الوحدة الرابعة: الحموض والقواعد

الدرس 1: الخواص العامة للحموض والقواعد

الحموض:
طعمها حامضي — توصل التيار — تغير لون ورق الشمس الأزرق إلى أحمر
من أمثلتها: الليمون - الخل - حمض الكبريتيك المستخدم في البطاريات ... الخ

القواعد:
طعمها قابض — توصل التيار — تغير لون ورق الشمس الأحمر إلى أزرق
من أمثلتها النشادر (الأمونيا) الصودا الكاوية (هيدروكسيد الصوديوم) ... الخ

- تنقسم الحموض إلى:
- حموض قوية وهي التي تتفكك في الماء بشكل كامل مثل حمض الهيدروكلوريك HCl (يعرف تجاريا بماء النار)
- حموض ضعيفة وهي التي تتفكك بشكل غير كامل مثل حمض الستريك (حمض الليمون) وحمض الأستيك (الخل)

- تنقسم القواعد إلى:
- قوية تتفكك كاملا في الماء مثل هيدروكسيد الصوديوم المعروف تجاريا باسم الصودا الكاوية
- ضعيفة تتفكك جزئيا (بشكل غير تام) في الماء مثل الأمونيا (النشادر)

وقبل الخوض في التعريفات من المفيد أن نعرف الحمض والقاعدة من خلال الرمز

الحموض	القواعد
- غالبيتها تبدأ الرمز بـ H مثل: HCl H_2SO_4 HNO_3 HBr $HClO_4$ H_3PO_4. (بعضها قوية)	- تشمل هيدروكسيدات الفلزات (OH) مثل: $NaOH$ KOH $Ca(OH)_2$ $Mg(OH)_2$ $LiOH$ (قواعد قوية)
- بعضها ينتهي بـ $COOH$ مثل: $HCOOH$ CH_3COOH C_6H_5COOH (جميعها ضعيفة)	- الأمونيا NH_3 (قاعدة ضعيفة)
	- مشتقات الأمونيا: تحتوي $C+N+H$ مثل CH_3NH_2 $(CH_3)_2NH$ $CH_3CH_2NH_2$ (قواعد ضعيفة مثل الأمونيا) وتسمى أمينات.

الدرس 2-1 : تطور مفهوم الحمض والقاعدة - مفهوم أرهينيوس

يعرف أرهينيوس الحمض والقاعدة على النحو الآتي :

الحمض : المادة التي تزيد أيونات الهيدروجين H^+ عند ذوبانها في الماء .
القاعدة : المادة التي تزيد أيونات الهيدروكسيد OH^- عند ذوبانها في الماء

> حسب ارهينيوس يشترط أن يمثل الحمض H (مكونه موجبة H^+) والقاعدة تمثل OH (مكونها سالبة OH^-)

مثال : اكتب معادلة توضح تأين (تفكك) كلاً من حمض الهيدروكلوريك HCl وهيدروكسيد الصوديوم NaOH في الماء حسب مفهوم أرهينيوس.

الحل :

في مفهوم أرهينيوس يوضع الماء على السهم (مذيب وليس متفاعل) وتفصل السالب عن الموجب في النواتج.

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

مكونة OH^- / H^+

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

تمرين : اكتب معادلة تأين حمض البيركلوريك $HClO_4$ وهيدروكسيد الباريوم $Ba(OH)_2$ حسب مفهوم أرهينيوس.

الحل

- $HClO_4 \xrightarrow{H_2O} H^+ + ClO_4^-$
- $Ba(OH)_2 \xrightarrow{H_2O} Ba^{2+} + 2OH^-$

• هل يتواجد أيون الهيدروجين الموجب H^+ (البروتون) في الماء بشكل حر ؟

ج/ البروتون H^+ أيون صغير الحجم وبالتالي تكون كثافة الشحنة عليه عالية جداً . لذلك يرتبط بجزيء ماء مكوناً أيون يسمى الهيدرونيوم H_3O^+ ليصل إلى حالة الاستقرار .

علل / لا توجد البروتونات حرة في المحاليل المائية بل على شكل أيونات هيدرونيوم .

ج/ الجواب السابق .

تمرين :

١- لماذا يطلق على أيون الهيدروجين اسم بروتون؟

ج/ لأن ذرة الهيدروجين مكونة من بروتون والكترون فقط. وعندما تفقد الكترون لتصبح موجبة يبقى البروتون فقط.

للتوضيح:

ذرة هيدروجين

فقد الكترون ←

أيون هيدروجين
(بروتون)

٢- ما نوع الرابطة التي يكونها H^+ عندما يتحد مع الماء لتكوين الهيدرونيوم H_3O^+؟

ج/ يطلق عليها رابطة تناسقية تناسقية. لأن H^+ لا يحتوي الكترونات يساهم بها في الرابطة فيكونه الماء هو مصدر زوجي الالكترونات

تذكر:

- عندما تساهم ذرة بالكترون مع ذرة والأخرى بالكترون تسمى رابطة تساهمية
- عندما تساهم ذرة بالكترونين مع الأخرى لا تساهم بالكترونات بل يمنحها فارغ لاستقبالها تسمى رابطة تساهمية تناسقية أو تناسقية فقط.

ما التعريفات (القصور) في مفهوم أرهينيوس؟

١- وجود مركبات قاعدية لاحتوائها OH مثل الأمونيا.

٢- اقتصار المفهوم على المحاليل المائية وعدم قدرته على تفسير تفاعلات الحمض والقاعدة في المحاليل غير المائية.

٣- عدم قدرته على تفسير السلوك الحمضي أو القاعدي لبعض الأملاح.

أسئلة الدرس

س١/ عرف كلاً من: حمض أرهينيوس قاعدة أرهينيوس

س٢/ عدد التعريفات التي واجهت أرهينيوس في مفهوم الحمض والقاعدة

س٣/ اختر الإجابة الصحيحة فيما يلي:

١- أي الآتية يعد قاعدة حسب مفهوم أرهينيوس؟

أ- CH_3COO^- ب- $CaCOH)_2$ ج- NH_3 د- KF

٢- أحد الآتية يعد حمضاً حسب أرهينيوس.

أ- $NaOH$ ب- H_2SO_4 ج- $FeCl_3$ د- $NaCN$

3- أي المحاليل التالية لا يعد من محوض أو قاعدة أرهينيوس

أ- HNO_3 ب- HF ج- NH_3 د- $LiOH$

4- المركب الذي يحتوي رابطة تناسقية فيما يلي :

أ- H_3O^+ ب- HCl ج- H_2O د- $NaOH$

يفضل حفظ H_3O^+ و NH_4^+ كأمثلة للرابطة التناسقية لتكرارها في الاختبارات.

الدرس 2-2 : مفهوم برونستد - لوري

يعد أكثر تطوراً وشمولية من مفهوم أرهينيوس وحسب برونستد - لوري :

المحمض : المادة التي تمنح بروتون H^+ لمادة أخرى عند تفاعلها.

القاعدة : المادة التي تستقبل بروتون H^+ من مادة أخرى عند تفاعلها.

مثال : اكتب معادلة تفكك (تأين) كلاً من الأتية في الماء حسب مفهوم برونستد - لوري .

1- حمض الهيدروسيانيك HCN

الحل

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

المادة التي تمنح H تعطيها للماء ليصبح H_3O^+

* الماء في مفهوم برونستد - لوري متفاعل (يوضع ضمن المتفاعلات وليس على السهم)

2- الأمونيا NH_3 .

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

دائماً NH_3 : تأخذ H^+ من الماء وتسلك كقاعدة رغم امتلاكها ذرات H.

• هل أصبح واضحاً لديك لماذا NH_3 تعد قاعدة ؟

- عندما تأخذ H^+ من الماء يبقى OH^- في المحلول لذلك يكون المحلول قاعدياً .

علل/ يعد مفهوم برونستد - لوري أكثر شمولية من مفهوم أرهينيوس.

ج/ لأنه استطاع تفسير قاعدية بعض المواد التي عجز عنها أرهينيوس مثل الأمونيا NH_3 .

5 تمرين : اكتب معادلة كلا من : CH_3NH_2 و CH_3COOH في الماء حسب برونستد - لوري وحدد الحمض والقاعدة فيهما .

الحل

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

ذرة N هي التي تأخذ H وليس ذرة C

- CH_3NH_2 تعد قاعدة مثل الأمونيا NH_3 .
- جميع المركبات العضوية التي تحتوي $-NH_2$ أو NH تعد مثل الأمونيا فتأخذ H من الماء وتسلك كقاعدة (تسمى الأمينات)

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

H الأخيرة (متصلة بـ O) هي التي ترتبط بالماء

- المركبات المنتهية بـ $-COOH$ تفقد H الأخيرة وتسلك كحمض وتسمى الحمض أنارموكسيلية .

مفهوم الحمض المرافق والقاعدة المرافقة

الحمض المرافق = القاعدة + H^+

مثال : ما الحمض المرافق لكل من الآتية :

SO_3^{2-} Br^- HCO_3^- CH_3NH_2 ؟

الحل

نحصل على الحمض المرافق بإضافة H^+ للصيغة

HSO_3^- HBr H_2CO_3 $CH_3NH_3^+$ [N تأخذ H^+ وليس C]

القاعدة المرافقة = الحمض - H^+

مثال : ما القاعدة المرافقة للحموض الآتية : $H_2C_2O_4$ HCO_3^- HF CH_3COOH

الحل

نحصل على القاعدة المرافقة بنزع H^+ من الصيغة فينتج :

$HC_2O_4^-$ F^- CH_3COO^- CO_3^{2-}

لعلك لاحظت انه عند اضافة H^+ تقل الشحنة السالبة وتزيد الموجبة والعكس عند سحب H^+ يقل الموجب ويزيد السالب

المواد الأمفوتيرية:
تعرف بأنها مواد لها خواصاً حمضية وقاعدية

الأيونات التي تمثل H وتحمل شحنة سالبة تعد امفوتيرية مثل:
HCO_3^- HSO_3^- $H_2PO_4^-$ HS^- ---الخ

سبب ذلك أن: (H) يمكن منه ← تمثل كحمض
(-) يستقبل H^+ ← تمثل كقاعدة

س/ أحد المركبات يمثل خواصاً امفوتيرية

أ- HSO_4^- ب- HCl ج- $NaOH$ د- NH_3

(يوجد H و -)

الأزواج المتلازمة:
عبارة عن الحمض وقاعدته المترافقة. والقاعدة وحمضها المترافق في المعادلة والمثال الآتي يوضح ذلك.
مثال: اكتب معادلة تفكك الأمونيا ثم حدد الأزواج المتلازمة

الحل

$$\underbrace{NH_3}_{\text{زوج متلازم}} + H_2O \rightleftharpoons \underbrace{NH_4^+}_{\text{زوج متلازم}} + OH^-$$

الأزواج المتلازمة هي المتشابهة في الصيغة بزيادة H^+ أو بطرح H^+

* ما سلوك الماء في هذا التفاعل؟
ج/ حمض لانه منح H^+ للقاعدة.

مثال: اكتب معادلة تفكك حمض HF ثم حدد الأزواج المتلازمة.

الحل

$$\underbrace{HF}_{\text{زوج متلازم}} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + \underbrace{F^-}_{\text{زوج متلازم}}$$

• الأزواج المتلازمة هي:
(HF / F^-) و (H_2O / H_3O^+)

* ما سلوك الماء في هذا التفاعل؟
ج/ قاعدة لأنه اكتسب H^+ من الحمض

حسب مفهوم برونستد-لوري فإن الماء استثنائي ..... علل.
لأن الماء يتفاعل كحمض مع القاعدة (يعطي H^+) وكقاعدة مع الحمض (يستقبل H^+)

أسئلة الدرس

س1/ عرف كلاً من الحمض والقاعدة حسب مفهوم برونستد-لوري.

س2/ قارن بين القاعدة حسب مفهوم أرهينيوس ومفهوم برونستد-لوري

س3/ اكتب معادلة تفكك كلاً مما يلي، ثم حدد الأزواج المتلازمة.

أ- حمض الإيثانويك (الخل) CH_3COOH

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

الأزواج المتلازمة: (H_2O / H_3O^+) و (CH_3COOH / CH_3COO^-)

ب- أيون السيانيد CN^-

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

CN^- لأنه يستقبل H^+ — H_2O لأنه يعطي H^+

الأزواج المتلازمة: (H_2O / OH^-) و (CN^- / HCN)

ج- ميثيل أمين CH_3NH_2

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

الأزواج المتلازمة: (H_2O / OH^-) و $(CH_3NH_2 / CH_3NH_3^+)$

س4/ اختر الإجابة الصحيحة فيما يلي:

1- أي المواد الآتية يمثل كحمض وكقاعدة حسب مفهوم برونستد-لوري

أ- H_2SO_4 ب- HCO_3^- ج- CO_3^{2-} د- H_2S

2- أي المواد الآتية يمثل كحمض فقط

أ- NH_4^+ ب- NH_3 ج- HSO_4^- د- H_2O

3- أي الآتية يمثل كقاعدة فقط

أ- $H_2PO_4^-$ ب- H_2O ج- NH_3 د- HCl

4- ما القاعدة المتلازمة للحمض $HC_2O_4^-$ ؟

أ- $HC_2O_4^{2-}$ ب- $H_2C_2O_4$ ج- $C_2O_4^{2-}$ د- $H_2C_2O_4^-$

س5/ في التفاعل $NH_3 + H^- \longrightarrow H_2 + NH_2^-$ هل تمثل الأمونيا كقاعدة أم كحمض؟

ج/ رغم أنها قاعدة إلا أنها في هذا التفاعل تصرفت كحمض لأنها منحت H^+ لأيون H^-.

الدرس 2-3 : مفهوم لويس

هو صاحب أشكال لويس المعروفة وقدم مفهوماً يعتمد على حركة الإلكترونات غير الرابطة في التفاعلات .

الحمض : المادة التي تستقبل زوجاً (أو أكثر) من الإلكترونات غير الرابطة من مادة أخرى عند تفاعلها.

القاعدة : المادة التي تمنح زوجاً (أو أكثر) من الإلكترونات غير الرابطة لمادة أخرى عند تفاعلها.

س/ بيّن أي الآتية حمض أو قاعدة حسب لويس .

أ- Cu^{2+} : حمض لأنه يستقبل الكترونات بسبب الشحنة الموجبة

ب- OH^- : قاعدة لأنها قادرة على منح الكترونات بسبب وجود شحنة سالبة

ج- NH_2 : قاعدة لأن الذرة المركزية تحتوي زوج غير رابط يمكنه منحه [H-N(H)-H]

د- BF_3 : شكل لويس F-B(F)-F ، المركب حمض لأن الذرة المركزية لا تحتوي أزواج غير رابطة

الخلاصة :

(-) ⟸ قاعدة لويس (+) ⟸ حمض لويس

وجود .. على المركزية ⟸ قاعدة لويس عدم وجود .. على المركزية ⟸ حمض لويس

س/ ما سلوك الماء المتوقع حسب مفهوم لويس ؟

ج/ H-Ö-H ، لديه قاعدة لاحتوائه زوجين الكترونات يمكنه منحها

* الماء :

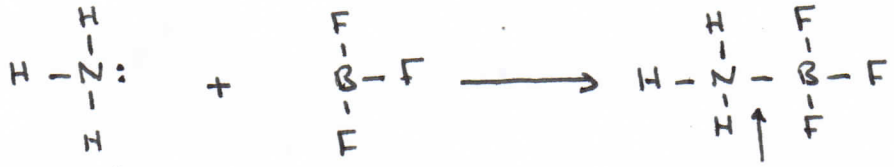
- حسب ارهينيوس : مذيب لديه خواص حمضية أو قاعدية.
- حسب برونستد-لوري : امفوتيري ، له خواصاً حمضية وقاعدية.
- حسب لويس : قاعدة ، لاحتوائه ازواجاً غير رابطة

س/ عرف الرابطة التناسقية (التساهمية التناسقية)

ج/ الرابطة المتكونة عندما تقدم ذرة زوجاً من الإلكترونات (..) لذرة أخرى (تقدم فلكاً فارغاً لاستقبال الزوج الإلكتروني)

قاعدة لويس تقدم زوجاً من الإلكترونات للحمض عند التفاعل فتسمى الرابطة تناسقية

س/ ما نوع الرابطة المتكونة في التفاعل الآتي ؟



قاعدة لويس — حمض لويس

رابطة تناسقية لأن مصدر الإلكترونات ذرة N حيث مدت .. بينما B لم تقدم أي إلكترونات

وتعد أي رابطة بين حمض لويس مع قاعدة لويس تناسقية

تمرين : ما اسم الرابطة المتكونة بين H^+ والأمونيا NH_3 في أيون الأمونيوم NH_4^+ ؟

ملاحظات :

- H_2O و NH_3 تعد قواعد لويس
- مركبات البورون مثل BH_3 و BF_3 ...الخ تعد حموض لويس .
- من أشهر المركبات التي تحتوي رابطة تناسقية H_3O^+ NH_4^+ ومركبات البورون مع الأمونيا كما في التفاعل السابق .

مميزات مفهوم لويس :

١- لا يشترط انتقال البروتون من الحمض للقاعدة كما في برونستد - لوري
٢- لا يشترط وجود الماء كما في التعريفات الأخرى
٣- يشمل تفاعلات تحدث في الماء وبدون الماء مثل التفاعلات الطورية
٤- استطاع تفسير السلوك الحمضي لأيونات العناصر الانتقالية .
٥- يعتمد المفهوم على حركة الإلكترونات . ولا يهتم بوجود H^+ أو OH^-

أسئلة الدرس

س١/ عرف كلاً من الحمض والقاعدة حسب مفهوم لويس .

س٢/ قارن بين مفهوم الحمض حسب مفهوم برونستد - لوري ومفهوم لويس

س٣/ فسر السلوك القاعدي لمركب الهيدرازين N_2H_4 عند تفاعله مع الماء حسب مفهوم أ- برونستد - لوري ب- لويس

الحل

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

أ- N_2H_4 اكتسب بروتون H من الماء وبذلك يعد قاعدة حسب برونستد - لوري

ب- N_2H_4 عندما اكتسب H^+ فإنه قدم زوج الكتروني ليكون الرابطة وبذلك يعد قاعدة حسب لويس [$H-\ddot{N}-\ddot{N}-H$ ذرة N تقدم .. للبروتون عند التفاعل]

س٦/ حدد حمض وقاعدة لويس في التفاعلات الآتية

$$B(OH)_3 + OH^- \longrightarrow B(OH)_4^-$$
حمض لويس — قاعدة لويس

$$Cu^{2+} + 4NH_3 \longrightarrow [Cu(NH_3)_4]^{2+}$$
حمض لويس — قاعدة لويس

يكفي تحديد مادة حسب القواعد التي تعلمناها والأخرى تكون عكسها

$$NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$$
قاعدة لويس — حمض لويس

س٥/ اختر الإجابة الصحيحة فيما يلي:

١- قاعدة لويس سالبة الآتية هي:

أ- H_2O ب- HCl ج- BF_3 د- $NaOH$

٢- جميع الآتية حموض لويس ماعدا:

أ- Cu^{2+} ب- BH_3 ج- BF_3 د- NH_3

٣- جميع الآتية يمثل رابطة تناسقية باستثناء

أ- NH_4^+ ب- H_3O^+ ج- $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ د- CH_4

اتحاد اللافلزيات أو اللافلز مع العناصر الانتقالية مثل Cr Fe Cu يعطي رابطة تناسقية.

٤- عند اتحاد حمض لويس مع قاعدة لويس تنشأ رابطة

أ- أيونية ب- هيدروجينية ج- تناسقية د- فلزية

الدرس ٦-١: التأين الذاتي للماء

يقصد بالتأين الذاتي للماء:

قيام بعض جزيئات الماء بمنح بروتونات تستقبلها جزيئات أخرى حسب المعادلة

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

ولهذا التفاعل المتزن ثابت اتزان يرمز له K_w ويعطى بالعلاقة

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

قيمة $K_w = 1 \times 10^{-14}$ عند درجة 25°س (حفظ)

وتستخدم هذه العلاقة لحساب تركيز H_3O^+ أو OH^- في المحاليل المائية.

مثال: إحسب كلاً من $[OH^-]$ و $[H_3O^+]$ للماء النقي.

الحل

$$H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

حسب المعادلة لو فرضنا أن $[H_3O^+]$ = س فإن $[OH^-]$ = س

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

$$س^2 = 1 \times 10^{-14}$$

$$س = \sqrt{1 \times 10^{-14}} = 1 \times 10^{-7}$$

$$س = [H_3O^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ مول/لتر}$$

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

أسئلة الدرس

س/ إحسب تركيز $[OH^-]$ لمحلول حمض HCl علماً بأن تركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ فيه يساوي 0.05 مول/لتر

الحل

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

$$[OH^-] \times 0.05 = 1 \times 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.05} = 2 \times 10^{-13} \text{ مول/لتر}$$

س/ إحسب تركيز أيون الهيدرونيوم في محلول مائي لهيدروكسيد البوتاسيوم علماً بأن تركيز أيون الهيدروكسيد OH^- فيه يساوي 0.007 مول/لتر.

الحل

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

$$0.007 \times [H_3O^+] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.007} = 1.4 \times 10^{-12} \text{ مول/لتر}$$

يمكن استخدام العلاقات الآتية مباشرة للسرعة.

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} \qquad [OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]}$$

الدرس 6-2 : الرقم الهيدروجيني pH

يعبر الرقم الهيدروجيني مقياساً لدرجة حموضة أو قاعدية المحلول وسمي أيضاً الأس الهيدروجيني أو درجة الحموضة ويرمز له pH .

يعرف الرقم الهيدروجيني pH بأنه :
سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدرونيوم $[H_3O^+]$ في المحاليل المائية

$$pH = - \log [H_3O^+]$$

مثال : إحسب pH للماء المقطر .

الحل

$[H_3O^+]$ للماء المقطر كما رأينا سابقاً $= 1 \times 10^{-7}$

$pH = - \log 1 \times 10^{-7} = 7$

$pH = 7$ تعني المحلول متعادل (ليس حمضياً ولا قاعدياً) $[OH^-] = [H_3O^+]$
$pH < 7$: المحلول قاعدي $[OH^-] > [H_3O^+]$
$pH > 7$: المحلول حمضي $[OH^-] < [H_3O^+]$

مثال : احسب قيمة pH للمحاليل الآتية ثم حدد أيها حمضي وأيها قاعدي .

أ- $[H_3O^+] = 0.05$ مول/لتر ب- $[H_3O^+] = 2.4 \times 10^{-9}$ مول/لتر

الحل

أ- $pH = - \log 0.05 = 1.3 \Leftarrow$ محلول حمضي لأن $pH < 7$

ب- $pH = - \log 2.4 \times 10^{-9} = 8.6 \Leftarrow$ محلول قاعدي لأن $pH > 7$

* كلما زادت pH : يزداد تركيز $[OH^-]$ وتزيد قوة القاعدة (القاعدية)
* كلما قلت pH : يزداد تركيز $[H_3O^+]$ وتزيد قوة الحمض (الحمضية)
* أذن العلاقة بين pH وقوة القاعدة طردية وبين pH وقوة الحمض عكسية

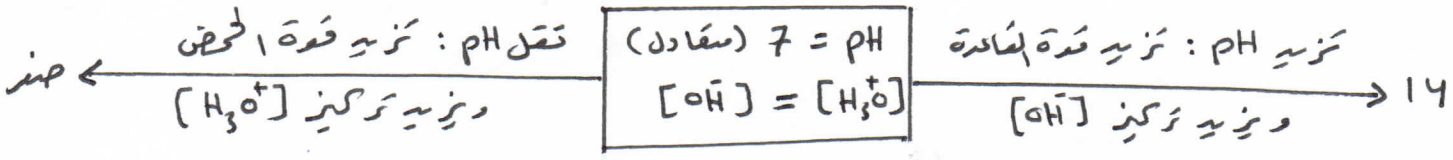
13

تمرين: أيهما أقوى حمض له pH = 2.5 أم حمض له pH = 4.8 ؟

ح/ الحمض الأول أقوى لأن له pH أقل (علاقة عكسية)

قارن بين قاعدتين الأولى لها pH = 9 والثانية لها pH = 11.3

ح/ القاعدة الثانية أقوى لأنه pH أكبر (علاقة طردية)



ويمكن حساب $[H_3O^+]$ من قيمة pH من العلاقة

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

مثال: احسب تركيز أيون الهيدروجينيوم لمحلول من الأدرينالين علماً بأنه قيمة pH له تساوي 12.5.

الحل

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

$$[H_3O^+] = 10^{-12.5} = 3.16 \times 10^{-13} \text{ مول/لتر}$$

نستخدم ضغاطات الآلة بالترتيب الآتي:

10 ← x^y ← (-) ← 12.5 ← = فيظهر: 3.16×10^{-13}

تمرين: احسب $[OH^-]$ في المثال السابق.

الحل

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

$$[OH^-] \times 3.16 \times 10^{-13} = 1 \times 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{3.16 \times 10^{-13}} = 0.03 \text{ مول/لتر}$$

ملاحظة المتباينة:

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

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

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

أسئلة الدرس

س١/ اجب قيمة الرقم الهيدروجيني pH في الحالات الآتية:

١- $[H_3O^+]$ = ٠.٠٠٣ مول/لتر

ح/ pH = $-$ لو $[H_3O^+]$ = $-$ لو ٠.٠٠٣ = 2.52

٢- $[OH^-]$ = ٠.٠٠١ مول/لتر

ح/ يلزم حساب H_3O^+ أولاً حيث أن

$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1\times10^{-14}}{0.001} = 1\times10^{-11}$

pH = $-$ لو $[H_3O^+]$ = $-$ لو 1×10^{-11} = 11

س٢/ اجب تركيز أيون الهيدروكسيد $[OH^-]$ لمحلول درجة حموضة pH تساوي 8.6.

الحل

أولاً نجد $[H_3O^+]$ من قيمة pH

$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-8.6} = 2.5\times10^{-9}$ مول/لتر

$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1\times10^{-14}}{2.5\times10^{-9}} = 4\times10^{-6}$ مول/لتر

س٣/ جد تركيز أيونات H_3O^+ في عينة من عصير التفاح الرقم الهيدروجيني لها (pH = 6.6)

س٤/ إذا كان تركيز أيونات الهيدروكسيد OH^- في التربة يساوي 1×10^{-9} مول/لتر جد قيمة pH لمحلول التربة. وصف التربة حمضية أم قاعدية.

س٥/ وجد أن pH لعينة من دم الإنسان تساوي 7.4 اجب تركيز أيونات الهيدروكسيد والهيدروجين في الدم.

س٦/ عينة من مضادات الحموضة تستخدم لعلاج قرحة المعدة لها pH = ١٠ اجب قيمة $[H_3O^+]$ فيها.

الدرس 5 : حساب pH لمحاليل الحموض والقواعد القوية

تنقسم الحموض والقواعد إلى :

1- حموض وقواعد قوية : تتأين (تتفكك) في الماء بشكل تام
2- حموض وقواعد ضعيفة : تتأين في الماء بشكل جزئي ولها ثابت تأين K_a للحموض و K_b للقواعد.

* كيف نعرف في السؤال أنه الحمض قوي أو القاعدة قوية.

عدم وجود K_a أو K_b يعني أنه الحمض قوي أو القاعدة قوية

• من أشهر الحموض القوية :

H_2SO_4 HNO_3 $HClO_4$ $HClO_3$ HI HBr HCl

• من أشهر القواعد القوية :

الهيدروكسيدات (قواعد ارهينيوس) مثل NaOH KOH $Ba(OH)_2$
$Mg(OH)_2$ $Sr(OH)_2$

مثال : اجد pH لمحلول حمض الكبريتيك H_2SO_4 تركيز 5×10^{-3} مول/لتر

الحل

نلاحظ أنه السؤال خلو من ذكر K_a أو K_b ما يعني أنه الحمض قوي أي يتأين بشكل تام

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

عدد جزيئات الماء و H_3O^+ = عدد ذرات H

من المعادلة نستنتج أن $[H_3O^+] = [H_2SO_4] \times 2$

$[H_3O^+] = 5\times10^{-3} \times 2 = 0.01$ مول/لتر

$pH = -\log 0.01 = 2$

$[H_3O^+] = [$الحمض القوي$] \times$ عدد H في صيغته

مثال: إحسب pH لمحلول هيدروكسيد السترونشيوم $Sr(OH)_2$ تركيز 0.01 مول/لتر.

الحل

المركب عبارة عن قاعدة قوية بسبب وجود OH كذلك عدم وجود Ka أو Kb

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

عدد OH^- في النواتج = المتفاعلات

الماء يضع فوه الهيدروكسيد ولا يعد متفاعلاً.

من المعادلة نلاحظ أن $[OH^-] = [Sr(OH)_2] \times 2$

$$[OH] = 0.01 \times 2 = 0.02 \text{ مول/لتر}$$

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH]} = \frac{10 \times 1^{-14}}{0.02}$$

$$[H_3O^+] = 10 \times 5^{-13} \text{ مول/لتر}$$

$$pH = -\log 10 \times 5^{-13} = 12.3$$

$$[OH^-] = [\text{القاعدة العددية}] \times \text{عدد OH في صيغتها}$$

وقبل البدء في أسئلة الدرس إليك بعض المتطلبات المهمة

- التركيز = $\frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم (لتر)}} \Leftarrow [ن] = \frac{ن}{\text{ح لتر}}$
- عدد المولات = $\frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}} \Leftarrow ن = \frac{ك}{\text{ك م}}$
- الكتلة المولية = مجموع كتل الذرات في المركب
فمثلاً ك م لـ $CO_2 = 12 \times 1 + 16 \times 2 = 44$ جم/مول
- وحدة الحجم مل تعني سم^3 فمثلاً 50 مل = 50 سم^3
- $\frac{\text{سم}^3 \text{ (أو مل)}}{1000} \Leftarrow$ لتر

أسئلة الدرس

س١ / إحسب قيمة الأس الهيدروجيني pH في المحلول الناتج من إذابة 0.855 جم من هيدروكسيد الباريوم $Ba(OH)_2$ الذي يتفكك كلياً في 500 مل من الماء علماً بأن الكتلة المولية لهيدروكسيد الباريوم = 171 جم/مول.

الحل

أوجد أولاً عدد المولات ومنها التركيز

$$\text{ن} = \frac{\text{ك}}{\text{ك م}} = \frac{0.855}{171} = 0.005 \text{ مول}$$

$$[Ba(OH)_2] = \frac{\text{ن}}{\text{ح (لتر)}} = \frac{0.005}{0.5} = 0.01$$

$$\text{ح} = \frac{\text{مل}500}{1000} = 0.5 \text{ لتر}$$

المركب لدينا قاعدة قوية تتفكك بالكامل حسب المعادلة

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

من المعادلة: $[OH^-] = 2 \times [Ba(OH)_2]$

$= 2 \times 0.01 = 0.02$ مول/لتر

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.02} = 5 \times 10^{-13} \text{ مول/لتر}$$

$$pH = -\log 5 \times 10^{-13} = 12.3$$

لاحظ كيف يصبح شكل السؤال عندما تتحول المعطيات إلى مطلوب

س٢ / إحسب كتلة هيدروكسيد الباريوم $Ba(OH)_2$ الذائبة في محلول حجمه 0.5 لتر وقيمة pH له تساوي 12.3 [ك م $Ba(OH)_2$ = 171 جم/مول]

الحل

من pH أوجد H_3O^+ ثم OH^-

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-12.3} = 5 \times 10^{-13} \text{ مول/لتر}$$

$$[OH] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-13}} = 0.02 \text{ مول/لتر}$$

$$[OH^-] = 2 \times [Ba(OH)_2]$$

$$0.02 = 2 \times [Ba(OH)_2]$$

$$[Ba(OH)_2] = \frac{0.02}{2} = 0.01 \text{ مول/لتر}$$

$$\text{ت} = \frac{\text{ن}}{\text{ح}} \qquad \text{ن} = \frac{\text{ك}}{\text{ك م}}$$

* ن = ح لتر × ت = 0.5 × 0.01 = 0.005 مول

* ك = ن × ك م = 0.005 × 171 = 0.855 جم

س3 / تم اذابة 9.8 جم H_2SO_4 في كمية من الماء بحيث أصبح الحجم الكلي يساوي 500 سم^3. إحسب قيمة pH لهذا المحلول.

س4 / ما عدد مولات KOH اللازم اذابتها للحصول على محلول حجمه 250 مل والرقم الهيدروجيني له يساوي 11.5 .

س5 / محلول ناتج من اذابة 5×10^{-3} مول من حمض البيركلوريك $HClO_4$ في لتر من الماء جد قيمة pH في المحلول الناتج.

س6 / إختر الإجابة الصحيحة فيما يلي :

1- ما تركيز أيونات الهيدروكسيد في محلول 0.05 مول/لتر من $Ba(OH)_2$ علماً بأنه يتفكك كلياً ؟

أ- 0.05 ب- 0.01 ج- 1×10^{-1} د- 1×10^{-13}

2- إذا علمت أن $[OH^-] = 1 \times 10^{-6}$ مول/لتر ما قيمة pH للمحلول المائي ؟

أ- 10 ب- 6 ج- 10^{-6} د- 10^{-10}

الدرس 6-1 : الاتزان في محاليل الحموض الضعيفة

الحمض الضعيف:

حمض يتأين في الماء بشكل غير كامل (جزئي)

يشكل تأين الحمض الضعيف حالة إتزان وله ثابت إتزان (ثابت تأين) يرمز له Ka (a = acid حمض)

مثال: اكتب معادلة تأين الحمض الضعيف HA وصيغة ثابت التأين Ka له

الحل

$$HA_{(aq)} + \underbrace{H_2O_{(l)}}_{\text{المذيب سائلة (l) والصلبة (s) لا تكتب ضمن ثابت الاتزان.}} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$$

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

وتعد قيم Ka للحموض الضعيفة مقياساً لقدرتها في المحلول

Ka الأكبر تعني: الحمض أقوى وبالتالي $[H_3O^+]$ أعلى و pH أقل
Ka الأكبر أيضا تعني : الحمض أقوى وبالتالي قاعدته المرافقة أضعف
* العلاقة بين قوة الحمض وقاعدته المرافقة عكسية

نشاط : ادرس الجدول الآتي والذي يوضح قيم Ka لبعض الحموض الضعيفة ثم أجب عما يليه من الأسئلة

اسم الحمض	الصيغة الكيميائية	معادلة التأين	K_a
حمض الهيدروفلوريك	HF	$HF_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + F^-_{(aq)}$	6.8×10^{-4}
حمض النيتروز	HNO_2	$HNO_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + NO_2^-{}_{(aq)}$	5.6×10^{-4}
حمض الميثانويك	HCOOH	$HCOOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + HCOO^-_{(aq)}$	1.8×10^{-4}
حمض البنزويك	C_6H_5COOH	$C_6H_5COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + C_6H_5COO^-_{(aq)}$	6.3×10^{-5}
حمض الإيثانويك	CH_3COOH	$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$	1.8×10^{-5}
حمض الهيبوكلوروز	HClO	$HClO_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + ClO^-_{(aq)}$	2.9×10^{-8}
حمض الهيدروسيانيك	HCN	$HCN_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)}$	4.2×10^{-10}

جدول (4-2): قيم ثابت التأين لبعض الحموض الضعيفة عند درجة حرارة 25 °س (قيم K_a ليست للحفظ)

١- أي الحموض هو الأقوى ؟ أي الحموض هو الأضعف ؟

ج/ الحمض الأقوى HF لأنه له أعلى Ka والأضعف HCN لأنه له أقل Ka

٢- ما صيغة القاعدة المترافقة للحمض الأقوى ؟ وما صيغة القاعدة المترافقة للحمض الأضعف ؟

ج/ F^- و CN^-

٣- أي الحمض فيه $[H_3O^+]$ هو الأعلى عند استخدام محاليل متساوية التركيز ؟

ج/ الحمض الأقوى له $[H_3O^+]$ أكبر وهو HF .

٤- أي الحمض فيه pH هو الأعلى عند استخدام محاليل متساوية في التركيز ؟

ج/ الحمض الأضعف له pH أعلى وهو HCN

٥- اكتب الأزواج المترافقة من الحمض والقاعدة في معادلة تأين حمض الهيبوكلوروز في الماء .

الحل

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

الأزواج المترافقة : ($HClO / ClO^-$) (H_2O / H_3O^+)

٦- أيهما أقوى كقاعدة الأيون F^- أم NO_2^- ؟

ج/ الحمض الأقوى قاعدته المترافقة أضعف ومن جدول قيم Ka نجد أن HF أقوى من HNO_2 إذن القاعدة F^- أضعف من NO_2^- وبالتالي NO_2^- أقوى

عند التفاعل بين الحموض والقواعد فإن الاتزان يميل نحو طرف المعادلة الذي تكون فيه الحموض والقواعد الأضعف

مثال: بالاعتماد على Ka للحموض $HNO_2 = 5.6 \times 10^{-4}$ ، $HClO = 2.9 \times 10^{-8}$

حدد الاتجاه الذي يميل إليه الاتزان في التفاعل الآتي.

$$HNO_2 + ClO^- \rightleftharpoons HClO + NO_2^-$$

الحل

$$HNO_2 + ClO^- \rightleftharpoons HClO + NO_2^-$$

$5.6 \times 10^{-4} = Ka$ $\qquad$ $2.9 \times 10^{-8} = Ka$

يميل الاتزان نحو جهة HClO (المتفاعلات) لأنه الحمض الأضعف (أقل Ka).

أسئلة الدرس

س/ اعتماداً على قيم Ka جدول 6-2. قرر الاتجاهات التي يميل إليها الاتزان في التفاعلات الآتية.

$$HCOOH + ClO^- \rightleftharpoons HClO + HCOO^-$$

$$HCN + F^- \rightleftharpoons HF + CN^-$$

الحل/ الأول يميل نحو جهة HClO لأنه الأضعف (أقل Ka)

الثاني يميل نحو جهة HCN لأنه الأضعف.

س2/ اعتماداً على الجدول المجاور الذي يبين قيم ثابت التأين لمجموعة من الحموض الافتراضية الضعيفة المتساوية في التركيز.

الحمض	ثابت التأين K_a
HA	8.6×10^{-4}
HB	6×10^{-4}
HC	4×10^{-6}
HD	6×10^{-5}

1. أي من محاليل هذه الحموض له أقل قيمة (pH)؟
2. حدّد الزوجين المتلازمين من الحمض والقاعدة عند تفاعل حمض HD مع الماء.
3. قرّر الجهة التي ينحاز لها الاتزان في التفاعل الآتي:

$$HA_{(aq)} + D^-_{(aq)} \rightleftharpoons HD_{(aq)} + A^-_{(aq)}$$

4. أي من محاليل الحموض السابقة له قاعدة ملازمة أقوى؟

الدرس 6-2 : حساب pH لحمض ضعيف

عندما يتأين الحمض القوي (الذي ليس له Ka) يتحول كلياً إلى نواتج بينما :

> عندما يتأين الحمض الضعيف (له Ka) يتحول جزء صغير جداً منه إلى نواتج نرمز له بـ س . بينما تركيز الحمض يظل كما هو تقريباً .

مثال : إحسب الرقم الهيدروجيني pH في محلول حمض الهيدروفلوريك HF تركيزه 0.3 مول/لتر إذا علمت أن Ka له = 6.8×10^{-6}. ثم احسب النسبة المئوية لتأين هذا الحمض .

الحل

أولاً : معادلة تفكك (تأين) الحمض HF

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

التراكيز عند الإتزان : 0.3 − س ، س ، س

تركيز الحمض لا يتغير تقريباً لأنه ما يتفكك صغير جداً يكاد يكون مهمل

ثانياً : قانون Ka للحمض

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

ثالثاً : نعوض في القانون حيث $Ka = 6.8 \times 10^{-6}$ ثم نكمل الحل

$$6.8 \times 10^{-6} = \frac{(س)(س)}{0.3}$$

$$س^2 = 6.8 \times 10^{-6} \times 0.3 = 2.04 \times 10^{-6}$$

$$س = \sqrt{2.04 \times 10^{-6}} = 1.43 \times 10^{-2}$$

$[H_3O^+] = 1.43 \times 10^{-2}$ مول/لتر

$pH = - \log [H_3O^+] = - \log 1.43 \times 10^{-2} = 1.85$

* حساب النسبة المئوية للتفكك (للتأين) :

> النسبة المئوية للتأين = $\frac{\text{الكمية المتأينة}}{\text{الكمية الأصلية}} \times 100\%$
>
> * الكمية المتأينة = $[H_3O^+]$ في الحمض أو $[OH^-]$ في القاعدة

النسبة المئوية للتأين = $\frac{1.43 \times 10^{-2}}{0.3} \times 100\% = 4.76\%$

أسئلة الدرس

س1/ إحسب قيمة Ka لمحلول الحمض الضعيف HX تركيزه يساوي 0.01 مول/لتر والرقم الهيدروجيني pH = 4.

الحل

أولاً نوجد H_3O^+ من قيمة pH

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-4} \times 1 \text{ مول/لتر}$$

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

0.01 — $10^{-4} \times 1$ — $10^{-4} \times 1$

التركيز عند الاتزان: $10^{-4} \times 1$ (متساوية دائماً)

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

$$Ka = \frac{(10^{-4} \times 1)(10^{-4} \times 1)}{0.01} = 10^{-6} \times 1$$

س2/ محلول مائي لحمض HB تركيزه 0.2 مول/لتر ودرجة تأينه في الماء تساوي 4 %. إحسب قيمة pH له ثم احسب قيمة Ka لهذا الحمض.

الحل

النسبة المئوية للتأين = $\frac{\text{أيونية التأين}}{\text{أيونية الأصلية}} \times 100\%$

أيونية التأين تساوي $[H_3O^+]$ في الحمض

$$4 = \frac{[H_3O^+]}{0.2} \times 100$$

ومنها $[H_3O^+] = 8 \times 10^{-3}$

$$pH = -\log 8 \times 10^{-3} = 2.09$$

- لحساب Ka للحمض:

$$HB + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + B^-$$

0.2 — 8×10^{-3} — 8×10^{-3}

$$Ka = \frac{[H_3O^+][B^-]}{[HB]}$$

$$Ka = \frac{(8 \times 10^{-3})^2}{0.2} = 3.2 \times 10^{-4}$$

س3/ إحسب عدد مولات HF الذائبة في محلول حجمه 500 مل ودرجة حموضته pH = 1.85 [$Ka = 6.8 \times 10^{-4}$] ..... غريبة

الدرس 7-1 : الاتزان في محاليل القواعد الضعيفة

القاعدة الضعيفة :

قاعدة تتأين في الماء بشكل جزئي

لكل قاعدة ضعيفة ثابت تأين يرمز له Kb (قاعدة b = base)

مثال : اكتب معادلة تفكك القاعدة الضعيفة برمز افتراضي B و ما صيغة ثابت التأين Kb لهذه القاعدة .

الحل

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

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

وتقدر قيمة Kb للقواعد الضعيفة عملياً لعدد لها في المحاليل المائية

> Kb الأكبر تعني : القاعدة أقوى وبالتالي [OH⁻] أكبر و pH أكبر
> Kb الأكبر تعني أيضاً القاعدة أقوى وبالتالي محضها المرافق أضعف
> * العلاقة بين قوة القاعدة ومحضها المرافق عكسية

مثال : ادرس الجدول الآتي الذي يوضح قيم Kb لبعض القواعد الضعيفة ثم أجب عن الأسئلة التي تليه .

القاعدة	الصيغة	معادلة التأين	K_b
ميثيل أمين	CH_3NH_2	$CH_3NH_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3NH_3^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	5×10^{-4}
الأمونيا	NH_3	$NH_{3(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	1.8×10^{-5}
هيدرازين	N_2H_4	$N_2H_{4(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons N_2H_5^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	1.3×10^{-6}
هيدروكسيل أمين	NH_2OH	$NH_2OH_{(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_3OH^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	8.7×10^{-9}

1- أي القواعد تعد الأقوى وأيها تعد الأضعف ؟

ج/ القاعدة الأقوى CH_3NH_2 (أكبر Kb) والأضعف NH_2OH (أصغر Kb)

2 - ما صيغة المحض المرافق للقاعدة الأقوى والقاعدة الأضعف وأيهما أقوى؟

ج/ المحض المرافق للقاعدة الأقوى $CH_3NH_3^+$ وتعد الأضعف بينما المحض المرافق للقاعدة الأضعف هو NH_3OH^+ وتعد الأقوى (العلاقة عكسية).

3 - قارن بين pH لمحاليل متساوية التركيز من NH_3 و N_2H_4 .

ج/ القاعدة الأقوى لها pH أعلى وهي NH_3 (Kb أكبر)

٦- اكتب معادلة تأين الهيدرازين N_2H_4 في الماء وحدد الازواج المتلازمة

الحل

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

الازواج المتلازمة: (H_2O / OH^-) و (N_2H_4 و $N_2H_5^+$)

س/ إذا علمت أن K_b لـ NH_3 = 1.8×10^{-5} و K_b لـ N_2H_4 = 1.3×10^{-6}
فحدد الجهة التي يتفاعل الماء السائد الآتي:

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

الحل

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

$K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ $\qquad$ $K_b = 1.3 \times 10^{-6}$

يتفاعل الاتزان تجاه N_2H_4 (المتفاعل)
لأنها القاعدة الأضعف (أقل K_b)

أسئلة الدرس

س/ باعتماد على قيم K_b (جدول صفحة 23) ما الجهة التي يتفاعل الماء الاتزان الآتي

$$NH_3 + CH_3NH_3^+ \rightleftharpoons NH_4^+ + CH_3NH_2$$

س٢/ اعتماداً على الجدول الآتي والذي يبين قيم ثابت التأين(K_b) لعدد من القواعد الضعيفة أجب عما يأتي:

اسم القاعدة	صيغة القاعدة	K_b
بيريدين	C_5H_5N	$1,4 \times 10^{-9}$
إيثيل آمين	$C_2H_5NH_2$	$4,7 \times 10^{-4}$
هيدروكسيل آمين	NH_2OH	$1,1 \times 10^{-8}$

أ اكتب صيغة الحمض الملازم لكل قاعدة.

ب رتب القواعد السابقة حسب قيم pH لمحاليل لها متساوية التركيز.

جـ اكتب معادلة تمثل تفاعل هيدروكسيل آمين مع الماء.

د حدد الزوجين المتلازمين من الحمض والقاعدة في التفاعل المبين في جـ اعلاه.

هـ- حدد جهة انحياز الاتزان الآتي

$$CH_2OH + C_2H_5NH_3^+ \rightleftharpoons NH_3OH^+ + C_2H_5NH_2$$

الدرس 7-1: حساب pH لقاعدة ضعيفة

مثل الحمض الضعيف تماماً تأين جزئياً صغيراً يتأين ونرمز له س بينما يظل تركيز القاعدة الضعيفة تقريباً كما هو لاننا نهمل ما يتأين منها.

مثال: إحسب قيمة pH لمحلول البيريدين C_5H_5N تركيزه مبدئي 0.01 مول/لتر علماً بأن ثابت التأين له $K_b = 1.4 \times 10^{-9}$.

الحل

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

التركيز عند الاتزان: 0.01 − س ، س ، س

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

$$1.4 \times 10^{-9} = \frac{س^2}{0.01}$$

$$س^2 = 1.4 \times 10^{-11}$$

$$س = \sqrt{1.4 \times 10^{-11}} = 3.74 \times 10^{-6} \text{ مول/لتر}$$

$$[OH^-] = س = 3.74 \times 10^{-6}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{3.74 \times 10^{-6}} = 2.67 \times 10^{-9} \text{ مول/لتر}$$

$$pH = -\log 2.67 \times 10^{-9} = 8.57$$

أسئلة الدرس

س1/ إحسب قيمة ثابت التأين للقاعدة الضعيفة B عندما يكون تركيزها 0.04 مول/لتر وقيمة الرقم الهيدروجيني pH تساوي 10.

الحل

قبل كل شيء نحسب H_3O^+ من pH ثم نحسب OH لانه يركب قاعدة

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

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

$$[OH^-] = 1 \times 10^{-4} \text{ مول/لتر}$$

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

0.04 ، 1×10^{-4} ، 1×10^{-4}

$$K_b = \frac{(1 \times 10^{-4})^2}{0.04} = 2.5 \times 10^{-7}$$

26 س2 / محلول من الأمونيا NH_3 تركيزه 0.5 مول/لتر. فاذا علمت أن Kb يساوي 1.8×10^{-5} إحسب كلاً من:

1- الرقم الهيدروجيني 2- النسبة المئوية للتأين

الحل

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

عند الإتزان: 0.5 — س — س

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

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{س^2}{0.5} \Leftarrow س^2 = 9 \times 10^{-6}$$

$$س = \sqrt{9 \times 10^{-6}} = 3 \times 10^{-3}$$

$$[OH^-] = س = 3 \times 10^{-3}$$

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{3 \times 10^{-3}} = 3.33 \times 10^{-12}$$ مول/لتر

$$pH = - \log 3.33 \times 10^{-12} = 11.47$$

* النسبة المئوية للتأين = $\frac{\text{كمية التأين}}{\text{كمية الأصلية}} \times 100$ %

حيث كمية التأين = $[OH^-]$ من المعادلة = 3×10^{-3} مول/لتر

كمية الأصلية = $[NH_3]$ = 0.5 مول/لتر

النسبة المئوية للتأين = $\frac{3 \times 10^{-3}}{0.5} \times 100$ % = 0.6 %

س3 / إختر الإجابة الصحيحة فيما يلي:

1- قيمة pH لمحلول مائي من N_2H_4 تركيز 0.01 مول/لتر و $Kb = 1 \times 10^{-6}$ هي:

أ- 4 ب- 8 ج- 10 د- 12

2- في محلول مائي لقاعدة ضعيفة B تركيز 0.01 مول/لتر $Kb = 1.6 \times 10^{-9}$ تكون تركيز $[H_3O^+]$ في المحلول:

أ- 4×10^{-5} ب- 4×10^{-6} ج- 2.5×10^{-9} د- 2.5×10^{-10}

3- اذا كانت قيمة pH لمحلول قاعدة ما يساوي 11.47 عند تركيز 0.05 مول/لتر فما درجة تأين هذه القاعدة يساوي:

أ- 0.6 % ب- 6 % ج- 60 % د- 0.06 %

الدرس 8 : الخواص الحمضية والقاعدية للأملاح

ينتج الملح من تفاعل بين حمض وقاعدة لذلك قد يكون للملح خواصاً حمضية اذا كان الحمض قوي أو خواصاً قاعدية اذا كانت القاعدة قوية أو متعادل (لا حمضي ولا قاعدي) اذا كان الحمض قوي والقاعدة قوية.

تحدد الخواص الحمضية أو القاعدية للأملاح من خلال قدرة أيوناتها على التميه.

التميه :
قدرة بعض أيونات الأملاح على التفاعل مع الماء وانتاج أيونات H_3O^+ أو OH^- أو كليهما.

مثال : حدد أي الأيونات التالية قادر على التميه (التفاعل مع الماء) ثم اكتب الناتج

NO_3^- CN^- Na^+ NH_4^+

الحل

الأيون الموجب يتميه باعطاء H^+ للماء إذا كان يحوي H ولا يتميه إذا كان لا يحوي H

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

يعطي H^+ للماء

$$Na^+ + H_2O \longrightarrow$$ لا يتفاعل (لا يتميه)

الأيون السالب يأخذ H^+ من الماء ماعدا الأيونات التالية: لا تتفاعل I^- Br^- Cl^- ClO_3^- NO_3^- ClO_4^- SO_4^{2-}

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

يأخذ H^+ من الماء

$$NO_3^- + H_2O \longrightarrow$$ لا يتفاعل

من المجموعة التي لا تتميه

ملاحظة : الأيونات التي لا تتميه تكون حمضاً مرافقاً لقواعد قوية أو قواعد مرافقة لحموض قوية لذلك تعد ضعيفة وغير قادرة على التفاعل

مثال: هل الملح NH_4Cl يمثل حمضاً أم قاعدة؟ فسر إجابتك.

الحل

نحلل الملح إلى أيون (−) على اليسار و (+) على اليسار ثم نفاعل كل منهما مع الماء

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

لا يتفاعل ← $Cl^- + H_2O$

وجود H_3O^+ في النواتج يعني أن المركب يمثل حمضاً حمضية ($pH < 7$)

مثال: صنف الخواص الحمضية أو القاعدية لملح سيانيد البوتاسيوم KCN

الحل:

$K^+ + H_2O \longrightarrow$ لا يتميه

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

وجود OH^- في النواتج يعني أن الملح يمثل حمضاً قاعدية ($pH > 7$)

مثال: هل المركب KNO_3 حمض أم قاعدي التأثير؟

الحل

$K^+ + H_2O \longrightarrow$ لا يتفاعل

$NO_3^- + H_2O \longrightarrow$ لا يتفاعل

نلاحظ في النواتج عدم وجود H_3O^+ أو OH^- مما يعني أن الملح متعادل ($pH = 7$)

علل: pH محلول ملح الطعام $NaCl$ تساوي 7.

لأن أيونات الملح Na^+ و Cl^- لا تتميه وبالتالي لا ينتج H_3O^+ أو OH^-

أسئلة الدرس

س/ فسر السلوك الحمضي لمحلول NH_4NO_3 موضحاً ذلك بالمعادلات.

الحل

$NO_3^- + H_2O \longrightarrow$ لا يتفاعل

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

وجود أيون الهيدرونيوم H_3O^+ سبب في الخواص الحمضية للمحلول

س٢ / قارن بينه pH لمحاليل متساوية التركيز من KCl و NH_4Br ... قرين

س٣ / رتب المحاليل المائية للمواد الآتية المتساوية في التركيز حسب قيمة pH

KCN NaCl HNO_3 NH_4Cl NaOH

الحل

كي نقارن يجب تحديد طبيعة المادة هل حمض أم قاعدة أم ملح حمض أو قاعدي التأثير.

NaOH : قاعدة (بسبب OH) فيكون لها أعلى pH.

HNO_3 : حمض فيكون له أقل pH.

NH_4Cl ، NaCl و KCN أملاح لذلك نطبق عليها قواعد التميؤ (قرين) متوقف على ما يأتي

NH_4Cl: ملح له حواص حمضية [لكنه أضعف من الحمض إذن pH أعلى من الحمض]

NaCl: ملح متعادل

KCN: ملح له حواص قاعدية [لكنه أضعف من القاعدة إذن pH أقل من القاعدة]

∴ $HNO_3 < NH_4Cl < NaCl < KCN < NaOH$ من حيث pH.

ملاحظة:

أحيانا يسأل البعض كيف نميز الملح لنطبق عليه قواعد التميؤ. والجواب ببساطة نعلمنا سابقا انه نحدد الحمض والقاعدة. فيكون الملح هو المختلف.

س٦ / رتب المحاليل الآتية متساوية التركيز حسب قيمة pH

NaOH KCl NH_4Br HF NH_3

الحل

نحدد حواص المواد كما سبق

NH_3	HF	NH_4Br	KCl	NaOH
قاعدة ضعيفة	حمض	ملح حمضي	ملح متعادل	قاعدة قوية

الترتيب الصحيح: $HF < NH_4Br < KCl < NH_3 < NaOH$

ملاحظة: ترتيب المواد يتبع الترتيب الآتي دائما عند مقارنة pH:

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

س5/ إختر الإجابة الصحيحة فيما يلي :

1- أي المحاليل الآتية المتساوية في التركيز له أقل قيمة pH ؟

أ- NH_4Cl ب- NH_3 ج- HCl لانه حمض د- $NaCN$

2- أحد مذيبة غير قابل للتميه

أ- KCl ب- NH_4Cl ج- KF د- NH_4F

3- أحد المحاليل الآتية له $pH < 7$

أ- HF ب- KF ج- HCl د- KCl

4- أي الأملاح الآتية يكسب محلوله تأثيره حمضي عند إذابته في الماء؟

أ- KNO_3 ب- $NaCN$ ج- CH_3COOK د- NH_4NO_3

الدرس 9 : الأزواج المترافقة .

يعرف الأزواج المترافقة بأنه :

أزواج قادرة على مادتين ، حمض وأحد أملاحه أو قاعدة وأحد أملاحها

أمثلة : HNO_2 و $NaNO_2$ أزواج مترافقة

كذلك HCN و KCN أزواج مترافقة

تأثير الأزواج المترافقة :

الأزواج المترافقة يزيد pH للحمض الضعيف ويقلل pH للقاعدة الضعيفة

التفسير :

حسب قاعدة لوشاتليه فان الأزواج المترافقة تؤدي إلى اختيار الاتزان جهة المتفاعلات

* مع الحمض يقل H_3O^+ فتزيد pH

* مع القاعدة يقل OH^- فتقل pH

قاعدة لوشاتليه:

اذا تعرض نظام متزن إلى مؤثر خارجي فان النظام يعدل من حالته إلى أن يصل إلى حالة اتزان جديدة للتخفيف من أثر ذلك المؤثر.

مثال : ماذا يحدث لقيمة pH عند اضافة ملح $NaNO_2$ لمحلول الحمض الضعيف HNO_2 ؟ فسر إجابتك .

الحل

عند إضافة ملح لحمض ضعيف تزيد قيمة pH

التفسير : يتأين الحمض الضعيف HNO_2 حسب المعادلة

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

إضافة الملح $NaNO_2$ يؤدي لانحياز الاتزان نحو المتفاعلات حسب قاعدة لوتشاتليه فيقل تركيز H_3O^+ وبالتالي تزيد قيمة pH .

مثال : تم إذابة كلوريد الأمونيوم NH_4Cl في محلول للقاعدة الضعيفة NH_3 .
ما صيغة مزيج المحلول وما أثر إضافة الملح على قيمة pH للقاعدة .

الحل

عند إضافة ملح لقاعدة ضعيفة تقل قيمة pH

التفسير : تتأين القاعدة NH_3 في الماء حسب المعادلة

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

إضافة NH_4Cl يزيد تركيز NH_4^+ وهي أيونا مشتركا . وحسب قاعدة لوتشاتليه يتجه الاتزان جهة المتفاعلات مما يقلل تركيز OH^- وقيمة pH .

مثال : ماذا يحدث لقيمة pH لمحلول الحمض القوي HCl عند إضافة ملح KCl ؟
ج/ لا تتأثر قيمة pH لأن HCl حمض قوي يتأين بشكل كامل.

> pH لا تتأثر عند إضافة أيون مشترك لحمض قوي أو قاعدة قوية لأنها تتأين بشكل تام فلا يوجد حالة إتزان ولا تنطبق قاعدة لوتشاتليه.

أسئلة الدرس

س1 / صف التغير في قيمة pH في الحالات الآتية موضحاً ذلك بالمعادلات

أ- إضافة ملح KCN إلى محلول الحمض HCN .

ب- إضافة نترات الأمونيوم NH_4NO_3 لمحلول الأمونيا NH_3 .

ج- إضافة نترات البوتاسيوم KNO_3 لمحلول حمض النيتريك HNO_3 .

س2 / علل لآتية :

1- تنخفض قيمة الرقم الهيدروجيني عند إذابة ملح KNO_2 في محلول HNO_2 .

2- تقل قيمة pH عند اذابة ملح N_2H_5Br في محلول الهيدرازين N_2H_4 .

الدرس 9-2 : حساب pH للأمونيا المشتركة

نستخدم العلاقات الآتية

للحموض	للقواعد
$[H_3O^+] = \frac{Ka \times [\text{الحمض}]}{[\text{الأمونيا المشتركة}]}$	$[OH^-] = \frac{Kb \times [\text{القاعدة}]}{[\text{الأمونيا المشتركة}]}$

حيث أن : [الأمونيا المشتركة] = [الملح المضاف]

ملاحظة :

الأمونيا المشتركة مصدرها الملح والحمض أو القاعدة

[الأمونيا المشتركة] = [الجزء المتأين من الملح] + [الجزء المتأين من الحمض أو القاعدة]

هذا الجزء يمكن إهماله دائماً لأنه صغير جداً مقارنة بتركيز الملح لذلك فإن [الأمونيا المشتركة] = [الملح]

مثال : لديك محلول مكون من الأمونيا NH_3 بتركيز 0.1 مول/لتر وملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl بتركيز 0.15 مول/لتر. إحسب pH لهذا المحلول علماً بأن Kb للقاعدة NH_3 = 1.8×10^{-5}

الحل

يوجد لدينا قاعدة وملح لذلك نطبق قانون الأمونيا المشتركة للقواعد

$$[OH^-] = \frac{Kb \times [\text{القاعدة}]}{[\text{الأمونيا المشتركة}]}$$ حيث [الأمونيا المشتركة] = [ملح NH_4Cl]

$$[OH^-] = \frac{(1.8 \times 10^{-5})(0.1)}{0.15} = 1.2 \times 10^{-5} \text{ مول/لتر}$$

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.2 \times 10^{-5}} = 8.33 \times 10^{-10}$$

$$pH = - \log 8.33 \times 10^{-10} = 9.08$$

33 مثال: لديك محلول من حمض HF تركيزه 0.02 مول/لتر. إذا علمت أن K_a له تساوي 6.8×10^{-4} فأجب عما يلي.

1- إحسب الرقم الهيدروجيني لهذا المحلول

2- إحسب الرقم الهيدروجيني بعد إضافة 0.015 مول من ملح KF إلى لتر من المحلول

3- إحسب التغير في pH بعد اضافة الملح KF

الحل

1- pH للمحلول HF

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

التركيز عند الاتزان: 0.02 — $س$ — $س$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][F^-]}{[HF]} \Leftarrow \frac{س^2}{0.02} = 6.8 \times 10^{-4}$$

$$س^2 = (0.02)(6.8 \times 10^{-4}) = 1.36 \times 10^{-5}$$

$$س = \sqrt{1.36 \times 10^{-5}} = 3.687 \times 10^{-3}$$

$$[H_3O^+] = س = 3.687 \times 10^{-3} \text{ مول/لتر}$$

$$pH = - \log 3.687 \times 10^{-3} = \boxed{2.43}$$

2- pH بعد اضافة 0.015 مول KF إلى لتر من المحلول

$$[KF] = \frac{\text{ن}}{\text{حجم لتر}} = \frac{0.015}{1} = 0.015 \text{ مول/لتر}$$

الآن يصبح لدينا حمض HF بتركيز 0.02 مول/لتر وملح KF بتركيز 0.015 لذلك نطبق قانون الأيون المشترك للحموض

$$[H_3O^+] = \frac{[\text{الحمض}] K_a}{[\text{الأيون المشترك}]}$$ حيث الأيون المشترك = الملح = 0.015

$$[H_3O^+] = \frac{(0.02)(6.8 \times 10^{-4})}{(0.015)} = 9.06 \times 10^{-4} \text{ مول/لتر}$$

$$pH = - \log 9.06 \times 10^{-4} = \boxed{3.04}$$

3- التغير في pH بعد اضافة KF.

التغير في pH = pH بعد الإضافة − pH قبل الاضافة

$$= 2.43 - 3.04$$

التغير في pH = 0.61.

ملاحظة: نلاحظ أن pH كما تعلمنا سابقاً ازدادت عند اضافة ملح الى الحمض ولو وجدناها قلت فهذا دليل على حدوث خطأ في الحساب.

مهم جداً :

[الأيون المشترك] = [الملح] X 2 إذا كان الملح يحتوي 2 أيون مشترك في صيغته مثل $(NH_4)_2SO_4$ و CaF_2 و $(CH_3COO)_2Ca$ وغيرها من المركبات

مثال : إحسب pH لمحلول مكون من الأمونيا NH_3 تركيز 0.2 مول/لتر وكبريتات الأمونيوم $(NH_4)_2SO_4$ بتركيز 0.15 مول/لتر [Kb لـ $NH_3 = 1.8 \times 10^{-5}$]

الحل

لدينا قاعدة وأحد أملاحها لذلك نطبق قانون الأيون المشترك للقواعد

$$[OH^-] = \frac{Kb \times [\text{القاعدة}]}{[\text{الأيون المشترك}]}$$

حيث أن [الأيون المشترك] = 2 X $[(NH_4)_2SO_4]$

= 2 X 0.15 = 0.3 مول/لتر

$$[OH^-] = \frac{(0.2)(1.8 \times 10^{-5})}{0.3} = 1.2 \times 10^{-5} \text{ مول/لتر}$$

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.2 \times 10^{-5}} = 8.33 \times 10^{-10} \text{ مول/لتر}$$

$$pH = -\log 8.33 \times 10^{-10} = 9.07$$

فكر : لو كان لديك محلول مكون من HF و AlF_3 تركيز 0.1 مول/لتر لكل منهما فما تركيز الأيون المشترك ؟

أسئلة الدرس

س1/ محلول مكون من القاعدة الضعيفة CH_3NH_2 ($Kb = 5 \times 10^{-4}$) بتركيز 0.2 مول/لتر أضيف إلى لتر من المحلول 0.2 مول من الملح CH_3NH_3Br أجب عن الأسئلة الآتية .

1- ما الأيون المشترك و/ $CH_3NH_3^+$

2- احسب قيمة pH قبل اضافة الملح و/ pH = 12

3- احسب قيمة pH بعد إضافة الملح و/ pH = 10.69

4- فسر اختلاف القيمتين .

و/ إضافة الملح تؤدي لانحياز الاتزان نحو المتفاعلات فيقل تركيز OH^- وبالتالي تقل قيمة pH .

س2/ ما عدد مولات HCOONa اللازم إضافتها إلى 250 مل من محلول 1 مول/لتر من حمض HCOOH [ثابت التأين للحمض = 1.8×10^{-4}] للحصول على محلول الرقم الهيدروجيني له يساوي 4.

الحل

$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 1 \times 10^{-4}$ مول/لتر

$[H_3O^+] = K \frac{[\text{الحمض}]}{[\text{الأيون المشترك}]}$

$1 \times 10^{-4} = \frac{(1)(1.8 \times 10^{-4})}{[\text{الأيون المشترك}]}$

[الأيون المشترك] = 1.8 مول/لتر

[الأيون المشترك] = [الملح HCOONa] = 1.8 مول/لتر

$ت = \frac{ن}{ح لتر}$ حيث $ح = \frac{250}{1000} = 0.25$ لتر

$ن = ح \times ت = 0.25 \times 1.8 = 0.45$ مول

تمرين: احسب كتلة الملح HCOONa الذائبة في المحلول السابق علماً بأن كتلته المولية = 68 جم/مول

الحل

$ن = \frac{ك}{ك م} \Leftarrow ك = ن \times ك م$

$ك = 0.45 \times 68 = 30.6$ جم

تمرين: محلول حجمه 250 مل يحتوي على الحمض الضعيف HX بتركيز 1 مول/لتر [$Ka = 1.8 \times 10^{-4}$] تم إضافة 30.6 جم من الملح NaX لهذا المحلول فأصبحت قيمة pH تساوي 4. احسب الكتلة المولية للملح NaX.

ك/ 68 جم/مول.

س3/ محلول من حمض HNO_2 تركيزه 0.8 مول/لتر [$Ka = 5.6 \times 10^{-4}$]

1- احسب pH لهذا المحلول [ك/ pH = 1.67]

2- إذا أضيف 0.25 مول من ملح $Ca(NO_2)_2$ إلى لتر من المحلول السابق مع إهمال الزيادة في الحجم. جد pH للمحلول الناتج.

ك/ pH = 3.04 ، تنبيه: [الأيون المشترك] = $2 \times [Ca(NO_2)_2]$

س٦ / إختر الإجابة الصحيحة فيما يلي

١- محلول مكون من القاعدة الضعيفة B 0.4 مول/لتر والملح BHCl 0.2 مول/لتر اذا قام الرقم الهيدروجيني pH = 9 ما قيمة Kb للقاعدة

(أ) 5×10^{-6} ب- 1×10^{-5} ج- 4×10^{-9} د- 2×10^{-5}

٢- نسبة تركيز الامونيا NH_3 ($Kb = 1.8 \times 10^{-5}$) إلى تركيز كلوريد الامونيوم NH_4Cl الذائبة في محلول رقمه الهيدروجيني pH = 10 هي

أ- 0.18 (ب) 5.6 ج- 5.6×10^{-6} د- 1.8×10^{-5}

٣- قيمة pH لمحلول يحتوي على HCOOH و HCOONa بنفس التركيز [$Ka = 1.8 \times 10^{-4}$] تساوي

(أ) 3.74 ب- 0.374 ج- 7.48 د- 0.748

الدرس ١٥-١ المحلول المنظم

يعرف المحلول المنظم بأنه :
محلول يقاوم التغير في الرقم الهيدروجيني عندما تضاف اليه كمية قليلة من الحمض القوي أو القاعدة القوية (ينظم pH)

تركيب المحلول المنظم :
يتكون من حمض ضعيف وأحد أملاحه (قاعدته المرافقة) مثل (HF / NaF) أو من قاعدة ضعيفة وأحد أملاحها (حمضها المرافق) مثل (NH_3 / NH_4Cl) أي أن المحلول المنظم عبارة عن أيون مشترك ويفضل أن تكون التراكيز متقاربة أو متساوية .

تمرين : أي الأزواج الآتية من المحاليل تصلح كمحلول منظم

(KCN / HCN) (NaCl / HCl) ($NaHCO_3$ / H_2CO_3) (N_2H_5Cl / N_2H_4)

ج/ جميعها تمثل محاليل منظمة ماعدا (NaCl / HCl) لأن HCl حمض قوي ويشترط في المحلول المنظم أن يكون من حمض ضعيف أو قاعدة ضعيفة

تطبيقات عملية على المحاليل المنظمة :

- يقوم محلول منظم مكون من حمض الكربونيك وأيون الكربونات الهيدروجينية (HCO_3^- / H_2CO_3) بالحفاظ على pH في الدم في الحدود السليمة بين 7.35 - 7.45 . حيث لا تزيد أو تقل بشكل يؤدي إلى حدوث اضرار صحية .
- يؤدي ثبات pH في التربة لتوفير الأملاح اللازمة للنمو .
- تتطلب عملية الطلاء الكهربي للمعادن بقاء pH ثابتة تقريباً من خلال استخدام محلول منظم مناسب . وأمثلة أخرى كثيرة .

للإطلاع :

هل حدث وأنه شربت محلول الكربونيك H_2CO_3 عند طريقه الخطأ ؟

بالتأكيد لم يحدث لأنك تشرب عند قصد فهو عبارة عن غاز CO_2 الذائب في الماء أي المياه الغازية بأنواعها ويتكون في الدم بنسبة قليلة بسبب ذوبان CO_2 الناتج عن عملية التنفس الخلوي.

أسئلة الدرس

س1/ عرف المحلول المنظم ثم صف تركيبه.

س2/ إختر الإجابة الصحيحة فيما يلي

1- أحد الآتية يصلح لعمل محلول منظم

أ- KCN / HCN ب- KCl / HCl

ج- $NaNO_3 / HNO_3$ د- KCl / KOH

2- جميع ما يلي يمكن أن يكون محلولاً منظماً ماعدا :

أ- NaF / HF ب- NH_4Br / NH_3

ج- KNO_3 / HNO_3 د- $HCOONa / HCOOH$

الدرس 10-2 : حساب pH لمحلول منظم

المحلول المنظم كما سبق عبارة عن محلول أيون مشترك ويطبق عليه قانون الأيون المشترك

مثال : محلول منظم مكون من حمض النيتروز HNO_2 بتركيز 0.1 مول/لتر ونيتريت البوتاسيوم KNO_2 بتركيز 0.12 مول/لتر إحسب pH لهذا المحلول علماً بأن Ka لـ $HNO_2 = 5.6 \times 10^{-6}$.

الحل

$$[H_3O^+] = \frac{Ka \times [\text{الحمض}]}{[\text{الأيون المشترك}]}$$

$$[H_3O^+] = \frac{(5.6 \times 10^{-6})(0.1)}{(0.12)} = 4.67 \times 10^{-6} \text{ مول/لتر}$$

$$pH = - \log [H_3O^+]$$

$$pH = - \log 4.67 \times 10^{-6} = 3.33$$

والآن ماذا يحدث لقيمة pH عند إضافة حمض قوي أو قاعدة قوية ؟

الحمض القوي يضاف الى الحمض الضعيف لانه يزيد تركيزه بينما القاعدة القوية تطرح من الحمض الضعيف لانها تتفاعل معه وتقلل تركيزه

إضافة حمض قوي	إضافة قاعدة قوية
$[H_3O^+] = \frac{Ka\ [\text{الحمض الضعيف} + \text{الحمض القوي}]}{[\text{الأيون المشترك} - \text{الحمض القوي}]}$	$[H_3O^+] = \frac{Ka\ [\text{الحمض الضعيف} - \text{القاعدة القوية}]}{[\text{الأيون المشترك} + \text{القاعدة القوية}]}$

ملاحظة :
الذي يضاف في البسط يطرح نفسه من المقام والعكس وسنشرح ذلك كله بعد حل الأمثلة

مثال : محلول منظم يتكون من 0.1 مول/لتر من حمض الميثانويك HCOOH ($Ka = 1.8 \times 10^{-4}$) و 0.1 مول/لتر من ملح ميثانوات الصوديوم HCOONa . أجب عما يلي :

1 - إحسب pH لهذا المحلول المنظم

$$[H_3O^+] = \frac{Ka\ [\text{الحمض}]}{[\text{الأيون المشترك}]} \xrightarrow{\text{الكل}} \frac{(1.8 \times 10^{-4})(0.1)}{(0.1)}$$

$$[H_3O^+] = 1.8 \times 10^{-4}$$

$$pH = -\log 1.8 \times 10^{-4} = \boxed{3.74}$$

2 - إحسب pH بعد إضافة 0.01 مول من حمض قوي HCl إلى 1 لتر من المحلول السابق . أهمل الزيادة في الحجم .

$$[\text{الحمض المضاف HCl}] = \frac{n}{L} \xrightarrow{\text{الكل}} \frac{0.01}{1} = 0.01 \text{ مول/لتر}$$

يصبح لدينا في المحلول المنظم حمض ضعيف HCOOH وحمض قوي HCl لذلك يضاف تركيز الحمض القوي في المقام ليصبح

$$[H_3O^+] = \frac{[HCl + HCOOH]\ Ka}{[\text{الأيون المشترك} - HCl]}$$

أي تركيز يضاف في البسط يطرح نفسه من المقام

$$[H_3O^+] = \frac{(0.01 + 0.1)\ 1.8 \times 10^{-4}}{(0.1 - 0.01)} = \frac{(0.11)(1.8 \times 10^{-4})}{(0.09)}$$

$$[H_3O^+] = 2.2 \times 10^{-4} \Rightarrow pH = -\log 2.2 \times 10^{-4} = \boxed{3.65}$$

من خلال مقارنة pH قبل وبعد HCl نلاحظ أن التغير طفيف أي أن المحلول المنظم يحافظ على بقاء pH ثابتة تقريباً (لا يحدث تغير كبير)

آلية عمل المحلول المنظم :

يتكون المحلول المنظم من حمض + قاعدة مرافقة أو قاعدة + حمض مرافق وعليه نجد أن محلول منظم = مركب حمضي + مركب قاعدي

- المحلول المنظم مكون من : مركب حمضي + مركب قاعدي
- عند إضافة حمض قوي يتفاعل مع المركب القاعدي فيقل تأثيره
- عند إضافة قاعدة قوية تتفاعل مع المركب الحمضي فيقل تأثيرها

وفي كل حالة يقل تركيز المادة المتفاعلة ويزيد تركيز الأخرى لأنها تكون من النواتج ولهذا السبب عرفت لاحقا عندما تضاف مادة للوسط تطرح من المقام والعكس.

مثال : فسر كيف يحافظ محلول منظم مكون من حمض HF وملحه NaF على بقاء قيمة pH ثابتة تقريباً عند إضافة كمية قليلة من الحمض القوي HCl.

الحل

يتكون هذا المحلول من

- مركب حمضي HF : $HF + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + F^-$
- مركب قاعدي NaF : $NaF \xrightarrow{H_2O} Na^+ + F^-$
- عند اضافة حمض قوي HCl يتفاعل مع المكون القاعدي F^- فيقل تأثيره

$$HCl + F^- \longrightarrow HF + Cl^-$$

ملاحظة :
الزيادة في HF = النقص في F = كمية HCl المضاف.

تفسير آخر : يقوم HCl بزيادة H_3O^+ عندما يتفكك

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

زيادة H_3O^+ تؤدي لانحياز الاتزان (للتفاعل الأول) نحو اليسار حسب لوشاتلييه فيقل F^- و H_3O^+

تمرين : كيف يحافظ المحلول المنظم السابق على بقاء pH ثابتة تقريباً عند اضافة KOH ؟

الحل

* KOH قاعدة قوية تتفاعل مع المكون الحمضي HF للمحلول المنظم فيقل تأثيرها (اكتب المعادلة الموازنة)
* تفسير آخر : OH^- الناتج من KOH يتفاعل مع H_3O^+ (المعادلة الاولى) فينحاز الاتزان حسب لوشاتلييه نحو اليمين مما يزيد H_3O^+ المرجود ويقل HF .

مثال: كيف تفسر التغير الطفيف في قيمة pH عند إضافة حمض قوي أو قاعدة قوية لمحلول منظم مكون من الأمونيا NH_3 ونترات الأمونيوم NH_4NO_3 ؟

الحل

المحلول مكون من مكون قاعدي NH_3 ومكون حمض NH_4NO_3

- عند إضافة حمض قوي فإن القاعدة NH_3 تتفاعل معه وتقلل تأثيره
- عند إضافة قاعدة قوية فإن الحمض NH_4^+ يتفاعل معها ويقلل تأثيرها.

تمرين: اكتب المعادلات السابقة.

قانون التخفيف:

أحياناً يضاف المحلول المنظم بخلط محاليل مختلفة أو اضافة الماء للمحلول فيتغير التركيز ولحساب التركيز الجديد نعتمد على العلاقة

$$ع_1 ت_1 = ع_2 ت_2 \quad \text{حيث } ع_2 = \text{مجموع الحجوم}$$

ومنها نكمل القانون أعلاه:

$$[\text{التركيز الجديد}] = \frac{\text{الحجم الأول} \times \text{التركيز الأول}}{\text{مجموع الحجوم}}$$

مثال: احسب pH لمحلول منظم ناتج من خلط 36 $سم^3$ من الأمونيا NH_3 بتركيز 0.2 مول/لتر مع 46 $سم^3$ من محلول الملح NH_4Cl بتركيز 0.2 مول/لتر [$Kb = 1.8 \times 10^{-5}$]

الحل

نلاحظ خلط حجمين $36\ سم^3 + 46\ سم^3 = 82\ سم^3$

$$[NH_3] \text{الجديد} = \frac{\text{الحجم الأول} \times \text{التركيز الأول}}{\text{مجموع الحجوم}} = \frac{0.2 \times 36}{82} = 0.088 \text{ مول/لتر}$$

$$[NH_4Cl] \text{الجديد} = \frac{\text{الحجم الأول} \times \text{التركيز الأول}}{\text{مجموع الحجوم}} = \frac{0.2 \times 46}{82} = 0.112 \text{ مول/لتر}$$

$$[OH^-] = \frac{Kb\ [\text{القاعدة}]}{[\text{الملح المشترك}]} \Leftarrow [OH^-] = \frac{(0.088)(1.8 \times 10^{-5})}{(0.112)}$$

$$[OH^-] = 1.4 \times 10^{-5}$$

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.4 \times 10^{-5}} = 7 \times 10^{-10}$$

$$pH = -\log 7 \times 10^{-10} = 9.15$$

بالنسبة لمحلول منظم مكون من قاعدة ضعيفة وحمضها المرافق برأيك :

- ماذا يحدث عند اضافة قاعدة قوية أو حمض قوي ؟

- بالتأكيد يضاف تركيز القاعدة القوية للقاعدة الضعيفة بينما يطرح تركيز الحمض القوي

إضافة قاعدة قوية	إضافة حمض قوي
$[OH^-] = \frac{Kb\,[\text{القاعدة الضعيفة} + \text{القاعدة القوية}]}{[\text{الأيون المشترك} - \text{القاعدة القوية}]}$	$[OH^-] = \frac{Kb\,[\text{القاعدة الضعيفة} - \text{الحمض القوي}]}{[\text{الأيون المشترك} + \text{الحمض القوي}]}$

• المقصود الذي يضاف في البسط يطرح من المقام والعكس .

مثال : محلول منظم حجمه 1 لتر يتكون من NH_3 بتركيز 0.2 مول/لتر وملح NH_4Cl بتركيز 0.3 مول/لتر . اذا علمت أن Kb لـ NH_3 = 1.8×10^{-5} أجب عما يلي :

1- ما الأيون المشترك

NH_4^+ /

2- إحسب pH لهذا المحلول المنظم :

$$[OH^-] = \frac{Kb\,[\text{القاعدة}]}{[\text{الايون المشترك}]} = \frac{(1.8 \times 10^{-5})(0.2)}{(0.3)} = 1.2 \times 10^{-5}$$

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.2 \times 10^{-5}} = 8.33 \times 10^{-10} \text{ مول/لتر}$$

$$pH = -\log 8.33 \times 10^{-10} = 9.07$$

3- إحسب pH للمحلول بعد إضافة 1جم NaOH إلى 0.5 لتر من المحلول مع اهمال التغير في الحجم [ك م NaOH = 40 جم/مول]

الحل

أولاً نحسب تركيز القاعدة القوية NaOH

$$\text{ن} = \frac{\text{ك}}{\text{ك م}} = \frac{1}{40} = 0.025 \text{ مول}$$

$$\text{ت} = \frac{\text{ن}}{\text{ح (لتر)}} = \frac{0.025}{0.5} = 0.05 \text{ مول/لتر}$$

أصبح لدينا في المحلول قاعدة ضعيفة وقاعدة قوية لذلك يضاف تركيز القوية الى الضعيفة

$$[OH^-] = \frac{Kb\,[\text{القاعدة الضعيفة} + \text{القاعدة القوية}]}{[\text{الأيون المشترك} - \text{القاعدة القوية}]}$$

$$[OH^-] = \frac{1.8 \times 10^{-5} (0.05 + 0.2)}{(0.05 - 0.3)} = 1.8 \times 10^{-5} \text{ مول/لتر}$$

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.56 \times 10^{-10} \text{ مول/لتر}$$

$$pH = -\log 5.56 \times 10^{-10} = 9.25$$

تمرين : إحسب pH بعد اضافة محلول HCl بتركيز 0.05 مول/لتر إلى المحلول المنظم السابق .

الحل

يصبح لدينا في المحلول المنظم قاعدة ضعيفة وحمض قوي لذلك نطرح تركيز الحمض القوي من تركيز القاعدة لأنه يتفاعل معها

$$[OH^-] = \frac{[\text{القاعدة الضعيفة} - \text{الحمض القوي}]}{[\text{الأيون المشترك} + \text{الحمض القوي}]} Kb$$

$$[OH^-] = \frac{(0.05 - 0.2) \times 10^{-5} \times 1.8}{(0.05 + 0.3)} = 1.285 \times 10^{-5} \text{ مول/لتر}$$

$$[H_3O^+] = \frac{10^{-14} \times 1}{10^{-5} \times 1.285} = 7.77 \times 10^{-10}$$

$$pH = -\log 7.77 \times 10^{-10} = 9.1$$

لو قارنا قيم pH للمحلول المنظم ثم بعد اضافة NaOH وبعد إضافة HCl نجد أنه التغير طفيف في كلتا الحالتين .

قارن : كيف يكون التغير في الرقم الهيدروجيني عند إضافة حمض قوي أو قاعدة قوية للماء المقطر ؟ هل يصلح الماء المقطر لعمل محلول منظم ؟

الحل

قيمة pH للماء المقطر تساوي 7 وعند إضافة كمية قليلة من حمض HCl مثلاً بتركيز 0.001 تصبح pH = 3 وعند اضافة كمية قليلة من قاعدة قوية 0.001 مول/لتر NaOH مثلاً تصبح pH = 11 . [احسب ذلك بنفسك]

* اذن حدث تغير كبير على قيمة pH للماء النقي عند اضافة حمض قوي أو قاعدة قوية وبذلك لا يصلح لأن يكون محلولاً منظماً .

أسئلة الدرس

س1 / ما المقصود بالمحلول المنظم ؟ وكيف يحافظ على ثبات pH عند اضافة كمية قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية ؟

س2 / علل الآتية

1- لا يصلح الماء المقطر لعمل محلول منظم

ج/ لأن pH تتغير بشكل كبير عند اضافة كمية قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية

2- لا تصلح الحموض والقواعد القوية لعمل محاليل منظمة .

ج/ لأنها تتفكك (تتأين) بشكل كامل (تكون pH صغيرة جداً للحموض وكبيرة جداً للقواعد)

43 س3/ محلول منظم حجمه 1 لتر مكون من HCOOH تركيزه ($Ka = 1.8 \times 10^{-6}$) و HCOONa تركيزه 0.5 مول/لتر، كم جراماً من $Ba(OH)_2$ تركيز 0.5 مول/لتر يجب إضافتها إلى هذا المحلول بحيث يصبح $[H_3O^+]$ فيه 1×10^{-6} مول/لتر على فرض بقاء حجم المحلول ثابتاً [ك م $Ba(OH)_2$ = 171 جم/مول]

الحل

يوجد حمض ضعيف وقاعدة قوية لذلك نفرض تركيزها من تركيز الحمض الضعيف

نفرض تركيزها مجهول ليكن $[Ba(OH)_2] = س$

مهم: $[Ba(OH)_2]$ نضرب X 2 لوجود $(OH)_2$ ولو كان هناك حمض ثنائي نضرب H_2SO_4 تركيزه X 2 وهكذا

$$[H_3O^+] = Ka \times \frac{[\text{الحمض الضعيف} - \text{القاعدة القوية} \times 2]}{[\text{الأيون المشترك} + \text{القاعدة القوية} \times 2]}$$

وبالتعويض ينتج:

$$1 \times 10^{-6} = 1.8 \times 10^{-6} \times \frac{(س 2 - 0.5)}{(س 2 + 0.5)}$$

بقسمة المعادلة على 1.8×10^{-6} ينتج أن

$$\frac{1 \times 10^{-6}}{1.8 \times 10^{-6}} = 0.556 = \frac{(س 2 - 0.5)}{(س 2 + 0.5)}$$ بالضرب التبادلي

$$س 2 - 0.5 = 1.112 س + 0.278$$

$$1.112 س + 2 س = 0.278 - 0.5$$

$$3.112 س = 0.222$$

$$س = \frac{0.222}{3.112} = 0.071$$

$$[Ba(OH)_2] = س = 0.071 \text{ مول/لتر}$$

$$ن = ح_{لتر} \times ت \quad \text{حيث } ح = 1 \text{ لتر (معطى)}$$

$$ن = 1 \times 0.071 = 0.071 \text{ مول}$$

$$ك = ن \times ك م$$

$$ك = 0.071 \times 171 = 12.14 \text{ جم}$$

44

س٦ / محلول منظم حجمه 1 لتر يتكون من القاعدة الضعيفة NH_3 بتركيز 0.4 مول/لتر وملح NH_4Cl مجهول التركيز. فإذا كان pH للمحلول = 9. أجب عما يأتي:

1- ما صيغة الأزيد المشترك؟
2- جد تركيز الملح
3- ما التغير الحاصل في الرقم الهيدروجيني للمحلول المنظم لدى إضافة 0.2 مول من حمض HCl؟
4- ما التغير الحاصل في الرقم الهيدروجيني للمحلول المنظم لدى إضافة 0.1 مول من القاعدة $Ca(OH)_2$.

* ملاحظة: لحساب التغير إجب pH بعد الإضافة ثم اطرح منها pH للمحلول المنظم كما رسمت سابقاً.

س٥ / إجب قيمة pH عند إضافة 0.01 مول من الحمض القوي H_2SO_4 إلى 1 لتر من محلول منظم مكون من HF و NaF تركيز 0.1 مول/لتر لكل منهما [Ka لـ HF = 6.8×10^{-4}]

الحل

$$[H_3O^+] = \frac{[2 \times H_2SO_4 + HF]\ Ka}{[2 \times H_2SO_4 - NaF]}$$

نضرب $2 \times H_2SO_4$ بسبب H_2.

$$[H_3O^+] = \frac{(2 \times 0.01 + 0.1)\ 6.8 \times 10^{-4}}{(2 \times 0.01 - 0.1)}$$

$$[H_3O^+] = 1.02 \times 10^{-3}$$

$$pH = - \log 1.02 \times 10^{-3} = 2.99 .$$

الدرس 11-1 : المعايرة بين الحموض والقواعد

تعرف المعايرة بأنها :
إضافة تدريجية لمحلول قاعدة إلى محلول حمض أو العكس بهدف تحديد تركيز أحدهما بمعلومية حجم وتركيز المحلول الآخر.

كيف نستدل على انتهاء تفاعل المعايرة ؟
ح/ عن طريق الكاشف وهو مادة تختلف لونها بين الحموض والقواعد مثل دوار الشمس الذي يكون أحمر مع الحموض وأزرق مع القواعد.

يعرف الكاشف بأنه :
عبارة عن حمض ضعيف أو قاعدة ضعيفة وتختلف لونه في الحالة الجزيئية عنه في الحالة المتأينة (المتأينة)

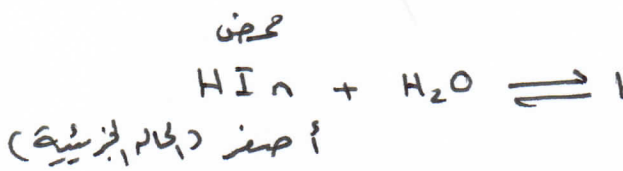
نرمز للكاشف الكاشف عن حمض ضعيف HIn والكاشف عن قاعدة ضعيفة بالرمز In [اختصار Indicator وتعني كاشف]

مثال : لدينا كاشف بروموثايمول الأزرق وهو عبارة عن حمض ضعيف لونه في الحالة الجزيئية أصفر وفي الحالة المتأينة (المتأينة) أزرق. أجب عما يلي

1- اكتب معادلة تأين هذا الكاشف

الحل

لأنه حمض ضعيف نرمز له بالرمز العام HIn



2- ما لون الكاشف الذي يظهر في الوسط الحمضي (إضافة حمض)

ح/ عند إضافة حمض يظهر لون الحمض في معادلة الكاشف أي اللون الأصفر

3- ما اللون الذي يظهر في الوسط القاعدي
ح/ يظهر لون القاعدة في معادلة الكاشف أي اللون الأزرق

ملاحظة :
مكمن العدل أن الحمض يزيد H_3O^+ فيتفاعل الأزرق مع الماء حسب لوشاتلييه يظهر اللون الأصفر بينما القاعدة تقلل H_3O^+ فيتفاعل حسب لوشاتلييه مع اليمين ويظهر اللون الأزرق.

46 س/ إذا علمت أن كاشف الميثيل البرتقالي عبارة عن قاعدة ضعيفة لونها في الحالة الجزيئية أصفر وفي الحالة المتأينة أحمر.

1- اكتب معادلة تأين هذا الكاشف
و/ لأنه قاعدة نرمز له In

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

قاعدة — حمض مترافق
أصفر — أحمر

2- ما لون الكاشف في كل من الوسط القاعدي والوسط الحمضي؟
ج/ في الوسط القاعدي يظهر لون القاعدة في معادلة التأين أي الأصفر
وفي الوسط الحمضي يظهر لون الحمض (المترافق) في المعادلة أي الأحمر.

ملاحظة:
طبيعة الكاشف حمض/ قاعدة والأرقام تختلف في السؤال

عند انتهاء المعايرة يتغير لون الكاشف ولكن لا يعرف بنقطة النهاية وقبلها بقليل يتعادل المتفاعل فتوصل لنقطة الكافؤ (التعادل يعني مساواة الحمض للقاعدة)

نقطة الكافؤ:
النقطة التي يتساوى فيها عدد مولات H_3O^+ من الحمض مع عدد مولات OH^- من القاعدة وعندها يحدث ارتفاع مفاجئ لقيمة pH لتصبح $pH = 7$.

ملاحظة:
عند الوصول لنقطة الكافؤ لا يزال لون الكاشف كما هو لذلك يلزم قطرات إضافية من الحمض أو القاعدة ليتغير اللون ونعرف أن المعايرة انتهت فيما يعرف بنقطة النهاية.

نقطة النهاية:
النقطة التي يتغير عندها لون الكاشف بشكل دائم ونقيس عندها حجم المحلول المضاف في عملية المعايرة.

في المسائل نتعامل على أنه
نقطة النهاية = نقطة الكافؤ وعندها:
مولات H_3O^+ = مولات OH^- وقيمة $pH = 7$

س/ عرف كلاً مما يلي : المعايرة الكاشف نقطة التكافؤ نقطة النهاية

س/ لديك كاشف فينول فثالين المكون من حمض ضعيف عديم اللون في الحالة الجزيئية وذو لون زهري في الحالة المتأينة . اكتب معادلة التأين ثم حدد لون الكاشف في كل من الوسط الحمضي والوسط القاعدي .

س/ علل : تستخدم الكواشف في التمييز بين الحموض و القواعد.

الدرس 11-2 : حساب pH أثناء المعايرة .

لحساب pH أثناء المعايرة نتبع الخطوات الآتية بالترتيب

1. $ن_{H_3O^+}$ = ع الحمض (لتر) × ت × عدد H في صيغته
2. $ن_{OH^-}$ = ع القاعدة (لتر) × ت × عدد OH في صيغتها

أيضاً : $ن = \frac{ك}{ك_م} \times$ عدد OH/H في حالة وجود ك و ك م

3. تركيز المادة الناتجة = $\frac{\text{عدد المولات}}{\text{مجموع الحجوم (لتر)}}$

ثم نحسب pH من خلال المادة الناتجة

* عند نقطة التكافؤ أو النهاية $ن_{H_3O^+} = ن_{OH^-}$ وتكون pH = 7

مثال : أحسب الرقم الهيدروجيني في المحلول الناتج من معايرة 300 مل من حمض HCl تركيز 0.1 مول/لتر باستخدام 200 مل من محلول القاعدة $Ba(OH)_2$ تركيز 0.1 مول/لتر.

الحل

يلزم تحويل الحجم الى لتر

ع HCl = $\frac{300}{1000}$ = 0.3 لتر ع $Ba(OH)_2$ = $\frac{200}{1000}$ = 0.2 لتر

1. $ن_{H_3O^+}$ = ع HCl × ت × 1
= 1 × 0.1 × 0.3 = 0.03 مول H_3O^+

عدد H في HCl = 1
عدد OH في $Ba(OH)_2$ = 2

2. $ن_{OH^-}$ = ع $Ba(OH)_2$ × ت × 2
= 2 × 0.1 × 0.2 = 0.04 مول OH^-

إذن OH^- قاعدة لأن مولاتها أكبر

$[OH^-]$ المتبقية = فرق المولات / مجموع الحجوم

$[OH^-]$ = $(0.03 - 0.04) / (0.2 + 0.3)$ = 0.02 مول/لتر

$[H_3O^+]$ = $K_w / [OH^-]$ = $1 \times 10^{-14} / 0.02$

$[H_3O^+] = 5 \times 10^{-13}$ مول/لتر

pH = $-\log 5 \times 10^{-13}$ = 12.3

مثال: إحسب تركيز محلول H_2SO_4 اذا لزم منه 20 سم³ ليتعادل تماماً مع 60 سم³ من محلول NaOH تركيزه 0.1 مول/لتر.

الحل:

H_2SO_4 ℓ = $\frac{20}{1000}$ = 0.02 لتر NaOH ℓ = $\frac{60}{1000}$ = 0.06 لتر

① $n_{H_3O^+}$ = ت × H_2SO_4 ℓ × 2

= 2 × ت × 0.02

$n_{H_3O^+}$ = 0.04 ت ---------- ①

② n_{OH^-} = ت × NaOH ℓ × 1

= 0.1 × 0.06

n_{OH^-} = 0.006 مول ---------- ②

العبارة: (يتعادل تماماً) المعطاة في السؤال تعني الوصول لنقطة التكافؤ أو النهاية التي عندها $n_{H_3O^+} = n_{OH^-}$ اذن نساوي ① مع ②

0.04 ت = 0.006

ت = $0.006 / 0.04$ = 0.15 مول/لتر

يعبر عن الوصول لنقطة التكافؤ ($n_{H_3O^+} = n_{OH^-}$) بعدة طرق مثل:

نقطة التعادل — نقطة التكافؤ — نقطة النهاية — تغير لون الكاشف تمام أو انتهاء العايرة — الوصول لدرجة الحموضة pH = 7 ---- الخ

أسئلة الدرس

س/ إحسب تركيز هيدروكسيد السترونشيوم $Sr(OH)_2$ إذا لزم منه 250 $سم^3$ لمعايرة 400 $سم^3$ من حمض HNO_3 تركيزه 0.18 مول/لتر

الحل

$ق_{Sr(OH)_2} = \frac{250}{1000} = 0.25$ لتر $ق_{HNO_3} = \frac{400}{1000} = 0.4$ لتر

1 $ن_{H_3O^+} = ت \times 1 \times ق_{HNO_3}$

$= 0.18 \times 0.4 = 0.072$ مول H_3O^+

2 $ن_{OH^-} = ت \times 2 \times ق_{Sr(OH)_2}$

$= ت \times 0.25 \times 2$

$= ت \times 0.5$ مول OH^-

عند التعادل $ن_{H_3O^+} = ن_{OH^-}$

إذن: $0.072 = ت \times 0.5$

$ت = \frac{0.072}{0.5} = 0.144$ مول/لتر

س/ إذا لزم 0.4 جم NaOH [ك = 40 جم/مول] لمعادلة 200 مل من محلول HCl فما تركيز الحمض HCl ؟

الحل

1 $ن_{H_3O^+} = ت \times ق_{HCl} (لتر) \times 1$

$= ت \times 0.2$ مول H_3O^+

2 $ن_{OH^-} = \frac{ق_{NaOH}}{ك} \times 1$

$= \frac{0.4}{40} = 0.01$ مول OH^-

وعليه فإن: $ن_{H_3O^+} = ن_{OH^-}$

$ت \times 0.2 = 0.01$

$ت = \frac{0.01}{0.2} = 0.05$ مول/لتر

س3 / إحسب كتلة H_2SO_4 [لهم = 98 جم/مول] اللازمة لإتمام المعايرة بواسطة محلول KOH حجمه 250 سم3 بتركيز 0.1 مول/لتر.

س4 / أذيبت كمية من هيدروكسيد البوتاسيوم KOH في كمية من الماء حتى أصبح حجم المحلول 500 سم3 فإذا علمت أن pH لهذا المحلول يساوي 12 .

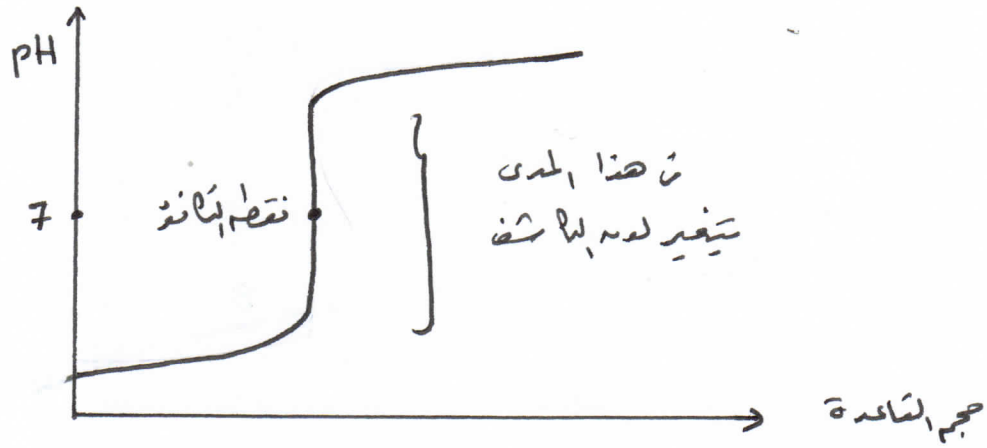
1- إحسب عدد مولات KOH الذائبة في هذا المحلول.

2- إحسب حجم محلول HCl تركيز 0.1 مول/لتر اللازم إضافتها إلى محلول KOH السابق لتصبح درجة الحموضة pH = 7 .

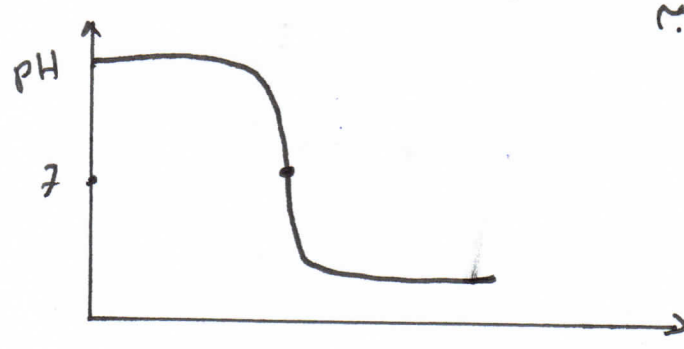
س5 / أضيف 100 سم3 من محلول حمض الكبريتيك H_2SO_4 تركيزه 0.25 مول/لتر إلى 200 سم3 من هيدروكسيد البوتاسيوم KOH تركيز 0.25 مول/لتر إحسب الرقم الهيدروجيني للمحلول الناتج .

الدرس 11- 3 : التمثيل البياني لتغير pH أثناء المعايرة .

عند استخدام قاعدة قوية لمعايرة حمض (اضافة قاعدة على حمض) تزداد pH زيادة طفيفة وعند الاقتراب من نقطة التكافؤ تزيد pH بشكل كبير (قفزة) ثم تعود بعد ذلك للزيادة الطفيفة فتأخذ الشكل البياني التالي :



أما عند استخدام حمض قوي لمعايرة قاعدة قوية (اضافة حمض لقاعدة) فانها تحصل على منحنى الشكل السابق



إنتهت الوحدة الرابعة