_2O

❖ عين الأزواج المترافقة في التفاعل الآتي:

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

الإجابة:

زوج مترافق

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

حمض قاعدة قاعدة مرافقة حمض مرافق

زوج مترافق

HCN/CN^- زوج مترافق

H_3O^+/H_2O زوج مترافق

سؤال صفحة ١٤ ..

اكتب معادلات تبين سلوك كل من: HCO_3^- و HS^- كحمض في تفاعلهما مع N_2H_4، وكقاعدة في تفاعلهما مع HNO_2.

HS^- (قاعدة) + HNO_2 (حمض) $\rightleftharpoons$ $H_2S + NO_2^-$ — يسلك سلوكاً قاعدياً

HS^- (حمض) + N_2H_4 (قاعدة) $\rightleftharpoons$ $S^{-2} + N_2H_5^+$ — يسلك سلوكاً حمضياً

HCO_3^- + HNO_2 ⟷ H_2CO_3 + NO_2^- — يسلك سلوكاً قاعدياً

قاعدة حمض

HCO_3^- + N_2H_4 ⟷ CO_3^{-2} + $N_2H_5^+$ — يسلك سلوكاً حمضياً

حمض قاعدة

سؤال(١) صفحة ٢٥ ..

وضح المقصود بـحمض برونستد-لوري؟

حمض برونستد-لوري: مادة (جزئيات أو أيونات) قادرة على منح بروتون (مانح للبروتون) لمادة أخرى في التفاعل.

سؤال(٢) صفحة ٢٥ ..

ادرس التفاعلين الآتيين ، وعين كلاً من الحمض والقاعدة وفق مفهوم برونستد-لوري في كل منهما:

$PO_4^{-3}(aq)$ + $H_2O(l)$ ⟷ $HPO_4^{-2}(aq)$ + $OH^-(aq)$

$HNO_3(aq)$ + $H_2O(l)$ ⟷ $NO_3^-(aq)$ + $H_3O^+(aq)$

الإجابة:

$PO_4^{-3}(aq)$ + $H_2O(l)$ ⟷ $HPO_4^{-2}(aq)$ + $OH^-(aq)$

مستقبل بروتون/قاعدة — مانح بروتون/حمض

$HNO_3(aq)$ + $H_2O(l)$ ⟷ $NO_3^-(aq)$ + $H_3O^+(aq)$

مانح بروتون/حمض — مستقبل بروتون/قاعدة

سؤال(٣) صفحة ٢٥ ..

اكمل الجدول الآتي:

معادلة التفاعل	الحمض	القاعدة المرافقة	القاعدة	الحمض المرافق
$HF + HCO_3^- \rightleftharpoons H_2CO_3 + F^-$				H_2CO_3
$CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons$ .....+ OH^-	H_2O			
$N_2H_5^+ + H_2O \rightleftharpoons$ .....+.....			H_2O	
.....+ $H_2O \rightleftharpoons C_6H_5COO^-$ +.....		$C_6H_5COO^-$		

الإجابة:

معادلة التفاعل	الحمض	القاعدة المرافقة	القاعدة	الحمض المرافق
$HF + HCO_3^- \rightleftharpoons H_2CO_3 + F^-$	HF	F^-	HCO_3^-	H_2CO_3
$CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$	H_2O	OH^-	CH_3NH_2	$CH_3NH_3^+$
$N_2H_5^+ + H_2O \rightleftharpoons N_2H_4 + H_3O^+$	$N_2H_5^+$	N_2H_4	H_2O	H_3O^+
$C_6H_5COOH + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5COO^- + H_3O^+$	C_6H_5COOH	$C_6H_5COO^-$	H_2O	H_3O^+

سؤال(٤) صفحة ٢٥ ..

ادرس التفاعلين الآتيين، ثم أجب عما يأتي:

$$H_2SO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HSO_3^-{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$$

$$CO_3^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HCO_3^-{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

أ) وضح سلوك الماء (كحمض أو قاعدة) في كل منهما؟

ب)حدد الأزواج المترافقة من الحمض والقاعدة في كل منهما؟

الإجابة:

أ) يسلك الماء في التفاعل الأول سلوكاً قاعدياً فيستقبل بروتوناً من الحمض H_2SO_3 ويتحول الى H_3O^+.

يسلك الماء في التفاعل الثاني سلوكاً حمضياً فيمنح بروتوناً للقاعدة CO_3^{-2} ويتحول الى OH^-.

ب)الأزواج المترافقة للتفاعل الأول:

حمض ← HSO_3^- / H_2SO_3 → **قاعدة مرافقة**

قاعدة ← H_3O^+ / H_2O → **حمض مرافق**

الأزواج المترافقة للتفاعل الثاني:

قاعدة ← HCO_3^-/CO_3^{2-} → **حمض مرافق**

حمض ← OH^-/H_2O → **قاعدة مرافقة**

سؤال(٦) صفحة ٢٥ ..

فسر مستعيناً بمعادلات السلوك القاعدي للأمونيا NH_3 وفق مفهوم برونستد-لوري؟

الإجابة:

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

قاعدة . حمض

مستقبل البروتون مانح البروتون

ثالثاً
مفهوم لويس للحموض والقواعد

- **وضع لويس تعريفاً أكثر شمولاً للحموض والقواعد فقام بتعريفهما كما يلي:**

الحمض: مادة قادرة على استقبال زوجاً أو أكثر من الالكترونات غير الرابطة من خلال الافلاك الفارغة.

القاعدة: مادة قادرة على منح زوجاً أو أكثر من الالكترونات غير الرابطة.

☺ سؤال: بماذا تكمن أهمية مفهوم لويس؟

تكمن أهمية هذا المفهوم في أنه استطاع تفسير تفاعلات حموض وقواعد لا تشمل على عملية انتقال البروتون.

ومن أشهر الأمثلة على ذلك: تفاعل فلوريد البورون والأمونيا

$$BF_3 + NH_3 \longrightarrow H_3N{-}BF_3$$

رابطة تناسقية

في مثل هذا التفاعل لا يمكن تفسير الحمض والقاعدة اعتماداً على مفهوم برونستد-لوري، بسبب عدم انتقال البروتون، ولكن مفهوم لويس استطاع تفسير ذلك.

◄ تعتبر **الأيونات الموجبة** للفلزات وخاصة الفلزات الانتقالية **حموض لويس** وذلك بسبب احتوائها على افلاك فارغة قادرة على استقبال أزواج من الالكترونات من بعض الايونات والجزيئات.

◄ أما **الأيونات السالبة** تسلك سلوك **قواعد لويس** بسبب احتوائها على أزواج الكترونات غير رابطة.

ملاحظة

أي جزيء يحتوي (B) أو(Be) يعتبر من **حموض لويس**، مثل:

(BF_3 , BH_3 , BeH_2 , BeF_2)

☺ سؤال: عين حمض وقاعدة لويس في التفاعلات الآتية:

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

$SnCl_4 + 2Cl^{-} \rightleftharpoons [SnCl_6]^{-2}$

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

مساحة للإجابة

أسئلة المحتوى وإجاباتها

سؤال صفحة ١٥ ..

❖ **حدد حمض لويس وقاعدته في التفاعلات الآتية:**

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

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

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

الإجابة:

حمض لويس	قاعدة لويس
Cu^{+2}	H_2O
Co^{+3}	NH_3
HF	CN^{-}

❖ أكمل الفراغات في الجدول الاتي، والذي يقارن بين مفاهيم الحموض والقواعد لكل من أرهينوس، برونستد-لوري ولويس.

التعريف	الحمض	القاعدة
أرهينوس	يزيد من تركيز H^+ عند إذابته في الماء	
		مستقبل لبروتون H^+ في تفاعلاته
	مستقبل لزوج من الالكترونات غير الرابطة	

الإجابة:

التعريف	الحمض	القاعدة
أرهينوس	يزيد من تركيز H^+ عند إذابته في الماء	تزيد من تركيز OH^- عند إذابتها في الماء
برونستد-لوري	مانح لبروتون H^+ في تفاعلاته	مستقبل لبروتون H^+ في تفاعلاته
لويس	مستقبل لزوج من الالكترونات غير الرابطة	مانح لزوج من الالكترونات غير الرابطة

سؤال(١) صفحة ٢٥ ..

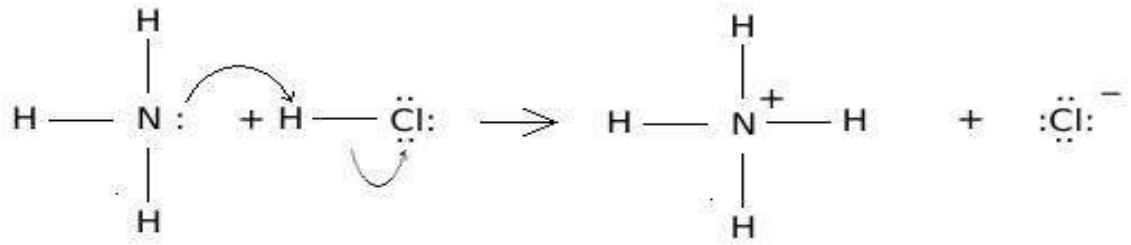
وضح المقصود بـقاعدة لويس؟

قاعدة لويس: مادة قادرة على منح زوجاً أو أكثر من الالكترونات غير الرابطة.

سؤال(٦) صفحة ٢٥ ..

فسر مستعيناً بمعادلات السلوك القاعدي للأمونيا NH_3 وفق مفهوم لويس؟

الإجابة:



حمض يستقبل زوج الالكترونات غير الرابطة

قاعدة تمنح زوج لالكترونات غير الرابطة

سؤال(٧) صفحة ٢٥ ..

عين حمض لويس وقاعدته في التفاعليين الآتيين:

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

$$Fe^{3+}_{(aq)} + 6CN^{-}_{(aq)} \rightleftharpoons [Fe(CN)_6]^{3-}_{(aq)}$$

الإجابة:

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

حمض قاعدة

$$Fe^{3+}_{(aq)} + 6CN^{-}_{(aq)} \rightleftharpoons [Fe(CN)_6]^{3-}_{(aq)}$$

حمض قاعدة

علاء بدارنة

رابعاً

التأين الذاتي للماء

- لقد ثبت علمياً أن الماء النقي موصل ضعيف جداً للتيار الكهربائي، وهذا دليل على وجود أيونات موجبة وسالبة مسؤولة عن ذلك. **فما مصدر هذه الأيونات؟**

إن مصدر هذه الأيونات هو **التأين الذاتي للماء**، حيث يمكن لجزيء الماء أن يمنح بروتوناً لجزيء الماء الاخر، وعندها يسلك أحدهما سلوك الحمض في حين يسلك الأخر سلوك القاعدة.

حيث يعبَّر عن ثابت الاتزان **(K_c)** للتأين الذاتي للماء كالتالي:

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

ولأن الماء يتأين بدرجة ضئيلة جداً، فان تركيزه يعد ثابت، وبما أن ثابت الاتزان **(K_c)** يعود للماء فقط، فانه يعبر عنه باستخدام الرمز **(K_w)** ويسمى **ثابت تأين الماء**.
لتصبح العلاقة كما يلي:

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

$$= ١ \times ١٠^{-١٤}$$

عند درجة حرارة ٢٥س°

تستخدم هذه العلاقة لحساب تركيز أيون الهيدرونيوم، وأيون الهيدروكسيد في الماء، أو أي محلول أخر.

والآن ومن خلال ما سبق نتوصل إلى ما يلي:

- **تعريف التأين الذاتي للماء:** وهو سلوك بعض جزيئات الماء كحمض وبعضها كقاعدة في الماء النقي.
- **تصنف المحاليل اعتماداً على تراكيز الأيونات (OH^- ، H_3O^+) إلى ثلاثة أصناف وهي:**

١- **المحلول المتعادل:** في هذا المحلول يكون $[OH^-] = [H_3O^+]$

◄ $K_W = [H_3O^+][OH^-] = ١٠^{-١٤} \times ١ = ١٠^{-٧} \times ١ \times ١٠^{-٧} \times ١$

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

٢- **المحلول الحمضي:** في هذا المحلول يكون $[OH^-] < [H_3O^+]$

◄ $[H_3O^+] > ١٠^{-٧} \times ١$ مول/لتر

◄ $[OH^-] < ١٠^{-٧} \times ١$ مول/لتر

٣- **المحلول القاعدي:** في هذا المحلول يكون $[OH^-] > [H_3O^+]$

◄ $[H_3O^+] < ١٠^{-٧} \times ١$ مول/لتر

◄ $[OH^-] > ١٠^{-٧} \times ١$ مول/لتر

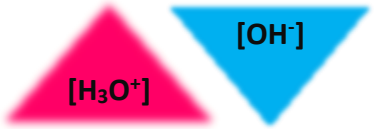
مثال احسب $[H_3O^+]$ إذا علمت أن $[OH^-] = ١٠^{-٥} \times ١$ مول/لتر ، ثم حدد نوع المحلول؟

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

$$[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{١٠^{-١٤} \times ١}{١٠^{-٥} \times ١} = ١٠^{-٩} \times ١ \text{ مول/لتر.}$$

$[H_3O^+] > ١٠^{-٧} \times ١$ مول/لتر ⬅ **محلول قاعدي**

نستنتج انه: كلما زاد $[H_3O^+]$ قل $[OH^-]$



☺ سؤال: ١) احسب $[OH^-]$ إذا علمت أن $[H_3O^+] = ١ \times ١٠^{-٥}$ مول/لتر ، ثم حدد نوع المحلول؟

٢) احسب $[H_3O^+]$ إذا علمت أن $[OH^-] = ١ \times ١٠^{-٧}$ مول/لتر ، ثم حدد نوع المحلول؟

مساحة للإجابة

أسئلة المحتوى وإجاباتها

سؤال صفحة ١٨ ..

اكمل 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

الإجابة:

رقم المحلول	$[H_3O^+]$ مول/لتر	$[OH^-]$ مول/لتر	طبيعة المحلول
١	١×١٠^{-٤}	١×١٠^{-١٠}	حمضي
٢	$٠,٥ \times ١٠^{-١٢}$	٢×١٠^{-٢}	قاعدي
٣	١×١٠^{-٧}	١×١٠^{-٧}	متعادل

خامساً
محاليل الحموض والقواعد القوية

- عرفت سابقاً أن الحموض والقواعد القوية تتأين كلياً في الماء، للتحول جميع جزيئات المادة الى أيونات موجبة وسالبة، وأن تفاعلاتها تكون غير منعكسة، لذلك:

[الحمض القوي] = $[H_3O^+]$

[القاعدة القوية] = $[OH^-]$

مثال احسب تركيز (H_3O^+, OH^-) في محلول HCl تركيزه ١×١٠$^{-٦}$ مول/لتر؟

يعتبر الحمض HCl من الحموض القوية، ويتأين كلياً في الماء كما في المعادلة الآتية:

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

لذلك $[H_3O^+]$ = [HCl] = ١×١٠$^{-٦}$مول/لتر.

و $[OH^-] = \frac{K_W}{[H_3O^+]} = \frac{١\times١٠^{-١٤}}{١\times١٠^{-٦}}$ = ١×١٠$^{-٨}$ مول/لتر.

☺ سؤال: احسب تركيز (H_3O^+, OH^-) في محلول KOH تركيزه ١×١٠$^{-٢}$ مول/لتر؟

مساحة للإجابة

سؤال صفحة ١٩ ..

احسب تركيز كل من (H_3O^+, OH^-) في كل من المحلولين الآتيين:

◄ محلول HCl تركيزه ٢×١٠^{-٣} مول/لتر.

◄ محلول HNO_3 تركيزه ٥×١٠^{-٢} مول/لتر.

الإجابة: ◄يتأين حمض HCl كلياً في الماء، كما في المعادلة:

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

$$[HCl] = [H_3O^+] = ٢ \times ١٠^{-٣} \text{ مول/لتر.}$$

$$[OH^-] = \frac{K_W}{[H_3O^+]} = \frac{١ \times ١٠^{-١٤}}{٢ \times ١٠^{-٣}} = ٥ \times ١٠^{-١٢} \text{ مول/لتر.}$$

◄يتأين حمض HNO_3 كلياً في الماء، كما في المعادلة:

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

$$[HNO_3] = [H_3O^+] = ٥ \times ١٠^{-٢} \text{ مول/لتر.}$$

$$[OH^-] = \frac{K_W}{[H_3O^+]} = \frac{١ \times ١٠^{-١٤}}{٥ \times ١٠^{-٢}} = ٢ \times ١٠^{-١٣} \text{ مول/لتر.}$$

سؤال صفحة ٢٠ ..

احسب تركيز كل من (H_3O^+, OH^-) في كل من المحلولين الآتيين:

◄ محلول KOH تركيزه ٤×١٠^{-٢} مول/لتر.

◄ محلول LiOH حضر بإذابة $٢,٥ \times ١٠^{-٤}$ مول منه في الماء؛ للحصول على محلول حجمه ١٠٠مل.

الإجابة: ◄تتأين قاعدة KOH كلياً في الماء، كما في المعادلة:

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

$[OH^-] = [KOH] = 4 \times 10^{-2}$ مول/لتر

$$[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{4 \times 10^{-2}} = 2.5 \times 10^{-13}$$ مول/لتر.

◄تتأين قاعدة LiOH كلياً في الماء، كما في المعادلة:

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

$$[LiOH] = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم}} = \frac{2.5 \times 10^{-4}}{0.1} = 2.5 \times 10^{-3}$$مول/لتر.

$[OH^-] = [LiOH] = 2.5 \times 10^{-3}$مول/لتر.

$$[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2.5 \times 10^{-3}} = 4 \times 10^{-12}$$ مول/لتر.

التركيز = $\frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم(لتر)}}$ (١ لتر = ١٠٠٠مل)

عدد المولات = $\frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}}$

سادساً

الرقم الهيدروجيني pH

- يعد الرقم الهيدروجيني مقياساً لدرجة حموضة المحاليل المختلفة، ويعرّف كما يلي:

الرقم الهيدروجيني: هو اللوغاريتم السالب للأساس (١٠) لتركيز أيون الهيدرونيوم (H_3O^+) في المحلول.

أي أن :

pH = - لـــو $[H_3O^+]$

نلاحظ من الشكل ما يلي:

١- الرقم الهيدروجيني pH يأخذ القيم من ٠ إلى ١٤
٢- اذا كانت قيمة pH = ٧ فإن المحلول متعادل.
٣- اذا كانت قيمة (٠ ≤ pH < ٧) فإن الوسط حمضي.
٤- اذا كانت قيمة (٧ < pH ≤ ١٤) فإن الوسط قاعدي.
٥- العلاقة عكسية بين حمضية المحلول وقيمة pH وهذا يعني أن حمضية المحلول تقل بزيادة قيمة pH.

كلما زادت قيمة $[H_3O^+]$ قلت قيمة pH

وهذا يعني أن العلاقة عكسية بين حمضية المحلول وقيمة pH

مثال احسب الرقم الهيدروجيني pH للماء النقي؟

في الماء النقي $[H_3O^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}$ مول/لتر.

وبالتعويض في العلاقة $pH = - \text{لـو} [H_3O^+]$

$= - \text{لـو } 1 \times 10^{-7}$

$= - (\text{لـو } 1 + \text{لـو } 10^{-7})$

$= 7 - \text{لـو } 1 = 7 - 0 = 7$ **متعادل**

قواعد لوغاريتمات مطلوبة

لـــو ١ = صفر

لـــو ١٠ = ١

لـــو (س×ص) = لـــوس + لـــوص

لـــو ١٠$^{\pm س}$ = ±س لـــو ١٠ = ±س

☺ سؤال: احسب قيمة pH لمحلول فيه $[H_3O^+] = 0,001$ مول/لتر؟

مساحة للإجابة

مثال احسب قيمة pH لمحلول فيه $[OH^-] = 1 \times 10^{-5}$ مول/لتر؟

$$[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-5}} = 1 \times 10^{-9} \text{ مول/لتر}$$

$pH = - \text{لـو } [H_3O^+] = - \text{لـو } 1 \times 10^{-9} = 9 - 0 = 9$ **قاعدي**

☺ سؤال: احسب قيمة pH لمحلول فيه $[OH^-]$ =٠,٠١ مول/لتر؟

مساحة للإجابة

مثال احسب قيمة pH لمحلول HNO_3 تركيزه = ١×١٠$^{-٥}$ مول/لتر؟

يتأين حمض HNO_3 كلياً في الماء، كما في المعادلة:

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

لإن HNO_3 حمض قوي فإن $[H_3O^+] = [HNO_3]$ = ١×١٠$^{-٥}$مول/لتر.

وبالتعويض في العلاقة **pH = - لـو $[H_3O^+]$**

= - لـو ١×١٠$^{-٥}$

= - (لـو١ + لـو١٠$^{-٥}$)

= ٥ – لـو١ = ٥ – ٠ = ٥ **حمضي**

☺ سؤال: احسب قيمة pH لمحلول HBr تركيزه =٢×١٠$^{-٦}$ مول/لتر؟ "علماً أن لـو٢= ٠,٣"

مساحة للإجابة

مثال احسب قيمة pH لمحلول NaOH تركيزه = ٤×١٠$^{-٣}$ مول/لتر؟

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

[NaOH] = [OH^-] = ٤×١٠$^{-٣}$ مول/لتر

$[H_3O^+]$ = $\frac{K_W}{[OH^-]}$ = $\frac{١٠×١^{-١٤}}{٤×١٠^{-٣}}$ = ٢,٥×١٠$^{-١٢}$ مول/لتر.

وبالتعويض في العلاقة **pH = - لـــو $[H_3O^+]$**

= - لـو ٢,٥×١٠$^{-١٢}$

= - (لـو٢,٥ + لـو١٠$^{-١٢}$)

= ١٢ – لـو٢,٥ = ١٢ – ٠,٤ = ١١,٦ **قاعدي**

☺ سؤال: احسب قيمة pH لمحلول LiOH تركيزه =٢×١٠$^{-٤}$ مول/لتر؟ "علماً أن لـو٥= ٠,٧"

مساحة للإجابة

عالم البداية

حساب تركيز (H_3O^+ و OH^-) بمعرفة (pH)

ادرس المثال الآتي لمعرفة كيفية حساب $[H_3O^+]$, $[OH^-]$ اذا كانت قيمة pH معلومة :

مثال احسب تركيز(H_3O^+ و OH^-) لمحلول حمضي قيمة pH له تساوي ٥ ؟

$$pH = - \text{لـــو } [H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = ١٠^{-pH}$$

$$[H_3O^+] = ١٠^{-٥} = ١ \times ١٠^{-٥} \text{مول/لتر}$$

$$[OH^-] = \frac{K_W}{[H_3O^+]} = \frac{١ \times ١٠^{-١٤}}{١ \times ١٠^{-٥}} = ١ \times ١٠^{-٩} \text{مول/لتر.}$$

☺ سؤال: احسب تركيز(H_3O^+ و OH^-) لمحلول قاعدي قيمة pH له تساوي ٩ ؟

مساحة للإجابة

مثال احسب تركيز(H_3O^+ و OH^-) لمحلول حمضي قيمة pH له تساوي ٣,٣ ؟ (لـــو٥= ٠,٧)

$$pH = - \text{لـــو } [H_3O^+]$$

$$[H_3O^+] = ١٠^{-pH}$$

$$[H_3O^+] = ١٠^{-٣,٣} = ١٠^{(-٤+٠,٧-٣,٣)} = ١٠^{-٤} \times ٠,٧١٠ = ٥ \times ١٠^{-٤} \text{مول/لتر}$$

$$[OH^-] = \frac{K_W}{[H_3O^+]} = \frac{١ \times ١٠^{-١٤}}{٥ \times ١٠^{-٤}} = ٢ \times ١٠^{-١١} \text{مول/لتر.}$$

☺ سؤال: احسب تركيز(H_3O^+ و OH^-) لمحلول قاعدي قيمة pH له تساوي ٩,٣ ؟ (لـــو٥=٠,٧)

مساحة للإجابة

أسئلة المحتوى وإجاباتها

سؤال صفحة ٢٣ ..

❖ **احسب الرقم الهيدروجيني (pH) لكلا المحلولين الآتيين:**

◄ **حمض البيروكلوريك $HClO_4$ الذي تركيزه ١,٥×١٠$^{-٢}$ مول/لتر.**

◄ **حمض HBr الذي تركيزه ٣×١٠$^{-٣}$ مول/لتر.**

علماً أن لـــو١,٥=٠,١٨ و لـــو٣ =٠,٥

❖ **بين أي المحلولين أكثر حمضية؟**

الإجابة:

◄ **يتأين حمض $HClO_4$ كلياً في الماء، كما في المعادلة:**

$$HClO_{4(g)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + ClO_4^-{}_{(aq)}$$

لإن $HClO_4$ حمض قوي فإن $[H_3O^+] = [HClO_4]$ = ١,٥×١٠$^{-٢}$مول/لتر.

وبالتعويض في العلاقة **pH = - لـــو $[H_3O^+]$**

= - لـو ١,٥×١٠$^{-٢}$

= - (لـو١,٥ + لـو١٠$^{-٢}$)

= ٢ – لـو١,٥ = ٢ – ٠,١٨ = ١,٨٢

◄ **يتأين حمض HBr كلياً في الماء، كما في المعادلة:**

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

لإن HBr حمض قوي فإن $[H_3O^+] = [HBr] = 3 \times 10^{-3}$ مول/لتر.

وبالتعويض في العلاقة $pH = - \text{لـو} [H_3O^+]$

$= - \text{لـو } 3 \times 10^{-3}$

$= - (\text{لـو } 3 + \text{لـو } 10^{-3})$

$= 3 - \text{لـو } 3 = 3 - 0,5 = 2,5$

❖ حمض $HClO_4$ اكثر حمضية لأن pH له أقل.

سؤال صفحة ٢٤ ..

إذا علمت أن قيمة pH لعينة دم الإنسان = ٧,٤ ، فما تركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ في دمه؟ علماً بإن لـو ٤ = ٠,٦

الإجابة:

$pH = - \text{لـو } [H_3O^+]$

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

$[H_3O^+] = 10^{-7,4} = 10^{-(8+7,4)} = 10^{0,6} \times 10^{-8} = 4 \times 10^{-8}$ مول/لتر

سؤال (١) صفحة ٢٥ ..

وضح المقصود بالرقم الهيدروجيني(pH)؟

الإجابة:

الرقم الهيدروجيني (pH): هو اللوغاريتم السالب للأساس (١٠) لتركيز أيون الهيدرونيوم (H_3O^+) في المحلول.

سؤال (١٠) صفحة ٢٦ ..

تم إذابة ٠,٨١ غ من HBr في الماء فتكون محلول حجمه ٥٠٠ مل. احسب pH للمحلول، علماً بإن الكتلة المولية لـ HBr = ٨١ غ/مول، لـو ٢ = ٠,٣

الإجابة:

عدد المولات = $\frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}} = \frac{0,81}{81} = 0,01$ مول

يتبع الحل....

$$[HBr] = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم(لتر)}} = \frac{٠,٠١}{٠,٥} = ٠,٠٢\text{مول/لتر.}$$

$$[H_3O^+] = [HBr] = ٢\times١٠^{-٢}\text{ مول/لتر}$$

$$pH = - \text{لـــو}[H_3O^+]$$

$$= - \text{لـــو}٢\times١٠^{-٢} = ٢ - \text{لـو}٢ = ٢ - ٠,٣ = ١,٧$$

سؤال (١١) صفحة ٢٦ ..

احسب كتلة KOH اللازمة لتحضير محلول حجمه لتر، والرقم الهيدروجيني له ١٢,٣، علماً بأن الكتلة المولية لـKOH = ٥٦غ/مول، لـــو٥= ٠,٧

الإجابة:

$$[H_3O^+] = ١٠^{-pH}$$

$$= ١٠^{-١٢,٣} = ١٠^{(-١٣+١٢,٣)-١٣} = ٠,٧\times١٠^{-١٣} = ٥\times١٠^{-١٣}\text{ مول/لتر}$$

$$[OH^-] = \frac{K_W}{[H_3O^+]} = \frac{١\times١٠^{-١٤}}{٥\times١٠^{-١٣}} = ٠,٠٢\text{مول/لتر.}$$

$$[KOH] = [OH^-] = ٠,٠٢\text{ مول/لتر}$$

$$[KOH] = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم(لتر)}} \Leftarrow \text{عددالمولات} = [KOH] \times \text{الحجم} = ٠,٠٢\times١ = ٠,٠٢\text{مول}$$

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}} \Leftarrow \text{الكتلة} = \text{عددالمولات}\times\text{الكتلة المولية} = ٠,٠٢\times٥٦$$
$$= ١,١٢\text{غ}$$

تطبيقات حياتية

لنبات القرطاسيا أزهار متعددة الألوان تتغير بتغير درجة حموضة التربة التي تنبت فيها كما يلي:

١- التربة الحمضية (pH < ٦): يكون لونها أزرق ، لأنها تستطيع أن تمتص الالمنيوم.
٢- التربة القاعدية (pH > ٧): يكون لونها زهري ، لأنها لا تستطيع أن تمتص الالمنيوم.

كيف يمكننا أن نتحكم في الرقم الهيدروجيني للتربة ؟؟؟؟

١- إضافة كربونات الكالسيوم(الكلس): حيث تعمل على رفع الرقم الهيدروجيني للتربة؛ فتزداد القاعدية للتربة فنحصل على نبات بلون الزهري.
٢- إضافة كبريتات الالمنيوم والقليل من الخل مع ماء الري: فتعمل على تقليل الرقم الهيدروجيني للتربة؛ فتزداد الحامضية للتربة، وبذلك نحصل على نبات بلون الأزرق.

☺ سؤال: لون نبات القرطاسيا في التربة الحمضية أزرق. فسر ذلك؟

للإجابة مساحة

☺ سؤال: نحصل على نبات قرطاسيا لونه زهري بإضافة الكلس. فسر ذلك؟

للإجابة مساحة

الاتزان في محاليل الحموض والقواعد الضعيفة

Acid-Base Equilibria

النتاجات المتوقعة منك، عزيزي الطالب وهي:

١- توضَح مفهوم كل من الملح، والتميّه، والأيون المشترك، والمحلول المنظم.

٢- تجري حسابات تتعلق بالاتزان في المحاليل المائية للحموض والقواعد الضعيفة.

٣- تميّز بين الذوبان والتميه.

٤- تفسر التأثير الحمضي أو القاعدي لمحاليل الأملاح.

٥- توظّف مهاراتك الرياضية في الحسابات المتعلقة بتأثير الأيون المشترك، والمحلول المنظم.

٦- تفسّر آلية عمل المحلول المنظم، وتقدر أهميته في الحياة.

أولاً

الاتزان في محاليل الحموض الضعيفة

- تعرفنا في الفصل السابق أن الحموض تقسم إلى قسمين:

١- حموض قوية: تتأين كلياً في الماء، ويكون تفاعلها غير منعكس.

٢- حموض ضعيفة: تتأين جزئياً في الماء، ويكون تفاعلها منعكساً.

كما عرفنا ايضاً أن تركيز الحمض القوي يساوي تركيز أيون الهيدرونيوم

$$[H_3O^+] = [\text{الحمض القوي}]$$

والسؤال الان كيف نحسب تركيز الحمض الضعيف.

يتأين الحمض الضعيف وفقاً للمعادلة الآتية:

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

حمض — قاعدة — حمض مرافق — قاعدة مرافقة

حيث يعبَّر عن ثابت الاتزان **(K_c)** لهذا التفاعل كالتالي:

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

وبما أن الماء يتأين بدرجة ضعيفة جداً، يمكن اعتبار تركيزه ثابت، ومع دمج هذا الثابت مع **(K_c)** يصبح الرمز للثابت الجديد **(K_a)** ويسمى **بثابت تأين الحمض الضعيف**، ويعبر عنه كما يلي:

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

من خلال هذه العلاقة نستنتج:

كلما زادت قيمة (K_a) زادت قوة الحمض وقلت قوة القاعدة المرافقة وزادت القدرة على تكوين أيون H_3O^+ وبالتالي يزداد $[H_3O^+]$ وقلت قيمة pH .

يبين الجدول الآتي قيم ثابت التأين(K_a) لبعض الحموض الضعيفة

اسم الحمض	صيغة الحمض	K_a
حمض الكبريتيت	H_2SO_3	$١,٥ \times ١٠^{-٣}$
حمض الهيدروفلوريك	HF	$٧,٢ \times ١٠^{-٤}$
حمض النيتريت	HNO_2	٤×١٠^{-٤}
حمض الميثانويك	HCOOH	$١,٧ \times ١٠^{-٤}$
حمض البنزويك	C_6H_5COOH	$٦,٥ \times ١٠^{-٥}$
حمض الإيثانويك	CH_3COOH	$١,٨ \times ١٠^{-٥}$
حمض الكربونيك	H_2CO_3	$٤,٣ \times ١٠^{-٧}$
حمض الهيبوكلوريت	HOCl	$٣,٥ \times ١٠^{-٨}$
حمض الهيدروسيانيك	HCN	$٦,٢ \times ١٠^{-١٠}$

مثال يبين الجدول الآتي، مجموعة من الحموض الضعيفة وقيم K_a لها، ادرسه جيدا ثم أجب عما يليه:

صيغة الحمض	K_a
HCN	$٦,٢ \times ١٠^{-١٠}$
H_2CO_3	$٤,٣ \times ١٠^{-٧}$
HF	$٧,٢ \times ١٠^{-٤}$
HNO_2	٤×١٠^{-٤}

١- اكتب صيغة القاعدة المرافقة لكل من هذه الحموض؟
٢- رتب الحموض في الجدول حسب قوتها؟
٣- اكتب صيغة القاعدة المرافقة الأضعف؟ وصيغة الحمض الأضعف؟
٤- أي الحمضين الآتيين (HF ,HCN) لها أعلى قيمة pH ؟
٥- أي محاليل الحموض تركيز OH^- فيه أقل؟

الحل:

١- $CN^- / HCO_3^- / F^- / NO_2^-$
٢- نبدأ من أعلى K_a $(HF > HNO_2 > H_2CO_3 > HCN)$
٣- القاعدة المرافقة الأضعف يكون حمضها الأقوى أي أعلى K_a وهي F^-
الحمض الأضعف يمتلك أقل قيمة K_a وهو HCN
٤- الحمض الذي له أعلى قيمة pH يمتلك أقل قيمة K_a وهو HCN
٥- الحمض الذي له أقل $[OH^-]$ يمتلك أعلى K_a وهو HF

☺ سؤال: يبين الجدول الآتي، مجموعة من الحموض الضعيفة وقيم K_a لها، ادرسه جيدا ثم أجب عما يليه:

الحمض	K_a
HA	1×10^{-6}
HB	1×10^{-9}
HC	1×10^{-3}
HD	1×10^{-1}

١- اكتب صيغة القاعدة المرافقة لكل هذه الحموض؟
٢- رتب هذه الحموض حسب قوتها؟
٣- اكتب صيغة الحمض الأضعف؟ وصيغة القاعدة المرافقة الأقوى؟
٤- أي الحمضيين الآتيين (HB, HD) له أقل قيمة pH ؟
٥- أي محاليل الحموض تركيز OH^- فيه أعلى؟

مساحة للإجابة

علاء بدارنة

حساب الرقم الهيدروجيني (pH) لمحاليل الحموض الضعيفة

أولاً: نكتب معادلة تأين الحمض في الماء.

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

ثانياً: نقوم بكتابة التغير في التراكيز لكل مادة (ماعدا الماء) في بداية التفاعل، والتغير خلال التفاعل، حتى الوصول إلى حالة الاتزان.

HA	+	H_2O	⇌	A^-	+	H_3O^+	
ص				صفر		صفر	التركيز عند البداية
− س				+ س		+ س	التغير في التركيز
ص − س				س		س	التركيزعند الاتزان

ثالثاً: نقوم بكتابة قانون ثابت التأين للحمض الضعيف، ومن ثم بتعويض القيم المعطاة، وحساب $[H_3O^+]$

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

رابعاً: نقوم بتعويض قيمة $[H_3O^+]$ في قانون الرقم الهيدروجيني.

$$pH = - \text{لـــو } [H_3O^+]$$

بما ان المحلول حمضي فيجب أن
تكون قيمة pH أقل من ٧

مثال احسب قيمة pH لمحلول حمض HF تركيزه ٠,٠٢ مول/لتر.

" علماً ان K_a = ٢×١٠$^{-٤}$ ، لـــو٢ = ٠,٣ "

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

التركيز عند البداية	صفر	صفر	ــــ	٠,٠٢
التغير في التركيز	+س	+س	ــــ	-س
التركيز عند الاتزان	س	س	ــــ	٠,٠٢-س

نلاحظ أن $[F^-] = [H_3O^+]$ = س

$[HF]$ = ٠,٠٢ – س ← تهمل لأن قيمتها صغيرة جداً

بسبب صغر قيمة K_a للحمض، فإن قيمة س تكون صغيرة جداً، فيمكن إهمالها في عمليتي الجمع والطرح وعليه يكون :

$[HF]_{\text{عند الاتزان}} = [HF]_{\text{الابتدائي}}$ = ٠,٠٢ مول/لتر.

نقوم بالتعويض في قانون ثابت تأين الحمض الضعيف على النحو الاتي:

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

$$٢\times١٠^{-٤} = \frac{س^٢}{٠,٠٢}$$

$$س^٢ = ٢\times١٠^{-٤} \times ٢\times١٠^{-٢}$$

$$س^٢ = ٤\times١٠^{-٦}$$

وبأخذ الجذر التربيعي س = ٢×١٠$^{-٣}$ مول/لتر ← $[H_3O^+]$ = س

في النهاية نقوم بتعويض قيمة $[H_3O^+]$ في قانون الرقم الهيدروجيني

$$pH = - \text{لـــو } [H_3O^+]$$

$$= - \text{لـو } ٢\times١٠^{-٣}$$

$$= - (\text{لـو}٢ + \text{لـو}١٠^{-٣})$$

$$= ٣ - \text{لـو}٢ = ٣ - ٠,٣ = ٢,٧$$

لاحظ أن قيمة pH المحسوبة أقل من ٧ لأن المحلول حمضي

☺ سؤال: احسب قيمة pH لمحلول حمض HCN تركيزه ٠,٠٠٠٦ مول/لتر .
(علماً أن قيمة K_a = ٦×١٠$^{-١٠}$ ، لــو٦ = ٠,٧٨)

مساحة للإجابة

☺ سؤال: احسب قيمة pH لمحلول حمض الإيثانويك CH_3COOH تركيزه ٠,٠٠٢ مول/لتر
(علماً أن قيمة K_a = ٢×١٠$^{-٥}$ ، لــو٢ = ٠,٣)

مساحة للإجابة

علاء بدارنة

حساب قيمة K_a بمعرفة الرقم الهيدروجيني (pH) لمحاليل الحموض الضعيفة

أولاً: نكتب معادلة تأين الحمض في الماء.

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

ثانياً: نحسب $[H_3O^+]$ من قانون الرقم الهيدروجيني على النحو:

$$[H_3O^+] = ١٠^{-pH}$$

حيث $[A^-] = [H_3O^+]$

ثالثاً: نقوم بكتابة قانون ثابت التأين للحمض الضعيف، ومن ثم بتعويض القيم المعطاة، وحساب K_a

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

مثال محلول حمض ضعيف (HX) تركيزه ٠,٤ مول/لتر ، ورقمه الهيدروجيني ٤، احسب قيمة K_a لهذا المحلول؟

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

$$[H_3O^+] = ١٠^{-pH}$$

$$[H_3O^+] = ١٠^{-٤}$$

$$[H_3O^+] = [X^-] = ١ \times ١٠^{-٤}$$

$$\frac{[X^-][H_3O^+]}{[HX]} = \frac{١ \times ١٠^{-٤} \times ١ \times ١٠^{-٤}}{٤ \times ١٠^{-١}} = K_a$$

$$= ٢,٥ \times ١٠^{-٨}$$

مثال محلول حمض ضعيف (H_2CO_3) تركيزه ٠,٠٠٩ مول/لتر، ورقمه الهيدروجيني ٤,٢، احسب قيمة K_a لهذا المحلول. (علماً أن لـــو٦,٣ =٠,٨)

$$H_2CO_{3\,(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)}$$

$$[H_3O^+] = ١٠^{-pH}$$

$$[H_3O^+] = ١٠^{-٤,٢}$$

$$[H_3O^+] = ١٠^{-(٥+٤,٢)} = ١٠^{-٠,٨} \times ١٠^{-٥} = ٦,٣ \times ١٠^{-٥}$$ مول/لتر.

$$[H_3O^+] = [HCO_3^-] = ٦,٣ \times ١٠^{-٥}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = \frac{٦,٣ \times ١٠^{-٥} \times ٦,٣ \times ١٠^{-٥}}{٩ \times ١٠^{-٣}}$$

$$= ٤,٤ \times ١٠^{-٧}$$

☺ سؤال: احسب قيمة K_a لمحلول حمض الإيثانويك CH_3COOH تركيزه ٠,٣ مول/لتر، وقيمة pH له تساوي ٢,٨٨. (علماً أن لـــو١,٣٢ =٠,١٢)

مساحة للإجابة

سؤال صفحة ٣٢ ..

❖ بالرجوع الى جدول قيم ثابت تأين الحموض الضعيفة أجب عن الأسئلة الآتية:

◄ احسب قيمة الرقم الهيدروجيني لمحلول HF الذي تركيزه ٠,٢ مول/لتر. لـو١,٢ = ٠,٠٨.

◄ احسب تركيز محلول حمض HNO_2 الذي رقمه الهيدروجيني ٢,٤، علماً بأن لـو ٤=٠,٦.

◄ احسب قيمة Ka لمحلول الحمض الضعيف HZ الذي تركيزه ٠,٢ مول/لتر، ورقمه الهيدروجيني يساوي ٤.

الإجابة: ◄ يتأين حمض HF في الماء كما في المعادلة الآتية:

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

	HF	H_2O	H_3O^+	F^-
التركيز عند البداية	٠,٢	—	صفر	صفر
التغير في التركيز	-س	—	+س	+س
التركيز عند الاتزان	٠,٢ - س	—	س	س

$[H_3O^+] = [F^-] =$ س

$[HF] =$ ٠,٠٢ – س ← تهمل لأن قيمتها صغيرة جداً

$[HF]$ عند الاتزان $=$ $[HF]$ الابتدائي $=$ ٠,٠٢ مول/لتر.

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

$$\frac{س^2}{٠,٠٢} = ٧,٢ \times ١٠^{-٤}$$

$$س^2 = ٧,٢ \times ١٠^{-٤} \times ٢ \times ١٠^{-١}$$

$$س^2 = ١,٤٤ \times ١٠^{-٤}$$

وبأخذ الجذر التربيعي س $= ١,٢ \times ١٠^{-٢}$ مول/لتر ← س $= [H_3O^+]$

في النهاية نقوم بتعويض قيمة $[H_3O^+]$ في قانون الرقم الهيدروجيني

$$pH = - \text{لـو} [H_3O^+]$$

$$= - \text{لـو} ١,٢ \times ١٠^{-٢}$$

$$= - (\text{لـو}١,٢ + \text{لـو}١٠^{-٢})$$

$$= ٢ - \text{لـو}١,٢ = ٢ - ٠,٨ = ١,٩٢$$

◄لحساب $[HNO_2]$ نحسب أولاً $[H_3O^+]$ من خلال pH كما يلي :

$$[H_3O^+] = ١٠^{-pH}$$

$$[H_3O^+] = ١٠^{-٢,٤}$$

$$[H_3O^+] = ١٠^{-(٣+٢,٤)} = ١٠^{٠,٦} \times ١٠^{-٣} = ٤ \times ١٠^{-٣}$$ مول/لتر.

$$[H_3O^+] = [NO_2^-] = ٤ \times ١٠^{-٣}$$

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

$$٤ \times ١٠^{-٤} = \frac{٤ \times ١٠^{-٣} \times ٤ \times ١٠^{-٣}}{[HNO_2]}$$ $[HNO_2] =$ ٠,٠٤مول/لتر

◄لحساب قيمة K_a نحسب أولاً $[H_3O^+]$ من خلال pH كما يلي :

$$[H_3O^+] = ١٠^{-pH}$$

$$[H_3O^+] = ١٠^{-٤}$$

$$[Z^-] = [H_3O^+] = ١ \times ١٠^{-٤}$$

$$K_a = \frac{[Z^-][H_3O^+]}{[HZ]} = \frac{١ \times ١٠^{-٤} \times ١ \times ١٠^{-٤}}{٢ \times ١٠^{-١}}$$

$$= ٥ \times ١٠^{-٨}$$

سؤال (٧) صفحة ٥٢ ..

احسب قيمة pH لمحلول حمض HX تركيزه ٠,٢مول/لتر. علماً بأن $K_a = ٢ \times ١٠^{-٥}$.

الإجابة: $[X^-] = [H_3O^+]$

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

$$٢ \times ١٠^{-٥} = \frac{س^٢}{٠,٢}$$

$س^٢ = ٤ \times ١٠^{-٦}$ ⟵ $[H_3O^+] =$ س $= ٢ \times ١٠^{-٣}$ مول/لتر

$pH = -$ لـو $[H_3O^+] = -$ لـو $٢ \times ١٠^{-٣} = ٣ -$ لـو٢ $= ٣ - ٠,٣ = ٢,٧$

ثانياً
الاتزان في محاليل القواعد الضعيفة

- **كما تعرفنا في الفصل السابق أن القواعد تقسم إلى قسمين:**

١- قواعد قوية: تتأين كلياً في الماء، ويكون تفاعلها غير منعكس.

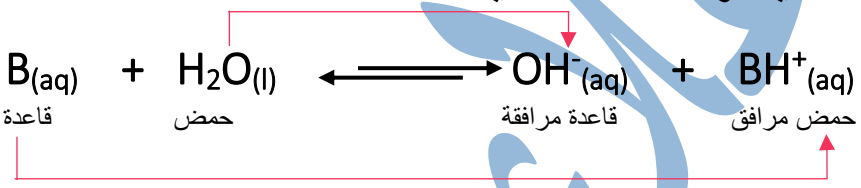
٢- قواعد ضعيفة: تتأين جزئياً في الماء، ويكون تفاعلها منعكساً.

كما عرفنا ايضاً أن تركيز القاعدة القوية يساوي تركيز أيون الهيدروكسيد

$$[OH^-] = [\text{القاعدة القوية}]$$

والسؤال الان كيف نحسب تركيز القاعدة الضعيفة.

تتأين القاعدة الضعيفة وفقاً للمعادلة الآتية:



حيث يعبَّر عن ثابت الاتزان **(K_c)** لهذا التفاعل كالتالي:

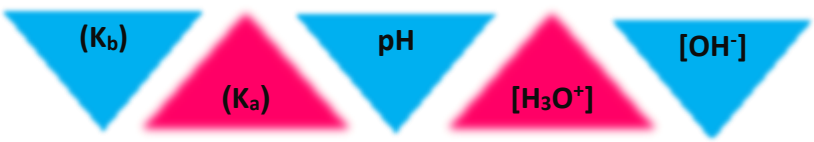
$$\frac{[OH^-][BH^+]}{[B][H_2O]} = K_c$$

وبما أن الماء يتأين بدرجة ضعيفة جداً، يمكن اعتبار تركيزه ثابت، ومع دمج هذا الثابت مع **(K_c)** يصبح الرمز للثابت الجديد **(K_b)** ويسمى **بثابت تأين القاعدة الضعيفة**، ويعبر عنه كما يلي:

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

من خلال هذه العلاقة نستنتج:

كلما زادت قيمة (K_b) زادت قوة القاعدة وقلت قوة الحمض المرافق وزادت القدرة على تكوين أيون OH^- وبالتالي يزداد $[OH^-]$ وزادت قيمة pH .



يبين الجدول الآتي قيم ثابت التأين(K_b) لبعض القواعد الضعيفة

اسم القاعدة	الصيغة القاعدة	K_b
إيثيل أمين	$C_2H_5NH_2$	$٥,٦ \times ١٠^{-٤}$
ميثيل أمين	CH_3NH_2	$٤,٤ \times ١٠^{-٤}$
أمونيا	NH_3	$١,٨ \times ١٠^{-٥}$
هيدرازين	N_2H_4	$١,٣ \times ١٠^{-٦}$
بيريدين	C_5H_5N	$١,٧ \times ١٠^{-٩}$
أنيلين	$C_6H_5NH_2$	$٣,٨ \times ١٠^{-١٠}$

مثال يبين الجدول الآتي، مجموعة من القواعد الضعيفة وقيم K_b لها، ادرسه جيدا ثم أجب عما يليه:

صيغة القاعدة	K_b
NH_3	$١,٨ \times ١٠^{-٥}$
C_5H_5N	$١,٧ \times ١٠^{-٩}$
CH_3NH_2	$٤,٤ \times ١٠^{-٤}$
N_2H_4	$١,٣ \times ١٠^{-٦}$

١- اكتب صيغة الحمض المرافق لكل من هذه القواعد؟
٢- رتب القواعد في الجدول حسب قوتها؟
٣- اكتب صيغة الحمض المرافق الأضعف؟ وصيغة القاعدة الأضعف؟
٤- أي القاعدتين الآتيين (N_2H_4،NH_3) لها أعلى قيمة pH ؟
٥- أي محاليل القواعد تركيز H_3O^+ فيه أقل؟

الحل:

١- $N_2H_5^+$/ $CH_3NH_3^+$/ $C_5H_5NH^+$ / NH_4^+
٢- نبدأ من أعلى K_b ($C_5H_5N < N_2H_4 < NH_3 < CH_3NH_2$)
٣- الحمض المرافق الأضعف تكون قاعدته الأقوى أي أعلى K_b وهي $CH_3NH_3^+$
القاعدة الأضعف تمتلك أقل قيمة K_b وهي C_5H_5N
٤- القاعدة التي لها أعلى قيمة pH تمتلك أعلى قيمة K_b وهي NH_3
٥- القاعدة التي لها أقل $[H_3O^+]$ تمتلك أعلى K_b وهي CH_3NH_2

☺ سؤال: يبين الجدول الآتي، مجموعة من القواعد الضعيفة وقيم K_b لها، ادرسه جيدا ثم أجب عما يليه:

القاعدة	K_b
A^-	1×10^{-6}
B^-	1×10^{-9}
C^-	1×10^{-3}
D^-	1×10^{-1}

١- اكتب صيغة الحمض المرافق لكل من هذه القواعد؟
٢- رتب هذه القواعد حسب قوتها؟
٣- اكتب صيغة القاعدة الأضعف؟ وصيغة الحمض المرافق الأقوى؟
٤- أي القاعدتين الآتيين (B^- , D^-) له أقل قيمة pH ؟
٥- أي محاليل القواعد تركيز H_3O^+ فيه أعلى؟

مساحة للإجابة

علاء بدارنة

حساب الرقم الهيدروجيني (pH) لمحاليل القواعد الضعيفة

أولاً: نكتب معادلة تأين القاعدة في الماء.

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

ثانياً: نقوم بكتابة التغير في التراكيز لكل مادة (ماعدا الماء) في بداية التفاعل، والتغير خلال التفاعل ، حتى الوصول إلى حالة الاتزان.

B	+	H_2O	$\rightleftharpoons$	BH^+	+	OH^-	
ص				صفر		صفر	قبل الاتزان
ص – س				س		س	عند الاتزان

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

ثالثاً: نقوم بكتابة قانون ثابت التأين للقاعدة الضعيفة، ومن ثم بتعويض القيم المعطاة، وحساب $[OH^-]$

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

رابعاً: نقوم بحساب تركيز H_3O^+ من خلال قانون ثابت تأين الماء.

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

خامساً: نقوم بتعويض قيمة $[H_3O^+]$ في قانون الرقم الهيدروجيني.

$$pH = - \text{لـــو } [H_3O^+]$$

بما ان المحلول قاعدي فيجب أن
تكون قيمة pH أكبر من ٧

مثال احسب قيمة pH لمحلول قاعدة B تركيزه ٠,٠٢ مول/لتر.

" علماً ان K_b = ٢×١٠$^{-٦}$ ، لـــو ٥ = ٠,٧ "

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

التركيز عند البداية	صفر	صفر	ـــ	٠,٠٢
التغير في التركيز	+س	+س	ـــ	-س
التركيز عند الاتزان	س	س	ـــ	٠,٠٢-س

نلاحظ أن [OH^-] = [BH^+] = س

[B] = ٠,٠٢ – س ← تهمل لأن قيمتها صغيرة جداً

بسبب صغر قيمة K_b للقاعدة، فإن قيمة س تكون صغيرة جداً ، فيمكن إهمالها في عمليتي الجمع والطرح وعليه يكون :

[B]عند الاتزان = [B]الابتدائي = ٠,٠٢ مول/لتر.

نقوم بالتعويض في قانون ثابت تأين القاعدة الضعيفة على النحو الاتي:

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

$$\frac{س^٢}{٠,٠٢} = ٢\times١٠^{-٦}$$

$$س^٢ = ٢\times١٠^{-٦} \times ٢\times١٠^{-٢}$$

$$س^٢ = ٤\times١٠^{-٨}$$

وبأخذ الجذر التربيعي س = ٢×١٠$^{-٤}$ مول/لتر ← س = [OH^-]

نقوم الان بإيجاد [H_3O^+] من خلال:

$$[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{١\times١٠^{-١٤}}{٢\times١٠^{-٤}} = ٥\times١٠^{-١١}$$ مول/لتر.

في النهاية نقوم بتعويض قيمة [H_3O^+] في قانون الرقم الهيدروجيني

pH = - لـــو [H_3O^+]

= - لـو ٥×١٠$^{-١١}$

= ١١ – لـو٥ = ١١ – ٠,٧ = ١٠,٣

لاحظ أن قيمة pH المحسوبة أكبر من ٧ لأن المحلول قاعدي

☺ سؤال: احسب قيمة pH لمحلول قاعدة H_2N_4 تركيزه ٠,٠٤ مول/لتر .
(علماً أن قيمة K_b = ١×١٠$^{-٦}$)

مساحة للإجابة

☺ سؤال: احسب قيمة pH لمحلول قاعدة NH_3 تركيزه ٠,٠٠٢ مول/لتر
(علماً أن قيمة K_b = ٢×١٠$^{-٥}$ ، لـــو ٥ = ٠,٧)

مساحة للإجابة

علاء بدارنة

حساب قيمة K_b بمعرفة الرقم الهيدروجيني (pH) لمحاليل القواعد الضعيفة

أولاً: نكتب معادلة تأين القاعدة في الماء.

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

ثانياً: نحسب $[H_3O^+]$ من قانون الرقم الهيدروجيني على النحو:

$$[H_3O^+] = ١٠^{-pH}$$

ثالثاً: نحسب $[OH^-]$ من قانون ثابت تأين الماء

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

رابعاً: نقوم بكتابة قانون ثابت التأين للقاعدة الضعيفة، ومن ثم بتعويض القيم المعطاة، وحساب K_b

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

مثال محلول قاعدة ضعيفة (X) تركيزه ٠,٤ مول/لتر ، ورقمه الهيدروجيني ٨، احسب قيمة K_b لهذا المحلول؟

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

$$[H_3O^+] = ١٠^{-pH}$$

$$[H_3O^+] = ١٠^{-٨}$$

$$[OH^-] = \frac{K_W}{[H_3O^+]} = \frac{١٠^{-١٤} \times ١}{١٠^{-٨} \times ١} = ١٠^{-٦} \times ١ \text{ مول/لتر.}$$

$$K_b = \frac{[OH^-][XH^+]}{[X]} = \frac{١٠^{-٦} \times ١ \times ١٠^{-٦} \times ١}{١٠^{-١} \times ٤}$$

$$= ٢,٥ \times ١٠^{-١٢}$$

مثال محلول قاعدة ضعيفة (NH_3) تركيزه ٠,٠٠٩ مول/لتر ، ورقمه الهيدروجيني ٨,٢، احسب قيمة K_b لهذا المحلول. (علماً أن لـــو٦,٣ =٠,٨)

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

$$[H_3O^+] = ١٠^{-pH}$$

$$[H_3O^+] = ١٠^{-٨,٢}$$

$$[H_3O^+] = ١٠^{-(٩+٨,٢)} = ١٠^{-٩} \times ٠,٨١٠ = ٦,٣ \times ١٠^{-٩}$$ مول/لتر.

$$[OH^-] = \frac{K_W}{[H_3O^+]} = \frac{١٠^{-١٤} \times ١}{٦,٣ \times ١٠^{-٩}} = ١,٦ \times ١٠^{-٦}$$ مول/لتر.

$$K_b = \frac{[OH^-][NH_4^+]}{[NH_3]} = \frac{١,٦ \times ١٠^{-٦} \times ١,٦ \times ١٠^{-٦}}{٩ \times ١٠^{-٣}}$$

$$= ٢,٨٤ \times ١٠^{-١٠}$$

☺ سؤال: احسب قيمة K_a لمحلول حمض الإيثانويك CH_3COOH تركيزه ٠,٣ مول/لتر، وقيمة pH له تساوي ٢,٨٨. (علماً أن لـــو١,٣٢ =٠,١٢)

مساحة للإجابة

أسئلة المحتوى وإجاباتها

سؤال صفحة ٣٣ ..

❖ بالرجوع الى جدول قيم ثابت تأين القواعد الضعيفة أجب عن الأسئلة الآتية:

◄ أيهما أقوى: القاعدة NH_3 أم القاعدة N_2H_4؟

◄ اكتب صيغة الحمض المرافق الأضعف في الجدول.

◄ حدد الأزواج المترافقة في محلول القاعدة الأضعف.

◄ أي المحلولين يكون تركيز OH^- فيه أعلى: محلول الأمونيا NH_3 ، أم محلول البيريدين C_5H_5N ، إذا كان لهما التركيز نفسه؟

◄ أي المحلولين رقمه الهيدروجيني أقل: أهو محلول ميثيل أمين، أم محلول الهيدرازين، إذا كان لهما التركيز نفسه؟

الإجابة:

◄ القاعدة الأقوى هي: القاعدة NH_3 .

◄ الحمض المرافق الأضعف في الجدول هو $C_2H_5NH_3^+$.

◄ الأزواج المترافقة في محلول القاعدة الأضعف:

زوج مترافق

$$\underset{\text{قاعدة}}{C_6H_5NH_2} + \underset{\text{حمض}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{حمض مرافق}}{C_6H_5NH_3^+} + \underset{\text{قاعدة مرافقة}}{OH^-}$$

زوج مترافق

◄ المحلول الذي يكون فيه تركيز OH^- أعلى، هو: محلول الأمونيا NH_3.

◄ المحلول الذي له رقم هيدروجيني أقل هو: محلول الهيدرازين.

سؤال صفحة ٣٥ ..

كم غراماً من الهيدرازين N_2H_4 يلزم لتحضير محلول حجمه ٠,٢ لتراً ، ورقمه الهيدروجيني ١٠,٨، علماً بإن K_b للهيدرازين = $١,٣ \times ١٠^{-٦}$ ، والكتلة المولية له = ٣٢غ/مول، و لـــو١,٦=٠,٢

الإجابة:

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

يتبع الإجابة.....

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

$$[H_3O^+] = 10^{-10,8}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-(11+10,8)} = 0,210 \times 10^{-11} = 1,6 \times 10^{-11} \text{ مول/لتر.}$$

$$[OH^-] = \frac{K_W}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1,6 \times 10^{-11}} = 6 \times 10^{-4} \text{ مول/لتر.}$$

$$[OH^-] = [N_2H_4] = 6 \times 10^{-4} \text{ مول/لتر.}$$

$$[N_2H_4] = \frac{[OH^-][N_2H_5^+]}{K_b} = \frac{6 \times 10^{-4} \times 6 \times 10^{-4}}{1,3 \times 10^{-6}}$$

$$= 0,28 \text{ مول/لتر.}$$

عددالمولات = التركيز × الحجم

$$= 0,28 \times 0,2 = 0,056 \text{ مول}$$

الكتلة = عدد المولات × الكتلة المولية

$$= 0,056 \times 32 = 1,792 \text{ غ}$$

ثالثاً
الخواص الحمضية والقاعدية لمحاليل الأملاح

يتكون الملح من تعادل الحمض مع القاعدة

الحمض القوي + القاعدة القوية ⟵ ملح متعادل

الحمض القوي + القاعدة الضعيفة ⟵ ملح حمضي

الحمض الضعيف + القاعدة القوية ⟵ ملح قاعدي

أمثلة

$$HBr + KOH \rightleftharpoons KBr + H_2O$$
حمض قوي — قاعدة قوية — ملح متعادل

$$HF + NaOH \rightleftharpoons NaF + H_2O$$
حمض ضعيف — قاعدة قوية — ملح قاعدي

$$HNO_3 + NH_3 \rightleftharpoons NH_4NO_3$$
حمض قوي — قاعدة ضعيفة — ملح حمضي

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

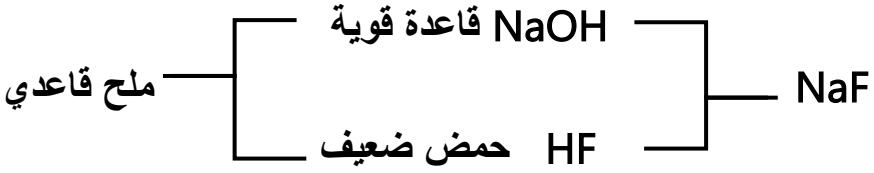
وهذا ما يعرف ***بالتميه***

☺ سؤال: ما الفرق بين عملية التميه والذوبان ؟؟؟

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

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

الأملاح القاعدية



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

Na^+ مصدرها القاعدة القوية NaOH فلا تتفاعل مع الماء

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

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

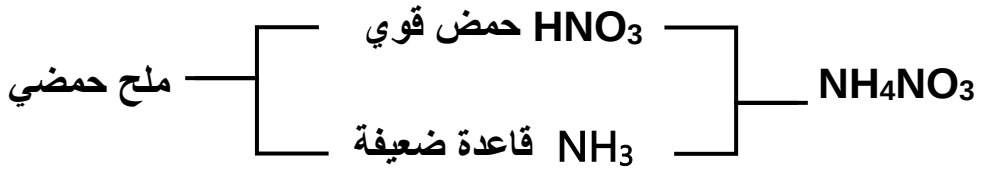
نلاحظ تكون الحمض HF وأيونات OH^- التي تزداد في المحلول مسببه زيادة في قاعديته ، وبالتالي زيادة في الرقم الهيدروجيني ليصبح اكبر من ٧.

أمثلة على الاملاح القاعدية:

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

عزيزي الطالب حاول تفسير سلوك هذه الأملاح كأملاح قاعدية مستعيناً بالمعادلات كما في المثال التوضيحي السابق

الأملاح الحمضية



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

NO_3^- مصدرها الحمض القوي HNO_3 فلا تتفاعل مع الماء

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

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

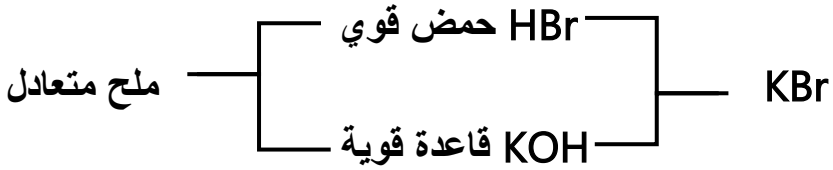
نلاحظ تكون القاعدة NH_3 وأيونات H_3O^+ التي تزداد في المحلول مسببه زيادة في حامضيته، وبالتالي نقصان في الرقم الهيدروجيني ليصبح اقل من ٧.

أمثلة على الاملاح الحمضية:

$(N_2H_5Br, NH_4Cl , CH_3NH_3I , N_2H_5Cl)$

عزيزي الطالب حاول تفسير سلوك هذه الأملاح كأملاح حمضية مستعيناً بالمعادلات كما في المثال التوضيحي السابق

الأملاح المتعادلة



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

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

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

وعلى ذلك يبقى الرقم الهيدروجيني للماء كما هو ٧ .

أمثلة على الاملاح المتعادلة:

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

عزيزي الطالب حاول تفسير سلوك هذه الأملاح كأملاح متعادلة مستعيناً بالمعادلات كما في المثال التوضيحي السابق

تذكر ☺ لا غنى عن حل أسئلة الكتاب ☺

سؤال صفحة ٣٨ ..

❖ **حدد طبيعة محاليل كل من الأملاح الآتية (حمضي، قاعدي، متعادل):**

KF ، $NaClO_4$ ، $CH_3CH_2NH_3Br$

❖ **فسر مستعيناً بمعادلات السلوك الحمضي أو القاعدي أو المتعادل لكل من الأملاح الآتية:**

N_2H_5Br, $LiCl$, CH_3COONa

❖ **أي الملحيين الآتيين يعد ذوبانه في الماء تميّها: C_5H_5NHCl , KI ؟**

الإجابة:

◄ **المحلول KF ذو طبيعة قاعدية**
المحلول $NaClO_4$ ذو طبيعة متعادلة
المحلول $CH_3CH_2NH_3Br$ ذو طبيعة حمضية

◄ ١) **CH_3COONa**

ملح قاعدي ← **قاعدة قوية $NaOH$**
حمض ضعيف CH_3COOH ← **CH_3COONa**

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

Na^+ مصدرها القاعدة القوية $NaOH$ فلا تتفاعل مع الماء

CH_3COO^- قاعدة مرافقة قوية نسبياً للحمض الضعيف CH_3COOH تتفاعل مع الماء كما في المعادلة:

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

نلاحظ تكون الحمض CH_3COOH وأيونات OH^- التي تزداد في المحلول مسببه زيادة في قاعديته ، وبالتالي زيادة في الرقم الهيدروجيني ليصبح اكبر من ٧. **لذلك يكون السلوك قاعدي.**

٢) **$LiCl$**

ملح متعادل ← **حمض قوي HCl**
قاعدة قوية $LiOH$ ← **$LiCl$**

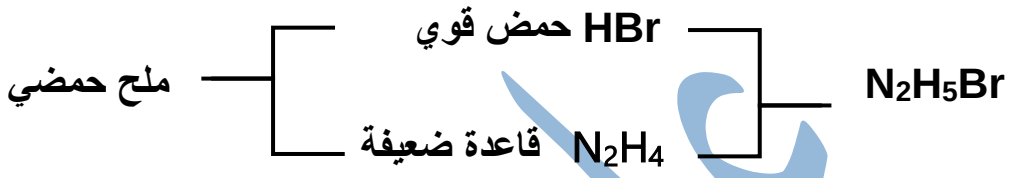
$$LiCl \xrightarrow{H_2O} Li^+ + Cl^-$$

Li^+ مصدرها القاعدة القوية **LiOH** فلا تتفاعل مع الماء

Cl^- قاعدة مرافقة ضعيفة نسبياً للحمض القوي **HCl** فلا تتفاعل مع الماء .

وعلى ذلك يبقى الرقم الهيدروجيني للماء كما هو ٧ **لذلك يكون الوسط متعادل**

٣) N_2H_5Br



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

Br^- مصدرها الحمض القوي **HBr** فلا تتفاعل مع الماء

$N_2H_5^+$ حمض مرافق قوي نسبياً للقاعدة الضعيفة N_2H_4 تتفاعل مع الماء كما في المعادلة:

$$N_2H_5^+ + H_2O \rightleftharpoons N_2H_4 + H_3O^+$$

نلاحظ تكون القاعدة N_2H_4 وأيونات H_3O^+ التي تزداد في المحلول مسببه زيادة في حامضيته، وبالتالي نقصان في الرقم الهيدروجيني ليصبح اقل من ٧ . لذلك يكون الوسط حمضي.

◄ **الملح الذي يعد ذوبانه في الماء تميّها هو: C_5H_5NHCl**

سؤال(١) صفحة٥٢ ..

وضح المقصود بكل مما يأتي:

الملح ، التميّه

الإجابة:

الملح: مادة أيونية تنتج من تفاعل حمض مع قاعدة.

التميّه: تفاعل أيونات الملح مع الماء لإنتاج OH^- وH_3O^+ أو كلاهما.

سؤال(٢) صفحة٥٢ ..

اكتب معادلة التأين لكل من الأملاح الآتية في الماء:

CH_3COONa ، KHS ، $NaBr$ ، NH_4Cl

الإجابة:

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

$$NaBr \xrightarrow{H_2O} Na^+ + Br^-$$

$$KHS \xrightarrow{H_2O} K^+ + HS^-$$

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

سؤال(٣) صفحة٥٢ ..

أي الأملاح الآتية يتميه في الماء، وأيها لا يتميه؟

CH_3COOK ، $LiCl$ ، $NaCN$ ، NH_4Cl

الإجابة:

الأملاح التي تتميّه هي: NH_4Cl ، $NaCN$ ، CH_3COOK

سؤال(٤) صفحة٥٢ ..

ما الحمض والقاعدة اللذان يكونان كلاً من الأملاح الآتية عند تفاعلهما؟

KI ، $HCOONa$ ، NH_4NO_3 ، $NaOCl$

الإجابة:

	الحمض والقاعدة المكونة له	
الملح	الحمض	القاعدة
KI	HI	KOH
$HCOONa$	$HCOOH$	$NaOH$
NH_4NO_3	HNO_3	NH_3
$NaOCl$	$HClO$	$NaOH$

سؤال(٥) صفحة٥٢ ..

صنف محاليل الأملاح الآتية إلى حمضية وقاعدية ومتعادلة:

$LiBr$ ، N_2H_5Cl ، KNO_3 ، $NaCN$ ، KNO_2

الإجابة:

حمضية (N_2H_5Cl) قاعدية (KNO_3 ، $NaCN$) متعادلة (KNO_2 ، $LiBr$)

سؤال(٦) صفحة٥٢ ..

اكتب معادلات كيميائية توضح السلوك الحمضي أو القاعدي لمحاليل الأملاح الآتية:

أ- CH_3NH_3Cl ب- C_6H_5COOK

الإجابة:

أ- $CH_3NH_3^+{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3NH_{2\,(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$

ب- $C_6H_5COO^-{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_6H_5COOH_{\,(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$

علاء بدارنة

رابعاً

تأثير الأيون المشترك

- درسنا سابقاً معادلة تأين الحمض الضعيف وهي:

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

فماذا يحدث لقيمة pH عند إضافة ملح هذا الحمض إليه؟

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

بالبداية نكتب معادلة تأين كل من الحمض الضعيف والملح:

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

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

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

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

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

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

$$[\text{الملح}] = [CH_3COO^-]$$

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

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

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

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

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

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

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

١- صيغة الأيون المشترك F^-

٢-
$$K_a = \frac{[F^-][H_3O^+]}{[HF]}$$

$$٧,٢\times١٠^{-٤} = \frac{س^٢}{٠,١} \leftarrow س^٢ = ٠,٧٢\times١٠^{-٤} \leftarrow س = ٠,٨٥\times١٠^{-٢}$$

$$س = [H_3O^+] = ٠,٨٥\times١٠^{-٢} \text{ مول/لتر}$$

٣- $pH = -لو[H_3O^+]$
$= -لو\ ٠,٨٥\times١٠^{-٢}$
$= ٢ - لو\ ٠,٨٥ = ٢ - (-٠,٠٧) = ٢,٠٧$

٤-
$$[H_3O^+] = \frac{[HF]K_a}{[F^-]} = \frac{٠,١\times٧,٢\times١٠^{-٤}}{٠,٤} = ١,٨\times١٠^{-٤} \text{ مول/لتر.}$$

تركيز الملح = عدد المولات / الحجم

٥- $pH = -لو[H_3O^+]$
$= -لو\ ١,٨\times١٠^{-٤}$
$= ٤ - لو١,٨ = ٤ - ٠,٢٦ = ٣,٧٤$

٦- $\Delta pH = ٣,٧٤ - ٢,٠٧ = ١,٦٧$

والان ...

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

نستذكر معادلة تأين القاعدة الضعيفة وهي:

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

تعلم من خلال المثال الاتي:

نأخذ محلول القاعدة الضعيفة NH_3 ونقوم بإضافة الملح NH_4Cl إلى محلول هذه القاعدة، فماذا سيحدث لقيمة pH؟

نكتب معادلة تأين كل من القاعدة الضعيفة، والملح:

$$NH_3 + H_3O^+ \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

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

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

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

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

$[NH_3] = [القاعدة]_{الابتدائي}$

$[NH_4^+] = [الملح]$

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

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

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

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

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

$$N_2H_4 + H_3O^+ \rightleftharpoons N_2H_5^+ + OH^-$$

$$N_2H_5Cl \xrightarrow{H_2O} N_2H_5^+ + Cl^-$$

١- صيغة الأيون المشترك $N_2H_5^+$

٢- نقوم بالتعويض في قانون ثابت تأين القاعدة الضعيفة على النحو الاتي:

$$\frac{[OH^-][N_2H_5^+]}{[N_2H_4]} = K_b$$

$$\frac{س^2}{٠,٠١} = ١,٣ \times ١٠^{-٦}$$

$$س^2 = ١,٣ \times ١٠^{-٨}$$

وبأخذ الجذر التربيعي س = ١,١٤×١٠$^{-٤}$ مول/لتر ⬅ س = $[OH^-]$

نقوم الان بإيجاد $[H_3O^+]$ من خلال:

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{١ \times ١٠^{-١٤}}{١,١٤ \times ١٠^{-٤}} = ٠,٨٨ \times ١٠^{-١٠}$$ مول/لتر.

٣- pH = - لـو $[H_3O^+]$

= - لـو ٠,٨٨×١٠$^{-١٠}$

= ١٠ – لـو٠,٨٨ = ١٠ – (-٠,٠٦) = ١٠,٠٦

٤-

$$[OH^-] = \frac{[N_2H_4]K_b}{[N_2H_5^+]} = \frac{١,٣\times١٠^{-٦}\times٠,٠١}{٠,٠٠١} = ١,٣\times١٠^{-٥}$$ مول/لتر.

نقوم الان بإيجاد $[H_3O^+]$ من خلال:

$$[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{١\times١٠^{-١٤}}{١,٣\times١٠^{-٥}} = ٠,٧٧\times١٠^{-٩}$$ مول/لتر

٥- pH = -لـــو$[H_3O^+]$

= -لـــو $٠,٧٧\times١٠^{-٩}$

= ٩ – لـــو٠,٧٧= ٩ – (-٠,١١) = ٩,١١

٦- Δ pH = ١٠,٠٦ – ٩,١١ = ٠,٩٥

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

نستنتج مما سبق ان:

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

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

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

"علماً أن Ka للحمض HF = ٧,٢×١٠$^{-٤}$ و لـــوه٨,٥=٠,٩٣ / لـــو٧,٢=٠,٨٦"

مساحة للإجابة

علاء بدارنة

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

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

مساحة للإجابة

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

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

مساحة للإجابة

سؤال صفحة ٤٢ ..

❖ وضح أثر إضافة الملح HCOONa على قيمة pH لمحلول حمضه الضعيف HCOOH ؟

❖ احسب قيمة pH لمحلول مكون من ٠,٢مول/لتر من حمض HNO_2، عند إضافة ٠,٣مول من الملح $NaNO_2$ إلى لتر من محلول حمض. علماً بأن K_a للحمض = ٤×١٠$^{-٤}$.

الإجابة:

◄ الفرع الأول

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

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

نلاحظ زيادة في أيونات $HCOO^-$ ، أي أن هذه الأيونات ستتفاعل مع أيونات H_3O^+ وتكوين الحمض HCOOH، وهذا يقلل من تركيز H_3O^+ في المحلول مما يؤدي إلى زيادة في الرقم الهيدروجيني pH للمحلول .

◄ الفرع الثاني

$[NaNO_2] = [NO_2^-]$ = ٠,٣مول/لتر

$$[H_3O^+] = \frac{[HNO_2]K_a}{[NO_2^-]} \Rightarrow [H_3O^+] = \frac{[\text{الحمض}]K_a}{[\text{الملح}]}$$

$$[H_3O^+] = \frac{٤\times١٠^{-٤} \times ٠,٢}{٠,٣} = ٢,٦٧\times١٠^{-٤}\text{مول/لتر}$$

pH = - لـــو$[H_3O^+]$

= - لـــو ٢,٦٧×١٠$^{-٤}$

= ٤ – لـــو٢,٦٧ = ٤ – ٠,٤٣ = ٣,٥٧

سؤال صفحة ٤٣ ..

❖ لديك لتر من محلول الهيدرازين N_2H_4 الذي تركيزه ٠,٢ مول/لتر، فإذا علمت أن:

K_b للهيدرازين = ١,٣ × ١٠$^{-٦}$ ، فأجب عن الأسئلة الآتية:

◄ احسب قيمة pH للمحلول.

◄ كم تصبح قيمة pH للمحلول عند إضافة ٠,٣ مول من الملح N_2H_4Cl إلى لتر منه.

الإجابة:

◄ **الفرع الأول**

$$N_2H_4 + H_3O^+ \rightleftharpoons N_2H_5^+ + OH^-$$

$$N_2H_5Cl \xrightarrow{H_2O} N_2H_5^+ + Cl^-$$

$$\frac{[OH^-][N_2H_5^+]}{[N_2H_4]} = K_b$$

$$\frac{س^2}{٠,٢} = ١,٣ \times ١٠^{-٦}$$

س = $[OH^-]$ = ١,٥ × ١٠$^{-٤}$ مول/لتر

$$[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{١ \times ١٠^{-١٤}}{١,٥ \times ١٠^{-٤}} = ١,٩٦ \times ١٠^{-١١}$$ مول/لتر.

pH = - لـو $[H_3O^+]$

= - لـو ١,٩٦ × ١٠$^{-١١}$

= ١١ – لـو١,٩٦ = ١١ – ٠,٢٩ = ١٠,٧١

◄ **الفرع الثاني**

$$[OH^-] = \frac{[N_2H_4]K_b}{[N_2H_5^+]} = \frac{٠,٢ \times ١,٣ \times ١٠^{-٦}}{٠,٣} = ٨,٧ \times ١٠^{-٧}$$ مول/لتر.

$$[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{١ \times ١٠^{-١٤}}{٨,٧ \times ١٠^{-٧}} = ١,١٥ \times ١٠^{-٨}$$ مول/لتر

pH = -لـــو$[H_3O^+]$ = -لـــو ١,١٥ × ١٠$^{-٨}$

= ٨ – لـــو١,١٥ = ٨ – ٠,٠٦ = ٧,٩٤

سؤال (١) صفحة٥٢ ..

وضح المقصود بكل مما يأتي: الأيون المشترك

الإجابة:

الأيون المشترك: أيون ينتج من تأين مادتين مختلفتين في محلول واحد (حمض ضعيف وملحه أو قاعدة ضعيفة وملحها)

سؤال (٩) صفحة٥٢ ..

كم غراماً من $NaNO_2$ يجب إضافتها إلى ١٠٠مل من محلول HNO_2 بتركيز ٠,١ مول/لتر لتعطي محلولاً له pH = ٤؟ علماً أن Ka للحمض HNO_2 = ٤×١٠$^{-٤}$ والكتلة المولية للملح $NaNO_2$ = ٦٩غ/مول.

الإجابة:

$$[H_3O^+] = ١٠^{-pH} = ١٠^{-٤}$$

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

$$[NO_2^-] = \frac{٠,١ \times ٤\times١٠^{-٤}}{١\times١٠^{-٤}} = ٠,٤ \text{ مول/لتر}$$

$$[NO_2^-] = [NaNO_2] = ٠,٤ \text{ مول/لتر}$$

عدد مولات $NaNO_2$ = التركيز × الحجم "لتر"

= ٠,٤ × ٠,١ = ٠,٠٤ مول

كتلة $NaNO_2$ = عدد مولات $NaNO_2$ × الكتلة المولية $NaNO_2$

= ٠,٠٤ × ٦٩ = ٢,٦٧ غ

خامساً

المحاليل المنظمة

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

وتقسم المحاليل المنظمة الى قسمين وهما:

١- محلول منظم حمضي:

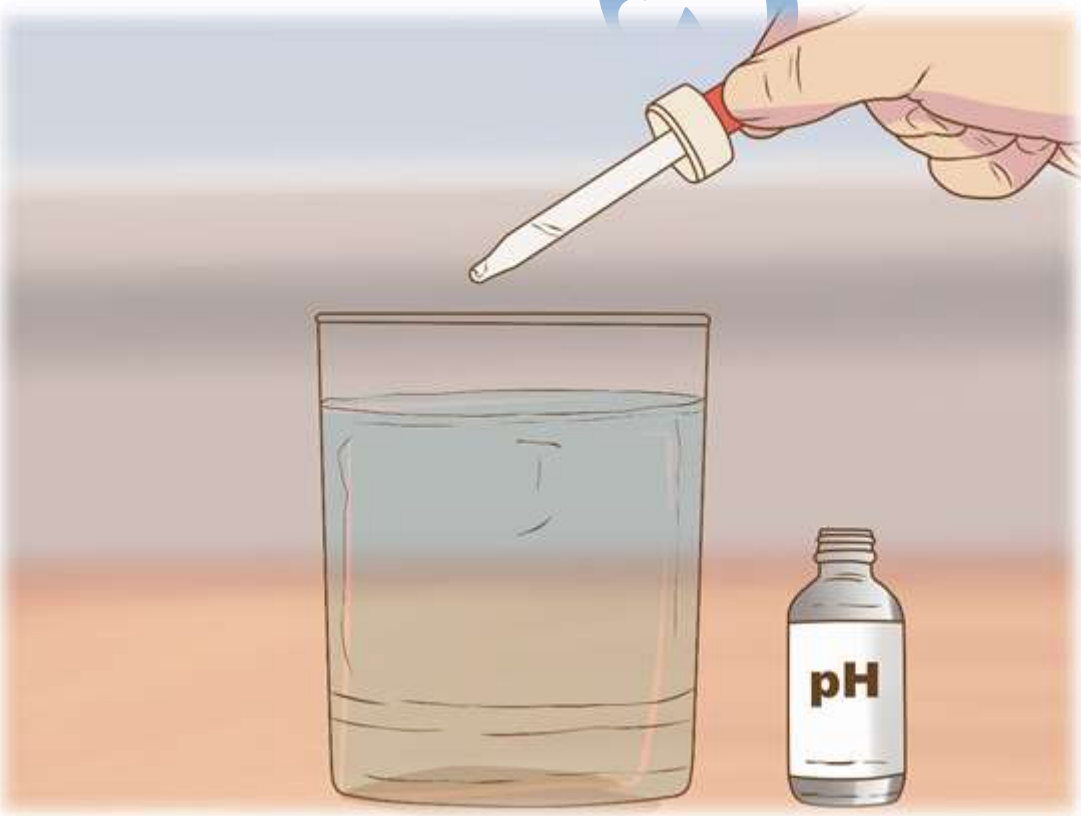
يتكون من حمض ضعيف وملحه أو حمض ضعيف وقاعدته المرافقة أو حمض ضعيف وأيونه المشترك السالب.

مثل: $HCOOH/HCOONa$ و $HNO_2/NaNO_2$

٢- محلول منظم قاعدي:

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

مثل: NH_3/NH_4Cl و N_2H_4/N_2H_5Br



عزيزي الطالب: لابد أنك تفكر الان بالسؤال:

كيف يقاوم المحلول المنظم التغير بالرقم الهيدروجيني ؟؟؟؟

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

❖ سنأخذ أربع حالات لتوضيح ذلك وهي:

١- محلول منظم حمضي عند إضافة حمض قوي.

مثال : (NaF/HF) عند إضافة HCl

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

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

وبهذا تركيز الحمض HF يزداد وتركيز القاعدة F^- يقل وهكذا يتخلص المحلول من الزيادة الحاصلة في تركيز H_3O^+ نتيجة إضافة الحمض HCl و لا يحدث تغير على قيمة pH.

٢- محلول منظم حمضي عند إضافة قاعدة قوية.

مثال : (NaF/HF) عند إضافة NaOH

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

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

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

٣- محلول منظم قاعدي عند إضافة حمض قوي.

مثال: (NH_3/NH_4Cl) عند إضافة HCl

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

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

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

٤- محلول منظم قاعدي عند إضافة قاعدة قوية

مثال: (NH_3/NH_4Cl) عند إضافة NaOH

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

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

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

سؤال: أي المحاليل الاتية تصلح كمحاليل منظمة؟

١- (HF/KF) ٢- ($NaCN/HCN$)

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

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

مثال توضيحي:

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

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

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

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

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

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

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

$$= ٠,٢ - (٠,٠٥\text{مول}/٠,٥)$$

$$= ٠,٢ - ٠,١$$

$$= ٠,١\text{مول/لتر}$$

[F⁻]الابتدائي = [الملح]
نفسه الايون المشترك

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

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

$$= ٠,٢ + ٠,١$$

$$= ٠,٣\text{مول/لتر}$$

$$[H_3O^+] = \frac{Ka[HF]}{[F^-]} = \frac{Ka[\text{الحمض}]}{[\text{الملح}]} = \frac{٧,٢\times١٠^{-٤}\times ٠,٣}{٠,١} = ٢,١٦\times١٠^{-٣}$$

$$pH = - \text{لـــو}[H_3O^+]$$

$$= - \text{لـــو}٢,١٦\times١٠^{-٣}$$

$$= ٣ - \text{لـو}٢,١٦ = ٣ - ٠,٣٣ = ٢,٦٧$$

قيمة pH قبل الإضافة تساوي ٣,١٤

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

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

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

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

= ٠,٢ + ٠,١

= ٠,٢ + ٠,١

= ٠,٣مول/لتر

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

$[HF] = [HF]_{\text{الابتدائي}} - [OH^-]_{\text{المضاف}}$

= ٠,٢ - ٠,١

= ٠,١مول/لتر

$$[H_3O^+] = \frac{[HF]Ka}{[F^-]} = \frac{[\text{الحمض}]Ka}{[\text{الملح}]} = \frac{٠,١ \times ١٠^{-٤} \times ٧,٢}{٠,٣} = ٢,٤ \times ١٠^{-٤}$$

pH = - لـــو$[H_3O^+]$

= - لـــو$٢,٤ \times ١٠^{-٤}$

= ٤- لـو٢,٤ = ٤ - ٠,٣٨ = ٣,٦٢

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

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

مساحة للإجابة

علاء بدارنة

سؤال صفحة ٤٦ ..

أي المحاليل المكونة من أزواج المواد الآتية تصلح كمحاليل منظمة؟

◄ NaI/HI ◄ $NaNO_3/HNO_3$ ◄ $KClO/HClO$ ◄ N_2H_5Br/N_2H_4

الإجابة:

الأزواج التي تصلح كمحاليل منظمة هي: $KClO/HClO$ و N_2H_5Br/N_2H_4

سؤال صفحة ٤٦ ..

وضح كيف يقاوم المحلول المنظم (NH_4Cl/NH_3) التغير في قيمة pH عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية مثل NaOH إليه.

الإجابة:

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

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

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

سؤال صفحة ٥٠ ..

❖ احسب قيمة pH للمحلول المنظم في مثال(٥) عند إضافة ٠,١مول من القاعدة NaOH إلى لتر من المحلول؟

❖ محلول منظم حجمه لتر يتكون من القاعدة NH_3 تركيزها ٠,٣مول/لتر والملح NH_4Cl تركيزه ٠,٤ مول/لتر. فإذا علمت بإن K_b لـ $NH_3 = ٨ \times ١٠^{-٥}$ احسب:

◄ pH للمحلول المنظم.

◄ pH للمحلول عند إضافة ٠,٢مول من الحمض HBr إلى المحلول.

◄ pH للمحلول عند إضافة ٠,٢مول من القاعدة KOH إلى المحلول.

يتبع الإجابة....

الإجابة:

◄ **الفرع الأول**

عند إضافة ٠,١ مول من القاعدة NaOH الى لترمن المحلول فإن أيونات OH^- الناتجة تتفاعل مع الحمض CH_3COOH ويقل تركيزه، وتتكون أيونات CH_3COO^- ويزداد تركيزها وفق المعادلة الآتية:

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

وبالتالي يزداد تركيز أيونات CH_3COO^- بمقدار تركيز OH^- المضاف ويكون تركيزها الجديد كما يأتي:

$[CH_3COO^-]_{\text{الجديد}} = [CH_3COO^-]_{\text{الابتدائي}} + [OH^-]_{\text{المضاف}}$

= ٠,٥ + ٠,١ = ٠,٦مول/لتر.

اما تركيز الحمض CH_3COOH فيقل بمقدار تركيز OH^- المضاف ويكون تركيزه الجديد كما يأتي:

$[CH_3COOH]_{\text{الجديد}} = [CH_3COOH]_{\text{الابتدائي}} - [OH^-]_{\text{المضاف}}$

= ٠,٥ - ٠,١ = ٠,٤مول/لتر.

$$[H_3O^+] = \frac{[CH_3COOH]K_a}{[CH_3COO^-]} \Rightarrow [H_3O^+] = \frac{[\text{الحمض}]_{\text{الجديد}} K_a}{[\text{الملح}]_{\text{الجديد}}}$$

$$[H_3O^+] = \frac{١,٨ \times ١٠^{-٥} \times ٠,٤}{٠,٦} = ١,٢ \times ١٠^{-٥} \text{مول/لتر}$$

$$pH = - \text{لـــو}[H_3O^+]$$

$$= - \text{لـــو}\ ١,٢ \times ١٠^{-٥}$$

$$= ٥ - \text{لـــو}١,٢ = ٥ - ٠,٠٨ = ٤,٩٢$$

◄ **الفرع الثاني**

١) $[NH_3]$ = ٠,٣مول/لتر

$[NH_4^+] = [NH_4Cl]$ = ٠,٤مول/لتر

$$[OH^-] = \frac{[NH_3]K_b}{[NH_4^+]} = \frac{١,٨ \times ١٠^{-٥} \times ٠,٣}{٠,٤} = ١,٥٣ \times ١٠^{-٥} \text{ مول/لتر.}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{١ \times ١٠^{-١٤}}{١,٥٣ \times ١٠^{-٥}} = ٧,٤ \times ١٠^{-١٠} \text{ مول/لتر}$$

$pH = -لـــو[H_3O^+]$

$= -لـــو\ ٧,٤ \times ١٠^{-١٠}$

$= ١٠ - لـــو\ ٧,٤ = ١٠ - ٠,٨٧ = ٩,١٣$

٢) عند إضافة الحمض HBr فإن أيونات H_3O^+ الناتجة تتفاعل مع القاعدة NH_3 وتتكون أيونات NH_4^+ وفق المعادلة الآتية:

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

وبالتالي يقل تركيز أيونات NH_3 بمقدار تركيز H_3O^+ المضاف ويكون تركيزها الجديد كما يأتي:

$[NH_3]_{الجديد} = [NH_3]_{الابتدائي} - [H_3O^+]_{المضاف}$

$= ٠,٣ - ٠,٢ = ٠,١$ مول/لتر.

اما تركيز الحمض NH_4^+ فيزداد بمقدار تركيز H_3O^+ المضاف ويكون تركيزه الجديد كما يأتي:

$[NH_4^+]_{الجديد} = [NH_4^+]_{الابتدائي} + [H_3O^+]_{المضاف}$

$= ٠,٤ + ٠,٢ = ٠,٦$ مول/لتر.

$$[OH^-] = \frac{[NH_3]K_b}{[NH_4^+]} \Longrightarrow [OH^-] = \frac{[القاعدة]_{الجديد} K_b}{[الملح]_{الجديد}}$$

$$[OH^-] = \frac{١,٨ \times ١٠^{-٥} \times ٠,١}{٠,٦} = ٣ \times ١٠^{-٦}$$ مول/لتر

$$[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{١ \times ١٠^{-١٤}}{٣ \times ١٠^{-٦}} = ٣,٣ \times ١٠^{-٩}$$ مول/لتر

$pH = -لـــو[H_3O^+] = -لـــو\ ٣,٣ \times ١٠^{-٩} = ٩ - لـــو\ ٣,٣ = ٩ - ٠,٥٢ = ٨,٤٨$

٣) عند إضافة القاعدة KOH فإن أيونات OH^- الناتجة تتفاعل مع الحمض NH_4^+ لتتكون القاعدة NH_3 ، وفق المعادلة:

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

وبالتالي يقل تركيز أيونات NH_4^+ بمقدار تركيز OH^- المضاف ويكون تركيزها الجديد كما يأتي:

$[NH_4^+]$الجديد = $[NH_4^+]$الابتدائي - $[OH^-]$المضاف

= ٠,٤ – ٠,٢ = ٠,٢مول/لتر.

اما تركيز القاعدة NH_3 فيزداد بمقدار تركيز OH^- المضاف ويكون تركيزه الجديد كما يأتي:

$[NH_3]$الجديد = $[NH_3]$الابتدائي + $[OH^-]$المضاف

= ٠,٣ + ٠,٢ = ٠,٥مول/لتر.

$$[OH^-] = \frac{[NH_3]K_b}{[NH_4^+]} \Longrightarrow [OH^-] = \frac{[\text{القاعدة}]K_b \text{الجديد}}{[\text{الملح}] \text{الجديد}}$$

$$[OH^-] = \frac{١,٨ \times ١٠^{-٥} \times ٠,١}{٠,٢} = ٤,٥ \times ١٠^{-٥} \text{مول/لتر}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{١ \times ١٠^{-١٤}}{٤,٥ \times ١٠^{-٥}} = ٢,٢ \times ١٠^{-١٠} \text{ مول/لتر}$$

pH = - لـــو$[H_3O^+]$ = - لـــو ٢,٢×١٠$^{-١٠}$ = ١٠ – لـــو٢,٢ = ١٠ – ٠,٣٤ = ٩,٦٦

سؤال (١) صفحة٥٢ ..

وضح المقصود بكل مما يأتي: المحلول المنظم

الإجابة:

المحلول المنظم: محلول يقاوم التغير في الرقم الهيدروجيني (pH) عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية إليه.

سؤال (٨) صفحة٥٢ ..

احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول منظم مكون من محلول حمض البنزويك C_6H_5COOH الذي تركيزه ٠,٢مول/لتر، ومحلول بنزوات الصوديوم C_6H_5COONa الذي تركيزه ٠,١مول/لتر. علماً بإن Ka للحمض =٦,٥×١٠$^{-٥}$.

الإجابة:

$[C_6H_5COONa] = [\ C_6H_5COO^-\ ]$ = ٠,١مول/لتر.

$$[H_3O^+] = \frac{[C_6H_5COOH]K_a}{[C_6H_5COO^-]} \Longrightarrow [H_3O^+] = \frac{[\text{الحمض}]K_a}{[\text{الملح}]}$$

$$[H_3O^+] = \frac{٠,٢ \times ١٠^{-٥} \times ٦,٥}{٠,١} = ١,٣ \times ١٠^{-٤}$$ مول/لتر.

pH = - لـــو $[H_3O^+]$

= - لـــو $١,٣ \times ١٠^{-٤}$

= ٤ – لـــو ١,٣ = ٤ – ٠,١١ = ٣,٨٩

سؤال (١٠) صفحة٥٣ ..

محلول منظم مكون من قاعدة ضعيفة C_5H_5N تركيزها ٠,٣مول/لتر، وملح C_5H_5NHBr تركيزه ٠,٣مول/لتر، فإذا علمت أن K_b للقاعدة $C_5H_5N = ١,٧ \times ١٠^{-٩}$ ، أجب عما يأتي:

أ) ما صيغة الأيون المشترك؟

ب) احسب pH للمحلول المنظم؟

ج) كم تصبح قيمة pH عند إضافة ٠,٢ مول من HCl إلى لتر من المحلول المنظم؟

الإجابة:

أ) صيغة الأيون المشترك $C_5H_5NH^+$

ب) $[C_5H_5N]$ = ٠,٣مول/لتر

$[C_5H_5NH^+] = [C_5H_5NHBr]$ = ٠,٣مول/لتر

$$[OH^-] = \frac{[C_5H_5N]K_b}{[C_5H_5NH^+]} = \frac{٠,٣ \times ١,٧ \times ١٠^{-٩}}{٠,٣} = ١,٧ \times ١٠^{-٩}$$ مول/لتر.

$$[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{١ \times ١٠^{-١٤}}{١,٧ \times ١٠^{-٩}} = ٥,٩ \times ١٠^{-٦}$$ مول/لتر

pH = -لـــو $[H_3O^+]$

= -لـــو $٥,٩ \times ١٠^{-٦}$

= ٦ – لـــو ٥,٩ = ٦ – ٠,٧٧ = ٥,٢٣

ج) عند إضافة الحمض HCl فإن أيونات H_3O^+ الناتجة تتفاعل مع القاعدة C_5H_5N وتتكون أيونات $C_5H_5NH^+$ وفق المعادلة الآتية:

$$C_5H_5N + H_3O^+ \longrightarrow H_2O + C_5H_5NH^+$$

وبالتالي يقل تركيز أيونات C_5H_5N بمقدار تركيز H_3O^+ المضاف ويكون تركيزها الجديد كما يأتي:

$[C_5H_5N]_{\text{الجديد}} = [C_5H_5N]_{\text{الابتدائي}} - [H_3O^+]_{\text{المضاف}}$

$= ٠,٣ - ٠,٢ = ٠,١$ مول/لتر.

اما تركيز الحمض $C_5H_5NH^+$ فيزداد بمقدار تركيز H_3O^+ المضاف ويكون تركيزه الجديد كما يأتي:

$[C_5H_5NH^+]_{\text{الجديد}} = [C_5H_5NH^+]_{\text{الابتدائي}} + [H_3O^+]_{\text{المضاف}}$

$= ٠,٣ + ٠,٢ = ٠,٥$ مول/لتر.

$$[OH^-] = \frac{[C_5H_5N]K_b}{[C_5H_5NH^+]} \Rightarrow [OH^-] = \frac{[\text{القاعدة}]_{\text{الجديد}} K_b}{[\text{الملح}]_{\text{الجديد}}}$$

$$[OH^-] = \frac{٠,١ \times ١,٧ \times ١٠^{-٥}}{٠,٥} = ٠,٣٤ \times ١٠^{-٩} \text{ مول/لتر}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_W}{[OH^-]} = \frac{١ \times ١٠^{-١٤}}{٠,٣٤ \times ١٠^{-٩}} = ٢,٩٤ \times ١٠^{-٥} \text{ مول/لتر}$$

$pH = - \log [H_3O^+] = - \log ٢,٩٤ \times ١٠^{-٥} = ٥ - \log ٢,٩٤ = ٥ - ٠,٤٧ = ٤,٥٣$

سؤال (١٣) صفحة٥٣ ..

محلول منظم مكون من الحمض HZ تركيزه ٠,٤ مول/لتر، وملح KZ تركيزه ٠,٥ مول/لتر ، فإذا علمت أن Ka للحمض = ٢×١٠^{-٥} احسب:

أ) تركيز H_3O^+ للمحلول المنظم؟

ب) كم غراماً من NaOH الصلب يجب إذابتها في لتر من المحلول المنظم لتصبح قيمة pH للمحلول النهائي تساوي ٥. علماً بإن الكتلة المولية لـ NaOH = ٤٠غ/مول.

الإجابة:

أ)

$$[H_3O^+] = \frac{[HZ]Ka}{[Z^-]} = \frac{[\text{الحمض}]Ka}{[\text{الملح}]} = \frac{٠,٤ \times ٢ \times ١٠^{-٥}}{٠,٥} = ١,٦ \times ١٠^{-٥}$$

ب) عند إضافة كمية معينة (س) من القاعدة NaOH إلى لتر من المحلول فإن أيونات OH^- الناتجة تتفاعل مع الحمض HZ، فتتكون أيونات Z^- ويزداد تركيزها وفق المعادلة:

$$OH^- + HZ \longrightarrow Z^- + H_2O$$

وبالتالي يزداد تركيز أيونات Z^- بمقدار تركيز أيونات OH^- المضاف (س) ويكون تركيزها الجديد كما يلي:

$[Z^-]_{\text{الجديد}} = [Z^-]_{\text{الابتدائي}} + [OH^-]_{\text{المضاف}}$

$= ٠,٥ + س$

اما تركيز الحمض HZ فإنه يقل بمقدار تركيز أيونات OH^- المضاف (س) ويكون تركيزه الجديد كما يلي:

$[HZ]_{\text{الجديد}} = [HZ]_{\text{الابتدائي}} - [OH^-]_{\text{المضاف}}$

$= ٠,٤ - س$

$[H_3O^+] = ١٠^{-pH} = ١٠^{-٥}$

$$K_a = \frac{[Z^-]_{\text{الجديد}}[H_3O^+]}{[HZ]_{\text{الجديد}}}$$

$$٢ \times ١٠^{-٥} = \frac{(٠,٥ + س) \times ١٠^{-٥}}{٠,٤ - س}$$

س = ٠,١ مول/لتر

أي أن تركيز NaOH = ٠,١ مول/لتر

عدد مولات NaOH = التركيز × الحجم

= ٠,١ × ١ = ٠,١ مول

كتلة NaOH = عدد المولات × الكتلة المولية

= ٠,١ × ٤٠ = ٤غ

تطبيقات حياتية

يعد الدم محلولاً منظماً طبيعياً يتراوح الرقم الهيدروجيني له بين (٧,٣٥ – ٧,٤٥).

يحتوي الدم على عدة أنظمة من المحاليل المنظمة، تعمل على ضبط الرقم الهيدروجيني ومن أهم هذه المحاليل:

$$(HCO^-/H_2CO_3)$$

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

١- انخفاض $[H_3O^+]$ في الدم ، يزيد من 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 ثابتاً عند ٧,٤ تقريباً.

٢- زيادة $[H_3O^+]$ في الدم ، تؤدي إلى تفاعله مع الأيون HCO^- ، فيتكون الحمض H_2CO_3 وهو ضعيف التأين، فيتفكك في الرئة مكوناً الماء وثاني أكسيد الكربون الذي يتم التخلص منه عن طريق التنفس (الزفير)، وبذلك يتخلص الدم من زيادة H_3O^+ فيه، ويبقى محافظاً على درجة حموضته.

سؤال (١١) صفحة٥٣ .....

إذا احتوى الدم على محلول منظم مكون من (HCO^-/H_2CO_3) وضح كيفية عمل الدم على مقاومة الزيادة في تركيز H_3O^+ فيه.

الإجابة:

زيادة $[H_3O^+]$ في الدم ، تؤدي إلى تفاعله مع الأيون HCO^- ، فيتكون الحمض H_2CO_3 وهو ضعيف التأين، فيتفكك في الرئة مكوناً الماء وثاني اكسيدالكربون الذي يتم التخلص منه عن طريق التنفس (الزفير)، وبذلك يتخلص الدم من زيادة H_3O^+ فيه، ويبقى محافظاً على درجة حموضته.

أسئلة الوحدة وإجاباتها

١) اختر الإجابة الصحيحة لكل فقرة من الفقرات الآتية:

(١) المادة التي تمثل حمض لويس فقط فيما يأتي، هي:

أ) Cl^- ب) NF_3 جـ) Cu^{2+} د) H_2O

(٢) أيُّ المواد الآتية تسلك كحمض في بعض التفاعلات وكقاعدة في تفاعلات أخرى؟

أ) $HCOO^-$ ب) SO_3^{2-} جـ) $CH_3NH_3^+$ د) HCO_3^-

(٣) تؤدي إضافة محلول الملح NH_4Cl إلى محلول NH_3 إلى:

أ) خفض قيمة pH ب) رفع قيمة pH

جـ) لا تتأثر قيمة pH د) تصبح pH = ٧

(٤) المحلول الذي له أعلى pH من بين المحاليل الآتية المتساوية في التراكيز هو:

أ) KBr ب) $NaNO_2$ جـ) $N_2H_5NO_3$ د) KOH

(٥) إذا كانت قيمة pH لمحلول مكوّن من الحمض HA والملح KA لهما التركيز نفسه تساوي ٤، فإن Ka للحمض يساوي:

أ) $١٠^{-٤}$ ب) $١٠^{-٨}$ جـ) ٤ د) $١٠^{-١٦}$

(٦) الرقم الهيدروجيني لخليط مكون من الحمض الضعيف HC (Ka = ٢×١٠^{-٥})، وملحه NaC لهما التركيز نفسه هو:

أ) ٥ ب) أكبر من ٥ جـ) أقل من ٥ د) ٧

(٧) ما أثر إضافة الملح KNO_2 إلى محلول HNO_2؟

أ) زيادة $[H_3O^+]$ ب) نقص $[H_3O^+]$

جـ) نقص قيمة pH د) نقص $[HNO_2]$

(٨) الرقم الهيدروجيني لمحلول الحمض HBr الذي تركيزه ١ مول/لتر يساوي:

أ) صفرًا ب) ١ جـ) ٢ د) ٤

٢) مستعينًا بالجدول المجاور لمجموعة من الحموض الافتراضية الضعيفة، أجب عن الأسئلة الآتية:

الحمض	Ka
HX	$٦,٣ \times ١٠^{-٥}$
HY	$٤,٥ \times ١٠^{-٤}$
HZ	$١,٨ \times ١٠^{-٥}$
HQ	$١,٧ \times ١٠^{-٤}$

أ) اكتب صيغة القاعدة المرافقة للحمض الأضعف.

ب) أيُّ المحلولين HY أم HQ يكون تركيز H_3O^+ فيه أقل إذا كان لهما التركيز نفسه؟

جـ) احسب pH للحمض HX الذي تركيزه ٠,٠٢ مول/لتر.

د) احسب الرقم الهيدروجيني للمحلول المنظم الذي حُضّر بإذابة ٠,٠١ مول من الملح KY في ٥٠٠ مل من محلول الحمض HY الذي تركيزه ٠,٠١ مول/لتر .

هـ) حُضّر محلول منظم بإذابة ٢,٣١٢ غ من الملح NaQ في ٢٠٠ مل من محلول الحمض HQ . فإذا علمت أن الرقم الهيدروجيني للمحلول المنظم = ٤، والكتلة المولية لـ NaQ = ٦٨ غ/مول. احسب تركيز الحمض HQ.

و) ما صيغة الأيون المشترك للمحلول المنظم المكون من الحمض HZ والملح KZ؟

٣) بيّن أثر إضافة كل من المواد الآتية في قيمة pH للمحلول (تقل، تزداد، تبقى ثابتة):

أ) مول من KCl إلى ٥٠٠ مل من محلول KOH.

ب) مول من LiBr إلى ٥٠٠ مل من محلول HBr.

جـ) مول من NaCN إلى ٥٠٠ مل من محلول HCN.

د) مول من CH_3NH_3Cl إلى ٥٠٠ مل من محلول CH_3NH_2.

٤) مستعينًا بالجدول المجاور لمجموعة من القواعد الضعيفة التي لها التركيز نفسه، أجب عن الأسئلة الآتية:

القاعدة	Kb
NH_3	$١,٨ \times ١٠^{-٥}$
CH_3NH_2	$٤,٤ \times ١٠^{-٤}$
C_5H_5N	$١,٧ \times ١٠^{-٩}$
N_2H_4	$١,٣ \times ١٠^{-٦}$
$C_6H_5NH_2$	$٣,٨ \times ١٠^{-١٠}$

أ) ما صيغة القاعدة الأقوى؟

ب) ما صيغة الحمض المرافق الذي له أقل pH؟

جـ) احسب قيمة الرقم الهيدروجيني (pH) لمحلول $C_6H_5NH_2$ ذي التركيز ٠,١ مول/لتر.

د) أكمل المعادلة الآتية، وحدّد زوجي الحمض والقاعدة المترافقين فيها:

$$CH_3NH_2 + NH_4^+ \rightleftharpoons \text{.....} + \text{.....}$$

هـ) كم غرامًا من N_2H_5Cl يجب إضافتها إلى ٤٠٠ مل من محلول N_2H_4 بتركيز ٠,٤ مول/لتر لتصبح قيمة pH للمحلول تساوي ٨,٤٢؟ مع العلم أن الكتلة المولية للملح N_2H_5Cl=٦٩ غ/مول.

و) كم تصبح قيمة pH للمحلول السابق إذا أضيف إليه ٠,٠٤ مول من الحمض HCl؟

٥) فسّر مستعينًا بالمعادلات، كلًّا مما يأتي:

أ) التأثير الحمضي لمحلول الملح NH_4NO_3.

ب) التأثير القاعدي لمحلول الملح NaOCl.

جـ) التأثير القاعدي للأمينات RNH_2 حسب مفهوم لويس.

٦) الجدول الآتي يبيّن عددًا من المحاليل الافتراضية وقيم pH لها، أي هذه المحاليل يمثل:

المحلول الافتراضي	A	B	C	D	E	F
pH	٤,٥	٨,٧	٠	٧	١٢	٦

أ) القاعدة الأقوى.

ب) محلول NaCl.

جـ) محلول HNO_3 الذي تركيزه ١ مول/لتر.

د) قاعدة $[OH^-]$ فيها = ٥×١٠$^{-٣}$ مول/لتر.

هـ) حمض $[H_3O^+]$ فيه =٣×١٠$^{-٥}$ مول/لتر.

(1

(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)
جـ) Cu^{2+}	د) HCO_3^-	أ) خفض قيمة pH	د) KOH	أ) 10^{-4}	جـ) اقل من 5	ب) نقص $[H_3O^+]$	أ) صفر

(2

أ) Z^-

ب) HQ

جـ)

$$\frac{^2[H_3O^+]}{0.02} = 6.3 \times 10^{-5}$$

$$^2[H_3O^+] = 6.3 \times 10^{-5} \times 0.02$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{1.26 \times 10^{-6}}$$

$$[H_3O^+] = 1.12 \times 10^{-3}$$

$$pH = -\log 1.12 \times 10^{-3}$$

$$= 0.05 + 3$$

$$= 2.95$$

د)

$$[KY] = \frac{0.01}{0.5} = 0.02 = [Y^-]$$

$$[H_3O^+] = K_a = \frac{[HY]}{[Y^-]} = \frac{0.01 \times 4.5 \times 10^{-4}}{0.02}$$

$$[H_3O^+] = K_a = 2.25 \times 10^{-4}$$

$$pH = -\log 2.25 \times 10^{-4} = 3.65$$

هـ)

عدد مولات NaQ $= \frac{2.312}{68} =$ 0.034 مول

$[NaQ] = \frac{0.034}{0.2} =$ 0.17 مول/لتر.

$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-4}$

$K_a = \frac{[Q^-] \times [H_3O^+]}{[HQ]}$

$\frac{0.17 \times 1 \times 10^{-4}}{[HQ]} = 1.7 \times 10^{-4}$

[HQ] = 0.1 مول/لتر.

و) صيغة الايون المشترك في المحلول هي: Z^- .

3) أ) تبقى ثابتة ب) تبقى ثابتة جـ) تزداد د) تقل

4)

أ) CH_3NH_2

ب) $C_6H_5NH_3^+$

جـ) $K_b = \frac{[OH^-]^2}{[C_6H_5NH_2]}$

$[OH^-]^2 = [C_6H_5NH_2] \times K_b$

$[OH^-] = \sqrt{3.8 \times 10^{-10} \times 0.1}$

$[OH^-] = 0.62 \times 10^{-5}$

$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{0,62 \times 10^{-5}} = 1.6 \times 10^{-9}$ مول/لتر

$pH = -$ لو $[H_3O^+] = -$ لو 1.6×10^{-9}

$= 9 -$ لو $1.6 = 9 - 0.2 = 8.8$

د)

هـ)

$$[H_3O^+] = 10^{-8.42}$$

$$[H_3O^+] = 10^{0.58} \times 10^{-9} = 3.8 \times 10^{-9}$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{3.8 \times 10^{-9}} = 0.26 \times 10^{-5}$$ مول/لتر

$$K_b = [N_2H_5^+] \frac{[N_2H_4]}{[OH^-]}$$

$$[N_2H_5^+] = \frac{1.3 \times 10^{-6} \times 0.4}{0.26 \times 10^{-5}} = 0.2$$ مول/لتر

$[N_2H_5^+] = [N_2H_5Cl] = 0.2$ مول/لتر

عدد مولات N_2H_5Cl = تركيزه × حجم المحلول باللتر

عدد مولات $N_2H_5Cl = 0.2 \times 0.4 = 0.08$ مول

كتلة N_2H_5Cl = عدد المولات × الكتلة المولية

$= 0.08 \times 69 = 5.52$ غ

المناهج والكتب المدرسية

$$N_2H_4 + H_3O^+ \longrightarrow N_2H_5^+ + OH^-$$

تركيز الحمض HCl = $\frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم}} = \frac{0,04}{0,4} = 0.1$ مول/لتر

$[N_2H_4]$ الجديد = $[N_2H_4]$ الابتدائي - $[H_3O^+]$ المضاف

= 0.4 - 0.1 = 0.3 مول/لتر

$[N_2H_5^+]$ الجديد = $[N_2H_5^+]$ الابتدائي + $[H_3O^+]$ المضاف

= 0.1 + 0.2 = 0.3 مول/لتر

$$[OH^-] = K_b \frac{[N_2H_4]}{[N_2H_5^+]} = \frac{1.3 \times 10^{-6} \times 0.3}{0.3} = 1.3 \times 10^{-6}$$ مول/لتر.

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.3 \times 10^{-6}} = 7.7 \times 10^{-9}$$ مول/لتر

pH = - لو $[H_3O^+]$ = - لو 7.7×10^{-9}

= 9 - لو7.7 = 9 - 0.89 = 8.11

(5

أ- يتفكك الملح NH_4NO_3 ، وينتج الايون NO_3^- الذي لا يتفاعل مع الماء، والايون NH_4^+ الذي يتفاعل مع الماء فيزيد تركيز H_3O^+ ويكون التأثير حمضي والمعادلة الأتية توضح ذلك :

$$NH_4^+{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_{3\,(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$$

ب- يتفكك الملح NaOCl، وينتج الايون Na^+ الذي لا يتفاعل مع الماء، والايون ClO^- الذي يتفاعل مع الماء، فيزيد تركيز OH^- ويكون التأثير قاعدي والمعادلة الأتية توضح ذلك :

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

ج- لويس: للأمينات تأثير قاعدي لأن ذرة N تمتلك زوج الكترونات غير رابطة قادرة على منحها خلال تفاعلاتها

$$R\text{-}\ddot{N}H_{2\,(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons RNH_3^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

٦) أ) E ب) D ج) C د) B هـ) A