الوحدة الأولى

الحموض والقواعد

وتطبيقاتها

الدرس الأول : الحموض والقواعد وتطبيقاتها

تحتوي كثير من المواد الغذائية التي نتناولها على مواد حمضية تكسبها طعماً لاذعاً كالليمون والبندورة والمشروبات الغازية ، وأخرى تحتوي على مواد قاعدية تكسبها طعما خاصا بها ، مثل: السبانخ والخيار والخس وغيرها ، ولكل مادة من هذه المواد درجة حموضة تميزها عن غيرها .

الفكرة العامة :

تصنف المواد التي نستخدمها في حياتنا اليومية بالإعتماد على درجة حموضتها إلى مواد حمضية ومواد قاعدية وأخرى متعادلة ، وينطبق ذلك على المواد الغذائية ايضا ، وتختلف هذه المواد في خصائصها واستخداماتها ويمكن تقدير درجة حموضتها بطرائق مختلفة .

الدرس الأول : الحموض والقواعد

الفكرة الرئيسية : تتمايز الحموض والقواعد في خصائصها الكيميائية والفيزيائية التي تحدد استخداماتها ، ويمكن تعريف الحمض والقاعدة بالاعتماد على نواتج تأينهما في الماء ، أو انتقال أيون الهيدروجين بينهما ، أو انتقال أزواج الإلكترونات غير الرابطة .

مفاهيم الحموض والقواعد :

توجد الحموض والقواعد في كثير من المواد الغذائية وهي التي تعطي الأطعمة طعماً حامضاً أو لاذعاً ، فالليمون والبرتقال والطماطم تحتوي على حموض مثل : حمض السيتريك ، الذي يكسبها الطعم الحمضي ، كما تحتوي المشروبات الغازية على حمض الكربونيك ، وتؤثر الحموض في الكواشف المختلفة، فهي تحوّل لون ورقة تباع الشمس الزرقاء إلى اللون الأحمر .

أما القواعد فتوجد في كثيرمن المواد الغذائية مثل الخضروات كالسبانخ والبروكلي والخيار وبعض الفواكه مثل التفاح والمشمش ، وتدخل القواعد في صناعة المنظفات فمثلاً يستعمل هيدروكسيد الصوديوم في صناعة المنظفات المنزلية وصناعة الصابون، وتتميز القواعد بطعمها المرّ وملمسها الزّلق وتأثيرها في الكواشف ، فهي تحول ورقة تباع الشمس الحمراء إلى اللون الأزرق .

مفهوم أرهينيوس :

تمكن العالم أرهينيوس عن طريق دراسته التوصيل الكهربائي لمحاليل المواد الأيونية من وضع تصوّر حول مفهوم كل من الحمض والقاعدة ، وقد عُدّ خطوةً رائدة في مجال الكيمياء والتحليل الكهربائي .

حمض أرهينيوس :

1. حمض أرهينيوس : مادة تتأين في الماء وتنتج أيون الهيدروجين H^+

فمثلا ، عند إذابة غاز كلوريد الهيدروجين HCl في الماء ينتج أيون الهيدروجين H^+ في المحلول كما المعادلة التالية :

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

أما حمض النتريك HNO_3 ، فيتأين في الماء منتجاً أيون الهيدروجين H^+ كما في المعادلة الأتية :

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

وهذا ينطبق على جميع حموض أرهينيوس، فهي تحتوي على ذرة هيدروجين أو أكثر ، ترتبط برابطة تساهمية قطبية بذرة أخرى ذات سالبية كهربائية عالية نسبياً أو مجموعة أيونية ، مما يسمح لها بالتأين في المحلول المائي .

2. بعض حموض أرهينيوس :

الحمض	الصيغة الكيميائية
الهيدروكلوريك	HCl
النيتريك	HNO_3
الكبريتيك	H_2SO_4
الفسفوريك	H_3PO_4
الإيثانويك	CH_3COOH
الكربونيك	H_2CO_3

تجربة استهلالية

خصائصُ الحِمض والقاعدة

الموادُّ والأدوات: محلول حِمض الهيدروكلوريك HCl تركيزُهُ 0.1 M، محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزُهُ 0.1 M، أنابيب اختبار عدد 3، حامل أنابيب، أوراق الكاشف العام، مِخبار مُدَرَّج ، ميزان حرارة، كأس زجاجيّة، ماء مقطر.

إرشاداتُ السلامة:

- أتبعُ إرشاداتِ السلامة العامّة في المختبر.
- أرتدي معطفَ المختبرِ والنظاراتِ الواقيةَ والقفازات.
- أحذر استنشاق حِمض الهيدروكلوريك، ولمس محلول هيدروكسيد الصوديوم.

خطواتُ العمل:

1. **أقيس.** أستخدمُ المِخبارَ المُدَرَّج في قياس 3 mL من محلول حِمض الهيدروكلوريك، ثم أضعُها في أُنبوب اختبار وَأُرَقِّمُه (1).
2. **أقيسُ** درجة حرارة المحلول باستخدام ميزان الحرارة، وَأُسَجِّلُها.
3. **أُلاحظ.** أغمسُ ورقة الكاشف العام في المحلول، وأُلاحظ تغيُّرَ لونها، وَأُسَجِّلُه.
4. **أقيس.** أستخدمُ المِخبارَ المُدَرَّجَ في قياس 3 mL من محلول هيدروكسيد الصوديوم، ثم أضعُها في أُنبوب اختبار آخرَ وَأُرَقِّمُه (2).
5. أُكَرِّرُ الخُطوتين (2، 3) لمحلول هيدروكسيد الصوديوم، وَأُسَجِّلُ النتائج.
6. **أُجَرِّبُ.** أسكبُ محتويات الأُنبوب (1) في كأس زجاجيّة، وَأُضيف إليها تدريجيًّا محلولَ هيدروكسيد الصوديوم منَ الأُنبوب 2، ثمّ أُكَرِّرُ الخُطوتين (2، 3) لمحتويات الكأس الزجاجيّة، وَأُسَجِّلُ النتائج.

التحليلُ والاستنتاج:

1- أُحَدِّدُ التغيُّرَ الذي يطرأ على لون ورقة الكاشف عند وضعها في محلول كلٍّ من حِمض الهيدروكلوريك وهيدروكسيد الصوديوم.

2- **أُقَدِّرُ** الرَّقْمَ الهيدروجيني (درجة الحموضة) لكلٍّ منَ المحلولين.

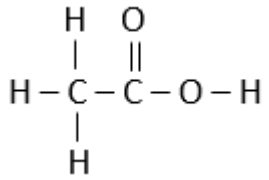
3- **أُفَسِّرُ** اختلافَ درجة حرارة المحلول الناتج من خلط المحلولين عن درجة حرارة كلٍّ منهما.

4- **أُقَدِّرُ** الرَّقْمَ الهيدروجيني للمحلول الناتج من خلط المحلولين في الكأس الزجاجيّة.

AMAZEL LEARN 2 BE

يتضح من الجدول السابق أن حموض أرهينيوس جميعها تحتوي على ذرات الهيدروجين ،فبعضها يحتوي على ذرة هيدروجين واحدة مثل HCl ويسمى حمض أحادي البروتون ، وبعضها يحتوي على ذرتي هيدروجين مثل حمض الكبريتيك H_2SO_4 ويسمى حمضاً ثنائي البروتون ، في حين يحتوي بعضها على ثلاث ذرات هيدروجين مثل حمض الفسفوريك ويسمى حمضاً ثلاثي البروتون .

3. حمض الإيثانويك CH_3COOH :



بالتدقيق في صيغة حمض الإيثانويك نجد أنه يحتوي على ثلاث ذرات هيدروجين مرتبطة بذرة الكربون ليس لها القدرة على التأين ؛ لأن الروابط بينهما غير قطبية مما يمنع تأينها .

وهناك ذرة هيدروجين أخرى مرتبطة بذرة أكسجين ذات السالبية الكهربائية العالية وهي الوحيدة التي تتأين في المحلول ولذلك يصنف على أنه حمض أحادي البروتون ، كما في المعادلة التالية :

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

4. الربط مع الزراعة :

حمض الكبريتيك H_2SO_4

عرف العرب حمض الكبريتيك في القرن الثامن الميلادي فقد اكتشفه العالم جابرابن حيّان وأطلق عليه اسم (زيت الزاج) ، يستخدم حمض الكبريتيك في المجال الزراعي :

- لزيادة حموضة التربة
- معالجة ملوحة التربة
- تطهير التربة من الفطريات

توضيح :

الحموض القوية :

HNO_3	HCl	HBr	$HClO_4$	HI
				H_2SO_4

تكتب معادلة تأينها في الماء بسهم واحد لأنها تتأين بشكل تام (كلّي) ، وهذا يعني أنها موصلة جيدة للكهرباء .

أما الحموض الضعيفة فتكتب معادلة تأينها في الماء بسهمين

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

لأنها تتأين في الماء بشكل جزئي وهذا يعني أنها موصلة ضعيفة للكهرباء .

توضيح :

الحموض ثنائية البروتون مثل H_2SO_4 والحموض الثلاثية البروتون مثل H_3PO_4 ، تتأين على مراحل ، فمثلا يتأين حمض الفوسفوريك H_3PO_4 على ثلاثة مراحل :

$$H_3PO_4 \xrightleftharpoons{H_2O} H^+ + H_2PO_4^-$$

قاعدة أرهينيوس :

1. قاعدة أرهينيوس : مادة تتأين في الماء وتنتج أيون الهيدروكسيد OH^- ، فمثلا عند إذابة هيدروكسيد الصوديوم NaOH في الماء ينتج أيون الهيدروكسيد OH^- كما في المعادلة التالية :

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

ويتأين هيدروكسيد البوتاسيوم KOH في الماء كما في المعادلة الأتية :

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

وبشكل عام ينطبق ذلك على هيدروكسيدات فلزات المجموعتين الأولى والثانية .

ملاحظة : قواعد أرهينيوس جميعها قواعد قوية .

2. بعض قواعد أرهينيوس :

القاعدة	الصيغة الكيميائية
هيدروكسيد البوتاسيوم	KOH
هيدروكسيد الليثيوم	LiOH
هيدروكسيد الصوديوم	NaOH
هيدروكسيد الكالسيوم	$Ca(OH)_2$
هيدروكسيد الباريوم	$Ba(OH)_2$

يتضح من الجدول أن قواعد أرهينيوس كلها تحتوي على أيون الهيدروكسيد ، فبعضها يحتوي على أيون هيدروكسيد واحد مثل (هيدروكسيد الصوديوم NaOH) وبعضها يحتوي على ايوني هيدروكسيد مثل (هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$).

عيوب (قصور) مفهوم أرهينيوس :

رغم الإنجاز الذي حققه مفهوم أرهينيوس في مجال الكيمياء إلا أنه بقي محدودا وله نقاط ضغف نذكر منها :

1. فسّر الحموض والقواعد في المحاليل المائية فقط .
2. اقتصر على تفسير خصائص الحموض التي تحتوي في تركيبها على ذرات الهيدروجين والقواعد التي تحتوي على (OH) .
3. لم يتكمن من تفسير السلوك القاعدي لقواعد معروفة مثل الأمونيا NH_3 (لأنه لا يوجد OH^- ضمن تركيبها) .
4. لم يتمكن من تفسير التأثير القاعدي أو الحمضي لكثير من الأملاح مثل :
   - كلوريد الأمونيوم NH_4Cl (ملح حمضي)
   - كربونات الصوديوم الهيدروجينية $NaHCO_3$ (ملح قاعدي)

أتحقق :

1. صنف المواد الآتية إلى حموض وقواعد وفق مفهوم أرهينيوس :

حموض	قواعد
$HClO_4$	KOH
HNO_3	$Ba(OH)_2$
HCOOH	

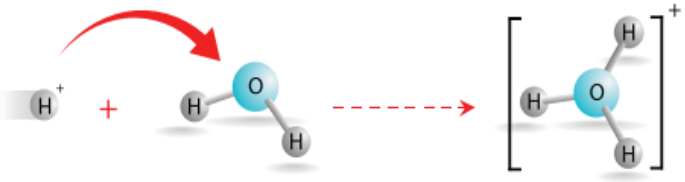
2. أكتب معادلة تبين التأثير القاعدي لهيدروكسيد البوتاسيوم KOH ؟

$$KOH_{(S)} \xrightarrow{H_2O} OH^-_{(aq)} + k^+_{(aq)}$$

***أيون الهيدرونيوم :**

يتأين الحمض في المحلول وينتج أيون الهيدروجين H^+ (البروتون) الذي يتكون من بروتون واحد فقط ، وهو جسيم صغير جدا يحمل شحنة كهربائية عالية جدا مقارنة بكتلته ، فلا يمكن أن يوجد منفردا في المحلول ؛ إذ يرتبط أيون الهيدروجين يجزئ ماء برابطة تناسقية مكوّناً أيون الهيدرونيوم :

$$H^+_{(aq)} + H_2O_{(L)} \longrightarrow H_3O^+$$



وبهذا يمكن التعبير عن أيون الهيدروجين في المحلول باستخدام أيون الهيدرونيوم H_3O^+ , وبذلك تكتب معادلة تأين كلوريد الهيدروجين HCl في الماء كما في الآتي :

$$HCl_{(g)} + H_2O \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

مفهوم برونستد – لوري :

قدم مفهوم أرهينيوس تفسيراً مقبولاً لسلوك كثير من الحموض والقواعد ، إلا أنه لم يتمكن من تفسير كثير من تفاعلاتها ، مثل تفاعل حمض الهيدروكلوريك HCl مع الأمونيا NH_3 الذي ينتج ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl ، والتفاعل الآتي يمثل تفاعل HCl مع NH_3 سواء في المحاليل أو في الحالة الغازية:

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

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

فالأمونيا NH_3 قاعدة لا تحتوي على أيون الهيدروكسيد ، مما دفع الكيميائيين إلى تطوير مفهوم الحمض والقاعدة ؛ إذ تمكن العالمان برونستد ولوري من وضع تصوّر جديد أكثر شمولاً لمفهومي الحمض والقاعدة بالإعتماد على انتقال البروتون H^+ (أيون الهيدروجين) من الحمض إلى القاعدة في أثناء التفاعل .

1. حمض برونستد- لوري :

مادة يمكنها منح بروتون واحد أثناء التفاعل (مانح للبروتون) .

2. قاعدة برونستد – لوري :

مادة يمكنها استقبال بروتون واحد أثناء التفاعل (مستقبل للبروتون)

فمثلاً ، عند إذابة كلوريد الهيدروجين HCl في الماء فإنه يمنح البروتون H^+ ويمثل الحمض بينما يستقبل الماء البروتون H^+ ويمثل القاعدة والمعادلة الآتية توضح ذلك :

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

مانح بروتون — مستقبل بروتون

أما عند إذابة الأمونيا NH_3 في الماء فإنها تستقبل البروتون H^+ من الماء ؛ وبهذا فإنها تمثل القاعدة ، في حين يمثل الماء الحمض في التفاعل كما في المعادلة الآتية :

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

مستقبل بروتون — مانح بروتون

وعند خلط محلول HCl مع محلول NH_3 ينتقل البروتون H^+ من HCl الذي يمثلّ الحمض في التفاعل إلى NH_3 التي تمثل القاعدة وفق المعادلة الآتية :

$$NH_{3(aq)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow NH_4^+{}_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

مستقبل بروتون — مانح بروتون

وبهذا يمكن النظر إلى التفاعلات التي يحدث فيها إنتقال البروتون على أنها تفاعلات حمض وقاعدة .

أتحقق :

أحدد الحمض والقاعدة في التفاعلين الآتيين :

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

مستقبل بروتون (قاعدة) — مانح بروتون (حمض)

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

مانح بروتون (حمض) — مستقبل بروتون (قاعدة)

الربط مع العلوم الطبية :

سر الطعم المرّ للأدوية : يتكون العديد من الأدوية من قواعد تسمّى الأمينات وهي مواد عضوية تشتق من الأمونيا NH_3 فالمستخلص المُرّ من لحاء الكينا مادة تسمى الكينين ، وهو من الأمينات ، وقد استخدم في مكافحة الملاريا .

شرح إضافي :

1.المركبات النيتروجينية المتعادلة الغير مبدوءة بالهيدروجين مثل :

CH_3NH_2	N_2H_4	NH_3
NH_2OH	$C_6H_5NH_2$	C_5H_5N

تسلك كقاعدة وفق مفهوم برونستد-لوري

2.الأيونات الموجبة القادرة على منح بروتون مثل :

NH_3OH^+	$CH_3NH_3^+$	$C_5H_5NH^+$	$N_2H_5^+$	NH_4^+

تسلك حموض وفق مفهوم برونستد – لوري .

3.الأيونات السالبة الخالية من الهيدروجين مثل :

S^{-2}	PO_4^{-3}	CO_3^{-2}	CN^-

تسلك قواعد حسب مفهوم برونستد – لوري .

4.الأيونات السالبة التي تحتوي هيدروجين قادرة على منحها تسلك كمواد مترددة (أمفوتيرية) مثل :

HSO_3^-	HCO_3^-	$H_2PO_4^-$	HS^-

باستثناء :

CH_3O^-	CH_3COO^-	$HCOO^-$	OH^-

فإنها تسلك كقاعدة فقط .

المواد المترددة (الأمفوتيرية) :

مادة تسلك كحمض في تفاعل وتسلك كقاعدة في تفاعلات أخرى .

مميزات عند برونستد ولوري ليست موجودة عند أرهينيوس :

1. فسر السلوك الحمضي والقاعدي في الوسط المائي وغير المائي .
2. فسّر السلوك الحمضي والقاعدي ليس للجزيئات فقط بل كذلك للأيونات .
3. المادة الواحدة قد يكون لها سلوكين حمضي وقاعدي حسب ظروف التفاعل وهذا لم يشر إليه أرهينيوس .

الأزواج المترافقة :

فسّر برونستد – لوري تفاعلات الحموض والقواعد بالإعتماد على انتقال البروتون من الحمض إلى القاعدة في التفاعل .

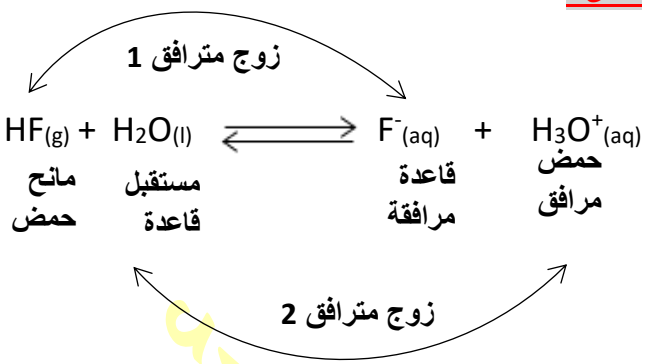
$$HCl_{(g)} + CH_3NH_{2(aq)} \longrightarrow CH_3NH_3^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$$

HCl: مانح بروتون (حمض) — CH_3NH_2: مستقبل بروتون (قاعدة) — $CH_3NH_3^+$: حمض مرافق — Cl^-: قاعدة مرافقة

يتضح من المعادلة أن الحمض HCl يمنح البروتون H^+ وينتج الأيون Cl^- الذي يسمى قاعدة مرافقة ، كما تستقبل القاعدة CH_3NH_2 البروتون H^+ وينتج عن ذلك الأيون $CH_3NH_3^+$ ويسمى الحمض المرافق وبهذا يكون لكل حمض في التفاعل قاعدة مرافقة في المواد الناتجة ، ولكل قاعدة في التفاعل حمض مرافق في المواد الناتجة ، ويسمى الحمض وقاعدته المرافقة ، أو القاعدة وحمضها المرافق ، زوجاً مترافقاً .

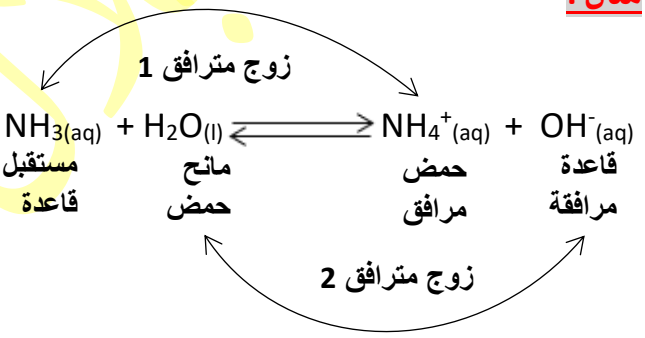
- زوج مترافق : الحمض والقاعدة المرافقة الناتجة عنه في التفاعل، أو القاعدة والحمض المرافق الناتج عنها .
- الحمض المرافق : المادة الناتجة عن استقبال القاعدة للبروتون .
- القاعدة المرافقة : المادة الناتجة من منح الحمض للبروتون .

مثال :



يتضح أن التفاعل يشتمل على زوجين مترافقين هما : الحمض وقاعدته المرافقة (HF / F^-) ، والقاعدة وحمضها المرافق (H_2O / H_3O^+) .

مثال :



يتضح أن التفاعل يشتمل على زوجين مترافقين هما : القاعدة وحمضها المرافق (NH_3 / NH_4^+) ، والحمض وقاعدته المرافقة (H_2O / OH^-) ؛ وبهذا فإن التفاعل وفق مفهوم برونستد ولوري يحتوي على زوجين مترافقين ؛ الحمض وقاعدته المرافقة ، والقاعدة وحمضها المرافق .

أتحقق :

أحدد الزوجين المترافقين في كل من التفاعلات التالية :

$$H_2CO_{3(aq)} + CN^-_{(aq)} \rightleftharpoons HCO_3^-{}_{(aq)} + HCN_{(aq)}$$

الزوج المترافق 1 : (H_2CO_3 حمض / HCO_3^- قاعدته المرافقة)

الزوج المترافق 2 : (CN^- قاعدة / HCN حمضها المرافق)

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

الزوج المترافق 1 : (CH_3NH_2 قاعدة / $CH_3NH_3^+$ حمض مرافق)

الزوج المترافق 2 : (H_2O حمض / OH^- قاعدة مرافقة)

إنتباه :

في الزوج المترافق يجب أن يكون الفرق H^+ واحدة فقط ، فمثلا :

(H_2CO_3 / HCO_3^-) يعتبر زوجا مترافقاً ، بينما

(H_2CO_3 / CO_3^{-2}) لا يعتبر زوجا مترافقا .

اسئلة :

سؤال 1 : أكمل التفاعلات الآتية ثم حدد الأزواج المترافقة من الحمض والقاعدة :

1. $HNO_2 + CN^- \rightleftharpoons$
2. $C_5H_5N + HCl \longrightarrow$
3. $NH_2OH + H_2O \rightleftharpoons$
4. $CH_3NH_2 + NH_4^+ \rightleftharpoons$
5. $HCOOH + H_2O \rightleftharpoons$

سؤال 2 : أوجد الحموض المرافقة لكل من القواعد الآتية :

$HCOO^-$	NH_2OH	OH^-	N_2H_4	NH_3
NO_3^-	Br^-	HPO_4^{-2}	S^{-2}	H_2O

سؤال 3 : أوجد القاعدة المرافقة لكل من الحموض الآتية :

H_2O	$C_5H_5NH^+$	$C_6H_5NH_3^+$	$N_2H_5^+$	NH_4^+
NH_3OH^+	HF	H_2CO_3	HS^-	$HCOOH$

سؤال 4 : الأيون الذي يمكن أن يسلك كحمض وكقاعدة هو ؟

1. HCO_2^- 2. NH_4^+ 3. HCO_3^- 4. CH_3COO^-

سؤال 5 : المادة التي تسلك سلوك الحمض فقط من بين الآتية :

1. CO_3^{-2} 2. H_2O 3. NH_4^+ 4. HCO_3^-

سؤال 6 : أي الآتية لا يعد أمفوتيرياً :

1. H_2O 2. HSO_3^- 3. HPO_4^{-2} 4. H_3O^+

سؤال 7 : أكتب معادلات تبين سلوك HSO_3^- كحمض في تفاعلها مع N_2H_4 وكقاعدة في تفاعلها مع HNO_2 ؟

الحل :

$$HSO_3^- + N_2H_4 \rightleftharpoons SO_3^{-2} + N_2H_5^+$$

حمض قاعدة

$$HSO_3^- + HNO_2 \rightleftharpoons H_2SO_3 + NO_2^-$$

قاعدة حمض

سؤال 8 : لماذا توصف (HSO_3^- / H_2O / HCO_3^- / $H_2PO_4^-$ / HPO_4^{-2} / $HASO_4^{-2}$ / $H_2ASO_4^-$) بأنها مواد أمفوتيرية (مترددة) ؟

الحل : لأنها تستطيع أن تتفاعل كحمض أو كقاعدة تبعا للظروف الموجودة فيها .

إنتباه :

الأيون السالب الناتج من المركبات العضوية يعتبر قاعدة فقط ولا يعتبر امفوتيرية ، مثل :

$RCOO^-$	RO^-	CH_3COO^-	CH_3O^-	$HCOO^-$	HCO_2^-

قوة الحمض والقاعدة :

ترتبط قوة الحمض بقدرته على التأين ومنح البروتون فالحمض القوي يتأين كلياً في المحلول ، ويتجه التفاعل نحو تكوين المواد الناتجة بنسبة عالية ، فمثلا يتأين الحمض **HCl** في الماء كلياً كما في المعادلة التالية :

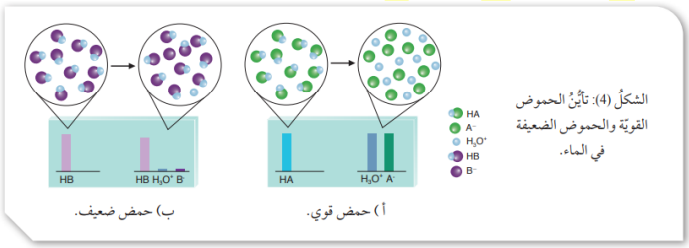
$$HCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

حمض قاعدة قاعدة مرافقة حمض مرافق

يتضح من المعادلة أن **HCl** في المحلول يسلك سلوك الحمض ، بينما يسلك الماء H_2O سلوك القاعدة ، فإذا افترضنا حدوث تفاعل عكسي فإن الأيون Cl^- يسلك كقاعدة بينما يسلك H_3O^+ سلوك حمض .

وبما أن التفاعل يتجه كلياً نحو تكوين المواد الناتجة فإن ذلك يشير إلى أن الحمض **HCl** أكثر قدرة على منح البروتون من الحمض H_3O^+ وأنه أقوى من الحمض H_3O^+ ، كما يشير أن H_2O أكثر قدرة على استقبال البروتون في التفاعل وهو قاعدة أقوى من Cl^- في التفاعل .

وبهذا نجد أن الحمض والقاعدة في جهة المواد المتفاعلة أقوى من الحمض والقاعدة في جهة المواد الناتجة ، وأن التفاعل يتجه نحو تكوين المواد الناتجة بنسبة عالية ، مما يشير إلى عدم حدوث تفاعل عكسي ، ولذلك يعبّر عن التفاعل بسهم باتجاه واحد كما ورد في المعادلة .



الشكل (4): تأيُّنُ الحموض القويّة والحموض الضعيفة في الماء.

أ) حمض قوي. ب) حمض ضعيف.

أما الحموض الضعيفة فتتأين جزئياً في المحلول ويكون التفاعل منعكساً فمثلا يتأين حمض الإيثانويك CH_3COOH في الماء بدرجة ضئيلة جداً ، كما في المعادلة الآتية :

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

حمض قاعدة حمض مرافق قاعدة مرافقة

تشير درجة التأين الصغيرة للحمض CH_3COOH إلى أن تركيزه في المحلول يكون عالياً مقارنة بتركيز الحمض H_3O^+ . (الشكل 4 / ب)

مما يعني أن الحمض CH_3COOH أقل قدرة على منح البروتون من الحمض H_3O^+ وبهذا يكون الحمض CH_3COOH أضعف من الحمض H_3O^+ .

كما أن القاعدة CH_3COO^- أكثر قدرة على استقبال البروتون من القاعدة H_2O في المحلول ؛ وبهذا تكون القاعدة CH_3COO^- أقوى من القاعدة H_2O ، وهذا يفسّر حدوث التفاعل العكسي وبقاء تراكيز المواد المتفاعلة في المحلول عالية مقارنة بتراكيز المواد الناتجة .

يتضح مما سبق أن الحمض القوي HCl تكون قاعدته المرافقة Cl^- ضعيفة نسبياً

وأن الحمض الضعيف CH_3COOH تكون قاعدته المرافقة CH_3COO^- قوية نسبياً .

وكلما زادت قوة الحمض قلّت قوة القاعدة المرافقة الناتجة عنه ، وأن التفاعل يتجه نحو تكوين المواد الأضعف ؛ أي أن موضع الإتزان يزاح جهة المواد الأضعف في التفاعل ، ويبين الجدول (3) العلاقة بين قوة الحمض وقوة القاعدة المرافقة .

وينطبق ذلك على القواعد وحموضها المرافقة ، فالقاعدة القوية يكون حمضها المرافق ضعيف ، وكلما زادت قوة القاعدة قلّت قوة الحمض المرافق الناتج عنها .

اسئلة :

سؤال : اعتماداً على الجدول (3) ، أجب عن الأسئلة التالية :

1.أحدد الحمض الأقوى بين الحموض الآتية :

(HNO_2 / HBr / H_2CO_3)

الحل : HBr

وقوة قواعدها المرافقة.

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

تزايد قوة القاعدة

تزايد قوة الحمض

2.أحدد أي الحموض الآتية تكون قاعدته المرافقة هي الأقوى:

(HI / H_2S / HF)

الحل : الحمض الأضعف H_2S

3.أحدد الجهة التي يزاح نحوها الإتزان في التفاعل التالي :

$$HNO_2 + CN^- \rightleftharpoons NO_2^- + HCN$$

الحل : نحو تكوين المواد الناتجة .

4.أحدد الجهة التي يزاح نحوها الإتزان في التفاعل التالي :

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

الحل : نحو تكوين المواد المتفاعلة .

ملاحظة :

المواد الأمفوتيرية (المترددة) : هي مواد تسلك كحمض في تفاعل وتسلك كقاعدة في تفاعل أخر وتشمل :

1. الماء H_2O
2. الأيونات السالبة المحتوية على الهيدروجين والقادرة على منحه في التفاعل مثل :

HS^-	$H_2PO_4^-$	HCO_3^-	HSO_3^-

إنتباه :

تعتبر الأيونات الآتية قواعد فقط :

(OH^- / أيونات الكربوكسيل / $HCOO^-$ / CH_3COO^-)

مثال :

$$\underset{\text{مستقبل}}{HSO_3^-} + \underset{\text{مانح}}{HF} \rightleftharpoons H_2SO_3 + F^-$$

$$\underset{\text{مانح}}{HSO_3^-} + \underset{\text{مستقبل}}{CN^-} \rightleftharpoons SO_3^{-2} + HCN$$

نلاحظ أن HSO_3^- سلك سلوك القاعدة عند تفاعله مع HF في التفاعل الأول ، بينما سلك سلوك الحمض عند تفاعله مع CN^- في التفاعل الثاني .

سؤال : أكتب معادلتين كيميائيتين توضح سلوك HCO_3^- مع كل من OH^- و HNO_2 ؟

الحل :

$$\underset{\text{حمض}}{HCO_3^-} + \underset{\text{قاعدة}}{OH^-} \rightleftharpoons CO_3^{-2} + H_2O$$

$$\underset{\text{قاعدة}}{HCO_3^-} + \underset{\text{حمض}}{HNO_2} \rightleftharpoons H_2CO_3 + NO_2^-$$

الربط مع الحياة :

استخدام القواعد في حياتنا اليومية : تستخدم كثير من القواعد في حياتنا اليومية مثل هيدروكسيد الصوديوم الذي يستخدم في صناعة المنظفات والصابون ومساحيق الغسيل وسائل الجلي ، أما هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$ فيستخدم في صناعة الإسمنت ومعالجة مياه الصرف الصحي ومعالجة حموضة التربة الزراعية كما يضاف إلى العلف لتحسين تغذية المواشي .

- **مفهوم لويس :**

فسر مفهوم برونستد ولوري سلوك الحمض والقاعدة بالإعتماد على انتقال البروتون H^+ من الحمض إلى القاعدة ، إلا أنه لم يوضح كيفية إرتباط البروتون بالقاعدة .

كما أن هناك العديد من تفاعلات حمض – قاعدة لا تشمل انتقال للبروتون مثل تفاعل CO_2 مع الماء وتفاعل الأيونات الفلزية مع الماء أو الأمونيا وغيرها .

سؤال : ما هي عيوب مفهوم برونستد ولوري ؟

الحل :

1.لم يوضّح كيفية إرتباط البروتون بالقاعدة .

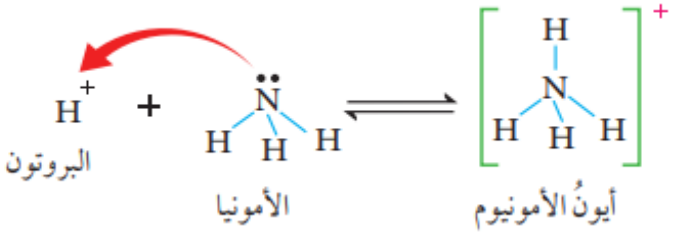
2.عجز عن تفسير تفاعلات حمض – قاعدة لا تشتمل على انتقال للبروتون مثل تفاعل CO_2 مع الماء وتفاعل الأيونات الفلزية مع الماء أو الأمونيا وغيرها .

درس لويس تفاعلات الحموض والقواعد التي لا تشتمل على انتقال للبروتون ووضع تصوّراً جديداً لمفهوم الحمض والقاعدة بالإعتماد على إنتقال ازواج الإلكترونات من القاعدة إلى الحمض .

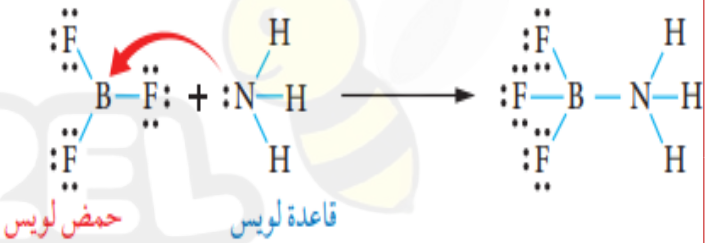
- حمض لويس : مادة يمكنها استقبال زوج إلكترونات أو أكثر في التفاعل .
- قاعدة لويس : مادة يمكنها منح زوج إلكترونات في التفاعل .

ساعد هذا المفهوم على تفسير تكوين الرابطة في تفاعل الحمض HCl مع القاعدة NH_3 ؛ فأيون الهيدروجين H^+ (البروتون) الناتج عن تأين الحمض يمتلك فلكاً فارغاً ، بينما تمتلك ذرة النيتروجين في الأمونيا NH_3 زوجاً غير رابط من الإلكترونات ، وعند انتقال البروتون H^+ إلى الأمونيا NH_3 فإنه يستقبل زوج إلكترونات غير رابط في ذرة النيتروجين ويرتبط به فتنشأ بينهما رابطة تناسقية ويتكون أيون الأمونيوم موجب الشحنة NH_4^+

ويمكن تمثيل التفاعل الحاصل بينهما على النحو الآتي :



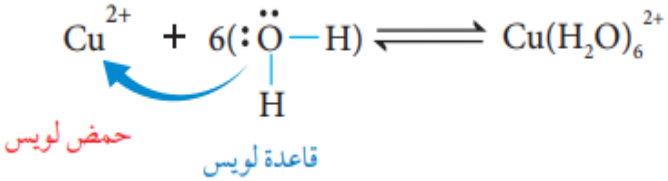
يتضح مما سبق أن مفهوم لويس استخدم في تفسير تفاعلات حمض – قاعدة التي ينطبق عليها مفهوم برونستد – لوري وتفاعلات أخرى لا ينطبق عليها مفهوم برونستد – لوري مثل : تفاعل الأمونيا NH_3 مع ثلاثي فلوريد البورون BF_3 الذي يعبرعنه بالمعادلة الآتية :



فذرة النيتروجين N تمتلك زوج إلكترونات غير رابطة في NH_3 يمكنها منحه ؛ وبهذا فإن NH_3 تمثل القاعدة ، في حين أن لدى ذرة البورون B في BF_3 فلكاً فارغاً يمكنها من استقبال زوج من الإلكترونات وبهذا فإن BF_3 يمثل الحمض .

كما تمكن لويس من تفسير تكوين الأيونات المعقدة التي تنتج من تفاعل أيونات الفلزات الموجبة مع جزيئات مثل H_2O و NH_3 أو مع أيونات أخرى مثل CN^- وغيرها .

فمثلا يتفاعل أيون Cu^{+2} (حمض لويس) مع الماء H_2O لتكوين الايون $Cu(H_2O)_6^{+2}$ كما في المعادلة الآتية :



حيث يمتلك أيون النحاس Cu^{+2} أفلاكاً فارغة لذلك يمكنه استقبال زوج أو أكثر من الإلكترونات من الماء، وبهذا فهو يمثل الحمض في التفاعل ، أما جزيء الماء H_2O فتمتلك ذرة الأكسجين فيه زوجين غير رابطين من الإلكترونات يمكنها منح أحدهما لأيون النحاس Cu^{+2} وبهذا الماء يمثل القاعدة في التفاعل لذا يرتبط أيون النحاس Cu^{+2} عن طريق أفلاكه الفارغة بعدد من جزيئات الماء عن طريق أزواج الإلكترونات غير الرابطة بروابط تناسقية مكوّناً أيون $Cu(H_2O)_6^{+2}$.

ملاحظات :

حموض لويس تشمل :

1. حموض أرهينيوس وحموض برونستد ولوري
2. الأيونات الموجبة للفلزات الإنتقالية مثل : Cu^{+2} / Ag^+ / Cr^{+3} ، والأيونات الموجبة التي تملك بروتون مثل NH_4^+ .
3. مركبات البورون B مثل : BF_3 / $B(OH)_3$ / BCl_3 .
4. CO_2

مثال :

$$Ag^{+} + 2CN^{-} \rightleftharpoons Ag(CN)_2^{-}$$

حمض لويس ↓ — قاعدة لويس ↓

2 رابطة تناسقية .

قواعد لويس تشمل :

1. قواعد أرهينيوس وقواعد برونستد ولوري
2. الماء H_2O
3. القواعد النتروجينية مثل : الأمونيا NH_3 / الأمينات RNH_2
4. الأيونات السالبة التي لا تحتوي هيدروجين مثل CN^-
5. $\dot{P}F_3$ / $\dot{P}Cl_3$ / $\dot{N}F_3$ / NCl_3

- **اسئلة :**

سؤال 1 : حدد الحمض والقاعدة حسب مفهوم لويس :

تناسقية 2 $Ag^{+} + 2NH_3 \rightleftharpoons Ag(NH_3)_2^{+}$

تناسقية 1 $B(OH)_{3(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightleftharpoons B(OH)_4^-{}_{(aq)}$

تناسقية 6 $Ni^{+2} + 6H_2O \rightleftharpoons Ni(H_2O)_6^{+2}$

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

تناسقية 6 $Co^{+3} + 6NH_3 \rightleftharpoons Co(NH_3)_6^{+3}$

تناسقية 1 $HF + CN^- \rightleftharpoons F^- + HCN$

سؤال 2 : في الأيونات المعقدة الآتية حدد حمض وقاعدة لويس :

1. $[Co(NH_3)_6]^{+3}$

الحل : Co^{+3} حمض لويس / $6\dot{N}H_3$ قاعدة لويس

2. $[SnCl_6]^{-2}$

الحل : Sn^{+4} حمض لويس / $6Cl^-$ قاعدة لويس

3. $[Zn(NH_3)_4]^{+2}$

الحل : Zn^{+2} حمض لويس / $4NH_3$ قاعدة لويس

4. $[CdI_4]^{-2}$

الحل : Cd^{+2} حمض لويس / $4I^-$ قاعدة لويس

5. $Ni(NH_3)_6^{+2}$

الحل : Ni^{+2} حمض لويس / $6NH_3$ قاعدة لويس

سؤال 3 : يعد Cu^{+2} حمض لويس، فسّر ذلك ؟

لأنه يحتوي أفلاك فارغة قادرة على استقبال زوج أو أكثر من الإلكترونات غير الرابطة .

سؤال 4 : يعد NH_4^+ حمض لويس فسّر ذلك ؟

لأنه يمتلك H^+ يستطيع أن يستقبل زوج e^- لإحتوائه على فلك فارغ .

ملاحظة :

1. اعتبر HCl حمض وفق مفهوم لويس لأن جزءاً منه البروتون H^+ الذي يمتلك فلك فارغ يستقبل زوج إلكترونات ولكن نسبت كلمة الحمض إلى HCl كاملة .
2. اعتبر NH_3 قاعدة لويس لأن جزءاً منها N هو الذي منح زوج e^- وبذلك ينسب مصطلح القاعدة للأمونيا NH_3 .

توضيح : في التفاعل :

$$CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2CO_{3(aq)}$$

Co_2 حمض لويس / H_2O قاعدة لويس

الربط مع الصناعة :

ثلاثي فلوريد البورون BF_3 : يحضر صناعياً بعدة طرق، منها تسخين البورون مع معدن الفلوريت CaF_2 بوجود حمض الكبريتيك ويصنع منه ما بين 2300 إلى 4500 طن سنوياً .

وهو غاز سام عديم اللون يستخدم في تحفيز العديد من التفاعلات العضوية وتحفيز عمليات البلمرة للمركبات العضوية غير المشبعة كما يستخدم كاشفاً في الصناعات العضوية .

التجربة 1

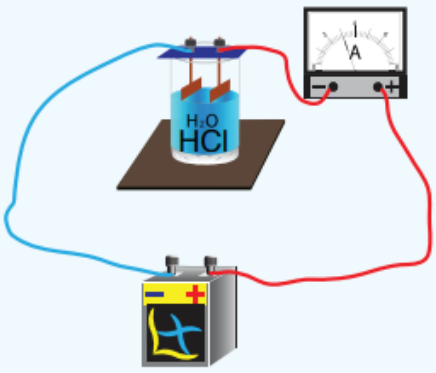
مقارنةُ قوَّة الحموض

الموادُّ والأدوات:

محلول حمض الهيدروكلوريك HCl تركيزُهُ 0.1 M، محلول حمض الإيثانويك CH_3COOH تركيزُهُ 0.1 M، كأس زجاجيّة سَعة 50 mL عدد 2، أسلاك توصيل، جهاز أميتر، مصدر كهربائي، مِخبار مُدَرَّج سَعة 50 mL، جهاز مقياس الرقم الهيدروجيني أو أوراق الكاشف العام، شريط مغنيسيوم Mg، أقطاب جرافيت.

إرشاداتُ السلامة:

- أتبعُ إرشاداتِ السلامة العامة في المختبر.
- أرتدي معطفَ المختبرِ والنظاراتِ الواقيةَ والقفازات.
- أحذر استنشاقَ حِمض الهيدروكلوريك.



خطواتُ العمل:

1- أحضر الكأسين الزجاجيتين، وأكتب على كل منها اسمَ أحد المحلولين.

2- أقيسُ باستخدام المِخبارَ المُدَرَّج 20 mL من محلول HCl، وأضعُها في الكأس المخصَّصة لها.

3- أقيسُ باستخدام جهاز مقياس الرَّقْم الهيدروجيني أو ورق الكاشف العام الرَّقْمَ الهيدروجيني للمحلول، وَأُسَجِّلُ نتائجي.

4- أُجَرِّب. أوصل أقطابَ الجرافيت بالمصدر الكهربائي وبجهاز الأميتر، وأضعُها في محلول HCl، وَأُسَجِّلُ قراءة الأميتر.

5- أُلاحظُ. أغمسُ شريط مغنيسيوم طوله 2 cm في المحلول، وأُلاحظ سرعة تصاعد غاز الهيدروجين، وَأُسَجِّلُ ملاحظاتي.

6- أُجَرِّبُ. أُكَرِّرُ الخطوات السابقة لمحلول حِمض الإيثانويك CH_3COOH، وَأُسَجِّلُ ملاحظاتي.

التحليلُ والاستنتاج:

1. أُحَدِّدُ الرَّقْمَ الهيدروجيني لكلٍّ منَ المحلولين.
2. أُحَدِّدُ المحلولَ الأكثرَ قدرةً على التوصيل الكهربائي.
3. أُقارنُ سرعة تصاعد غاز الهيدروجين في كلٍّ منَ المحلولين.
4. أُحَدِّدُ الحمضَ الأقوى والحِمضَ الأضعف.
5. أستنتجُ العلاقة بين قوَّة الحِمض وكلٍّ منَ الرَّقْم الهيدروجيني والتوصيل الكهربائي وسرعة تصاعد الغاز.

AWA2EL LEARN 2 BE

مراجعةُ الدرس

1- **الفكرة الرئيسة:** أُكمِلُ الجدولَ الآتي باستخدام الأُسس التي اعتمد عليها مفهومُ الحِمض والقاعدة:

المفهوم	الأساس الذي يقوم عليه المفهوم
أرهينيوس	
برونستد – لوري	
لويس	

2- أُوَضِّحُ المقصود بكل ممّا يأتي:

- حِمض أرهينيوس.
- حِمض برونستد–لوري.
- قاعدة لويس.
- مادّة أمفوتيريّة.

3- **أُفَسِّرُ:**

- السلوكَ الحِمضي لمحلول حِمض HClO حَسَبَ مفهوم أرهينيوس.
- السلوكَ القاعدي لمحلول $C_2H_5NH_2$ حَسَبَ مفهوم برونستد – لوري.
- يُعَدُّ الحِمض HBr حمضًا قويًّا بينما يُعَدُّ HNO_2 حمضًا ضعيفًا.

4- أُصَنِّفُ المحاليلَ الآتية إلى حموضٍ وقواعدَ قويّة أو ضعيفة:

H_2SO_3, HI, KOH , HF , NH_3, N_2H_4

5- أُحَدِّدُ الأزواجَ المترافقة في التفاعلين الآتيين:

$$HClO_{(aq)} + C_6H_5NH_{2(aq)} \rightleftharpoons OCl^-_{(aq)} + C_6H_5NH_3^+{}_{(aq)}$$

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

6- أُحَدِّدُ الحِمض والقاعدة وفقَ مفهوم لويس في المعادلة الآتية:

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

7- أُفَسِّرُ السلوكَ الأمفوتيري للأيون $H_2PO_4^-$ عند تفاعله معَ كلٍّ من HNO_3 و CN^-، مُوَضِّحًا إجابتي بالمعادلات.

AWA2EL LEARN 2 BE

إجابات أسئلة مراجعة الدرس ص21 :

1)

المفهوم	الاساس الذي يقوم عليه المفهوم	
	الحمض	القاعدة
أرهينيوس	إنتاج أيون H^+ في المحلول المائي	إنتاج أيون OH^- في المحلول المائي
برونستد-لوري	منح البروتون في التفاعل	استقبال البروتون في التفاعل
لويس	استقبال زوج إلكترونات	منح زوج إلكترونات

2) حمض أرهينيوس : مادة تتأين في الماء وتنتج أيون الهيدروجين H^+ .

حمض برونستد – لوري : مادة مانحة للبروتون في أثناء التفاعل .

قاعدة لويس : مادة تمنح زوج إلكترونات خلال التفاعل .

المادة الأمفوتيرية : مادة تسلك كحمض في تفاعل ، وتسلك كقاعدة في تفاعلات أخرى ، تبعاً للوسط الذي توجد فيه .

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

$$HClO_{(g)} \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + ClO^-_{(aq)}$$

- لأنه يستقبل البروتون أثناء التفاعل كما في المعادلة :

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

- بالنسبة للحمض HBr تكون القاعدة المرافقة الناتجة عنه Br^- ضعيفة لا تستقبل البروتون في المحلول ، فلا يكون التفاعل منعكساً ، ويتأين الحمض كلياً في المحلول كما في المعادلة :

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

- بينما الحمض HNO_2 فتكون القاعدة المرافقة الناتجة عنه NO_2^- قوي نسبياً ويمكنها استقبال البروتون في المحلول ويكون التفاعل منعكساً ، ويتأين الحمض جزئياً في المحلول ، كما في المعادلة :

$$HNO_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons OH^-_{(aq)} + NO_2^-{}_{(aq)}$$

4)

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

5)

– معادلة 1 : (ClO^- قاعدة مرافقة / HClO حمض)

($C_6H_5NH_3^+$ حمض مرافق / $C_6H_5NH_2$ قاعدة)

معادلة 2 : (HCO_3^- قاعدة مرافقة / H_2CO_3 حمض)

(H_3O^+ حمض مرافق / H_2O قاعدة)

6)

(Fe^{+3} حمض) / (H_2O قاعدة)

7)

- السلوك الحمضي : يسلك الأيون $H_2PO_4^-$ كحمض عند تفاعله مع القاعدة CN^- وفق المعادلة :

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

- السلوك القاعدي: يسلك الأيون $H_2PO_4^-$ كقاعدة عند تفاعله مع الحمض HNO_3، وفق المعادلة

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

الدرس الثاني : الرقم الهيدروجيني ومحاليل الحموض والقواعد القوية

الفكرة الرئيسية :

تحتوي المحاليل المائية على أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد، ويمكن التعبير عن درجة حموضة المحاليل **pH** أو درجة قاعديته **POH** بالإعتماد على تركيزز هذه الأيونات فيه .

محاليل الحموض والقواعد القوية :

تحتوي المحاليل المائية على أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ وأيونات الهيدروكسيد OH^- الناتجة من التأين الذاتي للماء ، وقد عرفت فيما سبق أن إذابة الحمض في الماء تنتج أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ ، وأن إذابة القاعدة في الماء تنتج أيونات الهيدروكسيد OH^- .

التأين الذاتي للماء :

يوصف الماء النقي بأنه غير موصل للتيار الكهربائي إلا أن القياسات الدقيقة للموصلية الكهربائية تشير إلى أنه يمكن للماء أن يوصل التيار الكهربائي بدرجة ضئيلة جداً ؛ مما يشير إلى أنه يحتوي على نسبة ضئيلة من الأيونات الناتجة من تفاعل جزيئات الماء فيما بينها ؛ إذ يمكن لجزيء الماء أن يمنح البروتونات ويتحوّل إلى أيون الهيدروكسيد OH^- ؛ وبهذا فهو يسلك سلوك الحمض ، في حين يستقبل البروتون جزيئاً أخر ويتكون أيون الهيدرونيوم H_3O^+ ؛ وبهذا فهو يسلك سلوك القاعدة .

وعليه، فنجد أن الماء يحتوي على تراكيز متساوية من أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد ويطلق على هذا السلوك التأين الذاتي للماء .

- **التأين الذاتي للماء :** هو أن بعض جزيئات الماء تسلك كحموض وبعضها يسلك كقاعدة في الماء نفسه والمعادلة التالية توضح ذلك :

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

وقد وجد أن تركيز هذه الأيونات صغيرة جدا، ويمكن حسابها باستخدام ثابت الإتزان للتفاعل على النحو الآتي :

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

$$K_c [H_2O]^2 = [H_3O^+][OH^-]$$

ونظراً إلى أن تأين الماء قليل جداً نفترض أن تركيز الماء يبقى ثابتاً ؛ ويمكن دمجه مع ثابت الإتزان ، ويعبر عنه بثابت جديد يسمى ثابت تأين الماء ، ويرمز له **Kw** ، ويعرّف بأنه ثابت الإتزان لتأين الماء ، وقد وجد أنه يساوي (1×10^{-14}) عند درجة حرارة **25°c** ، ويعبّر عنه على النحو الآتي :

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

يستفاد من ثابت تأين الماء في حساب تراكيز أيونات H_3O^+ وأيونات OH^- عندما يكون تركيز أحدهما معروفاً ونظراً إلى أن تركيز أيونات H_3O^+ يكون مساوياً لتركيز أيونات OH^- في الماء ، فإنه يمكن حساب تركيز أي منهما على النحو الآتي :

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

وبأخذ جذر الطرفين نحصل على تراكيز هذه الأيونات :

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

يرتبط أيون H_3O^+ بمفهوم الحمض ، بينما يرتبط أيون OH^- بمفهوم القاعدة ويمكن تصنيف المحاليل تبعاً لتراكيز هذه الأيونات إلى محاليل حمضية أو قاعدية أو متعادلة كما يبين الجدول 4 :

الجدول (4): تصنيفُ المحاليل تبعًا لتركيز أيونات H_3O^+ و OH^-.

المحلول	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$
المتعادل	1×10^{-7}	1×10^{-7}
الحِمضي	أكبر من 1×10^{-7}	أقلُّ من 1×10^{-7}
القاعدي	أقلُّ من 1×10^{-7}	أكبر من 1×10^{-7}

مثال 1 (مثال الكتاب) :

احسب تركيز H_3O^+ في محلول يحتوي على أيونات OH^- تركيزها 1×10^{-3} M ؟

الحل :

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

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-3}} = 1 \times 10^{-11}\ M$$

مثال 2 (مثال الكتاب) :

احسب تركيز OH^- في محلول يحتوي على أيونات H_3O^+ تركيزها 1×10^{-9} M ؟

الحل :

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-9}} = 1 \times 10^{-5}\ M$$

اسئـلة :

سؤال 1 : يبين الجدول الآتي تراكيز H_3O^+ و OH^- لثلاثة محاليل ، أكمل الفراغات في الجدول بما يناسبها

المحلول	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	تصنيف المحلول (ح ، ق ، متعادل)
الأول	1×10^{-12} M		
الثاني		1×10^{-7} M	
الثالث		1×10^{-4} M	

سؤال 2 : صنف المحاليل الآتية إلى (حمضية ، قاعدية ، متعادلة) ؟

أ) محلولاً فيه $[H_3O^+]$ 5×10^{-7} M

ب) محلولاً فيه $[OH^-]$ 2×10^{-7} M

ت) محلولاً فيه $[OH^-]$ 5×10^{-6} M

ث) محلولاً فيه $[H_3O^+]$ 0.1×10^{-6} M

سؤال 3 : في محلول ما كان تركيز أيونات OH^- تساوي 0.0025 M ، احسب $[H_3O^+]$ في المحلول ؟

محاليل الحموض القوية :

ترتبط قوة الحمض بقدرته على التأين ومنح البروتون في التفاعل ، فعند إذابة الحمض في الماء يتأين وينتج أيون الهيدرونيوم H_3O^+ وأيوناً أخر سالباً فمثلا ، عند إذابة 0.1mol من الحمض HCl في 1L ماء يتأين كلياً ، مما يؤدي إلى زيادة تركيز أيونات H_3O^+ كما في المعادلة التالية :

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

ولما كان الماء يحتوي على أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ وأيونات الهيدروكسيد OH^- في حالة إتزان مع جزيئات الماء غير المتأينة ، كما يتضح من معادلة التأين الذاتي للماء :

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

فإن موضع الإتزان في الماء يزاح - وفقاً لمبدأ لوتشاتلييه – نحو اليسار ؛ وبذلك يقل تركيز OH^- ويبقى ثابت تأين الماء K_w ثابتاً ، ونظراً إلى أن تركيز أيونات H_3O^+ الناتجة من التأين الذاتي للماء يكون صغيراً جداً مقارنة بتركيزها الناتج من تأين الحمض القوي فيجري إهماله ، ويعدّ الحمض المصدر الرئيسي لهذه الأيونات ، ويكون تركيزها في المحلول مساوياً لتركيز الحمض ؛ أي أن :

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

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

ويمكن حساب $[OH^-]$ في المحلول باستخدام Kw

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-1}} = 1 \times 10^{-13}\ M$$

يتضح مما سبق أن إضافة حمض قوي إلى الماء يؤدي إلى تكوين محلول حمضي يكون فيه تركيز H_3O^+ ، أكبر من تركيز أيونات OH^- ، وفيما يأتي أشهر الحموض القوية :

اسم الحمض	الصيغة الكيميائية
البيروكلوريك	$HClO_4$
الهيدرويوديك	HI
الهيدروبروميك	HBr
الهيدروكلوريك	HCl
النيتريك	HNO_3

الربط مع الحياة :

يعد حمض الهيدروكلوريك HCl في المعدة من أهم الإفرازات المعديّة التي تساهم في هضم البروتينات وتنشيط إنزيمات الهضم وقتل الجراثيم التي تدخل إلى المعدة ، وقد تجلّت عظمة الخالق بتوفير الوسائل الكفيلة بحماية جدار المعدة من تأثير هذا الحمض ومنع تآكله ، وذلك عن طريق الإفراز المستمر للغشاء المخاطي المبطن لجدار المعدة الذي يمنع الحمض من الوصول إلى النسيج الطلائي المكوّن له ، إضافة إلى قدرة هذا النسيج على التجدد بشكل مستمر .

أمثـلة :

مثال 3 (مثال الكتاب) : احسب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^- في محلول يحتوي على $1 \times 10^{-3}\ M$ من حمض الهيدروبروميك HBr ؟

الحل :

معادلة تأين الحمض :

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

$$[H_3O^+] = [HBr] = 1 \times 10^{-3}\ M$$

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-3}} = 1 \times 10^{-11}\ M$$

مثال 4 : (مثال كتاب)

احسب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^- في محلول جرى تحضيره بإذابة 0.02mol من حمض البيروكلوريك $HClO_4$ في 400 ml من الماء .

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

عدد المولات (n) $HClO_4$ = 0.02 mol

حجم المحلول (v) = 400 ml = 0.4 L

الحل :

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.02\ mol}{0.4\ L} = 5 \times 10^{-2}\ M$$

$$[H_3O^+] = [HClO_4] = 5 \times 10^{-2}$$

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-2}} = 0.2 \times 10^{-12}\ M$$

مثال 5 : محلول جرى تحضيره بإذابة 3.65 g من HCl في 200 ml من الماء، احسب $[H_3O^+]$ و $[OH^-]$ في المحلول علماً بأن ($Mr_{HCl} = 36.5\ g/mol$)

- كتلة HCl(m) = 3.65 g
- الكتلة المولية ل HCl (Mr) = 36.5 g/mol
- حجم المحلول (v) = 200 ml = 0.2 L

الحل :

$$n = \frac{m}{Mr} = \frac{3.65\ g}{36.5\ g/mol} = 0.1\ mol$$

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.1\ mol}{0.2\ L} = 0.5\ M$$

$$[H_3O^+] = [HCl] = 0.5\ M = 5 \times 10^{-1}\ M$$

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-1}} = 0.2 \times 10^{-13} \ M$$

سؤال : احسب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^- في محلول حمض النيتريك HNO_3 تركيزه 0.04M ؟

سؤال : احسب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^- في محلول HI تركيزه 0.0005M ؟

محاليل القواعد القوية :

تتأين القواعد القوية كليا في الماء وينتج أيون OH^- وايون اخر موجب مثلا عند اذابة 0.1 mol من القاعدة NaOH في 1L ماء تتأين كليا ويزداد بذلك تركيز OH^- كما في المعادلة الاتيه :

$$NaOH_{(S)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

ووفقا لمبدأ لوتشاتيلييه فان زيادة تركيز OH^- في الماء تؤدي الى ازاحة موضع الاتزان فيه نحو اليسار مما يقلل تركيز ايونات H_3O^+ ويبقى ثابت تأين الماء Kw ثابتا ، ونظرا الى ان تركيز ايونات OH^- الناتجه من التأين الذاتي للماء يكون صغيرا جدا مقارنة بتركيزها الناتج من تأين القاعدة فيمكن اهمالها ، وتعد القاعدة مصدرا رئيسيا لهذه الايونات ، ويكون تركيزها في المحلول مساويا لتركيز القاعدة ؛ اي ان :

$$[OH^-] = [\ Base\ ]$$

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

ويمكن حساب تركيز أيونات H_3O^+ في المحلول باستخدام ثابت تأين الماء كما يأتي :

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-1}} = 1 \times 10^{-13} \ M$$

يتضح مما سبق أن إضافة قاعدة قوية إلى الماء تؤدي إلى زيادة تركيز OH^- ونقص تركيز H_3O^+ ويكون المحلول الناتج قاعدياً .

أشهر القواعد القوية

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

الربط مع الصناعة : (الشحمة)

تستخدم القواعد مثل هيدروكسيد كل من الليثيوم والصوديوم بسبب ملمسها الزلق في صناعة ما يسمى بالشحوم الصابونية (الشحمة) التي تستخدم في تشحيم الآلات والسيارات وغيرها للتقليل من الإحتكاك حيث تضاف هذه القواعد إلى الدهون النباتية أو الحيوانية لصناعة أنواع مختلفة من تلك الشحوم أو ما يسمى بالصابون الشحمي، مثل الصابون الليثيومي ، والصابون الصوديومي .

مثال 6 (من الكتاب) :

احسب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^- في محلول يحتوي على 0.5×10^{-3} من هيدروكسيد الليثيوم LiOH؟

الحل :

$$LiOH \xrightarrow{H_2O} Li^+ + OH^-$$

$$[OH^-] = [LiOH] = 0.5 \times 10^{-3} \ M$$

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.5 \times 10^{-3}} = 2 \times 10^{-11} \ M$$

مثال 7 : محلول جرى تحضيره بإذابة 8g من بلورات هيدروكسيد الصوديوم NaOH في 200 ml من الماء علماً بأن:

$Mr_{(NaOH)} = 40\ g/mol$

كتلة NaOH (m) = 8 g

الكتلة المولية ل NaOH (Mr) = 40 g/mol

حجم المحلول (v) = 200 ml = 0.2 L

الحل :

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

$$n = \frac{m}{Mr} = \frac{8\ g}{40g/mol} = 0.2\ mol$$

$$M = \frac{n}{v} = \frac{0.2mol}{0.2\ L} = 1\ M$$

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

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

اسئلة :

سؤال 1 : احسب تركيز كل من OH^- و H_3O^+ في كلا المحلولين الآتيين :

- **محلول KOH تركيزه 4×10^{-2} M ؟**
- **محلول LiOH حضر بإذابة 2.5×10^{-4} mol منه في الماء؛ للحصول على محلول حجمه 100ml ؟**

سؤال 2 : احسب تركيز H_3O^+ و OH^- في محلول LiOH تركيزه 0.025 M ؟

سؤال 3 : احسب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^- في محلول KOH الذي تركيزه 0.5 M ؟

الرقم الهيدروجيني (PH) والرقم الهيدروكسيلي (POH)

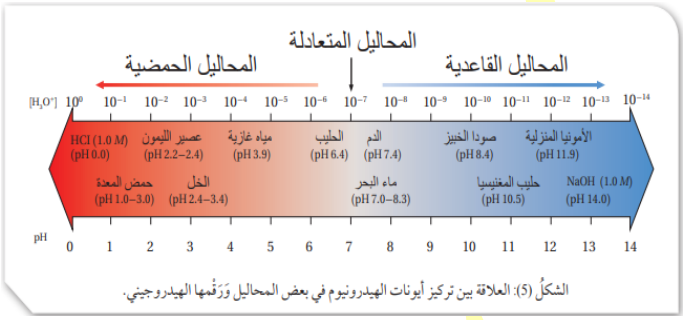
تحتوي المحاليل المائية على تراكيز صغيرة جداً من أيونات الهيدرونيوم ، التي تعبّر عن حموضة المحلول ، وأيونات الهيدروكسيد التي تعبّر عن قاعدية المحلول ولصعوبة التعامل مع هذه الأرقام الصغيرة يستخدم الكيميائيون طرائق أسهل للتعبير عن حموضة المحلول أو قاعديته مثل الرقم الهيدروجيني PH والرقم الهيدروكسيلي POH .

- **الرقم الهيدروجيني PH**

تعتمد حموضة المحاليل على تركيز أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ فيها وقد اقترح الكيميائيون استخدام مفهوم الرقم الهيدروجيني للتعبير عن حموضة المحلول .

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

الرقم الهيدروجيني : اللوغاريتم السالب لتركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول للأساس 10 ويعد مقياساً كمياً لحموضة المحلول فهو مقياس مدرج من صفر إلى 14 ، ويبين الشكل (5) العلاقة بين حموضة المحاليل ورقمها الهيدروجيني PH وتركيز أيونات الهيدرونيوم H_3O^+



الشكل (5): العلاقة بين تركيز أيونات الهيدرونيوم في بعض المحاليل وَرَقْمها الهيدروجيني.

يتضح من الشكل أن :

- **المحاليل الحمضية يكون فيها**

$$10^{-7}\ M < [H_3O^+]$$

ولكن PH لمحاليلها < 7

- **المحاليل المتعادلة**

$$[H_3O^+] = 10^{-7}\ M$$

PH = 7

- **المحاليل القاعدية**

$[H_3O^+] < 10^{-7}\ M$

$7 < PH$

- **قوانين**

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

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

أفكر : استنتج تركيز المحلول إذا كان رقمه الهيدروجيني يساوي صفرا (PH = 0)

الحل :

$[H_3O^+] = 10^{-PH} = 10^0 = 1\ M$

علاقات

كلما قلت قيمة PH ، زاد تركيز H_3O^+ وقل تركيز OH^- والعكس صحيح .

PH ↓ H_3O^+ ↑ OH^- ↓

- **أقوى الحموض أقلها PH (تحت 7)**
- **أقوى القواعد أعلاها PH (فوق 7)**

مثال 8 (مثال الكتاب) : احسب الرقم الهيدروجيني PH لمحلول النتريك HNO_3 تركيزه 0.25 M ، (log 2.5 = 0.4) ؟

الحل :

$HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + NO_3^-$

$[H_3O^+] = [HNO_3] = 0.25 = 2.5 \times 10^{-1}\ M$

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

$PH = - \log 2.5 \times 10^{-1}$

$PH = 1 - 0.4 = 0.6$

مثال 9 (من الكتاب) : احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول حمض البيروكلوريك $HClO_4$ تركيزه 0.04 M علماً بأن (log4= 0.6) ؟

الحل :

$HClO_4 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + ClO_4^-$

$[H_3O^+] = [HClO_4] = 0.04\ M$

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

$PH = - \log 4 \times 10^{-2} = 2 - \log 4 = 2 - 0.6 = 1.4$

مثال 10 (من الكتاب) : احسب $[H_3O^+]$ لعبوة من الخل مكتوب عليها أن الرقم الهيدروجيني PH = 4 ؟

الحل :

$[H_3O^+] = 10^{-PH} = 10^{-4}\ M$

مثال 11 (من الكتاب) : احسب $[H_3O^+]$ لعبوة من عصير الليمون مكتوب عليها أن الرقم الهيدروجيني PH يساوي 2.2 علماً بأن [log 6.3 = 0.8]

الحل :

$[H_3O^+] = 10^{-PH} = 10^{-2.2}$

$= 10^{(-2.2 + 3) - 3} = 10^{0.8} \times 10^{-3}$

$= 6.3 \times 10^{-3}\ M$

مثال 12 (من الكتاب) : احسب الرقم الهيدروجيني PH لمحلول القاعدة هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزه 0.02M علماً بأن [log 5 = 0.7] ؟

الحل :

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

$[OH^-] = [NaOH] = 2 \times 10^{-2}\ M$

$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-2}} = 5 \times 10^{-13}\ M$

$PH = - \log [H_3O^+] = - \log 5 \times 10^{-13}$

$PH = 13 - \log = 13 - 0.7 = 12.3$

سؤال (من الكتاب) : احسب PH لمحلول حمض الهيدرويوديك HI تركيزه 0.03 M علماً بأن [log3 =0.48] ؟

الحل :

$HI + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + I^-$

$[H_3O^+] = [HI] = 3 \times 10^{-2}$ M

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

$PH = - \log 3 \times 10^{-2}$

$PH = 2 - \log 3 = 2 - 0.48 = 1.52$

سؤال (من الكتاب) : احسب $[H_3O^+]$ لعينة من عصير البندورة رقمها الهيدروجيني يساوي 4.3 ، علماً بأن [log5=0.7] ؟

الحل :

$[H_3O^+] = 10^{-PH} = 10^{-4.3}$

$= 10^{(-4.3+5)-5}$

$= 10^{0.7} \times 10^{-5} = 5 \times 10^{-5}$ M

سؤال (من الكتاب) : احسب PH لمحلول القاعدة هيدروكسيد الليثيوم LiOH تركيزه 0.004 M ، علماً بأن [log2.5 = 0.4] ؟

الحل :

$LiOH \xrightarrow{H_2O} Li^+ + OH^-$

$[OH^-] = [LiOH] = 4 \times 10^{-3}$ M

$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{4 \times 10^{-3}} = 2.5 \times 10^{-12}$ M

$PH = - \log [H_3O^+] = - \log 2.5 \times 10^{-12}$

$PH = 12 - 0.4$

$PH = 11.6$

سؤال (كتاب) : احسب PH لمحلول HI تركيزه 0.0005 M ، علماً أن log 5 = 0.7 ؟

الحل :

$HI + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + I^-$

$[H_3O^+] = [HI] = 5 \times 10^{-4}$ M

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

$PH = - \log 5 \times 10^{-4}$

$PH = 4 - 0.7 = 3.3$

سؤال (كتاب) : احسب الرقم الهيدروجيني PH لمحلول حمض HBr حضر بإذابة 0.81 g منه في 400 ml من الماء علماً أن الكتلة المولية للحمض HBr = 81 g/mol ، log2.5 = 0.4

الحل :

$HBr + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Br^-$

$n = \frac{81 \times 10^{-2} \text{ g}}{81 \text{ g/mol}} = 1 \times 10^{-2}$ mol

$M = \frac{n}{V} = \frac{1 \times 10^{-2} \text{ mol}}{0.4 \text{ L}} = 2.5 \times 10^{-2}$ M

$[H_3O^+] = [HBr] = 2.5 \times 10^{-2}$ M

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

$PH = - \log 2.5 \times 10^{-2}$

$pH = 2 - 0.4 = 1.6$

ملاحظة : يعمل الماء النقي على تخفيف المحاليل فعند إضافة الماء النقي إلى محلول حمضي تخف الحموضة فيقل $[H_3O^+]$ في المحلول فتزداد PH المحلول ، وعند إضافة الماء النقي إلى محلول قاعدي يخفف القاعدية فيقل $[OH^-]$ في المحلول فتقل PH المحلول .

سؤال إضافي 1: احسب PH لمحلول HCl حجمه (100 ml) تساوي 3 ، إذا أضيف إليه 100 ml من الماء النقي ، احسب PH المحلول الناتج ؟ log 5 = 0.7

سؤال إضافي 2 : عينة من عصير البرتقال لها رقم هيدروجيني يساوي 5.8 ، احسب [H_3O^+] و [OH^-] علماً بأن (log1.6=0.2) ؟

سؤال إضافي 3 : إذا علمت أن قيمة PH لعينة دم الإنسان = 7.4 ، فما تركيز أيون الهيدرونيوم في الدم ؟ (log 4 =0.6)

سؤال إضافي 4 : احسب كتلة HCl المذابة ليصل حجم المحلول إلى لتر ودرجة الحموضة = 1 ، علماً بأن الكتلة المولية ل HCl = 36.5 g/mol ؟

سؤال إضافي 5 : أذيب 0.1 mol من القاعدة KOH في الماء ليصل حجم المحلول 100 ml احسب قيمة PH ؟

سؤال إضافي 6 : في محلول KOH وجد أن تركيز الأيون الموجب K^+ يساوي 0.01 M احسب قيمة PH ؟

سؤال إضافي 7 : احسب كتلة KOH اللازمة لتحضير محلول حجمه لتر ورقمه الهيدروجيني 12.3 PH ، علما بأن الكتلة المولية ل KOH = 56 g/mol و (log 5 = 0.7) ؟

سؤال إضافي 8 : احسب الرقم الهيدروجيني PH لمحلول NaOH تركيزه 0.0001 M ؟

سؤال إضافي 9 : أيهما أكثر حمضية

حمض $HClO_4$ تركيزه = 1×10^{-2} M أم

حمض HBr تركيزه = 3×10^{-3} M

علماً بأن (log3 = 0.5) ؟

سؤال إضافي 10 : احسب PH لمحلول LiOH تركيزه

2×10^{-4} M ؟ (log 5 = 0.7)

سؤال إضافي 11 : قيمة PH لمحلول NaOH = 12 ، احسب كتلة NaOH المذابة في لتر واحد من المحلول ، علماً بأن الكتلة المولية ل

Na = 23 g/mol

O = 16 g/mol

H = 1 g/mol

سؤال إضافي 12 : محلول حمض HBr حجمه 200 ml وقيمة PH له = صفر ، احسب كتلة HBr في المحلول علماً بأن الكتلة المولية ل HBr تساوي 81 g/mol ؟

سؤال إضافي13 : احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول حمض HI المحضر بإذابة 0.1mol منه في 500 ml من الماء ؟ علما بأن (log 2 = 0.3)

سؤال إضافي 14 : احسب تركيز H_3O^+ في محلول LiOH تركيزه 1×10^{-4} M ؟

سؤال إضافي15 : أذيب 0.1 mol من HCl لتكوين محلول حجمه 500 ml ، احسب [OH^-] في المحلول ؟

سؤال إضافي 16 : إعتماداً على الشكل 5 (مقياس الرقم الهيدروجيني) صنف المواد الآتية إلى (حمضية / متعادلة / قاعدية) :

- الدم
- الأمونيا المنزلية
- الخل
- صودا الخبيز
- حليب المغنيسيا
- المياه الغازية

سؤال إضافي 17: إذا علمت أن PH لعصارة المعدة = 3 وقيمة PH للماء النقي = 7 ، فكم مرة يزيد [H_3O^+] في عصارة المعدة عن الماء النقي ؟

حل الأسئلة الإضافية :

سؤال 1 :

$[H_3O^+] = 10^{-PH} = 10^{-3}$ M

$M = \frac{n}{v}$

$10^{-3} = \frac{n}{0.1\ L}$

$n(H_3O^+) = 1 \times 10^{-4}$ mol

نحسب [H_3O^+] في الحجم الكلي الجديد

الحجم الجديد = 100 + 100 = 200 ml

$M = \frac{n}{V} = \frac{1 \times 10^{-4}\ mol}{0.2\ L} = 5 \times 10^{-4}$

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

$PH = - \log 5 \times 10^{-4}$

$PH = 4 - 0.7 = 3.3$

سؤال 2 :

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

$[H_3O^+] = 10^{-5.8}$

$[H_3O^+] = 10^{(-5.8+6)-6}$

$[H_3O^+] = 10^{0.2} + 10^{-6}$

$[H_3O^+] = 1.6 \times 10^{-6}$ M

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

$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.6 \times 10^{-6}}$

$[OH^-] = 0.625 \times 10^{-8}$ M

سؤال 3 :

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

$[H_3O^+] = 10^{(-7.4+8)-8}$

$[H_3O^+] = 10^{0.6} \times 10^{-8}$

$[H_3O^+] = 4 \times 10^{-8}$ M

سؤال 4 :

$[H_3O^+] = 10^{-PH} = 10^{-1}$ M

$[HCl] = [H_3O^+] = 10^{-1}$ M

$M_{HCl} = \frac{n}{v}$

$n = M \times v = 10^{-1} \times 1\ L = 10^{-1}$ mol

$n = \frac{m}{Mr} \longrightarrow m = n \times Mr = 10^{-1} \times 36.5$

$m = 3.65$ g

سؤال 5 :

$[KOH] = \frac{n}{V}$

$[KOH] = \frac{0.1\ mol}{0.1\ L} = 1$ M

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

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

$PH = -\log 1 \times 10^{-14}$

$PH = 14 - Zero = 14$

سؤال 6 :

$KOH \xrightarrow{H_2O} K^+ + OH^-$

$[K^+] = [OH^-] = [KOH] = 1 \times 10^{-2}$ M

$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-2}} = 1 \times 10^{-12}$ M

$PH = -\log 1 \times 10^{-12}$

$PH = 12$

سؤال 7:

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

$[H_3O^+] = 10^{-12.3}$

$[H_3O^+] = 10^{(-12.3+13)-13}$

$[H_3O^+] = 10^{0.7} + 10^{-13}$

$[H_3O^+] = 5 \times 10^{-13}$ M

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

$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-13}} = 2 \times 10^{-2}$ M

$[KOH] = [OH^-] = 2 \times 10^{-2}\ M$

$M = \frac{n}{v} \longrightarrow n = M \times v$

$n = 2 \times 10^{-2} \times 1\ L = 2 \times 10^{-2}\ mol$

$n = \frac{m}{Mr}$

$m = n \times Mr = 2 \times 10^{-2} \times 56 = 112 \times 10^{-2}\ g$

ملاحظة : في الدرس القادم يمكن حل هذا السؤال بطريقة ثانية .

سؤال 8 :

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

$[OH^-] = [NaOH] = 1 \times 10^{-4}\ M$

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

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

$PH = - \log 1 \times 10^{-10} = 10$

سؤال 9 : نحسب PH للمحلولين

$[H_3O^+] = [HClO_4] = 1 \times 10^{-2}\ M$

$PH = - \log 1 \times 10^{-2} = 2$

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

$PH = - \log 3 \times 10^{-3}$

$PH = 3 - 0.5 = 2.5$

محلول $HClO_4$ أكثر حمضية لأن PH له أقل و $[H_3O^+]$ في المحلول أعلى .

سؤال 10 :

$LiOH \xrightarrow{H_2O} Li^+ + OH^-$

$[OH^-] = [LiOH] = 2 \times 10^{-4}\ M$

$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-4}} = 5 \times 10^{-11}\ M$

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

$PH = - \log 5 \times 10^{-11} = 11 - 0.7 = 10.3$

سؤال 11 :

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

$[H_3O^+] = 10^{-PH} = 10^{-12}\ M$

$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-12}} = 1 \times 10^{-2}\ M$

$[NaOH] = [OH^-] = 1 \times 10^{-2}\ M$

$M = \frac{n}{v} \longrightarrow n = 1 \times 10^{-2} \times 1\ L = 1 \times 10^{-2}\ mol$

$n = \frac{m}{Mr} \longrightarrow m = 1 \times 10^{-2} \times (23 + 16 + 1)$

$m = 1 \times 10^{-2} \times 40 = 0.4\ g$

ملاحظة : في الدرس القادم يمكن حل هذا السؤال بطريقة ثانية

سؤال 12 :

$HBr + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Br^-$

$[H_3O^+] = 10^{-PH} = 10^{Zero} = 1\ M$

$[HBr] = [H_3O^+] = 1\ M$

$M = \frac{n}{V} \longrightarrow n = 1 \times 0.2 = 0.2\ mol$

$n = \frac{m}{Mr} \longrightarrow m = 0.2 \times 81 = 16.2\ g$

سؤال 13 :

$HI + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + I^-$

$[HI] = \frac{n}{V} = \frac{0.1\ mol}{0.5\ L} = 0.2\ M$

$[H_3O^+] = [HI] = 2 \times 10^{-1}\ M$

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

$PH = -\log 2 \times 10^{-1}$

$PH = 1 - 0.3 = 0.7$

سؤال 14 :

$LiOH \xrightarrow{H_2O} Li^+ + OH^-$

$[OH^-] = [LiOH] = 1 \times 10^{-4}\ M$

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

سؤال 15 :

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

$[HCl] = \frac{n}{V} = \frac{0.1\ mol}{0.5\ L} = 0.2\ M$

$[H_3O^+] = [HCl] = 2 \times 10^{-1}\ M$

$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-1}} = 5 \times 10^{-14}\ M$

سؤال 16 :

الدم (قاعدي) الأمونيا المنزلية (قاعدية)

الخل (حمضي) صودا الخبيز (قاعدي)

حليب المغنيسيا (قاعدي) المياه الغازية (حمضي)

سؤال 17 :

في عصارة المعدة :

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

في الماء النقي :

$[H_3O^+] = 10^{-7}\ M$

$\frac{[H_3O^+]\ \text{عصارة المعدة}}{[H_3O^+]\ \text{الماء النقي}} = \frac{10^{-3}}{10^{-7}} = 10^4$

هذا يعني أن $[H_3O^+]$ في عصارة المعدة أكبر من $[H_3O^+]$ في الماء النقي بمقدار 10^4

- **الرقم الهيدروكسيلي POH**

يستخدم للتعبير عن قاعدية المحلول ويعرّف بأنه اللوغاريتم السالب لتركيز أيونات الهيدروكسيد OH^- في المحلول للأساس 10 .

- قوانين :

$$POH = -\log [OH^-]$$

$$[OH^-] = 10^{-POH}$$

مثال 13 (كتاب) :

احسب الرقم الهيدروكسيلي لمحلول القاعدة KOH تركيزه 0.01 M ؟

الحل :

تتأين القاعدة KOH كلياً في الماء

$KOH \xrightarrow{H_2O} K^+ + OH^-$

$[OH^-] = [KOH] = 1 \times 10^{-2}\ M$

$POH = -\log [OH^-]$

$POH = -\log 1 \times 10^{-2} = 2 - \log 1 = 2$

مثال 14 (كتاب) :

احسب $[OH^-]$ لعبوة من حليب المغنيسيا مكتوب عليها أن الرقم الهيدروكسيلي POH يساوي 4 ؟

الحل :

$$[OH^-] = 10^{-POH} = 1 \times 10^{-4}\ M$$

الربط مع الصحة :

حليب المغنيسيا : محلول معلّق من هيدروكسيد المغنيسيوم بنسبة 8% بالكتلة ، يستخدم في علاج الإمساك وعسر الهضم وحرقة المعدة ، وهو متوفر في الصيدليات على شكل حبوب أو سائل ، ولا يحتاج استخدامه إلى وصفة طبية.

مثال 15 (كتاب) :

احسب الرقم الهيدروكسيلي POH لمحلول هيدروكسيد الليثيوم LiOH تركيزه 0.004 M علماً بأن log 4 = 0.6

الحل :

$$LiOH \xrightarrow{H_2O} Li^+ + OH^-$$

$$[OH^-] = [LiOH] = 4 \times 10^{-3}\ M$$

$$POH = -\log [OH^-]$$

$$POH = -\log 4 \times 10^{-3} = 3 - 0.6 = 2.4$$

مثال 16 (كتاب) :

احسب $[OH^-]$ لعبوة مكتوب عليها أن الرقم الهيدروكسيلي POH يساوي 3.2 علماً بأن log 6.3 = 0.8 ؟

الحل :

$$[OH^-] = 10^{-POH}$$

$$[OH^-] = 10^{-3.2}$$

$$[OH^-] = 10^{(-3.2+4)-4}$$

$$[OH^-] = 10^{0.8} \times 10^{-4} = 6.3 \times 10^{-4}\ M$$

العلاقة بين PH و POH

يرتبط الرقم الهيدروجيني PH بتركيز أيونات الهيدرونيوم في المحلول ، في حين يرتبط الرقم الهيدروكسيلي POHبتركيز أيونات الهيدروكسيد ، وحاصل ضرب ، تركيز الأيونين في المحلول يعطي قيمة ثابتة ، يعبرّ عنها ثابت تأين الماء Kw بالعلاقة الآتية :

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

إذا أخذنا لوغاريتم الطرفين نجد أنّ :

$$\log [H_3O^+] + \log [OH^-] = -14$$

وبضرب المعادلة بإشارة (-) نحصل على :

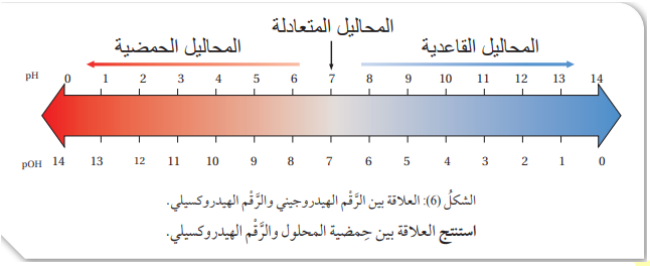
$$-\log [H_3O^+] + (-\log [OH^-]) = 14$$

وحيث أن :

$$PH = -\log [H_3O^+]\ ،\ POH = -\log [OH^-]$$

فإنه يمكن التعبير عن العلاقة السابقة على النحو الآتي :

$$PH + POH = 14$$



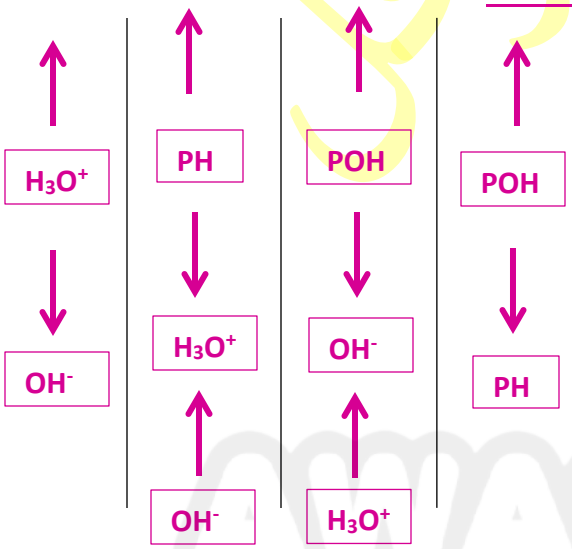
الشكل (6): العلاقة بين الرَّقم الهيدروجيني والرَّقم الهيدروكسيلي.

استنتج العلاقة بين حمضية المحلول والرَّقم الهيدروكسيلي.

ويبين الشكل (6) العلاقة بين الرقم الهيدروجيني والرقم الهيدروكسيلي .

يتضح من الشكل أن القيم المتقابلة عمودياً تمثل مجموعة الرقم الهيدروجيني PH والرقم الهيدروكسيلي POH للمحلول ، فمثلا عندما تكون PH = 2 تكون قيمة POH المقابلة لها تساوي 12 ، وبهذا يمكن معرفة قيمة أي منهما للمحلول بمعرفة الأخرى .

علاقات :



ملاحظات :

1. في المحاليل القاعدية تكون قيمة PH أكبر من 7 وتكون قيمة POH أقل من 7
2. في المحاليل الحمضية تكون قيمة PH أقل من 7 وتكون قيمة POH أكبر من 7
3. في المحاليل المتعادلة تكون قيمة PH = 7 وتكون قيمة POH = 7

مثال 17 (كتاب) :

احسب الرقم الهيدروجيني PH والرقم الهيدروكسيلي POH لمحلول حمض الهيدروكلوريك HCl تركيزه 10^{-3} M ؟

الحل :

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

$$[H_3O^+] = [HCl] = 1 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$PH = - \log [H_3O^+] = - \log 1 \times 10^{-3} = 3$$

$$PH + POH = 14$$
$$3 + POH = 14$$
$$POH = 14 - 3 = 11$$

مثال 18 (كتاب) :

احسب PH و POH لمحلول تركيز أيونات H_3O^+ فيه يساوي 10^{-5} M ؟

الحل :

$$PH = - \log [H_3O^+]$$
$$PH = - \log 1 \times 10^{-5} = 5$$

$$PH + POH = 14$$
$$5 + POH = 14$$

$$POH = 14 - 5 = 9$$

مثال 19 (كتاب) :

احسب PH و POH لمحلول تركيز أيونات OH^- فيه يساوي 10^{-4} M ؟

الحل :

$$POH = - \log [OH^-]$$
$$POH = - \log 1 \times 10^{-4} = 4$$

$$PH + POH = 14$$
$$PH + 4 = 14$$
$$PH = 14 - 4 = 10$$

معايرة حمض قوي وقاعدة قوية :

تعرف التفاعلات التي تحدث بين محلول حمض ومحلول قاعدة بتفاعلات التعادل ؛ حيث تتعادل أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ والهيدروكسيد OH^- في المحلول وينتج عن ذلك الماء كما في المعادلة الآتية :

$$H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \longrightarrow 2H_2O_{(L)}$$

يستفاد من تفاعل التعادل في تعيين تركيز مجهول من حمض أو تركيز مجهول من قاعدة من محلول تركيزه معلوم (حمض أو قاعدة) ، ويسمى المحلول معلوم التركيز المحلول القياسي .

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

خطوات المعايرة :

1. يحضّر في دورق حجم محددّ من محلول مجهول التركيز من حمض أو قاعدة .
2. توضع قطرات من كاشف معيّن في المحلول مجهول التركيز فيظهر المحلول بلون محدّد .
3. يضاف بالتدريج محلول قياسي معلوم التركيز من حمض أو قاعدة (يجب أن يكون المحلول القياسي عكس المحلول مجهول التركيز)
4. تستمّر عملية الإضافة إلى حين الوصول إلى نقطة معينة يكون عندها عدد مولات الهيدروكسيد (OH^-) مكافئاً لعدد مولات أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول ، وتسمى هذه النقطة نقطة التكافؤ ، وعند معايرة حمض قوي وقاعدة قوية يطلق على هذه النقطة إسم نقطة التعادل .
5. يمكن تحديد نهاية عملية المعايرة باستخدام كاشف مناسب يتغير لونه عند وصول المعايرة إلى نقطة التكافؤ، كما تسمّى النقطة التي تضاف إلى المحلول ويتغير عندها لون الكاشف نقطة النهاية وهي تحدّد انتهاء عملية المعايرة .

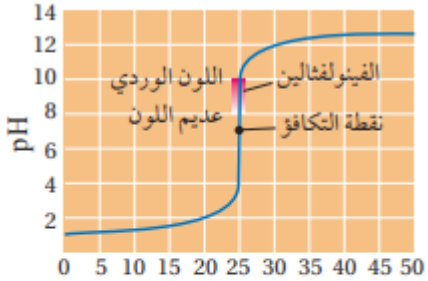
نقطة التكافؤ : نقطة معينة يصبح عندها عدد مولات أيونات الهيدروكسيد OH^- مكافئاً لعدد مولات أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول .

نقطة التعادل : نقطة تتعادل عندها تماماً جميع أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد خلال عملية المعايرة وتكون PH للمحلول = 7 .

نقطة النهاية : النقطة التي تضاف إلى المحلول ويتغير عندها لون الكاشف ، وهي تحدّد انتهاء عملية المعايرة .

ويستخدم عادة كاشف الفينولفثالين عند معايرة حمض قوي بقاعدة قوية ؛ إذ يتغير لونه من عديم لون إلى اللون الزهري عند مدى من الرقم الهيدروجيني (10 – 8.2) ولتوضيح تغيرات الرقم الهيدروجيني في أثناء عملية المعايرة تجري قراءة مقياس الرقم الهيدروجيني لمحلول الحمض عند بداية المعايرة وبعد كل إضافة من القاعدة وتسجيلها ، وينظم جدول يسجل فيه حجم القاعدة المضافة والرقم الهيدروجيني للمحلول عند الإضافة إلى حين الوصول إلى ما بعد نهاية المعايرة ، ثم يرسم منحنى المعايرة ، ويبين الشكل (7) منحنى معايرة حمض HCl بالقاعدة NaOH .

من



الشكل (7) منحنى معايرة حمض HCl بالقاعدة NaOH.

تستخدم عملية المعايرة في حساب تركيز مجهول من حمض أو قاعدة ، وفي هذا الدرس سوف نتناول معايرة حمض قوي مع قاعدة قوية ؛ حيث تصل المعايرة إلى نقطة التعادل ويكون عدد مولات الحمض مكافئاً تماماً لعدد مولات القاعدة ، والأمثلة الآتية توضح الحسابات المتعلقة بمعايرة حمض قوي مع قاعدة قوية .

مثال 20 (كتاب) :

احسب تركيز الحمض HCl إذا تعادل 250 ml منه تماماً مع 200 ml من القاعدة NaOH تركيزها 0.02 M وفق المعادلة الآتية :

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

الحل :

احسب عدد مولات القاعدة

$$n_{NaOH} = [\,NaOH\,] \times V = 0.02 \times 0.2 = 0.004\ mol$$

عند التعادل يكون عدد مولات الحمض مكافئاً لعدد مولات القاعدة ، أي أنّ :

عدد مولات الحمض = عدد مولات القاعدة

$$N_{HCl} = n_{NaOH} = 0.004\ mol$$

$$[\,HCl\,] \times V = 0.004\ mol$$

$$[\,HCl\,] \times 0.25\ L = 0.004\ mol$$

$$[\,HCl\,] = \frac{0.004}{0.25} = 0.016\ M$$

ملاحظة : يمكن حل السؤال بطريقة أسرع وأسهل :

$$(M \times V)_{NaOH} = (M \times V)_{HCl}$$

مثال 21 (كتاب) :

احسب حجم الحمض HNO_3 الذي تركيزه 0.4 M إذا تعادل تماماً مع 20 ml من محلول قاعدي LiOH تركيزه 0.2 M وفق المعادلة الآتية :

$$HNO_{3(aq)} + LiOH_{(aq)} \longrightarrow LiNO_{3(aq)} + H_2O_{(L)}$$

الحل :

احسب عدد مولات القاعدة

$$n_{LiOH} = [\,LiOH\,] \times V = 0.2 \times 0.02 = 0.004\ mol$$

عند التعادل يكون عدد مولات الحمض مكافئاً لعدد مولات القاعدة ، أي أنّ :

عدد مولات الحمض = عدد مولات القاعدة

$$n(HNO_3) = n_{(LiOH)} = 0.004\ mol$$

$$M(HNO_3) = \frac{n}{V}$$

$$V = \frac{n}{M} = \frac{0.004\ mol}{0.4\ M} = 0.01\ L = 10\ ml$$

مثال 22 (كتاب) :

احسب تركيز القاعدة KOH إذا تعادل 20 ml منها تماماً مع 30ml من محلول الحمض HBr تركيزه 0.2 M وفق المعادلة الآتية :

$$HBr_{(aq)} + KOH_{(aq)} \longrightarrow KBr_{(aq)} + H_2O_{(L)}$$

الحل :

احسب عدد مولات حمض HBr

$$n_{(HBr)} = M \times V = 0.2 \times 0.03\ L = 0.006\ mol$$

عند التعادل :

$$n_{(KOH)} = n_{(HBr)} = 0.006\ mol$$

$$M_{(KOH)} = \frac{n}{V} = \frac{0.006\ mol}{0.02\ L} = 0.3\ M$$

سؤال إضافي 1 : (محذوف)

أضيف 40 ml من محلول KOH تركيزه 0.4 M إلى 20 Ml من محلول HBr تركيزه 0.5 M احسب قيمة PH للمحلول الناتج ؟

سؤال إضافي 2 :

جرت معايرة 10 ml من محلول LiOH ، فتعادلت مع 20ml من محلول HBr تركيزه 0.01 M احسب تركيز المحلول LiOH؟

سؤال إضافي 3 : (محذوف)

أتوقع تم خلط 20 ml من محلول حمض الهيدروكلوريك HCl الذي تركيزه 0.6 M مع 20 ml من محلول هيدروكسيد الليثيوم LiOH الذي تركيزه 0.4 M ، هل المحلول الناتج حمضي أم قاعدي أم متعادل ، أبرر إجابتي؟

سؤال إضافي 4 : (محذوف)

احسب PH لمحلول ناتج عند إضافة 10 ml من NaOH بتركيز 0.1 M إلى 25 ml من HCl بتركيز 0.1 M ؟ علماً أن (log 4.3 = 0.64)

سؤال إضافي 5 : (محذوف)

احسب قيمة PH لمحلول ناتج عن إضافة 15 ml NaOH بتركيز 0.1 M إلى 25 ml من HCl بتركيز 0.1M ؟ (log2.5 = 0.4)

سؤال إضافي 6 : (محذوف)

احسب PH لمحلول ناتج عن إضافة 40 ml من NaOH بتركيز 0.1 M إلى 30 ml من HCl تركيز 0.1 M ؟ علماً بأن (log 0.7 = - 0.35)

سؤال إضافي 7 :

احسب عدد مولات الحمض القوي HX اللازم للتعادل مع 100 ml KOH تركيزه 0.2 M ، ثم احسب كتلة الحمض HX علماً بأن (Mr HX = 127 g/mol)

سؤال إضافي 8 :

حضر محلول HBr كتلته المولية (81 g/mol) بإذابة (20.25 g) منه في 1 L ماء وحضر محلول NaOH كتلته المولية (40 g/mol) بإذابة (15 g) منه في 3 L ماء ، احسب حجم الحمض اللازم للتعادل مع 50 ml من القاعدة ؟

سؤال إضافي 9 :

عند خلط HCl (PH =3) مع محلول NaOH مجهول التركيز وبحجوم متساوية فكانت PH للمحلول الناتج تساوي 7 ، احسب تركيز محلول NaOH قبل الخلط ؟

سؤال إضافي 10 :

احسب كتلة NaOH اللازمة لمعادلة 500 ml من حمض HBr تركيزه 0.2 M ، علماً بأن الكتلة المولية لـ NaOH تساوي (40 g/mol) ؟

سؤال إضافي 11 :

إذا تم خلط KOH (PH = 12) مع محلول حمض HI مجهول التركيز وبحجوم متساوية فكانت PH للمحلول الناتج = 7 ، احسب تركيز HI قبل الخلط ؟

سؤال إضافي 12 :

أذيبت كمية من القاعدة KOH في 500 ml من الماء وتم سحب 10 ml من هذا المحلول للتعادل مع 20 ml من حمض HBr (0.1 M) ، احسب كتلة KOH المذابة في الماء علماً أن Mr (KOH) = 56 g/mol ؟

سؤال إضافي 13 :

احسب PH للمحلول الناتج من إضافة (8 g) NaOH إلى 200 ml HBr تركيزه (1 M) علماً بأن

Mr (NaOH) = 40 g /mol

سؤال إضافي 14 :

احسب كتلة NaOH الصلب اللازمة للتعادل مع (5 ml) من محلول HI (0.35 M) و 40 ml HBr تركيزه (0.1 M) ، علماً بأن

Mr (NaOH) = 40 g / mol

سؤال إضافي 15 :

احسب PH للمحلول الناتج من إضافة 50 ml NaOH تركيزه 0.1 M إلى 10 ml HI (0.05 M) و (15 ml) HCl (0.1 M) علماً بأن

Log 2.5 = 0.4

حل الأسئلة الإضافية :

سؤال 1 :

$KOH + HBr \longrightarrow KBr + H_2O$

نحسب عدد مولات KOH :

$n = M \times V = 0.4 \times 0.04\ L = 0.016\ mol$

ونحسب عدد مولات القاعدة HBr

$n = M \times V = 0.5 \times 0.02\ L = 0.010\ mol$

عند التعادل عدد مولات الحمض = عدد مولات القاعدة

ونلاحظ أن عدد مولات القاعدة أكبر من عدد مولات الحمض أي أن هناك فائض في عدد مولات القاعدة (فائض في $[OH^-]$)

عدد مولات OH^- الفائض

$n_{فائض} = 0.016 - 0.010 = 0.006\ mol$

نحسب $[OH^-]$ الفائض

$M = \frac{n}{V}$ ← الحجم الكلي للمحلول

$M = \frac{0.006\ mol}{0.06\ L} = 0.1\ M$

$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-1}} = 1 \times 10^{-13}$

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

$PH = - \log 1 \times 10^{-13} = 13$

سؤال 2 :

$LiOH + HBr \longrightarrow LiBr + H_2O$

نحسب عدد مولات HBr

$n = M \times V = 0.01 \times 0.02\ L = 0.0002\ mol$

عدد مولات القاعدة = عدد مولات الحمض

$n_{LiOH} = n_{HBr} = 0.0002\ mol$

$M = \frac{n}{V} = \frac{0.0002\ mol}{0.01\ L} = 0.02\ M$

سؤال 3 :

نحسب عدد مولات الحمض :

$n_{HCl} = M \times V = 0.6 \times 0.02 = 0.012\ mol$

نحسب عدد مولات القاعدة :

$n_{LiOH} = M \times V = 0.4 \times 0.02 = 0.008\ mol$

بما أنّ عدد مولات الحمض > عدد مولات القاعدة سيكون هناك فائض في عدد مولات H_3O^+ وهذا يعني أن المحلول حمضي .

سؤال 4 :

نحسب عدد مولات القاعدة

$n_{NaOH} = M \times V = 0.1 \times 0.01 = 0.001\ mol$

نحسب عدد مولات الحمض

$n_{HCl} = M \times V = 0.1 \times 0.025 = 0.0025\ mol$

نحسب الفائض في عدد مولات الحمض (H_3O^+) :

$n_{\text{فائض}} = 0.0025 - 0.0010 = 0.0015 \text{ mol } H_3O^+$

$[H_3O^+]_{\text{الفائض}} = \frac{n}{V} = \frac{0.0015 \text{ mol}}{0.035 \text{ L}} = 4.3 \times 10^{-2} \text{ M}$

$PH = - \log 4.3 \times 10^{-2}$

$PH = 2 - 0.64 \longrightarrow PH = 1.36$

سؤال 5 :

نحسب عدد مولات القاعدة NaOH :

$n = M \times V = 0.1 \times 0.015 \text{ L} = 0.0015 \text{ mol}$

نحسب عدد مولات الحمض HCl :

$n = M \times V = 0.1 \times 0.025 = 0.0025 \text{ mol}$

نحسب عدد مولات الحمض الفائض

$n_{\text{فائض}} = 0.0025 - 0.0015 = 0.0010 \text{ mol}$

$[H_3O^+]_{\text{فائض}} = \frac{n}{V_{\text{كلي}}} = \frac{0.0010 \text{ mol}}{0.04 \text{ L}} = 0.025$

$[H_3O^+]_{\text{فائض}} = 2.5 \times 10^{-2} \text{ M}$

$PH = - \log [H_3O^+] = - \log 2.5 \times 10^{-2}$

$PH = 2 - 0.4 = 1.6$

سؤال 6 :

نحسب عدد مولات القاعدة

$n = M \times V = 0.1 \times 0.04 \text{ L} = 0.004 \text{ mol}$

نحسب عدد مولات الحمض

$n = M \times V = 0.1 \times 0.03 = 0.003 \text{ mol}$

نحسب عدد مولات الحمض الفائض

$n_{\text{فائض}} = 0.004 - 0.003 = 0.001 \text{ mol}$

$[OH^-]_{\text{فائض}} = \frac{n}{V} = \frac{0.001 \text{ mol}}{0.07 \text{ L}} = 0.014 \text{ M}$

$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.4 \times 10^{-2}} = 0.7 \times 10^{-12} \text{ M}$

$PH = - \log 0.7 \times 10^{-12}$

$PH = 12 - (- 0.35) = 12.35$

سؤال 7 :

$KOH + HX \longrightarrow KX + H_2O$

$n (KOH) = n (HX)$

$n (HX) = M \times V = 0.2 \times 0.1 = 0.02 \text{ mol}$

$n = \frac{m}{Mr}$

$m (HX) = n \times Mr = 0.02 \times 127$

$m = 2.54 \text{ g}$

سؤال 8 :

نحسب عدد مولات HBr

$n (HBr) = \frac{m}{Mr} = \frac{20.25}{81} = 0.25 \text{ mol}$

$[HBr] = \frac{n}{V} = \frac{0.25}{1 \text{ L}} = 0.25 \text{ M}$

نحسب عدد مولات NaOH

$n (NaOH) = \frac{m}{Mr} = \frac{15}{40} = 0.375 \text{ mol}$

$[NaOH] = \frac{n}{V} = \frac{0.375}{3 \text{ L}} = 0.125 \text{ M}$

$n(HBr) = n(NaOH)$

$M \times V = M \times V$

$0.25 \times V = 0.125 \times 0.05$

$V = 0.025\ L = 25\ ml$

سؤال 9 :

$[H_3O^+] = 10^{-PH} = 1 \times 10^{-3}\ M$

$[HCl] = [H_3O^+] = 1 \times 10^{-3}\ M$

$(M \times V)_{HCl} = (M \times V)_{NaOH}$

بما أن الحجوم متساوية تكون التراكيز متساوية :

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

سؤال 10 :

نحسب عدد مولات HBr

$n = M \times V$

$n = 0.2 \times 0.5\ L = 0.1\ mol$

لكن :

$n(NaOH) = n(HBr) = 0.1\ mol$

$n(NaOH) = \frac{m}{Mr}$

$m = 0.1 \times 40 = 4\ g$

سؤال 11 :

$PH(KOH) = 12$

$[H_3O^+] = 10^{-12}\ M$

$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-12}} = 1 \times 10^{-2}\ M$

$[KOH] = 1 \times 10^{-2}\ M$

وبما أن الحجوم متساوية :

$[KOH] = [HI] = 1 \times 10^{-2}\ M$

سؤال 12 :

$(M \times V)_{KOH} = (M \times V)_{HBr}$

$M \times 0.01\ L = 0.1 \times 0.02\ L$

$[KOH] = 0.2\ M$

نحسب عدد مولات KOH في الحجم الأصلي (500 ml)

$[KOH] = \frac{n}{V}$

$n = 0.2\ M \times 0.5\ L = 0.1\ mol$

$n = \frac{m}{Mr}$

$m = 0.1 \times 56 = 5.6\ g$

سؤال 13 :

نحسب عدد مولات NaOH

$n = \frac{m}{Mr} = \frac{8}{40} = 0.2\ mol$

نحسب عدد مولات HBr

$[HBr] = \frac{n}{V} \longleftrightarrow n = 1 \times 0.2 = 0.2\ mol$

بما أن عدد مولات NaOH يساوي عدد مولات HBr تكون PH المحلول الناتج تساوي 7 ، لأن لا يوجد فائض OH^- ولا يوجد فائض H_3O^+

سؤال 14 :

الفكرة هنا أن نحسب عدد مولات H_3O^+ الكلي :

نحسب عدد مولات HI

$$n = M \times V = 0.35 \times 5 \times 10^{-3} = 1.75 \times 10^{-3}\ mol$$

نحسب عدد مولات HBr

$$n = M \times V = 0.1 \times 0.04 = 4 \times 10^{-3}\ mol$$

نحسب مجموع عدد مولات H_3O^+

$$H_3O^+ \text{ الكلي} = 1.75 \times 10^{-3} + 4 \times 10^{-3} = 5.75 \times 10^{-3}\ mol$$

لكن

$$n\ (H_3O^+) = n\ (NaOH)$$

إذن :

$$n\ (NaOH) = 5.75 \times 10^{-3}\ mol$$

$$n = \frac{m}{Mr}$$

$$m = 5.75 \times 10^{-3} \times 40 = 0.23\ g$$

سؤال 15 :

نحسب عدد مولات NaOH

$$n = M \times V = 0.1 \times 0.05 = 5 \times 10^{-3}\ mol$$

نحسب عدد مولات H_3O^+ الكلي

عدد مولات HI:

$$n = M \times V = 0.05 \times 0.01 = 5 \times 10^{-4}\ mol$$

عدد مولات HCl

$$n = M \times V = 0.1 \times 0.015 = 15 \times 10^{-4}\ mol$$

نجمع عدد مولات H_3O^+

$$5 \times 10^{-4} + 15 \times 10^{-4} = 20 \times 10^{-4}\ mol$$

$$H_3O^+ \text{ الكلي} = 2 \times 10^{-3}\ mol$$

هناك فائض في عدد مولات OH^- نحسب :

$$OH^- \text{ فائض} = 5 \times 10^{-3} - 2 \times 10^{-3} = 3 \times 10^{-3}\ mol$$

نحسب تركيز OH^- فائض في الحجم الكلي :

$$[OH^-]_{\text{فائض}} = \frac{n_{\text{فائض}}}{V_{\text{كلي}}}$$

$$[OH^-] = \frac{3 \times 10^{-3}\ mol}{75 \times 10^{-3}\ L}$$

$$[OH^-] = 4 \times 10^{-2}\ M$$

$$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{4 \times 10^{-2}} = 2.5 \times 10^{-13}$$

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

$$PH = -\log 2.5 \times 10^{-13}$$

$$PH = 13 - 0.4 = 12.6$$

الكواشف

يستخدم الكيميائيون الكواشف لتحديد نقطة التكافؤ في أثناء عملية المعايرة ومن ثمّ معرفة إنتهائها .

الكواشف : حموض عضوية ضعيفة أو قواعد عضوية ضعيفة يتغيّر لونها في الحالة المتأينة عن الحالة غير المتأينة في مدى معين من الرقم الهيدروجيني .

فالكواشف مواد كيميائية يتغير لونها حسب الرقم الهيدروجيني للوسط الذي توجد فيه ، فهي تتكون من حموض عضوية ضعيفة أو قواعد عضوية ضعيفة يتغيّر لونها في مدى معين من الرقم الهيدروجيني ، فإذا رمزنا للكاشف الحمضي بالرمز HIn فإنه يتأين في المحلول، كما في المعادلة الآتية :

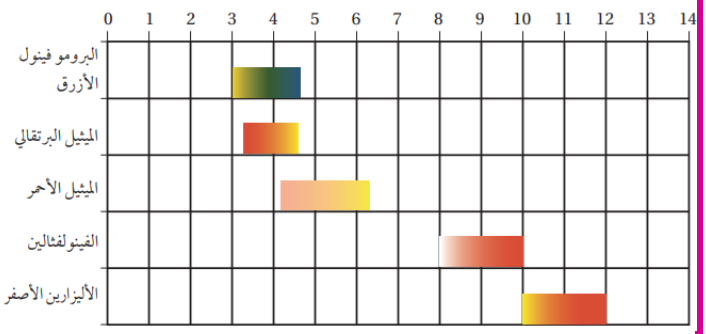
$$\underset{\text{لون 1}}{HIn} + H_2O \rightleftharpoons \underset{\text{لون 2}}{In^-} + H_3O^+$$

وعند إضافة محلول الكاشف HIn إلى محلول حمض يحتوي على تركيز مرتفع من أيونات H_3O^+ مقارنة بمحلول الكاشف ، فإن التفاعل وفقاً لمبدأ لوتشاتيلييه سوف يندفع بالإتجاه العكسي في محلول الكاشف للتقليل من تركيز H_3O^+ ، مما يقلّل من تركيز الأيون In^- ويختفي لونه (2) في حين يزداد تركيز الكاشف HIn غير المتأين ويظهر لونه (1) في المحلول .

أما عند إضافة محلول الكاشف إلى محلول قاعدي يحتوي على تركيز عالٍ من أيونات OH^- فإن أيونات H_3O^+ ستستهلك في محلول الكاشف ، وفقاً لمبدأ لوتشاتيلييه سوف يندفع التفاعل بالإتجاه الأمامي لتعويض النقص في تركيز H_3O^+ في معادلة الكاشف ؛ مما يزيد من تركيز الأيون In^- ويظهر لونه (2) في المحلول ، بينما يقل تركيز الكاشف HIn غير المتأين ويختفي لونه (1) من المحلول.

يتغير لون الكاشف في مدى معين من الرقم الهيدروجيني يعتمد على النسبة بين تركيز ما يتأين منه إلى نسبته الأصلية . وبين الجدول (7) مدى الرقم الهيدروجيني الذي يتغير عنده لون بعض الكواشف .

الجدول (7): مدى الرَّقم الهيدروجيني لتغيُّر ألوان بعض الكواشف.



تعتمد دقة نتائج المعايرة على اختيار الكاشف المناسب ؛ حيث يجري اختيار كاشف يتغير لونه عند رقم هيدروجيني قريب جداً لنقطة التعادل أو نقطة التكافؤ .

فمثلاً عند معايرة الحمض HCl وقاعدة NaOH يستخدم كاشف الفينولفثالين أو الميثيل الأحمر .

حيث يتغير لونها في مدى قريب من نقطة التعادل كما تستخدم الكواشف لمعرفة فيما إذا كان المحلول حمضياً أو قاعدياً ، فمثلا يكون الفينولفثالين عديم لون في المحلول الحمضي بينما يعطي لوناً ورديا في المحلول القاعدي .

اسم الكاشف	تغير اللون		مدى PH الذي يحدث عنده تغير اللون
	من	إلى	
الميثيل البرتقالي	أحمر	أصفر	3.1 – 4.4
الميثيل الأحمر	أحمر	أصفر	4.2 – 6.3
البروموثايمول الأزرق	أصفر	أزرق	6.0 – 7.6
الفينول الأحمر	أصفر	أحمر	6.8 – 8.4
الفينولفثالين	عديم اللون	الزهري	8.2 – 10.0

التجربة 2

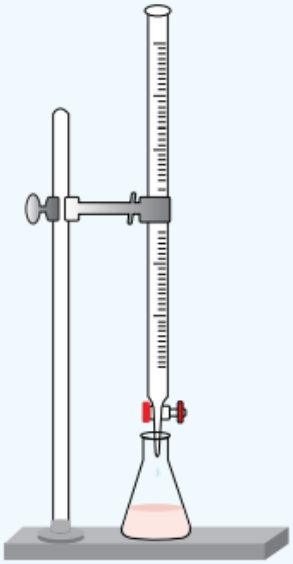
معايرةُ حِمض قوي بقاعدة قويّة

الموادُّ والأدوات:

محلول حِمض الهيدروكلوريك HCl مجهول التركيز، محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزُه 0.2 M، كاشف الفينولفثالين، دورق مخروطي 250 mL، سحّاحة، ماصّة، قطّارة، حامل فلزّي، قمع زجاجي.

إرشاداتُ السلامة:

- أتبعُ إرشاداتِ السلامة العامة في المختبر.
- أرتدي معطفَ المختبرِ والنظاراتِ الواقيةَ والقفازات.
- أتعامل معَ محلول الحِمض ومحلول القاعدة بحذر.



خطواتُ العمل:

1- **أُجَرِّبُ:** أثبت السحاحة على الحامل، كما في الشكل.

2- **أُجَرِّبُ:** أملأُ السحّاحة باستخدام القمع بمحلول هيدروكسيد الصوديوم إلى مستوى الصفر.

3- **أقيسُ** باستخدام المخبار المُدَرَّج 20 mL من محلول الحِمض HCl مجهول التركيز، وأضعُها في الدورق المخروطي.

4- أُضيف، باستخدام القطارة، 3-4 قطرات من كاشف الفينولفثالين إلى محلول الحِمض.

5- أضع الدورقَ المخروطي المحتوي على محلول الحِمض أسفل السحّاحة، كما في الشكل.

6- **أُلاحظ:** أبدأُ بإضافة محلول القاعدة منَ السحّاحة تدريجيًّا وببطء إلى محلول الحِمض، وَأمزِجُ المحلولَ بتحريك الدورق دائريًّا، وَأُلاحظ تغيُّرَ لون المحلول، وَأُسَجِّلُ ملاحظاتي.

7- **أضبط المتغيِّرات:** أتوقفُ عن إضافة محلول القاعدة عند النقطة التي يثبتُ عندها ظهورُ لونٍ أحمرَ ورديٍّ في محلول الحِمض، وَأُسَجِّلُ حجمَ محلول القاعدة المُضاف.

التحليلُ والاستنتاج:

1. ماذا أُسَمّي النقطةَ التي يحدثُ عندها تغيُّرُ لون المحلول؟
2. **أحسبُ** عددَ مولات القاعدة NaOH المُضافة.
3. **أستنتجُ** عددَ مولات الحِمض المُستخدمة.
4. **أحسبُ** تركيزَ الحِمض HCl.
5. **أتوقعُ** الرَّقْمَ الهيدروجيني للمحلول الناتج من عمليّة المعايرة.
6. **أُصَنِّفُ** التفاعلَ الحادث بين الحِمض والقاعدة.

AWA365 LEARN 2 BE

مراجعةُ الدرس

1- **الفكرةُ الرئيسة**: بماذا يُعَبَّرُ عن حِمضيّة المحاليل أو قاعديتها؟

2- أوضِّحُ المقصودَ بكلٍّ ممّا يأتي:

- التأيُّنُ الذاتي للماء
- الرَّقْمُ الهيدروجيني
- المعايرة
- نقطةُ النهاية.

3- **أحسبُ** تركيز H_3O^+ و OH^- في كلٍّ منَ المحاليل الآتية:

أ) HNO_3 تركيزُه 0.02 M

ب) LiOH تركيزُه 0.01 M

4- **أُصَنِّفُ** المحاليلَ المبيَّنة في الجدول إلى محاليلَ حِمضيةٍ أو قاعديّة أو متعادلة:

الصفة المميِّزة للمحلول	$pH = 3$	$[H_3O^+] = 10^{-9}\ M$	$pOH = 4$	$[OH^-] = 10^{-11}\ M$	$pH = 9$
تصنيف المحلول					

5- **أُفَسِّرُ**: يقلُّ تركيزُ OH^- في الماء عند تحضير محلول حِمضي.

6- **أحسبُ** الرَّقْمَ الهيدروجيني pH لمحلول حِمض HI؛ تركيزُه 0.0005 M (علمًا أنَّ $\log 5 = 0.7$).

7- **أحسبُ** الرَّقْمَ الهيدروجيني pH لمحلول حِمض HBr حُضِّرَ بإذابة 0.81 g منه في 400 mL منَ الماء. (علمًا أنَّ الكتلة المولية للحِمض $HBr = 81\ g/mol$ ، $\log 2.5 = 0.4$).

8- **أحسبُ** الرَّقْمَ الهيدروكسيلي والرَّقْمَ الهيدروجيني لمحلول $HClO_4$؛ تركيزُه 0.008 M

(علمًا أنَّ $\log 8 = 0.9$).

9- **أحسبُ**: يلزم 40 mL من محلول HI، حيث تركيزُه 0.3 M؛ لتتعادل تمامًا معَ 60 mL من محلول KOH مجهول التركيز. أحسبُ تركيزَ KOH.

حل اسئلة مراجعة الدرس الثاني :

السؤال 1 : يعبر عن حمضية المحاليل أو قاعديتها باستخدام الرقم الهيدروجيني pH أو الرقم الهيدروكسيلي POH.

السؤال 2 :

- التأين الذاتي للماء : بعض جزيئات الماء تسلك سلوك الحمض وبعضها الآخر يسلك كقاعدة في الماء نفسه .
- الرقم الهيدروجيني : اللوغاريتم السالب لتركيز أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول للأساس 10
- المعايرة : الإضافة التدريجية لمحلول قاعدة معلومة التركيز تدريجياً (نقطة بعد نقطة) إلى محلول حمض مجهول التركيز ، أو محلول حمض معلوم التركيز إلى محلول قاعدة مجهول التركيز .
- نقطة النهاية : النقطة التي تضاف من المحلول القياسي إلى المحلول مجهول التركيز ويتغير عندها لون الكاشف ، وهي تحدّد انتهاء عملية المعايرة .

السؤال 3 : أ)

$$[H_3O^+] = [HNO_3] = 2 \times 10^{-2}\ M$$

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-2}} = 5 \times 10^{-13}\ M$$

ب)

$$[OH^-] = [LiOH] = 0.01\ M$$

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-2}} = 1 \times 10^{-12}\ M$$

السؤال 4 :

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

السؤال 5 :

بسبب زيادة تركيز أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ الناتجة من تأين الحمض ويبقى ثابت تأين الماء ثابتاً .

السؤال 6 :

$$[H_3O^+] = [HI] = 5 \times 10^{-4}\ M$$

$$PH = -\log [H_3O^+]$$
$$PH = -\log 5 \times 10^{-4}$$
$$PH = 4 - 0.7 = 3.3$$

السؤال 7 :

$$n = \frac{m}{Mr} = \frac{81 \times 10^{-2}\ g}{81\ g/mol} = 1 \times 10^{-2}\ mol$$

$$M = \frac{n}{V} = \frac{1 \times 10^{-2}\ mol}{4 \times 10^{-1}\ L} = 0.25 \times 10^{-1}$$

$$M = 2.5 \times 10^{-2}\ M$$

$$[H_3O^+] = [HBr] = 2.5 \times 10^{-2}\ M^-$$

$$PH = -\log 2.5 \times 10^{-2} = 2 - 0.4 = 1.6$$

السؤال 8 :

$HClO_4 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + ClO_4^-$

$[H_3O^+] = [HClO_4] = 8 \times 10^{-3}\ M$

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

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

$PH = 3 - 0.9 = 2.1$

$PH + POH = 14$

$2.1 + POH = 14$

$POH = 14 - 2.1 = 11.9$

السؤال 9 :

$(M \times V)_{KOH} = (M \times V)_{HI}$

$[KOH] \times 0.06\ L = 0.3 \times 0.04$

$[KOH] = \frac{12 \times 10^{-3}}{6 \times 10^{-2}} = 0.2\ M$

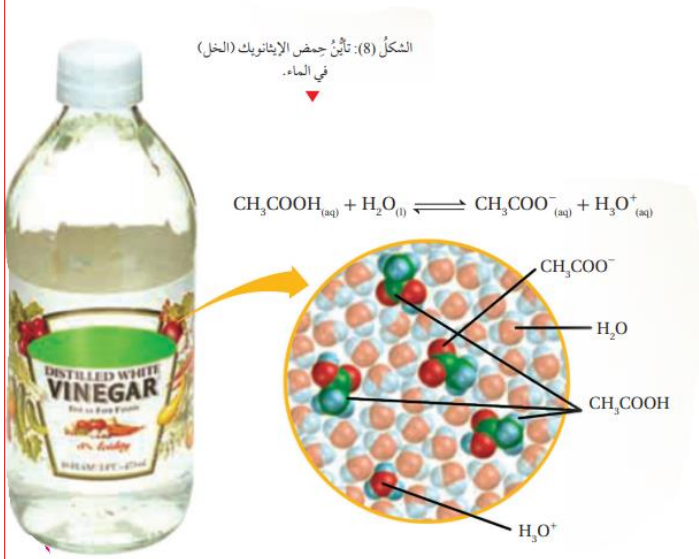
الدرس الثالث : الحموض والقواعد الضعيفة

الفكرة الرئيسة : يتأين الحمض الضعيف في المحلول المائي جزئياً ، ويعبّر عن قدرته على التأين باستخدام ثابت تأين الحمض ka ، كذلك الحال للقاعدة الضعيفة التي تعبّر عن مدى تأينها بثابت تأين القاعدة Kb ، وتستخدم ثوابت التأين لحساب تركيز الأيونات الناتجة وحساب الرقم الهيدروجيني للمحلول .

الإتزان في محاليل الحموض والقواعد الضعيفة :

عرفت مما سبق أن الحموض والقواعد الضعيفة تتأين جزئياً في الماء ، وأن ذوبانها يعد مثالاً على الإتزان الكيميائي ، ويعبر عن حالة الإتزان في المحاليل المائية للحموض الضعيفة التي تتأين جزئياً باستخدام ثابت تأين الحمض ka الذي يعد مقياساً كمياً لتأين الحمض الضعيف أنظر الشكل (8)

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



الذي يبين تأين حمض الايثانويك (الخل) CH_3COOH كما يمكن التعبير عن حالة الإتزان لمحاليل القواعد الضعيفة باستخدام ثابت تأين القاعدة kb وهو يعد ايضاً مقياساً كمياً لتأين القاعدة الضعيفة . فكيف يستخدم ثابت التأين في مقارنة قوة الحموض الضعيفة أو قوة القواعد الضعيفة ؟

الربط مع علوم الأحياء :

حمض الميثانويك HCOOH أو حمض الفورميك ؛ سخر الله عز وجل هذا الحمض للنمل كي يستخدمه في كثير من المجالات ، من مثل الدفاع عن النفس ، فيقذفه في وجه اعدائه ويفرزه من الفك السفلي عند عض فرائسه (لسعات النمل) ، ويستخدمه مطهراً للحفاظ على اعشاشه نظيفة ولتنظيف صغاره ، ويفرزه من المسام الحمضية في بطونه ليرشده في أثناء العودة إلى مساكنه .

الإتزان في الحموض الضعيفة :

تتأين الحموض الضعيفة جزئياً في الماء فينتج أيون الهيدرونيوم H_3O^+ وأيون أخر سالب ، فإذا رمزنا للحمض الضعيف بشكل عام بالرمز HX فإنه يتأين كما في المعادلة الآتية :

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

حمض — قاعدة — قاعدة مرافقة — حمض مرافق

وتكون جزئيات الحمض غير المتأينة في حالة إتزان مع الأيونات الناتجة X^- و H_3O^+ ويزاح موضع الإتزان في التفاعل جهة اليسار (جهة المواد المتفاعلة) ؛ ما يشير إلى أنّ القاعدة المرافقة X^- أقوى من القاعدة H_2O وهذا يمكنها من الإرتباط بالبروتون وإعادة تكوين الحمض بصورة مستمرة ؛ مما يجعل تركيز الحمض عالياً مقارنةً بتركيز الأيونات الناتجة من تأينه ويعبر عن ثابت تأين الحمض على النحو الآتي :

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

ويبين الجدول (8) قيم ثابت تأين بعض الحموض الضعيفة عند درجة حرارة 25°C ، يعبر ثابت تأين الحمض هم قوة الحمض وقدرته على التأين ، التي تزداد بزيادة قيمة ثابت تأين الحمض ، فكلما زادت قوة الحمض زاد تركيز H_3O^+ ، فيزداد بذلك ثابت تأين الحمض ka ، وبهذا يمكن مقارنة قوة الحموض الضعيفة ببعضها ، كما يستفاد من ثابت تأين الحمض في حساب تركيز H_3O^+ ، والرقم الهيدروجيني لمحلول الحمض الضعيف

الجدول (8): قِيَمَ ثابت تأيُّن بعض الحموض الضعيفة عند درجة حرارة 25 °C.

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

ملاحظات تتعلق بالجدول 8 ص42 :

- الحمض الأقوى في الجدول هو H_2SO_3 ، لأن له أعلى Ka وله أعلى قدرة على التأين .
- القاعدة المرافقة الأضعف HSO_3^- ، لأنها قادمة من الحمض الأقوى .
- الحمض الأضعف في الجدول HCN لأن له أقل Ka وله أقل قدرة على التأين .
- القاعدة المرافقة الأقوى CN^- لأنها قادمة من الحمض الأضعف .
- إذا قارنا محاليل متساوية التراكيز من الحموض الضعيفة في الجدول فإن :

H_2SO_3	HCN
الحمض الأعلى Ka	الحمض الأقل Ka
الحمض الأقوى	الحمض الأضعف
PH لمحلوله هي الأقل	PH لمحلوله هي الأعلى (PH أقل من 7)
$[H_3O^+]$ في محلوله الأعلى	$[H_3O^+]$ في محلوله الأقل
$[OH^-]$ في محلوله الأقل	$[OH^-]$ في محلوله الأعلى

• إنتبه :

لا تقارن محاليل حموض مختلفة التراكيز من خلال قيمة PH أو $[H_3O^+]$ أو $[OH^-]$ ولكن قارن بينهما من خلال قيمة Ka

حساب تركيز H_3O^+ :

مثال 23 (مثال) :

احسب تركيز أيونات H_3O^+ في محلول حمض الإيثانويك CH_3COOH الذي تركيزه 0.1 M ؟ علماً بأن

$Ka = 1.7 \times 10^{-5}$

الحل :

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

	CH_3COOH	CH_3COO^-	H_3O^+
التركيز عن البداية	0.1 M	0	0
التغير في التركيز	-X	+X	+X
التراكيز عن الإتزان	0.1 – X	X	X

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

$$1.7 \times 10^{-5} = \frac{[X]^2}{(0.1 - X)}$$ تهمل لصغرها

$$[X] = \sqrt{1.7 \times 10^{-5} \times 0.1} = 1.3 \times 10^{-3}\ M$$

حساب الرقم الهيدروجيني PH :

مثال 24 (كتاب) :

احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول حمض البنزويك C_6H_5COOH تركيزه 2 M ، علماً بأن :

$Ka = 6.3 \times 10^{-5}$, $\log 1.12 = 0.05$

الحل :

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

	C_6H_5COOH	$C_6H_5COO^-$	H_3O^+
التركيز عن البداية	2 M	0	0
التغير في التركيز	-X	+X	+X
التراكيز عن الإتزان	2 – X= 2	X	X

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

ولما كان :

$$[C_6H_5COO^-] = [H_3O^+]$$

$$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{[C_6H_5COOH]}$$

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

$$[H_3O^+] = 1.12 \times 10^{-2}\ M$$

$$PH = -\log [H_3O^+]$$
$$PH = -\log 1.12 \times 10^{-2}$$
$$PH = 2 - \log 1.12$$
$$PH = 2 - 0.05 = 1.95$$

استخدام الرقم الهيدروجيني لحساب كمية الحمض أو ثابت التأين ka :

مثال 25 (كتاب) :

احسب كتلة حمض HCOOH اللازمة لتحضير محلول منه حجمه 1 L ورقمه الهيدروجيني 2.7 ، علماً بأن :

$Mr(HCOOH) = 46\ g/mol$

$Ka = 1.7 \times 10^{-4}$

$\log 2 = 0.3$

الحل :

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

$$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{[HCOOH]}$$

$$1.7 \times 10^{-4} = \frac{[H_3O^+]^2}{[HCOOH]}$$

لكن :

$PH = 2.7$

$$[H_3O^+] = 10^{-PH}$$
$$[H_3O^+] = 10^{-2.7} = 10^{(-2.7+3)-3} = 10^{0.3} \times 10^{-3}$$
$$[H_3O^+] = 2 \times 10^{-3}\ M$$

نعوضها في علاقة Ka

$1.7 \times 10^{-4} = \frac{(2 \times 10^{-3})^2}{[HCOOH]}$

$[HCOOH] = 2.35 \times 10^{-2}$ M

$M = \frac{n}{V} \longrightarrow 2.35 \times 10^{-2} = \frac{n}{1\ L}$

$n = 2.35 \times 10^{-2}$ mol

$n = \frac{m}{Mr} \longrightarrow m = n \times Mr$

$m = 2.35 \times 10^{-2} \times 46$

$m = 108.1 \times 10^{-2}$ g

مثال 26 (كتاب) :

احسب ثابت تأين الحمض الضعيف HA ورقمه الهيدروجيني يساوي 3 حُضّر بإذابة 0.1 mol منه في 500 ml من الماء ؟ (أهمل التغير بالحجم)

الحل :

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

$PH = 3$

$[H_3O^+] = 10^{-PH} = 10^{-3}$ M

$[HA] = \frac{n}{V} = \frac{0.1\ mol}{0.5\ L} = 0.2$ M

$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{[HA]} = \frac{1 \times 10^{-6}}{2 \times 10^{-1}} = 5 \times 10^{-6}$

الربط مع الصناعة :

تعد شركة مناجم الفوسفات الأردنية رائدة في إنتاج حمض الفوسفوريك H_3PO_4 ، وحمض الكبريتيك H_2SO_4 بتقنية عالية في منطقة الشيدية جنوبي الأردن ؛ حيث تبلغ كمية الإنتاج من حمض الفوسفوريك نحو 224 ألف طن متري سنوياً ، وقرابة 660 ألف طن متري من حمض الكبريتيك تخزن في منشأة خاصة بمدينة العقبة ؛ وبهذا تعدّ الشركة لبنة أساسية في بناء الإقتصاد الوطني ؛ لما لها من إسهامات كبيرة في تطوير صناعة التعدين في الأردن .

مثال 27 : احسب PH لمحلول الميثانويك HCOOH الذي تركيزه 0.01 M علماً بأن

$Ka = 1 \times 10^{-4}$

الحل :

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

$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{[HCOOH]}$

$[H_3O^+] = \sqrt{Ka \times [HCOOH]}$

$[H_3O^+] = \sqrt{1 \times 10^{-4} \times 1 \times 10^{-2}} = 1 \times 10^{-3}$ M

$PH = -\log [H_3O^+] = -\log 1 \times 10^{-3} = 3$

مثال 28 : احسب تركيز محلول حمض HNO_2 الذي PH له = 2.4 ، علماً بأن $Ka = 4 \times 10^{-4}$ ، $\log 4 = 0.6$

الحل :

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

$[H_3O^+] = 10^{(-2.4+3)\ -3} = 10^{0.6} \times 10^{-3} = 4 \times 10^{-3}$ M

$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{[HNO_2]}$

$4 \times 10^{-4} = \frac{(4 \times 10^{-3})^2}{[HNO_2]}$

$[HNO_2] = \frac{16 \times 10^{-6}}{4 \times 10^{-4}} = 4 \times 10^{-2}$ M

مثال 29 : احسب قيمة Ka لمحلول الحمض الضعيف HZ الذي تركيزه 0.2 M ورقمه الهيدروجيني = 4 ؟

الحل :

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

نحسب $[H_3O^+]$ من خلال PH :

$$[H_3O^+] = 10^{-PH} = 10^{-4} \ M$$

$$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{[HZ]} = \frac{1 \times 10^{-8}}{2 \times 10^{-1}} = 5 \times 10^{-8}$$

اسئلة إضافية :

سؤال إضافي 1 : احسب PH لمحلول CH_3COOH تركيزه 0.2M علماً بأن $Ka = 2 \times 10^{-5}$ ، $\log 2 = 0.3$

سؤال إضافي 2 : احسب كتلة حمض HCOOH اللازمة لتحضير محلول حجمه 200 ml ورقمه الهيدروجيني 3 علماً أن :

$Ka = 1 \times 10^{-4}$ ، $Mr_{HCOOH} = 46 \ g / mol$

سؤال إضافي 3 : أكتب معادلة تأين الحمض H_3PO_4 في الماء ثم أكتب تعبير ثابت التأين له Ka ؟

سؤال إضافي 4 : عند إذابة (2.7 g) من الحمض HCN في كمية كافية من الماء تكون محلول PH له تساوي 5 ، احسب حجم محلول الحمض ؟ علماً بأن :

$Ka = 5 \times 10^{-10}$ ، $Mr_{HCN} = 27 \ g /mol$

سؤال إضافي 5 : تم إذابة (1.4 g) من الحمض HZ في 500ml من الماء فتكون محلول PH له تساوي 2 فإذا علمت أن :

$Ka = 5 \times 10^{-4}$ ، احسب الكتلة المولية للحمض ؟

سؤال إضافي 6 : الجدول المجاور يحوي على محاليل حموض إفتراضية ضعيفة متساوية التركيز (0.1 M) أدرسه ثم أجب عن الأسئلة التي تليه :

1. ما صيغة الحمض الأقوى ؟
2. ما صيغة الحمض الأضعف ؟
3. ما صيغة القاعدة المرافقة الأقوى ؟
4. ما صيغة القاعدة المرافقة الأضعف ؟
5. ما صيغة الحمض الذي يكون $[OH^-]$ لمحلوله أعلى ما يمكن ؟

محلول الحمض	$[H_3O^+]$
HX	2×10^{-4} M
HM	1×10^{-3} M
HA	1×10^{-5} M
HZ	1×10^{-4} M

6. احسب PH لمحلول الحمض HA ؟
7. احسب PH لمحلول (0.001 M) من الحمض HZ ؟
8. أيهما أقوى القاعدة (X^- أم Z^-) ؟
9. احسب قيمة Ka للحمض HM ؟

ملاحظة مهمة قبل كتابة السؤال :

- في الحموض الضعيفة يكون تركيز H_3O^+ أقل من تركيز الحمض لكن
- في الحموض القوية يكون تركيز H_3O^+ في المحلول مساوياً لتركيز الحمض القوي قبل التأين ؟

سؤال إضافي 7 : في الجدول أربعة محاليل حمضية اعتماداً على المعلومات الواردة فيه :

محلول الحمض 0.01 M	المعلومات
HX	$[H_3O^+] = 10^{-3}$ M
HY	$[Y^-] = 10^{-2}$ M
HZ	PH = 5
HW	$Ka = 5 \times 10^{-10}$

1. صنف الحموض في الجدول إلى حموض قوية وحموض ضعيفة ؟
2. رتب الحموض في الجدول (متساوية التراكيز) تنازلياً حسب قيمة PH ؟

سؤال إضافي 8 : الجدول المجاور يتضمن فيمة Ka التقريبية لعدد من الحموض الضعيفة المتساوية التراكيز (0.1 M) ، أدرسه ثم اجب عن الأسئلة :

1. ما صيغة الحمض الذي له أعلى PH ؟
2. أي الحموض له أقوى قاعدة مرافقة ؟
3. أيهما يكون تركيز أيونات H_3O^+ في محلوله أقل : HNO_2 أم CH_3COOH ؟

صيغة الحمض	Ka
HClO	3×10^{-8}
HNO_2	4×10^{-4}
CH_3COOH	2×10^{-5}
HCN	5×10^{-10}

4. في محلول HClO تركيزه (0.0001 M) هل تتوقع أن تكون PH أكبر أم أقل من 4 ؟
5. أي القاعدتين أقوى : (NO_2^- أم ClO^-) ؟

سؤال إضافي 9 : يبين الجدول المجاور محاليل لحموض ضعيفة متساوية التركيز (0.01 M) وقيمة ثابت التأين Ka التقريبية لها أدرسه ثم أجب عن الأسئلة التي تليه :

محلول الحمض	Ka
HCOOH	1×10^{-4}
HCN	6×10^{-10}
H_2SO_3	1×10^{-2}
CH_3COOH	2×10^{-5}
HF	7×10^{-4}

1. ما صيغة الحمض الأقوى ؟
2. ما صيغة الحمض الذي له أقوى قاعدة مرافقة ؟
3. ما صيغة القاعدة المرافقة التي لحمضها أعلى PH؟
4. أي المحلولين (HF أم HCOOH) يكون فيه تركيز OH^- أعلى ؟
5. أكتب معادلة تبين سلوك HSO_3^- كحمض في الماء ؟
6. أكتب معادلة تبين سلوك HSO_3^- كقاعدة في الماء ؟
7. هل تكون قيمة PH لمحلول حمض HCOOH أكبر أم أقل من 2 ؟
8. حدّد الأزواج المترافقة من الحمض والقاعدة عند تفاعل H_2SO_3 مع CN^- ؟

سؤال إضافي 10 : لديك أربع محاليل مائية لبعض الحموض الضعيفة متساوية التركيز (0.1 M) معتمداً على المعلومات أجب عن الأسئلة التي تلي الجدول :

الحمض	المعلومات
HY	$Ka = 1 \times 10^{-9}$
HX	PH = 4
HZ	$[Z^-] = 4 \times 10^{-5}$
HA	$Ka = 1 \times 10^{-11}$

1. احسب قيمة Ka للحمض HZ ؟
2. أي الحموض قاعدته المرافقة هي الاقوى ؟
3. أيهما أقوى كقاعدة X^- أم A^- ؟
4. أي محاليل الحموض السابقة تكون لقاعدته المرافقة أقل PH ؟

حل الأسئلة الإضافية :

سؤال 1 :

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

$$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{[CH_3COOH]}$$

$$2 \times 10^{-5} = \frac{[H_3O^+]^2}{0.2}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{2 \times 10^{-5} \times 2 \times 10^{-1}} = 2 \times 10^{-3}\ M$$

$$PH = - \log [H_3O^+]$$
$$PH = - \log 2 \times 10^{-3}$$
$$PH = 3 - \log 2$$
$$PH = 3 - 0.3 = 2.7$$

سؤال 2 :

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

$PH = 3 \longrightarrow [H_3O^+] = 10^{-PH}$

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

$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{[HCOOH]}$

$1\times 10^{-4} = \frac{(1\times 10^{-3})^2}{[HCOOH]}$

$[HCOOH] = \frac{1\times 10^{-6}}{1\times 10^{-4}} = 1\times 10^{-2}\ M$

$[HCOOH] = \frac{n}{V}$

$1\times 10^{-2} = \frac{n}{0.2\ L}$

$n = 1\times 10^{-2} \times 2\times 10^{-1} = 2\times 10^{-3}\ mol$

$n = \frac{m}{Mr}$

$m = n \times Mr$

$m = 2\times 10^{-3} \times 46 = 92\times 10^{-3}\ g$

سؤال 3 :

$H_3PO_4 + H_2O \rightleftharpoons H_2PO_4^- + H_3O^+$

$Ka = \frac{[H_3O^+]\ [H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]}$

سؤال 4 :

$n_{HCN} = \frac{m}{Mr} = \frac{2.7\ g}{27\ g/mol} = 0.1\ mol$

$PH = 5 \longrightarrow [H_3O^+] = 10^{-5}\ M$

$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{[HCN]}$

$5\times 10^{-10} = \frac{(1\times 10^{-5})^2}{[HCN]}$

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

$M = \frac{n}{V}$

$0.2 = \frac{0.1}{V}$

$V = \frac{0.1}{0.2} = 0.5\ L$

سؤال 5 :

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

$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{[HZ]}$

$5\times 10^{-4} = \frac{1\times 10^{-4}}{[HZ]}$

$[HZ] = \frac{1}{5} = 0.2\ M$

$$M = \frac{n}{V}$$

$$0.2 = \frac{n}{0.5}$$

$$n = 0.1 \text{ mol}$$

$$n = \frac{m}{Mr}$$

$$0.1 = \frac{1.4}{Mr}$$

$$Mr = \frac{1.4}{0.1} = 14 \text{ g/mol}$$

سؤال 6 :

بما أن محاليل الحموض الإفتراضية متساوية في التركيز فهذا يعني أن الأعلى $[H_3O^+]$ يكون أعلى Ka

محلول الحمض	$[H_3O^+]$
HM (الأقوى)	1×10^{-3} M
HX	2×10^{-4} M
HZ	1×10^{-4} M
HA (الأضعف)	1×10^{-5} M

1. HM
2. HA
3. A^-
4. M^-
5. HA
6. $PH = - \log [H_3O^+]$

$PH = - \log 1 \times 10^{-5}$

$PH = 5$

7. انتبه هنا أن تركيز الحمض HZ اختلف عن التركيز المعطى في السؤال لذلك يجب حساب Ka للحمض HZ

$$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{[HZ]}$$

$$Ka = \frac{(1 \times 10^{-4})^2}{0.1} = 1 \times 10^{-7}$$

وبالطبع ka يبقى ثابت حتى لو تغير تركيز الحمض

$$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{[HZ]}$$

$$1 \times 10^{-7} = \frac{[H_3O^+]^2}{0.001}$$

$$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$PH = - \log 1 \times 10^{-5} = 5$$

8. Z^-
9.

$$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{[HM]}$$

$$Ka = \frac{[1 \times 10^{-3}]^2}{0.1} = 1 \times 10^{-5}$$

سؤال 7 :

1. الحمض القوي HY

لأن $[H_3O^+]$ = [HY]

الحموض Hw, HX , HZ ضعيفة لأن $[H_3O^+]$ أقل من تركيز الحمض .

2.

HY < HX < HZ < Hw

الأقل PH الأعلى PH

الأقوى الأضعف

سؤال 8 :

صيغة الحمض	Ka
HNO_2	4×10^{-4}
CH_3COOH	2×10^{-5}
HClO	3×10^{-8}
HCN	5×10^{-10}

1. HCN
2. HCN
3. CH_3COOH
4. أكبر من 4
5. ClO^-

سؤال 9 :

محلول الحمض	Ka
H_2SO_3	1×10^{-2}
HF	7×10^{-4}
HCOOH	1×10^{-4}
CH_3COOH	2×10^{-5}
HCN	6×10^{-10}

1. H_2SO_3
2. HCN
3. CN^-
4. HCOOH

5.

$HSO_3^- + H_2O \rightleftharpoons SO_3^{-2} + H_3O^+$

حمض مستقبل

مانح

6.

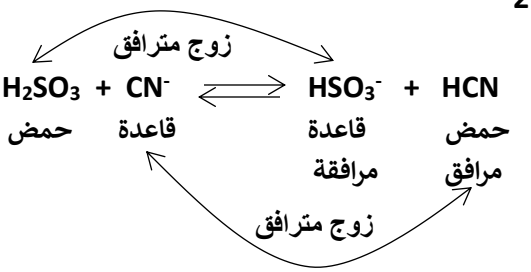
$HSO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_3 + OH^-$

قاعدة

مستقبل

7. أكبر من 2

8.



سؤال 10 :

نوحد الحموض على Ka ونرتبها :

الحمض	Ka
HX	1×10^{-7}
HZ	16×10^{-9}
HY	1×10^{-9}
HA	1×10^{-11}

1.

$$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{[HZ]} = \frac{(4 \times 10^{-5})^2}{0.1} = 16 \times 10^{-9}$$

2. HA
3. A^-
4. HX

الإتزان في محاليل القواعد الضعيفة :

تتأين القواعد جزئياً في المحلول ، فينتج أيون الهيدروكسيد OH^- وأيون أخر موجب ، فإذا رمزنا للقاعدة بشكل عام بالرمز B فإنها تتأين كما في المعادلة الآتية :

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

قاعدة — حمض — حمض مرافق — قاعدة مرافقة

وتكون جزيئات القاعدة غير المتأينة في حالة إتزان مع الأيونات الناتجة OH^- و BH^+ ، ويزاح موضع الإتزان في التفاعل جهة اليسار (جهة المواد المتفاعلة) ؛ مما يشير إلى أن الحمض المرافق BH^+ أقوى من الحمض H_2O ، ويمكنه منح البروتون للقاعدة المرافقة ويعيد تكوين القاعدة (B) في التفاعل بإستمرار ، وما يُبقي تركيزها عالياً مقارنة بتركيز الأيونات الناتجة من تأينها ، ويمكن التعبير عن ثابت الإتزان للتفاعل على النحو الآتي :

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

يسمّى ثابت الإتزان لتأين القاعدة الضعيفة **ثابت تأين القاعدة** ويرمز له **Kb** ، ويبين الجدول (9) قيم ثابت التأين لبعض القواعد الضعيفة عند 25° c . ويعد ثابت التأين مقياساً كمياً لقدرة القاعدة عل التأين وإنتاج OH^- ، فكلّما زادت قوة القاعدة زاد ثابت تأينها Kb وزادت قدرتها على التأين وإنتاج OH^- ، ومن ثَمّ يقل تركيز أيونات H_3O^+ ويزداد بذلك الرقم الهيدروجيني PH للمحلول ، ويستفاد من ثابت تأين القاعدة في :

- مقارنة قوة القواعد الضعيفة ببعضها
- في حساب تركيز OH^-
- في حساب الرقم الهيدروجيني لمحلول القاعدة الضعيفة .

الجدول (9): قِيَمُ ثابت التأيُّن لبعض القواعد الضعيفة عند درجة حرارة 25 °C.

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

ملاحظات تتعلق بالجدول 9 [Kb]

1. إيثيل أمين $C_2H_5NH_2$
الأعلى Kb / الأعلى تأيناً / القاعدة الأقوى في الجدول
حمضها المرافق $C_2H_5NH_3^+$ هو الأضعف .

2. أنيلين $C_6H_5NH_2$
الأقل Kb / الأقل تأيناً / القاعدة الأضعف في الجدول
حمضها المرافق $C_6H_5NH_3^+$ هو الأقوى .

3. عند مقارنة محاليل متساوية التراكيز من القواعد في الجدول 9 فإن :

$C_2H_5NH_2$: الأعلى PH
أعلى [OH^-]
أقل [H_3O^+]

$C_6H_5NH_2$: الأقل PH
أقل [OH^-]
أعلى [H_3O^+]

حساب تركيز أيونات OH^- في محلول قاعدة ضعيفة :

مثال 30 (كتاب) :

تتأين الأمونيا NH_3 في الماء وفقاً للمعادلة :

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

احسب تركيز OH^- في محلول الأمونيا NH_3 تركيزها 0.2 M علماً بأن ثابت تأين الأمونيا $Kb = 1.8 \times 10^{-5}$ ؟

الحل :

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

	NH_3	NH_4^+	OH^-
التركيز عن البداية	0.2 M	0	0
التغير في التركيز	-X	+X	+X
التراكيز عن الإتزان	0.2 – X	X	X

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

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{[X]^2}{0.2-X}$$ تهمل لصغرها

$$[X] = \sqrt{1.8 \times 10^{-5} \times 0.2}$$

$$[X] = [OH^-] = 1.9 \times 10^{-3} \ M$$

حساب الرقم الهيدروجيني PH للمحلول :

مثال 31 (كتاب) :

احسب الرقم الهيدروجيني PH لمحلول البيريدين C_5H_5N الذي تركيزه 2 M علماً بأن :

$Kb = 1.4 \times 10^{-9}$ / $\log 0.19 = -0.72$

الحل :

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

	C_5H_5N	$C_5H_5NH^+$	OH^-
التركيز عن البداية	2 M	0	0
التغير في التركيز	-X	+X	+X
التراكيز عن الإتزان	2 – X	X	X

$$Kb = \frac{[OH^-]^2}{[C_5H_5N]}$$

$$1.4 \times 10^{-9} = \frac{[OH^-]^2}{2}$$

$$[OH^-] = \sqrt{2.8 \times 10^{-9}} = 5.3 \times 10^{-5} \ M$$

نستخدم علاقة Kw لحساب $[H_3O^+]$

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

$$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{5.3 \times 10^{-3}} = 0.19 \times 10^{-9} \ M$$

$$PH = - \log [H_3O^+]$$
$$PH = - \log 0.19 \times 10^{-9}$$
$$PH = 9 - (-0.72) = 9.72$$

استخدام الرقم الهيدروجيني لحساب كمية القاعدة أو ثابت التأين Kb

مثال 32 (مثال) :

الأنيلين : قاعدة تستخدم في صناعة الأصباغ صيغتها $C_6H_5NH_2$ تتأين في الماء بدرجة ضعيفة

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

احسب ثابت تأين الأنيلين لمحلول منها تركيزه 4 M يحتوي على أيونات OH^- تركيزها 3.1×10^{-5} M

الحل :

$$Kb = \frac{[OH^-]^2}{[C_6H_5NH_2]}$$

$$Kb = \frac{(3.1 \times 10^{-5})^2}{4} = 2.4 \times 10^{-10}$$

مثال 33 (كتاب) :

تتأين القاعدة إيثيل أمين $CH_3CH_2NH_2$ وفق المعادلة :

$$CH_3CH_2NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3CH_2NH_3^+ + OH^-$$

احسب تركيز القاعدة في محلول منها رقمه الهيدروجيني 11 علماً بأن $Kb = 4.7\times 10^{-4}$

الحل :

$$Kb = \frac{[OH^-]^2}{[CH_3CH_2NH_2]}$$

$$PH = 11 \longrightarrow [H_3O^+] = 10^{-PH} = 10^{-11}\ M$$

$$[OH^-] = \frac{1\times 10^{-14}}{1\times 10^{-11}} = 1\times 10^{-3}\ M$$

$$[CH_3CH_2NH_2] = \frac{[OH^-]^2}{Kb}$$

$$= \frac{1\times 10^{-6}}{4.7\times 10^{-4}} = 2.1\times 10^{-3}\ M$$

مثال 34 :

احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول الأمونيا تركيزه 0.2 M علماً بأن

$Kb = 2\times 10^{-5}$, $\log 5 = 0.7$

الحل :

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

$$Kb = \frac{[OH^-]^2}{[NH_3]}$$

$$2\times 10^{-5} = \frac{[OH^-]^2}{2\times 10^{-1}}$$

$$[OH^-] = \sqrt{4\times 10^{-6}} = 2\times 10^{-3}\ M$$

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1\times 10^{-14}}{2\times 10^{-3}} = 5\times 10^{-12}\ M$$

$$PH = -\log [H_3O^+] = -\log 5\times 10^{-12}$$

$$PH = 12 - \log 5 = 12 - 0.7 = 11.3$$

أسئلة إضافية :

سؤال إضافي 1 : كم غراماً من الهيدرازين N_2H_4 يلزم لتحضير محلول حجمه 0.2 L ورقمه الهيدروجيني 10 علماً بأن :

$Kb = 1\times 10^{-6}$, $Mr(N_2H_4) = 32\ g/mol$

سؤال إضافي 2 : الجدول الآتي يبين عدد من المحاليل الإفتراضية وقيم PH لها :

(log 2 = 0.3) , (log 3 = 0.5)

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

فأي المحاليل تمثل :

1. القاعدة الأقوى ؟
2. محلول HI تركيزه 1 M ؟
3. محلول HNO_3 تركيزه 0.1 M ؟
4. قاعدة فيها $[OH^-]$ 5×10^{-6} M ؟
5. حمضاً فيه $[H_3O^+]$ 3×10^{-5} M ؟

سؤال إضافي 3 : ما العبارة الصحيحة فيما يتعلق بمحلول تركيزه 0.1 M من القاعدة القوية أحادية الهيدروكسيد :

1. $[OH^-] < [BH^+]$
2. $PH = 1$
3. $[OH^-] = 0.1\ M$
4. $[BH^+] < [OH^-]$

سؤال إضافي 4 : ما العبارة الصحيحة فيما يتعلق بمحلول تركيزه 0.1 M من القاعدة الضعيفة B :

1. PH = 1
2. $[BH^+] < [OH^-]$
3. $[BH^+] = 0.2 \ M$
4. $[B] > [OH^-]$

سؤال إضافي 5 : اعتماداً على الجدول الآتي الذي يبين قيم Kb لعدد من محاليل القواعد الضعيفة متساوية التركيز ، أجب عما يلي:

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

1. ما صيغة الحمض المرافق الأقوى ؟
2. أكتب معادلة تفاعل NH_3 مع الماء ثم حدد الأزواج المترافقة ؟
3. احسب قيمة PH لمحلول (0.01 M) من N_2H_4 ؟
4. ما صيغة القاعدة التي لحمضها المرافق أقل PH ؟
5. ما صيغة الحمض المرافق للقاعدة التي يكون $[OH^-]$ في محلولها أقل ما يمكن ؟
6. ما صيغة الحمض المرافق للقاعدة التي يكون $[H_3O^+]$ في محلولها أقل ما يمكن ؟
7. أي الحمضين هو الأقوى : (NH_4^+ أم $N_2H_5^+$) ؟

سؤال إضافي 6 : إذا علمت أن PH تساوي 9 لقاعدة مجهولة تركيزها (3×10^{-3} M) :

1. احسب $[OH^-]$ في المحلول ؟
2. هل القاعدة قوية أم ضعيفة ، ولماذا ؟

سؤال إضافي 7 : احسب PH لأنيلين $C_6H_5NH_2$ تركيزها (0.01 M) علماً بأن :

$Kb = 4 \times 10^{-10}$, $\log 5 = 0.7$

سؤال إضافي 8 : قاعدة ضعيفة تركيزها (0.2 M) و PH لها يساوي 10 ، احسب Kb للقاعدة ؟

سؤال إضافي 9 : إذا علمت أن PH لمحلول الهيدرازين N_2H_4 يساوي 10 ، احسب كتلة N_2H_4 المذابة في لتر واحد من المحلول المائي علماً بأن : $Kb = 1\times 10^{-6}$
والكتلة المولية للهيدرازين (32 g /mol)

سؤال إضافي 10 : عند إذابة (3.3 g) من NH_2OH في كمية من الماء تكون محلول PH له يساوي 9 ، احسب حجم محلول القاعدة علماً بأن :
الكتلة المولية للقاعدة (33 g / mol)
$Kb = 1 \times 10^{-8}$

سؤال إضافي 11 : تم إذابة (6.2 g) من القاعدة الضعيفة B في (800 ml) من الماء فتكون محلول PH له 12 ، احسب الكتلة المولية للقاعدة B ، علماً بأن :
$Kb = 4 \times 10^{-4}$

سؤال إضافي 12 : في الجدول المجاور خمسة محاليل قاعدية اعتماداً على المعلومات الواردة عن كل منها ، أجب عما يأتي :

القاعدة 0.01 M	المعلومات
B	$[OH^-] = 10^{-3}$ M
D	$[DH^+] = 10^{-2}$ M
X	$[H_3O^+] = 10^{-10}$ M
Y	PH = 8
Z	$Kb = 1 \times 10^{-8}$

1. صنف القواعد في الجدول إلى قواعد قوية وقواعد ضعيفة ؟
2. رتب القواعد تنازلياً حسب قيمة PH؟

سؤال إضافي 13 : رتب المحاليل المتساوية التراكيز الآتية تنازلياً حسب قيمة PH

(NH_3 , HBr , KOH , H_2O , H_2S)

سؤال إضافي 14 : أي المحلولين المتساويين في التركيز يكون تركيز OH^- فيه اعلى LiOH أم N_2H_4 ؟ ولماذا ؟

سؤال إضافي 15 : الجدول المجاور يحوي على محاليل قواعد افتراضية ضعيفة متساوية التركيز 0.1 M ، أدرسه ثم أجب عن الأسئلة التي تليه :

القاعدة	$[OH^-]$
B	1×10^{-6} M
M	1×10^{-3} M
Y	1×10^{-4} M
Z	1×10^{-5} M

1. احسب Kb للقاعدة M ؟
2. أيهما أقوى الحمض ZH^+ أم YH^+ ؟
3. أي القواعد يكون لمحلولها أقل PH ؟
4. احسب PH لمحلول 0.001 M من القاعدة Y ؟
5. ما صيغة القاعدة التي لحمضها المرافق أقل رقم هيدروجيني ؟
6. ما صيغة الحمض المرافق للقاعدة التي يكون $[OH^-]$ في محلولها أعلى ما يمكن ؟

سؤال إضافي 16 : يبين الجدول المجاور قيم $[H_3O^+]$ في محاليل حموض وقواعد افتراضية ضعيفة متساوية التركيز (1M) أدرسه ثم أجب عن الأسئلة التي تليه :

الحمض / القاعدة	$[H_3O^+]$
HA	1×10^{-3} M
HB	1×10^{-4} M
C	1×10^{-11} M
D	1×10^{-9} M

1. احسب قيمة Kb للقاعدة D ؟
2. حدد صيغة المحلول الذي يكون فيه $[OH^-]$ الأقل ؟
3. أيهما أقوى كقاعدة C أم D ؟
4. أيهما أقوى كحمض CH^+ أم DH^+ ؟
5. أيهما أقوى كحمض HA أم HB ؟
6. أيهما أقوى كقاعدة (A^- أم B^-) ؟
7. حدد صيغة الحمض المرافق للقاعدة D ؟
8. حدد الأزواج المترافقة عند تفاعل HB مع A^-؟
9. احسب قيمة Ka للحمض HB ؟
10. أكتب معادلة تأين القاعدة C في الماء ؟

سؤال إضافي 17 : يبين الجدول المجاور ثلاثة محاليل لقواعد إفتراضية ضعيفة مختلفة التراكيز ، ادرسه ثم اجب عن الأسئلة التي تليه : (log 5 = 0.7)

القاعدة	$[OH^-]$	تركيز المحلول
Z	1×10^{-5} M	0.1 M
Y	2×10^{-3} M	0.01 M
X	2×10^{-5} M	1 M

1. ما صيغة القاعدة الأضعف ؟
2. احسب قيمة Kb للقاعدة Z ؟
3. رتب القواعد في الجدول تنازلياً حسب قيمة Kb ؟
4. احسب قيمة PH لمحلول القاعدة Y ؟

حل الأسئلة الإضافية :

سؤال 1 :

$$Kb = \frac{[OH^-]^2}{[N_2H_4]}$$

$$PH = 10 \longrightarrow [H_3O^+] = 10^{-PH} = 10^{-10} \text{ M}$$

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-10}} = 1 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[N_2H_4] = \frac{[OH^-]^2}{Kb} = \frac{1 \times 10^{-8}}{1 \times 10^{-6}} = 1 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$M = \frac{n}{V} \longrightarrow n = M \times V = 1 \times 10^{-2} \times 2 \times 10^{-1}\ L$

$n = 2 \times 10^{-3}\ mol$

$n = \frac{m}{Mr} \longrightarrow m = n \times Mr$

$m = 2 \times 10^{-3} \times 32$

$m = 64 \times 10^{-3}\ g$

سؤال 2 :

1. E
2. C
3. F
4. B
5. A

سؤال 3 :

الجواب 3

سؤال 4 :

الجواب 4

سؤال 5 :

القاعدة	Kb
CH_3NH_2 (الأقوى)	4×10^{-4}
NH_3	2×10^{-5}
N_2H_4	1×10^{-6}
$C_6H_5NH_2$ (الأضعف)	4×10^{-10}

1. $C_6H_5NH_3^+$
2. $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

قاعدة — حمض — حمض — قاعدة

مرافق — مرافق

زوج مترافق 1 (NH_4^+ حمض مرافق ، NH_3 قاعدة)

زوج مترافق 2 (OH^- قاعدة مرافقة ، H_2O حمض)

3.

$Kb = \frac{[OH^-]^2}{[N_2H_4]}$

$1 \times 10^{-6} = \frac{[OH^-]^2}{1 \times 10^{-2}}$

$[OH^-] = 1 \times 10^{-4}\ M$

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

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

$PH = - \log 1 \times 10^{-10} = 10$

4. $C_6H_5NH_2$
5. $C_6H_5NH_3^+$
6. $CH_3NH_3^+$
7. $N_2H_5^+$

سؤال 6 :

1.

$PH = 9 \longrightarrow [H_3O^+] = 10^{-9}$

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

2. القاعدة ضعيفة

لأن $[B] > [OH^-]$

سؤال 7 :

$Kb = \frac{[OH^-]^2}{[C_6H_5NH_2]}$

$4 \times 10^{-10} = \frac{[OH^-]^2}{1 \times 10^{-2}\ M}$

سؤال 10 :

$NH_2OH + H_2O \rightleftharpoons NH_3OH^+ + OH^-$

PH = 9 ⟶ $[H_3O^+] = 10^{-9}$ M

$[OH^-] = 10^{-5}$ M

$$Kb = \frac{[OH^-]^2}{[NH_2OH]}$$

$$1\times 10^{-8} = \frac{1\times 10^{-10}}{[NH_2OH]}$$

$[NH_2OH] = 1\times 10^{-2}$ M

$$n = \frac{m}{Mr} = \frac{3.3}{33} = 0.1 \text{ mol}$$

$$M = \frac{n}{V}$$

$$V = \frac{n}{M} = \frac{0.1}{0.01} = 10 \text{ L}$$

$[OH^-] = 2 \times 10^{-6}$ M

$$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-6}}$$

$[H_3O^+] = 5 \times 10^{-9}$ M

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

$PH = -\log 5 \times 10^{-9} = 9 - 0.7 = 8.3$

سؤال 8 :

PH = 10 ⟶ $[H_3O^+] = 10^{-10}$ M

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-10}} = 1 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$Kb = \frac{[OH^-]^2}{[\text{القاعدة}]} = \frac{1 \times 10^{-8}}{2 \times 10^{-1}} = 5 \times 10^{-8}$$

سؤال 9 :

PH = 10 ⟶ $[H_3O^+] = 10^{-10}$ M

$[OH^-] = 10^{-4}$ M

$$Kb = \frac{[OH^-]^2}{[N_2H_4]} \longrightarrow 1 \times 10^{-6} = \frac{1 \times 10^{-8}}{[N_2H_4]}$$

$[N_2H_4] = 1 \times 10^{-2}$ M

$$M = \frac{n}{V} \longrightarrow n = 1 \times 10^{-2} \times 1 = 1 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n = \frac{m}{Mr}$$

$m = 1 \times 10^{-2} \times 32 = 32 \times 10^{-2}$ g

سؤال 11 :

$PH = 12 \longrightarrow [H_3O^+] = 10^{-12}\ M$

$[OH^-] = 10^{-2}\ M$

$$Kb = \frac{[OH^-]^2}{[B]}$$

$$4\times 10^{-4} = \frac{10^{-4}}{[B]}$$

$[B] = 0.25\ M$

$$M = \frac{n}{v} \longrightarrow n = 0.25 \times 0.8\ L$$

$n = 0.2\ mol$

$$n = \frac{m}{Mr}$$

$$0.2 = \frac{6.2\ g}{Mr} \longrightarrow Mr = \frac{6.2}{0.2} = 31\ g/mol$$

سؤال 12 :

1. قاعدة قوية : (D)
   قاعدة ضعيفة (Z , Y , X , B)
2. $Y < Z < X < B < D$

سؤال 13 :

(HBr , H_2S , H_2O , NH_3 , KOH)

تقل قيمة PH

سؤال 14 :

LiOH قاعدة قوية لأنها تتأين كلياً في الماء .

سؤال 15 :

القاعدة	$[OH^-]$
M (الأقوى)	$1 \times 10^{-3}\ M$
Y	$1 \times 10^{-4}\ M$
Z	$1 \times 10^{-5}\ M$
B (الأضعف)	$1 \times 10^{-6}\ M$

1.

$$Kb = \frac{[OH^-]^2}{[M]}$$

$$Kb = \frac{1 \times 10^{-6}}{0.1} = 1\times 10^{-5}$$

2. ZH^+ اقوى
3. B
4. نحسب Kb للقاعدة Y

$$Kb = \frac{[OH^-]^2}{[Y]} = \frac{1\times 10^{-8}}{0.1} = 1\times 10^{-7}$$

تركيز القاعدة Y تغير ولكن Kb يبقى ثابتاً

$$1\times 10^{-7} = \frac{[OH^-]^2}{1\times 10^{-3}}$$

$[OH^-] = 1\times 10^{-5}\ M$

$[H_3O^+] = 1\times 10^{-9}\ M$

$PH = 9$

5. B
6. MH^+

سؤال 16 :

الحمض	$[H_3O^+]$	القاعدة	$[H_3O^+]$
HA	1×10^{-3}	C	1×10^{-11}
HB	1×10^{-4}	D	1×10^{-9}

.1

$$[OH^-] = \frac{1\times10^{-14}}{1\times10^{-9}} = 1\times10^{-5}\ M$$

$$Kb = \frac{[OH^-]^2}{[D]} = \frac{1\times10^{-10}}{1} = 1\times10^{-10}$$

.2 HA

.3 C

.4 DH^+

.5 HA

.6 B^-

.7 DH^+

.8 زوج مترافق 1 (B^- قاعدة مرافقة ، HB حمض)
زوج مترافق 2 (HA حمض مرافق ، A^- قاعدة)

.9

$$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{[HB]} = \frac{1\times10^{-8}}{1} = 1\times10^{-8}$$

.10

$$C + H_2O \rightleftharpoons CH^+ + OH^-$$

سؤال 17 :

القاعدة	[Kb]
Y	4×10^{-4} M
Z	1×10^{-9} M
X	4×10^{-10} M

.1 X

.2

$$Kb = \frac{[OH^-]^2}{[Z]} = \frac{1\times10^{-10}}{0.1} = 1\times10^{-9}$$

.3 $X < Z < Y$

.4

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

$$[H_3O^+] = \frac{1\times10^{-14}}{2\times10^{-3}} = 5\times10^{-12}\ M$$

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

$$PH = -\log 5\times10^{-12}$$

$$PH = 12 - 0.7 = 11.3$$

مراجعةُ الدرس

1- **الفكرة الرئيسة:** أوضح العلاقة بين ثابت تأيُّن الحِمض الضعيف ورقمه الهيدروجيني.

2- **أحسبُ** تركيزَ H_3O^+ و OH^- في كلٍّ منَ المحاليل الآتية:

أ . محلول HNO_2 تركيزه 0.02 M

ب. محلول NH_3 تركيزه 0.01 M

3- **أُفَسِّرُ.** بزيادة ثابت التأيُّن يزداد تركيزُ OH^- في محلول القاعدة الضعيفة.

4- **أُطَبِّقُ.** يُبيِّنُ الجدولُ المجاور قِيَمَ ثابت تأيُّن عدد منَ الحموض الضعيفة. أدرسُ هذه القِيَمَ، ثمَّ أجيب عنِ الأسئلة الآتية:

الحِمض	K_a
C_6H_5COOH	6.3×10^{-5}
HNO_2	4.5×10^{-4}
CH_3COOH	1.7×10^{-5}
HCN	4.9×10^{-10}

أ. أكتبُ صيغة القاعدة المرافقة التي لها أعلى قيمة pH.

ب. أُحَدِّدُ أيَّ محلول الحموض له أقل رَقْم هيدروجيني HNO_2 أم HCN.

جـ. **أستنتجُ** الحِمضَ الذي يكون تركيزُ H_3O^+ فيه أقلَّ ما يمكن.

د. **أتوقعُ** الحِمضَ الذي يحتوي محلوله على أقل تركيز من أيونات OH^-.

هـ. **أحسبُ** الرَّقْم الهيدروجيني pH لمحلول CH_3COOH حُضِّرَ بإذابة 12 g منه في 400 mL منَ الماء. علمًا أنَّ (الكتلة المولية للحِمض CH_3COOH = 60 g\mol) و $\log 2.9 = 0.46$.

5- يبيِّنُ الجدولُ قِيَمَ K_b لعدد منَ القواعد الضعيفة. أدرسُها، ثمَّ أُجيبُ عنِ الأسئلة الآتية:

القاعدة	K_b
CH_3NH_2	4.4×10^{-4}
NH_3	1.8×10^{-5}
N_2H_4	1.7×10^{-6}
C_5H_5N	1.4×10^{-9}

أ. أكتبُ صيغة الحِمض المرافق الذي له أقل pH.

ب. أُحَدِّدُ أيَّ القواعد يحتوي محلولُها على أقل تركيز من H_3O^+.

جـ. أستنتجُ أيَّ القواعد أكثر تأيُّنًا في الماء.

د. **أُحَلِّلُ.** أُكملُ المعادلة الآتية، ثمَّ أُعَيِّنُ الزوجين المترافقين:

$$NH_{3(aq)} + C_6H_5NH_3^+{}_{(aq)} \rightleftharpoons$$

هـ. **أحسبُ** كتلة القاعدة N_2H_4 اللازم إضافتُها إلى 400 mL منَ الماء لتحضير محلول منها رَقْمُهُ الهيدروجيني يساوي 9.4 علمًا أنَّ الكتلة المولية للقاعدة N_2H_4 تساوي 32 g\mol، وأنَّ $\log 3.9 = 0.6$.

حل أسئلة الدرس الثالث :

سؤال 1 :

كلما زاد ثابت تأين الحمض الضعيف Ka يقل الرقم الهيدروجيني (علاقة عكسية) .

سؤال 2 :

أ)

$$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{[HNO_2]}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{4.5\times 10^{-4} \times 2\times 10^{-2}}$$

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

$$[OH^-] = \frac{1\times 10^{-14}}{3\times 10^{-3}} = 0.33\times 10^{-11}\ M$$

ب)

$$Kb = \frac{[OH^-]^2}{[NH_3]}$$

$$1.8\times 10^{-5} = \frac{[OH^-]^2}{0.01}$$

$$[OH^-] = \sqrt{18\times 10^{-8}} = 4.2\times 10^{-4}\ M$$

$$[H_3O^+] = \frac{1\times 10^{-14}}{4.2\times 10^{-4}} = 0.23\times 10^{-10}\ M$$

سؤال 3 : لأن الثابت يعدّ مقياساً كمياً لقدرة القاعدة على التأين وإنتاج OH^- فكلما زادت قوة القاعدة زاد ثابت تأينها Kb وزادت قدرتها على التأين وإنتاج OH^-

سؤال 4 :

الحمض	Ka
HNO_2	4.5×10^{-4}
C_6H_5COOH	6.3×10^{-5}
CH_3COOH	1.7×10^{-5}
HCN	4.9×10^{-10}

أ) CN^-

ب) HNO_2

ج) HCN

د) HNO_2

هـ)

$$n = \frac{m}{Mr} = \frac{12}{60} = 0.2\ mol$$

$$[CH_3COOH] = \frac{n}{V} = \frac{0.2\ mol}{0.4\ L} = 0.5\ M$$

$$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{[CH_3COOH]}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{1.7\times 10^{-5} \times 0.5}$$

$$[H_3O^+] = 2.9\times 10^{-3}\ M$$

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

$$PH = -\log 2.9\times 10^{-3} = 3 - 0.46 = 2.54$$

سؤال 5 :

القاعدة	Kb
CH_3NH_2	4.4×10^{-4}
NH_3	1.8×10^{-5}
N_2H_4	1.7×10^{-6}
C_5H_5N	1.4×10^{-9}

أ) $C_5H_5NH^+$

ب) CH_3NH_2

ج) CH_3NH_2

د)

$$NH_3 + C_6H_5NH_3^+ \rightleftharpoons NH_4^+ + C_6H_5NH_2$$

زوج مترافق 1 : (NH_4^+ حمض مرافق ، NH_3 قاعدة)

زوج مترافق 2 : ($C_6H_5NH_2$ قاعدة مرافقة ، $C_6H_5NH_3^+$ حمض)

هـ)

$PH = 9.4$

$[H_3O^+] = 10^{-PH} = 10^{(-9.4+10)-10}$

$[H_3O^+] = 10^{0.6} \times 10^{-10} = 3.9\times 10^{-10}\ M$

$[OH^-] = \frac{1\times 10^{-14}}{3.9\times 10^{-10}} = 0.25\times 10^{-4}\ M$

$Kb = \frac{[OH^-]^2}{[N_2H_4]}$

$1.7\times 10^{-6} = \frac{(0.25\times 10^{-4})^2}{[N_2H_4]}$

$[N_2H_4] = \frac{6.25\times 10^{-10}}{1.7\times 10^{-6}} = 3.7\times 10^{-4}\ M$

$M = \frac{n}{V}$

$n = 3.7\times 10^{-4} \times 0.4\ L$

$n = 1.48\times 10^{-4}\ mol$

$n = \frac{m}{Mr}$

$m = n \times Mr$

$m = 1.48\times 10^{-4} \times 32$

$m = 47.36\times 10^{-4}\ g$

الدرس الرابع : الأملاح والمحاليل المنظمة

الفكرة الرئيسية :

للكثير من الأملاح خصائص إما حمضية أو قاعدية ، تغير من الرقم الهيدروجيني للمحلول الذي تضاف إليه ، وعند إضافتها إلى محلول حمض ضعيف أو قاعدة ضعيفة ينشأ عن ذلك ما يسمّى بالمحلول المنظم الذي يقاوم التغير في الرقم الهيدروجيني فيما لو أضيفت إليه كمية قلية من حمض قوي أو قاعدة قوية .

محاليل الأملاح :

تعدّ الأملاح من المواد الأساسية المكوّنة لجسم الإنسان ويحصل عليها عن طريق الغذاء والماء . وللأملاح دورٌ مهم في تنظيم الكثير من العمليات الحيوية التي تحدث في الجسم ، فأملاح الكالسيوم تدخل في تركيب العظام والأسنان ، وأملاح الصوديوم تساعد على حفظ التوازن المائي داخل الخلية وخارجها ، وتعمل على تنظيم ضغط الدم ، كما تساعد أملاح البوتاسيوم على ضبط وظائف العضلات وتوسيع الأوعية الدموية لتسهيل انتقال الدم ، وتستعمل الأملاح في صناعة الكثير من الأدوية ومستحضرات التجميل وغيرها .

الخصائص الحمضية والقاعدية للأملاح :

فسّر مفهوم برونستد ولوري سلوك كثير من الحموض والقواعد وفقاً لقدرتها على منح البروتون أو استقباله في التفاعل ، فالأملاح مركبات أيونية تنتج من تعادل محلول حمض مع محلول قاعدة ، وعند إذابتها في الماء تتفكك منتجة أيونات موجبة وأخرى سالبة ، وقد تتفاعل هذه الأيونات مع الماء وتنتج أيونات H_3O^+ أو OH^- أو كليهما في ما يعرف بعملية التميه .

الأملاح : مركبات أيونية تنتج من تفاعل محلول حمض مع محلول قاعدة .

التميّه : تفاعل أيونات الملح مع الماء وإنتاج أيونات H_3O^+ أو OH^- أو كليهما .

وتتفاوت الأملاح في قدرتها على التفكك فبعضها يتفكك كلياً وبعضها يتفكك جزئياً ، وفي هذا الدرس سوف ندرس الأملاح على فرض أنها تتفكك كلياً .

تختلف طبيعة الملح وسلوكه تبعاً لمصدر أيوناته من الحمض والقاعدة وقدرتها على التفاعل مع الماء فبعض الأملاح لا تتميه في الماء ؛ لذا لا تنتج أيونات H_3O^+ أو OH^- ؛ فهي ذات طبيعة متعادلة مثل كلوريد الصوديوم NaCl ، وبعضها الأخر يتميه في الماء فينتج أيونات H_3O^+ فيكون له خصائص حمضية مثل كلوريد الأمونيوم NH_4Cl أو ينتج أيونات OH^- وله خصائص قاعدية مثل فلوريد البوتاسيوم KF

ملاحظة : كاشف بروموثيمول الأزرق أعطى ثلاثة ألوان مختلفة عند وضعه في محاليل الاملاح :

- حمضية مثل (NH_4Cl) [أصفر]
- قاعدية مثل (KF) [بنفسجي]
- متعادلة مثل (NaCl) [أخضر]

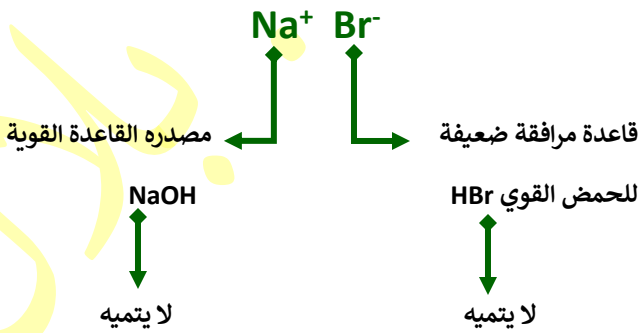
الأملاح المتعادلة :

تنتج الأملاح المتعادلة عند تعادل حمض قوي مع قاعدة قوية ، فمثلاً ينتج ملح بروميد الصوديوم NaBr من تعادل محلول الحمض القوي HBr مع محلول القاعدة القوية NaOH كما في المعادلة الآتية :

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

بالتدقيق في صيغة الملح NaBr نجد أنه يتكون من أيون البروميد Br^- وهو قاعدة مرافقة ضعيفة للحمض القوي الهيدروبروميك HBr لا يمكنه استقبال البروتون في المحلول فلا يتفاعل مع الماء ، ولا يؤثر في تركيز أيونات OH^- أو H_3O^+ ،

أما الأيون Na^+ فمصدره القاعدة القوية هيدروكسيد الصوديوم NaOH وليس له القدرة على التفاعل مع الماء فلا يؤثر في تركيز أيونات H_3O^+ أو OH^- في المحلول ومن ثم فإن تراكيز أيونات H_3O^+ وأيونات OH^- تبقى ثابتة في الماء وبذلك يكون الرقم الهيدروجيني لمحاليل الأملاح الناتجة من تفاعل حمض قوي مع قاعدة قوية مثل ملح بروميد الصوديوم NaBr يساوي 7 وتكون محاليلها متعادلة .



ملاحظة مهمة : الأيونات المتفرجة التي لا تتميه في الماء :

Cl^-	Na^+
Br^-	K^+
NO_3^-	Li^+
I^-	
ClO_4^-	

الأملاح الحمضية :

تنتج من تفاعل حمض قوي وقاعدة ضعيفة وتكون PH لمحاليلها أقل من 7 .

مثال :

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

ملح كلوريد الامونيوم

وعند تفكك ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl في الماء :

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

- أيون Cl^- قاعدة مرافقة ضعيفة لحمض الهيدروكلوريك HCl وليس له قدرة على استقبال البروتون في المحلول إي أنه لا يتفاعل في الماء

- أيون NH_4^+ (أيون الامونيوم) حمض مرافق قوي نسبياً للقاعدة الضعيفة الأمونيا NH_3 يمكنه منح بروتون للماء في المحلول منتجاً أيون الهيدرونيوم H_3O^+ كما في المعادلة :

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

وبذلك يزداد تركيز H_3O^+ في المحلول ويقل الرقم الهيدروجيني ويكون محلول الملح حمضياً .

الأملاح القاعدية :

تنتج الأملاح القاعدية من تفاعل قاعدة قوية مع حمض ضعيف وتكون PH المحلول أكبر من 7 مثل ملح نتريت البوتاسيوم KNO_2

$$KNO_{2(S)} \xrightarrow{H_2O} NO_2^-{}_{(aq)} + K^+{}_{(aq)}$$

- أيون K^+ : مصدره القاعدة القوية هيدروكسيد البوتاسيوم KOH ؛ لذا فهي لا تتفاعل مع الماء ولا تؤثر في تركيز أيونات H_3O^+ أو OH^- في المحلول .

- أيون النتريت NO_2^- : قاعدة مرافقة قوية نسبياً لحمض النيتروجين (III) الضعيف HNO_2 لذا تتفاعل مع الماء كما في المعادلة :

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

يتضح من المعادلة أن تركيز أيونات الهيدروكسيد OH^- يزداد في المحلول ، وبذلك يزداد الرقم الهيدروجيني PH ويكون محلول الملح قاعدياً .

الفرق بين التميه والذوبان :

الذوبان : تفكك الملح إلى أيونات سالبة وأخرى موجبة وتنتشر بين جزيئات الماء دون أن تتفاعل معها مثل ملح كلوريد الصوديوم NaCl وبذلك يبقى [H_3O^+] و [OH^-] في المحلول ثابتاً ويبقى المحلول متعادلاً و PH له تساوي 7 .

- **الذوبان :** خاص بالأملاح المتعادلة .

- **التميّه** تفاعل أيونات الملح مع الماء وإنتاج أيونات H_3O^+ أو OH^- أو كليهما .
- **التميّه :** خاص بالأملاح الحمضية والقاعدية .

الجدول (10): سلوك الملح تبعا لمصدر أيوناته.

مصدر أيونات الملح من الحمض والقاعدة		تأثير محلول الملح
حمض قوي	قاعدة قويّة	متعادل
حمض قوي	قاعدة ضعيفة	حمضي
حمض ضعيف	قاعدة قويّة	قاعدي

مثال 35 (كتاب) :

ما الحمض والقاعدة اللذان ينتج من تفاعلها ملح كربونات الليثيوم الهيدروجينية $LiHCO_3$ ؟

الحل : القاعدة $LiOH$

الحمض H_2CO_3

مثال 36 (كتاب) :

حدد الخصائص الحمضية والقاعدية والمتعادلة لمحاليل الأملاح الآتية :

- $N_2H_5NO_3$ (حمضية)
- KNO_3 (متعادلة)
- $NaOCl$ (قاعدية)
- CH_3NH_3Cl (حمضية)

مثال 37 (كتاب) :

فسّر التأثير القاعدي لمحلول الملح NaOCl

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

- أيون Na^+ مصدره القاعدة القوية NaOH لذلك لا يتفاعل مع الماء ولا يؤثر في تركيز أيونات H_3O^+ أو OH^- .
- أيون OCl^- قاعدة مرافقة قوية نسبياً للحمض الضعيف لذلك تتفاعل مع الماء وتستقبل بروتون :

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

وبذلك يزداد [OH^-] في المحلول ويزداد الرقم الهيدروجيني PH ويكون المحلول قاعدياً .

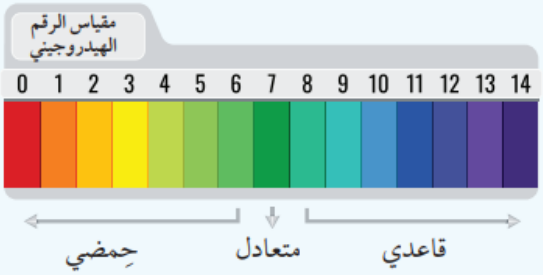
التجربةُ 3

تَمَيُّزُ الأملاح

الموادُّ والأدوات:

كميات مناسبة مـنَ الأملاح الآتية: كلوريـد الصوديوم NaCl، كلوريـد الأمونيوم NH_4Cl، كربونـات الصوديوم الهيدروجينيـة $NaHCO_3$، إيثانوات الصوديوم CH_3COONa، محلول الكاشـف العـام، كأس زجاجيّة 300 mL عـدد (5)، قطـع ورق لاصق، مـاء مُقَطَّر، قطّـارة، ملعقة تحريك، ميزان حسّـاس، مِخبـار مُدَرَّج.

إرشاداتُ السلامة:



- أتبعُ إرشاداتِ السلامة العامة في المختبر.
- أرتدي معطفَ المختبرِ والنظاراتِ الواقيةَ والقفازات.
- أتعامل معَ المواد الكيميائيّة بحذر.

خطواتُ العمل:

1- أكتبُ اسمَ كلِّ ملح وصيغتَهُ الكيميائيّة على قطعة الورق اللاصق وألصقها على أحد الكؤوس، ثمَّ ألصقُ على الكأس الأخيرة ورقةً كُتِبَ عليها ماءٌ مُقَطَّر.

2- **أقيسُ** أضع باستخدام المخبار المُدَرَّج 20 mL منَ الماء المُقَطَّر، في كلِّ كأس زجاجيّة.

3- **أُلاحظ.** أُضيفُ، باستخدام القطّارة، قطرتَيْنِ من محلول الكاشف العام إلى كلِّ كأس زجاجيّة، وأُحرِّكُها باستخدام ملعقة التحريك. أُلاحظ لونَ المحلول وَأُسَجِّلُه.

4- **أقيسُ** 3 g من ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl، وأضيفُها إلى الكأس المخصَّص لها، ثمَّ أُحَرِّكُ المحلول، وَأُسَجِّلُ اللونَ الذي يظهرُ فيه.

5- **أُلاحظ.** أُكَرِّرُ الخطوة (4) معَ باقي الأملاح في الكؤوس الأخرى، وَأُلاحظُ تغيُّرَ ألوان المحاليل، وَأُسَجِّلُ ملاحظاتي.

التحليلُ والاستنتاج:

1. **أَصِفُ** ألوانَ محاليل الأملاح في التجربة بعد اضافة الكاشف لكل منها.
2. **أُفَسِّرُ** تشابه لون محلول كلوريد الصوديوم NaCl بعد إضافة الكاشف اليه. ولون محلول الكاشف في الماء المُقَطَّر.
3. **أُصَنِّفُ** محاليلَ الأملاح في التجربة إلى حِمضيّة أو قاعديّة أو متعادلة.
4. **أتوقعُ** قيمة pH لكلِّ محلول في التجربة بالاعتماد على الألوان المعياريّة للكاشف العام في المحاليل المختلفة.
5. **أُفَسِّرُ.** أكتبُ معادلة كيميائيّة أُفَسِّرُ بواسطتها السلوكَ الحِمضيَّ أو القاعديَّ لكلِّ محلول.

AWA2EL LEARN 2 BE

إسئلة إضافية :

سؤال إضافي 1 : حدد طبيعة محاليل كل من الأملاح الآتية :

$NaClO_4$	KF
CH_3COONa	$CH_3CH_2NH_3Br$
$NaHCO_3$	KHS
KOBr	NaOCl

سؤال إضافي 2 : فسّر بالمعادلات السلوك القاعدي لكل من الأملاح الآتية :

أ) HCOONa

ب) KClO

سؤال إضافي 3 : فسّر بالمعادلات الكيميائية السلوك الحمضي لكل من الأملاح الآتية :

أ) N_2H_5Cl

ب) CH_3NH_3Br

ج) C_5H_5NHCl

د) NH_3OHBr

سؤال إضافي 4 : أي الملحين يعدّ ذوبانه في الماء تميّهاً (C_5H_5NHCl أم KI) ؟

ملاحظات مهمة :

- يكتب ملح الحمض باستبدال H^+ بفلز وملح الحمض تأثيره قاعدي :

الحمض	ملح الحمض
HF	NaF / KF
HNO_2	$NaNO_2$ / KNO_2
HCOOH	HCOONa / HCOOK

- الحمض الأضعف (الأقل Ka) ملحه أعلى قدرة على التميه .

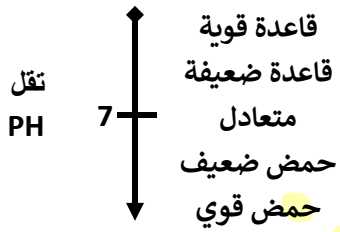
- يكتب ملح القاعدة بإضافة H^+ ثم أيون سالب وملح القاعدة تأثيره حمضي :

القاعدة	ملح القاعدة
NH_3	NH_4Br
N_2H_4	N_2H_5Cl
CH_3NH_2	CH_3NH_3I
C_5H_5N	C_5H_5NHBr
NH_2OH	NH_3OHBr

- القاعدة الأضعف ملحها أعلى قدرة على التميه .
- كلمة (قوي وضعيف) هي أوصاف للحموض والقواعد .

- الملح يوصف بأنه (حمضي ، متعادل ، قاعدي)

- الترتيب التنازلي للمحاليل المتساوية التراكيز حسب قيمة PH يكون على النحو الآتي :



حمض أقوى ⟵ Ka أكبر
PH أقل
PH لملحه أقل
تميه ملحه أقل

قاعدة أقوى ⟵ Kb أكبر
PH أكبر
PH لملحها أكثر
تميه ملحها أقل

أ. بلال نوال
AWAZEL LEARN 2 BE

سؤال إضافي 5 : لديك محاليل الأملاح الآتية متساوية التركيز :

محلول الملح	قيمة PH
NaX	10
NaY	9
NaZ	11
NaM	7

1. أي الأملاح له أعلى قدرة على التميه ؟
2. أي الأملاح لا يتميه في الماء ؟
3. فسّر بالمعادلات السلوك القاعدي للملح NaX ؟
4. رتب الأملاح القاعدية (NaX ، NaY ، NaZ) ، تنازلياً حسب قدرتها على التميه ؟
5. أيهما أقوى كقاعدة (X^- أم Y^-) ؟
6. رتب الحموض (HX ، HM ، HY ، HZ) تنازلياً حسب قوتها ؟

سؤال إضافي 6 : لديك محاليل الأملاح متساوية التركيز :

محلول الملح	قيمة PH
AHCl	4
BHCl	5
ZHCl	3

1. أي الأملاح له أعلى قدرة على التميه ؟
2. أي الأملاح له أقل قدرة على التميه ؟
3. رتب الحموض (AH^+ ، BH^+ ، ZH^+) ، تنازلياً حسب قوتها ؟
4. رتب القواعد (A ، B ، Z) ، تنازلياً حسب قوتها ؟
5. فسّر بالمعادلات السلوك الحمضي للملح BHCl ؟

سؤال إضافي 7 : عين الأيون أو الأيونات التي تتميه في كل من الأملاح الآتية :

CH_3COOK	LiCl	NH_4Cl	NaCN
NH_3OHBr	$NaHCO_3$	KHS	HCOONa

سؤال إضافي 8 : ما الحمض والقاعدة اللذان يكوّنان كلاً من الأملاح الآتية عند تفاعلها :

C_5H_5NHI	NH_3OHCl	HCOONa	KI
KOBr	KCl	KOCl	NaHS
		NH_4NO_3	KBr

سؤال إضافي 9 : صنف محاليل الأملاح الآتية إلى (حمضية ، قاعدية ، متعادلة) ؟

KNO_3	N_2H_5Cl	LiBr
	KNO_2	NaCN

سؤال إضافي 10 : اعتماداً على الجدول الآتي الذي يبن قيم Ka لعدد من الحموض الضعيفة :

صيغة الحمض	Ka
HA	3×10^{-8}
HB	3×10^{-7}
HC	4×10^{-10}

أ) رتب الأملاح (NaA ، NaB ، NaC) تنازلياً حسب قدرتها على التميه ؟

ب) رتب محاليل الأملاح المتساوية التراكيز (NaA ، NaB ، NaC) تنازلياً حسب قيمة PH ؟

سؤال إضافي 11 : يبين الجدول الآتي عدداً من محاليل الحموض والقواعد الضعيفة ومعلومات عنها :

($Kw = 1 \times 10^{-14}$, $\log 4 = 0.6$, $\log 5 = 0.7$)

المحلول	المعلومات	تركيز المحلول
HCN	$Ka = 5\times 10^{-10}$	0.2 M
HNO_2	$[NO_2^-] = 4 \times 10^{-3}$ M	0.04 M
NH_3	$[NH_4^+] = 2 \times 10^{-3}$ M	0.2 M
CH_3NH_2	$Kb = 4 \times 10^{-4}$	0.2 M
N_2H_4	PH = 10	0.01
NH_2OH	$[OH^-] = 1 \times 10^{-5}$	0.01

1. احسب $[H_3O^+]$ لمحلول HCN ؟
2. ما صيغة الحمض المرافق الأقوى ؟
3. ما صيغة القاعدة المرافقة الأقوى ؟
4. ما صيغة القاعدة التي لحمضها المرافق أقل رقم هيدروجيني ؟
5. حدّد الأزواج المترافقة عند تفاعل NH_2OH مع NH_4^+ ؟
6. احسب PH لمحلول NH_3 ؟
7. أي الملحين له أعلى قدرة على التميّه (KCN أم KNO_2) ؟
8. أي الملحين له أعلى قدرة على التميّه (CH_3NH_3Cl أم N_2H_5Cl) ؟

سؤال إضافي 12 : تمثل المعادلات الآتية تفاعلات لمحاليل الحموض (HF ، HCN ، H_2SO_3) المتساوية التركيز ، التي كان موضع الإتزان مزاحاً فيها جهة المواد الناتجة لجميع التفاعلات أدرس التفاعلات ثمّ أجب عن الأسئلة التي تليه :

$$H_2SO_3 + CN^- \rightleftharpoons HSO_3^- + HCN$$

$$H_2SO_3 + F^- \rightleftharpoons HSO_3^- + HF$$

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

1. أكتب صيغة القاعدة المرافقة الأقوى بينها ؟
2. أكتب صيغة الحمض الذي له أعلى Ka ؟
3. حدد أي المحلولين يكون فيه $[OH^-]$ الأقل ؛ محلول HF أم محلول HCN ؟
4. أحدد أي محاليل الحموض المذكورة له أعلى PH؟
5. أحدد أي الحموض المذكورة أكثر تأيناً في الماء ؟
6. رتب محاليل الأملاح الآتية تنازلياً حسب قدرتها على التميّه : (KF ، KCN ، $KHSO_3$)

سؤال إضافي 13 : يبين الجدول المجاور محاليل لقواعد ضعيفة متساوية التركيز (1 M) عند درجة 25° C ومعلومات عنها ، علماً بأن :

$Kw = 1\times 10^{-14}$, $\log 5 = 0.7$

المحلول	المعلومات
NH_3	$[NH_4^+] = 0.4\times 10^{-2}$ M
$C_6H_5NH_2$	$Kb = 3.8\times 10^{-10}$
CH_3NH_2	$[H_3O^+] = 5\times 10^{-13}$ M
N_2H_4	$Kb = 1.3\times 10^{-6}$
$C_2H_5NH_2$	$Kb = 5.6\times 10^{-4}$

1. ما صيغة القاعدة الأضعف ؟
2. ما صيغة الحمض المرافق للقاعدة التي لها أعلى PH ؟
3. أي المحلولين (CH_3NH_2 أم N_2H_4) يكون فيه $[OH^-]$ أعلى ؟
4. أي من القواعد يكون لحمضها المرافق أقل PH ؟
5. ما قيمة PH لمحلول CH_3NH_2 ؟
6. فسّر السلوك القاعدي للأمونيا NH_3 وفق مفهوم لويس ؟
7. أي من المحلولين الملحيين (N_2H_5Cl أم NH_4Cl) أقل قدرة على التميّه ؟
8. فسّر بمعادلة السلوك القاعدي لمحلول N_2H_4 حسب بمفهوم برونستد ولوري ؟
9. أكتب الأزواج المترافقة عند تفاعل NH_4^+ مع CH_3NH_2 ؟

10. احسب Kb لمحلول NH_3 ؟
11. احسب قيمة PH لمحلول HBr تركيزه (0.01 M) ؟

سؤال إضافي 14 :

أ) يبين الجدول المجاور عدداً من المحاليل الإفتراضية تركيزها (1M) وقيم PH لكل منها ، أدرسه جيداً ثم أجب عن الأسئلة الآتية :

المحلول	PH
A	6
B	9
C	0
D	7
E	11
F	3

1. أي المحاليل يمثل الحمض الأضعف ؟
2. أي المحاليل يمثل محلول الملح KCl ؟
3. أي المحاليل يمثل محلول الحمض HNO_3 ؟
4. أي المحاليل يمثل محلول القاعدة فيها $[OH^-] = 1\times 10^{-5}$ M ؟
5. أي المحاليل يمثل الحمض فيه $[H_3O^+] = 1\times 10^{-3}$M ؟
6. أي المحاليل يمثل القاعدة الأقوى ؟

ب) ما عدد مولات الأمونيا NH_3 التي تلزم لتحضير محلول حجمه (0.2 L) ورقمه الهيدروجيني (PH = 10) علماً بأن

$Kb\ (NH_3) = 2\times 10^{-5}$

$Kw = 1\times 10^{-14}$

سؤال إضافي 15 : يبين الجدول المجاور محاليل مائية لحموض وقواعد وأملاح عند نفس التركيز (1 M) ومعلومات عنها علماً بأن $Kw = 1\times 10^{-14}$ ؟

المحلول	معلومات
CH_3COOH	$Ka = 1.8\times 10^{-5}$
HCN	$[H_3O^+] = 2\times 10^{-5}$
HNO_2	$[NO_2^-] = 2.2\times 10^{-2}$
NH_3	$Kb = 1.8\times 10^{-5}$
N_2H_4	$[OH^-] = 1\times 10^{-3}$
NaX	PH = 8.3
NaY	PH = 9.2

1. أي الحمضين هو الأقوى (HX أم HY) ؟
2. أي الحمضين هو الأضعف (HNO_2 أم CH_3COOH) ؟
3. أي المحلولين يكون فيه $[OH^-]$ أعلى (HCN أم HNO_2) ؟
4. أي القاعدتين المرافقتين أقوى (CH_3COO^- أم CN^-) ؟
5. أي المحلولين له أقل PH (NH_3 أم N_2H_4) ؟
6. حدد الأزواج المترافقة عند تفاعل NH_4^+ مع N_2H_4 ؟
7. ما طبيعة تأثير محلول الملح CH_3COONa (حمضي ، قاعدي . متعادل) ؟

سؤال إضافي 16 :

في الجدول المجاور خمسة محاليل تركيز كل منها (1M) اعتماداً على المعلومات الواردة عن كل منها أجب :

المحلول	المعلومات
الحمض HA	$[A^-] = 8\times 10^{-3}$
القاعدة B	$[H_3O^+] = 2.5\times 10^{-10}$
الحمض HX	$Ka = 5\times 10^{-7}$
القاعدة C	$Kb = 1\times 10^{-7}$
الحمض HD	PH = 3

1. حدّد أقوى حمض وأضعف حمض ؟
2. ما صيغة الحمض المرافق الأضعف ؟
3. ما صيغة القاعدة التي لحمضها المرافق أقل PH ؟
4. أي القاعدتين أقوى B أم C ؟
5. أي المحلولين يكون فيه $[OH^-]$ أعلى HA أم HD ؟

سؤال إضافي 17 : يحتوي الجدول الآتي على عدد من المحاليل تركيز كل منها 1 M وبعض المعلومات المتعلقة بها ، أدرس المعلومات ثم أجب عن الأسئلة الآتية :

المحلول	معلومات تتعلق بالمحلول
الحمض HC	$[H_3O^+] = 8\times10^{-3}$ M
الحمض HD	$Ka = 4.9\times10^{-10}$
القاعدة B	$Kb = 1\times10^{-6}$
الملح KX	PH = 9
الملح KZ	$[OH^-] = 1\times10^{-3}$ M

1. أحدد الحمض الأقوى في الجدول ؟
2. احسب قيمة PH للقاعدة B ؟
3. اكتب معادلة لتفاعل محلول الحمض HD والملح NaC ، ثم :
   أ) أحدد الزوجين المترافقين في المحلول ؟
   ب) أتوقع الجهة التي يرجحها الإتزان في التفاعل ؟
4. استنتج القاعدة المرافقة الأضعف : (D^- أم C^-) ؟

حل الأسئلة الإضافية :

سؤال 1 :

KF	قاعدي
$NaClO_4$	متعادل
$CH_3CH_2NH_3Br$	حمضي
CH_3COONa	قاعدي
KHS	قاعدي
$NaHCO_3$	قاعدي
NaOCl	قاعدي
KOBr	قاعدي

سؤال 2 :

أ)

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

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

ب)

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

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

سؤال 3 :

أ)

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

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

ب)

$$CH_3NH_3Br \xrightarrow{H_2O} CH_3NH_3^+ + Br^-$$

$$CH_3NH_3^+ + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_2 + H_3O^+$$

ج)

$$C_5H_5NHCl \xrightarrow{H_2O} C_5H5NH^+ + Cl^-$$

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

د)

$NH_3OHBr \xrightarrow{H_2O} NH_3OH^+ + Br^-$

$NH_3OH^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_2OH + H_3O^+$

سؤال 4 :

C_5H_5NHCl

سؤال 5 :

1. NaZ
2. NaM
3.

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

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

4. NaY < NaX < NaZ
5. X^-
6. HZ < HX < HY < HM

سؤال 6 :

1. ZHCl
2. BHCl
3. $BH^+ < AH^+ < ZH^+$
4. Z < A < B
5.

$BHCl \xrightarrow{H_2O} BH^+ + Cl^-$

$BH^+ + H_2O \rightleftharpoons B + H_3O^+$

سؤال 7 :

الملح	الأيون الذي يتميّه
NaCN	CN^-
NH_4Cl	NH_4^+
LiCl	-
CH_3COOK	CH_3COO^-
HCOONa	$HCOO^-$
KHS	HS^-
$NaHCO_3$	HCO_3^-
NH_3OHBr	NH_3OH^+

سؤال 8 :

الملح	الحمض	القاعدة
KI	HI	KOH
HCOONa	HCOOH	NaOH
NH_3OHCl	HCl	NH_2OH
C_5H_5NHI	HI	C_5H_5N
NaHS	H_2S	NaOH
KOCl	HOCl	KOH
KCl	HCl	KOH
KOBr	HOBr	KOH
KBr	HBr	KOH

سؤال 9 :

1. LiBr : متعادل
2. N_2H_5Cl : حمضي
3. KNO_3 : متعادل
4. NaCN : قاعدي
5. KNO_2 : قاعدي

سؤال 10 :

صيغة الحمض	Ka
HB	3×10^{-7}
HA	3×10^{-8}
HC	4×10^{-10}

أ) NaB < NaA < NaC

ب) NaB < NaA < NaC

سؤال 11 :

الحمض	Ka
HNO_2	4×10^{-4}
HCN	5×10^{-10}

القاعدة	Kb
CH_3NH_2	4×10^{-4}
NH_3	2×10^{-5}
N_2H_4	1×10^{-6}
NH_2OH	1×10^{-8}

1.

$$[H_3O^+] = \sqrt{Ka \times [HCN]}$$

$$= \sqrt{5\times10^{-10}\times 0.2} = 1\times 10^{-5}\ M$$

2. NH_3OH^+
3. CN^-
4. NH_2OH
5.

NH_3OH^+ / NH_2OH

حمض مرافق قاعدة

NH_4^+ / NH_3

حمض قاعدة مرافقة

6.

$$[OH^-] = [NH_4^+] = 2\times 10^{-3}\ M$$

$$[H_3O^+] = \frac{1\times 10^{-14}}{2\times 10^{-3}} = 5\times 10^{-12}\ M$$

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

$$= -\log 5\times 10^{-12} = 12 - 0.7 = 11.3$$

7. KCN
8. N_2H_5Cl

سؤال 12 :

(H_2SO_3 / HF / HCN)

الحمض الأقوى الحمض االأضعف

1. CN^-
2. H_2SO_3
3. HF
4. HCN
5. H_2SO_3
6. $KHSO_3 < KF < KCN$

سؤال 13 :

القاعدة	Kb
$C_2H_5NH_2$	5.6×10^{-4}
CH_3NH_2	4×10^{-4}
NH_3	16×10^{-6}
N_2H_4	1.3×10^{-6}
$C_6H_5NH_2$	3.8×10^{-10}

1. $C_6H_5NH_2$
2. $C_2H_5NH_3^+$
3. CH_3NH_2
4. $C_6H_5NH_2$

سؤال 14 : أ)

1. A
2. D
3. C ← لأن [HNO_3] ← 1 M (من السؤال)
4. B
5. F
6. E

ب)

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

$$PH = 10 \blacklozenge\!\!\longrightarrow [H_3O^+] = 10^{-10}\ M$$

$$[OH^-] = \frac{1\times 10^{-14}}{1\times 10^{-10}} = 1\times 10^{-4}\ M$$

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{[NH_3]}$$

$$2\times 10^{-5} = \frac{1\times 10^{-8}}{[NH_3]}$$

$$[NH_3] = \frac{1\times 10^{-8}}{2\times 10^{-5}} = 5\times 10^{-4}\ M$$

$$M = \frac{n}{V}$$

$$5\times 10^{-4} = \frac{n}{0.2\ L}$$

$$n = 1\times 10^{-4}\ mol$$

5.

$$PH = -\log [H_3O^+]$$
$$= -\log 5\times 10^{-13}$$
$$= 13 - 0.7 = 12.3$$

6. لأنها مانحة لزوج إلكترونات غير رابط على ذرة النيتروجين في جزيء الأمونيا NH_3 (السؤال لم يطلب معادلات) .

7. NH_4Cl

8.

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

قاعدة	حمض		
مانح	مستقبل		
بروتون	بروتون		

9.

CH_3NH_2	/	$CH_3NH_3^+$	
قاعدة		حمض مرافق	

NH_4^+	/	NH_3	
حمض		قاعدة مرافقة	

10.

$$K_b = \frac{[NH_4^+]^2}{[NH_3]} = \frac{(4\times 10^{-3})^2}{1} = 16\times 10^{-6}$$

11.

$$HBr + H_2O \longrightarrow Br^- + H_3O^+$$

$$[H_3O^+] = [HBr] = 1\times 10^{-2}\ M$$

$$PH = -\log [H_3O^+]$$
$$PH = -\log 1\times 10^{-2}$$
$$PH = 2$$

سؤال 15 :

الحمض	HNO_2	CH_3COOH	HCN
Ka	4.84×10^{-4}	1.8×10^{-5}	4×10^{-10}

القاعدة	NH_3	N_2H_4
Kb	1.8×10^{-5}	1×10^{-6}

الملح	NaY	NaX
PH	9.2	8.3

توضيح :

الملح NaX أقل قدرة على التميّه لذلك حمضه HX أقوى من الحمض HY .

1. HX
2. CH_3COOH
3. HCN
4. CN^-
5. N_2H_4
6. NH_3 / NH_4^+

قاعدة مرافقة حمض

N_2H_4 / $N_2H_5^+$

حمض مرافق قاعدة

7. قاعدي

سؤال 16 :

الحمض	HA	HD	HX
Ka	64×10^{-6}	1×10^{-6}	5×10^{-7}

القاعدة	C	B
Kb	1×10^{-7}	16×10^{-10}

1. أقوى حمض HA

أضعف حمض HX

2. CH^+
3. B
4. C
5. HD

سؤال 17 :

الحمض	HC	HD
Ka	64×10^{-6}	4.9×10^{-10}

القاعدة	B
Kb	1×10^{-6}

الملح	KZ	KX
PH	11	9

1. HC
2. $Kb = \frac{[OH^-]^2}{[B]}$

$1\times 10^{-6} = \frac{[OH^-]^2}{1}$

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

$[H_3O^+] = 1\times 10^{-11}\ M \longrightarrow PH = 11$

3. $HD + NaC \rightleftharpoons HC + NaD$

$HD + C^- \rightleftharpoons HC + D^-$

أ)

(D^- قاعدة مرافقة / HD حمض)

(HC حمض مرافق / C^- قاعدة)

ب) الإتزان يرجح الجهة الأضعف لذلك سوف يزاح جهة المواد المتفاعلة (نحو اليسار)

4. C^-

تأثير الأيـون المشـترك :

توجد محاليل الحموض الضعيفة والقواعد الضعيفة في حالة إتزان ديناميكي ، ويمكن التأثير في موضع الإتزان بعدة طرائق ، منها إضافة مادة إلى التفاعل المتزن . فمثلاً يتأين حمض الإيثانويك CH_3COOH في الماء وفقاً للمعادلة الآتية :

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

وتكون الأيونات الناتجة (CH_3COO^- , H_3O^+) في حالة إتزان مع جزيئات الحمض غير المتأينة CH_3COOH ، وعند إضافة ملح ايثانوات الصوديوم إلى المحلول يتأين كلياً وفق المعادلة :

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

يتضح من المعادلتين السابقتين أن الأيون CH_3COO^- ينتج من تأين كل من الحمض CH_3COOH والملح CH_3COONa فهو يدخل في تركيب كل منهما ويسمّى الأيون المشترك .

- **الأيون المشترك :** هو أيون يدخل في تركيب مادتين مختلفتين (حمض ضعيف و ملح ، أو قاعدة ضعيفة وملح) وينتج من تأينهما .

وعند إضافة الأيون المشترك إلى محلول حمض ضعيف أو قاعدة ضعيفة يعمل على إزاحة موضع الإتزان ويؤدي إلى تغيير تراكيز المواد في المحلول وهو ما يسمّى تأثير الأيون المشترك .

- **تأثير الأيون المشترك :** التغير في تراكيز المواد والأيونات الناتجة من إضافة الملح إلى المحلول .

فما أثر إضافة أيون مشترك في تراكيز كل من أيونات H_3O^+ وأيونات OH^- في المحلول .

الربط مع علوم الأرض والبيئة :

تتم معالجة المياه وخاصة في المناطق التي تحتوي على الصخور الجيرية حيث تحتوي المياه على نسبة عالية من كربونات الكالسيوم ولتقليل من هذه النسبة يضاف ملح كربونات الصوديوم الذي يتأين كلياً ويزيد من تركيز أيونات الكربونات في الماء ، فيندفع التفاعل في محلول كربونات الكالسيوم بالإتجاه العكسي ويزداد بذلك تركيز كربونات الكالسيوم ويسبب ترسبها .

الأثر القاعدي للأيون المشترك :

يوجد حمض الهيدروفلوريك في حالة إتزان ؛ حيث تكون الأيونات الناتجة من تأين الحمض في حالة إتزان مع جزيئات الحمض غير المتأين ، كما في المعادلة الآتية :

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

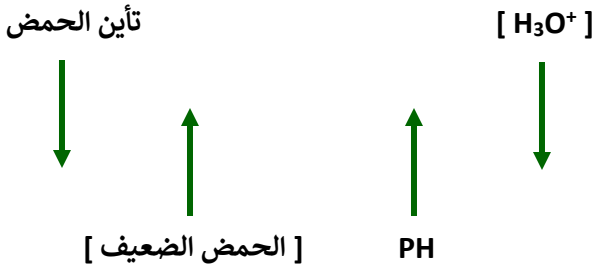
وعند إضافة ملح فلوريد الصوديوم NaF إلى محلول الحمض يتأين كلياً ، وفق المعادلة الآتية :

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

يتضح من المعادلتين السابقتين أن هناك مصدرين للأيون F^- أحدهما الحمض HF والأخر الملح NaF ؛ وبذلك يكون F^- الأيون المشترك في المحلول ، وإن إضافة الملح NaF إلى محلول الحمض الضعيف HF تؤدي إلى زيادة تركيز الأيون المشترك في المحلول ، وفقا لمبدأ لوتشاتيلييه فإن موضع الإتزان يُزاح إلى جهة اليسار (جهة المواد المتفاعلة) مما يزيد من تركيز الحمض HF ويقلّل من تأينه ، كما أنه يقلل من تركيز أيونات H_3O^+ ويزيد من الرقم الهيدروجيني للمحلول ، وبذلك يكون تأثير الأيون المشترك قاعدياً .

إستنتاج :

إضافة أيون مشترك إلى محلول حمض ضعيف يؤدي إلى :



مثال 38 (كتاب) :

احسب التغير في الرقم الهيدروجيني لمحلول الحمض الضعيف CH_3COOH الذي تركيزه (0.1 M) ورقمه الهيدروجيني PH = 2.9 ، إذا أضيف إلى لتر منه (0.2 mol) من ملح إيثانوات الصوديوم CH_3COONa علماً بأن :

$Ka = 1.7 \times 10^{-5}$

$PH_1 = 2.9$ (قبل إضافة الملح)

(أهمل التغير في الحجم)

الحل :

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

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

الأيون المشترك CH_3COO^- ينتج من تأين الحمض CH_3COOH والملح CH_3COONa ونظراً إلى أن ثابت تأين الحمض صغير جداً فإن تركيز أيونات CH_3COO^- الناتج من تأين الحمض يكون صغير جداً ويجري إهماله وعَدّ الملح المصدر الرئيسي لهذه الأيونات ومن ثَمّ فإنّ تركيز الأيون المشترك CH_3COO^- يكون مساوياً لتركيز الملح CH_3COONa في المحلول ؛ أي أنّ :

$[CH_3COO^-] = [CH_3COONa] = 0.2\ M$

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

القادم من الملح

$$1.7\times 10^{-5} = \frac{[H_3O^+]\ [0.2]}{0.1}$$

$[H_3O^+] = 0.85 \times 10^{-5}\ M$

$PH_2 = - \log 0.85 \times 10^{-5}$

$PH_2 = 5 - (- 0.07) = 5.07$

$\Delta PH = PH_2 - PH_1$

$\Delta PH = 5.07 - 2.9 = 2.17$

وهذا ما يشير إلى حدوث زيادة في الرقم الهيدروجيني بمقدار 2.17 بسبب إضافة الأيون المشترك إلى محلول الحمض .

مثال 39 (كتاب) :

احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول مكون من الحمض HNO_2 تركيزه (0.085 M) والملح KNO_2 تركيزه (0.1 M) علماً بأن :

$Ka = 4.5 \times 10^{-4}$ / $\log 3.825 = 0.58$

المطلوب حساب PH_2 ؟ (أهمل التغير في الحجم)

الحل :

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

$$KNO_2 \xrightarrow{H_2O} NO_2^- + K^+$$

$$Ka = \frac{[H_3O^+]\ [\text{الملح}]}{[\text{الحمض}]}$$

$$4.5\times 10^{-4} = \frac{[H_3O^+]\ (0.1)}{0.085}$$

$[H_3O^+] = 3.825 \times 10^{-4}\ M$

$PH_2 = - \log [H_3O^+]$

$PH_2 = - \log 3.825 \times 10^{-4}$

$PH_2 = 4 - 0.58 = 3.42$

مثال 40 (كتاب) :

احسب التغير في الرقم الهيدروجيني PH لمحلول حمض H_2SO_3 الذي تركيزه (0.2 M) وحجمه (400 ml) إذا أضيف إليه 0.2 mol من الملح $NaHSO_3$ ؟

$Ka = 1.3 \times 10^{-2}$

(أهمل التغير في الحجم)

الحل : نحسب PH_1

$$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{[H_2SO_3]}$$

$$1.3 \times 10^{-2} = \frac{[H_3O^+]^2}{0.2}$$

$$[H_3O^+]_1 = 0.5 \times 10^{-1} = 5 \times 10^{-2} M$$

$$PH_1 = - \log [H_3O^+]$$

$$PH_1 = - \log 5 \times 10^{-2}$$

$$PH_1 = 2 - 0.7 = 1.3$$

نحسب PH_2

$$[\text{ ملح }] = \frac{n}{V} = \frac{0.2 \text{ mol}}{0.4 \text{ L}} = 0.5 \text{ M}$$

$$Ka = \frac{[H_3O^+][\text{ ملح }]}{[\text{ حمض }]}$$

$$1.3 \times 10^{-2} = \frac{[H_3O^+][0.5]}{0.2}$$

$$[H_3O^+]_2 = 0.52 \times 10^{-2} = 5.2 \times 10^{-3} M$$

$$PH_2 = - \log 5.3 \times 10^{-3} = 3 - 0.7 = 2.3$$

التغير في قيمة PH

$$\Delta PH = PH_2 - PH_1$$

$$\Delta PH = 2.3 - 1.3 = 1$$

زاد PH بمقدار 1

الأثر الحمضي للأيون المشترك :

تتأين القواعد الضعيفة جزئياً في الماء فينتج أيونات الهيدروكسيد OH^- وأيونات أخرى موجبة وتكون تراكيز الأيونات الناتجة في حالة إتزان مع جزيئات القاعدة غير المتأينة في المحلول . فمثلاً تتأين الأمونيا NH_3 كما في المعادلة الآتية :

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

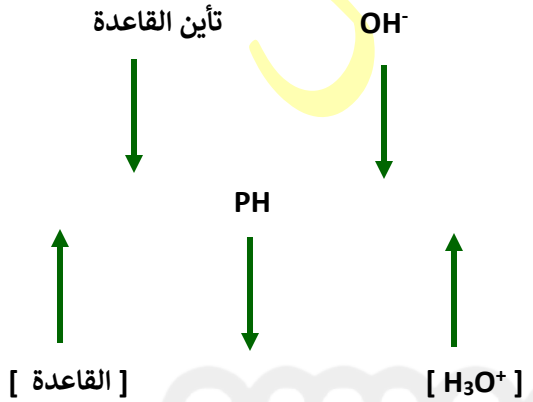
وعند إضافة ملح مثل كلوريد الأمونيوم NH_4Cl إلى محلول القاعدة يتأين كلياً

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

يتضح من المعادلتين السابقتين أن هناك مصدرين للأيون NH_4^+ أحدهما القاعدة NH_3 والأخر الملح NH_4Cl وبذلك يكون NH_4^+ الأيون المشترك في المحلول ، وعند إضافة الملح NH_4Cl إلى محلول القاعدة الضعيفة NH_3 يزداد تركيز الأيون المشترك ، وفقاً لمبدأ لوتشاتيلييه فأن موضع الإتزان يزاح إلى جهة اليسار (جهة المواد المتفاعلة) ما يزيد من تركيز القاعدة الضعيفة NH_3 ويقلل من تأينها ويقلل في الوقت نفسه من تركيز أيونات OH^- ومن ثم يزداد تركيز أيونات H_3O^+ ويقل الرقم الهيدروجيني PH للمحلول ويكون تأثير الأيون المشترك حمضياً .

استنتاج :

إضافة أيون مشترك لمحلول القاعدة الضعيفة يؤدي إلى :



مثال 41 (كتاب) :

احسب التغير في الرقم الهيدروجيني PH لمحلول الأمونيا NH_3 الذي حجمه (1 L) وتركيزه (0.1 M) ورقمه الهيدروجيني PH يساوي 11 ، وإذا أضيف إليه (0.2 mol) من ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl علماً بأن :

$Kb = 1.8 \times 10^{-5}$

$Log\ 1.1 = 0.04$

الحل : $PH_1 = 11$

نحسب PH_2

$$[NH_4Cl] = [NH_4^+] = \frac{n}{V} = \frac{0.2\ mol}{1\ L} = 0.2\ M$$

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

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{[OH^-] [0.2]}{0.1}$$

$$[OH^-]_2 = 0.9 \times 10^{-5}\ M$$

$$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.9 \times 10^{-5}} = 1.1 \times 10^{-9}\ M$$

$$PH_2 = - \log [H_3O^+]$$

$$PH_2 = - \log 1.1 \times 10^{-9}$$

$$PH_2 = 9 - 0.04 = 8.96$$

التغير في قيمة PH

$$\Delta PH = PH_2 - PH_1$$

$$\Delta PH = 8.96 - 11 = -2.04$$

تشير الإشارة السالبة لتغير الرقم الهيدروجيني إلى نقص قيمة PH.

مثال 42 (كتاب) :

احسب عدد مولات الملح CH_3NH_3Br اللازم إضافتها إلى 400 ml من محلول القاعدة CH_3NH_2 وتركيزها 0.1 M ليصبح رقمها الهيدروجيني 10.5 ، علماً بأن :

$Kb = 4.4 \times 10^{-4}$

$Log\ 3.2 = 0.5$

الحل :

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

$$CH_3NH_3Br \xrightarrow{H_2O} CH_3NH_3^+ + Br^-$$

$PH_2 = 10.5$

$$[H_3O^+]_2 = 10^{-PH}$$

$$= 10^{-10.5} = 10^{(-10.5+11)-11}$$

$$= 10^{0.5} \times 10^{-11} = 3.2 \times 10^{-11}\ M$$

$$[OH^-]_2 = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{3.2 \times 10^{-11}} = 3.1 \times 10^{-4}\ M$$

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

من الملح

$$4.4 \times 10^{-4} = \frac{3.1 \times 10^{-4} \times [\text{ملح}]}{0.1}$$

$$[\text{ملح}] = 0.142\ M$$

$$M = \frac{n}{V} \longleftrightarrow n = 0.142 \times 0.4\ L = 0.057\ mol$$

مثال 43 (كتاب) :

احسب الرقم الهيدروجيني PH لمحلول القاعدة C_5H_5N تركيزها 0.2 M عند إضافة 0.2 mol من الملح C_5H_5NHCl إلى (600 ml) من المحلول علماً بأن :

$Kb = 1.4 \times 10^{-9}$ / $\log 1.17 = 0.07$

الحل :

المطلوب حساب PH_2

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

$$C_5H_5NHCl \xrightarrow{H_2O} C_5H_5NH^+ + Cl^-$$

$$[\text{ ملح }] = \frac{n}{V} = \frac{0.2}{0.6} = 0.33\ M$$

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

$$1.4\times 10^{-9} = \frac{[OH^-][0.33]}{0.2}$$

$$[OH^-]_2 = 0.85 \times 10^{-9}\ M$$

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.85\times 10^{-9}}$$

$$[H_3O^+]_2 = 1.17 \times 10^{-5}\ M$$

$$PH_2 = -\log [H_3O^+]$$

$$PH_2 = -\log 1.17 \times 10^{-5}$$

$$PH_2 = 5 - 0.07 = 4.93$$

ملاحظات هامة :

- إضافة (بلورات / محلول) ملح حمضي إلى محلول قاعدة ضعيفة يعمل على تقليل قيمة PH .
- إضافة (بلورات / محلول) ملح قاعدي إلى محلول حمض ضعيف يعمل على زيارة قيمة PH .
- إضافة بلورات ملح متعادل إلى أي محلول لا تؤثر على قيمة PH
- إضافة محلول ملح متعادل يعمل على :

أ) تقليل قيمة PH عند إضافته لمحلول قاعدة ضعيفة لأنه يخفف المحلول .

ب) زيادة قيمة PH عند إضافته لمحلول حمض ضعيف لأنه يخفف المحلول .

- فيما يتعلق بإضافة الماء النقي إلى المحاليل (تخفيف المحاليل) :

أ) إضافة ماء نقي إلى محلول حمضي يزيد قيمة PH لأن $[H_3O^+]$ يقل .

ب) إضافة ماء نقي إلى محلول قاعدي يقلل قيمة PH لأن $[OH^-]$ يقل .

ج) إضافة ماء نقي إلى محلول مكون (حمض ضعيف وملحه) لا يؤثر في قيمة PH لأن النسبة بين تركيز الحمض الضعيف وملحه تبقى ثابتة .

د) إضافة ماء نقي إلى محلول مكون من (قاعدة ضعيفة وملحها) لا يؤثر في قيمة PH لأن النسبة بين تركيز القاعدةالضعيفة وملحها تبقى ثابتة .

- فيما يتعلق بالأسئلة الحسابية في درس الأيون المشترك :

1. إذا طلب السؤال إيجاد التغير في قيمة PH نحسب PH_1 قبل إضافة الملح

$$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{[\text{الحمض الضعيف}]}$$

أو

$$Kb = \frac{[OH^-]^2}{[\text{القاعدة}]}$$

نحسب PH_2 بعد إضافة الملح :

$$Ka = \frac{[H_3O^+][\text{الملح}]}{[\text{الحمض الضعيف}]}$$

أو

$$Kb = \frac{[OH^-][\text{الملح}]}{[\text{القاعدة}]}$$

ثم نحسب

$$\Delta PH = PH_2 - PH_1$$

2. إيجاد (تركيز الملح المضاف ، عدد مولات الملح ، كتلة الملح ، الكتلة المولية للملح ، الحجم) ، يلزم وجود PH_2 في السؤال ثم نطبق القانون بعد إضافة الملح

$$Ka = \frac{[H_3O^+][\text{ملح}]}{[\text{الحمض}]}$$

أو

$$Kb = \frac{[OH^-][\text{ملح}]}{[\text{قاعدة}]}$$

3. إذا ورد في السؤال (فتغيرت قيمة PH بمقدار .....) هنا كلمة تغيرت تحتمل (زادت أو نقصت) حسب الملح المضاف :

إذا كان الملح المضاف قاعديا ⟵ تغيرت (زادت)

إذا كان الملح المضاف حمضياً ⟵ تغيرت (نقصت)

الأسئلة الإضافية :

سؤال إضافي 1 : أتوقع ما يحدث لقيمة PH في الحالات الآتية (تقل ، تزداد ، تبقى ثابتة) (أهمل التغير في الحجم) :

أ) إضافة كمية قليلة من بلورات الملح $NaHCO_3$ إلى 500ml من محلول الحمض H_2CO_3 .

ب) إضافة كمية قليلة من بلورات الملح $N_2H_5NO_3$ إلى 500 ml من محلول القاعدة N_2H_4 .

ج) إضافة كمية قليلة من بلورات الملح LiCl إلى 500ml من محلول الحمض HCl .

سؤال إضافي 2 : كم غراماً من NH_4Cl يجب إضافتها إلى (500ml) من محلول (0.1 M) NH_3 لينتج محلول PH له (9) ، علماً بأن :

$Kb = 1.8 \times 10^{-5}$

ك . م $NH_4Cl = 53.5$

سؤال إضافي 3 : محلول يتكوّن من الحمض الضعيف HCN وملح KCN بالتركيز نفسه احسب PH . 1 المحلول ؟

2. $PH = 10$ ؟ لتصبح $\frac{[\text{حمض}]}{[\text{ملح}]}$

علماً بأن : $\log 5 = 0.7$

$Ka = 5 \times 10^{-10}$

سؤال إضافي 4 : محلول مكون من الحمض الضعيف H_2X والملح NaHX والنسبة بينهما 4 : 3، وإذا علمت أن ($Ka = 4 \times 10^{-7}$) وأن مقدار التغير في قيمة PH عند إضافة الملح (2.5) أجب عما يأتي :

1. ما صيغة الأيون المشترك ؟
2. احسب PH للمحلول علماً بأن $\log 3 = 0.5$ ؟
3. احسب تركيز الحمض ؟

سؤال إضافي 5 : محلول حجمه 2L يتكوّن من (0.1M) من حمض RCOOH ورقمه الهيدروجيني PH = 4 أضيفت إليه كمية من الملح RCOONa فتغيرت قيمة PH بمقدار 1.5 درجة احسب عدد مولات الملح المضاف ، علماً بأن : log3= 0.5 ؟

سؤال إضافي 6 : احسب كتلة الملح KNO_2 اللازم إضافتها إلى (400ml) من محلول HNO_2 تركيزه 0.02M لتصبح قيمة PH للمحلول (3.52) علماً بأن : log 3 = 0.48 ك.م KNO_2 = 85 g/mol ، $Ka = 4.5 \times 10^{-4}$ ؟

سؤال إضافي 7 : احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول مكون من الحمض HClO والملح NaOCl بالتركيز نفسه علماً بأن :
$Ka = 3.5 \times 10^{-8}$
Log 3.5 = 0.45

سؤال إضافي 8 : محلول N_2H_4 تركيزه (0.01 M) وقيمة ($Kb = 1 \times 10^{-6}$) ، أضيفت له بلورات الملح N_2H_5Cl بتركيز (0.005 M) مفترضاً أن حجم المحلول بقي ثابتاً .
(log5=0.7)
أ) ما صيغة الأيون المشترك ؟
ب) احسب قيمة التغير في PH المحلول ؟

سؤال إضافي 9 : كم غراماً من HCOONa يجب إضافتها إلى (500ml) من محلول (0.01 M) من الحمض HCOOH ليتغير رقمه الهيدروجيني بمقدار (2) علماً بأن الكتلة المولية لـِ HCOONa = (68 g/mol) / $Ka = 1 \times 10^{-4}$ ؟

سؤال إضافي 10 : PH لمحلول الحمض HA تركيزه (0.05M) تساوي (3) وعند إضافة (1.19 g) من الملح KA إلى لتر من المحلول السابق تغيرت PH بمقدار (1) ، احسب الكتلة المولية للملح KA ؟

سؤال إضافي 11 : تم تحضير محلول مكون من الحمض الضعيف HF والملح KF بالتركيز نفسه فإذا علمت أن PH للمحلول الناتج (3.14) احسب قيمة Ka للحمض HF
Log7.2 = 0.86 ؟

سؤال إضافي 12 : تم تحضير محلول مكون من القاعدة NH_3 والملح NH_4NO_3 بالتركيز نفسه ، فإذا علمت أن PH للمحلول تساوي (9.3) احسب قيمة Kb للقاعدة NH_3
Log 5 = 0.7

سؤال إضافي 13 : ما التغير الذي يحدث لقيمة PH لمحلول NH_3 (0.05 M) عندما يذاب فيه كمية من ملح NH_4Br تركيزه (0.05 M) علماً بأن :
$Kb(NH_3) = 2 \times 10^{-5}$ / log5 = 0.7

سؤال إضافي 14 : PH لمحلول القاعدة الضعيفة B تركيزها (0.01 M) يساوي (9) وعند إضافة (0.685 g) من الملح BHCl إلى لتر من المحلول السابق تغيرت PH بمقدار (3) ، احسب الكتلة المولية للملح BHCl ؟

سؤال إضافي 15 : احسب PH لمحلول حجمه (1 لتر) مكوّن من حمض CH_3COOH بتركيز (0.8 M) ($Ka = 1.8 \times 10^{-5}$) وملح الحمض CH_3COONa بتركيز (0.8 M)
(log 1.8 = 0.26)

سؤال إضافي 16 : محلول حجمه (0.5 L) من الحمض الضعيف HX بتركيز (0.1 M) و [H_3O^+] يساوي (8×10^{-3} M) اضيف إليه (0.32mol) من الملح NaX احسب PH للمحلول الناتج ؟

سؤال إضافي 17 : تم تحضير محلول من الحمض الضعيف HF والملح KF بحيث تكون نسبة تراكيزها (1 : 2) على الترتيب ، فإذا كان $Ka = 7 \times 10^{-4}$ ؟
1. احسب [H_3O^+] في المحلول ؟
2. ما صيغة الأيون المشترك ؟

3. احسب قيمة النسبة $\frac{[\text{ ملح }]}{[\text{ حمض }]}$ لتصبح PH =4 ؟

4. ما طبيعة محلول الملح KF ؟
5. ما التغير الذي يحدث لقيمة PH المحلول السابق عند إضافة لتر ماء إليه .

سؤال إضافي 18 : محلول مكون من الحمض الضعيف HNO_2 والملح $LiNO_2$ وكانت PH للمحلول تساوي (5.52) وكان تركيز الحمض (3) أضعاف تركيز الملح ، احسب Ka الحمض علماً بأن : log3 = 0.48

سؤال إضافي 19 : محلول مكوّن من CH_3NH_2 والملح CH_3NH_3Cl PH له (9) ، وكان تركيز القاعدة (5) أضعاف تركيز الملح احسب Kb القاعدة ؟

سؤال إضافي 20 : محلول حجمه (1 L) من القاعدة الضعيفة B تركيزها (0.1 M) ، PH لها = 11 ، أضيف إليها الملح $BHNO_3$ فأصبحت PH للمحلول تساوي (9) :

1. أكتب صيغة الأيون المشترك ؟
2. احسب قيمة Kb القاعدة ؟
3. احسب تركيز الملح المضاف ؟

سؤال إضافي 21 : محلول يتكون من القاعدة NH_3 أضيف إليه بلورات من الملح NH_4Br فتغيرت PH بمقدار (2) وأصبح الرقم الهيدروجيني للمحلول الناتج = 8 ، احسب تركيز الملح المضاف ؟

سؤال إضافي 22 : محلول يتكون من الحمض HF الرقم الهيدروجيني PH له يساوي (4) أضيف إليه الملح NaF فتغيرت PH بمقدار (2) احسب تركيز الملح NaF ؟

سؤال إضافي 23 : محلول يتكون من القاعدة NH_3 أضيفت إليه الملح NH_4Cl (0.1 M) فأصبحت PH تساوي 9 احسب قيمة PH للقاعدة قبل إضافة الملح ؟

سؤال إضافي 24 : محلول يتكون من الحمض HNO_2 ، PH له (3) أضيف إليه الملح KNO_2 (0.01M) احسب PH للمحلول الناتج ؟

سؤال إضافي 25 : محلول يتكون من القاعدة X تركيز H_3O^+ فيها (4×10^{-11} M) احسب كتلة الملح XHCl اللازم إضافتها إلى (500 ml) من محلول (1 M) من القاعدة X لتتغير PH بمقدار (1.4) ، (log 2.5 = 0.4 / log 4 = 0.6) الكتلة المولية للملح XHCl (40 g /mol)

سؤال إضافي 26 : محلول حمض الميثانويك HCOOH حجمه (500 ml) وتركيزه (0.5 M) أضيفت إليه بلورات من ملح ميثانوات الصوديوم HCOONa كتلته المولية (68 g/mol) فتغيرت PH بمقدار (2) فإذا علمت أن : ($Ka = 2 \times 10^{-4}$) ، احسب كتلة بلورات الملح المضافة (أهمل التغير في الحجم) .

حل الأسئلة الإضافية :

سؤال 1 :

أ) تزداد

ب) تقل

ج) تبقى ثابتة

سؤال 2 :

$PH_2 = 9 \longrightarrow [H_3O^+] = 10^{-9}\ M$

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

$Kb = \frac{[OH^-][NH_4Cl]}{[NH_3]}$

$1.8\times 10^{-5} = \frac{1\times 10^{-5}\ [NH_4Cl]}{0.1}$

$[NH_4Cl] = 0.18\ M$

$M = \frac{n}{V} \longrightarrow 0.18 = \frac{n}{0.5\ L}$

$n = 0.09\ mol$

$n = \frac{m}{Mr} \longrightarrow m = 0.09 \times 53.5 = 4.82\ g$

سؤال 3 :

.1

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

لأن الملح والحمض بنفس التركيز

$Ka = [H_3O^+]$

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

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

$PH = -\log 5\times 10^{-10} = 10 - 0.7 = 9.3$

.2

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

$5\times 10^{-10} = \frac{1\times 10^{-10} \times [KCN]}{[HCN]}$

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

لكن :

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

سؤال 4 : أ) HX^-

ب)

$$Ka = \frac{[H_3O^+][NaHX]}{[H_2X]}$$

$$4\times 10^{-7} = \frac{[H_3O^+]\times 4}{3}$$

$$[H_3O^+] = 3\times 10^{-7}\ M$$

$$PH_2 = -\log 3\times 10^{-7}$$

$$PH_2 = 7 - 0.5 = 6.5$$

ج) $\Delta PH = +2.5$

$$\Delta PH = PH_2 - PH_1$$

$$+2.5 = 6.5 - PH_1$$

$PH_1 = 4 \longleftrightarrow [H_3O^+]_1 = 1\times 10^{-4}\ M$

$$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{[H_2X]}$$

$$4\times 10^{-7} = \frac{(1\times 10^{-4})^2}{[H_2X]}$$

$$[H_2X] = \frac{1\times 10^{-8}}{4\times 10^{-7}} = 0.25\times 10^{-1}\ M$$

سؤال 5 :

$PH_1 = 4$

$\Delta PH = +1.5$ لأن الملح قاعدي

$$\Delta PH = PH_2 - PH_1$$

$$1.5 = PH_2 - 4$$

$$PH_2 = 5.5$$

$$[H_3O^+]_2 = 10^{-5.5}$$

$$[H_3O^+]_2 = 10^{(-5.5+6)-6}$$

$$[H_3O^+]_2 = 10^{0.5}\times 10^{-6} = 3\times 10^{-6}\ M$$

نحسب Ka :

$PH_1 = 4 \longleftrightarrow [H_3O^+]_1 = 10^{-4}\ M$

$$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{[RCOOH]} = \frac{1\times 10^{-8}}{0.1} = 1\times 10^{-7}$$

بعد إضافة الملح :

$$Ka = \frac{[H_3O^+]_2 \times [RCOONa]}{[RCOOH]}$$

$$1\times 10^{-7} = \frac{3\times 10^{-6}\ [\text{الملح}]}{0.1}$$

$$[\text{الملح}] = \frac{1\times 10^{-8}}{3\times 10^{-6}} = 0.33\times 10^{-2}\ M$$

$$M = \frac{n}{V}$$

$$0.33\times 10^{-2} = \frac{n}{2L}$$

$$n = 0.66\times 10^{-2}\ mol$$

سؤال 6 :

$PH_2 = 3.52$

$[H_3O^+]_2 = 10^{-PH}$

$= 10^{-3.52}$

$= 10^{(-3.52+4)-4}$

$= 10^{0.48} \times 10^{-4}$

$[H_3O^+] = 3\times 10^{-4}$ M

$Ka = \dfrac{[H_3O^+][KNO_2]}{[HNO_2]}$

$4.5\times 10^{-4} = \dfrac{3\times 10^{-4}[KNO_2]}{0.02}$

$[KNO_2] = 0.03$ M

$M = \dfrac{n}{V}$

$0.03 = \dfrac{n}{0.4\ L}$

$n = 0.012$ mol

$n = \dfrac{m}{Mr}$

$m = 0.012 \times 85 = 1.02$ g

سؤال 7 :

$Ka = \dfrac{[H_3O^+][NaOCl]}{[HClO]}$

$Ka = [H_3O^+]$

3.5×10^{-8} M $= [H_3O^+]$

$PH = -\log 3.5\times 10^{-8} = 8 - 0.45 = 7.55$

سؤال 8 :

أ) $N_2H_5^+$

ب) نحسب PH_1

$Kb = \dfrac{[OH^-]^2}{[N_2H_4]}$

$1\times 10^{-6} = \dfrac{[OH^-]^2}{0.01}$

$[OH^-] = 1\times 10^{-4}$ M

$[H_3O^+]_1 = \dfrac{1\times 10^{-14}}{1\times 10^{-4}} = 1\times 10^{-10}$ M

$PH_1 = -\log 1\times 10^{-10} = 10$

نحسب PH_2

$Kb = \dfrac{[OH^-][N_2H_5Cl]}{[N_2H_4]}$

$1\times 10^{-6} = \dfrac{[OH^-]\times 0.005}{0.01}$

$[OH^-]_2 = \dfrac{1\times 10^{-8}}{5\times 10^{-3}} = 2\times 10^{-6}$ M

$[H_3O^+] = \dfrac{1\times 10^{-14}}{2\times 10^{-6}} = 5\times 10^{-9}$ M

$PH_2 = -\log 5\times 10^{-9} = 9 - 0.7 = 8.3$

$\Delta PH = PH_2 - PH_1$

$\Delta PH = 8.3 - 10 = -1.7$

الإشارة السالبة تعني نقصان PH

سؤال 9 : نحسب PH_1

$$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{[HCOOH]}$$

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

$[H_3O^+]_1 = 1\times 10^{-3} \longleftrightarrow PH_1 = 3$

Δ PH (+2) لأن الملح قاعدي

$\Delta PH = PH_2 - PH_1$

$+2 = PH_2 - 3$

$PH_2 = 5 \longleftrightarrow [H_3O^+]_2 = 10^{-5}$

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

$$1\times 10^{-4} = \frac{10^{-5}\,[HCOONa]}{1\times 10^{-2}}$$

$[HCOONa] = 0.1\ M$

$$M = \frac{n}{V}$$

$0.1 = \frac{n}{0.5} \longleftrightarrow n = 0.05\ mol$

$$n = \frac{m}{Mr}$$

$m = 0.05 \times 68 = 3.4\ g$

سؤال 10 :

$PH_1 = 3 \longleftrightarrow [H_3O^+] = 10^{-3}\ M$

$\Delta PH = +1$ لأن الملح قاعدي

$\Delta PH = PH_2 - PH_1$

$1 = PH_2 - 3$

$PH_2 = 4 \longleftrightarrow [H_3O^+]_2 = 10^{-4}$

Ka قبل الملح = Ka بعد الملح

$$\frac{[H_3O^+]_2\,[KA]}{[HA]} = \frac{[H_3O^+]^2}{[HA]}$$

المقامات متساوية لذلك نختصرها :

$10^{-4}\,[KA] = (10^{-3})^2$

$[KA] = 0.01\ M$

$$M = \frac{n}{v}$$

$$0.01 = \frac{n}{1}$$

$n = 0.01\ mol$

$$n = \frac{m}{Mr}$$

$$0.01 = \frac{1.19\ g}{Mr}$$

$$Mr = \frac{1.19}{0.01} = 119\ g/mol$$

سؤال 11 :

$PH_2 = 3.14$

$[H_3O^+]_2 = 10^{-3.14}$

$= 10^{(-3.14+4)-4}$

$= 10^{0.86} \times 10^{-4} = 7.2 \times 10^{-4}$ M

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

لكن الملح والحمض بنفس التركيز

$Ka = [H_3O^+] = 7.2 \times 10^{-4}$

سؤال 12 :

$PH_2 = 9.3$

$[H_3O^+]_2 = 10^{-9.3} = 10^{(-9.3+10)-10}$

$[H_3O^+]_2 = 5 \times 10^{-10}$ M

$[OH^-]_2 = \frac{1 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-10}} = 2 \times 10^{-5}$

$Kb = \frac{[OH^-][NH_4NO_3]}{[NH_3]}$

لكن الملح والقاعدة بنفس التركيز

$Kb = [OH^-] = 2 \times 10^{-5}$

سؤال 13 : نحسب PH_1

$Kb = \frac{[OH^-]^2}{[NH_3]}$

$2 \times 10^{-5} = \frac{[OH^-]^2}{0.05}$

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

$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-11}$ M

$PH_1 = 11$

نحسب PH_2

$Kb = \frac{[OH^-][NH_4Br]}{[NH_3]}$

$2 \times 10^{-5} = \frac{[OH^-] \times 0.05}{0.05}$

$[OH^-]_2 = 2 \times 10^{-5}$ M

$[H_3O^+]_2 = 5 \times 10^{-10}$ M

$PH_2 = -\log 5 \times 10^{-10} = 10 - 0.7 = 9.3$

$\Delta PH = PH_2 - PH_1$

$\Delta PH = 9.3 - 11$

$\Delta PH = -1.7$

إشارة السالب يعني نقصان PH

سؤال 14 :

$PH_1 = 9 \longleftarrow [OH^-] = 10^{-5}\ M$

$PH_2 = 6$

$[H_3O^+]_2 = 10^{-6}\ M$

$[OH^-]_2 = 10^{-8}\ M$

Kb قبل الملح = Kb بعد الملح

$$\frac{[OH^-][BHCl]}{[B]} = \frac{[OH^-]_1^2}{[B]}$$

نختصر المقامات لأنها متساوية :

$1\times 10^{-8}\ [BHCl] = (1\times 10^{-5})^2$

$[BHCl] = 1\times 10^{-2}\ M$

$$M = \frac{n}{V}$$

$n = 1\times 10^{-2} \times 1 = 1\times 10^{-2}\ mol$

$$n = \frac{m}{Mr}$$

$$1\times 10^{-2} = \frac{0.685\ g}{Mr}$$

$$Mr = \frac{685\times 10^{-3}}{1\times 10^{-2}} = 68.5\ g/mol$$

سؤال 15 :

$$Ka = \frac{[H_3O^+][CH_3COONa]}{[CH_3COOH]}$$

$$1.8\times 10^{-5} = \frac{[H_3O^+]\times(0.8)}{0.8}$$

$[H_3O^+] = 1.8\times 10^{-5}\ M$

$PH = -\log 1.8\times 10^{-5} = 5 - 0.26 = 4.74$

سؤال 16 :

$$[NaX] = \frac{n}{V} = \frac{0.32\ mol}{0.5\ L} = 64\times 10^{-2}\ M$$

نحسب Ka :

$$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{[HX]} = \frac{(8\times 10^{-3})^2}{0.1} = 64\times 10^{-5}$$

$$Ka = \frac{[H_3O^+]_2[NaX]}{[HX]}$$

$$64\times 10^{-5} = \frac{[H_3O^+]_2\times 64\times 10^{-2}}{0.1}$$

$[H_3O^+]_2 = 1\times 10^{-4}\ M$

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

$= -\log 1\times 10^{-4} = 4$

سؤال 17 :

.1

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

$$7\times10^{-4} = \frac{[H_3O^+]\times 2}{1}$$

$$[H_3O^+] = 3.5\times10^{-4}\ M$$

.2 F^-

.3

$PH = 4 \longleftrightarrow [H_3O^+] = 10^{-4}\ M$

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

$$7\times10^{-4} = \frac{10^{-4}[KF]}{[HF]}$$

$$7 = \frac{[KF]}{[HF]}$$

.4 قاعدي

.5 تبقى ثابتة .

سؤال 18 :

$PH_2 = 5.52$

$[H_3O^+] = 10^{-PH} = 10^{-5.52} = 3\times10^{-6}\ M$

$$Ka = \frac{[H_3O^+][\text{ملح}]}{[\text{حمض}]}$$

$$Ka = \frac{3\times10^{-6}\times 1}{3} = 1\times10^{-6}$$

سؤال 19 :

$PH_2 = 9 \longleftrightarrow [H_3O^+] = 10^{-9}\ M$

$$[OH^-] = \frac{1\times10^{-14}}{1\times10^{-9}} = 1\times10^{-5}\ M$$

$$Kb = \frac{[OH^-][\text{ملح}]}{[\text{القاعدة}]}$$

$$Kb = \frac{1\times10^{-5}\times 1}{5} = 2\times10^{-6}$$

سؤال 20 :

.1 BH^+

.2

$PH_1 = 11 \longleftrightarrow [H_3O^+]_1 = 10^{-11}\ M$

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

$$Kb = \frac{[OH^-]^2}{[B]} = \frac{1\times10^{-6}}{0.1} = 1\times10^{-5}$$

.3

$$Kb = \frac{[OH^-]_2\times[\text{ملح}]}{[B]}$$

$$Kb = \frac{10^{-5}\times[\text{ملح}]}{0.1}$$

$$1\times10^{-5} = \frac{10^{-5}\times[\text{ملح}]}{0.1}$$

$[\text{ملح}] = 0.1\ M$

$PH = 9$

$[H_3O^+]_2 = 10^{-9}$

$[OH^-]_2 = 10^{-5}$

سؤال 21 :

لأن الملح حمضي $\quad \Delta PH = (-2)$

$PH_2 = 8$

$\Delta PH = PH_2 - PH_1$

$-2 = 8 - PH_1$

$PH_1 = 10$

$PH_1 = 10 \longleftrightarrow [H_3O^+]_1 = 10^{-10}$

$[OH^-]_1 = 10^{-4}\ M$

$PH_2 = 8 \longleftrightarrow [H_3O^+]_2 = 10^{-8}$

$[OH^-]_2 = 10^{-6}\ M$

Kb قبل الملح $=$ Kb بعد الملح

$$\frac{[OH^-]_2\,[\text{ملح}]}{[NH_3]} = \frac{[OH^-]_1^2}{[NH_3]}$$

نختصر المقامات لأنها متساوية :

$(1\times 10^{-6}) \times [\text{ملح}] = (1\times 10^{-4})^2$

$[\text{ملح}] = 1\times 10^{-2}\ M$

سؤال 22 :

$PH_1 = 4$

$\Delta PH = (+2)$ لأن الملح قاعدي

$\Delta PH = PH_2 - PH_1$

$+2 = PH_2 - 4$

$PH_2 = 6$

$PH_1 = 4 \longleftrightarrow [H_3O^+]_1 = 10^{-4}\ M$

$PH_2 = 6 \longleftrightarrow [H_3O^+]_2 = 10^{-6}\ M$

Ka قبل الملح $=$ Ka بعد الملح

$$\frac{[H_3O^+]_2\,[NaF]}{[HF]} = \frac{[H_3O^+]_1^2}{[HF]}$$

نختصر المقامات لأنها متساوية :

$1\times 10^{-6} \times [NaF] = (1\times 10^{-4})^2$

$[NaF] = 1\times 10^{-2}\ M$

سؤال 23 :

$PH_2 = 9$

$[H_3O^+]_2 = 10^{-9} \longleftrightarrow [OH^-]_2 = 10^{-5}\ M$

Kb قبل الملح $=$ Kb بعد الملح

$$\frac{[OH^-]_2\,[NH_4Cl]}{[NH_3]} = \frac{[OH^-]_1^2}{[NH_3]}$$

نختصر المقامات

$10^{-5} \times 0.1 = [OH^-]_1^2$

$1\times 10^{-6} = [OH^-]_1^2$

$[OH^-]_1 = 1\times 10^{-3}\ M$

$$[H_3O^+]_1 = \frac{1\times 10^{-14}}{1\times 10^{-3}} = 1\times 10^{-11}\ M$$

$PH_1 = -\log [H_3O^+]$

$PH_1 = -\log 1\times 10^{-11} = 11$

$$Kb = \frac{[OH^-][XHCl]}{[X]}$$

$$6.25\times 10^{-8} = \frac{10^{-5}\times [XHCl]}{1}$$

$$[XHCl] = 6.25\times 10^{-3}\ M$$

$$M = \frac{n}{V}$$

$$6.25\times 10^{-3} = \frac{n}{0.5\ L}$$

$$n = 3.125\times 10^{-3}\ mol$$

$$n = \frac{m}{Mr}$$

$$3.125\times 10^{-3} = \frac{m}{40}$$

$$m = 3.125\times 10^{-3}\times 40 = 0.125\ g$$

سؤال 24 :

$$PH_1 = 3 \longleftrightarrow [H_3O^+]_1 = 10^{-3}\ M$$

Ka قبل الملح = Ka بعد الملح

$$\frac{[H_3O^+]_2[KNO_2]}{[HNO_2]} = \frac{[H_3O^+]_1^2}{[HNO_2]}$$

$$[H_3O^+]_2 \times 0.01 = 1\times 10^{-6}$$

$$[H_3O^+]_2 = 1\times 10^{-4}\ M$$

$$PH_2 = -\log 1\times 10^{-4} = 4$$

سؤال 25 : نحسب PH_1

$$PH_1 = -\log [H_3O^+]$$

$$PH_1 = -\log 4\times 10^{-11} = 11 - 0.6 = 10.4$$

نحسب Kb :

$$[OH^-]_1 = \frac{1\times 10^{-14}}{4\times 10^{-11}} = 2.5\times 10^{-4}\ M$$

$$Kb = \frac{[OH^-]^2}{[X]} = \frac{(2.5\times 10^{-4})^2}{1}$$

$$Kb = 6.25\times 10^{-8}$$

$$\Delta PH = PH_2 - PH_1$$

$$-1.4 = PH_2 - 10.4$$

$$PH_2 = 9$$

$$[H_3O^+]_2 = 10^{-9}\ M$$

$$[OH^-]_2 = 10^{-5}\ M$$

سؤال ل26 : نحسب PH_1

$$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{[HCOOH]}$$

$$2\times 10^{-4} = \frac{[H_3O^+]^2}{0.5}$$

$$[H_3O^+]^2 = 1\times 10^{-4}$$

$$[H_3O^+]_1 = 1\times 10^{-2}\ M$$

$$PH_1 = -\log 1\times 10^{-2} = 2$$

$\Delta PH = +2$ لأن الملح قاعدي

$$+2 = PH_2 - 2$$

$$PH_2 = 4$$

$$[H_3O^+]_2 = 10^{-4}\ M$$

$$Ka = \frac{[H_3O^+]_2\ [HCOONa]}{[HCOOH]}$$

$$2\times 10^{-4} = \frac{10^{-4}\times [HCOONa]}{0.5}$$

$$[HCOONa] = 1\ M$$

$$M = \frac{n}{V}$$

$$1 = \frac{n}{0.5\ L} \longleftrightarrow n = 0.5\ mol$$

$$n = \frac{m}{Mr}$$

$$m = 0.5\times 68 = 34\ g$$

المحالـيل المنظـمة :

تؤدي إضافة كمية قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية إلى الماء إلى تغيير كبير في الرقم الهيدروجيني للمحلول الناتج ، إلا أن هناك بعض المحاليل لا يتأثر رقمها الهيدروجيني بشكل ملحوظ نتيجة هذه الإضافة تسمَى **المحاليل المنظمة : وهي محاليل يمكنها مقاومة التغير في الرقم الهيدروجيني PH عند إضافة كمية قلية من حمض قوي أو قاعدة قوية إليها** ؛ فهي تتكون من حمض ضعيف وقاعدته المرافقة (حمض ضعيف وملحه) أو قاعدة ضعيفة وحمضها المرافق (قاعدة ضعيفة وملحها) .

وتعدّ المحاليل المنظمة من أهم تطبيقات الأيون المشترك ، وهي تستخدم في مجالات صناعية واسعة ، مثل صناعة الأصباغ ومستحضرات التجميل والصناعات الدوائية وغيرها ، كما تحتوي الأنظمة الحيوية في أجسام الكائنات الحية على العديد من المحاليل المنظمة ، ومن أهمها المحلول المنظّم في الدم ، الذي يتكون من حمض الكربونيك H_2CO_3 وقاعدته المرافقة HCO_3^- ، ويعمل على الحفاظ على الرقم الهيدروجيني للدم عند نحو 7.4 ، فالدم يحمل الموادّ المختلفة ذات الطبيعة الحمضية أو القاعدية التي تدخل الجسم دون أن يتغير الرقم الهيدروجيني وعليه فسنتعرف في ما يأتي نوعين من المحاليل المنظمة وكيفية عملها .

المحاليل المنظمة : محاليل تقاوم التغير في الرقم الهيدروجيني PH عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية إليها .

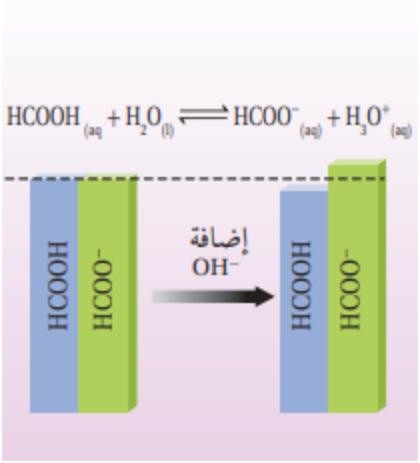
المحاليل المنظمة الحمضية :

يتكون المحلول المنظم الحمضي من حمض ضعيف وقاعدته المرافقة ، فمثلاً يحتوي محلول حمض الميثانويك HCOOH وملحه HCOONa على نسبة علية من جزيئات الحمض غير المتأينة ، وعلى نسبة عالية من القاعدة المرافقة $HCOO^-$ الناتجة من تأين الملح ، إضافة إلى نسبة منخفضة من أيونات H_3O^+ وتوضح المعادلتان الآتيتان تأين كل من الحمض والملح :

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

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

وعند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية مثل NaOH تتأين وتنتج أيونات OH^- التي يستهلك معظمها عند طريق تفاعلها مع الحمض HCOOH وتتكون نتيجة لذلك القاعدة المرافقة $HCOO^-$ ، وبهذا فإن تركيز الحمض سوف يقل بمقدار تركيز أيونات OH^- المضافة (تركيز NaOH القاعدة المضافة) وفي الوقت نفسه سوف يزداد تركيز الأيون المشترك $HCOO^-$ بالمقدار نفسه ، وبذلك تتغير النسبة بين تركيز الحمض وقاعدته المرافقة بدرجة قليلة ، انظر الشكل (11) :



الشكلُ (11): أثرُ إضافة قاعدة إلى محلول منظم حِمضي.

ويبقى تركيز H_3O^+ في المحلول ثابت تقريباً ولا يحدث تغيير ملحوظ في الرقم الهيدروجيني PH للمحلول .

مثال 44 (كتاب) :

احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول يتكون من حمض الإيثانويك CH_3COOH تركيزه (0.5 M) ، والملح ايثانوات الصوديوم CH_3COONa تركيزه (0.5 M) ثم أقارنها بالرقم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة 0.01 mol من القاعدة القوية NaOH إلى (1 L) من المحلول علماً أن :

$Ka = 1.7\times 10^{-5}$ / $\log 1.63 = 0.21$ / $\log 1.7 = 0.23$

(أهمل التغير في الحجم)

الحل :

يطلب السؤال مقارنة PH المحلول قبل إضافة NaOH وبعدها :

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

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

أولاً نحسب PH المحلول قبل إضافة NaOH

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

$$1.7\times 10^{-5} = \frac{[H_3O^+]\times 0.5}{[0.5]}$$

$$[H_3O^+] = 1.7\times 10^{-5}\ M$$

$$PH_1 = -\log 1.7\times 10^{-5}$$

$$PH_1 = 5 - 0.23 = 4.77$$

نحسب [NaOH] المضاف :

$$M = \frac{n}{V} \longleftrightarrow M = \frac{0.01\ mol}{1\ L} = 0.01\ M$$

وعند إضافة القاعدة NaOH تتأين كلياً أي أن :

$[OH^-]_{المضاف} = [NaOH]_{المضاف} = 0.01\ M$

أيونات OH^- المضافة تتفاعل مع الحمض CH_3COOH ويقل تركيزه بمقدار 0.01 M ليصبح

$[CH_3COOH] = 0.5 - 0.01 = 0.49\ M$

ونتيجة لذلك يزداد تركيز القاعدة المرافقة CH_3COO^- بمقدار 0.01 M ليصبح

$[CH_3COO^-] = 0.5 + 0.01 = 0.51\ M$

نحسب PH الجديد

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

$1.7\times 10^{-5} = \frac{[H_3O^+]\times 0.51}{0.49}$

$[H_3O^+] = 1.63\times 10^{-5}\ M$

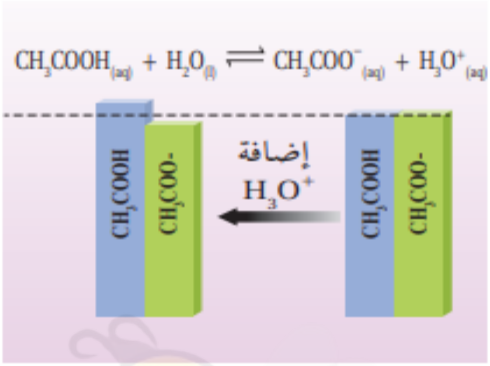
$PH_2 = -\log [H_3O^+]$

$PH_2 = -\log 1.63\times 10^{-5}$

$PH_2 = 5 - 0.21 = 4.79$

يتضح من المثال أن هناك زيادة قليلة جداً في الرقم الهيدروجيني بمقدار 0.02 وهي لا تؤثر في الخصائص الكيميائية للمحلول .

وبالمثل ، عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي مثل HCl إلى المحلول يتأين وتنتج أيونات H_3O^+ التي يستهلك معظمها عن طريق تفاعلها مع القاعدة المرافقة CH_3COO^- لتكوين الحمض CH_3COOH وبذلك يقل $[CH_3COO^-]$ بمقدار تركيز أيونات H_3O^+ المضافة (الحمض المضاف) ويزداد تركيز الحمض CH_3COOH بالمقدار نفسه وتتغير النسبة بين تركيز الحمض وقاعدته المرافقة بدرجة قليلة ، أنظر الشكل (12)



الشكلُ (12): أثَرُ إضافة حِمض إلى محلول منظِّم حِمضي.

ويبقى تركيز H_3O^+ في المحلول ثابتاً تقريباً ؛ وبهذا لا يحدث تغير كبير في الرقم الهيدروجيني PH للمحلول .

مثال 45 (كتاب) :

احسب الرقم الهيدروجيني للمحلول في المثال السابق عند إضافة 0.01 mol من الحمض HCl إلى 1 L من المحلول ثم أقارنها بالرقم الهيدروجيني للمحلول قبل الإضافة علماً بأن :

$\text{Log } 1.79 = 0.25$

(أهمل التغير في الحجم)

الحل :

$[HCl]_{\text{المضاف}} = \frac{n}{V} = \frac{0.01\ mol}{1\ L} = 0.01\ M$

$[H_3O^+]_{\text{المضاف}} = [HCl] = 0.01\ M$

$[CH_3COO^-] = 0.5 - 0.01 = 0.49\ M$

$[CH_3COOH] = 0.5 + 0.01 = 0.51\ M$

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

$1.7\times 10^{-5} = \frac{[H_3O^+]\times 0.49}{0.51}$

$[H_3O^+] = 1.79\times 10^{-5}\ M$

$PH_2 = -\log [H_3O^+]$

$PH_2 = -\log 1.79\times 10^{-5}$

$PH_2 = 5 - 0.25 = 4.75$

ألاحظ أن PH_1 للمحلول قبل إضافة الحمض HCl تساوي 4.77 ، أما بعد إضافة الحمض HCl فأصبحت PH_2 تساوي 4.75 ما يشير إلى حدوث انخفاض قليل جداً في الرقم الهيدروجيني بمقدار 0.02 وهو لا يؤثر في الخصائص الكيميائية للمحلول .

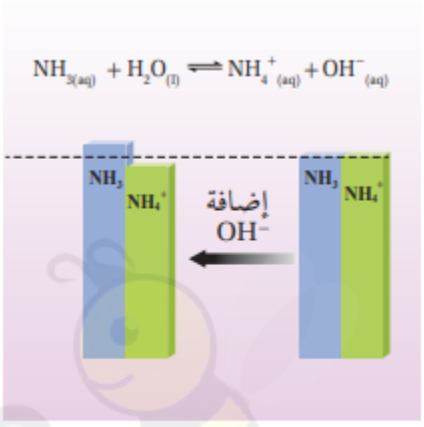
المحاليل المنظمة القاعدية :

يتكون المحلول المنظم القاعدي من قاعدة ضعيفة وحمضها المرافق (قاعدة ضعيفة وملحها) فمثلاً محلول القاعدة NH_3 وملحها NH_4Cl يحتوي على نسبة عالية من جزيئات القاعدة NH_3 غير المتأينة وعلى نسبة عالية من أيونات الحمض المرافق NH_4^+ الناتج من تأين الملح ، إضافة إلى نسبة منخفضة من أيونات OH^- وتوضح المعادلتان الآتيتان تأين كل من القاعدة والملح

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

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

وعند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية مثل NaOH تتأين وتنتج أيونات OH^- التي يستهلك معظمها عن طريق تفاعلها مع الحمض المرافق NH_4^+ لتكوين القاعدة NH_3 وبذلك يزداد تركيز القاعدة NH_3 بمقدار تركيز أيونات OH^- المضافة (القاعدة المضافة) ويقل تركيز NH_4^+ بالمقدار نفسه وتتغير نسبة تركيز القاعدة وحمضها المرافق بدرجة قليلة ، أنظر الشكل 13 :



الشكلُ (13): أثر إضافة قاعدة إلى محلول منظم قاعدي.

ويبقى تركيز OH^- في المحلول ثابتاً تقريباً ، وبهذا لا يحدث تغير كبير في الرقم الهيدروجيني PH للمحلول .

مثال 46 (كتاب) :

احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول يتكون من الأمونيا NH_3 تركيزها (0.5 M) والملح NH_4Cl الذي تركيزه (0.5 M) ثم أقارنها بالرقم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة 0.01 mol من القاعدة القوية NaOH إلى (1 L) من المحلول .

$Kb = 1.8\times 10^{-5}$

Log 0.55 = - 0.26

Log 0.53 = -0.27

الحل :

يطلب السؤال مقارنة الرقم الهيدروجيني للمحلول قبل إضافة NaOH وبعدها :

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

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

$$Kb = \frac{[OH^-][NH_4Cl]}{[NH_3]}$$

$$[OH^-] = \frac{Kb\,[NH_3]}{[NH_4^+]} = \frac{1.8\times 10^{-5} \times 0.5}{0.5}$$

$$[OH^-] = 1.8\times 10^{-5}\ M$$

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1\times 10^{-14}}{1.8\times 10^{-5}} = 0.55\times 10^{-9}\ M$$

$$PH_1 = -\log [H_3O^+]$$

$$PH_1 = -\log 0.55\times 10^{-9}$$

$$PH_1 = 9 - (-0.26) = 9.26$$

$[NaOH]_{\text{المضاف}} = \frac{n}{V} = \frac{0.01\ mol}{1\ L} = 0.01\ M$

$[OH^-] = [NaOH] = 0.01\ M$

أيونات OH^- تتفاعل مع الحمض المرافق NH_4^+ فيقل تركيزه بمقدار (0.01 M)

$[NH_4^+] = 0.5 - 0.01 = 0.49\ M$

ونتيجة لذلك تتكون القاعدة NH_3 ويزداد تركيزها بمقدار (0.01 M)

$[NH_3] = 0.5 + 0.01 = 0.51\ M$

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

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

$[OH^-] = \frac{1.8\times 10^{-5} \times 0.51}{0.49} = 1.87\times 10^{-5}\ M$

$[H_3O^+] = \frac{1\times 10^{-14}}{1.87\times 10^{-5}} = 0.53\times 10^{-9}\ M$

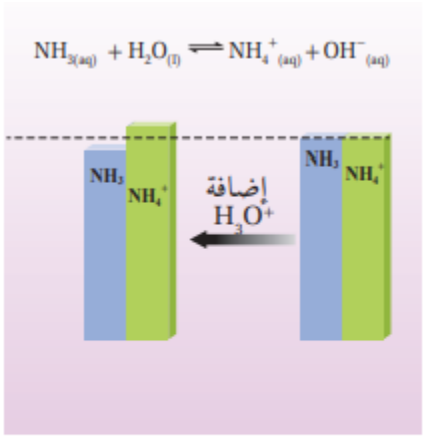
$PH_2 = -\log [H_3O^+]$

$PH_2 = -\log 0.53\times 10^{-9}$

$PH_2 = 9 - (-0.27) = 9.27$

ألاحظ حدوث إرتفاع قليل جداً بمقدار 0.01 في قيمة PH للمحلول وهو لا يؤثر في خصائصه الكيميائية .

أما عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي مثل HCl فإنه يتأين وتنتج أيونات H_3O^+ ويستهلك معظمها عن طريق تفاعلها مع القاعدة NH_3 لتكوين الحمض NH_4^+ وبذلك يقل تركيز القاعدة NH_3 بمقدار تركيز أيونات H_3O^+ المضافة (الحمض المضاف) ويزداد تركيز الحمض المرافق NH_4^+ بالمقدار نفسه وتتغير نسبة تركيز القاعدة وحمضها المرافق بدرجة قليلة ، أنظر الشكل 14 :



الشكلُ (14): أثرُ إضافة حِمض إلى محلول منظِّم قاعدي .

ويبقى تركيز كل من OH^- و H_3O^+ في المحلول ثابتاً تقريباً ؛ وبهذا لا يحدث تغير كبير في الرقم الهيدروجيني PH للمحلول .

مثال 47 (كتاب) :

احسب الرقم الهيدروجيني للمحلول في المثال السابق عند إضافة (0.01 mol) من الحمض HCl إلى (1 L) من المحلول ثم أقارنها بالرقم الهيدروجيني للمحلول قبل الإضافة علماً بأن :

$\log 0.58 = -0.24$

الحل :

$[HCl]_{مضاف} = \frac{n}{V} = \frac{0.01\ mol}{1\ L} = 0.01\ M$

عند إضافة الحمض HCl يتأين كلياً ويكون :

$[H_3O^+] = [HCl] = 0.01\ M$

يتفاعل الحمض HCl مع القاعدة NH_3 فيقل تركيزها بمقدار 0.01

$[NH_3] = 0.5 - 0.01 = 0.49$

ونتيجة لذلك يتكون الحمض المرافق NH_4^+ ويزداد تركيزها بمقدار 0.01

$[NH_4^+] = 0.5 + 0.01 = 0.51\ M$

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

$1.8\times 10^{-5} = \frac{[OH^-][0.51]}{(0.49)}$

$[OH^-] = 1.73\times 10^{-5}\ M$

$[H_3O^+] = \frac{1\times 10^{-14}}{1.73\times 10^{-5}} = 0.58\times 10^{-9}\ M$

$PH_2 = -\log [H_3O^+]$

$PH_2 = -\log 0.58\times 10^{-9}$

$PH_2 = 9 - (-0.24) = 9.24$

ألاحظ حدوث إنخفاض قليل جداً بمقدار 0.01 في قيمة PH للمحلول وهو لا يغير في خصائصه الكيميائية .

يتضح من الأمثلة السابقة أن المحلول المنظم يقاوم التغير في قيمة PH عند إضافة حمض قوي أو قاعدة قوية بكميات قليلة إليه .

أسئلة إضافية :

سؤال إضافي 1 : أي من المحاليل المكوّنة من أزواج المواد الآتية تصلح كمحاليل منظمة ؟

أ) (HCN / NaCN)

ب) (NaCl / HCl)

ج) ($KClO_4$ / $HClO_4$)

د) (CH_3NH_2 / CH_3NH_3Br)

سؤال إضافي 2 : حضر محلولاً منظماً من قاعدة ضعيفة B تركيزها (0.3 M) والملح BHCl بالتركيز نفسه إذا علمت أن :

$Kb = 2\times 10^{-4}$ / $\log 5 = 0.7$

أ) احسب PH المحلول المنظم ؟

ب) كم تصبح قيمة PH عند إضافة (0.1 mol) HCl إلى لتر من المحلول المنظم ؟

سؤال إضافي 3 : أ) احسب الرقم الهيدروجيني PH لمحلول منظم تكون بإذابة (0.4 mol) من الملح KY في (500 ml) من محلول الحمض الضعيف (HY) ذي التركيز (0.4 M) علماً بأن :

$Ka\ HY = 4.5\times 10^{-4}$ / $\log 2.25 = 0.35$

ب) ما صيغة الأيون المشترك في المحلول ؟

ج) كم تصبح قيمة PH المحلول السابق عند إضافة (0.1 mol) HCl ؟ ($\log 4.5 = 0.65$)

سؤال إضافي 4 : محلول منظم حجمه 1 L مكون من قاعدة NH_3 تركيزها (0.4 M) والملح NH_4Cl مجهول التركيز فإذا علمت أن PH المحلول تساوي (9)

$Kb = 2\times 10^{-5}$ / $Kw = 1\times 10^{-14}$

أ) أكتب صيغة الأيون المشترك ؟

ب) احسب تركيز الملح NH_4Cl في المحلول ؟

ج) كم يصبح $[OH^-]$ في المحلول المنظم إذا أضيف إليه (0.2 mol) من حمض HCl . (أهمل التغير في الحجم)

د) ما التغير الذي يحدث على قيمة PH للمحلول المنظم إذا أضيف إليه لتر من الماء النقي ؟

سؤال إضافي 5 : محلول منظم حجمه (500 ml) يحتوي على محلول HClO (0.4 M) وملح KClO (0.3 M) احسب كتلة KOH اللازم إضافتها حتى يصبح PH المحلول الناتج يساوي (8.3) علماً بأن :

$Ka_{\text{الحمض}} = 3\times 10^{-8}$

الكتلة المولية لـِ KOH = 56 g / mol

Log 5 = 0.7

سؤال إضافي 6 : محلول منظم حجمه (1 L) يتألف من N_2H_5Br / N_2H_4 بتركيز (0.8 M) لكل منهما ، أضيف إليه HCl فتغيرت قيمة PH بمقدار (0.2) احسب [HCl] المضاف .

$Kb = 1\times 10^{-6}$ / log 1.6 = 0.2

سؤال إضافي 7 : محلول منظم يتكون من CH_3NH_2 تركيزه (0.5 M) والملح CH_3NH_3Cl تركيزه (0.4 M) إذا علمت أن :

$Kb = 4\times 10^{-4}$

Log2 = 0.3

أ) أكتب صيغة الأيون المشترك ؟

ب) احسب PH المحلول ؟

ج) إذا أضيف (0.2 M) HBr ، احسب PH بعد الإضافة ؟ (log 5 = 0.7)

سؤال إضافي 8 : محلول منظم مكون من RNH_2 تركيزها (0.04 M) والملح RNH_3Cl تركيزه (0.04 M) أجب عما يأتي : log 5 = 0.7

أ) أكتب معادلة تفكك كل منهما في الماء ؟

ب) حدد صيغة الأيون المشترك ؟

ج) إذا كانت PH للمحلول تساوي (8.3) احسب Kb للقاعدة RNH_2 ؟

د) أكتب معادلة تحضير الملح RNH_3Cl من RNH_2 ؟

هـ) ما طبيعة تأثير محلول الملح RCOOK (حمضي ، قاعدي ، متعادل) ؟

سؤال إضافي 9 : محلول منظم مكون من حمض CH_3COOH ($Ka = 2\times 10^{-5}$) وتركيزه (0.4 M) وملح الحمض CH_3COONa بتركيز (0.5 M)

أ) أكتب صيغة الأيون المشترك ؟

ب) احسب [H_3O^+] في المحلول ؟

ج) كم غراماً من NaOH الصلب يجب إضافتها إلى لتر من المحلول المنظم لتصبح قيمة PH للمحلول النهائي تساوي (5) علماً أن (الكتلة المولية لـِ NaOH = 40g/mol)

سؤال إضافي 10 : محلول منظم مكون من RCOOH والملح RCOONa تركيز كل منهما (0.5 M) أجب عما يأتي :

أ) حدد صيغة الأيون المشترك ؟

ب) احسب PH المحلول علماً بأن ($Ka = 1\times 10^{-6}$)

ج) احسب [H_3O^+] في المحلول بعد إضافة (0.3 M) من HCl (أهمل التغير في الحجم) ؟

سؤال إضافي 11 : محلول مكون من الحمض HOCl تركيزه 0.3 M والملح NaOCl فإذا علمت أن

$Ka = 3\times 10^{-8}$

أ) ما صيغة الأيون المشترك ؟

ب) احسب تركيز الملح إذا كانت PH المحلول تساوي (8) ؟

ج) احسب [H_3O^+] عند إذابة (0.1 M) من HCl في المحلول (أهمل التغير في الحجم) .

سؤال إضافي 12 : محلول منظم يتكون من N_2H_4 (0.3 M) والملح N_2H_5Br (0.5 M)

$Kb = 1\times 10^{-6}$

أ) أكتب صيغة الأيون المشترك ؟

ب) احسب قيمة PH للمحلول بعد إضافة (2 g) من NaOH الصلبة إلى (500 ml) من المحلول المنظم (أهمل التغير في الحجم) علماً بأن الكتلة المولية لـ NaOH = 40 g/mol .

سؤال إضافي 13 : محلول منظم حجمه (0.5 L) مكون من الحمض HCOOH بتركيز (0.3 M) والملح HCOOK بتركيز (0.3 M) وبعد إضافة بلورات KOH الصلبة أصبحت قيمة PH تساوي (4) (أهمل التغير في الحجم)

$Ka = 2\times 10^{-4}$ / Mr(KOH) = 56 g/mol

أ) ما صيغة الأيون المشترك ؟

ب) احسب كتلة KOH الصلبة المضافة ؟

سؤال إضافي 14 : محلول منظم حجمه (1 L) يتكون من الحمض HX والملح KX لهما نفس التركيز فإذا كانت قيمة PH المحلول (5) وعند إضافة (0.1 mol) HCl إلى لتر من المحلول المنظم أصبحت قيمة PH للمحلول 4.85

Log 1.4 = 0.15

احسب :

أ) Ka للحمض HX ؟

ب) التركيز الإبتدائي للملح KX ؟

سؤال إضافي 15 : محلول منظم حجمه (0.5 L) مكوّن من $C_2H_5NH_2$ تركيزها 0.2 M والملح $C_2H_5NH_3Cl$ تركيزه 0.4 M علماً بأن :

$Kb = 4.7\times 10^{-4}$

Log 1.1 = 0.04

Log 2 = 0.3

Log 4.3 = 0.63

أ) احسب الرقم الهيدروجيني للمحلول ؟

ب) احسب الرقم الهيدروجيني للمحلول فيما لو أضيف 0.05 mol من الحمض HCl ؟

ج) احسب الرقم الهيدروجيني للمحلول فيما لو أضيف 0.05 mol من القاعدة KOH ؟

سؤال إضافي 16 : محلول منظم يتكون من الحمض HNO_2 الذي تركيزه (0.3 M) والملح KNO_2 الذي تركيزه (0.2 M) علماً بأن :

$Ka = 4.5 \times 10^{-4}$ / log6.75 = 0.83 / log 3 = 0.5

أ) احسب PH للمحلول ؟

ب) احسب PH للمحلول السابق إذا أضيف 0.1 mol من القاعدة NaOH إلى لتر منه .

سؤال إضافي 17 : محلول منظم يتكون من القاعدة CH_3NH_2 التي تركيزها 0.3 M والملح CH_3NH_3Cl الذي تركيزه 0.2 M احسب :

أ) تركيز القاعدة NaOH اللازم إضافته إلى لتر من المحلول لتصبح PH = 11 ، علماً بأن :

$Kb = 4.4\times 10^{-4}$

ب) كتلة حمض HCl اللازم إضافتها إلى لتر من المحلول المنظم لتصبح PH = 10 علماً بأن :

Mr (HCl) = 36.5 g/mol

حل الأسـئلة الإضـافيـة :

سؤال إضافي 1 :

أ) يصلح

ب) لا يصلح

ج) لا يصلح

د) يصلح

سؤال إضافي 2 :

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

$$BHCl \xrightarrow{H_2O} BH^+ + Cl^-$$

أ)

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

$$Kb = [OH^-]$$

$$[OH^-] = 2\times 10^{-4}\ M$$

$$[H_3O^+] = \frac{1\times 10^{-14}}{2\times 10^{-4}} = 5\times 10^{-11}\ M$$

$$PH = -\log 5\times 10^{-11} = 11 - 0.7 = 10.3$$

ب)

$$[HCl] = \frac{n}{V} = \frac{0.1\ mol}{1\ L} = 0.1\ M$$

$$[B]_{\text{الجديد}} = 0.3 - 0.1 = 0.2\ M$$

$$[BH^+]_{\text{الجديد}} = 0.3 + 0.1 = 0.4\ M$$

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

$$2\times 10^{-4} = \frac{[OH^-]\times 0.4}{0.2}$$

$$[OH^-] = 1\times 10^{-4}\ M$$

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

$$PH = 10$$

سؤال إضافي 3 : أ)

$$[KY] = \frac{0.4\ mol}{0.5\ L} = 0.8\ M$$

$$Ka = \frac{[H_3O^+][Y^-]}{[HY]}$$

$$4.5\times 10^{-4} = \frac{[H_3O^+]\times 0.8}{0.4}$$

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

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

$$PH = 4 - 0.35 = 3.65$$

ب) Y^-

ج)

$$[HCl]_{\text{المضاف}} = \frac{n}{V} = \frac{0.1\ mol}{0.5\ L} = 0.2\ M$$

$$[HY] = 0.4 + 0.2 = 0.6\ M$$

$$[Y^-] = 0.8 - 0.2 = 0.6\ M$$

$$Ka = \frac{[H_3O^+]\times 0.6}{0.6}$$

$$4.5\times 10^{-4} = [H_3O^+]$$

$$PH = -\log 4.5\times 10^{-4}$$

$$PH = 4 - 0.65 = 3.35$$

سؤال إضافي 4 :

أ) NH_4^+

ب)

$PH = 9 \longleftrightarrow [H_3O^+] = 10^{-9}\ M$

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

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

$2\times 10^{-5} = \frac{1\times 10^{-5}\times [NH_4^+]}{0.4}$

$[NH_4^+] = 0.8\ M$

$[NH_4Cl] = [NH_4^+] = 0.8\ M$

ج)

$[HCl]_{\text{المضاف}} = \frac{n}{V} = \frac{0.2\ mol}{1\ L} = 0.2\ M$

$[NH_3] = 0.4 - 0.2 = 0.2\ M$

$[NH_4^+] = 0.8 + 0.2 = 1\ M$

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

$2\times 10^{-5} = \frac{[OH^-]\times 1}{0.2}$

$[OH^-] = 0.4\times 10^{-5} = 4\times 10^{-6}\ M$

د) تبقى ثابتة

سؤال إضافي 5 :

$PH = 8.3$

$[H_3O^+] = 10^{-8.3} = 10^{(-8.3+9)-9} = 10^{0.7}\times 10^{-9}$

$[H_3O^+] = 5\times 10^{-9}\ M$

نفرض أن $X = [KOH]$

$K_a = \frac{[H_3O^+][0.3+X]}{[0.4-X]}$

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

$X = 0.3\ M = [KOH]$

$M = \frac{n}{V}$

$0.3 = \frac{n}{0.5}$

$n = 0.15\ mol$

$n = \frac{m}{Mr}$

$0.15 = \frac{m}{56}$

$m = 8.4\ g$

سؤال إضافي 6 :

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

$$1\times 10^{-6} = \frac{[OH^-]\times 0.8}{0.8}$$

$$[OH^-] = 1\times 10^{-6}\ M$$

$$[H_3O^+] = \frac{1\times 10^{-14}}{1\times 10^{-6}} = 1\times 10^{-8}\ M$$

$$PH = -\log 1\times 10^{-8} = 8$$

عند إضافة HCl تنخفض قيمة PH بمقدار (0.2)

$$PH_{\text{النهائي}} = 8 - 0.2 = 7.8$$

$$[H_3O^+]_{\text{النهائي}} = 10^{-7.8} = 1.6\times 10^{-8}\ M$$

$$[OH^-] = \frac{1\times 10^{-14}}{1.6\times 10^{-8}} = 6.3\times 10^{-7}\ M$$

نفرض أن [HCl] المضاف = X

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

$$1\times 10^{-6} = \frac{6.3\times 10^{-7}\times [0.8 + X]}{0.8 - X}$$

$$X = [HCl]_{\text{المضاف}} = 0.18\ M$$

سؤال إضافي 7 :

أ) $CH_3NH_3^+$

ب)

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

$$4\times 10^{-4} = \frac{[OH^-]\times 4\times 10^{-1}}{5\times 10^{-1}}$$

$$[OH^-] = 5\times 10^{-4}\ M$$

$$[H_3O^+] = \frac{1\times 10^{-14}}{5\times 10^{-4}} = 2\times 10^{-11}\ M$$

$$PH = -\log 2\times 10^{-11}$$

$$PH = 11 - 0.3 = 10.7$$

ج)

$$[CH_3NH_2] = 0.5 - 0.2 = 0.3\ M$$

$$[CH_3NH_3^+] = 0.4 + 0.2 = 0.6\ M$$

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

$$4\times 10^{-4} = \frac{[OH^-]\times 0.6}{0.3}$$

$$[OH^-] = 2\times 10^{-4}\ M$$

$$[H_3O^+] = \frac{1\times 10^{-14}}{2\times 10^{-4}} = 5\times 10^{-11}\ M$$

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

$$PH = -\log 5\times 10^{-11}$$

$$PH = 11 - 0.7 = 10.3$$

سؤال إضافي 8 :

أ)

$RNH_2 + H_2O \rightleftharpoons RNH3^+ + OH^-$

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

ب) RNH_3^+

ج)

$PH = 8.3 \longleftrightarrow [H_3O^+] = 10^{-8.3}$

$[H_3O^+] = 10^{0.7} \times 10^{-9} = 5\times 10^{-9}\ M$

$[OH^-] = \frac{1\times 10^{-14}}{5\times 10^{-9}} = 2\times 10^{-6}\ M$

$Kb = \frac{[OH^-][RNH_3^+]}{[RNH_2]}$

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

$Kb = 2\times 10^{-6}$

د)

$RNH_2 + HCl \longrightarrow RNH_3Cl$

هـ) قاعدي

سؤال إضافي 9 :

أ) CH_3COO^-

ب)

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

$2\times 10^{-5} = \frac{[H_3O^+]\times 0.5}{0.4}$

$[H_3O^+] = 1.6\times 10^{-5}\ M$

ج)

$PH = 5 \longleftrightarrow [H_3O^+] = 10^{-5}\ M$

نفرض أن [NaOH] المضاف = X

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

$2\times 10^{-5} = \frac{10^{-5}\times [0.5 + X]}{(0.4 - X)}$

$X = [NaOH] = 0.1\ M$

$[NaOH] = \frac{n}{V}$

$0.1 = \frac{n}{1} \longleftrightarrow n = 0.1\ mol$

$n = \frac{m}{Mr}$

$0.1 = \frac{m}{40}$

$m = 0.1 \times 40 = 4\ g$

سؤال إضافي 10 :

أ) $RCOO^-$

ب)

$$Ka = \frac{[H_3O^+][RCOO^-]}{[RCOOH]}$$

$$1\times10^{-6} = \frac{[H_3O^+]\times 0.5}{0.5}$$

$$[H_3O^+] = 1\times10^{-6}\ M$$

$$PH = -\log 1\times10^{-6} = 6$$

ج)

$$[RCOO^-]_{\text{الجديد}} = 0.5 - 0.3 = 0.2\ M$$

$$[RCOOH]_{\text{الجديد}} = 0.5 + 0.3 = 0.8\ M$$

$$Ka = \frac{[H_3O^+][RCOO^-]}{[RCOOH]}$$

$$1\times10^{-6} = \frac{[H_3O^+]\times 0.2}{0.8}$$

$$[H_3O^+] = 4\times10^{-6}\ M$$

سؤال إضافي 11 :

أ) OCl^-

ب)

$$PH = 8 \longleftrightarrow [H_3O^+] = 10^{-8}\ M$$

$$Ka = \frac{[H_3O^+][OCl^-]}{[HOCl]}$$

$$3\times10^{-8} = \frac{10^{-8}\times[OCl^-]}{0.3}$$

$$[OCl^-] = [NaOCl] = 0.9\ M$$

ج)

$$[OCl^-]_{\text{الجديد}} = 0.9 - 0.1 = 0.8\ M$$

$$[HOCl] = 0.3 + 0.1 = 0.4\ M$$

$$Ka = \frac{[H_3O^+][OCl^-]}{[HOCl]}$$

$$3\times10^{-8} = \frac{[H_3O^+]\times 0.8}{0.4}$$

$$[H_3O^+] = 1.5\times10^{-8}\ M$$

سؤال إضافي 12 :

أ) $N_2H_5^+$

ب)

$$n(NaOH) = \frac{m}{Mr} = \frac{2\ g}{40\ g/mol} = 0.05\ mol$$

$$[NaOH] = \frac{n\ (mol)}{V\ (L)} = \frac{0.05\ mol}{0.5\ L} = 0.1\ M$$

$$M = \frac{n}{V}$$

$$0.1 = \frac{n}{0.5}$$

$$n = 0.05 \text{ mol}$$

$$n = \frac{m}{Mr(KOH)}$$

$$0.05 = \frac{m}{56}$$

$$m = 0.05 \times 56 = 2.8 \text{ g}$$

سؤال إضافي 14 :

أ)

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

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

$$Ka = [H_3O^+] = 1\times 10^{-5}$$

ب)

$$[HCl]_{\text{المضاف}} = \frac{n}{V} = \frac{0.1 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0.1 \text{ M}$$

$$PH_{\text{النهائي}} = 4.85$$

$$[H_3O^+]_{\text{النهائي}} = 10^{-4.85} = 1.4\times 10^{-5} \text{ M}$$

$$[HX]_{\text{الجديد}} = (X + 0.1) \text{ M}$$

$$[X^-]_{\text{الجديد}} = (X - 0.1) \text{ M}$$

$$[N_2H_5^+] = 0.5 - 0.1 = 0.4 \text{ M}$$

$$[N_2H_4] = 0.3 + 0.1 = 0.4 \text{ M}$$

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

$$1\times 10^{-6} = \frac{[OH^-] \times 0.4}{0.4}$$

$$[OH^-] = 1\times 10^{-6} \text{ M}$$

$$[H_3O^+] = \frac{1\times 10^{-14}}{1\times 10^{-6}} = 1\times 10^{-8} \text{ M}$$

$$PH = -\log 1\times 10^{-8} = 8$$

سؤال إضافي 13 :

أ) $HCOO^-$

ب)

$$PH_{\text{النهائي}} = 4$$

$$[H_3O^+]_{\text{النهائي}} = 10^{-4} \text{ M}$$

نفرض أن [KOH] المضاف = X

$$[HCOOH] = 0.3 - X$$

$$[HCOO^-] = 0.3 + X$$

$$Ka = \frac{[H_3O^+]_{\text{النهائي}} \times [HCOO^-]}{[HCOOH]}$$

$$2\times 10^{-4} = \frac{10^{-4} \times (0.3 + X)}{(0.3 - X)}$$

$$X = [KOH] = 0.1 \text{ M}$$

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

$$1\times10^{-5} = \frac{1.4\times10^{-5}\times(X - 0.1)}{(X + 0.1)}$$

$X = 0.6\ M$

إذن تركيز الملح الإبتدائي = 0.6 M
وهو مساوي لتركيز الحمض أيضاً .

سؤال إضافي 15 :

أ)

$$K_b = \frac{[OH^-][C_6H_5NH_3^+]}{[C_6H_5NH_2]}$$

$$4.7\times10^{-4} = \frac{[OH^-]\times0.4}{0.2}$$

$[OH^-] = 2.35\times10^{-4}\ M$

$$[H_3O^+] = \frac{1\times10^{-14}}{2.35\times10^{-4}} = 0.43\times10^{-10}\ M$$

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

$PH = -\log 4.3\times10^{-11}$

$PH = 11 - 0.63 = 10.37$

ب)

$$[HCl]_{\text{المضاف}} = \frac{n}{V} = \frac{0.05\ mol}{0.5\ L} = 0.1\ M$$

$[C_2H_5NH_2] = 0.2 - 0.1 = 0.1\ M$

$[C_2H_5NH_3^+] = 0.4 + 0.1 = 0.5\ M$

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

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

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

$$[H_3O^+] = \frac{1\times10^{-14}}{0.94\times10^{-4}} = 1.1\times10^{-10}\ M$$

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

$PH = -\log 1.1\times10^{-10}$

$PH = 10 - 0.04 = 9.96$

ج)

$$[KOH]_{\text{المضاف}} = \frac{n}{V} = \frac{0.05\ mol}{0.5\ L} = 0.1\ M$$

$[KOH] = 0.1\ M$

$[C_2H_5NH_2] = 0.2 + 0.1 = 0.3\ M$

$[C_2H_5NH_3^+] = 0.4 - 0.1 = 0.3\ M$

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

$$4.7\times10^{-4} = \frac{[OH^-]\times0.3}{0.3}$$

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

$$[H_3O^+] = \frac{1\times10^{-14}}{4.7\times10^{-4}} = 0.2\times10^{-10} = 2\times10^{-11}\ M$$

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

$PH = - \log 2\times 10^{-11}$

$PH = 11 - 0.3 = 10.7$

سؤال إضافي 16 : أ)

$$Ka = \frac{[H_3O^+][KNO_2]}{[HNO_2]}$$

$$4.5\times 10^{-4} = \frac{[H_3O^+]\times 0.2}{0.3}$$

$[H_3O^+] = 6.75\times 10^{-4}$ M

$PH = - \log 6.75\times 10^{-4}$

$PH = 4 - 0.83 = 3.17$

ب)

$$[NaOH]_{\text{المضاف}} = \frac{n}{V} = \frac{0.1}{1\ L} = 0.1\ M$$

$[HNO_2] = 0.3 - 0.1 = 0.2$ M

$[NO_2^-] = 0.2 + 0.1 = 0.3$ M

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

$$4.5\times 10^{-4} = \frac{[H_3O^+]\times 0.3}{0.2}$$

$[H_3O^+] = 3\times 10^{-4}$ M

$PH = - \log 3\times 10^{-4}$

$PH = 4 - 0.5 = 3.5$

سؤال إضافي 17 :

$PH_{\text{النهائي}} = 11$

$[H_3O^+] = 10^{-11}$ M

$$[OH^-]_{\text{النهائي}} = \frac{1\times 10^{-14}}{1\times 10^{-11}} = 1\times 10^{-3}\ M$$

نفرض أن [المضاف NaOH] = X

$[CH_3NH_2] = 0.3 + X$

$[CH_3NH_3^+] = 0.2 - X$

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

$$4.4\times 10^{-4} = \frac{(1\times 10^{-3})(0.2 - X)}{(0.3 + X)}$$

$X = [NaOH]_{\text{المضاف}} = 0.047$ M

ب) نفرض أن [المضاف HCl] = X

$[CH_3NH_2] = 0.3 - X$

$[CH_3NH_3^+] = 0.2 + X$

$PH_{\text{النهائي}} = 10$

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

$$[OH^-]_{\text{النهائي}} = \frac{1\times 10^{-14}}{1\times 10^{-10}} = 1\times 10^{-4}\ M$$

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

$$4.4\times 10^{-4} = \frac{(1\times 10^{-4})(0.2+X)}{(0.3-X)}$$

$X = [HCl]_{\text{المضاف}} = 0.2\ M$

$$[HCl] = \frac{n}{V}$$

$$0.2 = \frac{n}{1\ L}$$

$n = 0.2\ mol$

$$n = \frac{m}{Mr}$$

$$0.2 = \frac{m}{36.5}$$

$m = 7.3\ g$

مراجعةُ الدرس

1- **الفكرة الرئيسة:** أُوَضِّحُ مكوِّنات المحلول المنظم الحمضي.

2- أُوَضِّحُ المقصودَ بكلٍّ ممّا يأتي:

- التَّمَيُّه
- الأيون المشترك

3- أُحَدِّدُ مصدرَ الأيونات لكلٍّ منَ الأملاح الآتية:

KNO_3 , CH_3NH_3Br , C_6H_5COONa , LiF

4- أُحَدِّدُ الملحَ الذي يَتَمَيَّهُ في الماء منَ الأملاح الآتية:

KCN , $LiBr$, C_5H_5NHI , $HCOONa$, $NaClO_4$

5- **أُصَنِّفُ** محاليلَ الأملاح الآتية إلى حِمضيّة وقاعديّة ومتعادلة:

KNO_2 , NH_4NO_3 , $LiCl$, $NaHCO_3$, $C_6H_5NH_3Br$

6- **أُوَضِّحُ** أثَرَ إضافة كميّة قليلة من بلورات الملح الصُّلب NaHS في قيمة pH لمحلول حِمض H_2S.

7- **أحسبُ** كتلة الملح KNO_2 اللازم إضافتها إلى 400 mL من محلول HNO_2 تركيزُه 0.02 M لتصبح قيمة pH للمحلول 3.52. علمًا أنَّ $\log 3 = 0.48$ ، $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$ ، الكتلة المولية (Mr) للملح = 85 g/mol

8- **أحسبُ** نسبة الملح إلى القاعدة في محلول رَقْمُهُ الهيدروجيني يساوي 10 مكوَّنٌ منَ القاعدة NH_3 والملح NH_4Cl علمًا أنَّ $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

9- محلولٌ منظَّم حجمُهُ 0.5 L مكوَّنٌ من $C_2H_5NH_2$ تركيزُها 0.2 M، والملح $C_2H_5NH_3Cl$ تركيزُه 0.4 M، علمًا أنَّ $K_b = 4.7 \times 10^{-4}$ ، $\log 2 = 0.3$ ، $\log 4.3 = 0.63$ ، $\log 1.1 = 0.04$ (أهمل تغير الحجم).

أ. **أحسبُ** الرَّقْمَ الهيدروجيني للمحلول.

ب. **أحسبُ** الرَّقْمَ الهيدروجيني للمحلول، فيما لو أُضيف إليه 0.05 mol من الحِمض HCl.

جـ. **أحسبُ** الرَّقْمَ الهيدروجيني للمحلول، فيما لو أُضيف إليه 0.05 mol منَ القاعدة KOH.

AWA2EL LEARN 2 BE

حل أسئلة مراجعة الدرس :

1. يتكون المحلول المنظم الحمضي من حمض ضعيف وقاعدته المرافقة (حمض ضعيف وملحه) .

2. التميه : تفاعل أيونات الملح مع الماء وإنتاج أيونات H_3O^+ أو OH^- أو كليهما .

الأيون المشترك : أيون يدخل في تركيب مادتين مختلفتين (حمض ضعيف وملحه) أو (قاعدة ضعيفة وملحها) وينتج من تأينها .

3.

الملح	KNO_3	CH_3NH_3Br	C_6H_5COONa	LiF
الأيون الموجب	K^+	$CH_3NH_3^+$	Na^+	Li^+
مصدره	KOH	CH_3NH_2	NaOH	LiOH
الأيون السالب	NO_3^-	Br^-	$C_6H_5COO^-$	F^-
مصدره	HNO_3	HBr	C_6H_5COOH	HF

4.

تميّه	ذوبان
KCN	LiBr
C_5H_5NHI	$NaClO_4$
HCOONa	

5.

أملاح حمضية	متعادلة	قاعدية
NH_4NO_3	LiCl	KNO_2
$C_6H_5NH_3Br$		$NaHCO_3$

6. يوجد حمض H_2S في حالة اتزان حيث تكون الأيونات الناتجة من تأين الحمض في حالة اتزان مع جزيئات الحمض غير المتأين :

$$H_2S + H_2O \rightleftharpoons HS^- + H_3O^+$$

$$NaHS \xrightarrow{H_2O} Na^+ + HS^-$$

يتضح من المعادلتين السابقتين أن هناك مصدرين للأيون HS^- احدهما الحمض والآخر من الملح مما يؤدي زيادة تركيز الأيون المشترك HS^- في المحلول ووفقاً لمبدأ لوتشاتيلييه فإن موضع الاتزان يزاح إلى جهة اليسار ما يزيد من تركيز الحمض الضعيف H_2S ويقلّل من تأين كما يقلل $[H_3O^+]$ في المحلول ، ويزيد قيمة PH للمحلول .

7. تم حل السؤال في الأسئلة الإضافية لدرس الأيون المشترك .

8.

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

$$[OH^-] = \frac{1\times 10^{-14}}{1\times 10^{-10}} = 1\times 10^{-4} \ M$$

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

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

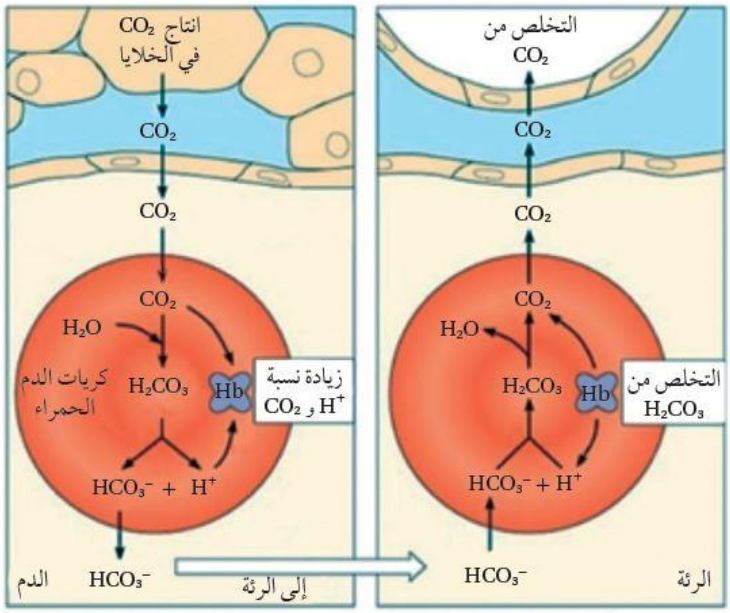
$$\frac{1.8\times 10^{-5}}{1\times 10^{-4}} = \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$$

$$1.8\times 10^{-1} = \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$$

9 . تم حل السؤال في الأسئلة الإضافية لدرس المحلول المنظم .

الإثراءُ والتوسُّعُ

المحلولُ المنظِّم في الدم



يحتوي الدمُ على عدد منَ المحاليل المنظِّمة، تحافظ على قِيَمِ الرَّقْم الهيدروجيني بين (7.35–7.45)، وهذا نطاقٌ ضيِّق تحدثُ فيه جميع التغيُّرات الكيميائيّة الحيويّة في الجسم، وفي حال زيادة الرَّقْم الهيدروجيني أعلى من 7.8 أو انخفاضه إلى أقلَّ من 6.8 يختلُّ النظامُ الحيوي في الجسم، وقد يؤدي ذلك إلى الوفاة، لذلك يقوم الجسم بضبط قيمة pH عن طريق عمليات حيوية مختلفة.

يُعَدُّ محلولُ حِمض الكربونيك وقاعدته المرافقة (H_2CO_3/HCO_3^-) أحدَ أهمِّ المحاليل المنظِّمة في الدم، والمعادلة الآتية تمثِّلُ المحلولَ المنظِّم في الدم:

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

تؤدي زيادة الأنشطة التي يمارسها الشخصُ إلى زيادة معدل التنفُّس اللاهوائي في الخلايا، وزيادة إنتاج ثاني أكسيد الكربون CO_2، حيث يندفع إلى الدم ويتفاعل معَ الماء ويؤدي إلى زيادة تركيز H_2CO_3.

$$CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2CO_{3(aq)}$$

وعند زيادة تركيزُ أيونات H_3O^+ في الدم؛ يعمل المحلول المنظِّم على التخلُّص من تلك الزيادة، وذلك عن طريق إزاحة موضع الاتزان إلى جهة اليسار نحو تكوين حِمض الكربونيك H_2CO_3، فيزداد تركيزُه في الدم، ويقلّ بذلك تركيزُ HCO_3^-، ويقلّ تركيزُ أيونات H_3O^+، ممّا يحفِّزُ الكُلى إلى إنتاج أيونات HCO_3^-

لتعويض النقص في تركيزها، وتعمل الرئة على امتصاص الزيادة في تركيز حِمض الكربونيك في الدم؛ حيث يتفكَّكُ حِمض الكربونيك في الرئة إلى ثاني أكسيد الكربون CO_2 وبخار الماء، ويجري التخلُّصُ منهما عن طريق التنفس. وتستمرُّ إزاحة موضع الاتزان مرّةً نحو اليسار وأخرى نحو اليمين؛ ممّا يساعد على بقاء تركيز أيونات H_3O^+ ثابتًا نسبيًّا، ويحافظ على مدى ثابت منَ الرَّقْم الهيدروجيني في الدم.

وبهذا؛ فإنَّ الكُلى تعمل على ضبط تركيز أيونات HCO_3^- زيادة أو نقصانًا، أما الرئة فتعمل على ضبط تركيز ثاني أكسيد الكربون في الخلايا وتركيز حِمض الكربونيك في الدم.

مراجعةُ الوحدةِ

1 . أُوَضِّحُ المقصود بكلٍّ ممّا يأتي:

- قاعدة أرهينيوس
- حِمض لويس
- المحلول المنظم

2 . **أُفَسِّرُ:**

أ - السلوكَ الحِمضي لمحلول HNO_2 حَسَبَ مفهوم برونستد- لوري.

ب - السلوكَ الأمفوتيري للأيون HS^- عند تفاعله مع كلٍّ من HCl و NO_2^-.

3 . أُحَدِّدُ الأزواجَ المترافقة في التفاعلات الآتية:

$$HNO_{2(aq)} + CN^-_{(aq)} \rightleftharpoons NO_2^-{}_{(aq)} + HCN_{(aq)}$$

$$C_5H_5N_{(aq)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow C_5H_5NH^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

4 . أُحَدِّدُ حِمضَ لويس وقاعدتَهُ في التفاعل الآتي:

$$Co^{2+}_{(aq)} + 6NH_{3(aq)} \rightleftharpoons Co(NH_3)_6^{2+}{}_{(aq)}$$

5 . **أحسبُ** الرَّقْمَ الهيدروكسيلي pOH لمحلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH مكوَّن بإذابة 0.4 g منه في 200 mL منَ الماء. علمًا أنَّ الكتلة المولية للقاعدة NaOH = 40 g/mol، log 5 = 0.7.

6 . جرت معايرة 10 mL من محلول LiOH، فتعادلت معَ 20 mL من محلول HBr تركيزُه 0.01 M. أحسبُ تركيز المحلول LiOH.

7 . تمثّلُ المعادلاتُ الآتية تفاعلات لمحاليل الحموض (H_2SO_3 ، HCN ، HF) المتساوية التركيز، حيث كان موضع الاتزان مُزاحًا فيها جهة المواد الناتجة للتفاعلات كافة. أدرسُ التفاعلات، ثمَّ أُجيبُ عنِ الأسئلة التي تليها:

$$H_2SO_3 + CN^- \rightleftharpoons HSO_3^- + HCN$$

$$H_2SO_3 + F^- \rightleftharpoons HSO_3^- + HF$$

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

أ - أكتبُ صيغة القاعدة المرافقة الأقوى بينها.

ب - أكتبُ صيغة الحِمض الذي له أعلى K_a.

جـ- أُحَدِّدُ أيَّ المحلولين يكونُ فيه $[OH^-]$ الأقل: محلول HF أم محلول HCN.

د - أُحَدِّدُ أيَّ محاليل الحُموض المذكورة له أعلى pH.

8 . **أحسبُ**. محلولٌ حجمُهُ 2 L يتكوَّنُ من 0.1 M من حِمض RCOOH، وَرَقْمُهُ الهيدروجيني pH = 4، أُضيفت إليه كميّة منَ الملح RCOONa؛ فتغيَّرت قيمةُ pH بمقدار 1.52 درجة. أحسبُ عددَ مولات الملح المُضاف. علمًا أنَّ log 3 = 0.48. (أهمل التغير في الحجم)

9. محلولُ المنظِّم يتكوَّنُ منَ الحِمض HNO_2، حيث تركيزُهُ 0.3 M، والملح KNO_2، وتركيزُهُ 0.2 M.علمًا أنَّ $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$. (أهمل التغير في الحجم).

أ - **أحسبُ** pH للمحلول.

ب - **أحسبُ** pH للمحلول السابق إذا أُضيف 0.1 mol منَ القاعدة NaOH إلى 1 L منه.

10. محلول منظم يتكوَّنُ منَ القاعدة CH_3NH_2، التي تركيزُها 0.3 M، والملح CH_3NH_3Cl، الذي تركيزُهُ 0.2 M، أحسبُ: كتلةَ الحِمض HCl اللازم إضافتها إلى لتر منَ المحلول لتصبح pH = 10. (علمًا أنَّ $K_b = 4.4 \times 10^{-4}$ ، $M_{r(HCl)} = 36.5$ g/mol، أهمل التغير في الحجم).

11. يبيِّنُ الجدولُ الآتي الرَّقْمَ الهيدروجيني لعدد منَ المحاليل المختلفة المتساوية التراكيز. أدرسُها، ثمَّ أختارُ منها المحلول الذي تنطبق عليه فقرة منَ الفقرات الآتية:

المحلول	A	B	C	D	E	F
قيمة pH	9	7	12	5	0	1

مراجعةُ الوحدةِ

أ - قاعدة يكونُ فيها $[OH^-]=1\times 10^{-5}$ M

ب - المحلول الذي الذي يمثلُ الملح KBr

جـ- محلول حِمض HNO_3 تركيزُه 1 M

د - محلول قاعدي تركيزُ $[H_3O^+]$ فيه أقلُّ ما يمكن.

هـ - محلول أيوناته لا تتفاعل معَ الماء.

12. يحتوي الجدولُ الآتي على معلومات تتعلقُ ببعض الحموض والقواعد الضعيفة. أدرسُ هذه المعلومات، ثمَّ أُجيبُ عنِ الأسئلة التي تليها:

المحلول	معلومات متعلّقة بالمحلول	تركيز المحلول
HNO_2	$[OH^-]=1\times 10^{-12}$ M	0.2 M
HCOOH	$[HCOO^-] = 2 \times 10^{-3}$ M	0.03 M
HClO	$K_a = 3.5 \times 10^{-8}$	0.1 M
N_2H_4	$K_b = 1.7 \times 10^{-6}$	0.1 M
C_5H_5N	pH = 9	0.05 M
$C_2H_5NH_2$	$[OH^-] = 3 \times 10^{-3}$ M	0.03 M

أ - **أحسبُ** تركيزَ $[H_3O^+]$ في محلول HClO.

ب - **أُحَدِّدُ** أيَّ المحلولين يحتوي على تركيز أعلى من $[OH^-]$: محلول HClO أم محلول HNO_2.

جـ- **أُحَدِّدُ** أيَّ الملحين أكثر قدرة على التَّمَيُّه: KNO_2 أم HCOOK

د - **أُقَرِّرُ** أيُّهما أقوى: الحِمض المرافق للقاعدة C_5H_5N أم الحِمض المرافق للقاعدة $C_2H_5NH_2$.

هـ - **أُحَدِّدُ** أيَّ المحلولين يحتوي على تركيز أعلى من $[H_3O^+]$: محلول C_5H_5N أم محلول $C_2H_5NH_2$.

و - **أُحَدِّدُ** أيَّ المحلولين له أعلى رَقْم هيدروجيني (pH): محلول N_2H_5Cl أم $C_2H_5NH_3Cl$.

ز - **أحسبُ** الرَّقْمَ الهيدروجيني لمحلول HCOOH عند إضافة 0.01 mol منَ الملح HCOONa إلى لتر منَ المحلول.

13. **أحسبُ** pH لمحلول يتكوَّنُ منَ الحِمض HNO_2 ومحلول الملح KNO_2، لهما التركيزُ نفسُه $Ka = 4.5 \times 10^{-4}$.

14. **أتوقعُ** ما يحدثُ لقيمة pH في الحالات الآتية (تقل، تزداد، تبقى ثابتة): (أهملُ التغيُّر في الحجم)

أ - إضافة كميّة قليلة من بلّورات الملح $NaHCO_3$ إلى 500 mL من محلول الحِمض H_2CO_3.

ب - إضافة كميّة قليلة من بلّورات الملح $N_2H_5NO_3$ إلى 500 mL من محلول القاعدة N_2H_4.

جـ- إضافة كميّة قليلة من بلّورات الملح LiCl إلى 500 mL من محلول الحِمض HCl.

15. يحتوي الجدولُ الآتي على عدد منَ المحاليل تركيزُ كلٍّ منها 1M وبعض المعلومات المتعلقة بها. أدرسُ المعلومات، ثمَّ أُجيبُ عنِ الأسئلة الآتية:

المحلول	معلومات تتعلّق بالمحلول
الحِمض HC	$[H_3O^+] = 8 \times 10^{-3}$ M
الحِمض HD	$K_a = 4.9 \times 10^{-10}$
القاعدة B	$K_b = 1 \times 10^{-6}$
الملح KX	pH = 9
الملح KZ	$[OH^-] = 1 \times 10^{-3}$ M

أ - أيهما أضعف الحمض HX أم الحمض HZ؟

ب - أكتبُ معادلة لتفاعل محلول الحِمض HD والأيون C^- ثم:

- أُحَدِّدُ الزوجين المترافقين في المحلول.
- أتوقعُ الجهة التي يرجِّحُها الاتزانُ في التفاعل.

جـ- **أستنتج** القاعدة المرافقة الأضعف: D^- أم C^-.

د - **أحسبُ** تركيزَ H_3O^+ في محلول مكوَّن منَ القاعدة B، التي تركيزُها 1M، والملح BHCl، الذي تركيزُه 0.5 M.

مراجعةُ الوحدةِ

16. **أختارُ الإجابة الصحيحة لكلِّ فقرة في ما يأتي:**

1 . يكونُ تركيزُ الأيونات الناتجة عن تأيُّن أحدِ المحاليل الآتية في الماء عند الظروف نفسِها أعلى ما يمكن:

أ) NH_3 ب) NaOH جـ) HCOOH د) HClO

2 . العبارة الصحيحة، في المعادلة $(HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-)$، هي:

أ) يتأيَّنُ الحِمض HA كُلِّيًا.

ب) الحِمضُ HA يختفي منَ المحلول.

جـ) الحِمضُ HA ضعيف.

د) لا يوجد أزواج مترافقة في المعادلة.

3 . القاعدة المرافقة الأضعف في ما يأتي، هي:

أ) NO_3^- ب) OCl^- جـ) F^- د) CN^-

4 . المحلولُ الذي لم يتمكَّن مفهومُ أرهينيوس من تفسير سلوكه، هو:

أ) HCl ب) NaCN جـ) HCOOH د) NaOH

5 . أحدُ الأيونات الآتية لا يُعَدُّ أمفوتيريًّا:

أ) $H_2PO_4^-$ ب) HS^- جـ) HCO_3^- د) $HCOO^-$

6 . المادَّةُ التي تتأين في الماء وتُنتجُ أيون الهيدروكسيد (OH^-)، هي:

أ) حِمض أرهينيوس ب) قاعدة لويس

جـ) قاعدة أرهينيوس د) قاعدة برونستد–لوري

7 . المادَّةُ التي تستطيع استقبالَ زوج منَ الإلكترونات غير رابط من مادَّة أخرى، هي:

أ) F^- ب) Cu^{2+} جـ) BF_4^- د) CO_3^{2-}

8 . إذا كان $[H_3O^+] = 2 \times 10^{-2}\ M$ في محلول ما، فإنَّ

أ) $1\times10^{-2}\ M$ ب) $2 \times 10^{-12}\ M$

جـ) $1\times10^{-10}\ M$ د) $5 \times 10^{-13}\ M$

9. محلولُ حِمض HBr:

أ) عددُ مولات H_3O^+ تساوي فيه عددَ مولات OH^-

ب) عددُ مولات H_3O^+ أقل فيه من عددِ مولات OH^-

جـ) عددُ مولات H_3O^+ تساوي فيه عددَ مولات HBr المذابة

د) عددُ مولات Br^- تساوي فيه عددَ مولات OH^-

10. المحلولُ الذي له أعلى pH في المحاليلِ الآتية التي لها التركيزُ نفسه، هو:

أ) NH_4Cl ب) HBr جـ) NaCl د) NH_3

11. المحلولُ الذي له أقلُّ قيمة pH من المحاليل الآتية المتساوية في التركيز، هو:

أ) KNO_3 ب) NaOH جـ) HNO_2 د) HNO_3

12. المحلولُ الذي له أقلُّ تركيز H_3O^+ منَ المحاليل الآتية المتساوية التركيز، هو:

أ) HCl ب) N_2H_3Br جـ) KNO_2 د) NH_4Cl

13. ترتيبُ المحاليل المائيّة للمركَّبات الآتية (LiOH, N_2H_5Cl ، KNO_2,NaCl) المتساوية في التركيز حَسَبَ رَقْمِها الهيدروجيني pH، هو:

أ) $KNO_2 > N_2H_5Cl > NaCl > LiOH$

ب) $LiOH > KNO_2 > N_2H_5Cl > NaCl$

جـ) $N_2H_5Cl > NaCl > KNO_2 > LiOH$

د) $LiOH > KNO_2 > NaCl > N_2H_5Cl$

14. ينتج الأيونُ المشترك $N_2H_5^+$ منَ المحلول المكوّن من:

أ) N_2H_4/HNO_3 ب) $N_2H_5Br/\ HBr$

جـ) N_2H_4/H_2O د) $N_2H_5NO_3/\ N_2H_4$

1) قاعدة ارهينيوس: مادَّةٌ تتأيَّنُ في الماء، وتنتج أيونَ الهيدروكسيد OH^-.

حمض لويس: مادَّة يمكنُها استقبالُ زوج إلكترونات أو أكثرَ في التفاعل.

المحلول المنظم: محلول يقاومُ التغيُّر في الرَّقْمِ الهيدروجيني pH عند إضافة كميّة قليلة من حِض قوي أو قاعدة قويّة إليها.

2) أ) لأنه مانح للبروتون في التفاعل كما يتضح من المعادلة الآتية:

$$HNO_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NO_2^-{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$$

ب) لأنه يسلك كحمض عند تفاعله مع القاعدة NO_2^- ويكون مانح للبروتون في التفاعل كما في المعادلة الآتية:

$$HS^-{}_{(aq)} + NO_2^-{}_{(aq)} \rightleftharpoons S^{2-}{}_{(aq)} + HNO_{2\,(aq)}$$

ويسلك كقاعدة عند تفاعله مع الحمض HCl ويكون مستقبل للبروتون في التفاعل كما في المعادلة الآتية:

$$HS^-{}_{(aq)} + HCl_{(aq)} \rightleftharpoons H_2S_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$$

3) الأزواج المترافقة:

(HNO_2/ NO_2^-) ، (CN^-/ HCN)

$(C_5H_5N / C_5H_5NH^+)$ ، (HCl / Cl^-)

4) حمض لويس Co^{2+} ، وقاعدة لويس NH_3

5) أحسب عدد المولات القاعدة كما يلي:

$$n = \frac{m}{Mr} = \frac{0.4}{40} = 0.01\ mol$$

أحسب تركيز القاعدة NaOH وهو يساوي تركيز OH^- كما يلي:

$$M = \frac{n}{v} = \frac{0.01 mol}{0.2\ L} = 0.05\ M$$

أحسب الرقم الهيدروكسيلي كما يلي:

$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$pH = -\log (5 \times 10^{-2}) = 2 - \log 5 = 2 - 0.7 = 1.3$$

(6

أحسب عدد مولات الحمض HBr:

$$n_{(HBr)} = [HBr] \times V = 0.01\ M \times 0.02\ L = 0.0002\ mol$$

عند التعادل يكون عددُ مولات الحِمض مكافئًا لعدد مولات القاعدة؛ أي أنَّ:

عددَ مولات الحِمض يساوي عدد مولات القاعدة، كما يأتي:

$$n_{(HBr)} = n_{(LiOH)} = 0.0002\ mol$$

$$[LiOH] = \frac{n}{V} = \frac{0.0002\ mol}{0.01\ L} = 0.02\ M$$

7) أ) CN^- ب) H_2SO_3 ج) محلول HF د) HCN

(8

أكتب معادلة تأين كل من الحمض والملح:

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

$$RCOONa_{(S)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} RCOO^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$

أحسب تركيز $[H_3O^+]$ قبل إضافة الملح باستخدام pH

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

احسب K_a لمحلول الحمض حيث $[H_3O^+] = [RCOO^-]$ قبل إضافة الملح:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][RCOO^-]}{[RCOOH]} = \frac{(1 \times 10^{-4})^2}{0.1} = 1 \times 10^{-7}$$

الاحظ ان الملح المضاف تأثيره قاعدي، أي انه يزيد من الرقم الهيدروجين للمحلول عند اضافته اليه، فيكون الرقم الهيدروجيني pH للمحلول بعد إضافة الملح يساوي 5.52

احسب تركيز $[H_3O^+]$ للمحلول بعد إضافة الملح باستخدام pH

$$[H_3O^+]= 10^{-pH}= 10^{-5.52}=10^{(-5.52+6)-6} = 10^{0.48} \times 10^{-6} = 3 \times 10^{-6}\ M$$

أحسب تركيز الملح المضاف ويساوي تركيز الأيون المشترك باستخدام k_a كما يلي:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][RCOO^-]}{[RCOOH]}$$

$$[RCOO^-] = \frac{0.1 \times 1 \times 10^{-7}}{3 \times 10^{-6}} = = 3.3 \times 10^{-3}\ M$$

احسب عدد مولات الملح المضافة كما يلي:

$$M_{(RCOOH)} = \frac{n}{V}$$

$$n_{(RCOOH)} = M \times V = 3.3 \times 10^{-3} \times 2 = 6.6 \times 10^{-3}\ mol$$

(9

أكتب معادلة تأين كل من الحمض والملح:

$$HNO_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NO_2^-{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$$

$$KNO_{2(S)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} NO_2^-{}_{(aq)} + K^+{}_{(aq)}$$

أ) أحسب تركيز H_3O^+ للمحلول المنظم باستخدام k_a كما يلي:

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

$$4.5 \times 10^{-4} = \frac{[H_3O^+] \times 0.2}{0.3}$$

$$[H_3O^+] = 6.75 \times 10^{-4}\ M$$

$$pH = -\log(6.75 \times 10^{-4}) = 4 - \log 6.75 = 4 - 0.83 = 3.17$$

ب) أحسب تركيز NaOH المضاف ويساوي تركيز OH^- كما يلي:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.1mol}{1} = 0.1\ M$$

عند إضافة القاعدة NaOH فإنها تتأين كلياً ويكون : $[OH^-]= [NaOH] = 0.1\ M$

تتفاعل القاعدة NaOH مع الحمض HNO_2 ويقل تركيزه بمقدار تركيز OH^- ليصبح:

$$[HNO_2] = 0.3 - 0.1 = 0.2\ M$$

ونتيجة لذلك تتكون القاعدة المرافقة NO_2^- ويزداد تركيزها بمقدار تركيز OH^- ليصبح:

$$[NO_2^-] = 0.2 + 0.1 = 0.3\ M$$

أحسب الرقم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة القاعدة كما يلي:

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

$$4.5 \times 10^{-4} = \frac{[H_3O^+] \times 0.3}{0.2}$$

$$[H_3O^+] = 3 \times 10^{-4}\ M$$

$$pH = -\log(3 \times 10^{-4}) = 4 - \log 3 = 4 - 0.48 = 3.52$$

(10

أكتب معادلة تأين كل من القاعدة والملح كما يلي:

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

$$CH_3NH_3Cl_{(S)} \xrightarrow{H_2O} CH_3NH_3^+{}_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

عند إضافة الحمض HCl الى المحلول فان تركيز القاعدة CH_3NH_2 يقل بمقدار تركيز الحمض المضافة (X) ويزداد تركيز الأيون المشترك بالمقدار X نفسه، وبتطبيق ذلك في ثابت التأين يمكن حساب تركيز الحمض المضاف، كما يلي:

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

$$4.4 \times 10^{-4} = \frac{1 \times 10^{-4}\ (0.2 + X)}{(0.3 - X)}$$

$$4.4(0.3 - X) = (0.2 + X)$$

$$X = [HCl] = 0.21\ M$$

أحسب عدد مولات HCl المضاف كما يلي:

$$M_{(HCl)} = \frac{n}{V}$$

$$0.21\ M = \frac{n}{1\ L}$$

$$n_{(HCl)} = 0.21\ mol$$

احسب كتلة الحمض كما يلي:

$$n_{(HCl)} = = \frac{m}{Mr}$$

$$m_{(HCl)} = 0.21\ mol \times 36.5\ g/mol = 7.66\ g$$

11) أ) A ب) B ج) E د) C هـ) B

12)

أ)

$$K_a = \frac{[ClO^-][H_3O^+]}{[HClO]}$$

$$3.5 \times 10^{-8} = \frac{X^2}{0.1}$$

$$X^2 = 0.1 \times 3.5 \times 10^{-8} = 35 \times 10^{-10}$$

وبأخذ جذر الطرفين نجد أن: $X = [H_3O^+] = 5.9 \times 10^{-5}\ M$

ب) محلول HClO

ج) HCOOK

د) الحمض المرافق للقاعدة C_5H_5N

هـ) محلول C_5H_5N

و) محلول $C_2H_5NH_2Cl$

ز)

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

$$HCOONa_{(aq)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} HCOO^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$

احسب ثابت تأين الحمض

$$K_a = \frac{(2 \times 10^{-3})^2}{0.03} = \frac{4 \times 10^{-6}}{3 \times 10^{-2}} = 1.33 \times 10^{-4}$$

احسب تركيز H_3O^+ للمحلول المنظم باستخدام k_a كما يلي:

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

$$1.33 \times 10^{-4} = \frac{[H_3O^+] \times 0.01}{0.03}$$

$$[H_3O^+] = 3.99 \times 10^{-4}\ M$$

$$pH = -\log(3.99 \times 10^{-4}) = 4 - \log 3.99 = 4 - 0.6 = 3.4$$

AWA2EL LEARN 2 BE

13)

أكتب معادلة تأين كل من الحمض والملح:

$$HNO_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NO_2^-{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$$

$$KNO_{2(S)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} NO_2^-{}_{(aq)} + K^+{}_{(aq)}$$

احسب تركيز H_3O^+ كما يلي:

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

$$K_a = [H_3O^+] = 4.5 \times 10^{-4}$$

$$pH = -\log(4.5 \times 10^{-4}) = 4 - \log 4.5 = 4 - 0.65 = 3.35$$

14) أ) تزداد ب) تقل لا تتأثر

15) أ) الحمض HZ

ب) أكتب معادلة لتفاعل محلول الحمض HD والأيون C^-:

$$HD_{(aq)} + C^-{}_{(aq)} \rightleftharpoons HC_{(aq)} + D^-{}_{(aq)}$$

– الزوجين المترافقين في المحلول : (HD/D^-) , (C^-/HC)

– الجهة التي يرجحها الاتزان في التفاعل هي جهة المواد الأضعف، أي جهة المواد المتفاعلة.

ج) القاعدة المرافقة الأضعف: C^-

د)

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

$$[OH^-] = \frac{K_b\,[B]}{[BH^+]} = \frac{1 \times 10^{-6} \times 1}{0.5} = 2.0 \times 10^{-6}\ M$$

أحسب $[H_3O^+]$ باستخدام ثابت تأين الماء K_w كما يلي:

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2.0 \times 10^{-6}} = 0.5 \times 10^{-8}\ M$$

رقم الفقرة	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
رمز الإجابة الصحيحة	ب	ج	أ	ب	د	ج	ب	د	ج	د	د	ج	د	د

أسئلةُ تفكير

1) يُبَيِّنُ الجدولُ المجاورُ ثلاثةَ محاليل لقواعد ضعيفة مختلفة التركيز، أدرُسُها، ثمَّ أُجيبُ عن الأسئلة الآتية:

القاعدة	$[OH^-]$	تركيز المحلول
A	$1 \times 10^{-5} M$	0.1 M
B	$1 \times 10^{-3} M$	0.01 M
C	$1 \times 10^{-5} M$	1 M

أ) أُرَتِّبُ القواعدَ حسبَ قيم ثابت تأيُّنها K_b.

ب) أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني لمحلول القاعدة A.

ج) أُحَدِّدُ الملح الذي له أقلُّ رَقْمٍ هيدروجيني؛ AHCl أم BHCl.

د) أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني لمحلول مكوَّن منَ القاعدة C والملح CHCl ، تركيزُ كلٍّ منهما 0.2 M، عند إضافة 0.01 mol منَ الحِمض HCl إلى 0.5 L منَ المحلول.

2) محلول منظّم يتكوَّن منَ القاعدة CH_3NH_2 تركيزُها 0.2 M والملح CH_3NH_3Cl تركيزُه 0.4 M. علمًا أنَّ $K_b=4.5 \times 10^{-4}$ ، $\log 4.4 = 0.64$ ، $Mr_{(HI)} = 128$ g\mol (أهمل تغير الحجم) أحسب:

أ) قيمة pH للمحلول.

ب) كتلة الحِمض HI اللازم إضافتها إلى 800 mL منَ المحلول لتصبح pH=10.

3) محلول منظّم يتكوَّن منَ الحِمض HNO_2 تركيزُه 0.3 M والملح KNO_2 تركيزُه 0.2 M (أهمل تغير الحجم). أحسب:

أ) قيمة pH للمحلول. علمًا أنَّ $K_a=4.4 \times 10^{-4}$.

ب) قيمة pH للمحلول السابق إذا أُضيف 0.1 mol منَ الحِمض HCl إلى لتر منه.

ج) عدد مولات NaOH اللازم إضافتها إلى 1 L منَ المحلول لتصبح pH تساوي 4.

4) جرى تحضيرُ محلول منظّم منَ الحِمض H_2CO_3 والملح $NaHCO_3$ بالتركيز نفسه، فكان $[H_3O^+]=4.3 \times 10^{-7}$ M. أُجيبُ عن الأسئلة الآتية:

1 – أحسبُ قيمة ثابت التأيُّن K_a للحِمض H_2CO_3.

2 – أكتبُ صيغة الأيون المشترك.

3 – أحسبُ النسبة $\frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$ لتكون قيمة pH للمحلول تساوي 7.45، وهي القيمة المناسبة ليؤدي الدمُ وظيفته في الجسم (علمًا أنَّ $\log 3.55 = 0.55$).

أسئلةُ تفكير

5) أذيب 1.12 g من القاعدة KOH في كمية من الماء حتى أصبح حجم المحلول 1 L، فاذا لزم 14 mL من هذا المحلول للتعادل مع 20 mL من محلول الحمض HCl، أحسب تركيز محلول HCl (الكتلة المولية للقاعدة KOH = 56 g\mol)

6) اعتمـــاداً على الجـــدول المجـاور الذي يبيّن قيـم ثابت التأيّن (K_a) لعدد من الحموض الضعيفة بالتركيز نفسه 0.25 M، أُجيبُ عنِ الأسئلة الآتية:

صيغة الحمض	قيمة K_a
HA	3.2×10^{-8}
HB	7.5×10^{-3}
HC	4.0×10^{-10}
HD	6.3×10^{-5}

1 – أي من محاليل هذه الحموض له أقل قيمة pH؟

2 – أُحَدِّدُ الزوجين المترافقين من الحمض والقاعدة عند تأين حمض HD في الماء.

3 – أي من محاليل أملاح البوتاسيوم لهذه الحموض له أقل قيمة pH ؟

4 – **أتوقعُ** الجهةَ التي يُرَجِّحُها الاتزانُ في التفاعل الآتي: $HA_{(aq)} + D^-_{(aq)} \rightleftharpoons HD_{(aq)} + A^-_{(aq)}$

5 – أحسبُ قيمة pH لمحلول الحمض HC .

7) جرى تحضيرُ محلول منظم من القاعدة الضعيفة (B) التي تركيزها 0.3 M والملح (BHCl) بالتركيز نفسه، فإذا علمت أن $K_b = 2 \times 10^{-4}$ ، أجيب عن الأسئلة التالية:

1 – أحسبُ pH للمحلول المنظم الناتج.

2 – أحسبُ قيمة pH عند إضافة 0.1 mol من الحمض HCl إلى لتر من المحلول المنظم السابق. علمًا أن $\log 5 = 0.7 , \log 2 = 0.3$ (أهمل تغير الحجم).

السؤال (1):

أ) B > A > C

ب) أكتب معادلة تأين القاعدة:

$$A_{(S)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons AH^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

وبما أن $[OH^-] = [AH^+] = X$ ، أكتب قانون ثابت التأين كما يلي:

$$K_b = \frac{[OH^-][AH^+]}{[A]}$$

لحساب الرقم الهيدروجيني لمحلول القاعدة، أحسب تركيز OH^- باستخدام ثابت التأين K_b كما يلي:

$$1 \times 10^{-9} = \frac{X^2}{0.1}$$

$$[OH^-] = \sqrt{1 \times 10^{-10}} = 1 \times 10^{-5}\ M$$

أحسب تركيز H_3O^+ باستخدام ثابت تأين الماء K_w كما يلي:

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

$$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-5}} = 1 \times 10^{-9}\ M$$

أحسب الرقم الهيدروجيني باستخدام العلاقة: $pH = -\log [H_3O^+]$

$$pH = -\log 1 \times 10^{-9} = 9$$

ج) الملح الذي له أقلُّ رَقْمٍ هيدروجيني؛ AHCl.

د) أكتب معادلة تأين القاعدة ومعادلة تفكك الملح:

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

$$CHCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow CH^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

أحسب تركيز HCl المضاف ويساوي تركيز H_3O^+ كما يلي:

$$M_{HCl} = \frac{n}{V} = \frac{0.01}{0.5} = 0.02\ M$$

عند إضافة الحمض HCl فإنه يتأين كلياً ويكون : $[H_3O^+] = [HCl] = 0.02\ M$

يتفاعل الحمض HCl مع القاعدة C ويقل تركيزها بمقدار تركيز H_3O^+ ليصبح:

$$[C] = 0.2 - 0.02 = 0.18\ M$$

ونتيجة لذلك يتكون الحمض المرافق CH^+ ويزداد تركيزه بمقدار تركيز H_3O^+ ليصبح:

$$[CH^+] = 0.2 + 0.02 = 0.22\ M$$

أحسب $[OH^-]$ و pH للمحلول بعد إضافة الحمض كما يلي:

$$[OH^-] = \frac{K_b\,[C]}{[CH^+]} = \frac{1 \times 10^{-10} \times 0.22}{0.18} = 0.8 \times 10^{-10}\ M$$

أحسب $[H_3O^+]$ باستخدام ثابت تأين الماء K_w كما يلي:

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.8 \times 10^{-10}} = 1.25 \times 10^{-4}\ M$$

أحسب الرقم الهيدروجيني pH للمحلول كما يلي:

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(1.25 \times 10^{-4}) = 4 - 0.09 = 3.91$$

AWA2EL LEARN 2 BE

السؤال (2) : أ) أطبق ثابت تأين القاعدة K_b لحساب تركيز OH^-:

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

$$4.4 \times 10^{-4} = \frac{[OH^-] \times 0.4}{0.2}$$

$$[OH^-] = 2.2 \times 10^{-4} M$$

أحسب تركيز H_3O^+ باستخدام ثابت تأين الماء K_w :

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2.2 \times 10^{-4}} = 4.5 \times 10^{-11}\ M$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 4.5 \times 10^{-11} = 11 - \log 4.5 = 11 - 0.65 = 10.35$$

ب) أكتب معادلة تأين القاعدة وتفكك الملح كما يلي:

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

$$CH_3NH_3Cl_{(S)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} CH_3NH_3^+{}_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

أستخدم pH لحساب تركيز H_3O^+ :

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

أحسب تركيز OH^- باستخدام ثابت تأين الماء K_w :

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-10}} = 1 \times 10^{-4}\ M$$

أحسب تركيز الحمض HI المضاف كما يلي :

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

$$4.4 \times 10^{-4} = \frac{1 \times 10^{-4}(0.4 + X)}{0.2 - X}$$

$$4.4\ (0.2 - X) = 0.4 + X$$

$$X = 0.09\ M$$

$$M_{(HI)} = \frac{n_{(HI)}}{V}$$

$$n_{(HI)} = 0.09 \times 0.8 = 0.072\ mol$$

$$n_{(HI)} = \frac{m_{(HI)}}{M_r}$$

$$m_{(HI)} = 0.072 \times 128 = 9.2\ g$$

السؤال (3) :أ) أكتب معادلة تأين كل من الحمض والملح:

$$HNO_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NO_2^-{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$$

$$KNO_{2(S)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} NO_2^-{}_{(aq)} + K^+{}_{(aq)}$$

أحسب تركيز H_3O^+ باستخدام k_a كما يلي:

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

$$4.5 \times 10^{-4} = \frac{[H_3O^+] \times 0.2}{0.3}$$

$$[H_3O^+] = 6.75 \times 10^{-4}\ M$$

$$pH = -\log(6.75 \times 10^{-4}) = 4 - \log 6.75 = 4 - 0.83 = 3.17$$

ب) أحسب تركيز HCl المضاف ويساوي تركيز H_3O^+ كما يلي:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.1mol}{1} = 0.1\ M$$

عند إضافة حمض HCl فإنه يتأين كلياً ويكون : $[H_3O^+] = [HCl] = 0.1\ M$

يتفاعل HCl مع القاعدة NO_2^- ويقل تركيزها بمقدار تركيز H_3O^+ ليصبح:

$$[NO_2^-] = 0.2 - 0.1 = 0.1\ M$$

ونتيجة لذلك يتكون الحمض HNO_2 ويزداد تركيزه بمقدار تركيز H_3O^+ ليصبح:

$$[HNO_2] = 0.3 + 0.1 = 0.4\ M$$

$$4.5 \times 10^{-4} = \frac{[H_3O^+] \times 0.1}{0.4}$$

$$[H_3O^+] = 1.8 \times 10^{-3}\ M$$

أحسب الرقم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة الحمض كما يلي:

$$pH = -\log(1.8 \times 10^{-3}) = 3 - \log 1.8 = 3 - 0.26 = 2.74$$

ج) أحسب تركيز H_3O^+ باستخدام العلاقة: $[H_3O^+] = 10^{-pH}$

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

تتفاعل القاعدة NaOH مع حمض HNO_2 ويقل تركيزه بمقدار تركيز OH^- وكذلك يزداد تركيز NO_2^- بنفس المقدار،

$$4.5 \times 10^{-4} = \frac{1 \times 10^{-4} \times (0.2 + [NaOH])}{0.3 - [NaOH]}$$

$$4.5 \times (0.3 - X) = 0.2 + X$$

$$X = 0.21\ M$$

$$n = M \times V$$

$$n = 0.21M \times 1\ L = 0.21\ mol$$

السؤال (4) : أ) أكتب معادلة تأين الحمض وتفكك الملح كما يلي:

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

$$NaHCO_{3\,(S)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} HCO_3^-{}_{(aq)} + Na^+{}_{(aq)}$$

احسب ثابت تأين الحمض (K_a) كما يلي:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$$

$$[HCO_3^-] = [H_2CO_3]$$

$$K_a = H_3O^+ = 4.3 \times 10^{-7}$$

ب) الأيون المشترك HCO_3^-

ج) احسب النسبة $\frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$ كما يلي:

أحسب تركيز H_3O^+ عندما يكون الرقم الهيدروجيني للمحلول يساوي 7.45

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-7.45} = 10^{(-7.45+8)-8} = 10^{0.55} \times 10^{-8} = 3.55 \times 10^{-8}\ M$$

$$\frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = \frac{K_a}{[H_3O^+]} = \frac{4.3 \times 10^{-7}}{3.55 \times 10^{-8}} = 12$$

السؤال (5): أحسب أولاً عدد مولات القاعدة، ثم أحسب تركيز محلول الحمض HCl، كما يلي:

$$n_{(KOH)} = = \frac{m_{(KOH)}}{Mr_{(KOH)}} = \frac{1.12}{56} = 0.02\ mol$$

$$n_{(KOH)} = n_{(HCl)}$$

$$M_{(KOH)} \times V_{(KOH)} = M_{(HCl)} \times V_{(HCl)}$$

$$0.02 \times 0.014 = M_{(HCl)} \times 0.02$$

$$M_{(HCl)} = 0.014\ M$$

السؤال (6)

1) محلول الحمض *HB*

2) $HD_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons D^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

الزوج الأول: الحمض HD / وقاعدته المرافقة D^-

الزوج الثاني: القاعدة H_2O / وحمضها المرافق H_3O^+

3) املاح البوتاسيوم لهذه الحموض هي املاح قاعدية أقلها pH هو ملح الحمض HB ، وهو الملح KB .

4) الاتزان يرجح الجهة التي تحتوي المواد الأضعف وهي جهة المواد المتفاعلة.

5)

$$K_a = \frac{[H_3O^+][C^-]}{[HC]}$$

$$[H_3O^+][C^-] = X$$

$$4 \times 10^{-10} = \frac{X^2}{0.25}$$

$$X = [H_3O^+] = \sqrt{1 \times 10^{-10}} = 1 \times 10^{-5}\ M$$

$$pH = -\log(1 \times 10^{-5}) = 5$$

السؤال (7) 1)

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

$$[OH^-] = K_b = 2 \times 10^{-4}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-4}} = 5 \times 10^{-11}\ M$$

$$pH = -\log(5 \times 10^{-11}) = 11 - \log 5 = 11 - 0.7 = 10.3$$

2)

$$[HCl] = 0.1\ M$$

$$K_b = \frac{[OH^-]([BH^+] + 0.1)}{[B] - 0.1}$$

$$2 \times 10^{-4} = \frac{[OH^-](0.3 + 0.1)}{0.3 - 0.1}$$

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

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-4}} = 1 \times 10^{-10}\ M$$

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

د بلاز نوټ