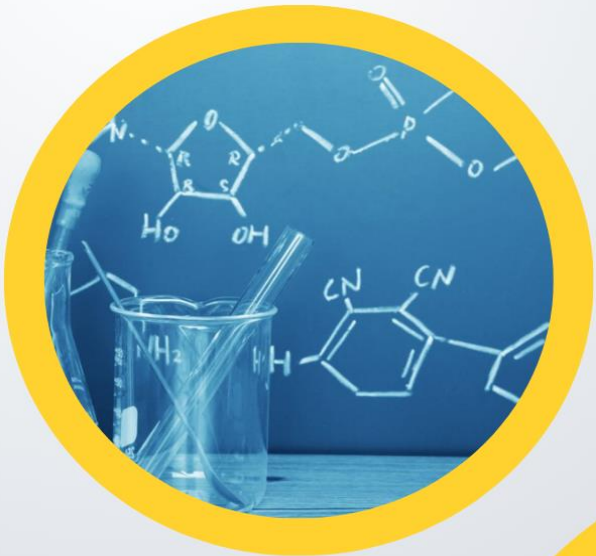
الرشد في الكيمياء



الوحدة الأولى: الحموض والقواعد

توجيهي 2007

الفصل الأول

الأستاذ: رمزي القرالة
0788801226

تجربة استهلالية | خصائصُ الحمض والقاعدة

التحليلُ والاستنتاج:

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

يتحول لون ورقة الكاشف العام إلى اللون الأحمر في محلول حمض الهيدروكلوريك، وإلى اللون الأزرق في محلول هيدروكسيد الصوديوم.

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

يجب أن تكون أقل من (7) لمحلول الحمض وأكثر من (7) لمحلول القاعدة

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

يلاحظ ارتفاع في درجة حرارة المحلول الناتج عن خلط محلول الحمض مع محلول القاعدة، وتفسير ذلك حدوث تفاعل تعادل بين محلول الحمض والقاعدة، وهو تفاعل طارد للحرارة ما سبب ارتفاع درجة حرارة المحلول الناتج.

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

يكون الرقم الهيدروجين للمحلول الناتج يساوي 7.

الدرس 1 الحموض والقواعد

مقدمة:

توجد الحموضُ والقواعد في كثير منَ المواد الغذائيّة، وهي تعطي الأطعمة طعمًا حامضًا أو لاذعا مثلا:

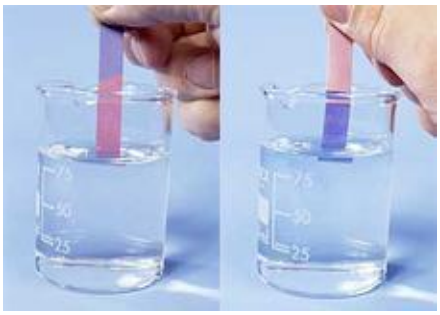
- الليمون والبرتقال والطماطم تحتوي على حموض، مثل السيتريك، الذي يكسبُها الطعم الحمضي.
- تحتوي المشروبات الغازيّة على حِمض الكربونيك.

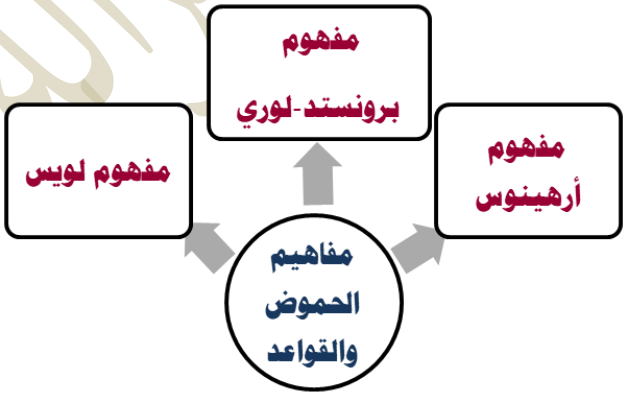
تؤثر الحموضُ في الكواشف المختلفة، فهي تحوّلُ لونَ ورقة تبّاع الشمس الزرقاء إلى اللون الأحمر.

أمّا القواعدُ فتوجد في كثير منَ الموادّ الغذائيّة، مثل الخضراوات، كالسبانخ والبروكلي والخيار، وبعض الفواكه، مثل التفاح والمشمش والفراولة، وتدخلُ القواعد في صناعة المنظفات، فمثلاً يُستعمل هيدروكسيد الصوديوم في صناعة المنظفات المنزليّة، وصناعة الصابون، وتتميَّزُ القواعد بطعمها المُرِّ وملمسها الزَّلِق وتأثيرها في الكواشف، فهي تحوّلُ لونَ ورقة تبّاع الشمس الحمراء إلى اللون الأزرق.

صفات الحموض والقواعد:

الحموض	القواعد
- ذات طعم حمضي لاذع - كاوية وحارقة للجلد - محاليلها موصلة للتيار الكهربائي - تحول ورقة عباد الشمس الزرقاء إلى اللون الأحمر	- ذات طعم مرّ - كاوية وحارقة للجلد - محاليلها موصلة للتيار الكهربائي - تحول ورقة عباد الشمس الحمراء إلى اللون الأزرق - ملمسها صابوني





مفهوم أرهينيوس

- تمكَّنَ العالِمُ أرهينيوس من وضع تصوُّر حول مفهوم كلٍّ منَ الحِمض والقاعدة، عن طريق دراسته التوصيل الكهربائيّ لمحاليل الموادّ الأيونيّة.

حِمضُ أرهينيوس:

الحِمض: **مادّةٌ تتأيَّنُ في الماء وتنتج أيونَ الهيدروجين** (H^+) .

أمثلة:

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

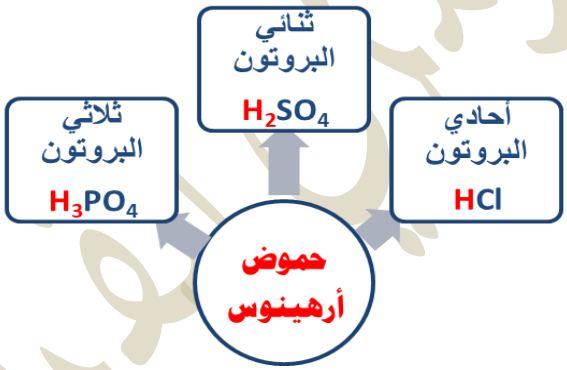
$$HClO_4 \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + ClO_4^-$$

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

الجدول (1): بعض حموض أرهينيوس.

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

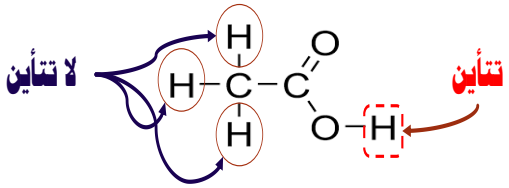
- وهذا ينطبقُ على جميع حموض أرهينيوس؛ فهي تحتوي على ذرّة هيدروجين أو أكثر، ترتبط برابطة تساهميّة قطبيّة بذرّة أخرى ذات سالبيّة كهربائيّة عالية نسبيًّا أو مجموعة أيونيّة؛ ممّا يسمح لها بالتأيُّن في المحلول المائي.



- **فسّر**: يعد حمض الإيثانويك CH_3COOH أحادي البروتون ؟؟؟؟

نجد أن حمض الإيثانويك يحتوي على ثلاث ذرّات هيدروجين مرتبطة بذرّة الكربون **ليس لها القدرة على التأيُّن**؛ لأنَّ الروابط بينها غيرُ قطبيّة ممّا يمنع تأيُّنَها. وهناك ذرّة هيدروجين أخرى مرتبطة بذرة الأكسجين ذات السالبيّة الكهربائيّة العالية، وهي الوحيدة التي تتأيَّنُ في المحلول؛ ولذلك يُصَنَّفُ على أنه حِمضٌ أُحادي البروتون.

$$CH_3COOH_{(l)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)} \quad (H_2O)$$



❖ صنف أرهينيوس الحموض والقواعد حسب قدرتها على التأين في المحلول إلى (حموض/قواعد) قوية أو ضعيفة.

حموض/قواعد أرهينوس

(حموض/قواعد) قوية	(حموض/قواعد) ضعيفة
تتأين بشكل كلي عند إذابتها في الماء (تركيز الأيونات الناتجة كبير)	تتأين بشكل جزئي عند إذابتها في الماء. (تركيز الأيونات الناتجة قليل)
السهم الواحد في المعادلة (⟶) للدلالة على أنه (حمض/قاعدة) قوي	السهمين المتعاكسين (⇌) للدلالة على انه (حمض/قاعدة) ضعيف
تعتبر موصل قوي للتيار الكهربائي بسبب قدرتها العالية على التأين	تعتبر موصل ضعيف للتيار الكهربائي بسبب قدرتها الضعيفة على التأين

حموض قوية (للحفظ)

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

$HBr \xrightarrow{H_2O} H^+ + Br^-$

$HI \xrightarrow{H_2O} H^+ + I^-$

$HNO_3 \xrightarrow{H_2O} H^+ + NO_3^-$

$HClO_4 \xrightarrow{H_2O} H^+ + ClO_4^-$

$H_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} H^+ + HSO_4^-$

حموض ضعيفة

$HF \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + F^-$

$HNO_2 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + NO_2^-$

$HCN \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + CN^-$

$H_2S \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + HS^-$

$HClO \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + ClO^-$

$HClO_3 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + ClO_3^-$

$H_2CO_3 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + HCO_3^-$

$H_3PO_4 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + H_2PO_4^-$

$HCOOH \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + HCOO^-$

الربط مع الزراعة حِمض الكبريتيك H_2SO_4

عرف العربُ حِمض الكبريتيك في القرن الثامن الميلادي؛ فقد اكتشفه العالِمُ جابر بن حيّان وأطلق علية اسمَ زيت الزاج. يستخدم حِمضُ الكبريتيك في المجال الزراعي لزيادة حموضة التربة، كما يستخدم لمعالجة ملوحتها، وفي تطهيرها منَ الفطريات.

قاعدةُ أرهينيوس:

القاعدة: هي مادّةٌ تتأيَّنُ في الماء وتنتج أيونَ الهيدروكسيد (OH^-)

- قواعد أرهينيوس كُلِّها تحتوي على أيون الهيدروكسيد، فبعضها يحتوي على أيون هيدروكسيد واحد، مثل هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) وبعضها يحتوي على أيوني هيدروكسيد، مثل هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$.
- القواعد القوية: تتأين بشكل كلي عند إذابتها في الماء.
  - السهم الواحد في المعادلة (→) للدلالة على انه حمض قوي أو قاعدة قوية
  - تعتبر موصل قوي للتيار الكهربائي بسبب قدرتها العالية على التأين (تركيز الأيونات الناتجة كبير)

للحفظ

قواعد أحادية الهيدروكسيد

$$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$$
$$LiOH \xrightarrow{H_2O} Li^+ + OH^-$$
$$KOH \xrightarrow{H_2O} K^+ + OH^-$$

قواعد ثنائية الهيدروكسيد

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

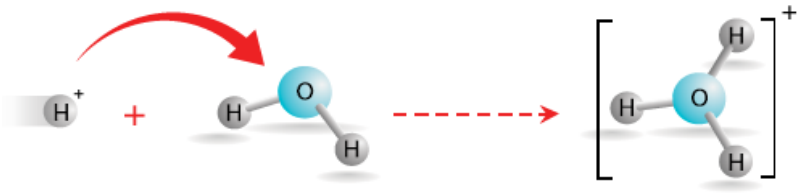
الشكلُ (1): موادُّ تحتوي على الحُموض.

الشكلُ (2): موادُّ تحتوي على القواعد.

أيونُ الهيدرونيوم:

يتأيَّنُ الحِمضُ في المحلول وينتج أيونَ الهيدروجين (H^+) الذي يتكوَّنُ منَ بروتونٍ واحد فقط، وهو جسيم صغير جدًّا يحمل شحنة كهربائيّة عالية جدًّا مقارنةً بكتلته، فلا يمكن أن يوجد منفردًا في المحلول؛ إذ يرتبط أيونُ الهيدروجين بجزيء ماء **برابطة تناسقيّة** مكوّنًا **أيونَ الهيدرونيوم** كما في المعادلة الآتية:

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



الجدول (2): بعض قواعد أرهينيوس.

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

يمكن التعبير عن أيون الهيدروجين في المحلول باستخدام أيون الهيدرونيوم (H_3O^+) كما في الآتي:

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

ملاحظة: حسب تعريف أرهينيوس:

- **لكي تُعد المادة حمضاً يجب أن تحتوي على أيون الهيدروجين (H^+).**
- **لكي تُعد المادة قاعدة يجب أن تحتوي على أيون الهيدروكسيد (OH^-).**

جوانب قصور تعريف أرهينيوس للحموض والقواعد:

- **اقتصرت دراسته فقط الحموض والقواعد في المحاليل المائية فقط.**
- **لم يتمكن من تفسير السلوك القاعدي لبعض المواد التي لا تحتوي في تركيبها على أيون الهيدروكسيد مثل الأمونيا NH_3.**
- **عجز عن تفسير الخواص الحمضية والقاعدية لمحاليل لكثير من الأملاح مثل: NH_4Cl و $NaNO_2$.**

✓ أتحقَّق:

1- أُصَنِّفُ الموادَّ الآتية إلى حموضٍ وقواعدَ وفقَ مفهوم أرهينيوس:

$HClO_4$, KOH , HNO_3 , $HCOOH$, $Sr(OH)_2$

حمض | قاعدة | حمض | حمض | قاعدة

2- أكتبُ معادلة تبيِّنُ التأثيرَ القاعدي لهيدروكسيد البوتاسيوم KOH.

$$KOH \rightarrow K^+ + OH^-$$

مفهومُ برونستد - لوري

قَدَّمَ مفهومُ أرهينيوس تفسيرًا مقبولً لسلوك كثير منَ الحموض والقواعد، إلّا أنه لم يتمكَّن من تفسير كثير من تفاعلاتها، سواء في المحاليل أو في الحالة الغازيّة. كتفاعل حمض الهيدروكلوريك مع الأمونيا؛ فالأمونيا قاعدة لا تحتوي على أيون الهيدروكسيد (OH^-) .

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

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

لقد تمكن العالمان برونستد ولوري من وضع تصوُّر جديد لمفهومي الحِمض والقاعدة بالاعتماد، على انتقال البروتون H^+ (أيون الهيدروجين) منَ الحِمض إلى القاعدة في أثناء التفاعل، وبذلك فقد قدَّما تعريفًا أكثرَ شمولً لكلٍّ منَ الحِمض والقاعدة.

الحِمض: مادّةٌ يمكنها منحُ بروتون واحد أو أكثرَ في أثناء التفاعل (مانح للبروتون).

القاعدة: مادّةٌ يمكنها استقبالُ بروتون واحد أو أكثرَ في أثناء التفاعل (مستقبل للبروتون).

مثال 1 : عند إذابة كلوريد الهيدروجين HCl في الماء فإنه يمنح البروتونَ (H^+) ويمثِّلُ الحِمض، بينما يستقبل الماء البروتونَ ويمثِّلُ القاعدة كالآتي :

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

مثال 2 : عند إذابة الأمونيا NH_3 في الماء فإنها تستقبلُ البروتونَ (H^+) منَ الماء.

وبهذا فإنها تمثِّلُ القاعدة، في حين يمثِّلُ الماءُ الحِمضَ في التفاعل، كما في المعادلة الآتية:

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

مثال 3 : عند خلط محلول HCl معَ محلول من NH_3 ينتقل البروتونُ (H^+) من HCl والذي يمثل الحمض إلى NH_3 والذي يمثل القاعدة، كما في المعادلة الآتية :

$$\underset{\text{مستقبل}}{NH_{3(aq)}} + \underset{\text{مانح}}{HCl_{(aq)}} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

✓ أتحقَّق: أُحَدِّدُ الحِمضَ والقاعدة في التفاعلين الآتيين:

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

N_2H_4: مستقبل (قاعدة)، H_2O: مانح (حمض)

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

$HCOOH$: مانح (حمض)، H_2O: مستقبل (قاعدة)

سِرُّ الطعم المُرّ للأدوية

يتكوَّنُ العديد منَ الأدوية من قواعدَ تسمّى الأمينات، وهي موادُّ عضويّةٌ تُشتقُّ منَ الأمونيا NH_3 ، فالمستخلص المُرُّ من لِحاء الكينا مادّةٌ تسمّى الكينين، وهو منَ الأمينات، وقد استُخدم في مكافحة الملاريا، كما يُستخدم في صناعة الماء المنعش.

الأزواجُ المترافقة:

القاعدة المرافقة: هي المادّةُ الناتجة عن منح الحمض للبروتون.

الحمض المرافق: هي المادة الناتجة عن استقبال القاعدة للبروتون.

الحمض المرافق = صيغة القاعدة + (H^+)

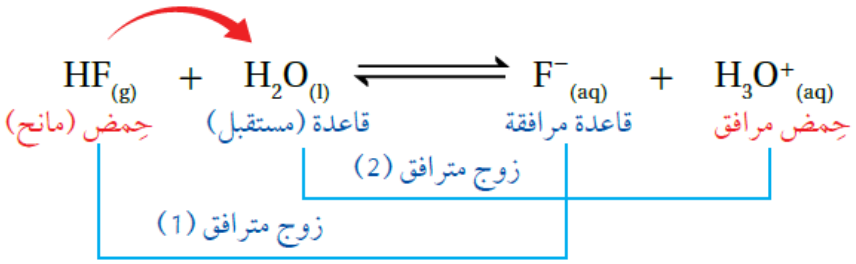
القاعدة المرافقة = صيغة الحمض – (H^+)

يُسَمّى الحِمضُ وقاعدتُهُ المرافقة، أو القاعدةُ وحِمضُها المرافق، زوجًا مرافقا

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

HCl: مانح (حِمض)، CH_3NH_2: مستقبل (قاعدة)، $CH_3NH_3^+$: حِمض مرافق، Cl^-: قاعدة مرافقة

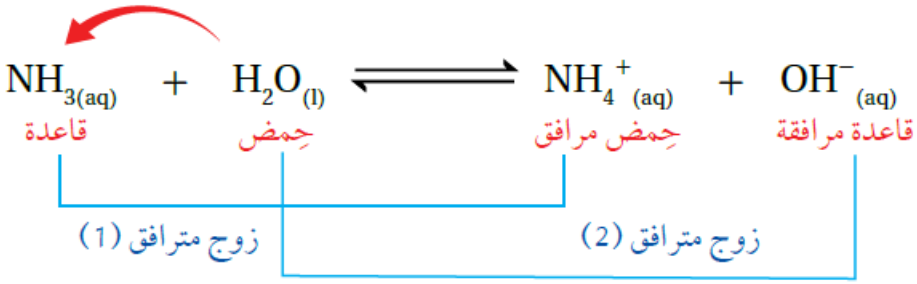
مثال: تفاعل حمض الهيدروفلوريك مع الماء، كما في المعادلة الآتية:



يشتمل هذا التفاعل على زوجين مترافقين، هما:

- الحِمض وقاعدته المرافقة (HF/F^-)
- القاعدة وحمضها المرافق (H_2O/H_3O^+)

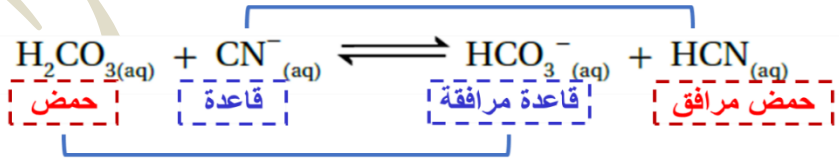
مثال: تفاعل الأمونيا مع الماء ، كما في المعادلة الآتية:

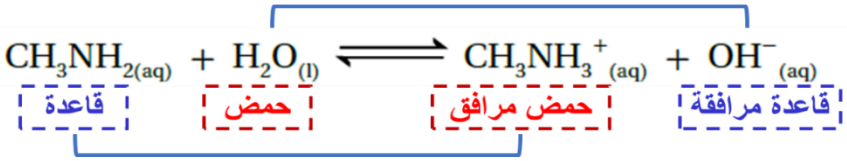


يشتمل هذا التفاعل على زوجين مترافقين، هما:

- الحِمض وقاعدته المرافقة (H_2O/OH^-)
- القاعدة وحمضها المرافق (NH_3/NH_4^+)

✓ أتحقَّق: أُحَدِّدُ الزوجين المترافقين في كلٍّ منَ التفاعلين الآتيين:





قوة الحمض والقاعدة:

ترتبط قوة الحمض بقدرته على التأين ومنح البروتون، حيث:

- الحمض القوي يتأين كلياً في المحلول ويتجه التفاعل نحو تكوين المواد الناتجة بنسبة عالية، وهذا يشير إلى عدم حدوث تفاعل عكسي؛ لذلك يعبر عن التفاعل بسهم باتجاه واحد.

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

حمض — قاعدة — حمض مرافق — قاعدة مرافقة

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

حمض — قاعدة — حمض مرافق — قاعدة مرافقة

- الحموض الضعيفة تتأين جزئياً في المحلول، ويكون التفاعل منعكساً، وتبقى تراكيز المواد المتفاعلة في المحلول عالية مقارنة بتراكيز المواد الناتجة، ويعبر عن التفاعل بسهم باتجاهين.

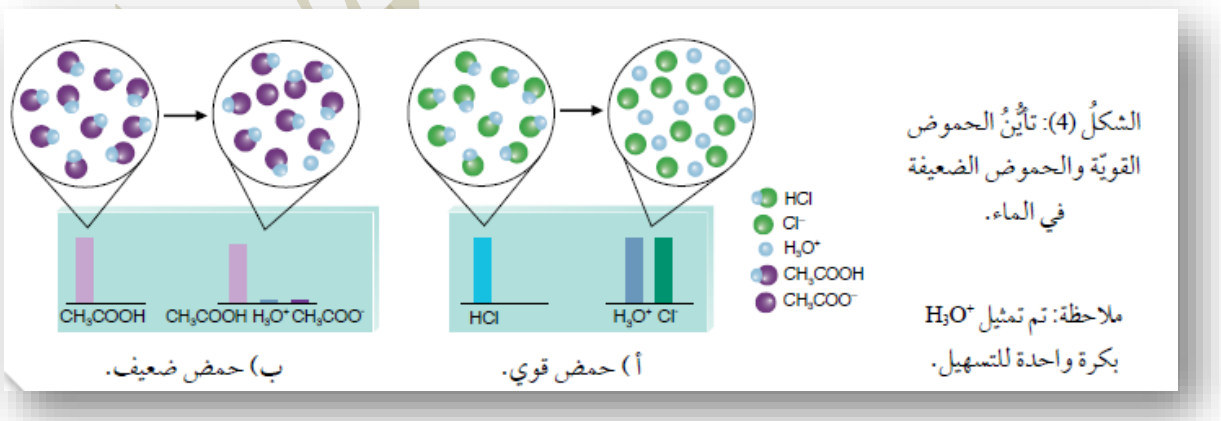
- كلّما زادت قوَّةُ الحِمض قلّت قوَّةُ القاعدة المرافقة الناتجة عنه، وأنَّ التفاعل يتَّجِه نحو تكوين الموادّ الأضعف؛ أي أنَّ موضع الاتزان يُزاح جهة الموادّ الأضعف في التفاعل.
- القاعدة القوية يكون حِمضُها المرافق ضعيفًا، وكلّما زادت قوَّةُ القاعدة قلّت قوَّةُ الحِمض المرافق الناتج عنها.

الجدول (3): العلاقة بين قوَّة الحموض وقوة قواعدها المرافقة.

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

تزايد قوة القاعدة — تزايد قوة الحمض

* الجدول للاطّلاع؛ ليس الحفظ.



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

ملاحظة: تم تمثيل H_3O^+ بكرة واحدة للتسهيل.

أ) حمض قوي. ب) حمض ضعيف.

✓ أتحقَّق: اعتمادًا على الجدول (3)، أُجيب عنِ الأسئلة الآتية:

1- أُحَدِّدُ الحِمض الأقوى بين الحموض الآتية:

HNO_2, HBr, H_2CO_3

2- أُحَدِّدُ أيَّ الحموض الآتية تكون قاعدتُهُ المرافقة هي الأقوى:

HI, H_2S, HF

3- أُحَدِّدُ الجهة التي يُزاح نحوَها الاتزانُ في التفاعل الآتي:

$$HNO_{2(aq)} + CN^-_{(aq)} \rightleftharpoons NO_2^-{}_{(aq)} + HCN_{(aq)}$$

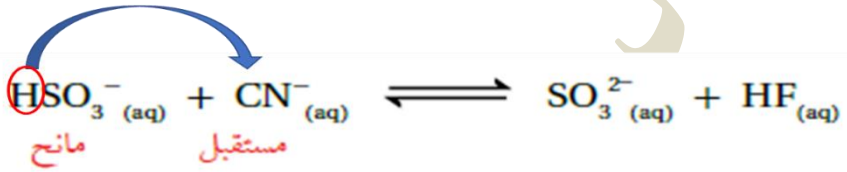
ينزاح الاتزان نحو اليمين

المواد الأمفوتيرية:

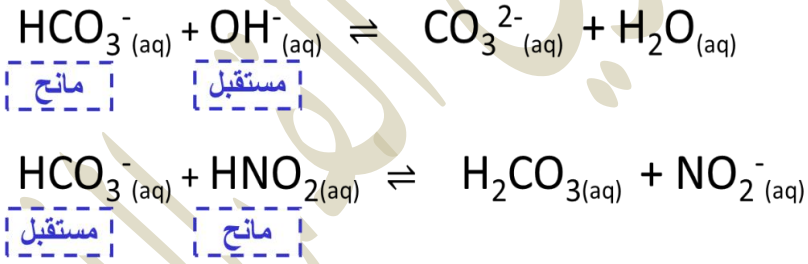
يتأثر سلوكُ المادّة كحِمض أو قاعدة وفقَ مفهوم برونستد - لوري تبعًا لطبيعة الموادّ التي تتفاعل مَعَها وقدرتها على منح البروتون أو استقباله، فبعض الموادّ تسلُكُ كحِمض في تفاعل وتسلُكُ كقاعدة في تفاعلٍ آخَرَ، وتسمّى موادَّ أمفوتيريّة أو مُتردِّدة. مثل الماء

وهناك العديدُ منَ الأيونات السالبة المحتوية على الهيدروجين والقادرة على منحه في التفاعل تسلُكُ سلوكًا أمفوتيريًّا، مثل الأيونات: $HSO_3^-, HCO_3^-, H_2PO_4^-, HS^-$

وَتُستثنى من ذلك أيونات OH^-، وأيونات الكربوكسيل، مثل: $HCOO^-$ و CH_3COO^-.



✓ أتحقَّق: أكتبُ معادلتين كيميائيتين أُوَضِّحُ فيهما سلوكَ الأيون HCO_3^- معَ كلٍّ من OH^- و HNO_2.



أسباب قصور مفهوم برونستد – لوري:

- لم يوضح كيفية ارتباط البروتون بالقاعدة
- لم يستطع تفسير العديد من تفاعلات الحموض والقواعد التي لا تشتمل على انتقال للبروتون، مثل تفاعل CO_2 مع الماء، وتفاعلات الأيونات الفلزية مع الماء أو الأمونيا وغيرها.

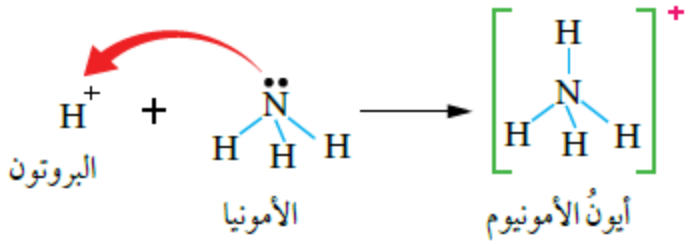
مفهوم لويس

- درس لويس تفاعلات الحموض والقواعد التي لا تشتملُ على انتقال للبروتون، ووضع تصوُّرًا جديدًا لمفهوم الحِمض والقاعدة بالاعتماد على انتقال أزواج الإلكترونات منَ القاعدة إلى الحمض.

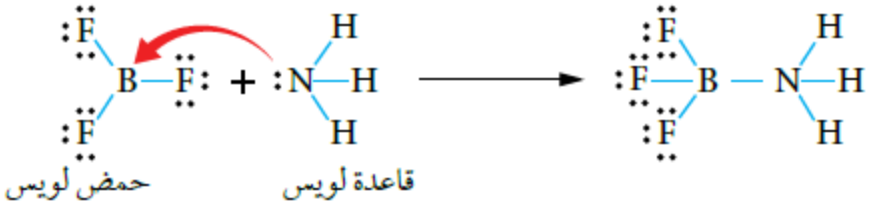
الحِمض: هو مادّةٌ يمكنُها استقبالُ زوج أو أكثرَ منَ الإلكترونات في أثناء التفاعل.

القاعدة: هي مادّة يمكنُها منحُ زوج أو أكثرَ منَ الإلكترونات في أثناء التفاعل.

- **مثال**: تفاعل الأمونيا NH_3 مع حمض الهيدروكلوريك HCl، حيث تمنح ذرة النيتروجين N في الأمونيا زوج من الإلكترونات غير المرتبطة لأيون الهيدروجين (البروتون) الذي يمتلك فلكاً فارغاً، وتنشأ بينهما رابطةٌ **تناسقيّة**، ويتكوَّنُ أيونُ الأمونيوم موجبُ NH_4^+ .

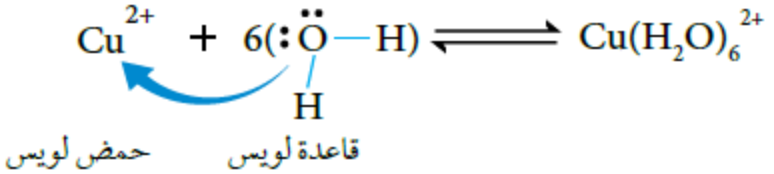


- تفاعل الأمونيا NH_3 مع ثلاثي فلوريد البورون BF_3 ، كما في التفاعل الآتي :



- تمكَّنَ لويس من تفسير تكوين الأيونات المعقدة التي تنتُجُ من تفاعل أيونات الفلزّات معَ جزيئات مثل الماء أو الأمونيا أو مع أيونات أخرى مثل CN^- وغيرها.

مثال: تفاعل أيون النحاس Cu^{2+} مع الماء لتكوين الأيون $Cu(H_2O)_6^{2+}$



✓ أتحقَّق:

1- أُحَدِّدُ الحِمضَ والقاعدة حَسَبَ مفهوم لويس في كلٍّ منَ التفاعلات الآتية:

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

حمض — قاعدة

$$B(OH)_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons B(OH)_4^{-}{}_{(aq)} + H^{+}_{(aq)}$$

حمض — قاعدة

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

حمض — قاعدة

2- أُحَدِّدُ الحِمضَ والقاعدة اللذين يتكوَّنُ منهما كلٌّ منَ الأيونين:

$Ag(CN)_2^-$: Ag^+ حمض، CN^- قاعدة

$Ni(NH_3)_6^{2+}$: Ni^{2+} حمض، NH_3 قاعدة

استخدام القواعد في حياتنا اليوميّة.

تُستخدَمُ كثيرٌ منَ القواعد في حياتنا اليوميّة، مثل هيدروكسيد الصوديوم، الذي يُستخدَمُ في صناعة المنظفات والصابون ومساحيق الغسيل وسائل الجلي، أمّا هيدروكسيد الكالسيوم فَيُستخدَمُ في صناعة الإسمنت، ومعالجة مياه الصرف الصحي، ومعالجة حموضة التربة الزراعيّة، كما يُضافُ إلى العلف لتحسين تغذية المواشي.

ثلاثي فلوريد البورون BF_3

يُحَضَّرُ صناعيًّا بعدَّة طرق، منها تسخينُ البورون معَ معدن الفلوريت CaF_2 بوجود حِمض الكبريتيك، ويصنع منه ما بين 2300 إلى 4500 طن سنويًّا، وهو غازٌ سامٌّ عديمُ اللون يُستخدَمُ في تحفيز العديد منَ التفاعلات العضويّة وتحفيز عمليات البلمرة للمركَّبات العضويّة غير المشبعة.

قوة الحمض:

- **كلما ازادت قوة الحمض ازداد توصيله للتيار الكهربائي وبالتالي تزداد شدة الإضاءة.**
- **كلما ازدادت قوة الحمض كلما ازدادت شدة تفاعله مع الفلزات وبالتالي يزداد تصاعد غاز الهيدروجين.**
- **كلما ازدادت قوة الحمض قلت قيمة الرقم الهيدروجيني.**

حموض وقواعد لويس

حموض لويس

- مركبات عنصر البريليوم (Be): $BeCl_2$ / BeF_2 / $Be(OH)_2$
- مركبات عنصر البورون (B): BF_3 / BH_3 / BCl_3
- أيونات العناصر الانتقالية الموجبة: Ag^+ / Cu^{2+} / Co^{2+} / Fe^{3+}

قواعد لويس

- مركبات الأكسجين: OF_2 / H_2O / Cl_2O
- مركبات النيتروجين: NF_3 / NH_3
- مركبات الفسفور: PF_3 / PCl_3 / PH_3
- أيونات العناصر السالبة: O^{2-} / S^{2-} / Br^- / I^-

مفاهيم الحموض والقواعد

مفهوم أرهينوس

- الحمض: مادّةٌ تتأيَّن في الماء وتنتج أيون الهيدروجين (H^+).
- القاعدة: هي بأنها مادّةٌ تتأيَّن في الماء وتنتج أيون الهيدروكسيد (OH^-)

مفهوم برونستد-لوري

- الحمض: مادّةٌ يمكنها منح بروتون واحد أو أكثر في أثناء التفاعل (مانح للبروتون).
- القاعدة: مادّةٌ يمكنها استقبال بروتون واحد أو أكثر في أثناء التفاعل (مستقبل للبروتون).

مفهوم لويس

- الحمض: هو مادّةٌ يمكنُها استقبالُ زوج أو أكثر من الإلكترونات في أثناء التفاعل.
- القاعدة: هي مادّة يمكنُها منحُ زوج أو أكثر من الإلكترونات في أثناء التفاعل.

مراجعة الدرس

1 - أُوَضِّحُ المقصود بكل ممّا يأتي:

حمض أرهينيوس	مادة تتأين في الماء وتنتج أيون الهيدروجين
حمض برونستد-لوري	مادة يمكنها منح بروتون واحد أثناء التفاعل
قاعدة لويس	مادة يمكنها منح زوج او أكثر من الإلكترونات في أثناء التفاعل
مادة أمفوتيرية	هي المواد التي تسلك سلوكاً حمضياً في بعض تفاعلاتها وتسلك سلوكاً قاعدياً في تفاعلات أخرى

2- أُكمِلُ الجدولَ الآتي باستخدام الأُسس التي اعتمد عليها مفهومُ الحِمض والقاعدة:

المفهوم	الحمض	القاعدة
أرهينيوس	ينتج أيون H^+	ينتج أيون OH^-
برونستد - لوري	يمنح بروتون H^+	يستقبل بروتون H^+
لويس	يستقبل أزواج إلكترونات	يمنح أزواج إلكترونات

3 - أُفَسِّرُ:

-السلوكَ الحِمضي لمحلول حِمض $HClO_4$ حَسَبَ مفهوم أرهينيوس.

يعد $HClO_4$ حمض لأنه مادة تتأين في الماء وتنتج أيون الهيدروجين H^+

-السلوكَ القاعدي لمحلول $C_2H_5NH_2$ حَسَبَ مفهوم برونستد - لوري.

تعد $C_2H_5NH_2$ قاعدة لأنها يمكنها استقبال بروتون في أثناء التفاعل H^+.

- يُعَدُّ الحِمض HBr حمضًا قويًّا بينما يُعَدُّ HNO_2 حمضًا ضعيفًا.

يعتبر HBr حمض قوي لأنه يتأين كلياً ويعتبر HNO_2 ضعيف لأنه يتأين جزئياً .

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

H_2SO_3 , HI, KOH , HF , NH_3 , N_2H_4

حمض ضعيف | حمض قوي | قاعدة قوية | حمض ضعيف | قاعدة ضعيفة | قاعدة ضعيفة

5- أُحَدِّدُ الأزواجَ المترافقة في التفاعلين الآتيين:

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

حمض | قاعدة | قاعدة مرافقة | حمض مرافق

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

حمض | قاعدة | قاعدة مرافقة | حمض مرافق

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

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

حمض — قاعدة

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

تتفاعل كقاعدة

$$H_2PO_4^-{}_{(aq)} + HNO_{2(aq)} \rightleftharpoons H_3PO_{4(aq)} + NO_2^-{}_{(aq)}$$

مستقبل — مانح

تتفاعل كحمض

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

مانح — مستقبل

الدرس 2 الرقم الهيدروجيني ومحاليل الحموض والقواعد القوية

محاليلُ الحموض والقواعد القويّة:

- تحتوي المحاليل المائيّة على أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ وأيونات الهيدروكسيد OH^- الناتجة منَ التأيُّن الذاتي للماء .
- تنتج أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ نتيجة إذابة الحمض في الماء، وتنتج أيونات الهيدروكسيد OH^- من إذابة القاعدة في الماء .

التأين الذاتي للماء:

- **هو سلوك بعض جُزيئات الماء كحموض وبعضَها الآخر يسلك كقواعد في الماء نفسه.**
- **تبت علمياً بأن الماء النقي يوصل التيار الكهربائي بدرجة ضئيلة جداً؛ وهذا مؤشر على وجود أيونات موجبة وأيونات سالبة مسؤولة عن ذلك.**
- **مصدر هذه الأيونات هو التأين الذاتي للماء؛ بحيث يمكن لجزيء الماء أن يمنح بروتون (H^+) لجزيء ماء آخر، أي يسلك جزء الماء سلوكاً حمضياً والجزيء الآخر يسلك سلوكاً قاعدياً.**
- **لذلك يحتوي الماء على تراكيز متساوية من أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ وأيونات الهيدروكسيد OH^- .**

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

- **تركيز هذه الأيونات صغير جداً ويمكن حسابها باستخدام ثابت الاتزان للتفاعل:**

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

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

❖ ثابت تأين الماء (K_W) : هو ثابت الاتزان لتأين الماء ويساوي (1×10^{-14}) عند درجة حرارة 25°C .

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

$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1\times10^{-7}\,M$$

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

❖ العلاقة بين تركيز $[H_3O^+]$ و تركيز $[OH^-]$ هي علاقة عكسية ؛ أي كلما زاد تركيز $[H_3O^+]$ قل تركيز $[OH^-]$.
❖ عند إضافة الحمض إلى الماء النقي يزداد تركيز $[H_3O^+]$ ويقل تركيز $[OH^-]$.
❖ عند إضافة القاعدة إلى الماء النقي يزداد تركيز $[OH^-]$ ويقل تركيز $[H_3O^+]$.

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

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

$$M = \frac{n_{(Mol)}}{V_{(L)}}$$

$$n_{(Mol)} = \frac{m}{M_r}$$

$$M = \frac{m_{(g)}}{Mr\times V_{(L)}}$$

الكتلة — التركيز — الكتلة المولية — الحجم

مثال 1: أحسب تركيز H_3O^+ في محلول يحتوي على أيونات OH^- تركيزُها $1 \times 10^{-3}M$

المعطيات:

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

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

الحل:

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

مثال 2: أحسب تركيز OH^- في محلول يحتوي على أيونات H_3O^+ تركيزها $1 \times 10^{-9}M$

$$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-9}\,M$$

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

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

✓ أتحقَّق: يُبَيِّنُ الجدولُ الآتي تراكيز H_3O^+ و OH^- لثلاثة محاليل. أكمل الفراغات في الجدول بما يناسبها:

المحلول	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	تصنيف المحلول
المحلول الأول	$1\times10^{-2}\,M$		
المحلول الثاني		$1\times10^{-7}\,M$	
المحلول الثالث		$1\times10^{-4}\,M$	

محاليلُ الحموض القويّة:

❖ ترتبط قوة الحِمض بقدرته على التأيُّن ومنح البروتون في التفاعل، فعند إذابة الحِمض في الماء يتأيَّن وَيُنتجُ أيونَ الهيدرونيوم H_3O^+ وأيونًا آخَرَ سالبًا.

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

❖ **عند إضافة حمض قوي للماء فإنه يتأين كلياً، ويؤدي إلى زيادة تركيز أيونات H_3O^+ ، وبما أن الماء يحتوي على أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ وأيونات الهيدروكسيد OH^- في حالة اتزان مع جزيئات الماء غير المتأينة ؛ فإن موضع الاتزان في الماء يزاح – وفق لمبدأ لوتشاتليه – نحو اليسار؛ ولذلك يقل تركيز أيونات OH^- ، ويبقى ثابت تأين الماء K_W ثابتاً.**

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

❖ **وبما أن تركيز أيونات H_3O^+ الناتجة من التأين الذاتي للماء يكون صغيرا جدا مقارنة بتركيزها من الحمض القوي يتم إهمالها ؛ أي أن :**

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

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

الجدول (5): أشهر الحموض القويّة.

اسم الحِمض	صيغته الكيميائيّة
البركلوريك	$HClO_4$
الهيدرويوديك	HI
الهيدروبروميك	HBr
الهيدروكلوريك	HCl
النيتريك	HNO_3

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

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

مثال3: أحسب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^- في محلول يحتوي على $1 \times 10^{-3}\ M$ من حِمض الهيدروبروميك HBr.

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

الحل:

معادلة تأيُّن الحِمض

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

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

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

مثال4: أحسب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^- في محلول جرى تحضيرُهُ بإذابة **0.02 mol** من حِمض البيركلوريك $HClO_4$ في **400 mL** من الماء.

تحليل السؤال:

معادلة تأيُّن الحِمض

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

عدد مولات $HClO_4$ (n) $= 0.02$ mol

حجم المحلول (v) $= 400$ mL $= 0.4$ L

المطلوب: حساب تركيز H_3O^+ وتركيز OH^-

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

الحل:

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

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-2}} = 2.0 \times 10^{-13}\ M$$

✓ أتحقَّق:

أحسب تركيزَ H_3O^+ وتركيزَ OH^- في محلول حِمض النيتريك HNO_3 تركيزه $0.04\ M$

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

$$[H_3O^+] = [HNO_3] = 0.04 = 4 \times 10^{-2}\ M$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} \qquad [OH^-] = \frac{(1 \times 10^{-14})}{(4 \times 10^{-2})}$$

$$[OH^-] = 2.5 \times 10^{-13}\ M$$

محاليلُ القواعد القويّة:

- تتأيَّنُ القواعدُ القويّة كُلِّيًا في الماء، وينتج أيونُ OH^- وأيونٌ آخَرُ موجب.
- عند إضافة قاعدة قوية للماء فإنها تتأين كلياً، ويؤدي ذلك إلى زيادة تركيز أيونات OH^- .

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

- وفق مبدأ لوتشاتليه إن زيادة تركيز أيونات OH^- في الماء تؤدي إلى إزاحة موضع الاتزان نحو اليسار؛ ولذلك يقل تركيز أيونات H_3O^+ ، ويبقى ثابت تأين الماء K_W ثابتاً.

- وبما أن تركيز أيونات OH^- الناتجة من التأين الذاتي للماء يكون صغيرا جدا مقارنة بتركيزها من القاعدة القوية لذلك يتم إهمالها ؛ أي أن :

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

الجدول (6): أشهر القواعد القويّة.

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

الربطُ مع الصناعة

الشَّحمة Grease

تُستخدَمُ القواعدُ، مثل هيدروكسيد كلٍّ منَ الصوديوم والليثيوم والألمنيوم بسبب ملمسها الزلق، في صناعة ما يُسَمّى بالشُّحوم الصابونيّة (الشَّحمة)، التي تُستخدَمُ في تشحيم الآلات والسيارات وغيرها للتقليل منَ الاحتكاك؛ حيث تُضاف هذه القواعدُ إلى الدهون النباتيّة أو الحيوانيّة لصناعة أنواع مختلفة من تلك الشُّحوم أو ما يُسَمّى بالصابون الشَّحمي، مثل: الصّابون الليثيومي Lithium Grease، والصّابون الصوديومي Sodium Grease.

مثال5: أحسب تركيزَ H_3O^+ وتركيز OH^- في محلول يحتوي على $0.5 \times 10^{-3}\ M$ من هيدروكسيد الليثيوم LiOH.

الحل: القاعدة LiOH قاعدة قويّة تتأيّنُ كُلِّيًّا وفقَ المعادلة الآتية:

معادلة تأيُّن القاعدة:

$$LiOH_{(s)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} Li^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

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

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

✓ أتحقَّق:

أحسب تركيزَ H_3O^+ وتركيزَ OH^- في المحاليل الآتية:

1- محلول القاعدة هيدروكسيد البوتاسيوم KOH الذي تركيزه 0.5 M

$$KOH \rightarrow K^+ + OH^-$$

$$[OH^-] = [KOH] = 0.5 = 5 \times 10^{-1}\ M$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} \qquad [H_3O^+] = \frac{(1 \times 10^{-14})}{(5 \times 10^{-1})} \qquad [H_3O^+] = 2.0 \times 10^{-14}\ M$$

2- محلول جرى تحضيرُهُ بإذابة 8 g من بلورات هيدروكسيد الصوديوم NaOH في 200 mL منَ الماء. علمًا أنَّ $Mr_{(NaOH)} = 40\ g\backslash mol$

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$$

$$M = \frac{m}{Mr \times V} \qquad [NaOH] = \frac{8}{40 \times 0.2} = 1\ M$$

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

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

الرَّقْمُ الهيدروجيني pH والرَّقْمُ الهيدروكسيليpOH

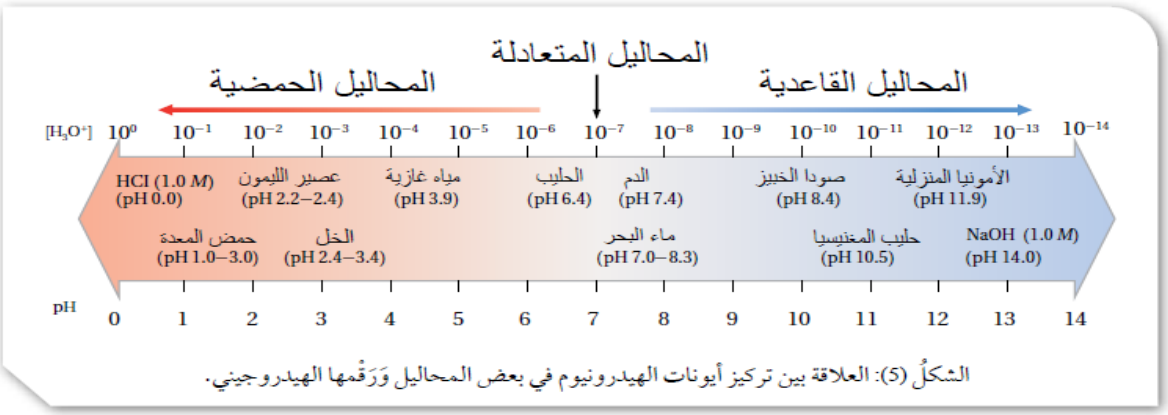
تحتوي المحاليلُ المائيّة على تراكيزَ صغيرةٍ جدًّا من :

- أيونات الهيدرونيوم
  - تُعَبِّرُ عن حموضة المحلول
  - الرَّقْم الهيدروجيني pH
- أيونات الهيدروكسيد
  - تُعَبِّرُ عن قاعديّة المحلول
  - الرَّقْم الهيدروكسيلي pOH

الرَّقْمُ الهيدروجيني pH:

- تعتمد حموضة المحاليل على تركيز أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ فيها .
- يستخدم مفهوم **الرَّقْم الهيدروجيني** للتعبير عن حموضة المحلول.
- **الرقم الهيدروجيني :** هو اللوغاريتم السالب لتركيز أيون الهيدرونيوم في المحلول للأساس **10** . وَيُعَدُّ مقياسًا **كميًّا** لحموضة المحلول، فهو مقياس مُدَرَّجٌ من صفر إلى 14 .

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



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

* الشكل ليس للحفظ.

✓ أتحقَّق:

1- أُحَدِّدُ، بالاعتماد على الشكل (5)، الرَّقْمَ الهيدروجيني للمحاليل الآتية:

أ) محلولٌ تركيزُ H_3O^+ فيه يساوي 10^{-3} M

pH=3 حمض

ب) محلولٌ تركيزُ H_3O^+ فيه يساوي 10^{-12} M

pH=12 قاعدة

أفكّر: أستنتج تركيز المحلول إذا كان رَقْمُهُ الهيدروجيني يساوي صفرًا (pH = 0).

التركيز = 1M

2- أستنتج أيَّ المحلولين السابقين حِمضي وأيهما قاعدي.

الحساباتُ المتعلقة بالرَّقْم الهيدروجيني:

مثال 6: أحسب الرَّقْمَ الهيدروجيني pH لمحلول حِمض النيتريك HNO_3 تركيزه 0.25 M (علماً أن log 2.5 = 0.4).

الحل:

يتأيَّنُ الحِمضُ HNO_3 كُلِّيًّا، كما في المعادلة الآتية:

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

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

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

$$pH = -\log(2.5 \times 10^{-1}) = 1 - \log 2.5 = 1 - 0.4 = 0.6$$

مثال 7: أحسب الرَّقْمَ الهيدروجيني pH لمحلول حِمض البيركلوريك $HClO_4$ تركيزه 0.04 M علمًا أنَّ $\log 4 = 0.6$.

الحل:

يتأيَّنُ الحِمض $HClO_4$ كُلِّيًّا وفقَ المعادلة الآتية:

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

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

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

$$pH = -\log(4 \times 10^{-2}) \quad = 2 - \log 4 = 2 - 0.6 = 1.4$$

ملاحظة :

في بعض الحسابات يكون المطلوب حساب تركيز أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ ، لذلك يمكن استخدام العلاقة الآتية :

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

مثال 8: أحسب $[H_3O^+]$ لعبوة منَ الخلِّ مكتوب عليها أنَّ الرَّقْمَ الهيدروجيني pH يساوي 4

تحليل السؤال: $pH = 4$

المطلوب: أحسب $[H_3O^+]$

الحل:

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

مثال 9: أحسب $[H_3O^+]$ لعبوة من عصير الليمون مكتوب عليها أنَّ الرَّقْمَ الهيدروجيني pH يساوي 2.2 (علمًا أنَّ $\log 6.3 = 0.8$)

تحليل السؤال: $pH = 2.2$

المطلوب: أحسب $[H_3O^+]$

الحل:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \quad = 10^{-2.2}$$

$$= 10^{(-2.2+3)-3} \quad = 10^{0.8} \times 10^{-3} \quad = 6.3 \times 10^{-3}\ M$$

مثال 10: أحسب الرَّقْمَ الهيدروجيني pH لمحلول القاعدة هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزه 0.02 M
علمًا أنَّ $\log 5 = 0.7$

تحليل السؤال: $[NaOH] = 2 \times 10^{-2}\ M$

المطلوب: أحسب pH لمحلول القاعدة

الحل: تتأيَّنُ القاعدة NaOH كُلِّيًّا وفقَ المعادلة الآتية:

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

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

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-2}} = 0.5 \times 10^{-12} = 5 \times 10^{-13}\ M$$

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

$$pH = -\log (5 \times 10^{-13}) = 13 - \log 5 = 13 - 0.7 = 12.3$$

✓ أتحقَّق:

1- أحسب pH لمحلول حِمض الهيدرويوديك HI تركيزه 0.03 M. علمًا أنَّ $\log 3 = 0.48$.

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

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

$[H_3O^+] = [HI] = 0.03 = 3 \times 10^{-2}\ M$

$pH = -\log (3 \times 10^{-2})$

$pH = 2 - \log 3$

$pH = 2 - 0.48$

$pH = 1.52$

2- أحسب $[H_3O^+]$ لعينة من عصير البندورة رَقْمُها الهيدروجيني يساوي 4.3.
علمًا أنَّ $\log 5 = 0.7$.

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

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

$[H_3O^+] = 10^{-4.3-0.7+0.7}$

$[H_3O^+] = 10^{-5+0.7}$

$[H_3O^+] = 10^{0.7} \times 10^{-5}$

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

3- أحسب pH لمحلول القاعدة هيدروكسيد الليثيوم LiOH تركيزه 0.004 M.
علمًا أنَّ $\log 2.5 = 0.4$.

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

$[OH^-] = [LiOH] = 0.004 = 4 \times 10^{-3}\ M$

$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} \rightarrow [H_3O^+] = \frac{(1 \times 10^{-14})}{(4 \times 10^{-3})}$

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

$pH = -\log(2.5 \times 10^{-12})$

$pH = 12 - \log 2.5$

$pH = 12 - 0.4$

$pH = 11.6$

الرَّقْمُ الهيدروكسيلي pOH :

- يستخدم **الرَّقْمُ الهيدروكسيلي pOH** للتعبير عن قاعديّة المحلول.
- الرقم الهيدروكسيلي: هو اللوغاريتم السالب لتركيز أيونات الهيدروكسيد OH^- في المحلول للأساس 10.

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

مثال 11:

أحسب الرَّقْمَ الهيدروكسيلي **pOH** لمحلول القاعدة **KOH** تركيزه **0.01 M**

تحليل السؤال: $[KOH] = 1 \times 10^{-2}\,M$

المطلوب: أحسب الرَّقْمَ الهيدروكسيلي pOH

الحل:

تتأيَّنُ القاعدة القويّة KOH كُلِّيًّا في المحلول، كما في المعادلة:

$$KOH_{(s)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} K^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

ويمكن حسابُ تركيز OH^- في المحلول، كما يأتي:

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

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

$$pOH = -\log (1 \times 10^{-2}) = 2 - \log 1 = 2$$

ملاحظة: **يمكن حساب تركيز أيونات الهيدروكسيد OH^- من خلال العلاقة** :

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

مثال12 :

أحسب $[OH^-]$ لعبوة من حليب المغنيسيا مكتوب عليها أنَّ الرَّقْمَ الهيدروكسيلي **pOH** يساوي **4**

تحليل السؤال:

حليب المغنيسيا مادة قاعديّة؛ فهي تحتوي على تركيز عالٍ نسبيًّا من OH^-

$$pOH = 4$$

المطلوب: أحسب تركيزَ OH^- في الحليب

الحل:

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

✓ أتحقَّق:

1- أحسب الرَّقْمَ الهيدروكسيلي pOH لمحلول هيدروكسيد الليثيوم LiOH تركيزه 0.004 M (علماً أن $\log 4 = 0.6$).

$$LiOH \rightarrow Li^+ + OH^-$$

$$[OH^-] = [LiOH] = 0.004 = 4 \times 10^{-3}\ M$$

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

$$pOH = -\log(4 \times 10^{-3})$$

$$pOH = 3 - \log 4$$

$$pOH = 3 - 0.6$$

$$pOH = 2.4$$

2- أحسب $[OH^-]$ لعبوة مكتوب عليها أنَّ الرَّقْمَ الهيدروكسيلي pOH يساوي 3.2 (علمًا أنَّ $\log 6.3 = 0.8$)

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

$$[OH^-] = 10^{-3.2\ -0.8+0.8}$$

$$[OH^-] = 10^{-4+0.8}$$

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

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

حليب المغنيسيا:

محلول معلَّقٌ من هيدروكسيد المغنيسيوم بنسبة 8 ٪ بالكتلة، يُستخدَمُ في علاج الإمساك وعسر الهضم وحرقة المعدة، وهو متوفر في الصيدليات على شكل حبوب أو سائل، ولا يحتاج استخدامه إلى وصفة طبية.

العلاقة بين pH و pOH :

يرتبط الرَّقْمُ الهيدروجيني pH بتركيز أيونات الهيدرونيوم في المحلول، في حين يرتبط الرَّقْمُ الهيدروكسيلي pOH بتركيز أيونات الهيدروكسيد، وحاصل ضرب تركيز الأيونين في المحلول يعطي قيمة ثابتة، يعبر عنها ثابت تأين الماء K_W بالعلاقة الآتية:

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

إذا أخذنا لوغاريتم الطرفين نجد أنَّ:

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

وبضرب المعادلة بإشارة (−) نحصل على:

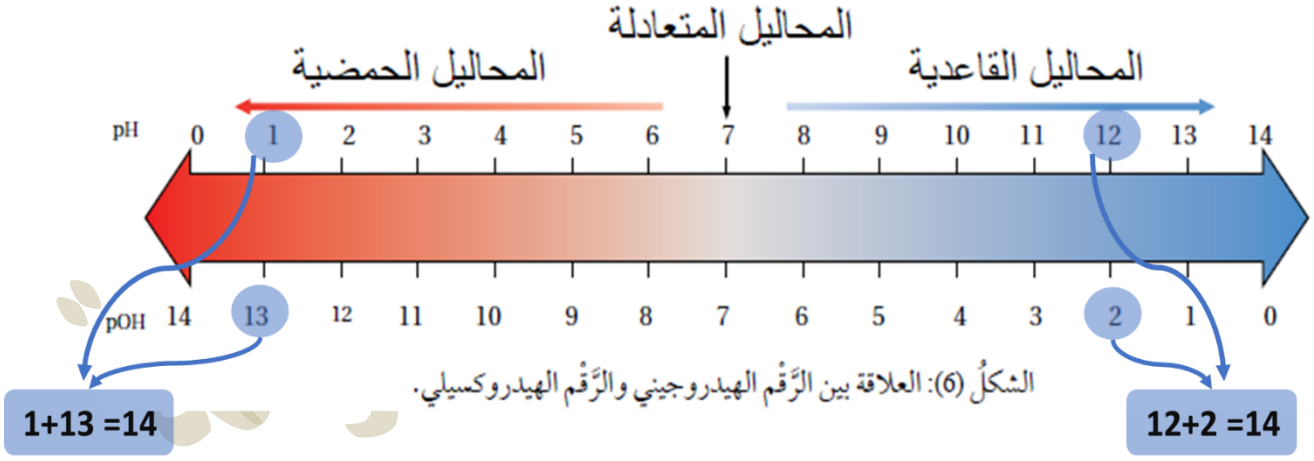
$$-\log[H_3O^+] + (-\log[OH^-]) = 14$$

وحيث إنَّ:

$$pH = -\log[H_3O^+] \quad ، \quad pOH = -\log[OH^-]$$

فإنه يمكن التعبير عن العلاقة السابقة على النَّحو الآتي:

$$pH + pOH = 14$$



الشكلُ (6): العلاقة بين الرَّقْم الهيدروجيني والرَّقْم الهيدروكسيلي.

يمثل مجموع pHوpOH

مثال 13: أحسب الرَّقْمَ الهيدروجيني pH والرَّقْمَ الهيدروكسيلي pOH لمحلول حِمض الهيدروكلوريك HCl، الذي تركيزه $1 \times 10^{-3}\ M$

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

الحل:

أحسب pH للمحلول، كما يأتي:

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

أحسب pOH، كما يأتي:

$$pH + pOH = 14$$
$$3 + pOH = 14$$
$$pOH = 14 - 3 = 11$$

✓ **أتحقَّق:**

أحسب كلًّا من pH و pOH لكلٍّ منَ المحاليل الآتية:

1- محلولٌ تركيزُ أيونات H_3O^+ فيه يساوي $1 \times 10^{-5}\ M$

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

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

$pH + pOH = 14$

$pH = -\log(1 \times 10^{-5})$

$pH = 5 - \log 1$

$pH = 5$

$pOH = 14 - pH$

$pOH = 14 - 5$

$pOH = 9$

2- محلولٌ تركيزُ أيونات OH^- فيه يساوي $1 \times 10^{-4}\ M$

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

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

$pH + pOH = 14$

$pOH = -\log(1 \times 10^{-4})$

$pOH = 4 - \log 1$

$pOH = 4$

$pH = 14 - pOH$

$pH = 14 - 4$

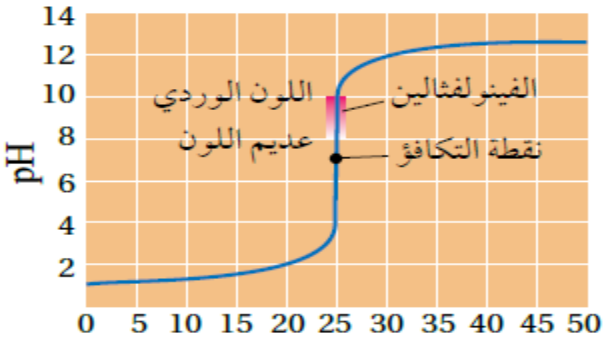
$pH = 10$

معايرةُ حِمض وقاعدة:

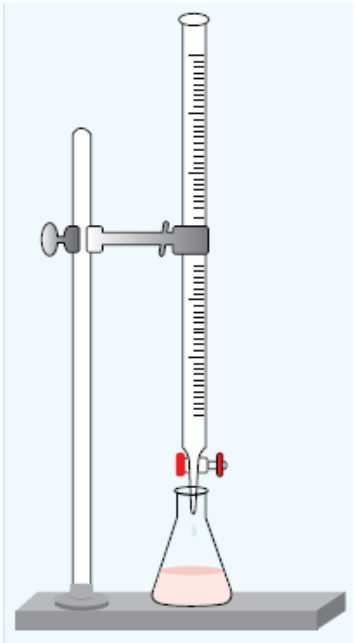
- تفاعلات التعادل: هي التفاعلات التي تحدث بين محلول حِمض ومحلول قاعدة؛ حيث تتعادل أيوناتُ الهيدرونيوم H_3O^+ والهيدروكسيد OH^- في المحلول، وينتج عن ذلك الماء.

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

- أهمية تفاعل التعادل : يُستفاد من تفاعل التعادل في تعيين تركيز مجهول من حِمض أو تركيز مجهول من قاعدة. من خلال عملية تسمى المعايرة.
- **المعايرة: هي عملية يتم فيها إضافة محلولُ قاعدة معلومة التركيز إلى محلول حِمض مجهول التركيز، أو محلول حِمض معلوم التركيز إلى محلول قاعدة مجهول التركيز تدريجيًّا (نقطة بعد نقطة) .**
- **المحلولَ القياسي : هو محلول معلوم التركيز من حِمض أو قاعدة ، يستخدم لتحديد تركيز محلول مجهول منَ الحِمض أو القاعدة .**
- تستمرُّ عمليّة إضافة المحلول القياسي إلى المحلول المجهول حتى الوصول إلى **نقطة التكافؤ** يكون عندها عددُ مولات أيونات الهيدروكسيد OH^- مكافئًا لعدد مولات أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول.
- نقطة التعادل :وهي النقطة التي تتعادلُ عندها تمامًا أيونات الهيدرونيوم معَ أيونات الهيدروكسيد جميعها خلالَ عمليّة المعايرة، ويتكوَّنُ **الملح**، وتكون pH للمحلول تساوي 7. (عند معايرة حِمض قوي وقاعدة قويّة).
- يمكنُ تحديد **نهاية عمليّة المعايرة** باستخدام **كاشف** مناسب يتغيَّرُ لونُهُ عند وصول المعايرة إلى **نقطة التكافؤ**،
- تسمّى النقطةُ التي تُضافُ إلى المحلول ويتغير عندها لونُ الكاشف **نقطةَ النهاية** ، وهي تُحَدِّدُ انتهاءَ عمليّة المعايرة.
- يُستخدم عادة كاشفُ **الفينولفثالين** عند معايرة حِمض قوي بقاعدة قويّة؛ إذ يتغيَّر لونُهُ من (عديم اللون) إلى (اللون الأحمر الوردي) عند مدى منَ الرَّقْم الهيدروجيني (8.2 – 10) .



الشكلُ (7) منحنى معايرة حِمض HCl بالقاعدة NaOH.



مثال 14:

أحسب تركيزَ الحِمض HCl إذا تعادل 250 mL منه تمامًا معَ 200 mL منَ القاعدة NaOH تركيزُها 0.02 M وفقَ المعادلة الآتية: $HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \longrightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

تحليل السؤال:

حجم الحِمض $HCl = 250\ mL = 0.25\ L$

حجم القاعدة $NaOH = 200\ mL = 0.2\ L$

تركيز القاعدة $= 0.02\ M$

المطلوب: أحسب تركيز الحِمض.

الحل:

أحسب عددَ مولات القاعدة

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

عند التعادل يكون عددُ مولات الحِمض مكافئًا عددَ مولات القاعدة؛ أي أنَّ:

عددَ مولات الحِمض يساوي عدد مولات القاعدة، كما يأتي:

$$n_{(HCl)} = n_{(NaOH)}$$

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

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

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

مثال 15:

أحسب حجمَ الحِمض HNO_3 الذي تركيزه 0.4 M ذا تعادل تمامًا مع 20 mL من محلول القاعدة LiOH تركيزُه 0.2 M وفقَ المعادلة الآتية: $HNO_{3(aq)} + LiOH_{(aq)} \longrightarrow LiNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$

تحليل السؤال:

تركيز الحِمض $HNO_3 = 0.4\ M$

حجم القاعدة $LiOH = 20\ mL = 0.02\ L$

تركيز القاعدة $= 0.2\ M$

المطلوب: أحسب حجم الحِمض HNO_3.

الحل:

أحسب عدد مولات القاعدة:

$$n_{(LiOH)} = [LiOH] \times V = 0.2\ M \times 0.02\ L = 0.004\ mol$$

عند التعادل يكون عددُ مولات الحِمض مكافئًا لعدد مولات القاعدة؛ أي أنَّ:

عددَ مولات الحِمض يساوي عدد مولات القاعدة، كما يأتي:

$$n_{(HNO_3)} = n_{(LiOH)}$$

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

$$V = \frac{n}{[HNO_3]} = \frac{(0.004\ mol)}{0.4\ M} = 0.01\ L = 10\ mL$$

✓ أتحقَّق: أحسب تركيزَ القاعدة KOH إذا تعادل 20 mL منها تمامًا معَ 30 mL من محلول الحِمض HBr تركيزُه 0.2 M وفقَ المعادلة الآتية:

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

$$[HBr] \times V_{(HBr)} = [KOH] \times V_{(KOH)}$$

$$(0.2) \times (0.03) = [KOH] \times (0.02)$$

$$[KOH] = \frac{0.2 \times 0.03}{0.02}$$

$$[KOH] = 0.3\ M$$

الكواشف:

- يستخدم الكيميائيون الكواشف لتحديد **نقطة التكافؤ** في أثناء عمليّة المعايرة، ومن ثَمَّ معرفة **نقطة النهاية**.
- **الكواشفُ: هي موادُّ كيميائيّةٌ يتغيَّرُ لونُها حَسَبَ الرَّقْم الهيدروجيني للوسط الذي توجد فيه، فهي تتكوَّنُ من حموضٍ عضويّةٍ ضعيفة أو قواعدَ عضويّةٍ ضعيفة يتغيَّرُ لونُها في مدًى معيَّنٍ منَ الرَّقْم الهيدروجيني.**

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

لون1 — لون 2

وعند إضافة محلول الكاشف HIn إلى محلول حِمض يحتوي على تركيز مرتفع من أيونات H_3O^+ مقارنةً بمحلول الكاشف، فإنَّ التفاعل –وفقًا لمبدأ لوتشاتلييه– سوف يندفع بالاتجاه العكسي في محلول الكاشف للتقليل من تركيز H_3O^+؛ ممّا يقلِّلُ من تركيز الأيون In^- ويختفي لونُهُ (2)، في حين يزداد تركيزُ الكاشف HIn غيرِ المتأيِّن ويظهرُ لونُهُ (1) في المحلول.

آلية عمل الكواشف

أمّا عند إضافة محلول الكاشف إلى محلول قاعدة يحتوي على تركيز عالٍ من أيونات OH^- فإن أيونات H_3O^+ سَتُستَهلَكُ في محلول الكاشف، ووفقًا لمبدأ لوتشاتلييه سوف يندفع التفاعل بالاتجاه الأمامي لتعويض النقص في تركيز H_3O^+ في معادلة الكاشف؛ ممّا يزيد من تركيز الأيون In^- ويظهرُ لونُهُ (2) في المحلول، بينما يقلُّ تركيزُ الكاشف HIn غيرِ المتأيِّن ويختفي لونُهُ (1) منَ المحلول.

- يتغيَّرُ لونُ الكاشف في مدًى معيَّنٍ منَ الرَّقْم الهيدروجيني يعتمدُ على النسبة بين تركيز ما يتأيَّنُ منه إلى نسبته الأصليّة.
- تعتمد دقة نتائج المعايرة على اختيار الكاشف المناسب؛ حيث يجري اختيارُ كاشف يتغيَّرُ لونُهُ عند رَقْم هيدروجيني قريب جدًّا لنقطة التعادل أو التكافؤ.

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

اسم الكاشف	تغيّر لون الكاشف		مدى الرقم الهيدروجيني لتغير 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	زهري	8.2 – 10.0

* الجدول للاطّلاع؛ ليس الحفظ.

- مثلاً، عند معايرة الحِمض HCl وقاعدة NaOH يُستخدمُ كاشفُ الفينولفثالين أوالميثيل الأحمر؛ لأن لونُهما يتغيَّرُ في مدًى قريبٍ من نقطة التعادل.
- تُستخدمُ الكواشفُ لمعرفة فيما إذا كان المحلولُ حِمضيًّا أم قاعديًّا. فمثلًا، يكون الفينولفثالين عديمَ اللون في المحلول الحِمضي بينما يعطي لونًا ورديًّا في المحلول القاعدي.

✓ أتحقَّق:

أستعينُ بالجدول (7) في تحديد لونَ الكاشف في كلٍّ منَ المحاليل الآتية:

1- الميثيل الأحمر في محلول قاعدي. **أصفر**

2- البروموثايمول الأزرق في محلول حمضي. **أصفر**

مراجعة الدرس

س1: الفكرة الرئيسية: بماذا يعبر عن حمضية المحاليل او قاعديتها؟

يعبر عن حمضية المحاليل وقاعديتها بناءً على ما تحتويه هذه المحاليل من أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد؛ حيث يكون تركيز أيونات الهيدرونيوم في المحاليل الحامضية أعلى من تركيز أيونات الهيدروكسيد وفي المحاليل القاعدية يكون تركيز أيونات الهيدروكسيد أعلى من تركيز أيونات الهيدرونيوم.

س2: أوضح المقصود بكل مما يأتي:

- **التأين الذاتي للماء:** هو سلوك بعض جُزيئات الماء كحموض وبعضَها الآخر يسلك كقواعد في الماء نفسه.
- **الرقم الهيدروجيني:** هو اللوغاريتم السالب لتركيز أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول.
- **المعايرة:** هي عملية يتم فيها إضافة محلولُ قاعدة معلومة التركيز إلى محلول حِمض مجهول التركيز، أو محلول حِمض معلوم التركيز إلى محلول قاعدة مجهول التركيز تدريجيًّا (نقطة بعد نقطة) .
- **نقطة النهاية:** النقطة التي تضاف إلى المحلول ويتغير عندها لون الكاشف وهي تحدد انتهاء المعايرة.

س3: أحسبُ تركيز H_3O^+ و OH^- في كلٍّ منَ المحاليل الآتية:

أ) HNO_3 تركيزُه 0.02 M

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

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

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

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

ب) LiOH تركيزُه 0.01 M

$[OH^-] = 0.01 = 1 \times 10^{-2}$ M

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

$[H_3O^+] = \frac{(1 \times 10^{-14})}{(1 \times 10^{-2})}$

$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-12}$ M

س4: 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	حمضي	قاعدي	قاعدي	حمضي	قاعدي

س5: أُفَسِّرُ: يقلُّ تركيزُ OH^- في الماء عند تحضير محلول حِمضي.

عند إضافة الحمض إلى الماء سيتأين وهذا سيؤدي إلى زيادة تركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ وبالتالي سينزاح موضع التفاعل إلى اليسار حسب مبدأ لوتشاتليه و بالتالي سيقل تركيز أيون الهيدروكسيد OH^- .

س6: أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني pH لمحلول حِمض HI تركيزُه 0.0005 M. علمًا أنَّ $\log 5 = 0.7$

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

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

$pH = -\log(5 \times 10^{-4})$

$pH = 4 - \log 5$

$pH = 4 - 0.7$

$pH = 3.3$

س7: أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني pH لمحلول حِمض HBr حُضِّرَ بإذابة 0.81 g منه في 400 mL منَ الماء. علمًا أنَّ الكتلة المولية للحِمض $HBr = 81\ g\backslash mol$ ، $\log 2.5 = 0.4$

$$M_{(HBr)} = \frac{m_{(g)}}{Mr \times V_{(L)}}$$

$$M_{(HBr)} = \frac{0.81}{81 \times 0.4}$$

$$M_{(HBr)} = 0.025 = 2.5 \times 10^{-2}$$

$pH = -\log(2.5 \times 10^{-2})$

$pH = 2 - \log 2.5$

$pH = 2 - 0.4$

$pH = 1.6$

س8: أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروكسيلي والرَّقْمَ الهيدروجيني لمحلول $HClO_4$ تركيزُه 0.008 M

علمًا أنَّ $\log 8 = 0.9$

$[H_3O^+] = 0.008 = 8 \times 10^{-3}$ M

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

$pH + pOH = 14$

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

$pH = 3 - \log 8$

$pH = 3 - 0.9$

$pH = 2.1$

$pOH = 14 - pH$

$pOH = 14 - 2.1$

$pOH = 11.9$

س9: أحسب: يلزم 40 mL من محلول HI الذي تركيزُه 0.3 M لتتعادل تمامًا معَ 60 mL من محلول KOH مجهول التركيز. أحسبُ تركيزَ KOH.

$$[KOH] \times V_{(KOH)} = [HI] \times V_{(HI)}$$

$$[KOH] \times (0.06) = (0.3) \times (0.04)$$

$$[KOH] = \frac{0.3 \times 0.04}{0.06}$$

$$[KOH] = 0.2\ M$$

س10: 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.

$$n_{(LiOH)} = n_{(HCl)}$$

$$[LiOH] \times V_{(LiOH)} = [HCl] \times V_{(HCl)}$$

$$(0.4) \times (0.02) = (0.6) \times (0.02)$$

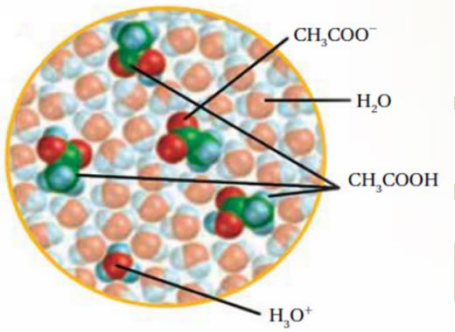
$$(0.008) < (0.012)$$

المحلول حمضي ؛ لأن عدد مولات الهيدرونيوم اكبر من عدد مولات الهيدروكسيد

الدرس 3 الحموض والقواعد الضعيفة

الاتزانُ في محاليل الحموض والقواعد الضعيفة:

- الحموضَ والقواعد الضعيفة تتأيَّنُ جُزئيًا في الماء، يُعَدُّ ذوبانها مثالً على الاتزان الكيميائي.
- يُعَبَّرُ عن حالة الاتزان في المحاليل المائيّة للحموض الضعيفة التي تتأيَّنُ جُزئيًّا باستخدام ثابت تأيُّن الحمض K_a الذي يُعَدُّ مقياسًا **كَمِّيًّا** لتأيُّن الحِمض الضعيف.
- يمكنُ التعبيرُ عن حالة الاتزان لمحاليل القواعد الضعيفة باستخدام ثابت تأيُّن القاعدة K_b ، وهو يُعَدُّ أيضًا مقياسًا **كَمِّيًّا** لتأيُّن القاعدة الضعيفة.



تأيُّنُ حِمض الإيثانويك (الخل) في الماء

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

الاتزانُ في محاليل الحموض الضعيفة:

- تتأيَّنُ الحموضُ الضعيفة جُزئيًّا في الماء، فينتج أيونُ الهيدرونيوم H_3O^+ وأيونٌ آخَرُ سالب.

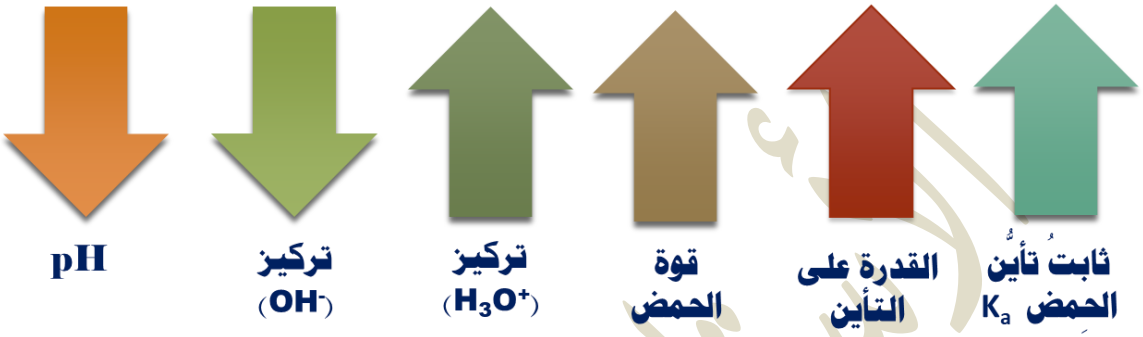
$$HX_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons X^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

حِمض — قاعدة — قاعدة مرافقة — حِمض مرافق

- تكونُ جُزيئات الحِمض غيرُ المتأيِّنة في حالة اتزان معَ الأيونات الناتجة (X^-) و(H_3O^+)، ويكون موضعُ الاتزان في التفاعل **مُزاحًا جهة اليسار**(جهة المواد المتفاعلة)؛ ما يشيرُ إلى أنَّ القاعدة المرافقة (X^-) أقوى منَ القاعدة (H_2O) ؛ وهذا يُمَكِّنُها منَ الارتباط بالبروتون وإعادة تكوين الحِمض بصورة مستمرّة؛ ما يجعلُ تركيزَ الحِمض عاليًا مقارنةً بتركيز الأيونات الناتجة من تأيُّنه.
- يُعبر عن **ثابت تأيُّن الحِمض** على النَّحو الآتي:

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

- يُعَبِّرُ ثابتُ تأيُّن الحِمض عن قوة الحِمض وقدرته على التأيُّن، التي تزداد بزيادة قيمة ثابت تأيُّن الحِمض.
- كلّما زادت قوّة الحِمض زاد تركيزُ (H_3O^+)، فيزداد بذلك ثابتُ تأيُّن الحِمض K_a ، وبهذا يمكن مقارنة قوّة الحموض الضعيفة ببعضها.
- يُستفاد أيضاً من ثابت تأيُّن الحِمض في حساب تركيز (H_3O^+) والرَّقْمِ الهيدروجيني لمحلول الحِمض الضعيف.



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

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

* الجدول للاطّلاع؛ ليس الحفظ.

حِمض الميثانويك

HCOOH أو حِمض الفورميك:

سَخَّرَ الله -عزَّ وجلَّ- هذا الحِمضَ للنمل كي يستخدِمَهُ في كثير منَ المجالات، من مثل الدفاع عن نفسه، فيقذفه في وجه أعدائه، ويفرزه من الفك السُّفلي عند عضِّ فرائسه (لسعات النمل)، ويستخدمه مُطَهِّرًا للحفاظ على أعشاشه نظيفة ولتنظيف صغاره، ويفرزه من المسامِّ الحِمضيّة في بطونه؛ ليرشده في أثناء العودة الى مساكنه.

✓ أتحقَّق:

أدرسُ الجدولَ (8)، ثمَّ أُجيب عنِ الأسئلة الآتية:

1- أُحَدِّدُ الحِمضَ الأقوى: HCOOH أم H_2CO_3

2- أتوقعُ أيُّها له أقلُّ رَقْم هيدروجيني: محلول الحِمض HNO_2 أم محلول الحِمض HClO. علمًا أنَّ لهما التركيز نفسه.

3- أتوقعُ أيَّ محاليل الحموض الآتية يحتوي على أعلى تركيز من أيونات OH^-: CH_3COOH, HClO, HF؟

حسابُ تركيز أيون (H_3O^+) لمحاليل الحموض الضعيفة:

مثال 16:

أحسبُ تركيزَ أيونات H_3O^+ في محلول حِمض الإيثانويك CH_3COOH، الذي تركيزُه $0.1\ M$

علمًا أنَّ $K_a = 1.7 \times 10^{-5}$

تحليل السؤال: $[CH_3COOH] = 0.1\ M$

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

الحل:

أكتبُ معادلة تأيُّن الحِمض:

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

$0.1\ M$	0	0	التراكيز عند البداية
$-x$	$+x$	$+x$	التغيُّر في التراكيز
$0.1-x$	x	x	التراكيز عند الاتزان

أكتبُ قانون ثابت التأيُّن:

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

وبالتعويض في ثابت التأيُّن نجد أنَّ:

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

وبهذا يمكنُ حسابُ تركيز H_3O^+، كما يأتي:

$$[x]^2 = 0.1 \times 1.7 \times 10^{-5} = 1.7 \times 10^{-6}$$

وبأخذ جذرِ الطرفين نجد أنَّ:

$$[H_3O^+] = x = 1.3 \times 10^{-3}\ M$$

✓ أتحقَّق:

أحسبُ تركيزَ أيونات H_3O^+ في محلول حِمض النيتروجين (III) HNO_2، الذي تركيزُه $0.03\ M$

علمًا أنَّ $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$

$$[H_3O^+] = \sqrt{[\text{الحمض}]K_a}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{(3 \times 10^{-2}) \times (4.5 \times 10^{-4})}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{(13.5 \times 10^{-6})}$$

$$[H_3O^+] = 3.67 \times 10^{-3}\ M$$

مثال 17: أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني لمحلول حِمض البنزويك C_6H_5COOH تركيزُه 2 M

علمًا أنَّ $K_a = 6.3 \times 10^{-5}$, $\log 1.12 = 0.05$

تحليل السؤال: $[C_6H_5COOH] = 2\ M$

$K_a = 6.3 \times 10^{-5}$

$\log 1.12 = 0.05$

المطلوب: حساب pH للمحلول.

الحل :

أولاً : نكتب معادلة تأين الحمض

$$C_6H_5COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_6H_5COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

2 M	0	0	التراكيز عند البداية
− x	+ x	+x	التغيُّر في التراكيز
2− x ≈ 2	x	x	التراكيز عند الاتزان

ثانياً : نكتب قانون ثابت التأين :

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

لأن $[H_3O^+] = [C_6H_5COO^-]$

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

ثالثاً: لحساب الرَّقْم الهيدروجيني أحسبُ تركيزَ H_3O^+ باستخدام ثابت التأيُّن k_a ،

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

$$[H_3O^+] = \sqrt{1.26 \times 10^{-4}} = 1.12 \times 10^{-2}\ M$$

رابعاً : نحسب الرقم الهيدروجيني باستخدام العلاقة :

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

$$pH = -\log (1.12 \times 10^{-2}) = 2 - \log 1.12 = 2 - 0.05 = 1.95$$

يمكن حساب $[H_3O^+]$ بطريقة أبسط:

$$[H_3O^+] = \sqrt{[\text{الحمض}]\,K_a}$$

✓ أتحقَّق:

أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني pH لمحلول حِمض الهيدروسيانيك HCN، الذي تركيزُه 0.02 M

علمًا أنَّ $K_a = 4.9 \times 10^{-10}$

$$[H_3O^+] = \sqrt{[\text{الحمض}]K_a}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{(2 \times 10^{-2}) \times (4.9 \times 10^{-10})}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{(9.8 \times 10^{-12})}$$

$$[H_3O^+] = 3.13 \times 10^{-6}\ M$$

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

$$pH = -\log(3.13 \times 10^{-6})$$

$$pH = 6 - \log 3.13$$

$$pH = 6 - 0.49$$

$$pH = 5.51$$

استخدامُ الرَّقْمِ الهيدروجيني لحساب كميّة الحِمض أو ثابت التأيُّن K_a :

مثال 18:

أحسبُ كتلة الحِمض الميثانويك HCOOH اللازمة لتحضير محلول منه حجمُهُ 1 L وَرَقْمُهُ الهيدروجيني 2.7
علمًا أنَّ $Mr = 49\ g\backslash mol\ ,\ K_a = 1.7 \times 10^{-4}\ ,\ \log 2 = 0.3$

تحليل السؤال: $K_a = 1.7 \times 10^{-4}$

$pH = 2.7$

$\text{Log } 2 = 0.3$

$Mr = 46\ g\backslash mol$

المطلوب: حساب كتلة الحِمض.

الحل:

أكتبُ معادلة تأيُّن الحِمض:

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

يُستفادُ من pH في حساب تركيز H_3O^+، كما يأتي:

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

أحسبُ تركيزَ الحِمض باستخدام ثابت التأيُّن، كما يأتي:

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

$$[HCOOH] = \frac{[H_3O^+]^2}{K_a} = \frac{(2 \times 10^{-3})^2}{1.7 \times 10^{-4}} = \frac{4 \times 10^{-6}}{1.7 \times 10^{-4}} = 2.35 \times 10^{-2}\ M$$

لحساب كتلة الحِمض أحسبُ عددَ مولاته في المحلول، كما يأتي:

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

$$2.35 \times 10^{-2} = \frac{n}{1} \rightarrow n = 2.35 \times 10^{-2}\ mol$$

أستخدمُ عددَ المولات لحساب كتلة الحِمض، كما يأتي:

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

$$= 2.35 \times 10^{-2}\ mol \times 46\ g\backslash mol = 1.08\ g$$

الربطُ مع الصناعة

تُعَدُّ شركةُ مناجم الفوسفات الأردنيّة رائدةً في إنتاج حِمض الفوسفوريك H_3PO_4 وحِمض الكبريتيك H_2SO_4 بتقنيّة عالية في منطقة الشيديّة في جنوبي الأردن، حيث تبلغ كميّة الإنتاج من حِمض الفوسفوريك نحوَ 224 ألف طن سنويًّا، وَقُرابة 660 ألف طن متري من حِمض الكبريتيك تُخَزَّنُ في منشأة خاصَّة بمدينة العقبة؛ وبهذا تُعَدُّ الشركة لبنة أساسيّة في بناء الاقتصاد الوطني لِما لها من إسهامات كبيرة في تطوير صناعة التعدين في الأردن.

مثال 19:

أحسبُ ثابتَ تأيُّن حِمض ضعيف HA رَقْمُهُ الهيدروجيني يساوي 3 حُضِّرَ بإذابة 0.1 mol منه في 500 mL منَ الماء.

تحليل السؤال:

$pH = 3$

حجم المحلول (v) $= 500\ mL = 0.5\ L$

المطلوب: حساب ثابت تأيُّن الحِمض K_a.

الحل:

أكتبُ معادلة تأيُّن الحِمض:

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

أحسبُ تركيزَ H_3O^+ باستخدام الرَّقْمِ الهيدروجيني، كما يأتي:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3} = 1\times10^{-3}\ M$$

أحسبُ تركيزَ الحِمض باستخدام عدد مولاته وحجم المحلول، كما يأتي:

$$M = \frac{n}{v} = \frac{0.1}{0.5} = 0.2\ M$$

أحسبُ ثابتَ تأيُّن الحِمض، كما يأتي:

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{[HA]} = \frac{1\times10^{-6}}{0.2} = 5.0\times10^{-6}$$

✓ أتحقَّق:

أحسبُ كتلة حِمض الكبريت (IV) H_2SO_3 اللازمة لتحضير محلول منه حجمُهُ 0.4 L وَرَقْمُهُ الهيدروجيني يساوي 2. علمًا أنَّ $Mr = 82\ g\backslash mol$, $K_a = 1.3\ x\ 10^{-2}$

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

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

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

$$[H_2SO_4] = \frac{[H_3O^+]^2}{K_a}$$

$$[H_2SO_4] = \frac{(1\times10^{-2})^2}{(1.3\times10^{-2})}$$

$$[H_2SO_4] = \frac{(1\times10^{-4})}{(1.3\times10^{-2})}$$

$$[H_2SO_4] = 7.7\times10^{-3}\ M$$

$$n = M\times V$$

$$n = (7.7\times10^{-3})\times(4\times10^{-1})$$

$$n = (3.08\times10^{-3})\ Mol$$

$$m = n\times M_r$$

$$m = (3.08\times10^{-3})\times(82)$$

$$m = 25.25\ g$$

سؤال(وزاري 2015) :

يبين الجدول المجاور عدد من المحاليل الحمضية متساوية التركيز 0.01M لكل منها ومعلومات عن الحمض، ادرسه ثم اجب عن الأسئلة التي تليه:

الحمض	المعلومات
C_6H_5COOH	$K_a = 6\times10^{-5}$
HOCN	$K_a = 1\times10^{-4}$
HNO_2	pH=2.7
HCN	pH=5.7
HF	$[OH^-] = 3.8\times10^{-11}$
HBrO	$[OH^-] = 2.2\times10^{-8}$

1) إيهما اقوى كحمض (HF أم HBrO) ؟
2) ما صيغة القاعدة المرافقة للحمض HNO_2 ؟
3) أي المحلولين يكون فيه $[OH^-]$ اعلى (HNO_2 أم HCN) ؟
4) إيهما اقوى كقاعدة (OCN^- أم CN^-) ؟
5) حدد الجهة التي يرجحها الاتزان عند تفاعل HOCN مع $C_6H_5COO^-$ ؟
6) حدد الأزواج المترافقين من الحمض والقاعدة في التفاعل:

$$HBrO + CN^- \rightarrow BrO^- + HCN$$

7) احسب تركيز $[OH^-]$ في محلول (HCN) علماً بأن Log2=0.3

الحل:

الحمض	pHالمعلومات
C_6H_5COOH	3.12
HOCN	3
HNO_2	2.7
HCN	5.7
HF	3.58
HBrO	6.35

أولاً: نوحد المعلومات أما بحساب: pH أو K_a أو $[OH^-]$ أو $[H_3O^+]$

HBrO HCN HF C_6H_5COOH HOCN HNO_2

تزداد قوة الحمض وتقل قيمة pH

1) إيهما اقوى كحمض (HF أم HBrO) ؟ HF
2) ما صيغة القاعدة المرافقة للحمض HNO_2 ؟ NO_2^-
3) أي المحلولين يكون فيه $[OH^-]$ اعلى (HNO_2 أم HCN) ؟ HCN
4) إيهما اقوى كقاعدة (OCN^- أم CN^-) ؟ CN^-
5) حدد الجهة التي يرجحها الاتزان عند تفاعل HOCN مع $C_6H_5COO^-$ ؟ نحو اليمين
6) حدد الأزواج المترافقين من الحمض والقاعدة في التفاعل:

$$\underbrace{HBrO}_{\text{حمض}} + \underbrace{CN^-}_{\text{قاعدة}} \rightarrow \underbrace{BrO^-}_{\text{قاعدة مرافقة}} + \underbrace{HCN}_{\text{حمض مرافق}}$$

7) احسب تركيز $[OH^-]$ في محلول (HCN) علماً بأن Log2=0.3

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$
$$[H_3O^+] = 10^{-5.7}$$
$$[H_3O^+] = 10^{-5.7+6-6}$$
$$[H_3O^+] = 10^{0.3-6}$$
$$[H_3O^+] = 10^{0.3}\times10^{-6}$$
$$[H_3O^+] = 2\times10^{-6}\ M$$
$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]}$$
$$[OH^-] = \frac{(1\times10^{-14})}{(2\times10^{-6})}$$
$$[OH^-] = 5\times10^{-9}\ M$$

الاتزانُ في محاليل القواعد الضعيفة:

❖ تتأيَّنُ القواعدُ الضعيفة جُزئيًّا في المحلول، فينتج أيونُ الهيدروكسيد OH^- وأيونٌ آخَرُ موجب.

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

قاعدة — حِمض — حِمض مرافق — قاعدة مرافقة

❖ تكون جُزيئات القاعدة غير المتأيِّنة في حالة اتزان معَ الأيونات الناتجة OH^- و BH^+ ويكون موضعُ الاتزان في التفاعل **مُزاحًا جهة اليسار** (جهة المواد المتفاعلة)؛ ما يشيرُ إلى أنَّ الحِمض المرافق (BH^+) أقوى منَ الحِمض H_2O ، ويمكنه منحُ البروتون للقاعدة المرافقة ويعيد تكوين القاعدة (B) في التفاعل باستمرار؛ ما يُبقي تركيزَها عاليًا مقارنةً بتركيز الأيونات الناتجة من تأيُّنها.

❖ يمكن التعبيرُ عن ثابت الاتزان للتفاعل على النَّحو الآتي:

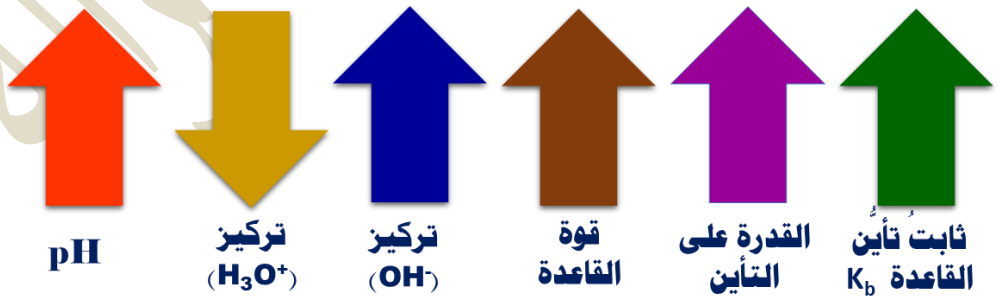
$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

❖ يسمّى ثابتُ الاتزان لتأين القاعدة الضعيفة **ثابت تأين القاعدة ويرمز له K_b .**

❖ يعَدُّ ثابت التأيُّن مقياسًا كَمِّيًّا لقدرة القاعدة على التأيُّن وإنتاج OH^- .

❖ كلَّما زادت قوّة القاعدة زادت قدرتُها على التأيُّن وإنتاج OH^- ، وزاد ثابتُ تأيُّنها K_b ومن ثَمَّ يقلُّ تركيز أيونات H_3O^+ ويزداد بذلك الرَّقْمُ الهيدروجيني pH للمحلول.

❖ وَيُستفادُ من ثابت تأيُّن القاعدة في مقارنة قوّة القواعد الضعيفة ببعضها، وفي حساب تركيز OH^- ، وفي حساب الرَّقْم 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}

* الجدول للاطّلاع؛ ليس الحفظ.

✓ أتحقَّق:

بالرجوع إلى الجدول (9)، أُجيبُ عنِ الأسئلة الآتية:

1- أتوقعُ المحلولَ الذي له أقلُّ رَقْم هيدروجيني NH_3 أم C_5H_5N. علمًا أنَّ لهما التركيز نفسه.

2- أُحَدِّدُ القاعدة الأقوى في الجدول. $C_2H_5NH_2$

3- أُحَدِّدُ القاعدة التي يكون حِمضُها المرافقُ له أقلَّ رَقْم هيدروجيني: CH_3NH_2 أم N_2H_4

حسابُ تركيز أيونات (OH^-) في محلول قاعدة ضعيفة:

يمكن حساب $[OH^-]$ بطريقة أبسط:

$$[OH^-] = \sqrt{[\text{القاعدة}]\, K_b}$$

مثال 20:

تتأيَّنُ الأمونيا في الماء وفقًا للمعادلة الآتية:

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

أحسبُ تركيزَ OH^- في محلول الأمونيا NH_3 تركيزُها 0.2 M. علمًا أنَّ ثابت تأيُّن الأمونيا $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

الحل:

أكتبُ معادلة تأيُّن القاعدة:

$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons$	$NH_4^+{}_{(aq)}$	$OH^-{}_{(aq)}$	
0.2 M	0	0	التراكيز عند البداية
− x	+ x	+x	التغيُّر في التراكيز
0.2− x	x	x	التراكيز عند الاتزان

أكتبُ قانونَ ثابت التأيُّن: $K_b = \dfrac{[OH^-][NH_4^+]}{[NH_3]}$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{[x]^2}{0.2 - x}$$

ونظرًا إلى أنَّ قيمة x صغيرةٌ جدًّا مقارنةً بتركيز القاعدة، فيمكنُ اعتبارُ أنَّ $0.2 - x \approx 0.2$

$$[x]^2 = 0.2 \times 1.8 \times 10^{-5} = 0.36 \times 10^{-5} = 3.6 \times 10^{-6}$$

وبأخذ جذر الطرفين نجد أنَّ: $x = [OH^-] = [NH_4^+] = 1.9 \times 10^{-3} M$

✓ أتحقَّق:

تتأيَّنُ الهيدرازين N_2H_4 ذاتُ التركيز 0.04 M، وفقَ المعادلة الآتية:

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

أحسبُ تركيزَ أيونات OH^- في المحلول. علمًا أنَّ ثابت تأيُّن الهيدرازين $K_b = 1.7 \times 10^{-6}$

$$[OH^-] = \sqrt{[\text{القاعدة}]K_b}$$

$$[OH^-] = \sqrt{(4 \times 10^{-2}) \times (1.7 \times 10^{-6})}$$

$$[OH^-] = \sqrt{(6.8 \times 10^{-8})}$$

$$[OH^-] = (2.6 \times 10^{-4})$$

حسابُ الرَّقْمِ الهيدروجيني pH لمحلول قاعدة ضعيفة:

مثال 21:

أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني لمحلول البيريدين C_5H_5N، الذي تركيزُه $2\ M$

علمًا أنَّ $K_b = 1.4 \times 10^{-9}$, $\log 1.9 = 0.28$

تحليل السؤال: $[C_5H_5N] = 2\ M$

$K_b = 1.4 \times 10^{-9}$

$\log 1.9 = 0.28$

المطلوب: حساب pH للمحلول.

$$[OH^-] = \sqrt{[\text{القاعدة}]\, K_b}$$

$$[OH^-] = \sqrt{(2)(1.4) \times 10^{-9}}$$

$$[OH^-] = \sqrt{2.8 \times 10^{-9}}$$

$$M[OH^-] = 5.3 \times 10^{-5}$$

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

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

$$[H_3O] = \frac{1 \times 10^{14}}{5.3 \times 10^{-5}}$$

$$M[H_3O] = 1.9 \times 10^{-10}$$

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

$$pH = -\log(1.9 \times 10^{-10})$$

$$pH = 10 - \log 1.9$$

$$pH = 10 - 0.28$$

$$pH = 9.72$$

✓ أتحقَّق:

أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني لمحلول الأمونيا NH_3، الذي تركيزُه 0.02 M علمًا أنَّ:

$\log 1.66 = 0.22 \ , \ K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

$[OH^-] = \sqrt{[\text{القاعدة}]K_b}$

$[OH^-] = \sqrt{(2 \times 10^{-2}) \times (1.8 \times 10^{-5})}$

$[OH^-] = \sqrt{(3.6 \times 10^{-7})}$

$[OH^-] = (6 \times 10^{-4})\ M$

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

$[H_3O^+] = \frac{(1 \times 10^{-14})}{(6 \times 10^{-4})}$

$[H_3O^+] = 1.66 \times 10^{-11}\ M$

$pH = -\log(1.66 \times 10^{-11})$

$pH = 11 - \log 1.66$

$pH = 11 - 0.22$

$pH = 10.78$

استخدامُ الرَّقْم الهيدروجيني لحساب كميّة القاعدة أو ثابت التأيُّن K_b:

مثال 22:

الأنيلين قاعدة تُستخدم في صناعة الأصباغ، صيغتُها $C_6H_5NH_2$، تتأيَّنُ في الماء بدرجة ضعيفة، كما في المعادلة:

$$C_6H_5NH_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

أحسبُ ثابت تأيُّن الأنيلين لمحلول منها تركيزُه 4 M يحتوي على أيونات OH^- تركيزها 4.15×10^{-5} M

تحليل السؤال: $[C_6H_5NH_2] = 4\ M$

$[OH^-] = 4.15 \times 10^{-5} M$

المطلوب: حساب ثابت تأين القاعدة (K_b)

الحل: أكتبُ ثابتَ تأيُّن القاعدة:

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

$$K_b = \frac{(4.15 \times 10{-}5)^2}{4} = \frac{17.2 \times 10^{-10}}{4} = 4.3 \times 10^{-10}$$

مثال 23:

تتأيَّنُ القاعدة إيثيل أمين $CH_3CH_2NH_2$ وفقَ المعادلة الآتية:

$$CH_3CH_2NH_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3CH_2NH_3^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

أحسبُ تركيزَ القاعدة في محلول منها رَقْمُهُ الهيدروجيني 10 علمًا أنَّ ثابت تأيُّن القاعدة $K_b = 4.7 \times 10^{-4}$

تحليل السؤال: $pH = 10$

$K_b = 4.7 \times 10^{-4}$

المطلوب: أحسبُ تركيزَ القاعدة

الحل: أكتبُ ثابتَ تأيُّن القاعدة: $K_b = \frac{[OH^-]^2}{[CH_3CH_2NH_2]}$

لحساب تركيز القاعدة يجب حسابُ تركيز $[OH^-]$؛

ولذلك أحسبُ $[H_3O^+]$ باستخدام pH، كما يأتي:

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

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

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

$$[CH_3CH_2NH_2] = \frac{1 \times 10^{-8}}{4.7 \times 10^{-4}} = 2.1 \times 10^{-5}\ M$$

✓ **أتحقَّق:** أحسبُ ثابتَ تأيُّن القاعدة بيوتيل أمين $C_4H_9NH_2$، التي تركيزُها 0.4 M وَرَقْمُها الهيدروجيني يساوي 12

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

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

$$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-12}$$

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

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

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

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{[C_4H_9NH_2]}$$

$$K_b = \frac{(1 \times 10^{-2})^2}{(0.4)}$$

$$K_b = \frac{(1 \times 10^{-4})}{(0.4)}$$

$$K_b = 2.5 \times 10^{-4}$$

مراجعة الدرس

س1: أُوَضِّحُ المقصودَ بثابت تأيُّن الحِمض الضعيف.

هو ثابت الاتزان لتأين الحمض الضعيف

س2: أحسبُ تركيزَ H_3O^+ و OH^- في كلٍّ منَ المحاليل الآتية:

أ . محلول HNO_2 تركيزه 0.02 M

يمكن حساب تركيز $[H_3O^+]$ بإحدى الطريقتين :

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{[\text{الحمض}]}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{[\text{الحمض}]K_a}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{(2 \times 10^{-2}) \times (4.5 \times 10^{-4})}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{(9 \times 10^{-6})}$$

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

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

$$[OH^-] = \frac{(1 \times 10^{-14})}{(3 \times 10^{-3})}$$

$$[OH^-] = 3.3 \times 10^{-12}\ \text{M}$$

ب. محلول NH_3 تركيزه 0.01 M

يمكن حساب تركيز $[H_3O^+]$ بإحدى الطريقتين :

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{[\text{القاعدة}]}$$

$$[OH^-] = \sqrt{[\text{القاعدة}]K_b}$$

$$[OH^-] = \sqrt{(1 \times 10^{-2}) \times (1.8 \times 10^{-5})}$$

$$[OH^-] = \sqrt{(1.8 \times 10^{-7})}$$

$$[OH^-] = \sqrt{(18 \times 10^{-8})}$$

$$[OH^-] = (4.2 \times 10^{-4})\ \text{M}$$

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

$$[H_3O^+] = \frac{(1 \times 10^{-14})}{(4.2 \times 10^{-4})}$$

$$[H_3O^+] = 2.3 \times 10^{-11}\ \text{M}$$

س3: أُفَسِّرُ: بزيادة ثابت التأيُّن يزداد تركيزُ OH^- في محلول القاعدة الضعيفة.

لأن ثابت التأين يعتبر مقياساً كمياً لقدرة القاعدة على التأين وإنتاج OH^- ، فكلما زاد $[OH^-]$ زاد مقدار ثابت التأين.

س4: أُطَبِّقُ: يبيِّنُ 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. **CN^-**

ب. أُحَدِّدُ أيَّ محلول الحموض له أقل رَقْم هيدروجيني HNO_2 أم HCN. **HNO_2**

جـ. أستنتجُ: الحَمضَ الذي يكون تركيزُ H_3O^+ فيه أقلَّ ما يمكن. **HCN**

د. أتوقعُ الحِمضَ الذي يحتوي محلوله على أقل تركيز من أيونات OH^- **HNO_2**

هـ. أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني pH لمحلول HCN، الذي تركيزُه 0.1 M

$$[H_3O^+] = \sqrt{[\text{الحمض}]K_a}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{(1 \times 10^{-1}) \times (4.9 \times 10^{-10})}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{(4.9 \times 10^{-11})}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{(49 \times 10^{-12})}$$

$$[H_3O^+] = 7 \times 10^{-6}\ M$$

$$pH = -\log(7 \times 10^{-6})$$

$$pH = 6 - \log 7$$

$$pH = 6 - 0.85$$

$$pH = 5.15$$

و. أحسبُ الرَّقْم الهيدروجيني pH لمحلول CH_3COOH حُضِّرَ بإذابة 12 g منه في 400 mL منَ الماء. علمًا أنَّ (الكتلة المولية للحِمض $CH_3COOH = 60\ g\backslash mol$).

$$M_{(CH_3COOH)} = \frac{m_{(g)}}{Mr \times V_{(L)}}$$

$$M_{(CH_3COOH)} = \frac{12}{60 \times 0.4}$$

$$M_{(CH_3COOH)} = 0.5M$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{[\text{الحمض}]K_a}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{(5 \times 10^{-1}) \times (6.3 \times 10^{-5})}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{(31.5 \times 10^{-6})}$$

$$[H_3O^+] = 5.61 \times 10^{-3}\ M$$

$$pH = -\log(5.61 \times 10^{-3})$$

$$pH = 3 - \log 5.61$$

$$pH = 3 - 0.74$$

$$pH = 2.26$$

س4: 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. $C_5H_5NH^+$

ب. أُحَدِّدُ أيَّ القواعد يحتوي محلولُها على أقل تركيز من H_3O^+. CH_3NH_2

جـ. أستنتجُ أيَّ القواعد أكثر تأيُّنًا في الماء. CH_3NH_2

د. أُحَلِّلُ: أُكملُ المعادلة الآتية، ثمَّ أُعَيِّنُ الزوجين المترافقين:

$$C_6H_5NH_3^+ + NH_3 \rightleftharpoons C_6H_5NH_2 + NH_4^+$$

حمض — قاعدة — قاعدة مرافقة — حمض مرافق

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 $\log 3.9 = 0.6$.

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

$[H_3O^+] = 10^{-9.4}$

$[H_3O^+] = 10^{-9.4\ -0.6+0.6}$

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

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

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

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

$[OH^-] = \frac{(1 \times 10^{-14})}{(3.9 \times 10^{-10})}$

$[OH^-] = 2.56 \times 10^{-5}\ M$

$K_b = \frac{[OH^-]^2}{[\text{القاعدة}]}$

$[\text{القاعدة}] = \frac{[OH^-]^2}{K_b}$

$[N_2H_4] = \frac{(2.56 \times 10^{-5})^2}{2 \times 10^{-5}}$

$[N_2H_4] = 3.27 \times 10^{-5} M$

$M_{(N_2H_4)} = \frac{m_{(g)}}{Mr \times V_{(L)}}$

$3.27 \times 10^{-5} = \frac{m}{32 \times 0.4}$

$m = (3.27 \times 10^{-5}) \times (32) \times (0.4)$

$m = 4.2 \times 10^{-4}\ g$

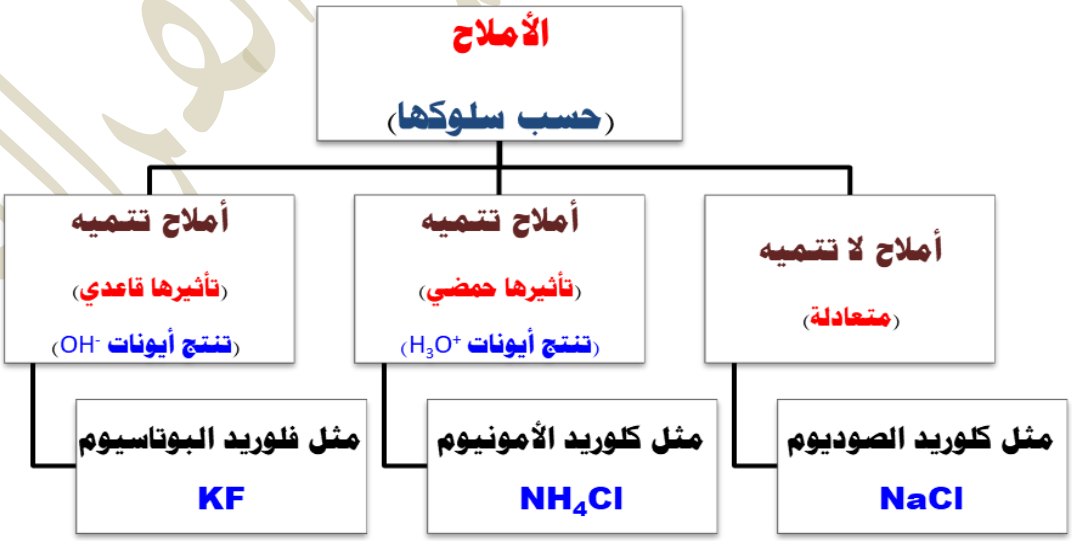
الدرس 4 الأملاح والمحاليل المنظمة

محاليلُ الأملاح:

- تُعَدُّ الأملاحُ منَ المواد الأساسيّة المكوّنة لجسم الإنسان، ويحصل عليها عن طريق الغذاء والماء.
- للأملاح **دورٌ مهمٌّ في تنظيم الكثير من العمليات الحيويّة التي تحدث في الجسم**؛ مثل:
  - أملاح الكالسيوم تدخل في تركيب العظام والأسنان.
  - أملاح الصوديوم تساعد على حفظ التوازن المائي داخل الخلية وخارجها، وتعمل على تنظيم ضغط الدم.
  - أملاح البوتاسيوم تساعد على ضبط وظائف العضلات وتوسيع الأوعية الدمويّة لتسهيل انتقال الدم.
- **تُستعمَلُ الأملاحُ في صناعة الأدوية، ومستحضرات التجميل.**

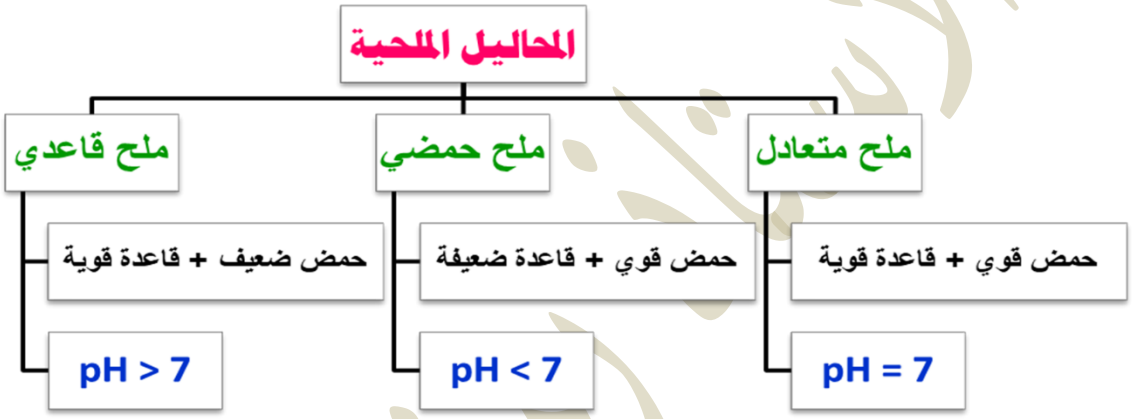
الخصائصُ الحمضيّة والقاعديّة للأملاح:

- فَسَّرَ مفهومُ برونستد - لوري سلوكَ كثيرٍ منَ الحُموض والقواعد وفقًا لقدرتها على منح البروتون أو استقباله، كما فَسَّرَ الخصائص الحِمضيّة والقاعديّة للأملاح تبعًا **لقدرة أيوناتها** على منح البروتون أو استقباله في التفاعل.
- **الأملاح : هي مركّبات أيونيّة تنتج من تعادل محلول حِمض معَ محلول قاعدة**، وعند إذابتها في الماء تتفكّكُ منتجةً أيوناتٍ موجبةً وأخرى سالبة، وقد تتفاعل هذه الأيوناتُ معَ الماء وتنتج أيونات (H_3O^+) أو (OH^-) في ما يُعرف بعمليّة **التَّمَيُّه**.
- تتفاوت الأملاح في قدرتها على التفكك.
- **التمية: هو تفاعل أيونات الملح القوية مع الماء لإنتاج أيونات (H_3O^+) أو (OH^-) أو كلاهما.**
- **الذوبان: هو تفكك الملح إلى أيونات موجبة أو سالبة ليس لها القدرة على التفاعل مع الماء وبذلك لا يتغير تركيز(H_3O^+) أو (OH^-) في المحلول.**
- تختلف طبيعة الملح وسلوكه تبعًا لمصدر أيوناته منَ الحِمض والقاعدة وقدرتها على التفاعل معَ الماء،



الشكلُ (10): اختلاف لون الكاشف في محاليل بعض الأملاح تبعًا لاختلاف خصائصها.

❖ يمكن التعرف على طبيعة المحاليل الملحية حسب مصدر الأيونات المكونة للملح من الحمض والقاعدة.



الأملاحُ المتعادلة:

❖ **تنتج الأملاحُ المتعادلة عند تعادل حِمض قوي معَ قاعدة قويّة**. فمثلاً، ينتج ملحُ بروميد الصوديوم **NaBr** من تعادل محلول الحِمض القوي **HBr** معَ محلول القاعدة القويّة **NaOH** ، كما في المعادلة الآتية:

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

حمض قوي — قاعدة قوية — ملح — ماء

أيون Br^-، وهو قاعدة مرافقة ضعيفة للحِمض القوي **HBr**، لا يمكنه استقبالُ البروتون في المحلول، فلا يتفاعل معَ الماء، ولا يؤثر في تركيز أيونات OH^- أو H_3O^+

الأيون Na^+ هو حمض مرافق ضعيف للقاعدةُ القويّة **NaOH**، وليس له القدرةُ على التفاعل معَ الماء، فلا يؤثر في تركيز أيونات OH^- أو H_3O^+

❖ يكون الرَّقْمُ الهيدروجيني لمحاليل الأملاح الناتجة من تفاعل حِمض قوي وقاعدة قويّة، مثل ملح بروميد الصوديوم **NaBr** ، يساوي 7، وتكون محاليلُها متعادلة.

الأملاحُ الحمضيّة:

❖ **تنتج الأملاحُ الحِمضيُة من تفاعل حِمض قوي معَ قاعدة ضعيفة**. فمثلاً، ينتج ملحُ كلوريد الأمونيوم **NH_4Cl** من تفاعل حِمض الهيدروكلوريك **HCl** معَ الأمونيا **NH_3** ،كما في المعادلة الآتية:

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

حمض قوي — قاعدة ضعيفة — ملح حمضي

أيونَ الكلوريد Cl^- قاعدةٌ مرافقة ضعيفة لحِمض الهيدروكلوريك القوي HCl وليس له القدرة على استقبال البروتون في المحلول؛ لا يتفاعل مع الماء.

أيونَ الأمونيوم NH_4^+ حِمضٌ مرافق قوي نسبيًّا للقاعدة الضعيفة الأمونيا NH_3، يمكنه منحُ البروتون للماء في المحلول منتجًا أيونات الهيدرونيوم H_3O^+

❖ عند تأيُّن **الملح الحِمضي** يكون **الأيونُ السالب قاعدةً مرافقة ضعيفة لِحمض قوي** فلا يتفاعل مع الماء، بينما يسلك **الأيونُ الموجب كحِمض مرافق قوي للقاعدة الضعيفة** ويتفاعل معَ الماء وينتج أيونَ الهيدرونيوم H_3O^+فمثلاً، يذوب ملحُ كلوريد الأمونيوم NH_4Cl في الماء، كما في المعادلة الآتية:

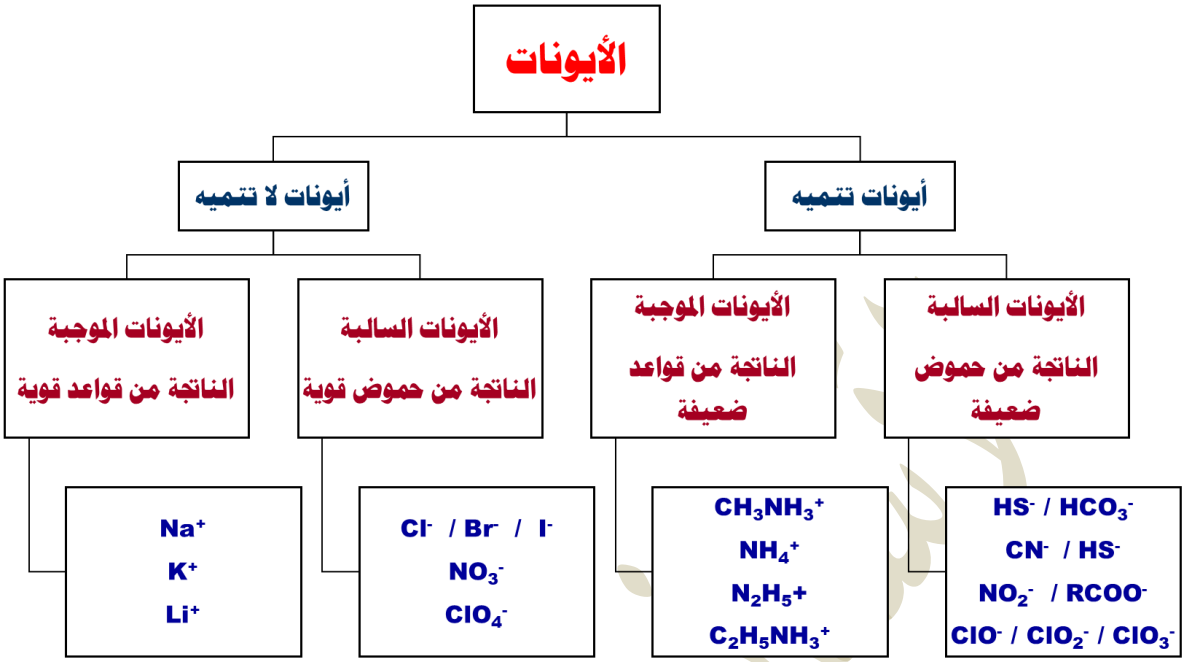
$$NH_4Cl_{(s)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} NH_4^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$$

❖ معادلة تفاعل أيون الأمونيوم مع الماء : وبالتالي يزداد تركيز **H_3O^+** في المحلول، ويقلُّ الرَّقْمُ الهيدروجيني، ويكون محلول الملح حِمضيًّا.

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

أفكر: ما الحِمضُ والقاعدة اللذان ينتجُ من تفاعلهما ملحُ كربونات الليثيوم الهيدروجينية $LiHCO_3$؟

- $LiOH$ قاعدة قوية
- H_2CO_3 حمض ضعيف

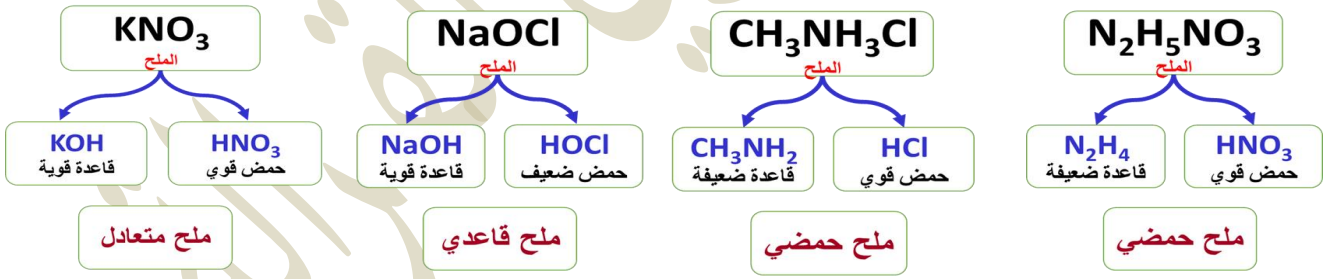


✓ أتحقّق:

1- أُوَضِّحُ الفرقَ بين الذوبان والتَّمَيُّه.

- التمية: هو تفاعل أيونات الملح القوية مع الماء لإنتاج أيونات (H_3O^+) أو (OH^-) أو كلاهما.
- الذوبان: هو تفكك الملح إلى أيونات موجبة أو سالبة ليس لها القدرة على التفاعل مع الماء وبذلك لا يتغير تركيز(H_3O^+) أو (OH^-) في المحلول.

2- **أحدد الخصائص الحمضية والقاعدية والمتعادلة لمحاليل الأملاح الآتية:**



3- **أفسر التأثير القاعدي لمحلول الملح** NaOCl .

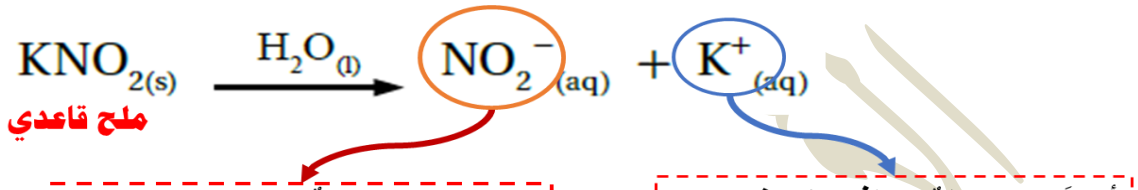
$$NaOCl \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OCl^-$$

$$OCl^- + H_2O \rightarrow HOCl + OH^-$$

يتميه الأيون القاعدي OCl^- في الماء وبالتالي يؤدي إلى إنتاج أيون الهيدروكسيد OH^- مما يؤدي إلى زيادة pH ويصبح أكبر من 7

الأملاحُ القاعديّة:

❖ **تنتج الأملاحُ القاعدية من تفاعل قاعدة قويّة معَ حِمض ضعيف**، وعند تفكك الملح القاعدي يكون الأيونُ الموجب الناتج ضعيفًا ومصدره قاعدة قويّة فلا يتفاعل معَ الماء، بينما يسلك الأيونُ السالب كقاعدة مرافقة قويّة للحِمض الضعيف ويتفاعل معَ الماء وينتج أيونَ الهيدروكسيد OH^- فمثلاً، يذوب ملح نتريت البوتاسيوم KNO_2 في الماء ويتفكك، كما في المعادلة الآتية:



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

❖ معادلة تفاعل أيون النتريت NO_2^- مع الماء : تركيزَ أيونات الهيدروكسيد OH^- يزدادُ في المحلول، وبذلك يزداد الرَّقْمُ الهيدروجيني **pH** ، ويكون محلول الملح قاعديًّا.

❖ **استنتاج:**

- بعضَ الأملاح تذوب في الماء وتتفكَّكُ إلى أيونات سالبة وأخرى موجبة وتنتشرُ بين جُزيئات الماء دون أن تتفاعل معها، مثل ملح كلوريد الصوديوم NaCl ، وهذا ما يُعرف **بعمليّة الذوبان** .
- أمّا في **عمليّة التَّمَيُّه** فإنَّ الأيوناتِ الناتجةَ من تفكك الملح تتفاعلُ معَ الماء وتغيّرُ من تركيز أيونات H_3O^+ و OH^- من ثَمَّ تؤثر في الرَّقْم الهيدروجيني للمحلول الناتج، وبهذا يكون لمحاليل الاملاح تأثير حِمضي أو قاعدي أو متعادل، ويعتمد ذلك على مصدر أيونات الملح منَ الحِمض والقاعدة.

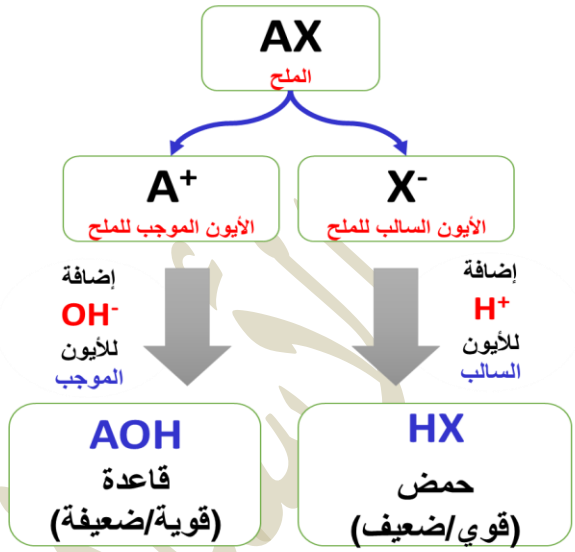
الجدول (10): سلوك الملح تبعا لمصدر أيوناته.

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

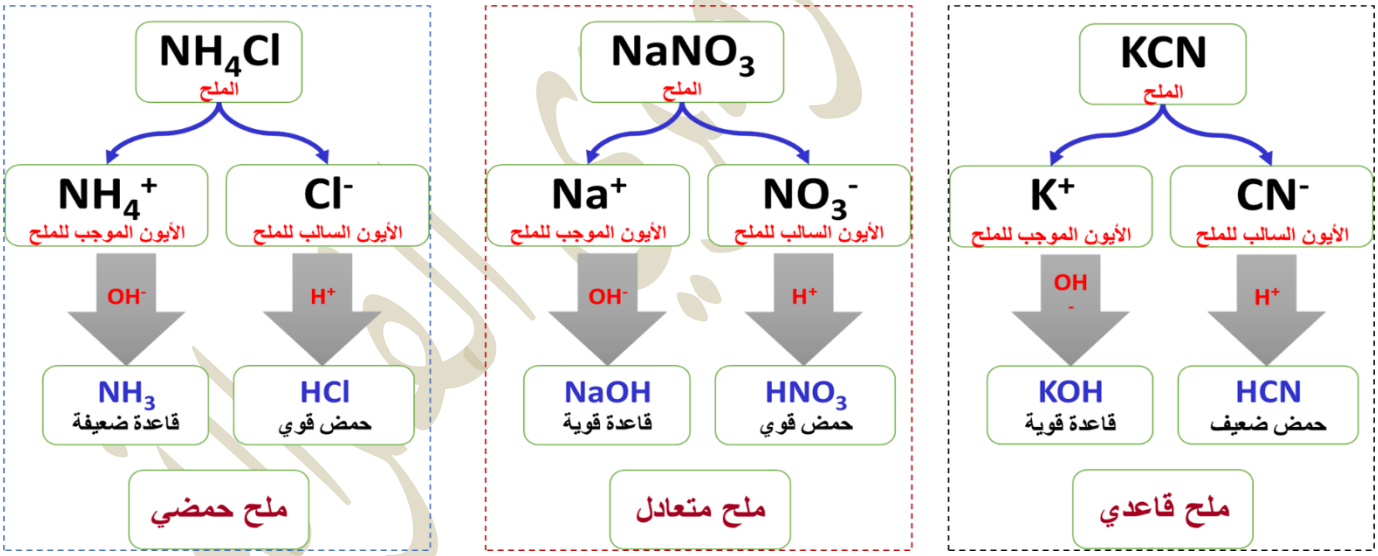
في حال ترتيب محاليل لمركبات مختلفة (حموض، قواعد، أملاح) متساوية في التركيز حسب الرقم الهيدروجيني (pH) فإننا نرتبها كالآتي:

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

لمعرفة تأثير الملح يتم إرجاعه إلى أصله بهذه الطريقة



أمثلة:



معالجة المياه

تتم معالجة المياه وخاصة في المناطق التي تحتوي الصخور الجيرية، حيث تحتوي المياه نسبة عالية من كربونات الكالسيوم، ولتقليل من هذه النسبة يضاف ملح كربونات الصوديوم الذي يتفكك كلياً ويزيد من تركيز أيونات الكربونات في الماء، فيندفع التفاعل في محلول كربونات الكالسيوم، بالاتجاه العكسي ويزداد بذلك تركيز كربونات الكالسيوم ويسبب ترسبها.

تأثيرُ الأيون المشترك:

❖ توجد محاليلُ الحُموض الضعيفة ومحاليلُ القواعد الضعيفة في حالة اتزان ديناميكي، ويمكن التأثير في موضع الاتزان **-وفقًا لمبدأ لوتشاتيلييه-** بعدّة طرائق، منها **إضافة مادة إلى التفاعل** تؤثر في موضع الاتزان. فمثلاً، يتأيَّنُ حِمضُ الإيثانويك CH_3COOH في الماء وفقًا للمعادلة الآتية:

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

وتكون الأيوناتُ الناتجة في حالة اتزان معَ جُزيئات الحِمض غير المتأيّنة ، وعند إضافة ملح إيثانوات الصوديوم إلى المحلول يتفكك كُلِّيًا، وفقَ المعادلة الآتية:

$$CH_3COONa_{(aq)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} CH_3COO^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$

يَتَّضِحُ منَ المعادلتين السابقتين أنَّ الأيون CH_3COO^- يَنْتُجُ من كلٍّ منَ الحِمض CH_3COOH والملح CH_3COONa، فهو يدخل في تركيب كلٍّ منهما، ويسمّى **الأيونَ المشترك.**

❖ **الأيون المشترك** : هو أيونٌ يدخل في تركيب مادتين مختلفتين (حِمض ضعيف وملحه، أو قاعدة ضعيفة وملحها) وينتج عنهما.

❖ عند إضافة **الأيون المشترك** إلى محلول حِمض ضعيف أو قاعدة ضعيفة يعمل على إزاحة موضع الاتزان، ويؤدي إلى تغيير تراكيز المواد في المحلول، وهو ما يسمّى **تأثيرَ الأيون المشترك**

الأثرُ القاعدي للأيون المشترك:

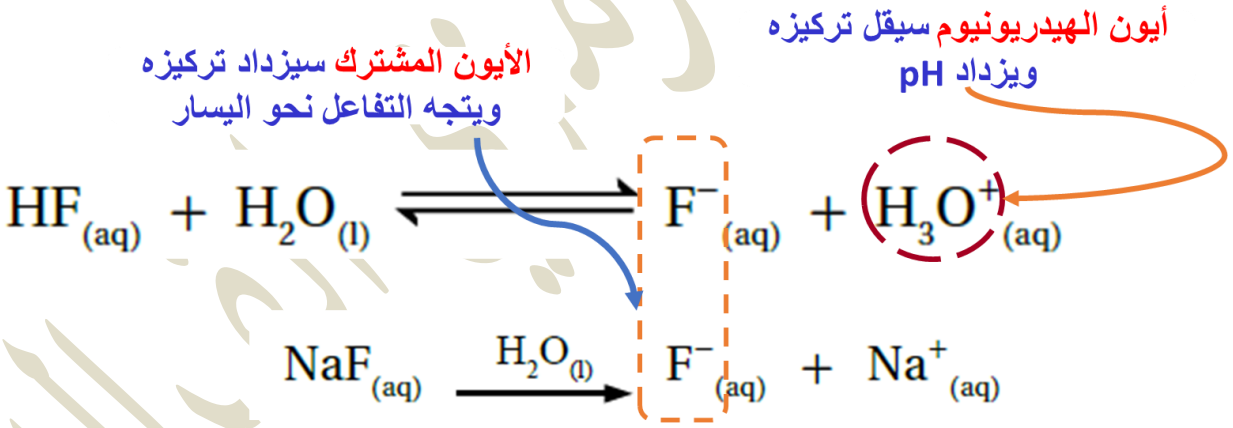
❖ يوجد حِمضُ الهيدروفلوريك في حالة اتزان؛ حيث تكون الأيوناتُ الناتجة من تأيُّن الحِمض في حالة اتزان معَ جُزيئات الحِمض غيرِ المتأيِّن، كما في المعادلة الآتية:

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

وعند إضافة ملح فلوريد الصوديوم NaF إلى محلول الحِمض يتفكك، وفقَ المعادلة الآتية:

$$NaF_{(aq)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} F^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$

يَتَّضِحُ منَ المعادلتين السابقتين أنَّ هناك مصدرين للأيون F^-؛ أحدهما الحِمض HF ، والآخر الملح NaF ؛ وبذلك يكون F^- الأيونَ المشترك في المحلول، وإنَّ إضافة الملح NaF الى محلول الحمض الضعيف HF تؤدي إلى زيادة تركيز الأيون المشترك في المحلول، ووفقًا **لمبدأ لوتشاتلييه** فإنَّ موضع الاتزان يُزاح إلى جهة اليسار (جهة المواد المتفاعلة)؛ ما يقلِّلُ من تأين الحِمض الضعيف HF ، كما أنه يقلِّلُ من تركيز أيونات H_3O^+ ويزيد منَ الرَّقْم الهيدروجيني للمحلول؛ ويمكن حسابُ تركيز أيونات H_3O^+ والرَّقْم الهيدروجيني pH للمحلول عند إضافة الملح.



- ❑ **عند إضافة الملح القاعدي على الحمض يقل تركيز** $[H_3O^+]$ **ويزداد** pH
- ❑ **قبل إضافة الملح يكون** $[F^-] = [H_3O^+]$
- ❑ **لكن بعد إضافة الملح** $[F^-] \neq [H_3O^+]$
- ❑ **لحساب التغير في** pH **بعد إضافة الملح القاعدي إلى الحمض** $\Delta pH = pH_2 - pH_1$

مثال 24:

أحسبُ التغيُّرَ في الرَّقْم الهيدروجيني لمحلول الحِمض الضعيف CH_3COOH، الذي تركيزُه $0.1\ M$ وَرَقْمُهُ الهيدروجيني $pH = 2.9$ إذا أُضيف إلى لتر منه $0.2\ mol$ من ملح إيثانوات الصوديوم CH_3COONa. علمًا أنَّ $K_a = 1.7 \times 10^{-5}$

تحليل السؤال:

$[CH_3COOH] = 0.1\ M$

حجم المحلول $= 1\ L$

عدد مولات الملح $CH_3COONa = 0.2\ mol$

$$[CH_3COONa] = \frac{n}{v} = \frac{0.2}{1} = 0.2\ M$$

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

الرَّقْمُ الهيدروجيني قبلَ إضافة الملح: $pH_1 = 2.9$

الرَّقْمُ الهيدروجيني بعد إضافة الملح: $pH_2 = ??$

المطلوب: حساب التغيُّر في الرَّقْم الهيدروجيني ΔpH

الحل:

أولاً: نكتب معادلة تأين الحمض ومعادلة تفكك الملح

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

$$CH_3COONa_{(aq)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} CH_3COO^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$

تركيز الأيون المشترك = تركيز الملح

(لأن تركيز الأيون المشترك من الحمض صغير جدا لذلك يهمل)

$$[CH_3COO^-] = [CH_3COONa] = 0.2\ M$$

ثانياً: نحسب $[H_3O^+]$ باستخدام K_a

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

$$1.7 \times 10^{-5} = \frac{[H_3O^+](0.2)}{0.1}$$

$$[H_3O^+] = 8.5 \times 10^{-6} M$$

ثالثاً: نحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني pH_2، للمحلول بعد إضافة الملح

$$pH_2 = -\log [H_3O^+]$$

$$pH_2 = -\log (8.5 \times 10^{-6}) = 6 - \log 8.5 = 6 - 0.93 = 5.07$$

رابعاً: نحسبُ التغيُّرَ في الرَّقْم الهيدروجيني ΔpH :

$$\Delta pH = pH_2 - pH_1$$

$$\Delta pH = 5.07 - 2.9 = 2.17$$

وهذا يشيرُ إلى حدوث زيادة في الرَّقْم الهيدروجيني بمقدار 2.17 بسبب إضافة الأيون المشترك إلى محلول الحِمض.

مثال 25:

أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني لمحلول مكوَّن منَ الحِمض HNO_2 تركيزُه 0.085 M والملح KNO_2 تركيزُه 0.1 M.

علمًا أنَّ $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$, $\log 3.825 = 0.58$

تحليل السؤال

$[HNO_2] = 0.085\ M$

$[KNO_2] = 0.1\ M$

$K_a = 4.5 \times 10^{-4}$

المطلوب: حساب الرَّقْم الهيدروجيني لمحلول الحِمض والملح.

الحل:

أولاً: نكتب معادلة تأين الحمض ومعادلة تفكك الملح

$$HNO_{2(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NO_2^-{}_{(aq)} + H_3O^+{}_{(aq)}$$

$$KNO_{2(aq)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} NO_2^-{}_{(aq)} + K^+{}_{(aq)}$$

تركيز الأيون المشترك = تركيز الملح

(لأن تركيز الأيون المشترك من الحمض صغير جدا لذلك يهمل)

$[NO_2^-] = [KNO_2] = 0.1$

ثانياً: نحسب $[H_3O^+]$ باستخدام K_a

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

$$4.5 \times 10^{-4} = \frac{[H_3O^+](0.1)}{0.085}$$

$$[H_3O^+] = 3.825 \times 10^{-4} M$$

ثالثاً: نحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني pH_2، للمحلول بعد إضافة الملح

$$pH_2 = -\log [H_3O^+]$$

$$pH_2 = -\log (3.825 \times 10^{-4}) = 4 - 0.58 = 3.42$$

✓ أتحقَّق: أحسبُ التغيُّرَ في الرَّقْم الهيدروجيني لمحلول الحِمض H_2SO_3، الذي تركيزُه 0.2 M وَحَجْمُهُ 400 mL، إذا أُضيفَ إليه 0.2 mol من الملح $NaHSO_3$.

$K_a = 1.3 \times 10^{-2}$

تركيز الحمض ← $[H_2SO_4] = 0.2M$

تركيز الملح ← $[NaHSO_4] = ??$

$$M_{(NaHSO_4)} = \frac{N_{(Mol)}}{V_{(L)}}$$

$$M(NaHSO_4) = \frac{0.2}{0.4} = 0.5M$$

pH قبل إضافة الملح

$$[H_3O^+] = \sqrt{[\text{الحمض}]K_a}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{(0.2) \times (1.3 \times 10^{-2})}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{(2.6 \times 10^{-3})}$$

$$[H_3O^+] = 5.1 \times 10^{-2}\ M$$

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

$$pH_1 = -\log(5.1 \times 10^{-2})$$

$$pH_1 = 2 - \log 5.1$$

$$pH_1 = 2 - 0.70$$

$$pH_1 = 1.3$$

pH بعد إضافة الملح

$$[H_3O^+] = K_a \times \frac{[\text{الحمض}]}{[\text{الملح}]}$$

$$[H_3O^+] = (1.3 \times 10^{-2}) \times \frac{(0.2)}{(0.5)}$$

$$[H_3O^+] = (5.2 \times 10^{-3})$$

$$pH_2 = -\log(5.2 \times 10^{-3})$$

$$pH_2 = 3 - \log 5.2$$

$$pH_2 = 3 - 0.71$$

$$pH_2 = 2.29$$

$$\Delta pH = pH_2 - pH_1$$

$$\Delta pH = 2.29 - 1.3 = 0.99$$

الأستاذ رمزي القرالة

الأثرُ الحمضي للأيون المشترك:

❖ تتأيَّنُ القواعدُ الضعيفة جُزئيًّا في الماء فتنتج أيونات الهيدروكسيد OH^- وأيونات أخرى موجبة، وتكون تراكيزُ الأيونات الناتجة في حالة اتزان معَ جُزيئات القاعدة غير المتأيِّنة في المحلول. فمثلً، تتأيَّنُ الأمونيا، كما في المعادلة الآتية:

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

وعند إضافة ملح، مثل كلوريد الأمونيوم NH_4Cl ، إلى محلول القاعدة يتفكك، كما في المعادلة الآتية:

$$NH_4Cl_{(aq)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} NH_4^+{}_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

يَتَّضِحُ منَ المعادلتين السابقتين أنَّ هناك مصدرين للأيون NH_4^+ ؛ أحدهما القاعدة NH_3 ، والآخر الملح NH_4Cl، وبذلك يكون NH_4^+ الأيونَ المشترك في المحلول، وعند إضافة الملح NH_4Cl إلى محلول القاعدة الضعيفة NH_3 يزداد تركيز الأيون المشترك، ووفقاً لمبدأ لوتشاتيليه فإن موضع الاتزان يُزاح إلى جهة اليسار (جهة المواد المتفاعلة)؛ مما يقلل من تأين القاعدة الضعيفة NH_3، ويقلل من تركيز أيونات OH^-، ومن ثم يزداد تركيز ايونات H_3O^+، ويقل الرقم الهيدروجيني pH للمحلول .

أيون الهيدروكسيد سيقل تركيزه
ويقل pH

الأيون المشترك سيزداد تركيزه
ويتجه التفاعل نحو اليسار

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

$$NH_4Cl_{(aq)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} NH_4^+{}_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

- ❑ **عند إضافة الملح الحمضي على القاعدة يقل تركيز** $[OH^-]$ **ويزداد** $[H_3O^+]$ **وتقل** pH
- ❑ **قبل إضافة الملح يكون** $[NH_4^+] = [OH^-]$
- ❑ **لكن بعد إضافة الملح** $[NH_4^+] \neq [OH^-]$
- ❑ **لحساب التغير في** pH **بعد إضافة الملح الحمضي إلى القاعدة** $\Delta pH = pH_2 - pH_1$

مثال 26:

أحسبُ التغيُّرَ في الرَّقْم الهيدروجيني لمحلول الأمونيا NH_3، الذي حجمُهُ 1 L وتركيزُهُ 0.1 M ورقمُهُ الهيدروجيني pH يساوي 11، إذا أُضيف إليه 0.2 mol من ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl. علمًا أنَّ $\log 1.1 = 0.04$ ، $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

تحليل السؤال: $[NH_3] = 0.1\ M$

$$[NH_4Cl] = [NH_4^+] = \frac{n}{v} = \frac{0.2\ mol}{1\ L} = 0.2\ M$$

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

المطلوب: حساب التغيُّر في الرَّقْم الهيدروجيني لمحلول القاعدة.

أولاً: نكتب معادلة تأين الحمض ومعادلة تفكك الملح

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

$$NH_4Cl_{(aq)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} NH_4^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$$

تركيز الأيون المشترك = تركيز الملح

(لأن تركيز الأيون المشترك من القاعدة صغير جدا لذلك يهمل)

$$[NH_4^+] = [NH_4Cl] = 0.2$$

ثانياً: نحسب $[OH^-]$ باستخدام K_b ثم نحسب $[H_3O^+]$ من خلال K_w

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

$$[OH^-] = \frac{K_b\,[NH_3]}{[NH_4^+]} = \frac{1.8 \times 10^{-5} \times 0.1}{0.2} = 0.9 \times 10^{-5}\ M$$

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

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.9 \times 10^{-5}} = 1.1 \times 10^{-9}\ M$$

ثالثاً: نحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني pH_2، للمحلول بعد إضافة الملح

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(1.1 \times 10^{-9}) = 9 - 0.04 = 8.96$$

رابعاً: نحسبُ التغيُّرَ في الرَّقْم الهيدروجيني ΔpH :

$$\Delta pH = 8.96 - 11 = -2.04$$

تشيرُ الإشارة السالبة إلى نقص قيمة الرَّقْم الهيدروجيني

مثال 27:

أحسبُ عددَ مولات الملح CH_3NH_3Br اللازم إضافتها إلى 400 mL من محلول القاعدة CH_3NH_2 تركيزُها 0.1 M ليصبح رَقْمُها الهيدروجيني 10.5

علمًا أنَّ: $K_b = 4.4 \times 10^{-4}$ ، $\log 3.2 = 0.5$

تحليل السؤال:

$[CH_3NH_2] = 0.1\ M$ ، $pH = 10.5$ ، $\log 3.2 = 0.5$ ، $K_b = 4.4 \times 10^{-4}$

المطلوب: حساب عدد مولات الملح CH_3NH_2Br.

الحل:

أولاً: نكتب معادلة تأين الحمض ومعادلة تفكك الملح

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

$$CH_3NH_3Br_{(aq)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} CH_3NH_3^+{}_{(aq)} + Br^-_{(aq)}$$

ثانياً: نحسب $[H_3O^+]$ من خلال pH

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-10.5} = 10^{0.5} \times 10^{-11} = 3.2 \times 10^{-11}\ M$$

ثالثاً: نحسب $[OH^-]$ باستخدام K_w

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{3.2 \times 10^{-11}} = 3.1 \times 10^{-4}\ M$$

رابعاً: نحسب تركيز الأيون المشترك $[CH_3NH_3^+]$ باستخدام K_b

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

$$4.4 \times 10^{-4} = \frac{0.31 \times 10^{-3}[CH_3NH_3^+]}{0.1}$$

$$[CH_3NH_3^+] = 1.42 \times 10^{-1}\ M = 0.142\ M$$

خامساً: نحسب عدد مولات الملح CH_3NH_3Br

$$n = M \cdot v = 0.142\ M \times 0.4\ L = 0.057\ mol$$

✓ أتحقَّق:

أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني pH لمحلول القاعدة C_5H_5N تركيزُها 0.2 M عند إضافة 0.2 mol من الملح C_5H_5NHCl إلى 600 mL منَ المحلول. علمًا أنَّ: $\log 1.17 = 0.07$ ، $K_b = 1.4 \times 10^{-9}$

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

$$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{8.4 \times 10^{-10}}$$

$$[H_3O^+] = 1.17 \times 10^{-3}\ M$$

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

$$pH = -\log(1.17 \times 10^{-10})$$

$$pH = 10 - \log 1.17$$

$$pH = 10 - 0.07$$

$$pH = 9.93$$

$$M_{(C_5H_5NHCl)} = \frac{N_{(Mol)}}{V_{(L)}}$$

$$M_{(C_5H_5NHCl)} = \frac{0.2}{0.6} = 0.33M$$

$$[OH^-] = K_b \times \frac{[\text{القاعدة}]}{[\text{الملح}]}$$

$$[OH^-] = (1.4 \times 10^{-9}) \times \frac{(0.2)}{(0.33)}$$

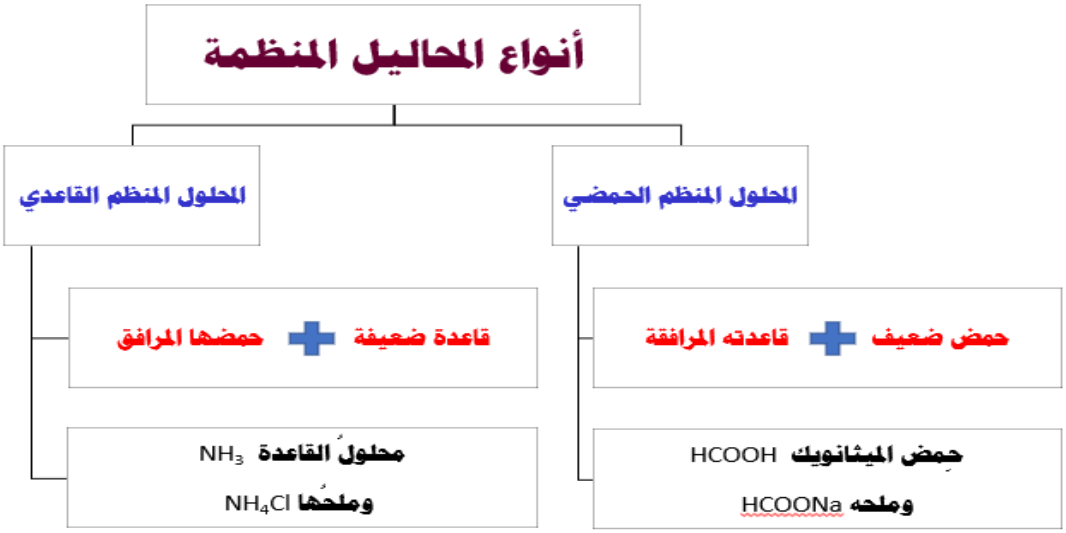
$$[OH^-] = (8.4 \times 10^{-10})\ M$$

المحاليلُ المنظِّمة:

❖ تؤدي إضافة كميّة قليلة من حِمض قوي أو قاعدة قويّة إلى الماء إلى تغيير كبير في الرَّقْم الهيدروجيني للمحلول الناتج، إلّا أنَّ هناك بعضَ المحاليل لا يتأثر رَقْمُها الهيدروجينيُّ بشكل ملحوظ نتيجة هذه الإضافة تسمّى:

المحاليلَ المنظِّمة: هي محاليلُ يمكنها مقاومة التغيُّر في الرَّقْم الهيدروجيني pH عند إضافة كميّة قليلة من حِمض قوي أو قاعدة قويّة إليها؛ فهي تتكوَّنُ من حِمض ضعيف وقاعدته المرافقة (حِمض ضعيف وملحه) أو قاعدة ضعيفة وحِمضها المرافق (قاعدة ضعيفة وملحها).

❖ **آلية عمل المحلول المنظم:** يعمل على مقاومة التغير في الرقم الهيدروجيني pH ؛ وذلك من خلال التخلص من H_3O^+ أو OH^- المضاف إليه.



❖ **تطبيقات عملية للمحاليل المنظمة:**

1. تستخدم في مجالات صناعيّة واسعة، مثل صناعة الأصباغ ومستحضرات التجميل والصناعات الدوائيّة وغيرها.
2. تحتوي الأنظمة الحيويّة في أجسام الكائنات الحيّة على العديد منَ المحاليل المنظِّمة، من أهمِّها المحلولُ المنظِّم في الدم، الذي يتكوَّنُ من حِمض الكربونيك H_2CO_3 وقاعدته المرافقة HCO_3^- ويعمل على الحفاظ على الرَّقْم الهيدروجيني للدم عند نحو **7.4** ، فالدم يحملُ الموادَّ المختلفة ذات الطبيعة الحِمضيّة أو القاعديّة التي تدخل إلى الجسم دون أن يتغيّرَ رَقْمَهُ الهيدروجيني.

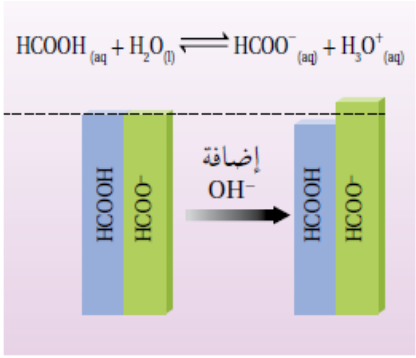
المحاليلُ المنظِّمة الحمضيّة:

❖ **يتكوَّنُ المحلولُ المنظِّم الحِمضي من حِمض ضعيف وقاعدته المرافقة.**

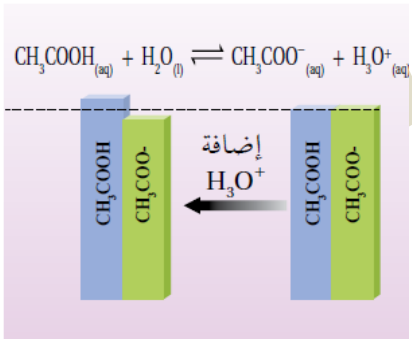
فمثلاً: يحتوي محلولُ حِمض الميثانويك HCOOH ، وملحه HCOONa ، على نسبة عالية من جُزيئات الحِمض غير المتأيّنة، وعلى نسبة عالية منَ القاعدة $HCOO^-$ الناتجة من تفكك الملح، إضافة إلى نسبة منخفضة من أيونات H_3O^+ المرافقة، وتوضّحُ المعادلتان الآتيتان تأيُّنَ الحِمض وتفكك الملح:

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

$$HCOONa_{(aq)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} HCOO^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$



- **عند إضافة كميّة قليلة من قاعدة قويّة**، مثل NaOH ، تتأيَّنُ، وتنتج أيونات OH^-، التي يُستهلَكُ معظمُها عن طريق تفاعلها معَ الحِمض HCOOH ، وتتكوَّنُ نتيجة لذلك القاعدةُ المرافقة $HCOO^-$ ؛ وبهذا فإنَّ تركيزَ الحِمض سوف يقلُّ بمقدار تركيز أيونات OH^- المضافة (القاعدة المضافة)، وفي الوقت نفسه يزدادُ تركيزُ الأيون المشترك $HCOO^-$ بالمقدار نفسه؛ وبذلك تتغيَّرُ النسبةُ بين تركيز الحِمض وقاعدته المرافقة بدرجة قليلة، ويتغير تركيزُ H_3O^+ بنسبة صغيرة جداً،ويحدث تغيُّرٌ صغير جِدًّا في الرَّقْم الهيدروجيني pH للمحلول.



- **عند إضافة كميّة قليلة من حِمض قوي**، مثل HCl ، إلى المحلول يتأيَّنُ، وتنتج أيونات H_3O^+ ، التي يُستهلَكُ معظمُها عن طريق تفاعلها معَ القاعدة المرافقة CH_3COO^- لتكوين الحِمض CH_3COOH ؛ وبذلك يقلُّ تركيزُ القاعدة المرافقة CH_3COO بمقدار تركيز أيونات H_3O^+ المُضافة (الحمض المضاف) ، ويزدادُ تركيزُ الحِمض CH_3COOH بالمقدار نفسه، وتتغيَّرُ النسبة بين تركيز الحِمض وقاعدته المرافقة بدرجة قليلة، ويتغير تركيزُ H_3O^+ بنسبة صغيرة جِدًّا؛ وبهذا يحدث تغيُّرٌ صغير جِدًّا في الرَّقْم الهيدروجيني pH للمحلول.

مثال 28:

أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني لمحلول يتكوَّنُ من حِمض الإيثانويك CH_3COOH تركيزُهُ $0.5\ M$ والملح إيثانوات الصوديوم CH_3COONa تركيزُهُ $0.5\ M$، ثمَّ أُقارنُها بالرَّقْم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة $0.01\ mol$ منَ القاعدة القويّة $NaOH$ إلى $1\ L$ منَ المحلول. علماً أن $\log 1.63 = 0.21,\ \log 1.7 = 0.23$

تحليل السؤال $[NaOH] = 0.01\ M$ ، $[CH_3COONa] = 0.5\ M$ ، $[CH_3COOH] = 0.5\ M$

حجم المحلول $= 1\ L$ ، $K_a = 1.7 \times 10^{-5}$

الحل:

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

$$CH_3COONa_{(aq)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} CH_3COO^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$

نحسبُ أوّلاً pH للمحلول قبلَ إضافة القاعدة NaOH، كما في الأيون المشترك:

$$[H_3O^+] = K_a \times \frac{[\text{الحمض}]}{[\text{الملح}]}$$

$$[H_3O^+] = (1.7 \times 10^{-5}) \times \frac{(0.5)}{(0.5)}$$

$$[H_3O^+] = (1.7 \times 10^{-5})$$

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+]$$

$$pH_1 = -\log(1.7 \times 10^{-5})$$

$$pH_1 = 5 - \log 1.7$$

$$pH_1 = 5 - 0.23$$

$$pH_1 = 4.77$$

ثانياً: نستخدمُ العلاقة الآتية لحساب تركيز H_3O^+ والرَّقْم الهيدروجيني pH من جديد، كما يأتي:

$$[H_3O^+] = K_a \times \frac{[\text{الحمض}] - [\text{القاعدة المضافة}]}{[\text{الملح}] + [\text{القاعدة المضافة}]}$$

$$[H_3O^+] = (1.7 \times 10^{-5}) \times \frac{[0.50] - [0.01]}{[0.50] + [0.01]}$$

$$[H_3O^+] = (1.7 \times 10^{-5}) \times \frac{(0.49)}{(0.51)}$$

$$[H_3O^+] = (1.7 \times 10^{-5}) \times 0.9607$$

$$[H_3O^+] = (1.63 \times 10^{-5})$$

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+]$$

$$pH_2 = -\log(1.63 \times 10^{-5})$$

$$pH_2 = 5 - \log 1.63$$

$$pH_2 = 5 - 0.21$$

$$pH_2 = 4.79$$

النتيجة : حدوث ارتفاع قليل جدًّا في الرَّقْم الهيدروجيني بمقدار 0.02

مثال 29:

أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني للمحلول في المثال السابق عند إضافة **0.01 mol** منَ الحِمض **HCl** إلى **1 L** منَ المحلول، ثمَّ أُقارنُها بالرَّقْم الهيدروجيني للمحلول قبلَ الإضافة. علماً أن **$\log 1.77 = 0.25$**

تحليل السؤال:

$[CH_3COOH] = 0.5\ M$ — $1\ L =$ حجم المحلول

$[CH_3COONa] = 0.5\ M$ — $K_a = 1.7 \times 10^{-5}$

$[HCl] = 0.01\ M$

الحل:

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

$$CH_3COONa_{(aq)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} CH_3COO^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$$

أولاً: نحسبُ pH للمحلول قبلَ إضافة الحمض HCl ، كما في الأيون المشترك:

$$[H_3O^+] = K_a \times \frac{[\text{الحمض}]}{[\text{الملح}]}$$

$$[H_3O^+] = (1.7 \times 10^{-5}) \times \frac{(0.5)}{(0.5)}$$

$$[H_3O^+] = (1.7 \times 10^{-5})$$

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+]$$

$$pH_1 = -\log(1.7 \times 10^{-5})$$

$$pH_1 = 5 - \log 1.7$$

$$pH_1 = 5 - 0.23$$

$$pH_1 = 4.77$$

ثانياً: نستخدمُ العلاقة الآتية لحساب تركيز H_3O^+ والرَّقْم الهيدروجيني pH من جديد، كما يأتي:

$$[H_3O^+] = K_a \times \frac{[\text{الحمض}] + [\text{الحمض المضاف}]}{[\text{الملح}] - [\text{الحمض المضاف}]}$$

$$[H_3O^+] = (1.7 \times 10^{-5}) \times \frac{[0.50] + [0.01]}{[0.50] - [0.01]}$$

$$[H_3O^+] = (1.7 \times 10^{-5}) \times \frac{(0.51)}{(0.49)}$$

$$[H_3O^+] = (1.7 \times 10^{-5}) \times 1.0408$$

$$[H_3O^+] = (1.77 \times 10^{-5})$$

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+]$$

$$pH_2 = -\log(1.77 \times 10^{-5})$$

$$pH_2 = 5 - \log 1.77$$

$$pH_2 = 5 - 0.25$$

$$pH_2 = 4.75$$

النتيجة : حدوث انخفاض قليل جدًّا في الرَّقْم الهيدروجيني بمقدار 0.02

✓ أتحقَّق:

1- أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني لمحلول منظِّم يتكوَّنُ من كلٍّ من حِمض البنزويك C_6H_5COOH وملح بنزوات الصوديوم C_6H_5COONa. تركيز كل منهما 0.2 M علمًا أنَّ $K_a = 6.3 \times 10^{-5}$

$$[H_3O^+] = K_a \times \frac{[\text{الحمض}]}{[\text{الملح}]}$$

$$[H_3O^+] = (6.3 \times 10^{-5}) \times \frac{(0.2)}{(0.2)}$$

$$[H_3O^+] = (6.3 \times 10^{-5})$$

$$pH = -\log(6.3 \times 10^{-5})$$

$$pH = 5 - \log 6.3$$

$$pH = 5 - 0.80$$

$$pH = 4.20$$

2- أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني للمحلول السابق عند إضافة 0.01 mol منَ الحِمض HBr إلى 1 L منَ المحلول، أهمل التغير في الحجم.

$$M_{(HCl)} = \frac{N_{(Mol)}}{V_{(L)}}$$

$$M_{(HCl)} = \frac{0.01}{1} = 0.01M$$

$$[H_3O^+] = K_a \times \frac{[\text{الحمض}] + [\text{الحمض المضاف}]}{[\text{الملح}] - [\text{الحمض المضاف}]}$$

$$[H_3O^+] = (6.3 \times 10^{-5}) \times \frac{[0.2] + [0.01]}{[0.2] - [0.01]}$$

$$[H_3O^+] = (6.3 \times 10^{-5}) \times \frac{(0.21)}{(0.19)}$$

$$[H_3O^+] = (6.93 \times 10^{-5})$$

$$pH = -\log(6.93 \times 10^{-5})$$

$$pH = 5 - \log 6.93$$

$$pH = 5 - 0.84$$

$$pH = 4.16$$

المحاليلُ المنظِّمة القاعديّة:

❖ **يتكوَّنُ المحلولُ المنظِّمُ القاعديُّ من قاعدة ضعيفة وحِمضها المرافق.**

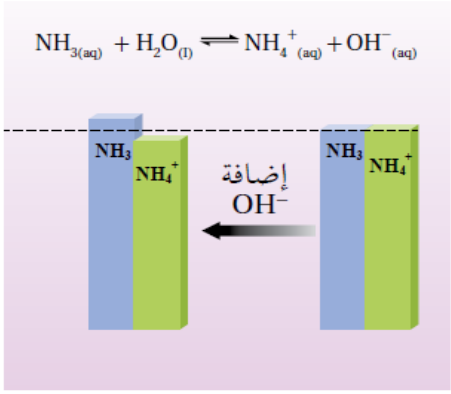
فمثلاً:

محلولُ القاعدة NH_3 ، وملحُها NH_4Cl ، يحتوي على نسبة عالية من جُزيئات القاعدة غير المتأيِّنة، وعلى نسبة عالية من أيونات الحِمض المرافق NH_4^+ الناتج من تأيُّن الملح، إضافة إلى نسبة منخفضة من أيونات OH^- وتوضِّحُ المعادلتان الآتيتان تأيُّنَ كلٍّ منَ القاعدة والملح:

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

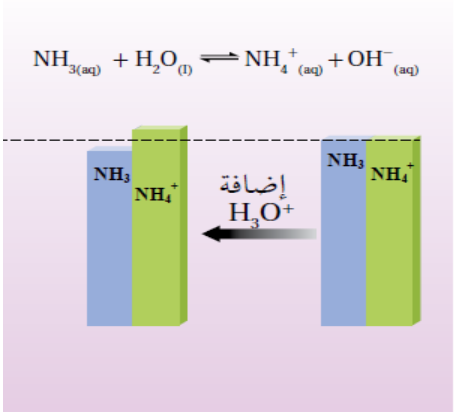
$$NH_4Cl_{(aq)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} NH_4^+{}_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

- **عند إضافة كميّة قليلة من قاعدة قويّة**: مثل NaOH ،تتأيَّن، وتنتج أيونات OH^- التي يُستهلَكُ معظمُها عن طريق تفاعلها معَ الحِمض المرافق NH_4^+ لتكوين القاعدة NH_3 ؛ وبذلك يزدادُ تركيزُ القاعدة NH_3بمقدار تركيز أيونات OH^- المُضافة (القاعدة المضافة)، ويقلُّ تركيزُ الحِمض NH_4^+ بالمقدار نفسه، وتتغيَّرُ نسبة تركيز القاعدة وحِمضها المرافق بدرجة قليلة، ويتغير تركيزُ OH^- بنسبة صغيرة جِدًّا؛ وبهذا يحدث تغيُّرٌ صغير جِدًّا في الرَّقْم الهيدروجيني pH للمحلول.



الشكلُ (13): أثر إضافة قاعدة إلى محلول منظم قاعدي.

- **عند إضافة كميّة قليلة من حِمض قوي**: مثل HCl ، فإنه يتأيَّنُ، وتنتج أيونات H_3O^+ وَيُستهلَكُ معظمُها عن طريق تفاعلها معَ القاعدة NH_3 لتكوين الحِمض NH_4^+ ؛ وبذلك يقلُّ تركيزُ القاعدة NH_3 بمقدار تركيز أيونات H_3O^+ المضافة (الحمض المضاف)، ويزدادُ تركيزُ الحِمض المرافق NH_4^+ بالمقدار نفسه، وتتغيَّرُ نسبة تركيز القاعدة وحِمضها المرافق بدرجة قليلة، ويتغير تركيزُ كلٍّ من OH^- و H_3O^+ في المحلول بنسبة صغيرة جِدًّا؛ وبهذا يحدث تغيُّرٌ صغير جِدًّا في الرَّقْم الهيدروجيني pH للمحلول.



الشكلُ (14): أثَرُ إضافة حِمض إلى محلول منظِّم قاعدي .

مثال 30:

أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني لمحلول يتكوَّنُ منَ الأمونيا NH_3، التي تركيزُها $0.5\ M$، والملح NH_4Cl، الذي تركيزُهُ $0.5\ M$، ثمَّ أُقارنُها بالرَّقْم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة $0.01\ mol$ منَ القاعدة القويّة $NaOH$ إلى $1\ L$ منَ المحلول. $\log 5.5 = 0.74\ ,\ \log 5.3 = 0.72$ (أهمل التغير في الحجم).

تحليل السؤال:

$[NH_3] = 0.5\ M$ — حجم المحلول $= 1\ L$

$[NH_4Cl] = 0.5\ M$ — $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

$[NaOH] = 0.01\ M$

الحل:

نكتب معادلة كلٍّ منَ القاعدة والملح:

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

$$NH_4Cl_{(aq)} \xrightarrow{H_2O_{(l)}} NH_4^+{}_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

نحسبُ $[OH^-]$ و pH للمحلول قبل إضافة القاعدة $NaOH$، كما يأتي:

$$[OH^-] = K_b \times \frac{[\text{القاعدة}]}{[\text{الملح}]}$$

$$[OH^-] = (1.8 \times 10^{-5}) \times \frac{[0.5]}{[0.5]}$$

$$[OH^-] = (1.8 \times 10^{-5})\ M$$

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

$$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}}$$

$$[H_3O^+] = 5.5 \times 10^{-10}\ M$$

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+]$$

$$pH_1 = -\log(5.5 \times 10^{-10})$$

$$pH_1 = 10 - \log 5.5$$

$$pH_1 = 10 - 0.74$$

$$pH_1 = 9.26$$

ثانياً: نستخدمُ العلاقة الآتية لحساب تركيز H_3O^+ والرَّقْم الهيدروجيني pH من جديد، كما يأتي:

$$[OH^-] = K_b \times \frac{[\text{القاعدة}] + [\text{القاعدة المضافة}]}{[\text{الملح}] - [\text{القاعدة المضافة}]}$$

$$[OH^-] = (1.8 \times 10^{-5}) \times \frac{[0.5] + [0.01]}{[0.5] - [0.01]}$$

$$[OH^-] = (1.8 \times 10^{-5}) \times \frac{[0.51]}{[0.49]}$$

$$[OH^-] = (1.87 \times 10^{-5})M$$

$$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.87 \times 10^{-5}}$$

$$[H_3O^+] = 5.3 \times 10^{-10}\ M$$

$$pH_2 = -\log(5.3 \times 10^{-10})$$

$$pH_2 = 10 - \log 5.3$$

$$pH_2 = 10 - 0.72$$

$$pH_2 = 9.28$$

مثال 31:

أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني للمحلول في المثال السابق عند إضافة **0.01 mol** منَ الحِمض **HCl** إلى **1L** منَ المحلول، ثمَّ أُقارنُها بالرَّقْم الهيدروجيني للمحلول قبلَ الإضافة، علماً أن **$\log 5.8 = 0.76$** . (أهمل التغير في الحجم).

تحليل السؤال:

$[NH_3] = 0.5\ M$

$[NH_4Cl] = 0.5\ M$

$[HCl] = 0.01\ M$

الحل :

نحسبُ $[OH^-]$ و pH للمحلول قبل إضافة القاعدة NaOH، كما يأتي:

$$[OH^-] = K_b \times \frac{[\text{القاعدة}]}{[\text{الملح}]}$$

$$[OH^-] = (1.8 \times 10^{-5}) \times \frac{[0.5]}{[0.5]}$$

$$[OH^-] = (1.8 \times 10^{-5})\ M$$

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

$$[H_3O^+] = \frac{1\times10^{-14}}{1.8\times10^{-5}}$$

$$[H_3O^+] = 5.5\times 10^{-10}\ M$$

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

$$pH_1 = -\log(5.5 \times 10^{-10})$$

$$pH_1 = 10 - \log 5.5$$

$$pH_1 = 10 - 0.74$$

$$pH_1 = 9.26$$

ثانياً: نستخدمُ العلاقة الآتية لحساب تركيز H_3O^+ والرَّقْم الهيدروجيني pH من جديد، كما يأتي:

$$[OH^-] = K_b \times \frac{[\text{القاعدة}] - [\text{الحمض المضاف}]}{[\text{الملح}] + [\text{الحمض المضاف}]}$$

$$[OH^-] = (1.8 \times 10^{-5}) \times \frac{[0.5] - [0.01]}{[0.5] + [0.01]}$$

$$[OH^-] = (1.8 \times 10^{-5}) \times \frac{[0.49]}{[0.51]}$$

$$[OH^-] = (1.73 \times 10^{-5})M$$

$$[H_3O^+] = \frac{1\times10^{-14}}{1.73\times10^{-5}}$$

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

$$pH_2 = -\log(5.8 \times 10^{-10})$$

$$pH_2 = 10 - \log 5.8$$

$$pH_2 = 10 - 0.76$$

$$pH_2 = 9.24$$

✓ أتحقَّق: 1- أحسبُ الرَّقْم الهيدروجين لمحلول منظِّم يتكوَّنُ من القاعدة ميثيل أمين CH_3NH_2 تركيزها 0.15 M والملح من ميثيل كلوريد الأمونيوم CH_3NH_3Cl. تركيزه 0.2 M $(K_b = 4.4 \times 10^{-4})$

$$[OH^-] = K_b \times \frac{[\text{القاعدة}]}{[\text{الملح}]}$$

$$[OH^-] = (4.4 \times 10^{-4}) \times \frac{(0.15)}{(0.2)}$$

$$[OH^-] = (3.3 \times 10^{-4})\ M$$

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

$$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{3.3 \times 10^{-4}}$$

$$[H_3O^+] = 3.03 \times 10^{-11}\ M$$

$$pH = -\log(3.03 \times 10^{-11})$$

$$pH = 11 - \log 3.03$$

$$pH = 11 - 0.48$$

$$pH = 10.52$$

2- أحسبُ الرَّقْم الهيدروجيني إذا أُضيف 0.01 mol منَ الحِمض الهيدروبروميك HBr إلى 500 mL منَ المحلول السابق.

$$M_{(HBr)} = \frac{N_{(Mol)}}{V_{(L)}}$$

$$M_{(HBr)} = \frac{0.01}{0.5} = 0.02M$$

$$[OH^-] = K_b \times \frac{[\text{القاعدة}] - [\text{الحمض المضاف}]}{[\text{الملح}] + [\text{الحمض المضاف}]}$$

$$[OH^-] = (4.4 \times 10^{-4}) \times \frac{[0.15] - [0.02]}{[0.2] + [0.02]}$$

$$[OH^-] = (4.4 \times 10^{-4}) \times \frac{[0.13]}{[0.22]}$$

$$[OH^-] = (2.6 \times 10^{-4})M$$

$$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{2.6 \times 10^{-4}}$$

$$[H_3O^+] = 3.84 \times 10^{-11}\ M$$

$$pH = -\log(3.84 \times 10^{-11})$$

$$pH = 11 - \log 3.84$$

$$pH = 11 - 0.54$$

$$pH = 10.46$$

المحلول المنظم في الدم:

يحتوي الدمُ على عدد منَ المحاليل المنظِّمة، تحافظ على قِيَمِ الرَّقْم الهيدروجيني بين (7.45 - 7.35)، 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.
وَيُعَدُّ 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 الذي يندفع إلى الدم ويتفاعل معَ الماء ويؤدي إلى زيادة تركيز H_2CO_3 .

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

يمكن أن يزداد تركيزُ أيونات H_3O^+ في الدم نتيجة العديد منَ التفاعلات الحيويّة في الجسم، فيعمل المحلول المنظِّم في الدم على التخلُّص من تلك الزيادة، وذلك عن طريق إزاحة موضع الاتزان إلى جهة اليسار نحو تكوين حِمض الكربونيك H_2CO_3 ، فيزداد تركيزُه، ويقل بذلك تركيزُ HCO_3^- ويقل تركيزُ أيونات H_3O^+ ويزداد تركيزُ أيونات OH^- ؛ ما يحفِّزُ الكُلى على إنتاج أيونات HCO_3^- لتعويض النقص في تركيزها؛ وبذلك يزداد تركيزُ حِمض الكربونيك في الدم، وتستقبل أيونات OH^- البروتون من حِمض الكربونيك H_2CO_3
وَيُزاح موضعُ الاتزان إلى اليمين نحو تكوين HCO_3^- مرّةً أخرى، ويزداد تركيزُ أيونات H_3O^+ من جديد.

وتستمرُّ إزاحة موضع الاتزان مرّةً نحو اليسار ومرّةً نحو اليمين؛ ما يساعد على بقاء تركيز أيونات H_3O^+ ثابتًا نسبيًّا ويحافظ على مدى ثابت منَ الرَّقْم الهيدروجيني في الدم.
تعمل الكُلى على ضبط تركيز أيونات HCO_3^- فتزيد إفرازها إلى الدم عند حدوث نقص في تركيزها، كما تزيد معدلَ امتصاصها عند حدوث زيادة في تركيزها.
وتعمل الرئة على امتصاص الزيادة في تركيز حِمض الكربونيك في الدم؛ ما يسبِّبُ استمرارَ اندفاع ثاني أكسيد الكربون CO_2 من الخلايا إلى الدم؛ حيث يتفكَّكُ حِمض الكربونيك في الرئة إلى ثاني أكسيد الكربون CO_2 وبخار الماء ويجري التخلُّصُ منهما عن طريق التنفس؛ وبهذا فإنَّ الرئة تعمل على ضبط تركيز ثاني أكسيد الكربون في الخلايا وتركيز حِمض الكربونيك في الدم.

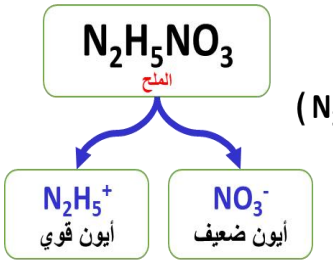
مراجعة الدرس

س1: أُوَضِّحُ المقصودَ بكلٍّ ممّا يأتي:

التمية : تفاعل أيونات الملح القوية مع الماء لإنتاج H_3O^+ أو OH^- أو كلاهما.

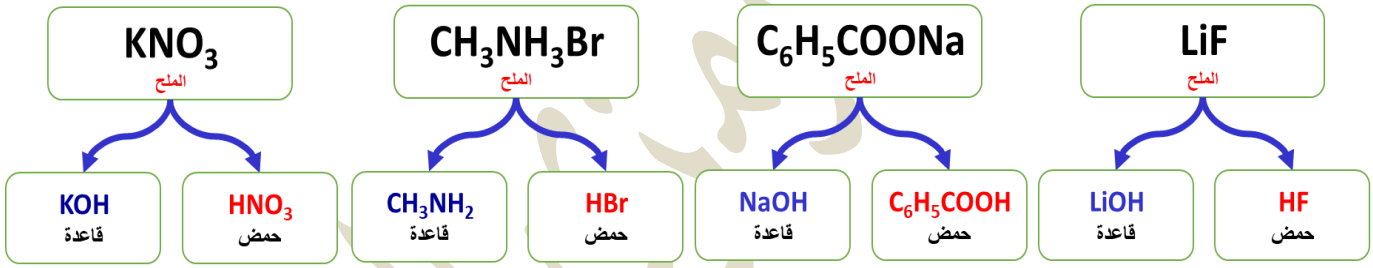
الأيون المشترك : أيون ينتج من تأين مادتين مختلفتين في محلول واحد (حمض ضعيف وملحه أو قاعدة ضعيفة وملحها)

س2: أُفَسِّرُ التأثيرَ الحِمضي لمحلول $N_2H_5NO_3$.



يعتبر $N_2H_5NO_3$ ملح حمضي لأنه يتأين إلى (NO_3^-) وهو أيون ضعيف لا يتميه وإلى أيون $(N_2H_5^+)$ وهو أيون قوي يتميه في الماء منتجاً أيون H_3O^+ مما يؤدي إلى انخفاض pH

س3: أُحَدِّدُ مصدرَ الأيونات لكلٍّ منَ الأملاح الآتية:



س4: أُحَدِّدُ، بينَ الأملاح الآتية، الملحَ الذي يُعَدُّ ذوبانُهُ في الماء تَمَيُّهًا:

KCN , $LiBr$, C_5H_5NHI , $HCOONa$, $NaClO_4$

س5: أُصَنِّفُ محاليلَ الأملاح الآتية إلى حِمضيّة وقاعديّة ومتعادلة:

KNO_2 , NH_4NO_3 , $LiCl$, $NaHCO_3$, $C_6H_5NH_3Br$

قاعدي | حمضي | متعادل | قاعدي | حمضي

س6: أُوَضِّحُ أثرَ إضافة كميّة قليلة من بلورات الملح الصُّلب NaHS في قيمة pH لمحلول حِمض H_2S.

تزداد قيمة pH

س7: 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

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

$$[H_3O^+] = 10^{-3.52}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-3.52-0.48+0.48}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-4+0.48}$$

$$[H_3O^+] = 10^{0.48} \times 10^{-4}$$

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

$$[H_3O^+] = K_a \times \frac{[\text{الحمض}]}{[\text{الملح}]}$$

$$[\text{الملح}] = K_a \times \frac{[\text{الحمض}]}{[H_3O^+]}$$

$$[KNO_2] = (4.5 \times 10^{-4}) \times \frac{(2 \times 10^{-2})}{(3 \times 10^{-4})}$$

$$[KNO_2] = (3 \times 10^{-2}) = 0.03M$$

$$M_{(N_2H_4)} = \frac{m_{(g)}}{Mr \times V_{(L)}}$$

$$0.03 = \frac{m}{85 \times 0.4}$$

$$m = (0.03) \times (85) \times (0.4)$$

$$m = 1.02\ g$$

س8: أحسبُ نسبة الحِمض إلى القاعدة في محلول رَقْمُهُ الهيدروجيني يساوي 10 مكوَّنٌ منَ القاعدة NH_3 وملحها NH_4Cl بالتركيز نفسه. علمًا أنَّ $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

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

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

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

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

$$[OH^-] = \frac{(1 \times 10^{-14})}{(1 \times 10^{-10})}$$

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

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

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

X — X — 1×10^{-4}

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

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{[NH_4^+](1 \times 10^{-4})}{[NH_3]}$$

$$\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} = \frac{(1.8 \times 10^{-5})}{(1 \times 10^{-4})} = \frac{18}{100}$$

س9: أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني لمحلول مكوَّن منَ الحِمض HClO والملح NaOCl بالتركيز نفسه. علمًا أنَّ $\log 3.5 = 0.45$ ، $K_a = 3.5 \times 10^{-8}$

$$[H_3O^+] = K_a \times \frac{[\text{الحمض}]}{[\text{الملح}]}$$

$$[H_3O^+] = (3.5 \times 10^{-8}) \times \frac{(X)}{(X)}$$

$$[H_3O^+] = (3.5 \times 10^{-8})$$

$$pH = -\log(3.5 \times 10^{-8})$$

$$pH = 8 - \log 3.5$$

$$pH = 8 - 0.45$$

$$pH = 7.55$$

س10: محلول منظم حجمُهُ 0.5 L مكوَّن من $C_2H_5NH_2$ تركيزُها 0.2 M، والملح $C_2H_5NH_3Cl$ تركيزُه 0.4 M، علمًا أنَّ $K_b = 4.7 \times 10^{-4}$ ، $\log 2 = 0.3$ ، $\log 4{,}3 = 0.63$ ، $\log 1.1 = 0.04$

أ. أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني للمحلول.

$$[OH^-] = K_b \times \frac{[\text{القاعدة}]}{[\text{الملح}]}$$

$$[OH^-] = (4.7 \times 10^{-4}) \times \frac{(0.2)}{(0.4)}$$

$$[OH^-] = (2.35 \times 10^{-4})\ M$$

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

$$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{2.35 \times 10^{-4}}$$

$$[H_3O^+] = 4.3 \times 10^{-11}\ M$$

$$pH = -\log(4.3 \times 10^{-11})$$

$$pH = 11 - \log 4.3$$

$$pH = 11 - 0.63$$

$$\boxed{pH = 10.38}$$

ب. أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني للمحلول، فيما لو أُضيف إليه 0.05 mol من الحِمض HCl.

$$M_{(HCl)} = \frac{N_{(Mol)}}{V_{(L)}}$$

$$M_{(HCl)} = \frac{0.05}{0.5} = 0.1M$$

$$[OH^-] = K_b \times \frac{[\text{القاعدة}] - [\text{الحمض المضاف}]}{[\text{الملح}] + [\text{الحمض المضاف}]}$$

$$[OH^-] = (4.7 \times 10^{-4}) \times \frac{[0.2] - [0.1]}{[0.4] + [0.1]}$$

$$[OH^-] = (4.7 \times 10^{-4}) \times \frac{[0.1]}{[0.41]}$$

$$[OH^-] = (1.15 \times 10^{-4})M$$

$$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.15 \times 10^{-4}}$$

$$[H_3O^+] = 8.7 \times 10^{-11}\ M$$

$$pH = -\log(8.7 \times 10^{-11})$$

$$pH = 11 - \log 8.7$$

$$pH = 11 - 0.94$$

$$\boxed{pH = 10.06}$$

جـ. أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني للمحلول، فيما لو أُضيف إليه 0.05 mol منَ القاعدة KOH.

$$M_{(KOH)} = \frac{N_{(Mol)}}{V_{(L)}}$$

$$M_{(KOH)} = \frac{0.05}{0.5} = 0.1M$$

$$[OH^-] = K_b \times \frac{[\text{القاعدة}] + [\text{القاعدة المضافة}]}{[\text{الملح}] - [\text{القاعدة المضافة}]}$$

$$[OH^-] = (4.7 \times 10^{-4}) \times \frac{[0.2] + [0.1]}{[0.4] - [0.1]}$$

$$[OH^-] = (4.7 \times 10^{-4}) \times \frac{[0.21]}{[0.3]}$$

$$[OH^-] = (3.29 \times 10^{-4})M$$

$$[H_3O^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{3.29 \times 10^{-4}}$$

$$[H_3O^+] = 3.04 \times 10^{-11}\ M$$

$$pH = -\log(3.04 \times 10^{-11})$$

$$pH = 11 - \log 3.04$$

$$pH = 11 - 0.48$$

$$\boxed{pH = 10.52}$$

مراجعة الوحدة

1 . أُوَضِّحُ المقصود بكلٍّ ممّا يأتي:

- **قاعدة أرهينيوس**: مادة تتأين في الماء وتنتج أيون الهيدروكسيد (OH^-)
- **حمض لويس**: مادة يمكنها استقبال زوج او أكثر من الإلكترونات في أثناء التفاعل.
- **القاعدة المترافقة**: هي المادة الناتجة من منح الحمض لبروتون (H^+).
- **المواد الأمفوتيرية**: وهي المواد التي تسلك سلوكًا حمضيًا في بعض تفاعلاتها وتسلك سلوكًا قاعديًا في تفاعلات أخرى.
- **نقطة التعادل**: هي النقطة التي تتعادل عندها أيونات الهيدرونيوم مع أيونات الهيدروكسيد جميعها خلال عملية المعايرة.
- **الكاشف**: هي مادة كيميائية يتغير لونها حسب الرقم الهيدروجيني للوسط الذي توجد فيه.
- **الملح**: هي مركبات أيونية تنتج من تفاعل الحمض مع القاعدة.
- **المحلول المنظم**: وهو المحلول الذي يقاوم التغير في الرقم الهيدروجيني عند إضافة كميات قليلة من حمض وقاعدة إليه

2 . أُفَسِّرُ:

أ- السلوك الحمضي لمحلول HNO_2 حسب مفهوم برونستد-لوري.

يعتبر HNO_2 حمضي لأنه يمنح بروتون واحد أثناء التفاعل

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

ب- السلوك القاعدي للأمونيا NH_3 حسب مفهوم لويس .

تعتبر الأمونيا قاعدة لويس لأنه تمنح زوج أو أكثر من الإلكترونات أثناء التفاعل.

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

ج- السلوك الأمفوتيري لتفاعل HS^- مع كل من HCl و NO_2^- .

يسلك كحمض: $HS^- + NO_2^- \rightleftharpoons S^{2-} + HNO_2$

يسلك كقاعدة: $HS^- + HCl \rightleftharpoons H_2S + Cl^-$

د- عدم صلاحية الماء H_2O للاستخدام كمحلول منظم.

لأن المحلول المنظم يتكون من حمض ضعيف وملحه أو قاعدة ضعيفة وملحها ؛ والماء ليس من المواد الضعيفة فهو يعد من المواد الأمفوتيرية

هـ- السلوك المتعادل لمحلول الملح KI.

الملح KI ملح متعادل لا يتميه لأن يتفكك إلى أيونين ضعيفين وبالتالي يكون $[OH^-] = [H_3O^+]$ أي pH=7

$$KI \xrightarrow{H_2O} K^+ + I^-$$

3 . أُحَدِّدُ الأزواجَ المترافقة في التفاعلات الآتية:

$$HNO_{2(aq)} + CN^-_{(aq)} \rightleftharpoons NO_2^-{}_{(aq)} + HCN_{(aq)}$$

حمض — قاعدة — قاعدة مرافقة — حمض مرافق

$$C_5H_5N_{(aq)} + HCl_{(aq)} \rightleftharpoons C_5H_5NH^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

قاعدة — حمض — حمض مرافق — قاعدة مرافقة

4 . أَحَدِّدُ حِمضَ لويس وقاعدتَهُ في التفاعل الآتي:

$$AlCl_{3(aq)} + Cl^-_{(aq)} \rightleftharpoons AlCl_4^-{}_{(aq)}$$

حمض — قاعدة

5 . أحسبُ الرَّقمَ الهيدروجيني لمحلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH مكوَّن بإذابة 4 g منه في 200 mL منَ الماء. علمًا أنَّ الكتلة المولّية للقاعدة NaOH = 40 g\mol.

$$M_{(NaOH)} = \frac{m_{(g)}}{Mr \times V_{(L)}}$$

$$M_{(NaOH)} = \frac{4}{40 \times 0.2} = 0.5$$

$$[NaOH] = [OH^-] = 0.5M$$

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

$$[H_3O^+] = \frac{1\times10^{-14}}{0.5}$$

$$[H_3O^+] = 2 \times 10^{-14}\ M$$

$$pH = -\log(2 \times 10^{-14})$$

$$pH = 14 - \log 2$$

$$pH = 14 - 0.30$$

$$pH = 13.7$$

6 . أحسبُ. جرت معايرة 10 mL من محلول LiOH، فتعادلت معَ 20 mL من محلول HBr تركيزُه 0.01 M. أحسبُ تركيز المحلول LiOH.

$$n_{(LiOH)} = n_{(HBr)}$$

$$[LiOH] \times V_{(LiOH)} = [HBr] \times V_{(HBr)}$$

$$[LiOH] \times (0.01) = (0.01) \times (0.02)$$

$$[LiOH] = \frac{0.01 \times 0.02}{0.01}$$

$$[LiOH] = 0.02\ M$$

7 . أُضيفُ 40 mL من محلول KOH تركيزُه 0.4 M إلى 20 mL من محلول HBr تركيزُه 0.5 M. أحسبُ قيمة pH للمحلول الناتج.

$$n = M \times V_{(L)}$$

$$n_{(KOH)} = 0.4 \times 0.04 = 0.016\ Mol$$

$$n_{(HBr)} = 0.5 \times 0.02 = 0.010\ Mol$$

الفائض من المحلولين : نطرح مولات كل من المحلولين n_2-n_1

$$n_{(\text{فائض})} = n_{(KOH)} - n_{(HBr)}$$

$$n_{(\text{فائض})} = 0.016 - 0.010 = 0.006\ Mol\ \ (KOH)$$

$$V_{(\text{الكلي الحجم})} = V_2 + V_1$$

$$V_{(\text{الكلي الحجم})} = 0.02 + 0.04 = 0.06\ L$$

$$[KOH] = \frac{n}{V} = \frac{0.006}{0.06} = 0.1M$$

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

$$[H_3O^+] = \frac{1\times10^{-14}}{0.1}$$

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

$$pH = -\log(1 \times 10^{-13})$$

$$pH = 13 - \log 1$$

$$pH = 13 - 0$$

$$pH = 13$$

8. تمثّلُ المعادلاتُ الآتية تفاعلات لمحاليل الحموض (H_2SO_3، HCN، HF) المتساوية التركيز، التي كان موضع الاتزان مزاحا فيها جهة المواد الناتجة لجميع التفاعلات. أدرس التفاعلات، ثم أُجيب عن 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. CN^-

ب - أكتبُ صيغة الحِمض الذي له أعلى K_a. H_2SO_3

جـ - أُحَدِّدُ أيَّ المحلولين يكونُ فيه $[OH^-]$ الأقل:

محلول HF أم محلول HCN. HF

د - أُحَدِّدُ أيَّ محاليل الحُموض المذكورة له أعلى pH. HCN

هـ - أُحَدِّدُ أيَّ الحُموض المذكورة أكثر تأيُّنًا في الماء. H_2SO_3

تفسير حل السؤال :

التفاعل ينزاح باتجاه المواد الأضعف وفي هذا التفاعل انزاح نحو اليمين أي أن المواد المتفاعلة اقوى من المواد الناتجة :

- من المعادلة الأولى نلاحظ أن الحمض H_2SO_3 أقوى من HCN
- من المعا دلة الثانية نلاحظ أن الحمض H_2SO_3 أقوى من HF
- من المعادلة الثالثة نلاحظ أن الحمض HF أقوى من HCN

$H_2SO_3 > HF > HCN$

9 . 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

$$[\text{الملح}] = K_a \times \frac{[\text{الحمض}]}{[H_3O^+]}$$

$$[RCOO^-] = (1 \times 10^{-7}) \times \frac{(0.1)}{(3 \times 10^{-6})}$$

$$[RCOO^-] = (3.3 \times 10^{-3})M$$

$$n = M \times V$$

$$n = (3.3 \times 10^{-3}) \times (2)$$

$$n = 6.6 \times 10^{-3} M$$

$$\Delta pH = pH_2 - pH_1$$

$$pH_2 = 4 + 1.52 = 5.52$$

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

$$[H_3O^+] = 10^{-5.52}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-5.52-0.48+0.48}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-6+0.48}$$

$$[H_3O^+] = 10^{0.48} \times 10^{-6}$$

$$[H_3O^+] = 3 \times 10^{-6}\ M$$

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

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

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

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{[\text{الحمض}]}$$

$$K_a = \frac{(1 \times 10^{-4})^2}{(0.1)}$$

$$K_a = 1 \times 10^{-7}$$

10. محلولُ المنظِّم يتكوَّنُ منَ الحِمض HNO_2، الذي تركيزُهُ 0.3 M، والملح KNO_2، الذي تركيزُهُ 0.2 M.

علمًا أنَّ $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$

أ - أحسبُ pH للمحلول.

ب - أحسبُ pH للمحلول السابق إذا أُضيف 0.1 mol منَ القاعدة NaOH إلى لتر منه.

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

$$pH = -\log(3 \times 10^{-4})$$

$$pH = 4 - \log 3$$

$$pH = 4 - 0.47$$

$$pH = 3.53$$

$$[H_3O^+] = K_a \times \frac{[\text{الحمض}] - [\text{القاعدة المضافة}]}{[\text{الملح}] + [\text{القاعدة المضافة}]}$$

$$[H_3O^+] = (4.5 \times 10^{-4}) \times \frac{[0.3] - [0.1]}{[0.2] + [0.1]}$$

$$[H_3O^+] = (4.5 \times 10^{-4}) \times \frac{(0.2)}{(0.3)}$$

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

$$[H_3O^+] = K_a \times \frac{[\text{الحمض}]}{[\text{الملح}]}$$

$$[H_3O^+] = (4.5 \times 10^{-4}) \times \frac{(0.3)}{(0.2)}$$

$$[H_3O^+] = (6.75 \times 10^{-4})$$

$$pH = -\log(6.75 \times 10^{-4})$$

$$pH = 4 - \log 6.75$$

$$pH = 4 - 0.83$$

$$pH = 4.17$$

11. محلول المنظِّم يتكوَّنُ منَ القاعدة CH_3NH_2، التي تركيزُها 0.3 M، والملح CH_3NH_3Cl، الذي تركيزُهُ 0.2 M، أحسب:

أ - تركيزَ القاعدة NaOH اللازم إضافته إلى لتر منَ المحلول لتصبح PH = 11. علمًا أنَّ $K_b = 4.4 \times 10^{-4}$

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

$$[H_3O^+] = 10^{-11}$$

$$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-11} M$$

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

$$[OH^-] = \frac{(1 \times 10^{-14})}{(1 \times 10^{-11})}$$

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

$$[OH^-] = K_b \times \frac{[\text{القاعدة}] + [\text{القاعدة المضافة}]}{[\text{الملح}] - [\text{القاعدة المضافة}]}$$

$$[1 \times 10^{-3}] = (4.4 \times 10^{-4}) \times \frac{[0.3] + [X]}{[0.2] - [X]}$$

$$\frac{1 \times 10^{-3}}{4.4 \times 10^{-4}} = \frac{0.3 + X}{0.2 - X}$$

$$2.27 = \frac{0.3 + X}{0.2 - X}$$

$$0.45 - 2.27X = 0.3 + X$$

$$0.45 - 0.3 = 2.27X + X$$

$$0.15 = 3.27X$$

$$X = \frac{0.15}{3.27} = 0.046M$$

ب - كتلةَ الحِمض HCl اللازم إضافتها إلى لتر منَ المحلول لتصبح PH = 10. علمًا أنَّ $M_{r(HCl)} = 36.5$ g\mol

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

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

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

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

$$[OH^-] = \frac{(1 \times 10^{-14})}{(1 \times 10^{-10})}$$

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

$$[OH^-] = K_b \times \frac{[\text{القاعدة}] - [\text{الحمض المضاف}]}{[\text{الملح}] + [\text{الحمض المضاف}]}$$

$$1 \times 10^{-4} = (4.4 \times 10^{-4}) \times \frac{[0.3] - [X]}{[0.2] + [X]}$$

$$\frac{1 \times 10^{-4}}{4.4 \times 10^{-4}} = \frac{0.3 - X}{0.2 + X}$$

$$0.23 = \frac{0.3 - X}{0.2 + X}$$

$$0.046 + 0.23X = 0.3 - X$$

$$0.23X + X = 0.3 - 0.046$$

$$1.23X = 0.25$$

$$X = \frac{0.25}{1.23} = 0.20M$$

$$M_{(HCl)} = \frac{m_{(g)}}{Mr \times V_{(L)}}$$

$$m = (0.20) \times (36.5) \times (1)$$

$$m = 7.3g$$

12. **يبيِّنُ الجدولُ الآتي الرَّقْمَ الهيدروجيني لعددٍ منَ المحاليل المختلفة المتساوية التراكيز. أدرسُها، ثمَّ أختارُ منها المحلول الذي تنطبق عليه فقرة من الفقرات الآتية:**

المحلول	A	B	C	D	E	F
قيمة pH	9	7	12	5	0	1

أ - قاعدة يكونُ فيها $[OH^-]=1\times 10^{-5}\ M$ — A

ب - المحلول الذي يمثلُ الملح KBr — B

جـ - محلول حِمض HNO_3 تركيزُه 1 M — E

د - محلول قاعدي تركيزُ $[H_3O^+]$ فيه أقلُّ ما يمكن. — C

هـ - محلول أيوناته لا تتفاعل معَ الماء. — B

13. يحتوي الجدولَ 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.

$$[H_3O^+]=\sqrt{[\text{الحمض}]K_a}$$

$$[H_3O^+]=\sqrt{(0.1)\times(3.5\times10^{-8})}$$

$$[H_3O^+]=\sqrt{(3.5\times10^{-9})}$$

$$[H_3O^+]=\sqrt{(35\times10^{-10})}$$

$$[H_3O^+]=5.9\times10^{-5}\ M$$

ب - أكتبُ صيغة القاعدة المرافقة الأضعف للحُموض المذكورة في الجدول. — NO_2^-

جـ - أُحَدِّدُ أيَّ المحلولين يحتوي على تركيز أعلى من $[OH^-]$: محلول HClO أم محلول HNO_2.

د - أُحَدِّدُ أيَّ المحلولين أكثر قدرة على التَّمَيُّه: KNO_2 أم HCOOK

هـ - أُحَدِّدُ أيَّ المحلولين له أقل رَقْم هيدروجيني (pH): محلول HClO أم HNO_2.

و - أُقَرِّرُ أيُّها أقوى: الحِمض المرافق للقاعدة C_5H_5N أم الحِمض المرافق للقاعدة $C_2H_5NH_2$.

ز - أُحَدِّدُ أيَّ المحلولين يحتوي على تركيز أعلى من $[H_3O^+]$: محلول C_5H_5N أم محلول $C_2H_5NH_2$.

ح - أُحَدِّدُ أيَّ المحلولين له أعلى رَقْم هيدروجيني (pH): محلول N_2H_5Cl أم $C_2H_5NH_3Cl$

ط - أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني لمحلول HCOOH عند إضافة 0.01 mol منَ الملح HCOONa إلى لتر منَ المحلول.

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

نحسب أولاً K_a قبل الإضافة

$$\boldsymbol{K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{[\text{الحمض}]}}$$

$$\boldsymbol{K_a = \frac{(2\times10^{-3})^2}{(0.03)}}$$

$$\boldsymbol{K_a = 1.3\times10^{-4}}$$

نحسب تركيز الملح

$$\boldsymbol{M = \frac{N_{(Mol)}}{V_{(L)}}}$$

$$\boldsymbol{M = \frac{0.01}{1} = 0.01M}$$

$$[H_3O^+] = K_a \times \frac{[\text{الحمض}]}{[\text{الملح}]}$$

$$[H_3O^+] = (1.3\times10^{-4}) \times \frac{(0.03)}{(0.01)}$$

$$[H_3O^+] = (3.9\times10^{-4})$$

$$\boldsymbol{pH = -\log(3.9\times10^{-4})}$$

$$\boldsymbol{pH = 4 - \log 3.9}$$

$$\boldsymbol{pH = 4 - 0.59}$$

$$\boldsymbol{pH = 3.41}$$

14. أحسبُ pH لمحلول يتكوَّنُ منَ الحِمض HNO_2 والملح KNO_2، لهما التركيزُ نفسُه.

$$[H_3O^+] = K_a \times \frac{[\text{الحمض}]}{[\text{الملح}]}$$

$$\boldsymbol{[H_3O^+] = (4.5\times10^{-4}) \times \frac{(X)}{(X)}}$$

$$\boldsymbol{[H_3O^+] = (4.5\times10^{-4})}$$

$$\boldsymbol{pH = -\log(4.5\times10^{-4})}$$

$$\boldsymbol{pH = 4 - \log 4.5}$$

$$\boldsymbol{pH = 4 - 0.65}$$

$$\boldsymbol{pH = 3.35}$$

15. أتوقعُ ما يحدثُ لقيمة pH في الحالات الآتية (تقل، تزداد، تبقى ثابتة): (أهملُ التغيُّر في الحجم)

- إضافة كميّة قليلة من بلّورات الملح $NaHCO_3$ إلى 500 mL من محلول الحِمض H_2CO_3. **تزداد**
- إضافة كميّة قليلة من بلّورات الملح $N_2H_5NO_3$ إلى 500 mL من محلول القاعدة N_2H_4. **تقل**
- إضافة كميّة قليلة من بلّورات الملح LiCl إلى 500 mL من محلول الحِمض HCl. **تبقى ثابتة**

16. يحتوي الجدولُ الآتي على عدد منَ المحاليل تركيزُ كلٍّ منها 1M وبعض المعلومات المتعلقة بها. أدرسُ المعلومات، ثمَّ أُجيبُ عنِ الأسئلة الآتية:

المحلول	معلومات تتعلَّق 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 - أُحَدِّدُ الحِمضَ الأقوى في الجدول. **HC**

ب - أيهما أضعف الحمض HX أم الحمض HZ؟ **HZ**

جـ - أكتبُ معادلة لتفاعل محلول الحِمض HD والملح NaC، ثم:

- أُحَدِّدُ الزوجين المترافقين في المحلول.
- أتوقعُ الجهة التي يرجِّحُها الاتزانُ في التفاعل.

$$NaC + HD \xrightarrow{H_2O} HC + D^-$$

نحو اليسار

قاعدة مرافقة

د - استنتجُ القاعدة المرافقة الأضعف: D^- أم C^-. **C^-**

هـ - أحسبُ تركيزَ H_3O^+ في محلول مكوَّن منَ القاعدة B، التي تركيزُها 1M، والملح BHCl، الذي تركيزُه 0.5 M.

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

$$[H_3O^+] = \frac{1\times10^{-14}}{2\times10^{-6}}$$

$$[H_3O^+] = 5\times10^{-9}\ M$$

$$[OH^-] = K_b \times \frac{[\text{القاعدة}]}{[\text{الملح}]}$$

$$[OH^-] = (1\times10^{-6}) \times \frac{(1)}{(0.5)}$$

$$[OH^-] = (2\times10^{-6})\ M$$

17. 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 حـ) HCOOH د) HClO

2 . العبارة الصحيحة، في المعادلة $(HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ A^-)$، هي:
أ) يتأيَّنُ الحِمض HA كُلِّيًّا.
ب) الحِمضُ HA يختفي منَ المحلول.
حـ) الحِمضُ HA ضعيف.
د) لا يوجد أزواج مترافقة في المعادلة.

3 . القاعدة المرافقة الأضعف في ما يأتي، هي:
أ) NO_3^- ب) OCl^- حـ) F^- د) CN^-

4 . المحلولُ الذي لم يتمكَّن مفهومُ أرهينيوس من تفسير سلوكه، هو:
أ) HCl ب) NaCN حـ) HCOOH د) NaOH

5 . أحدُ الأيونات الآتية لا يُعَدُّ أمفوتيريًّا:
أ) $H_2PO_4^-$ ب) HS^- حـ) HCO_3^- د) $HCOO^-$

6 . المادَّةُ التي تذوبُ في الماء وتُنتجُ من تركيز أيون الهيدروكسيد (OH^-)، هي:
أ) حِمض أرهينيوس ب) قاعدة لويس
حـ) 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+} حـ) BF_4^- د) CO_3^{2-}

8 . حِمضُ لويس الذي يدخل في تركيب الأيون $[Zn(CN)_6]^{4-}$، هو:
أ) Zn ب) Zn^{2+} حـ) Zn^{4+} د) CN^-

9 . إذا كان $[H_3O^+] = 2 \times 10^{-2}\ M$ في محلول ما، فإنَّ $[OH^-]$ هو:
أ) $1\times10^{-2}M$ ب) $2 \times 10^{-12}M$
حـ) $1\times10^{-10}M$ د) $5 \times 10^{-13}M$

10. محلولُ حِمض HBr:
أ) عددُ مولات H_3O^+ تساوي فيه عددَ مولات OH^-
ب) عددُ مولات H_3O^+ أقل فيه من عددِ مولات OH^-
حـ) عددُ مولات H_3O^+ تساوي فيه عددَ مولات HBr المذابة
د) عددُ مولات Br^- تساوي فيه عددَ مولات OH^-

11. كتلةُ الحِمض HBr اللازمة لعمل محلول منه حجمُهُ 200 mL وتركيزُ H_3O^+ فيه يساوي 0.01 M، هي:
$(Mr_{(HBr)} = 81g\backslash mol)$
أ) 1.62 g ب) 16.2 g حـ) 0.162 g د) 0.0162 g

12. المحلولُ الذي له أعلى pH في المحاليلِ الآتية التي لها التركيزُ نفسه، هو:
أ) NH_4Cl ب) HBr حـ) NaCl د) NH_3

13. المحلولُ الذي له أقلُّ قيمة PH من المحاليل الآتية المتساوية في التركيز، هو:
أ) KNO_3 ب) NaOH حـ) HNO_2 د) HNO_3

14. المحلولُ الذي له أقلُّ تركيز H_3O^+ منَ المحاليل الآتية المتساوية التركيز، هو:
أ) HCl ب) N_2H_5Br حـ) KNO_2 د) NH_4Cl

16. 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) $N_2H_5NO_3/\ N_2H_4$

15. ترتيبُ المحاليل المائيّة للمركّبات 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) $LiOH > KNO_2 > NaCl > N_2H_5Cl$

السؤال	1	2	3	4	5	6	7	8
الإجابة	ب	ج	أ	ب	أ	ج	ب	ب
السؤال	9	10	11	12	13	14	15	16
الإجابة	د	ج	ج	ب	د	ج	د	ج