The Scientist
IN Chemistry

العالم في الكيمياء

شرح مفصل لمادة الكيمياء لطلبة الثانوية العامة

الوحدة الأولى – الحموض والقواعد وتطبيقاتها

إعداد المعلم: عثمان قدور

(هـ:0788004769)

جيل 2005

الحموض والقواعد وتطبيقاتها

الدرس الأول: الحموض والقواعد

- توجد الحموض والقواعد في العديد من المواد الغذائية والخضروات والفواكه والمشروبات ولكل من الحمض والقاعدة صفات خاصة تميزها عن غيرها.

❖ أهم صفات الحموض والقواعد.

◆ صفات الحموض.

1) تزيد من تركيز (H^+) في المحلول.
2) تغير لون ورقة تباع الشمس من اللون الأزرق الى اللون الأحمر.
3) محاليلها كهرلية (موصلة للتيار الكهربائي).
4) طعمها لاذع.
5) حارقة للجلد.
6) تتفاعل مع الفلزات وينطلق غاز (H_2).
7) تتفاعل الحموض مع القواعد وينتج الملح والماء.

◆ صفات القواعد.

1) تزيد من تركيز (OH^-) في المحلول.
2) تغير لون ورقة تباع الشمس من اللون الأحمر الى اللون الأزرق.
3) محاليلها كهرلية (موصلة للتيار الكهربائي).
4) طعمها مر.
5) كاوية للجلد.
6) ملمسها انزلاقي كالصابون.
7) تتفاعل القواعد مع الحموض وينتج الملح والماء.

✸ تعتبر الحموض والقواعد موصلة للتيار الكهربائي بسبب تحول المادة عند إذابتها في الماء الى أيونات موجبة وأخرى سالبة تنتشر في المحلول ونتيجة حركتها نحو الأقطاب المخالفة لها في الشحنة يحدث التوصيل الكهربائي.

عثمان قدور (0788004769)

- التأين الكلي: هو تحول جميع تركيز المادة الى أيونات موجبة وسالبة عند نهاية التفاعل.
- الحمض القوي أو القاعدة القوية تتأين بشكل كلي في التفاعل (الماء) وبشار إليها بسهم واحد (⟶) .
- الحمض الضعيف أو القاعدة الضعيفة لا تتأين بشكل كلي في الماء ويشار إليها بسهمين متعاكسين (⇌).

اولا: مفهوم أرهينوس للحموض والقواعد

حمض أرهينوس: مادة تزيد من تركيز (H^+) عند إذابتها في الماء.

مثال:

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

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

- نلاحظ من خلال الأمثلة السابقة أن جميع حموض أرهينوس تحتوي على ذرة هيدروجين أو أكثر ترتبط برابطة تساهمية قطبية مع ذرة أخرى ذات كهروسلبية عالية مثل (Cl^-) في المعادلة الأولى أو مجموعة أيونية مثل (NO_3^-) في المعادلة الثانية وهو ما يسبب حدوث التأين في المحلول المائي (الماء).
- الجدول التالي يبين بعض الحموض وصيغها الكيميائية:

الجدول (1): بعض حموض أرهينيوس.

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

- من خلال الجدول نلاحظ أن جميع الحموض تحتوي على ذرات هيدروجين وتقسم حسب عدد ذرات الهيدروجين المرتبطة الى:

1- **حمض أحادي البروتون:** وهو الحمض الذي يحتوي على ذرة هيدروجين واحدة مثل (HCl).

2- **حمض ثنائي البروتون:** وهو الحمض الذي يحتوي على ذرتي هيدروجين مثل (H_2SO_4).

3- **حمض ثلاثي البروتون:** وهو الحمض الذي يحتوي على ثلاث ذرات هيدروجين مثل (H_3PO_4).

- إن وجود ذرات الهيدروجين في المركب ليس شرطا لتحديد نوع الحمض فمثلاً الحمض (CH_3COOH) فيه عدد ذرات الهيدروجين المرتبطة مع الكربون تساوي ثلاث ذرات، ولكن ليس لديها القدرة على التأين في الماء، لأن الروابط غير قطبية مما يمنع تأينها، أما ذرة الهيدروجين المرتبطة بذرة الأكسجين (O) ذات الكهروسلبية العالية فهي قطبية وتتأين في المحلول، وذلك يصنف حمض الإيثانويك (CH_3COOH) على أنه حمض أحادي البروتون كما في المعادلة التالية:

$$CH_3COOH \xrightleftharpoons{H_2O} H^+ + CH_3COO^-$$

حمض الكبريتيك (H_2SO_4): اكتشفه العالم العربي جابر بن حيان في القرن الثامن الميلادي وأطلق عليه اسم (زيت الزاج) ويستخدم حمض الكبريتيك في المجال الزراعي لزيادة خصوبة التربة، ويستخدم لمعالجة ملوحة المياه وتطهيرها من الفطريات.

<u>قاعدة أرهينوس:</u> مادة تزيد من تركيز (OH^-) عند إذابتها في الماء.

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

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

الجدول (2): بعض قواعد أرهينيوس.

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

- نلاحظ من خلال الجدول أن كل قواعد أرهينوس تحتوي على أيون الهيدروكسيد (OH^-)، فبعضها يحتوي على أيون هيدروكسيد واحد مثل (NaOH)، وبعضها يحتوي على أيوني هيدروكسيد مثل ($Ca(OH)_2$).

- الجدول التالي يبين أهم الحموض والقواعد القوية التي يجب حفظها:

الحموض القوية ومعادلة تأينها في الماء	القواعد القوية ومعادلة تأينها في الماء
$HClO_4 \xrightarrow{H_2O} H^+ + ClO_4^-$	$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$
$H_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2H^+ + SO_4^{2-}$	$KOH \xrightarrow{H_2O} K^+ + OH^-$
$HNO_3 \xrightarrow{H_2O} H^+ + NO_3^-$	$LiOH \xrightarrow{H_2O} Li^+ + OH^-$
$HCl \xrightarrow{H_2O} H^+ + Cl^-$	$Ca(OH)_2 \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+} + 2OH^-$
$HBr \xrightarrow{H_2O} H^+ + Br^-$	$Ba(OH)_2 \xrightarrow{H_2O} Ba^{2+} + 2OH^-$
$HI \xrightarrow{H_2O} H^+ + I^-$	

- الجدول التالي يبين أهم الحموض الضعيفة:

أهم الحموض الضعيفة
$HF \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + F^-$
$HCN \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + CN^-$
$CH_3COOH \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + CH_3COO^-$
$H_2S \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + HS^-$
$H_2CO_3 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + HCO_3^-$
$HClO_3 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + HClO_3^-$
$HClO_2 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + HClO_2^-$
$H_2SO_3 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + HSO_3^-$
$HNO_2 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + NO_2^-$

أوجه القصور في تعريف أرهينوس.

1- يشترط السلوك الحمضي والقاعدي للمواد في الماء إذابتها في الماء، بينما ثبت أن هناك حموض وقواعد تسلك نفس السلوك دون ذوبانها الماء.

$$HCl + NH_3 \xrightarrow{H_2O} NH_4Cl \quad (S)$$

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

نفس الناتج على الرغم من اختلاف حالة المادة

- نلاحظ في المعادلة الأولى عندما قمنا بإذابة المادتين في الماء، حصلنا على ملح كلوريد الأمونيوم (NH_4Cl) في الحالة الصلبة، وفي المعادلة الثانية عندما قمنا بمزج المادتين وهما في الحالة الغازية دون إذابتهم في الماء، حصلنا على نفس الناتج في المعادلة الأولى، وهو ما لم يستطع أرهينوس تفسيره.

2- لم يستطع أن يفسر السلوك الحمضي لبعض الحموض لعدم احتوائها على ذرات (H)، وكذلك لم يستطع أن يفسر السلوك القاعدي لبعض القواعد لعدم احتوائها على (OH)، بالإضافة الى عدم تفسير السلوك القاعدي لقواعد معروفة مثل (NH_3) وكذلك (CO_3) ، (F^-) حيث تعتبر قواعد على الرغم من عدم احتواها على (OH^-).

3- لم يستطع أن يفسر الصفات الحمضية والقاعدية والمتعادلة لمحاليل الأملاح مثل:

($NaCl$) ← متعادل. (NH_4Cl) ← حمضي. (KCN) ← قاعدي.

سؤال (1): في تعريف أرهينوس للحمض يشترط:

أ- ان تتفاعل مع الفلزات. ب- وجود كواشف تكشف عنها.
ج- توصيل محاليلها للتيار الكهربائي. د- ذوبانها في الماء.

الإجابة: د- ذوبانها في الماء.

سؤال (2): فسر السلوك الحمضي لمحلول الحمض القوي (HBr) وفق مفهوم ارهينوس.

الإجابة: حمض (HBr) وفق ارهينوس مادة تزيد من تركيز أيون الهيدروجين (H^+) عند اذابتها في الماء حيث:

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

سؤال (3): صنف المواد التالية الى حموض وقواعد وفق مفهوم أرهينوس:

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

الإجابة:

المواد التالية تعتبر حموض لأنها تعطي أيون (H^+) عند إذابتها في الماء: $(HCOOH)$ ، (HNO_3) ، $(HClO_4)$

المواد التالية تعتبر قواعد لأنها تعطي أيون (OH^-) عند إذابتها في الماء: $(Sr(OH)_2)$ ، (KOH)

سؤال (4): اكتب معادلة التأثير القاعدي لهيدروكسيد البوتاسيوم (KOH).

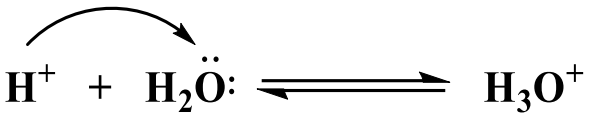
الإجابة:

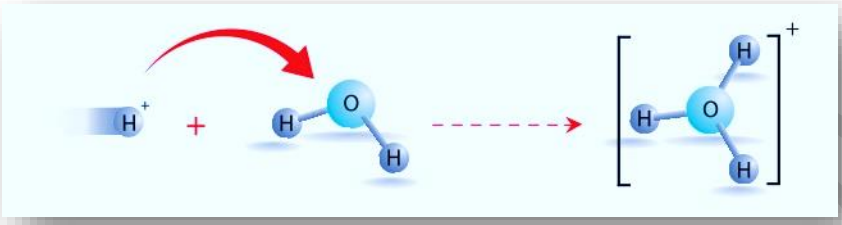
$$KOH \xrightarrow{H_2O} K^+ + OH^-$$

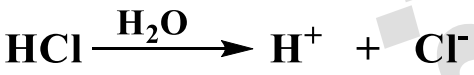
- قارن أرهينوس بين قوة الحموض مع بعضها وكذلك قوة القواعد مع بعضها من خلال توصيل محاليلها للتيار الكهربائي .

أيون الهيدرونيوم (H_3O^+)

هو عبارة عن أيون حمضي التأثير ناتج عن ارتباط (H^+) لأحد الحموض مع أكسجين الماء برابطة تناسقية ، وذلك بسبب ارتفاع كثافة الشحنة الموجبة على نواة (H^+) الصغيرة الحجم وللتخفيف منها يرتبط (H^+) مع الماء .



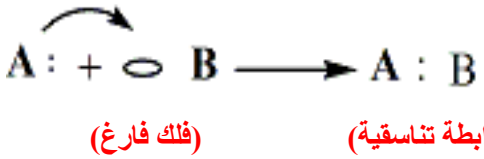




سؤال (5): فسر ما يلي : لا يوجد (H^+) منفردا في الماء أو المحاليل المائية .

الإجابة: لأن حجم نواة (H^+) صغير جدا وكثافة الشحنة الموجبة عليه عالية، وللتخفيف منها يرتبط (H^+) مع الماء برابطة تناسقية

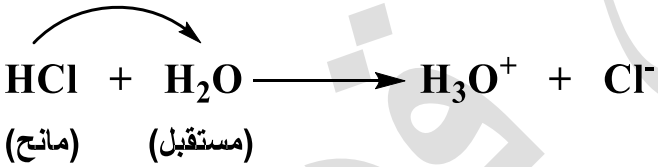
الرابطة التناسقية: يكون فيها زوج من الالكترونات من طرف وفلك فارغ من طرف آخر



ثانياً : مفهوم برونستد – لوري للحموض والقواعد

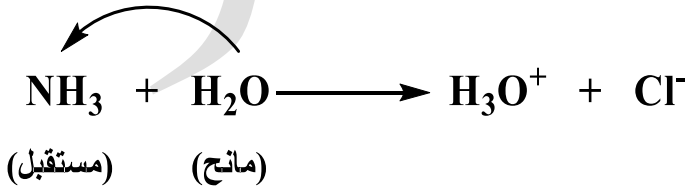
- يعتبر هذا التعريف أكثر شمولية من تعريف ارهينوس من حيث أنه غطى النقص في تعريف ارهينوس .

حمض برونستد: مادة لديها القدرة على منح البروتون (H^+) أو أكثر لمادة أخرى (مانح للبروتون).



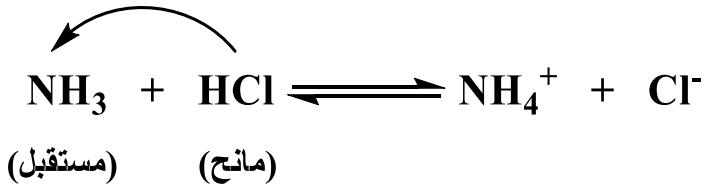
- في المعادلة السابقة عند إذابة كلوريد الهيدروجين (HCl) في الماء، فإنه يمنح البروتون (H^+) ويمثل الحمض، بينما يستقبل الماء البروتون (H^+) ويمثل القاعدة.

قاعدة برونستد: مادة لديها القدرة على استقبال البروتون (H^+) أو لأكثر من مادة اخرى(مستقبل للبروتون).



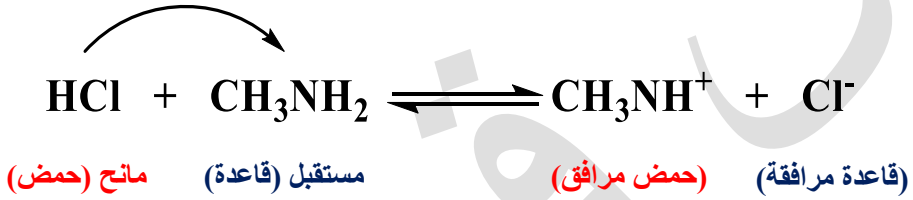
- في المعادلة السابقة عند إذابة الأمونيا (NH_3) في الماء، فإنها تستقبل البروتون (H^+) من الماء ويمثل القاعدة، بينما يمنح الماء البروتون (H^+) ويمثل الحمض.

مثال: عند تفاعل محلول (HCl) مع محلول (NH_3) ينتقل البروتون (H^+) من (HCl) الذي يمثل الحمض في التفاعل، الى (NH_3) التي تمثل القاعدة كما هو موضح في المعادلة التالية:



الأزواج المترافقة

- بما أن تعريف برونستد ـ لوري اعتمد على عملية انتقال البروتون (H^+) من الحمض واستقباله من قبل القاعدة، فإن هذا التعريف يعتبر الحمض والقاعدة نسبيان .



(HCl : حمض / Cl^- : قاعدة مرافقة) زوج مترافق (1).

(CH_3NH_2: قاعدة / CH_3NH^+ : حمض مرافق) زوج مترافق (2).

الأزواج المترافقة: هي عبارة عن الحمض وقاعدته المرافقة أو القاعدة وحمضها المرافق .

قاعدة(1) لإيجاد صيغة الحمض المرافق:

الحمض المرافق = القاعدة + (H^+)

مثال:

$$H_2O + (H^+) = H_3O^+$$

(الحمض المرافق) (قاعدة)

قاعدة(2) لايجاد صيغة القاعدة المرافقة:

القاعدة المرافقة = الحمض - (H^+)

مثال:

$$HCl - (H^+) = Cl^-$$

(القاعدة المرافقة) (الحمض)

سؤال (6): ادرس التفاعلين الآتيين، وعين كلا من الحمض والقاعدة وفق مفهوم برونستد ـ لوري في كل منهما :

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

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

الإجابة:

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

(حمض برونستد) (قاعدة برونستد)

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

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

(حمض برونستد) (قاعدة برونستد)

H_2O: مستقبل للبروتون (قاعدة) HCOOH: مانح للبروتون (حمض)

سؤال (7): وضح السلوك القاعدي لمحلول (NH_3) حسب مفهوم برونستد – لوري .

الإجابة: لأن الأمونيا (NH_3) له القدرة على استقبال البروتون (H^+) من مادة أخرى.

سؤال (8): اكتب صيغة القواعد المرافقة للحموض التالية:

($HCOOH$)، (H_3O^+)، (HF)، (NH_4^+)، (H_2)، (NH_3)

الإجابة:

الحمـــض		القـــاعدة المرافقة
$HCOOH$		$HCOO^-$
H_3O^+		H_2O
HF	$- (H^+)$	F^-
NH_4^+		NH_3
H_2		H^-
NH_3		NH_2^-

سؤال (9): اكتب صيغة الحموض المرافقة للقواعد التالية:

(OH^-)، (NO_3^-)، (NH_3)، (H_2O)، ($HC \equiv C^-$)

الإجابة:

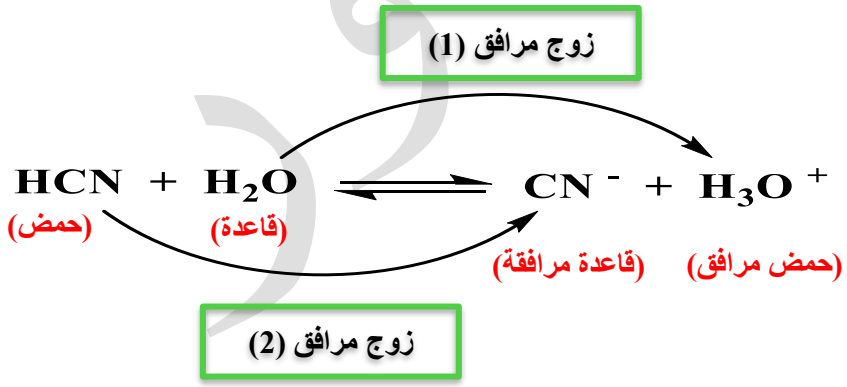
الحمـض المرافق		القـاعدة
H_2O	(H^+) -	OH^-
HNO_3		NO_3^-
NH_4^+		NH_3
H_3O^+		H_2O
$HC \equiv HC$		$HC \equiv C^-$

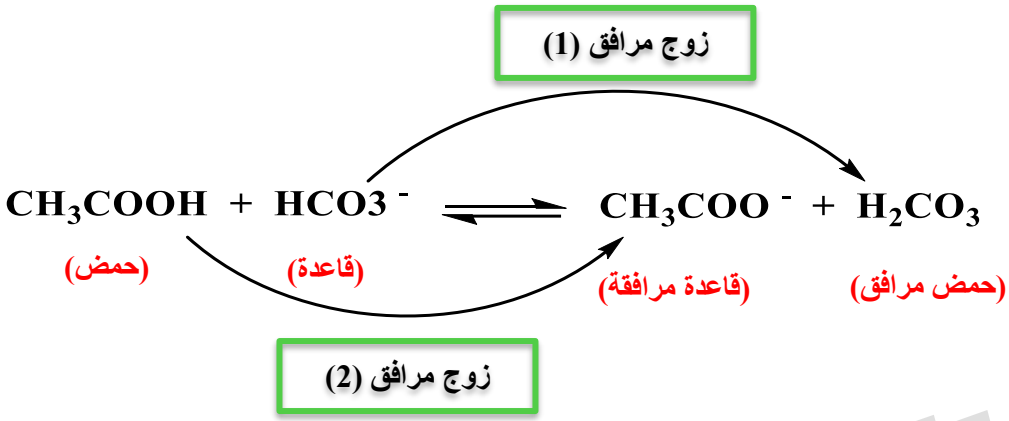
سؤال (10): حدد الأزواج (الحمض – القاعدة) المرافقة في كل من التفاعلات التالية :

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

$$CH_3COOH + HCO3^- \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_2CO_3$$

الإجابة:





- من خلال ما سبق يمكن وضع تصور لتعريف كل من الحمض المرافق والقاعدة المرافقة كما يلي:

الحمض المرافق : هى المادة الناتجة عن استقبال القاعدة للبروتون

القاعدة المرافقة : هي المادة الناتجة عن منح الحمض للبروتون

قوة الحمض والقاعدة

- في التفاعلات التي يحدث فيها انتقال للبروتونات بين المواد المتفاعلة يمكن مقارنة قوة الحموض بالقواعد المرافقة، ولتوضيح ذلك نأخذ المعادلة التالية:

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

(حمض) (قاعدة) (حمض مرافق) (قاعدة مرافقة)

- نلاحظ في المعادلة السابقة أن (HCl) يسلك في المحلول سلوكاً حمضيا، بينما يسلك الماء سلوكاً قاعدياً.
- في حال حدوث تفاعل عكسي يسلك الأيون (Cl^-) سلوك القاعدة، بينما يسلك الأيون (H_3O^+) سلوك الحمض
- بما أن التفاعل يتجه كلياً نحو تكوين المواد الناتجة، لذلك يعتبر الحمض (HCl) أكثر قدرة على منح البروتون (H^+) من الحمض (H_3O^+)، لذلك يعتبر الحمض (HCl) أقوى من الحمض (H_3O^+).
- القاعدة (H_2O) أكثر قدرة على استقبال البروتون (H^+) من القاعدة (Cl^-)، لذلك تعتبر القاعدة (H_2O) أقوى من القاعدة (Cl^-).

- يكون الحمض والقاعدة في جهة المواد المتفاعلة أقوى من الحمض والقاعدة في جهة المواد الناتجة، وان التفاعل يتجه نحو تكوين المواد الناتجة بنسبة كبيرة، ولذلك لا يحدث تفاعل عكسي.

- يشار الى التفاعل الحادث في المعادلة السابقة بسهم واحد (⟶)، وفي جميع تفاعلات الحموض والقواعد القوية.

- الحموض الضعيفة تتأين تأين جزئي في المحلول، ويكون التفاعل منعكساً، ولتوضيح ذلك ندرس المثال التالي:

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

(حمض) (قاعدة) (حمض مرافق) (قاعدة مرافقة)

- بسبب التأين الضعيف للحمض (CH_3COOH) فإن تركيزه في المحلول يبقى عالي مقارنة مع تركيز الحمض (H_3O^+).

- الحمض (CH_3COOH) أقل قدرة (أضعف) على التأين من الحمض (H_3O^+)، أي أن الحمض (CH_3COOH) أقل قدرة على منح البروتون (H^+) من الحمض (H_3O^+).

- القاعدة (CH_3COO^-) أكثر قدرة على استقبال البروتون (H^+) من القاعدة (H_2O)، لذلك تكون القاعدة (CH_3COO^-) أقوى من القاعدة (H_2O)، وهو سبب حدوث التفاعل العكسي، وبقاء تراكيز المواد المتفاعلة عالية مقارنة مع تراكيز المواد الناتجة.

- يشار الى التفاعل الحادث في المعادلة السابقة بسهمين متعاكسين (⇌)، وفي جميع تفاعلات الحموض والقواعد الضعيفة.

ملاحظة مهمة

❖ في التفاعلات التي يحدث فيها انتقال للبروتونات بين المواد المتفاعلة يمكن مقارنة قوة الحموض بالقواعد المرافقة حيث:

1) القاعدة المرافقة للحمض القوي تكون ضعيفة والحمض المرافق للقاعدة القوية يكون ضعيف والعكس صحيح .

2) يتجه الاتزان في هذه التفاعلات نحو الجهة التي يكون فيها الحمض الضعيف او القاعدة الضعيفة بحيث يصبح تركيزهما سائدا في المحلول.

العلاقة عكسية بين الحمض وقوة القاعدة المرافقة

- **الشكل التالي يبين العلاقة بين قوة الحموض وقوة قواعدها المرافقة:**

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 الحمض ↑

تزايد قوة القاعدة ↓

سؤال (11): **اعتماداً على الجدول السابق، أجب عن الأسئلة التالية:**

1- حدد الحمض الأقوى بين الحموض الآتية: (H_2CO_3) ، (HBr) ، (HNO_2).

2- حدد أي الحموض الآتية تكون قاعدته المرافقة هي الأقوى: (HF) ، (H_2S) ، (HI).

3- حدد الجهة التي يزاح نحوها الاتزان في التفاعل الآتي:

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

الإجابة:

1- حسب الجدول نلاحظ أنه كلما تحركنا من أسفل الجدول الى الأعلى كلما زادت قوة الحمض لذلك فإن الحمض (HBr) هو الأقوى ثم يليه الحمض (HNO_2) ثم الحمض (H_2CO_3).

2- بما أن العلاقة بين الحمض وقاعدته المرافقة علاقة عكسية، فإن الحمض الأضعف له قاعدة مرافقة هي الأقوى، وحسب الجدول نلاحظ أن الحمض (H_2S) هو الحمض الأضعف وعليه تكون قاعدته المرافقة هي الأضعف وهي (HS^-).

3- من المعلوم بأن الاتزان دائما يتجه نحو الجهة الأضعف وعليه عند المقارنة بين الحمضين (HNO_2) والحمض (HCN)، نجد أن الحمض (HNO_2) أقوى من الحمض (HCN) وكذلك نجد أن القاعدة المرافقة (CN^-) أقوى من القاعدة المرافقة (NO_2^-)، وعليه فإن الاتزان سوف ينزاح نحو المواد الناتجة.

(الجهة التي يرجحها الاتزان)

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

(حمض قوي) (قاعدة قوية) (قاعدة ضعيفة) (حمض ضعيف)

المواد الأمفوتيرية

هي المواد التي تسلك سلوك حمضي (حمضية) أو سلوك قاعدي (قاعدية) حسب ظروف التفاعل الموجودة بها.

من الأمثلة على هذه المواد:

$$HCrO_4^-, HPO_4^{2-}, H_2PO_4^-, HSO_4^-, HCO_3^-, HSO_3^-, HS^-, H_2O$$

مثال:

$$HSO_3^- + HF \rightleftharpoons H_2SO_3 + F^-$$

مستقبل (قاعدة) مانح (حمض)

$$HSO_3^- + NH_3 \rightleftharpoons SO_3^{2-} + NH_4^+$$

مستقبل (قاعدة) مانح (حمض)

- في المعادلة الأولى سلكت المادة (HSO_3^-) كقاعدة ، بينما سلكت في المعادلة الثانية كحمض ، لذلك تعتبر مادة (HSO_3^-) مادة متعددة الخواص (أمفوتيرية) .

سؤال (12): اكتب معادلات تبين سلوك كل من (HCO_3^-) ، (HS^-) مرة كحمض في تفاعلها مع (N_2H_4)، ومرة كقاعدة في تفاعلها مع (HNO_3).

الإجابة:

$$HCO_3^- + N_2H_4 \rightleftharpoons N_2H_5^+ + CO_3^{2-}$$

مستقبل (قاعدة) مانح (حمض)

سلوك حمضي

$$HS^- + N_2H_4 \rightleftharpoons N_2H_5^+ + S^{2-}$$

مستقبل (قاعدة) مانح (حمض)

$$HCO_3^- + HNO_3 \rightleftharpoons H_2CO_3 + NO_3^-$$

مانح (حمض) مستقبل (قاعدة)

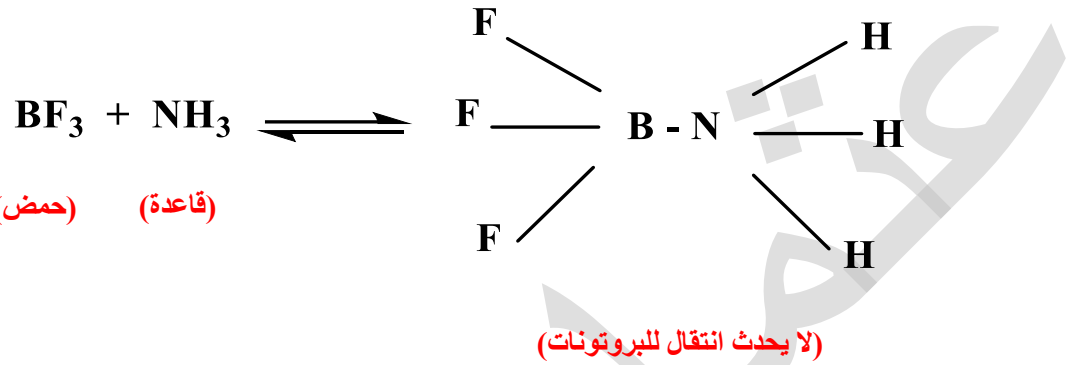
سلوك قاعدي

$$HS^- + HNO_3 \rightleftharpoons H_2S + NO_3^-$$

مانح (حمض) مستقبل (قاعدة)

أوجه القصور في تعريف أرهينوس.

- اعتمد مفهوم برونستد – لوري في تعريفه على انتقال البروتون (H^+) من الحمض والقاعدة ، إلا أن هناك العديد من التفاعلات التي لا يحدث فيها انتقال للبروتون (H^+) من الحمض الى القاعدة ومع ذلك تعتبر حموض وقواعد .



(لا يحدث انتقال للبروتونات)

ثالثاً: مفهوم لويس للحموض والقواعد

هذا التعريف أكثر شمولية حيث أن هناك حموض وقواعد لا يحدث بينها انتقال للبروتونات مثل تفاعل الأمونيا (NH_3) مع (BF_3) وكذلك تفاعل (CO_2) مع الماء لتكوين (H_2CO_3) .

حمض لويس: مادة لديها القدرة على استقبال زوج الكترونات أو أكثر من مادة أخرى (وذلك لوجود أفلاك فارغة لديها) ويشمل ذلك :

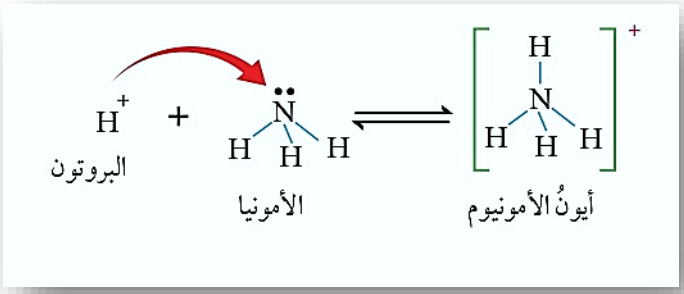
1. حموض أرهينوس.
2. حموض برونستد – لوري.
3. البورون (B) ، مثل : BF_3 , BH_3 , $B(OH)_2$
4. BeF_2
5. الأيونات الموجبة للفلزات وبشكل خاص (Mn^{2+} , Fe^{+} , Ag^{+}) .

<u>قاعدة لويس:</u> مادة لديها القدرة على منح زوج الكترونات أو أكثر لمادة أخرى ويشمل ذلك:

1. **الأيونات السالبة مثل : (CN^- , OH^- , F^- , Cl^-).**
2. **جزيئات متعادلة يوجد على الذرة المركزية أزواج غير رابطة مثل :**

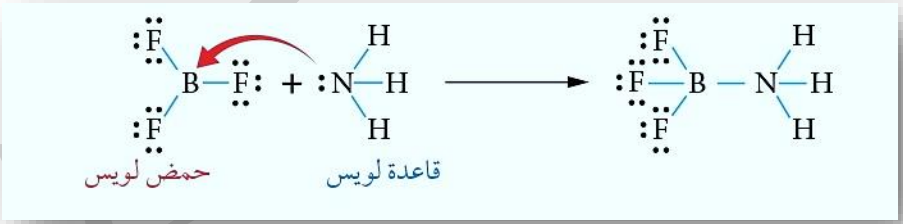
$$\ddot{N}_2H_4 \ , \ H_2\ddot{O}: , \ \ddot{N}H_3$$

- **لتوضيح مفهوم لويس وكيفية انتقال الالكترونات بين الحمض والقاعدة ندرس الشكل التالي:**



- **عند تفاعل الحمض (HCl) مع القاعدة (NH_3) فإن البروتون (H^+) الناتج من تأين الحمض يمتلك فلكاً فارغاً، بينما تمتلك ذرة النيتروجين زوج غير رابط من الالكترونات.**
- **عند انتقال البروتون (H^+) الى الأمونيا (NH_3)، فإنه يستقبل زوج إلكترونات غير رابطة في ذرة النيتروجين ويرتبط به ، فتنشأ رابطة تناسقية ويتكون أيون الأمونيوم الموجب (NH_4^+).**

- **ويمكن استخدام تعريف لويس في تفسير التفاعلات التي لا يحدث فيها انتقال للبروتونات كما يلي:**



- **نلاحظ هنا أن ذرة (N) لديها زوج من الالكترونات غير الرابطة وذرة (B) لديه فلك فارغ قادر على استقبال زوج الالكترونات من ذرة (N) وتشكيل رابطة تناسقية.**
- **ينشأ بين حمض لويس وقاعدة لويس رابطة تناسقية.**

سؤال (13): حدد حمض وقاعدة لويس لكل مما يأتي:

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

(حمض لويس) (قاعدة لويس)

$$BF_3 + F \rightleftharpoons BF_4$$

(حمض لويس) (قاعدة لويس)

$$Ag^+ + 2NH_3 \rightleftharpoons [Ag(NH_3)_2]^+$$

(حمض لويس) (قاعدة لويس)

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

(حمض لويس) (قاعدة لويس)

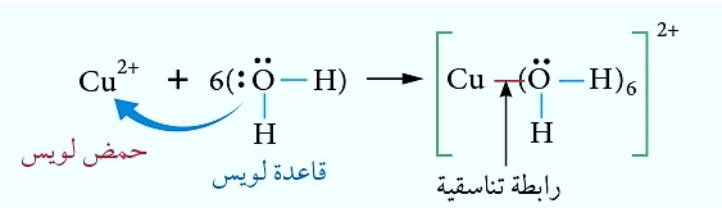
$$Co^{3+} + 6NH_3 \rightleftharpoons [Co(NH_3)_6]^{3+}$$

(حمض لويس) (قاعدة لويس)

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

(حمض لويس) (قاعدة لويس)

- نلاحظ من المثال السابق أن تعريف لويس استطاع تفسير تكوين الأيونات المعقدة أيضاً التي تنتج من تفاعل أيونات الفلزات مع جزيئات متعادلة مثل (H_2O) و (NH_3) أو مع أيونات أخرى مثل (CN^-) وغيرها كما في المعادلة التالية:



مقارنة بين المفاهيم الثلاثة للحموض والقواعد		
التعريف	الحمض	القاعدة
أرهينوس	يزيد من تركيز (H^+) عند إذابته في الماء	يزيد من تركيز (OH^-) عند إذابته في الماء
برونستد – لوري	مانح للبروتون (H^+)	مستقبل للبروتون (H^+)
لويس	مستقبل لزوج من الالكترونات أو أكثر	مانح لزوج من الالكترونات أو أكثر

سؤال (14): إحدى التالية لا تصلح كقاعدة لويس:

أ- NH_3 ب- CN^- ج- H_2O د- $CH_3NH_3^+$

الإجابة: د - $CH_3NH_3^+$

سؤال (15): إحدى المواد التالية تصلح كحمض وفق مفهوم لويس فقط:

أ- H_2O ب- NH_4^+ ج- HBr د- Mn^{2+}

الإجابة: د- Mn^{2+}

سؤال (16): إحدى المواد التالية تصلح كحمض لويس:

أ – $B(OH)_3$ ب- NH_3 ج- PF_3 د- Cl^-

الإجابة:

أ- $B(OH)_3$

سؤال (17): حدد حمض وقاعدة لويس في كل مما يلي:

أ- $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$ ب- $[Ag(NH_3)_2]^{+}$ ج- $[Fe(CN)_6]^{3-}$

الإجابة:

أ- Cu^{2+} : حمض لويس . H_2O : قاعدة لويس

ب- Ag^{+} : حمض لويس . NH_3 : قاعدة لويس

ج- Fe^{3+} : حمض لويس . CN^{-} : قاعدة لويس .

(مهم جدا): من خلال قاعدة أعداد التأكسد نجد أن: $6 \times (-1) + س = -3 \leftarrow س = (+3)$ حيث (س : هي شحنة Fe).

سؤال (18): في التفاعل التالي : $F^- + H_2O \rightleftharpoons HF + OH^-$

- فسر السلوك القاعدي لـ (F^-) حسب:

أ- مفهوم برونستد – لوري .

ب- مفهوم أرهينوس.

الإجابة: حسب التعريف :

أ- (F^-) استقبلت البروتون (H^+) من الماء وشكلت (HF) وبالتالي هي قاعدة برونستد – لوري.

ب- (F^-) منحت زوج الكترونات لـ (H^+) من الماء وكونت (HF) فهي قاعدة لويس .

ملاحظة مهمة (حفظ)

- تعتبر الأكاسيد الفلزية مثل : $(CO, CO_2, NO, NO_2, SO_2, SO_3)$ حموض لويس .

- تعتبر القواعد التالية قواعد برونستد – لوري وقواعد لويس وهي :

$(CH_3CH_2NH_2 , CH_3NH_2 , NH_3 , N_2H_4 , NH_2OH , C_5H_5N , C_6H_5NH_2)$.

ملاحظة مهمة (حفظ)

هذه المادة (HCO_3^-) تعتبر قاعدة فقط وتكتب على الصورة ($HCOO^-$) .

هيدروكسيد الصوديوم ($NaOH$): تستخدم في صناعة المنظفات والصابون ومساحيق الغسيل وسائل الجلي.

هيدروكسيد الكالسيوم ($Ca(OH)_2$): تستخدم في صناعة الاسمنت ومعالجة مياه الصرف الصحي ومعالجة حموضة التربة الزراعية ويضاف الى العلف لتحسين تغذية المواشي.

ثلاثي فلوريد البورون (BF_3): يحضر صناعياً بتسخين البورون مع معدن (CaF_2) بوجود حمض الكبريتيك، ويصنع منه سنوياً (2300 – 4500) طن، وهو غاز عديم اللون وسام يستخدم في تحفيز عمليات البلمرة للمركبات العضوية غير المشبعة ويستخدم كاشف في الصناعات العضوية.

سؤال (19): حدد الحمض والقاعدة اللذين يتكون منهما كل من الأيونين: $(Ni(NH_3)_6^{2+})$ ، $(Ag(Cl)_2^-)$.

الإجابة:

- في المركب الأول فإنه يتفكك ليعطي (Ni^{2+}) و ($6NH_3$) وبالتالي فإن أيون (Ni^{2+}) يعتبر حمض لأنه أيون موجب ولديه فلك فارغ في حين أن (NH_3) جزيء متعادل يحمل على ذرته المركزية زوج غير رابط يمكن منحه وبالتالي فإنه يشكل القاعدة.

- في المركب الثاني فإنه يتفكك ليعطي الأيون (Ag^+) و ($2Cl^-$) وبالتالي يكون الأيون (Ag^+) هو الحمض لاحتوائه على فلك فارغ، والأيون (Cl^-) هو القاعدة لوجود زوج غير رابط.

سؤال (20): فسر كل مما يلي:

أ- السلوك الحمضي لمحلول حمض (HClO) حسب مفهوم أرهينوس.

ب- السلوك القاعدي لمحلول ($C_2H_5NH_2$) حسب مفهوم برونستد – لوري.

ج- يعد الحمض (HBr) حمضاً قوياً بينما يعد الحمض (HNO_2) حمضاً ضعيفاً.

الإجابة:

أ- يعتبر الحمض (HClO) حمضاً حسب مفهوم أرهينوس لأنه يتفكك عند إذابته في الماء ليعطي أيونات (H^+) وهو الشرط الذي وضعه أرهينوس لاعتبار المادة حمض كما هو موضح في المعادلة:

$$HClO \xrightarrow{H_2O} H^+ + ClO^-$$

ب- حسب مفهوم برونستد – لوري فإن القاعدة ($C_2H_5NH_2$) لديها القدرة على إستقبال البروتون (H^+) الى مادة أخرى وعليه تعتبر هي القاعدة لأنها (مستقبل للبروتون) كما في المثال التالي:

$$HF + C_2H_5NH_2 \rightleftharpoons F^- + C_2H_5NH_3^+$$

ج- لان الحمض (HBr) أكثر قدرة على منح البروتون (H^+) من الحمض (HNO_2) حيث أن التفاعل في حمض (HBr) يتجه نحو تكوين المواد الناتجة بنسبة عالية وعدم وجود تفاعل عكسي، أما الحمض (HNO_2) فإن تركيز المواد المتفاعلة يكون عالي نسبياً مقارنة مع تراكيز المواد الناتجة في التفاعل مما يدل على وجود تفاعل عكسي.

الدرس الثاني: الرقم الهيدروجيني ومحاليل الحموض والقواعد القوية

أولاً: التأين الذاتي للماء

عرفت سابقا عن الماء النقي بأنه غير موصل للتيار الكهربائي ، ولكن الدراسات الحديثة أثبتت بأن الماء النقي موصل ضعيف للتيار الكهربائي وهذا يعني بأن الماء يتفكك عند درجات حرارة مختلفة بشكل ذاتي ليعطي تراكيز منخفضة جدا من أيونات (H_3O^+) و(OH^-) حسب المعادلة التالية:

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

(حمض) (قاعدة) (حمض مرافق) (قاعدة مرافقة)

ويعبر عن ثابت الاتزان للتفاعل حيث:

$$Kc = \frac{[H_3O^+]\ [OH^-]}{[H_2O]^2} \quad (\text{ثابت الاتزان})$$

$$Kc \times [H_2O]^2 = [OH^-]\ [H_3O^+]$$

$$\downarrow$$

$$Kw = [OH^-]\ [H_3O^+]$$

حيث Kw: ثابت تفكك الماء .

العلاقة بين $[H_3O^+]$ و $[OH^-]$ هي علاقة عكسية من خلال (Kw) في المحاليل المائية.

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

- قيمة ثابت تفكك الماء قيمة ثابته حيث : $Kw = 1 \times 10^{-14}$ عند درجة حرارة (25) مئوية.
- في الماء النقي يكون $[H_3O^+] = [OH^-]$ ونعوض ذلك في علاقة (Kw)

$$Kw = [OH^-][H_3O^+] = [OH^-]^2 = [H_3O^+]^2$$

$$[H_3O^+] = [OH^-] = \sqrt{Kw} = \sqrt{1 \times 10^{-14}} = 1 \times 10^{-7} \quad M$$

ملاحظة مهمة

- إضافة حمض الى الماء النقي يرفع من $[H_3O^+]$ ويقلل من تركيز $[OH^-]$ بنفس المقدار ويصبح الوسط حمضي .

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

- إضافة قاعدة الى الماء النقي يرفع من $[OH^-]$ ويقلل من تركيز $[H_3O^+]$ بنفس المقدار ويصبح الوسط قاعدي .

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

- الجدول التالي يبين العلاقة بين سلوك المحلول وقيمة كل من $[H_3O^+]$ ، $[OH^-]$.

سلوك المحلول	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	PH
متعادل	1×10^{-7}	1×10^{-7}	7
حمضي	$1 \times 10^{-7} <$	$1 \times 10^{-7} >$	$7 >$
قاعدي	$1 \times 10^{-7} >$	$1 \times 10^{-7} <$	$7 <$

- العلاقة بين $[OH^-]$ و PH علاقة طردية.
- العلاقة بين $[OH^-]$ و $[H_3O^+]$ علاقة عكسية.
- العلاقة بين PH و $[H_3O^+]$ علاقة عكسية.

سؤال (21): وضح المقصود بالتأين الذاتي للماء.

الإجابة: هو سلوك بعض جزيئات الماء كحمض وبعضها الاخر كقاعدة في الماء النقي.

سؤال (22): احسب تركيز أيونات (OH^-) في محلول اذا علمت أن تركيز أيونات (H_3O^+) فيه يساوي (1×10^{-3} M)، وبين اذا ما كان المحلول حمضيا أم قاعديا أم متعادلا .

الإجابة: من خلال ثابت تأين الماء (Kw) نجد أن :

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1\times10^{-14}}{1\times10^{-3}} = 1 \times 10^{-11}\ M$$

- بما أن $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-3}\ M$ ، وهو اكبر من $[OH^-] = 1 \times 10^{-11}\ M$ ، فإن الوسط حمضي .

كما ان $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-3}\ M$ ، وهو اكبر من (1×10^{-7}) وبالتالي يكون الوسط حمضي .

ثانياً: محاليل الحموض القوية

- ترتبط قوة الحمض بقدرته على التأين ومنح البروتون (H^+) في التفاعل.
- عند إذابة الحمض في الماء يتأين وينتج أيون الهيدرونيوم (H_3O^+) وأيون آخر سالب كما في المعادلة التالية:

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

- من المعلوم أيضــا أن الماء الموجود يتأين بشــكل ذاتي ليعطي أيونات (H_3O^+) وايونات (OH^-) التي تكون في حالة إتزان مع جزيئات الماء غير المتأينة كما في المعادلة التالية:

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

- نلاحظ أن موضع الاتزان في الماء ينزاح نحو اليسار حسب مبدأ لوتشاتليه ويقل تركيز أيونات (OH^-) ويبقى ثابت تأين الماء (Kw) ثابتاً.

- يكون تركيز أيونات (H_3O^+) الناتجة من التأين الذاتي للماء صغير جداً مقارنة مع تركيز أيونات (H_3O^+) الناتجة من تأين الحمض القوي لذلك يمكن اهمالها، ويعتبر الحمض هو المصدر الرئيس لأيونات (H_3O^+) ويكون تركيزها مساوي لتركيز الحمض.

$$[\text{Acid}] = [H_3O^+]$$

سؤال (23): محلول من (HBr) تركيزه (0.002 M) ، أحسب كل من $[H_3O^+]$ و $[OH^-]$.

الإجابة:

HBr	+ H_2O	→ H_3O^+	+ Br^-	
0.002		صفر	صفر	(قبل التأين)
صفر		0.002	0.002	(بعد التأين)

- (HBr) حمض قوي وتام التأين والعلاقة المولية هي (1 : 1) وبالتالي فإن :

$[H_3O^+] = [HBr] =$ 0.002 M $\qquad (0.002 = 1\times10^{-3})$

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1\times10^{-14}}{2\times10^{-3}} = 5\times10^{-12} \text{ M}$$

سؤال (24): محلول حجمه (10) لتر مذاب فيه (20) غرام من (HCl) ، إذا علمت أن الكتلة المولية لـــــ (HCl) تساوي (36.5 g/mol). احسب $[OH^-]$ لهذا المحلول.

الإجابة:

$$\text{عدد المولات (n)} = \frac{mass\ (g)}{\text{Mr}\ (\frac{g}{mol})} = \frac{20}{36.5} = 0.5 \text{ M}$$

$$[\text{HCl}] = \frac{(n)}{(v)} = \frac{0.55}{10} = 0.055 \text{ mol}$$

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

(قبل التأين)	صفر	صفر	0.055
(بعد التأين)	0.055	0.055	صفر

(HCl) حمض قوي وتام التأين والعلاقة المولية (1 : 1) وبالتالي فإن:

$$[H_3O^+] = [HCl] = 0.055\ M$$

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{55 \times 10^{-3}} = 1.8 \times 10^{-13}\ M$$

حمض الهيدروكلوريك (HCl): يعد هذا الحمض من أهم الإفرازات في المعدة التي تساهم في هضم البروتينات وتنشيط إنزيمات الهضم وقتل الجراثيم التي تدخل الى المعدة، ويتم الوقاية من تاثير هذا الحمض على المعدة عن طريق إفراز الغشاء المخاطي المبطن لجدار المعدة بشكل مستمر.

- **الجدول التالي يبين أشهر الحموض القوية.**

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

ثالثاً: محاليل القواعد القوية

- ترتبط قوة القاعدة بقدرته على التأين وإنتاج أيون الهيدروكسيد (OH^-) في التفاعل.

- عند إذابة القاعدة في الماء يتأين وينتج أيون الهيدروكسيد (OH^-) وأيون آخر موجب كما في المعادلة التالية:

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

- بسبب زيادة تركيز أيونات (OH^-) في الماء وحسب مبدأ لوتشاتليه ينزاح موضع الاتزان نحو اليسار، فيقل تركيز أيونات (H_3O^+) ويبقى ثابت تأين الماء (K_W) ثابت.

- يكون تركيز أيونات (OH^-) الناتجة عن التأين الذاتي للماء صغيراً جداً مقارنة مع التركيز الناتج عن تأين القاعدة لذلك يمكن إهمالها وتعتبر القاعدة المصدر الرئيس لأيونات (OH^-) ويكون تركيزها مساوٍ لتركيز القاعدة:

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

- الجدول التالي يبين أشهر القواعد القوية:

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

الشحمة (Grease)**:يستخدم هيدروكسيد كل من الصوديوم والليثيوم والألمنيوم في صناعة ما يسمى بالشحوم الصابونية (الشحمة) بسبب ملمسها الزلق، حيث تستخدم الشحمة في تشحيم الآلات والسيارات وغيرها للتقليل من الاحتكاك، ويتم إضافة هذه القواعد الى الزيوت النباتية أو الحيوانية لصناعة أنواع مختلفة من الشحوم (الصابون الشحمي) مثل الصابون الليثيومي والصابون الصوديومي.**

سؤال (25): احسب $[OH^-]$ و $[H_3O^+]$ ، في محلول يحتوي على (0.5×10^{-3} M) من هيدروكسيد الليثيوم (LiOH)

الإجابة:

- ما أن (LiOH) قاعدة قوية وتامة التأين والعلاقة المولية ليست (1 : 1) حيث :

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

(قبل التأين)	صفر	صفر	0.5×10^{-3}
(بعد التأين)	0.5×10^{-3}	0.5×10^{-3}	صفر

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

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-3}} = 2 \times 10^{-12}\ M$$

سؤال (26): أحسب تركيز (H_3O^+) وتركيز (OH^-) في محلول جرى تحضيره بإذابة (8 g) من بلورات هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) في (200 ml) من الماء. علماً أن ($Mr_{(NaOH)} = 40$ g\mol).

الإجابة:

- بما أن هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) قاعدة قوية وتامة التأين فإن:

$$[OH^-] = [NaOH]$$

- لحساب تركيز (NaOH) نقوم بحساب عدد مولات (n) لـ (NaOH):

$$\text{عدد المولات (n)} = \frac{mass\ (g)}{Mr\ (\frac{g}{mol})} = \frac{8}{40} = 0.2\ mol$$

1 Liter = 1000 ml

200 ml = 0.2 L

$$[NaOH] = \frac{(n)}{(v)} = \frac{0.2}{0.2} = 1\ M$$

عثمان قدور (0788004769)

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

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

رابعاً: الرقم الهيدروجيني (pH) والرقم الهيدروكسيلي (pOH)

- تحتوي المحاليل المائية على تراكيز صغيرة جدا من أيونات الهيدرونيوم (H_3O^+) التي تعبر عن حموضة المحلول، وتراكيز صغيرة جدا من أيونات الهيدروكسيد (OH^-) التي تعبر عن قاعدية المحلول.

- للتعامل مع هذه التراكيز الصغيرة يستخدم الكيميائيون مفهوم الرقم الهيدروجيني (pH) للتعبير عن حموضة المحلول، والرقم الهيدروكسيلي (pOH) للتعبير عن قاعدية المحلول.

الرقم الهيدروجيني (pH)

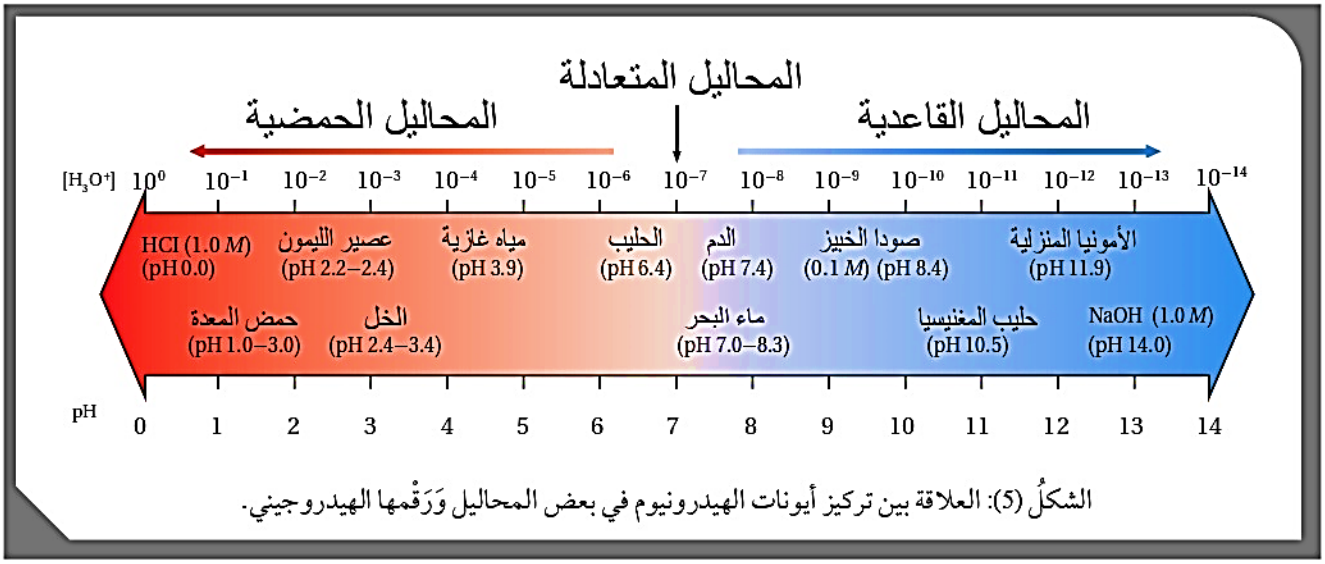
هو سالب اللوغاريتم للأساس (10) لتركيز أيون الهيدرونيوم (H_3O^+).

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

- العلاقة بين PH و $[H_3O^+]$ هي علاقة عكسية.

$$pH = \log \frac{1}{[H_3O^+]} = \log [H_3O^+]^{-1} = -\log [H_3O^+]$$

- PH لها قيم تطبيقية من (0 ← 14) والشكل التالي يوضح ذلك حيث :



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

- <u>نلاحظ أن:</u>
- المحاليل الحمضية يكون تركيز (H_3O^+) فيها أكبر من (10^{-7}) وقيمة الرقم الهيدروجيني أقل من (7).
- المحاليل المتعادلة يكون تركيز (H_3O^+) مساوياً لتركيز (OH^-) وقيمة الرقم الهيدروجيني تساوي (7).
- المحاليل القاعدية يكون تركيز (OH^-) أقل من (10^{-7}) وقيمة الرقم الهيدروجيني أكبر من (7).

- نلاحظ من خلال قيم (pH) بأن العلاقة مع (pH) بحيث كلما قلت قيمتها :

تزداد قوة الحمض . ←	تقل قوة القاعدة . ←
تزداد الصفات الحمضية . ←	تقل الصفات القاعدية . ←
يزداد $[H_3O^+]$. ←	يقل $[OH^-]$. ←

- نلاحظ من خلال قيم (pH) بأن العلاقة مع (pH) بحيث كلما زادت قيمتها :

تقل قوة الحمض . ←	تزداد قوة القاعدة . ←
تقل الصفات الحمضية . ←	تزداد الصفات القاعدية . ←
يقل $[H_3O^+]$. ←	يزداد $[OH^-]$. ←

سؤال (27): احسب pH للماء النقي.

الإجابة:

- من المعروف بأن الماء النقي فيه تركيز أيون الهيدرونيوم (H_3O^+) يساوي (1×10^{-7} M).

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(1 \times 10^{-7}) = 7 - \log 1 = 7 - 0 = 7$$

سؤال (28): إذا كانت قيمة (pH = 5)، أحسب قيمة $[H_3O^+]$.

الإجابة:

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

سؤال (29): إذا كانت قيمة (pH = 4.5)، أحسب قيمة $[H_3O^+]$ ، علما بأن (log 3 = 0.5).

الإجابة:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-4.5} = 10^{0.5} \times 10^{-5} = 3 \times 10^{-5}\ M$$

حيث: (log 3 = 0.5 ⟶ $3 = 10^{0.5}$ وأيضاً $(0.5 + (-5)) = 0.5 - 5 = 4.5$

سؤال (30): محلول من حمض (HNO_3) تركيزه (0.001 M) ، احسب pH لهذا المحلول .

الإجابة:

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

0.001	0	0	(قبل التأين)
0	0.001	0.001	(بعد التأين)

- حمض قوي (HNO_3) وتام التأين والعلاقة المولية هي (1 : 1) وبالتالي فإن:

$$[H_3O^+] = [HNO_3] = 0.001 = 1 \times 10^{-3}\ M$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(1 \times 10^{-3}) = 3 - \log 1 = 3 - 0 = 3$$

سؤال (31): احسب الرقم الهيدروجيني (pH) لمحلول القاعدة هيدروكسيد الصوديوم (NaOH)، تركيزها (0.02 M) علماً بأن (log 5 = 0.7).

الإجابة:

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

0.02	0	0	(قبل التأين)
0	0.02	0.02	(بعد التأين)

- بما أن (NaOH) قاعدة قوية وتامة التأين فإن:

$$[OH^-] = [NaOH] = 0.02 = 2 \times 10^{-2}\ M$$

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

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(5 \times 10^{-13}) = 13 - \log 5 = 13 - 0.7 = 12.3$$

سؤال (32): احسب الرقم الهيدروجيني (pH) لكلا المحلولين الآتيين .

أ- حمض البيروكلوريك ($HClO_4$) الذي تركيزه (1.5×10^{-2} M).

ب- حمض الهيدروكلوريك (HCl) الذي تركيزه (3×10^{-3} M).

سؤال (33): إحسب $[H_3O^+]$ لعبوة من الخل مكتوب عليها أن الرقم الهيدروجيني (pH) يساوي (4).

الإجابة:

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

سؤال (34): احسب $[H_3O^+]$ لعبوة من عصير الليمون مكتوب عليها أن الرقم الهيدروجيني (PH) يساوي (2.2) علماً بأن (log 6.3 = 0.8).

الإجابة:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2.2} = 10^{0.8} \times 10^{-3} = 6.3 \times 10^{-3} \ M$$

سؤال (35): احسب كتلة (KOH) اللازمة لتحضير محلول حجمه (1L) ، والرقم الهيدروجيني له (12.3) علما بأن (log 5 = 0.7) .($Mr_{(KOH)}$ = 56 g\mol).

الإجابة:

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

X	0	0	(قبل التأين)
0	X	X	(بعد التأين)

- نقوم أولاً بحساب $[H_3O^+]$ ومن ثم حساب تركيز $[OH^-]$ كما يلي:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-12.3} = 10^{0.7} \times 10^{-13} = 5 \times 10^{-13} \ M$$

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

$$[OH^-] = [KOH] = 0.02 = 2 \times 10^{-2} \ M$$

عدد المولات(n) = $[KOH]$ × (v) = $2 \times 10^{-2} \times 1 = 2 \times 10^{-2}$ mol

$Mass_{(KOH)}$ = عدد المولات(n) × $Mr_{(KOH)}$ = $2 \times 10^{-2} \times 56 = 112 \times 10^{-2} = 1.12$ g

سؤال (36): إذا علمت أن قيمة (PH) لعينة دم الانسان تساوي (7.4) ، فما تركيز أيون الهيدرونيوم (H_3O^+) في دمه.علما بأن: (log 4 = 0.6).

سؤال (37): أي من المواد التالية يعد أمفوتيريا :

(HCO_3^-) , (CH_3NH_2) , (H_2O) , ($HCOO^-$) , (HS^-) .

سؤال (38): فسر : لماذا يعتبر الماء النقي موصل ضعيف للتيار الكهربائي .

سؤال (39): متى يكون $[H_3O^+]$ مساويا لـ $[OH^-]$. أذكر مثال على ذلك .

سؤال (40): ما هي كتلة (LiOH) المذابة في (500 ml) محلول وجد فيه أن قيمة (pH) تساوي (13) علما بأن:

(Am_H =1 /Am_O = 16 / Am_{Li} = 7)

الإجابة:

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

$Mr_{(KOH)}$ = Am_H + Am_O + Am_{Li} = 1 + 16 + 7 = 24

$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-13} = 1 \times 10^{-13}$ M

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

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

عدد المولات(n) $= [LiOH] \times (v) = 1 \times 10^{-1} \times 0.5 = 5 \times 10^{-2}\ mol$

$Mass_{(LiOH)}$ = عدد المولات(n) $\times Mr_{(LiOH)} = 5 \times 10^{-2} \times 24 = 120 \times 10^{-2} = 1.2\ g$

الرقم الهيدروكسيلي (pOH)

هو سالب اللوغاريتم للأساس (10) لتركيز أيون الهيدروكسيد (OH^-).

$$pOH = -\log [OH^-] \longrightarrow [OH^-] = 10^{-pOH}$$

- العلاقة بين pOH و $[OH^-]$ هي علاقة عكسية.

$$pOH = \log \frac{1}{[OH^-]} = \log [OH^-]^{-1} = -\log [OH^-]$$

العلاقة بين الرقم الهيدروجيني(PH) والرقم الهيدروكسيلي (pOH)

- من المعلوم ان الرقم الهيدروجيني (pH) يرتبط بتركيز أيونات (H_3O^+)، وان الرقم الهيدروكسيلي (pOH) بتركيز أيونات (OH^-).

- حاصل ضرب تركيز أيون (H_3O^+) وأيون (OH^-) هو قيمة ثابتة هو ثابت تأين الماء (K_W) كما يلي:

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

- إذا أخذنا لوغاريتم الطرفين نجد أن:

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

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

- نضرب طرفي المعادلة بـ (-):

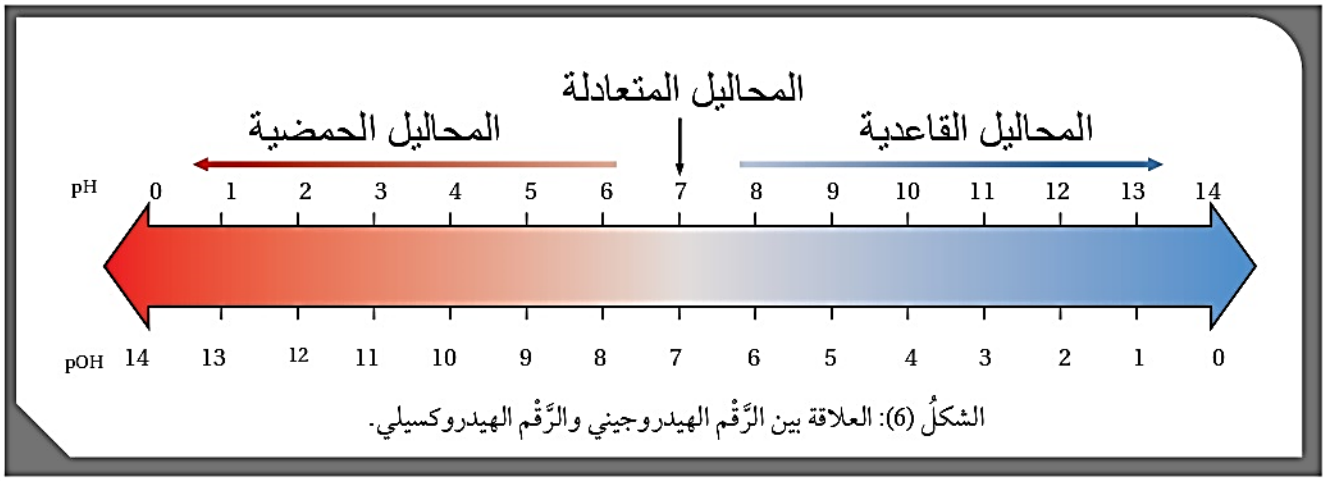
$-\log [OH^-] + (-\log [H_3O^+]) = 14$

- وحيث أن:

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

- وعند التعويض في المعادلة نحصل على العلاقة التالية:

$$pH + pOH = 14$$



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

- من خلال الشكل نلاحظ أن العلاقة بين (pH) و (pOH) هي علاقة عكسية.

- نلاحظ من خلال قيم (pOH) بأن العلاقة مع (pOH) بحيث كلما زادت قيمتها:

- تزداد قوة الحمض . ← تقل قوة القاعدة .
- تزداد الصفات الحمضية . ← تقل الصفات القاعدية .
- يزداد $[H_3O^+]$. ← يقل $[OH^-]$.

- نلاحظ من خلال قيم (pOH) بأن العلاقة مع (pOH) بحيث كلما قلت قيمتها:

تقل قوة الحمض . ←	تزداد قوة القاعدة . ←
تقل الصفات الحمضية . ←	تزداد الصفات القاعدية . ←
يقل $[H_3O^+]$. ←	يزداد $[OH^-]$. ←

سؤال (41): احسب الرقم الهيدروكسيلي (pOH) لمحلول القاعدة (KOH) تركيزه (0.01 M).

الإجابة:

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

0.01	0	0	(قبل التأين)
0	0.01	0.01	(بعد التأين)

- لحساب الرقم الهيدروكسيلي يجب أن نجد تركيز أيون (OH^-):

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

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log(1 \times 10^{-2}) = 2 - \log 1 = 2 - 0 = 2$$

سؤال (42): احسب $[OH^-]$ لعبوة من حليب المغنيسيا مكتوب عليها أن الرقم الهيدروكسيلي (pOH) يساوي (4).

الإجابة:

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

سؤال (43): احسب الرقم الهيدروكسيلي (pOH) لمحلول القاعدة (LiOH) تركيزه (0.004 M). علماً بأن (log 4 = 0.6)

الإجابة:

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

0.004	0	0	(قبل التأين)
0	0.004	0.004	(بعد التأين)

- لحساب الرقم الهيدروكسيلي يجب أن نجد تركيز أيون (OH^-) حيث:

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

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log(4 \times 10^{-3}) = 3 - \log 4 = 3 - 0.6 = 2.4$$

حليب المغنيسيا: محلول معلق من هيدروكسيد المغنيسيوم $Mg(OH)_2$ بنسبة 8% بالكتلة، يستخدم في علاج الإمساك وعسر الهضم وحرقة المعدة ويتواجد على شكل حبوب أو سائل ولا يحتاج لوصفة طبية لصرفه.

سؤال (44): احسب الرقم الهيدروجيني (pH) والرقم الهيدروكسيلي (pOH) لمحلول حمض الهيدروكلوريك (HCl)، الذي تركيزه (4×10^{-3} M)، علماً بأن ($\log 4 = 0.6$).

الإجابة:

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

0.004	0	0	(قبل التأين)
0	0.004	0.004	(بعد التأين)

- لحساب الرقم الهيدروجيني (pH):

$$[H_3O^+] = [HCl] = 0.004 = 4 \times 10^{-3}\ M$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(4 \times 10^{-13}) = 13 - \log 4 = 13 - 0.6 = 12.4$$

- لحساب الرقم الهيدروكسيلي (pOH) من خلال العلاقة:

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - pH = 14 - 12.4 = 1.6$$

سؤال (45): احسب كل من (pH) و (pOH) لكل من المحاليل الأتية:

1- محلول تركيز أيونات (H_3O^+) فيه يساوي (10^{-5} M).

2- محلول تركيز أيونات (OH^-) فيه يساوي (10^{-4} M).

الإجابة:

1- لحساب قيمة (PH) من خلال العلاقة:

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(1 \times 10^{-5}) = 5 - \log 1 = 5 - 0 = 5$$

- لحساب قيمة (pOH) من خلال العلاقة:

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - pH = 14 - 5 = 9$$

2- لحساب قيمة (pOH) من خلال العلاقة:

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log(1 \times 10^{-4}) = 4 - \log 1 = 4 - 0 = 4$$

- لحساب قيمة (pOH) من خلال العلاقة:

$$pH + pOH = 14$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 4 = 10$$

سؤال (46): محلول من حمض (HNO_3) تركيزه (0.003 M)، احسب قيمة (pOH) لهذا المحلول علماً بأن (log 3 = 0.5).

الإجابة:

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

0.003	0	0	(قبل التأين)
0	0.003	0.003	(بعد التأين)

- (HNO_3) حمض قوي وتام التأين وبالتالي:

$$[H_3O^+] = [HNO_3] = 0.003 = 3 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(3 \times 10^{-3}) = 3 - \log 3 = 3 - 0.5 = 2.5$$

- من خلال العلاقة:

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - pH = 14 - 2.5 = 11.5$$

سؤال (47): إذا كانت قيمة (pOH) تساوي (5.3) فإن قيمة $[H_3O^+]$ تساوي:

الإجابة:

- لحساب قيمة $[H_3O^+]$ نقوم أولاً بحساب قيمة $[OH^-]$ من خلال العلاقة:

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-5.3} = 10^{0.7} \times 10^{-6} = 5 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-6}} = 2 \times 10^{-9} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log(2 \times 10^{-9}) = 9 - \log 2 = 9 - 0.3 = 8.7$$

خامساً: معايرة الحمض والقاعدة

هي عبارة عن تفاعل يحدث بين محلول الحمض ومحلول القاعدة، بحيث تتعادل أيونات الهيدرونيوم (H_3O^+) وأيونات الهيدروكسيد (OH^-) في المحلول لينتج الماء.

$$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$$

- **أهمية معايرة الحمض والقاعدة:**

يستفاد من هذه العملية في تحديد تركيز مجهول من الحمض، أو تركيز مجهول من القاعدة.

- **كيف تتم عملية المعايرة:**

1- تحضير حجم معين من محلول معلوم التركيز من الحمض أو القاعدة يسمى (المحلول القياسي).

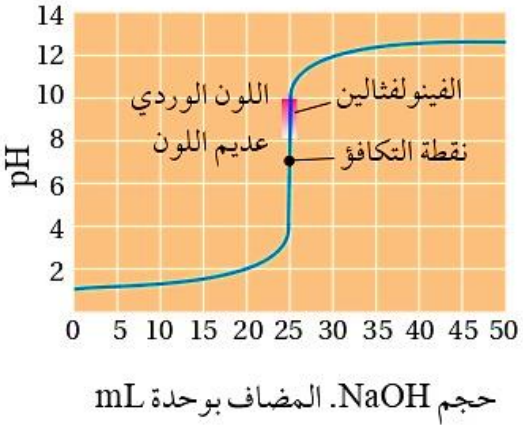
2- يضاف المحلول القياسي لتحديد تركيز مجهول من الحمض أو القاعدة، حيث يضاف تدريجياً (نقطة بعد نقطة) المحلول القياسي الى محلول حمض مجهول التركيز، أو محلول قاعدة مجهول التركيز، وتسمى هذه العملية (المعايرة).

3- تستمر عملية الإضافة الى حين الوصول الى نقطة معينة يكون عندها عدد مولات أيونات الهيدروكسيد (OH^-) مساوياً لعدد مولات أيونات الهيدرونيوم (H_3O^+) في المحلول، وتسمى هذه النقطة بـ (نقطة التكافؤ).

4- تسمى نقطة التكافؤ بـ (نقطة التعادل) إذا حدثت المعايرة بين حمض قوي وقاعدة قوية، وذلك بسبب تعادل أيونات الهيدروكسيد (OH^-) وأيونات الهيدرونيوم (H_3O^+) جميعها خلال عملية المعايرة، ليتكون الملح، وتكون قيمة (pH) تساوي (7).

5- يتم تحديد نهاية عملية المعايرة باستخدام كاشف مناسب يتغير لونه عند وصول المعايرة الى نقطة التكافؤ، وتسمى آخر نقطة يتم إضافتها الى المحلول ويتغير عندها لون الكاشف بـ (نقطة النهاية)، وهي التي تحدد انتهاء عملية المعايرة.

- يستخدم كاشف الفينولفثالين عند معايرة حمض قوي مثل (HCl) وقاعدة قوية مثل (NaOH) حيث يتغير لون الكاشف من (عديم اللون) الى اللون (الأحمر الوردي) عندما يكون مدى الرقم الهيدروجيني (10 – 8.2).
- لملاحظة تغيرات الرقم الهيدروجيني (pH) في أثناء عملية المعايرة، يتم قياس الرقم الهيدروجيني (pH) لمحلول الحمض عند بداية المعايرة، وبعد كل إضافة من القاعدة وتسجيل القراءة.
- ينظم جدول يسجل فيه حجم القاعدة المضافة والرقم الهيدروجيني للمحلول عند الإضافة الى حين الوصول الى ما بعد نهاية المعايرة.
- يرسم منحنى المعايرة لحمض (HCl) والقاعدة (NaOH) كما في الشكل:



الشكلُ (7) منحنى معايرة حِمض HCl بالقاعدة NaOH.

عند معايرة حمض قوي مع قاعدة قوية وعند الوصول الى نقطة التعادل فإن عدد مولات الحمض مساوية لعدد مولات القاعدة:

$$n_{(acid)} = n_{(base)}$$

سؤال (48): احسب تركيز الحمض (HCl) إذا تعادل (250 mL) منه تماماً مع (200 mL) من القاعدة (NaOH) تركيزها (0.02 M) وفق المعادلة الأتية:

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$

الإجابة:

- لحساب تركيز الحمض (HCl) نقوم أولا بحساب عدد مولات القاعدة (NaOH):

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

200 ml = 0.2 L

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

$[HCl] \times V = 0.004$

$[HCl] \times 0.25 = 0.004 \longrightarrow [HCl] = \frac{4\times10^{-3}}{25\times10^{-2}} = 0.16 \times 10^{-1} = 0.016\ M$

سؤال (49): احسب حجم الحمض (HNO_3) الذي تركيزه (0.4 M) إذا تعادل تماماً مع (20 ML) من محلول القاعدة (NaOH) وفق المعادلة التالية:

$$HNO_3 + LiOH \longrightarrow LiNO_3 + H_2O$$

الإجابة:

- لحساب حجم الحمض (HNO_3) نقوم أولا بحساب عدد مولات القاعدة (LiOH):

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

20 ml = 0.02 L

- عند التعادل يكون عدد مولات الحمض يساوي عدد مولات القاعدة حسب العلاقة:

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

$[HCl] \times V = 0.004$

$0.4 \times V = 0.004 \longrightarrow V = \frac{4\times10^{-3}}{4\times10^{-1}} = 1 \times 10^{-2} = 0.01\ L = 10\ mL$

سادساً: الكواشف

هي مواد كيميائية تتكون من حموض عضوية ضعيفة أو قواعد عضوية ضعيفة يتغير لونها حسب الرقم الهيدروجيني للوسط الذي توجد فيه (مدى معين من الرقم الهيدروجيني).

- **تستخدم الكواشف لتحديد نقطة التكافؤ في أثناء عملية المعايرة، ومن ثم تحديد انتهائها.**
- **يرمز للكاشف الحمضي بالرمز (HIn) ويتأين في المحلول حسب المعادلة التالية:**

$$HIn + H_2O \rightleftharpoons In^- + H_3O^+$$

لون (1) **لون (2)**

- **آلية عمل الكاشف الحمضي (HIn)**

1- إضافة محلول الكاشف (HIn) الى الوسط الحمضي:

عند إضافة محلول الكاشف (HIn) الى محلول حمض يكون فيه تركيز أيونات (H_3O^+) مرتفع، وتركيز الكاشف منخفض فإن التفاعل حسب مبدأ لوتشاتليه سوف ينزاح نحو المتفاعلات (التفاعل الأمامي) للتقليل من تركيز أيونات (H_3O^+)، مما يؤدي الى نقصان تركيز أيونات (In^-) ويختفي لونه (2) ويزداد تركيز الكاشف (HIn) غير المتأين ويظهر لونه (1)، كما يلي:

إضافة الكاشف (HIn) الى محلول حمضي	$HIn + H_2O \rightleftharpoons In^- + H_3O^+$ (يزداد تركيزه) (يقل تركيزه) (يختفي اللون2) يزداد تركيز (HIn) ويظهر اللون (1) لأن الحمض يحتوي تركيز عال من (H_3O^+) الجهة التي يرجحها الاتزان

2- إضافة محلول الكاشف (HIn) الى الوسط القاعدي:

عند إضافة محلول الكاشف (HIn) الى محلول قاعدة يحتوي على تركيز عالٍ من أيونات (OH^-)، سيؤدي الى استهلاك أيونات (H_3O^+) في محلول الكاشف، وحسب مبدأ لوتشاتليه سوف يتجه الاتزان الى النواتج (التفاعل الأمامي) لتعويض النقص في تركيز (H_3O^+)، مما يؤدي الى زيادة تركيز الأيون (In^-) ويظهر اللون (2)، وفي المقابل ينخفض تركيز الكاشف (HIn) ويختفي اللون (1) كما يلي:

إضافة الكاشف (HIn) الى محلول قاعدي	$HIn + H_2O \rightleftharpoons In^- + H_3O^+$ (يقل تركيزه) (يزداد تركيزه) (يظهر اللون2) يقل تركيز (HIn) ويختفي اللون (1) ↓ بسبب التركيز العال من أيونات (OH^-) الجهة التي يرجحها الاتزان ←

- يعتمد تغير لون الكاشف في مدى معين من الرقم الهيدروجيني على نسبة ما يتأين من الكاشف الى نسبته الأصلية.
- تعتمد دقة عملية المعايرة على اختيار الكاشف المناسب بحيث يتغير لونه عند مدى قريب من نقطة التعادل أو التكافؤ.
- تستخدم الكواشف لمعرفة إذا كان المحلول حمضياً أو قاعدياً، فمثلاً يكون كاشف الفينولفثالين عديم اللون في المحلول الحمضي بينما يعطي لون وردي في المحلول القاعدي.
- عند معايرة الحمض (HCl) مع القاعدة (NaOH) يستخدم كاشف الفينولفثالين أو الميثيل الأحمر، حيث يتغير لونهما عند مدى قريب من نقطة التعادل.

سؤال (50): احسب تركيز (H_3O^+) و (OH^-) في كل من المحاليل التالية:

أ- (HNO_3) تركيزه (0.02 M). ب- (LiOH) تركيزه (0.01 M).

الإجابة:

أ- لحساب تركيز (H_3O^+) و (OH^-) في محلول (HNO_3) نكتب المعادلة كما يلي:

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

0.02	0	0	(قبل التأين)
0	0.02	0.02	(بعد التأين)

- بما ان الحمض (HNO_3) قوي وتام التأين فإن:

$$[H_3O^+] = [HNO_3] = 0.02 = 2 \times 10^{-2}\ M$$

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1\times10^{-14}}{2\times10^{-2}} = 5 \times 10^{-13}\ M$$

ب- لحساب تركيز (H_3O^+) و (OH^-) في محلول (LiOH) نكتب المعادلة كما يلي:

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

0.01	0	0	(قبل التأين)
0	0.01	0.01	(بعد التأين)

- بما ان القاعدة (LiOH) قوي وتام التأين فإن:

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

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1\times10^{-14}}{1\times10^{-2}} = 1 \times 10^{-12}\ M$$

عثمان قدور

سؤال (51): صنف المحاليل المبينة في الجدول الى محاليل حمضية أو قاعدية أو متعادلة:

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

الإجابة:

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

سؤال (51): فسر: يقل تركيز (OH^-) في الماء عند تحضير محلول حمضي.

الإجابة:

عند تحضير محلول حمضي، يتأين الحمض ليعطي تراكيز عالية من أيونات (H_3O^+) وأيونات أخرى سالبة، وفي المقابل فإن الماء يحتوي على تراكيز متساوية من أيونات (H_3O^+) وأيونات (OH^-) وبسبب التركيز العالي لأيونات (H_3O^+) فإن موضع الاتزان في الماء سوف ينزاح حسب مبدأ لوتشاتليه نحو المواد المتفاعلة، ويقل تركيز أيونات (OH^-).

سؤال (52): احسب (pH) لمحلول الحمض (HI) تركيزه (0.0005 M) في الماء. علماً بأن (log 5 = 0.7).

الإجابة:

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

0.0005	0	0	(قبل التأين)
0	0.0005	0.0005	(بعد التأين)

- بما ان الحمض (HI) قوي وتام التأين فإن:

$$[H_3O^+] = [HI] = 0.0005 = 5 \times 10^{-4}\ M$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(5 \times 10^{-4}) = 4 - \log 5 = 4 - 0.7 = 3.2$$

سؤال (53): احسب الرقم الهيدروجيني (PH) لمحلول حمض (HBr) حضر بإذابة (0.81 g) منه في (400 ML) من الماء.

علماً أن الكتلة المولية للحمض (HBr = 81 g\mol) (log 2.5 = 0.4).

الإجابة:

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

X	0	0	(قبل التأين)
0	X	X	(بعد التأين)

- لحساب الرقم الهيدروجيني يجب إيجاد تركيز أيونات (H_3O^+).
- لحساب تركيز أيونات (H_3O^+) يجب إيجاد تركيز أيونات (HBr) كما يلي:

$$(n)_{(HBr)} = \frac{mass\ (g)}{Mr\ (\frac{g}{mol})} = \frac{81 \times 10^{-2}}{81} = 1 \times 10^{-2}\ mol$$

$$[HBr] = \frac{(n)}{(v)} = \frac{1 \times 10^{-2}}{4 \times 10^{-1}} = 2.5 \times 10^{-2}\ M$$

- بما ان الحمض (HBr) حمض قوي وتام التأين فإن:

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

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(2.5 \times 10^{-2}) = 2 - \log 2.5 = 2 - 0.4 = 1.6$$

سؤال (54): احسب الرقم الهيدروكسيلي (pOH) والرقم الهيدروجيني (pH) لمحلول ($HClO_4$) تركيزه (0.008 M) علماً بأن ($\log 0.8 = -0.1$).

الإجابة:

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

0.008	0	0	(قبل التأين)
0	0.008	0.008	(بعد التأين)

- بما ان الحمض (HBr) حمض قوي وتام التأين فإن:

$$[H_3O^+] = [HBr] = 0.8 \times 10^{2}\ M$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(0.8 \times 10^{-2}) = 2 - \log 0.8 = 2 - (-0.1) = 2 + 0.1 = 2.1$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - pH = 14 - 2.1 = 11.9$$

سؤال (55): يلزم (40 mL) من محلول (HI) الذي تركيزه (0.2 M) لتتعادل تماماً مع (60 mL) من محلول (KOH) مجهول التركيز. احسب تركيز (KOH).

الإجابة:

- لحساب تركيز القاعدة (KOH) نقوم أولا بحساب عدد مولات الحمض (HI):

$$n_{(HI)} = [HI] \times V = 0.2 \times 0.04 = 0.008 \text{ mol}$$

$$n_{(KOH)} = n_{(HI)}$$

$$[KOH] \times V = 0.008$$

$$[KOH] \times 0.06 = 0.008 \longrightarrow [KOH] = \frac{8\times10^{-3}}{6\times10^{-2}} = 1.33 \times 10^{-1} = 0.133 \text{ M}$$

سؤال (56): 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، فسر السبب.

الإجابة:

المحلول الناتج هو محلول حمضي التأثير والسبب أن تركيز الحمض (HCl) أعلى من تركيز القاعدة (LiOH) وبما أن حجم الحمض مساوٍ لحجم القاعدة فإن تركيز أيونات (H_3O^+) الناتج من الحمض سيكون هو السائد في المحلول.

الكاشف	مدى التغير	اللون في الحمض	اللون في القاعدة
البروموفينول الأزرق	3 – 4.6	أزرق	أصفر
الميثيل البرتقالي	3.1 – 4.4	أصفر	أحمر
الميثيل الأحمر	4.2 – 6.3	أصفر	أحمر
الفينولفثالين	8.2 – 10	زهري	عديم اللون
الأليزارين الأصفر	10 - 12	أحمر	أصفر

مدى الرقم الهيدروجيني لتغير ألوان بعض الكواشف

الدرس الثالث: الحموض والقواعد الضعيفة

أولاً: الاتزان في محاليل الحموض الضعيفة

- هناك حموض قوية تأينها تام وأغلبها حموض أحادية البروتون (HX) ويعبر عن تفككها في المعادلة بسهم واحد (⟶).

مثال:

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

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

- هناك حموض ضعيفة تأينها جزئي غير تام، وأغلبها حموض عديدة البروتون ونعبر عن ذلك في المعادلة بسهمين متعاكسين (⇌).

مثال:

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

$$HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + CO_3^{2-}$$

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

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

- نلاحظ من الأمثلة السابقة أن الحمض الضعيف يتأين جزئياً في الماء ليعطي أيونات (H_3O^+) وأيون آخر سالب، وإذا رمزنا للحمض بشكل عام بالمز (HX) فإنه يتأين حسب المعادلة الأتية:

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

(حمض) (قاعدة) (حمض مرافق) (قاعدة مرافقة)

- تكون جزيئات الحمض (HX) غير المتأينة في حالة إتزان مع الأيونات الناتجة (X^-) و (H_3O^+)، وينزاح موضع الاتزان في التفاعل جهة اليسار (المواد المتفاعلة) وبالتالي فإن القاعدة المرافقة الأقوى (X^-) أقوى من القاعدة (H_2O)، وذلك يجعلها ترتبط بالبروتون (H^+) مرة أخرى وإعادة تكوين الحمض (HX) بصورة مستمرة، مما يجعل تركيز الحمض عالٍ مقارنة بتركيز الأيونات الناتجة عن تأينه.

(الجهة التي يرجحها الاتزان)

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

(قاعدة ضعيفة) (قاعدة مرافقة قوية)

- يعبر عن ثابت تأين الحمض (Ka) على النحو التالي:

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

ملاحظات على قيمة (Ka):

أ- لكل حمض ضعيف (Ka) خاص به يختلف عن الحموض الأخرى.

ب- (Ka) له قيمة ثابته عند درجة حرارة ثابته.

ج- يمكن مقارنة قوة الحموض بناءا على قيمة (Ka) بحيث **كلما زادت قيمة (Ka)**:

- يزداد $[H_3O^+]$. ← يقل $[OH^-]$.
- تزداد قوة الحمض. ← تقل قيمة (PH) .
- تزداد الصفات الحمضية . ← تقل قوة القاعدة المرافقة للحمض .

سؤال (57): الجدول التالي يمثل قيم (Ka) لعدد من الحموض الافتراضية تركيزها (1 M). أجب عن الأسئلة التالية :

الحمض	قيمة(Ka)
HA	2×10^{-5}
HB	7×10^{-4}
HC	5×10^{-10}
HD	4.5×10^{-5}

1- أي تلك الحموض له أقل (pH) .
2- أي تلك الحموض لمحلوله أعلى $[OH^-]$.
3- أي تلك الحموض قاعدته المرافقة هي الأقوى .
4- أكتب صيغة القاعدة المرافقة الأضعف.

الإجابة:

- نرتب الحموض حسب قيمة (Ka) حيث:

$$HB > HD > HA > HC$$

تزداد قيمة (Ka) ، يزداد $[H_3O^+]$ ، تزداد قوة الحمض ، يقل $[OH^-]$ ، تقل (pH) ، تقل قوة القاعدة المرافقة.

- بناءا على الترتيب للحموض نقوم بحل الأسئلة:

1- HB 2- HC 3- HC 4- B^{-1}

سؤال (58): من خلال دراستك للجدول التالي الذي يبين قيمة ثابت التأين(Ka) لبعض الحموض الضعيفة التي تركيز كل منها يساوي (0.1 M). أجب عن الأسئلة التي تليه:

صيغة الحمض	HOCl	H_2S	H_2CO_3	HNO_2
(Ka)	3×10^{-8}	1×10^{-7}	4×10^{-7}	4×10^{-4}

1- ما هي صيغة القاعدة المرافقة للحمض الذي له أقل قيمة (pH).
2- ما هي صيغة الحمض الذي له أقل $[OH^-]$.

3- ما هي صيغة الحمض الذي له أقل قدرة على التأين في الماء.

4- ما هي صيغة القاعدة المرافقة للحمض الذي له أكبر $[H_3O^+]$.

5- أي المحلولين له أكثر $[H_3O^+]$ ، الحمض (H_2S) أم الحمض (H_2CO_3).

6- أيهما له أقل $[OH^-]$ ، الأيون (OCl^-) أم الأيون (NO_2^-).

7- حدد الجهة التي يرجحها الاتزان عند تفاعل (HS^-) مع ($HOCl$).

8- اكتب معادلة تفاعل (H_2CO_3) مع (NO_2^-) ، ثم حدد الأزواج المترافقة من الحمض والقاعدة.

9- أيهما له أعلى قيمة (PH) ، محلول (HI) أم محلول (HNO_2) .علما بان تركيزها متساوي.

الإجابة:

- نقوم بترتيب الحموض حسب قيمة (Ka) حيث كلما زادت قيمة (Ka) كلما كان الحمض أقوى (علاقة طردية).

(ترتيب الحموض) $HOCl < H_2S < H_2CO_3 < HNO_2$

(ترتيب القاعدة المرافقة) $OCl^- > HS^- > HCO_3^- > NO_2^-$

1- الحمض الذي له أقل قيمة (PH) هو (HNO_2) وبالتالي قاعدته المرافقة هي (NO_2^-).

2- صيغة الحمض الذي له أقل $[OH^-]$ هو الحمض الأقوى وهو (HNO_2).

3- الحمض الذي له أل قدرة على التأين في الماء ، أي الحمض الأضعف وهو ($HOCl$).

4- الحمض الذي له أكبر $[H_3O^+]$ هو أقوى حمض (HNO_2) ، وقاعدته المرافقة هي (NO_2^-).

5- الحمض (H_2CO_3) أقوى من الحمض (H_2S) ، وبالتالي فإن الحمض (H_2CO_3) له أعلى قيمة $[H_3O^+]$ من الحمض (H_2S).

6- الأيون (OCl^-)قاعدة مرافقة للحمض ($HOCl$).

الأيون (NO_2^-)قاعدة مرافقة للحمض (HNO_2) وبالتالي فإن:

(HNO_2) أقوى كحمض من ($HOCl$).

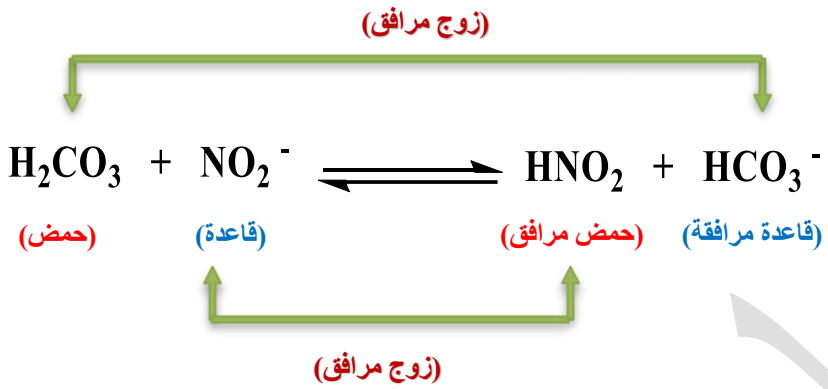
(NO_2^-)أضعف كقاعدة من (OCl^-).

(NO_2^-) له أقل قيمة $[OH^-]$ من(OCl^-) .

-7 $HOCl + HS^- \rightleftharpoons OCl^- + H_2S$

الحمض (HOCl) أضعف من الحمض (H_2S) والاتزان يتجه نحو الأضعف أي نحو المتفاعلات أو التفاعل الأمامي .

-8



-9 (HI) حمض قوي وتام التأين ، (HNO_2) حمض ضعيف وغير تام التأين ، وبالتالي فإن :

(HI) اقوى كحمض من (HNO_2) ، ولذلك يكون (HNO_2) له أعلى قيمة (pH)

(العلاقة بين قوة الحمض و (pH) علاقة عكسية).

ملاحظة: يمكن من خلال قيمة(Ka) لحمض معين من إيجاد قيمة (pH) لمحلول من ذلك الحمض تركيزه معروف.

سؤال (59): محلول من الحمض (CH_3COOH) تركيزه (0.2 M)، إذا علمت أن قيمة (Ka) لـــ (CH3COOH) يساوي (2×10^{-5})، أوجد (pH) لهذا المحلول. علماً بأن (log 2 = 0.3).

الإجابة:

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

(قبل التأين)	0	0	0.2
(بعد التأين)	+ X	+ X	- X
(عند الاتزان)	X	X	0.2 - X

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

$$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{(0.1-X)}$$

- بما ان النقص في تركيز الحمض قليل جداً مقارنة بتركيز الحمض، فإنه يتم إهمال النقص ويعتبر تركيز الحمض ثابت:

$$0.2 - X \approx 0.2\ M$$

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

$$[H_3O^+]^2 = 2 \times 10^{-5} \times (2 \times 10^{-1})$$

$$[H_3O^+]^2 = 4 \times 10^{-6}$$

$$\sqrt{[H_3O^+]^2} = \sqrt{4 \times 10^{-6}}$$

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

$$[H_3O^+] = [CH_3COO^-] = 2 \times 10^{-3}\ M$$

- لحساب قيمة (pH):

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

سؤال (60): محلول من الحمض (HX) تركيزه (0.002 M)، إذا علمت أن (pH) لهذا المحلول يساوي (2.7) وأن (log 2 = 0.3)، احسب (Ka) لهذا الحمض.

الإجابة:

- نقوم بحساب تركيز (H_3O^+) حسب العلاقة:

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

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

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

$$Ka = \frac{(2 \times 10^{-3})(2 \times 10^{-3})}{(2 \times 10^{-3})} = 2 \times 10^{-3}$$

سؤال (61): الحمض (HA) حمض قوي تركيزه (1 M) أي العبارات التالية غير صحيحة .

أ- $[HA] = [H_3O^+]$

ب- $[H_3O^+] = 1$ مول / لتر

ج- $[A^-] = [H_3O^+]$

د- $pH = 2$

الإجابة: د- $pH = 2$

سؤال (62): الحمض (HB) حمض ضعيف تركيزه (0.1 M) أي العبارات التالية صحيحة .

أ- $[HB] = [H_3O^+]$

ب- $[H_3O^+] = 0.1$ مول / لتر

ج- $[B^-] = [H_3O^+]$

د- $pH = 3$

الإجابة: ج- $[B^-] = [H_3O^+]$

سؤال (63): ما هي كتلة (CH_3COOH) المذابة في (500 mL) محلول بحيث أصبحت قيمة (pH) تساوي (5) ، علما بأن قيمة (Ka) لـ (CH_3COOH) تساوي (2×10^{-5}) ، ($Mr_{(CH_3COOH)} = 60$ g/mol).

الإجابة:

- نقوم بحساب قيمة تركيز (H_3O^+) من خلال العلاقة:

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

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

X (1×10^{-5}) (1×10^{-5})

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

$$(2 \times 10^{-5}) = \frac{(1\times 10^{-5})(1\times 10^{-5})}{[CH_3COOH]}$$

$$[CH_3COOH] = \frac{(1\times10^{-10})}{(2\times10^{-5})} = 5 \times 10^{-6}\ M$$

عدد المولات(n) $= [CH_3COOH] \times (v) = 5 \times 10^{-6} \times 5 \times 10^{-1} = 2.5 \times 10^{-6}\ mol$

$Mass_{(CH_3COOH)}$ = عدد المولات(n) $\times Mr_{(CH_3COOH)} = 2.5 \times 10^{-6} \times 60 = 1.5 \times 10^{-4}\ g$

سؤال (64): الحمض (HA) تركيزه (0.1 M)، وجد ان قيمة (pH) = 5 ، ومحلول آخر من نفس الحمض تركيزه (0.9 M) أوجد (pH) للمحلول الاخر عند نفس درجة الحرارة. (log 3 = 0.5).

الإجابة:

- نقوم بحساب قيمة تركيز (H_3O^+) لمحلول (HA) عند تركيز (0.1 M).

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-5} = 1\times10^{-5}\ M$$

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

(0.1) (1×10^{-5}) (1×10^{-5})

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

$$Ka = \frac{(1\times10^{-5})(1\times10^{-5})}{(1\times10^{-1})} = 1 \times 10^{-9}$$

- المحلول الثاني تركيزه (0.9 M) وقيمة (Ka) تساوي (1×10^{-9})، لأن قيمة (Ka) لحمض معين ثابته عند درجة حرارة ثابته .

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

0.9	0	0	(قبل التأين)
(0.9 – X)	X	X	(عند الاتزان)

$$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{(0.9-X)}$$

- بما ان النقص في تركيز الحمض قليل جداً مقارنة بتركيز الحمض، فإنه يتم إهمال النقص ويعتبر تركيز الحمض ثابت:

$0.9 - X \approx 0.9\ M$

$$1 \times 10^{-9} = \frac{[H_3O^+]^2}{0.9}$$

$$[H_3O^+]^2 = 1 \times 10^{-9} \times (9 \times 10^{-1})$$

$$[H_3O^+]^2 = 9 \times 10^{-10}$$

$$\sqrt{[H_3O^+]^2} = \sqrt{9 \times 10^{-10}}$$

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

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

- لحساب قيمة (pH):

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(3 \times 10^{-5}) = 5 - \log 3 = 5 - 0.5 = 4.5$$

سؤال (65): اعتمادا على الجدول التالي الذي يوضح قيم $[OH^-]$ لعدد من الحموض الضعيفة التي تركيز كل منها (0.1 M).
اجب عن الأسئلة التي تليه:

صيغة الحمض	H_2S	H_2SO_3	C_6H_5COOH	H_2CO_3
$[OH^-]$	1×10^{-10}	0.25×10^{-12}	5×10^{-12}	5×10^{-11}

1- ما هي صيغة الحمض الذي قاعدته المرافقة هي الأقوى.

2- ما هي صيغة الحمض الذي له أعلى قيمة (Ka).

3- ما هي قيمة (Ka) لمحلول (H_2S).

4- أكتب معادلة تأين (H_2SO_3) في الماء.

5- احسب قيمة $[C_6H_5COO^-]$ في محلول (C_6H_5COOH).

6- أيهما له أكثر قدرة على التأين في الماء : (H_2S) ام (H_2CO_3).

7- حدد الأزواج المترافقة بين الحمض والقاعدة وحدد الجهة التي يرجحها الاتزان.

$$H_2SO_3 + C_6H_5COO^- \rightleftharpoons HSO_3^- + C_6H_5COOH$$

8- اكتب معادلة تأين (HPO_4^{2-}) كحمض في الماء.

9- أيهما له أكبر قيمة (PH) : محلول (C_6H_5COOH) أم محلول (H_2CO_3) ، علما بأن لهما نفس التركيز.

10- أيهما له أكثر $[OH^-]$ الأيون ($C_6H_5COO^-$) ، أم الأيون (HCO_3^-) علما بأن تركيزهما متساوي.

11- اكتب معادلة تفاعل (H_2S) مع (HCO_3^-) ، ثم حدد الأزواج المترافقة.

12- أيهما له اقل قيمة (PH) محلول (HNO_2) أم محلول (HNO_3) علما بان تركيزهما متساوي.

الإجابة:

- نقوم بترتيب الحموض حيث أن الحمض الذي له اقل قيمة $[OH^-]$ هو الأقوى.

(الترتيب حسب قوة الحمض) $H_2S < H_2CO_3 < C_6H_5COOH < H_2SO_3$

(الترتيب حسب قوة القاعدة المرافقة) $HS^- > HCO_3^- > C_6H_5COO^- > HSO_3^-$

تزداد قوة الحمض، يزداد $[H_3O^+]$ ، يزداد (Ka) ، يقل (PH) ، يقل $[OH^-]$

1- حسب الترتيب فإن الحمض الذي قاعدته المرافقة هي الأقوى هو (H_2S).

2- الحمض الذي له أعلى (Ka) هو الحمض الأقوى (H_2SO_3).

3- لحساب قيمة (Ka) نقوم بكتابة المعادلة :

$$H_2S + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HS^-$$

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

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

$$Ka = \frac{[H_3O^+]\ [HS^-]}{[H_2S]}$$

$$Ka = \frac{(1 \times 10^{-4})(1 \times 10^{-4})}{(1 \times 10^{-1})} = 1 \times 10^{-7}$$

4- يتأين حمض (H_2SO_3) في الماء على النحو التالي :

$$H_2SO_3 + H_2O \rightleftharpoons HSO_3^- + H_3O^+$$

5- نقوم بكتابة المعادلة :

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

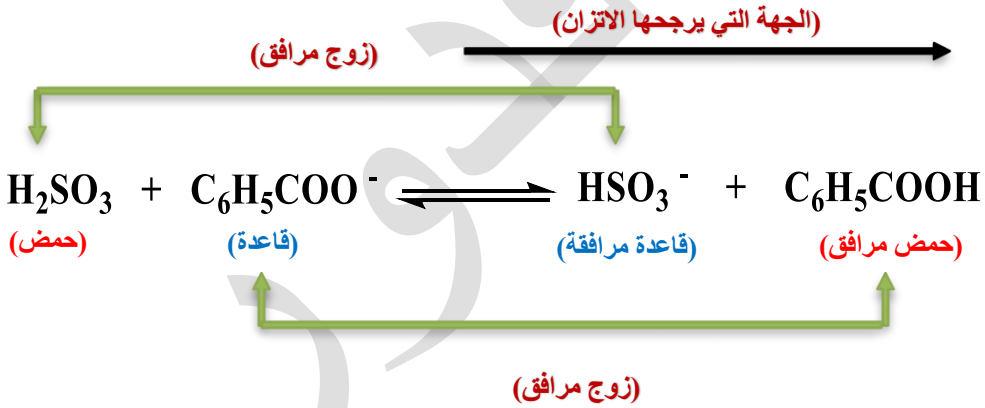
$$[OH^-] = 5 \times 10^{-12}\ M$$

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-12}} = 2 \times 10^{-3}\ M$$

$$[H_3O^+] = [C_6H_5COO^-] = 3 \times 10^{-5}\ M$$

6- الذي له أكثر قدرة على التأين في الماء هو الحمض الأقوى وهو : (H_2CO_3).

7-



8- معادلة تأين الحمض (HPO_4^{2-}) في الماء:

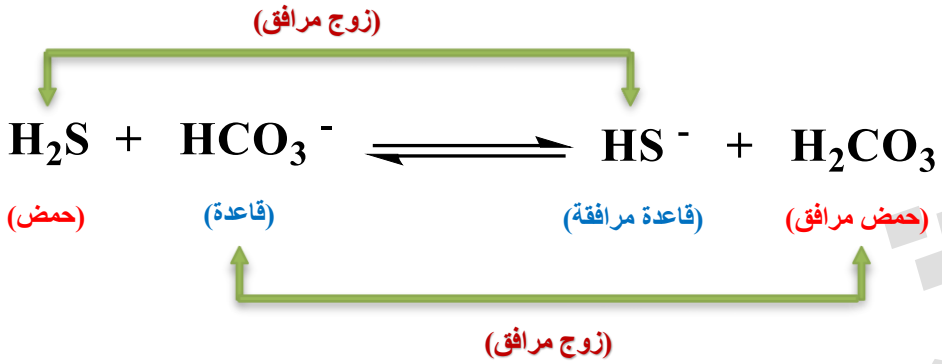
$$HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + PO_4^{3-}$$

9- حسب الترتيب الحموض: (H_2CO_3).

عثمان قدور

10- الأيون الذي له أكثر تركيز $[OH^-]$ هو: (HCO_3^-).

11-



12- الحمض (HNO_3) له اقل قيمة (pH) لأنه حمض قوي وتام التأين.

ثانياً: الاتزان في محاليل القواعد الضعيفة

- هناك قواعد قوية تأينها تام ونعبر عن ذلك في المعادلة بسهم واحد (⟶).

مثال:

$$NaOH \xrightarrow{H2O} Na^+ + OH^-$$

- هناك قواعد ضعيفة تأينها جزئي وغير تام ونعبر عن ذلك في المعادلة بسهمين متعاكسين (⇌).

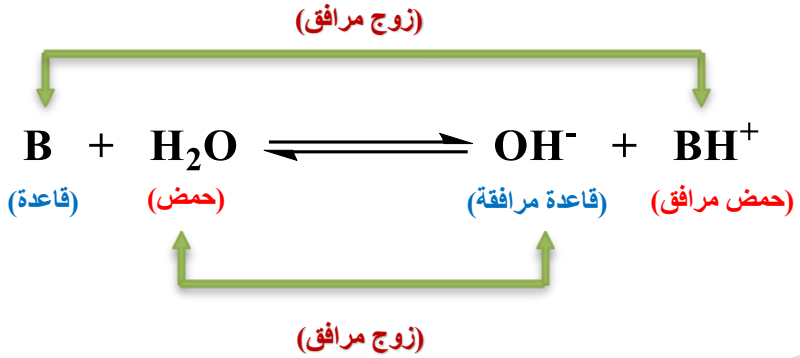
مثال:

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

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

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

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



- نلاحظ من خلال المعادلة أن القاعدة تتأين جزيئاً في المحلول لينتج أيون الهيدروكسيد (OH^-) وايون آخر موجب (NH_4^+).
- تكون جزيئات القاعدة غير المتأينة في حالة اتزان مع الأيونات الناتجة (OH^-) و (BH^+)، ويزاح الاتزان جهة اليسار (جهة المواد المتفاعلة).
- يكون الحمض المرافق (BH^+) أقوى من الحمض (H_2O)، لذلك يمنح البروتون للقاعدة المرافقة (OH^-) ويعيد تشكيل القاعدة (B) في التفاعل باستمرار ويبقى تركيزها عالٍ مقارنة بتركيز الأيونات الناتجة من تأينها.
- يمكن التعبير عن ثابت الاتزان للتفاعل على النحو الآتي:

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

ملاحظات على قيمة (Kb)

أ- لكل قاعدة ضعيفة (Kb) خاص به يختلف عن القواعد الأخرى.
ب- (Kb) له قيمة ثابته عند درجة حرارة ثابته.
ج- يمكن مقارنة قوة القواعد بناءا على قيمة (Kb) بحيث **كلما زادت قيمة (Kb)**:

- يقل $[H_3O^+]$. ← يزداد $[OH^-]$. ←
- تقل قوة الحمض المرافق للقاعدة. ← تزداد قيمة (pH) . ←
- تقل الصفات الحمضية . ← تزداد قوة القاعدة. ←

سؤال (66): يمثل الجدول التالي قيم (Kb) لعدد من القواعد الضعيفة تركيزها (1 M)، اجب عما يلي:

القاعدة	قيمة(Kb)
NH_3	2×10^{-5}
N_2H_4	1×10^{-6}
$C_6H_5NH_2$	1.5×10^{-9}
CH_3NH_2	4.3×10^{-3}

1- أي تلك القواعد لمحلولها أعلى $[H_3O^+]$.
2- أي تلك القواعد لمحلولها أعلى (pH) .
3- أي تلك القواعد حمضها المرافق هو الأضعف.
4- أكتب صيغة الحمض المرافق الأقوى.

الإجابة:

- نقوم بترتيب القواعد الموجودة في الجدول بناءا على قيم (Kb) حيث يكون الترتيب على النحو التالي:

$C_6H_5NH_2 < N_2H_4 < NH_3 < CH_3NH_2$ (الترتيب حسب قوة القاعدة)

$C_6H_5NH_3^+ > N_2H_5^+ > NH_4^+ > CH_3NH_3^+$ (الترتيب حسب قوة الحمض المرافق)

يزداد (Kb) ، تزداد قوة القاعدة ، تزداد (pH) ، يزداد $[OH^-]$ ، يقل $[H_3O^+]$ ، تقل قوة الحمض المرافق.

1- حسب الترتيب فإن القاعدة التي لها أعلى $[H_3O^+]$ هي: ($C_6H_5NH_2$).

2- (CH_3NH_2).

3- (CH_3NH_2).

4- ($C_6H_5NH_3^+$).

ملاحظة: يمكن من خلال قيمة(Kb) لقاعدة معينة من إيجاد قيمة (pH) لمحلول من ذلك الحمض تركيزه معروف.

سؤال (67): محلول من (NH_3) تركيزه (0.2 M)، اذا علمت أن (Kb) لـــ (NH_3) تساوي (2×10^{-5}). احسب قيمة (pH) لهذا المحلول.

الإجابة:

- نكتب معادلة تأين القاعدة في الماء :

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

(قبل التأين)	0	0	0.2
(اثناء التأين)	+ X	+ X	- X
(عند الاتزان)	X	X	(0.2 – X)

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

$$Kb = \frac{[OH^-]^2}{(0.2-X)}$$

- بما ان النقص في تركيز القاعدة قليل جداً مقارنة بتركيز القاعدة، فإنه يتم إهمال النقص ويعتبر تركيز القاعدة ثابت:

$0.2 - X \approx 0.2$ M

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

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

$$[OH^-]^2 = 4 \times 10^{-6}$$

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

$$[OH^-] = 2 \times 10^{-3}\ M$$

$$[OH^-] = [BH^+] = 2 \times 10^{-3}\ M$$

- نقوم بحساب تركيز (H_3O^+) من خلال العلاقة:

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-3}} = 5 \times 10^{-12}\ M$$

- نقوم بحساب قيمة (pH) من خلال العلاقة:

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(5 \times 10^{-12}) = 12 - \log 5 = 12 - .07 = 11.3$$

سؤال (68): محلول من القاعدة (D) تركيزه (0.4 M)، وجد ان (pH) يساوي (11). احسب قيمة (Kb) للقاعدة (D).

الإجابة:

$$D + H_2O \rightleftharpoons OH^- + DH^+$$

- لحساب قيمة الرقم الهيدروجيني (PH) نقوم بحساب تركيز أيون الهيدرونيوم (H_3O^+) كما يلي:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-11} = 1 \times 10^{-11}\ M$$

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

- نحسب قيمة (Kb) من خلال العلاقة:

$$Kb = \frac{[DH^+]\ [OH^-]}{[D]}$$

$$Kb = \frac{(1 \times 10^{-3})(1 \times 10^{-3})}{(4 \times 10^{-1})} = 2.5 \times 10^{-6}$$

سؤال (69): ما هي كتلة (NH_3) المضافة الى (0.1 L) محلول أصبح فيه قيمة (pH) تساوي (10) علما بان قيمة (Kb) تساوي (2×10^{-5}) والكتلة المولية لـــ (NH_3) تساوي (17 g/mol).

الإجابة:

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

- نقوم أولاً بحساب قيمة تركيز (H_3O^+) كما يلي:

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

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1\times10^{-14}}{1\times10^{-10}} = 1\times 10^{-4}\ M$$

- من خلال علاقة ثابت تأين (Kb) نقوم بحساب تركيز القاعدة (NH_3) كما يلي:

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

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

$$[NH_3] = \frac{(1\times10^{-4})(1\times10^{-4})}{(2\times10^{-5})} = 5\times 10^{-4}\ M$$

- نقوم بحساب عدد مولات (NH_3) ومن ثم كتلة (NH_3) كالتالي:

$$n_{(NH_3)} = [NH_3] \times V = (5\times 10^{-4}) \times 0.1 = 5\times 10^{-5}\ mol$$

$$M_{(NH_3)} = n_{(NH_3)} \times Mr_{(NH_3)} = 5\times 10^{-5} \times 17 = 85\times 10^{-5} = 8.5\times 10^{-4}\ g$$

عثمان قدور (0788004769)

سؤال (70): اعتمادا على المعلومات الواردة في الجدول التالي ن الذي بين قيم ثابت التأين (Kb) لعدد من القواعد الضعيفة التي تركيز كل منها يساوي (0.01) مول / لتر . اجب عن الاسئلة التي تليه .

صيغة القاعدة	NH_3	NH_2OH	N_2H_4	C_5H_5N
Kb	2×10^{-5}	1×10^{-8}	1×10^{-6}	2×10^{-9}

1- ما هي صيغة الحمض المرافق الأضعف.
2- ما هي صيغة القاعدة التي لها أقل $[H_3O^+]$.
3- اكتب معادلة تفاعل (NH_2OH) مع الماء.
4- ما هي قيمة الرقم الهيدروجيني لمحلول (NH_2OH).
5- أيهما له أكبر قيمة (PH): محلول (N_2H_4) أم محلول (NH_3) لهما التركيز نفسه.
6- احسب قيمة $[N_2H_5^+]$ في محلول (N_2H_4).
7- أيهما له أكثر قدرة على التأين في الماء: (NH_2OH) أم (C_5H_5N).
8- اكتب معادلة تفاعل (NH_3OH^+) مع (NH_3)، ثم حدد الأزواج المترافقة .
9- أيهما له أقل درجة حموضة (NH_2OH) أم ($NaOH$) مع العلم أن لهما نفس التركيز.
10- احسب قيمة (PH) لمحلول $Ca(OH)_2$ الذي تركيزه (0.1) مول / لتر.
11- أيهما له أكثر $[H_3O^+]$ الأيون (NH_4^+) أم الأيون ($N_2H_5^+$) علما بأن لهما نفس التركيز.

الإجابة:

نقوم بترتيب القواعد حسب قيم Kb حيث يكون الترتيب على النحو التالي :

(حسب قوة القاعدة) $C_5H_5N < NH_2OH < N_2H_4 < NH_3$

(حسب قوة الحمض المرافق) $C_5H_5NH^+ > NH_3OH^+ > N_2H_5^+ > NH_4^+$

تزداد (Kb) ، يزداد $[OH^-]$ ، تزداد (PH) ، *تزداد قوة القاعدة ، يقل* $[H_3O^+]$ ، *تقل قوة الحمض المرافق.*

1- NH_4^+

2- NH_3

عثمان قدور (0788004769)

3- نكتب المعادلة على النحو التالي :

$$NH_2OH + H_2O \rightleftharpoons OH^- + NH_3OH^+$$

4- من خلال المعادلة : $NH_2OH + H_2O \rightleftharpoons OH^- + NH_3OH^+$

$$Kb = \frac{[NH_3OH^+]\ [OH^-]}{[NH_2OH]}$$

$$Kb = \frac{[OH^-]^2}{(0.01)}$$

- بما ان النقص في تركيز القاعدة قليل جداً مقارنة بتركيز القاعدة، فإنه يتم إهمال النقص ويعتبر تركيز القاعدة ثابت:

$0.01 - X \approx 0.01\ M$

$$1 \times 10^{-8} = \frac{[OH^-]^2}{0.01}$$

$$[OH^-]^2 = 1 \times 10^{-8} \times (1 \times 10^{-2})$$

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

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

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

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

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(1 \times 10^{-9}) = 9 - \log 1 = 9 - 0 = 9$$

5- NH_3

6- من خلال المعادلة :

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

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

$$Kb = \frac{[N_2H_5^+]^2}{(0.01)}$$

$$1 \times 10^{-6} = \frac{[N_2H_5^+]^2}{0.01}$$

$$[N_2H_5^+]^2 = 1 \times 10^{-6} \times (1 \times 10^{-2})$$

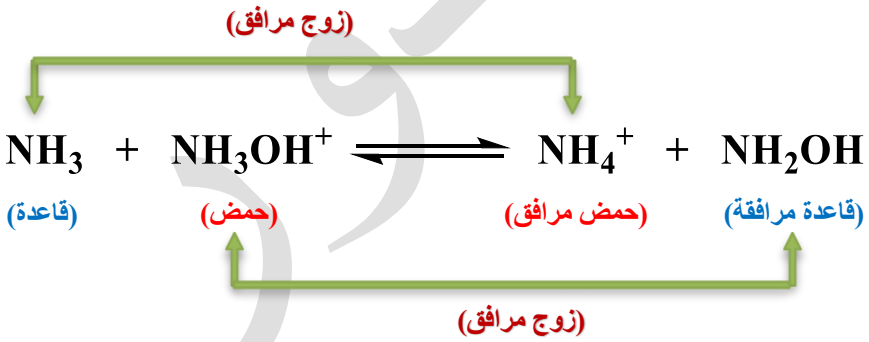
$$[N_2H_5^+]^2 = 1 \times 10^{-8}$$

$$\sqrt{[N_2H_5^+]^2} = \sqrt{1 \times 10^{-8}}$$

$$[N_2H_5^+] = 1 \times 10^{-4}\ M$$

7- NH_2OH

8-



9- NH_2OH

10- $N_2H_5^+$

عثمان قدور (0788004769)

سؤال (71): ادرس المعادلتين التاليتين جيدا، ثم أجب عن الأسئلة التي تليها:

$$B + CH^+ \rightleftharpoons C + BH^+$$

$$D + CH^+ \rightleftharpoons C + DH^+$$

1- أي الحمضين (DH^+) أم (BH^+) هو الأقوى.
2- ما هي صيغة القاعدة التي لها أعلى قيمة (Kb).
3- حدد صيغة الحمض المرافق الذي له أقل $[H_3O^+]$.
4- ما هي صيغة القاعدة التي لها أقل $[OH^-]$.

الإجابة:

- من خلال المعادلة الأولى نجد أن الاتزان يتجه نحو المواد المتفاعلة وبالتالي تكون هي الجهة الأضعف.
(B < C) كقاعدة.

- من خلال المعادلة الثانية نجد أن الاتزان يتجه نحو المواد الناتجة وبالتالي تكون هي الجهة الأضعف.
(C < D) كقاعدة.

- وبالتالي يكون ترتيب القواعد كالتالي:
(B < C < D) (كقواعد).
($BH^+ > CH^+ > DH^+$) (كحمض مرافق).

1- الحمض (BH^+) هو الأقوى.
2- (D).
3- (DH^+).
4- (B).

حمض الميثانويك (HCOOH) أو حمض الفورميك:

يوجد هذا الحمض في النمل حيث يستخدمه في الكثير من المجالات، مثل الدفاع عن النفس ويقذفه في وجه أعدائه، ويفرزه من الفك السفلي عند عض فريسته (لسعات النمل)، ومطهرا للحفاظ على أعشاشه نظيفاً، ويفرزه من المسام الحمضية في بطنه ليرشده في أثناء العودة الى مساكنه.

ثالثاً: الخصائص الحمضية والقاعدية لمحاليل الأملاح

- تعد الاملاح أحد الأسباب التي جعلت تعريف ارهينوس للحموض والقواعد غير شامل ، حيث عجز عن تفسير السلوك الحمضي والقاعدي لمحاليل الاملاح.

الاملاح: هي مركبات أيونية تنتج من تفاعل محلول الحمض مع محلول القاعدة، وتتأين في الناء لتعطي أيونات موجبة وأخرى سالبة

التميه: هو قدرة أيونات الملح على التفاعل مع الماء بحيث ينتج أيونات (H_3O^+) أو (OH^-) او كليهما.

الذوبان: هو تفكك الملح الى أيونات موجبة وأخرى سالبة ، حيث أن جزيئات الماء تحيط بهذه الأيونات دون التفاعل معها مما يبقي على تركيز أيونات (H_3O^+) و (OH^-) دون تغيير .

- تختلف طبيعة الاملاح وسلوكها تبعاً لمصدر أيوناته من الحمض والقاعدة وقدرتها على التفاعل مع الماء.

تقسم الأملاح حسب تأثيرها في المحلول الى:

أ- أملاح متعادلة التأثير في الماء (pH = 7).

- هي ناتجة عن تعادل (حمض قوي + قاعدة قوية)

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

مثال:

الملح (NaCl)

Na^+	Cl^-
OH^-	H^+
NaOH	HCl
قاعدة قوية	حمض قوي

الملح (NaCl) ملح متعادل التأثير لأنه نتج عن حمض قوي (HCl) وقاعدة قوية (NaOH) حيث أن الأيون (Cl^-) قاعدة مرافقة ضعيفة للحمض (HCl) والأيون (Na^+) حمض مرافق ضعيف للقاعدة (NaOH)، وبما أن الأيونات الناتجة عن كل من الحمض والقاعدة هي أيونات ضعيفة فإنها لا تتميه في الماء (تتفاعل مع الماء)، ويكون تركيز أيون الهيدرونيوم (H_3O^+) يساوي (1×10^{-7}).

سؤال (72): الملح (KNO_3):

1- اكتب معادلة تأين الملح.

2- ما تأثيره في الماء.

3- فسر السلوك لهذا الملح في الماء.

4- ما هي صيغة الحمض والقاعدة التي شكلت هذا الملح.

الإجابة:

1- معادلة التأين: $KNO_3 \xrightarrow{H_2O} K^+ + NO_3^-$

2- الملح متعادل التأثير.

3- من خلال الجدول المرفق نلاحظ أن سبب سلوك هذا الملح بهذه الطريقة لأنه

نتج عن حمض قوي وقاعدة قوية ولذلك فإن أيونات () و () هي أيونات ضعيفة ولا تتميه.

4- (HNO_3): حمض قوي، (KOH): قاعدة قوية.

K^+	NO_3^-
OH^-	H^+
KOH	HNO_3
قاعدة قوية	حمض قوي

ملاحظة:

- في عملية التميه تتفاعل الأيونات القوية فقط مع الماء.
- الأيون الموجب أو السالب في الملح إذا كان أصله حمض قوي أو قاعدة قوية فهو أيون ضعيف لا يتميه.

ب- أملاح حمضية التأثير (pH < 7).

- هي املاح ناتجة عن تعادل (حمض قوي + قاعدة ضعيفة).

سؤال (73): في الملح (NH_4Cl)، أجب عن الأسئلة التالية:

1- اكتب معادلة تأين الملح.

2- أكتب صيغة الحمض والقاعدة التي شكلت هذا الملح.

3- ما هو تأثير هذا الملح في الماء وما سببه.

4- اكتب معادلة التميه لهذا الملح ان أمكن ذلك.

الإجابة:

1- معادلة تأين الملح: $NH_4Cl \xrightarrow{H_2O} NH_4^+ + Cl^-$

NH_4^+	Cl^-
(H^+) -	(H^+) +
NH_3	HCl
قاعدة ضعيفة	حمض قوي

2- من خلال الجدول المجاور نلاحظ أن الملح تشكل من الحمض (HCl) والقاعدة (NH_3).

3- الملح ذو تأثير حمضي. والسبب في ذلك لأنه تشكل من حمض قوي وقاعدة ضعيفة.

4- من خلال معادلة التأين نجد أن الأيون (Cl^-) قد نتج عن حمض قوي، وبالتالي فهو أيون ضعيف ولا يتميه، بينما الأيون (NH_4^+) نتج عن قاعدة ضعيفة وبالتالي فإنه أيون قوي ويتميه على النحو التالي:

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

- من خلال المعادلة نلاحظ ان الأيون (H_3O^+) هو السبب في التأثير الحمضي للملح.

سؤال (74):

1- ما هو تأثير الملح ($N_2H_5NO_3$).

2- اكتب معادلة التميه لهذا الملح.

الإجابة:

1- لمعرفة تأثير هذا الملح نقوم بكتابة معادلة التأين للملح حيث:

$$N_2H_5NO_3 \xrightarrow{H_2O} N_2H_5^+ + NO_3^-$$

نلاحظ أن هذا الملح قد تشكل من حمض قوي (HNO_3) وقاعدة ضعيفة (N_2H_4) وبالتالي فإن تأثيره يكون حمضي.

$N_2H_5^+$	NO_3^-
(H^+) -	(H^+) +
N_2H_4	HNO_3
قاعدة ضعيفة	حمض قوي

2- من خلال المعادلة نلاحظ أن الأيون (NO_3^-) ضعيف لا يتميه لأنه نتج عن حمض قوي، والأيون ($N_2H_5^+$) أيون قوي لأنه نتج عن قاعدة ضعيفة ويتميه على النحو التالي:

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

ج- أملاح قاعدية التأثير (PH > 7).

- هي أملاح ناتجة عن تعادل (حمض ضعيف + قاعدة قوية).

سؤال (75): في الملح (CH_3COONa). أجب عما يلي:

1- اكتب معادلة تأين الملح.
2- أكتب صيغة الحمض والقاعدة التي شكلت هذا الملح.
3- ما هو تأثير هذا الملح في الماء وما سببه.
4- اكتب معادلة التميه لهذا الملح ان أمكن ذلك.

الإجابة:

1- معادلة تأين الملح:

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

Na^+	CH_3COO^-
(OH^-) +	(H^+) +
NaOH	CH_3COOH
قاعدة قوية	حمض ضعيف

2- من خلال الجدول المجاور نلاحظ أن هذا الملح تشكل من الحمض (CH_3COOH) والقاعدة (NaOH).

3- تأثير هذا الملح هو قاعدي. أما سبب ذلك أن هذا الملح قد نتج عن حمض ضعيف وقاعدة قوية.

4- من خلال المعادلة نلاحظ أن الأيون (Na^+) ضعيف لا يتميه لأنه نتج عن قاعدة قوية، والأيون (CH_3COO^-) أيون قوي لأنه نتج عن حمض ضعيف ويتميه على النحو التالي:

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

- الأيون (OH^-) هو السبب في زيادة التأثير القاعدي في المحلول.

سؤال (76): ما تأثير الملح (KCN) في المحلول، وما هي معادلة التميه لهذا الملح.

الإجابة:

لمعرفة تأثير هذا الملح نقوم بكتابة معادلة التأين للملح:

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

- نلاحظ أن هذا الملح قد تشكل من حمض ضعيف (HCN) وقاعدة قوية (KOH) وبالتالي فإن تأثيره يكون قاعدي.

K^+	CN^-
(OH^-) +	(H^+) +
KOH	HCN
قاعدة قوية	حمض ضعيف

- خلال المعادلة نلاحظ أن الأيون (K^+) ضعيف لا يتميه لأنه نتج عن قاعدة قوية، والأيون (CN^-) أيون قوي لأنه نتج عن حمض ضعيف ويتميه على النحو التالي:

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

ملاحظة:

إضافة ملح حمضي الى محلول حمضي أو قاعدي تقل قيمة (pH).

إضافة ملح قاعدي الى محلول حمضي أو قاعدي تزيد قيمة (pH).

سؤال (77): ما أثر إضافة كل من الأملاح التالية على قيمة (pH).
(تزداد، تقل، تبقى ثابته).

1- إضافة ملح يوديد الأمونيوم (NH_4I) الى محلول (NH_3).
2- إضافة ملح كبريتيت الصوديوم (Na_2SO_3) الى محلول ($B(OH)_3$).
3- إضافة ملح كلوريد البوتاسيوم (C_5H_5NHBr) الى محلول (HI).
4- إضافة ملح ($NaNO_2$) الى محلول (N_2H_4).
5- إضافة ملح كلوريد البوتاسيوم (KCl) الى محلول (HF).

الإجابة:

- في البداية يجي تحديد أثر كل ملح إذا كان (حمضي، قاعدي، متعادل)، فإذا كان الملح:
- حمضي: تقل (pH).
- قاعدي: تزداد (pH).
- متعادل: تبقى قيمة (pH) ثابته.

1- الملح (NH_4I) ملح حمضي التأثير لأنه نتج عن الحمض القوي (HI) والقاعدة الضعيفة (NH_3) وبالتالي فإنه عند إضافته الى محلول القاعدة (NH_3) فإن قيمة (pH) تقل.

2- تزداد. 3- تقل. 4- تزداد. 5- تبقى ثابته.

سؤال (78): لديك المواد التالية ، تركيزها (1) مول / لتر . رتبها حسب قيم (PH).

NH_3 , HBr , NH_4I , KNO_3 , $NaOH$, $HCOONa$).

الإجابة:

- لترتيب هذه المواد يجب أن نقوم بتحديد طبيعة كل مادة على النحو التالي:

NH_3: قاعدة ضعيفة. HBr: حمض قوي. NH_4I: ملح حمضي.

KNO_3: ملح متعادل. $NaOH$: قاعدة قوية. $HCOONa$: ملح قاعدي.

- ثم يكون الترتيب بالشكل التالي :

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

$$HBr < NH_4I < KNO_3 < HCOONa < NH_3 < NaOH$$

سؤال (79): من خلال دراستك للجدول المجاور. أجب عما يلي:

الملح	المعلومات
KA	$[OH^-] = 1 \times 10^{-2}$
KB	pH = 11
KC	$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-13}$

1- ما هي صيغة أقوى حمض.
2- ما هي صيغة أضعف حمض.
3- ما هي صيغة الملح الذي له أعلى صفات قاعدية.
4- أيهما أقوى كقاعدة مرافقة: (B^-) أم (A^-).
5- من خلال دراستك لمعادلة الاتزان التالية ، حدد الأزواج المترافقة من الحمض والقاعدة.

$$HB + C^- \rightleftharpoons HC + B^-$$

الإجابة:

- من خلال المعلومات الواردة في الجدول نجد أن أسهل طريقة لترتيب الأملاح هي من خلال قيم (pH) حيث:

- الملح (KA) لـه قيمة تركيز (H_3O^+) تساوي:

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

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(1 \times 10^{-12}) = 12 - \log 1 = 12 - 0 = 12$$

- الملح (KB) فيه قيمة (pH = 11).

- الملح (KC) فيه تركيز (H_3O^+) تساوي (1×10^{-13}) ولذلك فإن:

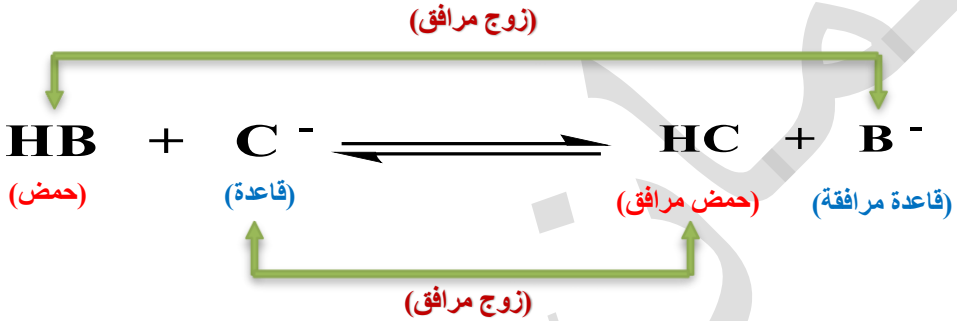
$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(1 \times 10^{-13}) = 13 - \log 1 = 13 - 0 = 13$$

- من خلال ما سبق فإن الترتيب يكون على النحو التالي:

$KB < KA < KC$	(كأملاح قاعدية $PH < 7$)
$B^- < A^- < C^-$	(كقاعدة مرافقة)
$HB > HA > HC$	(كحمض)

1- HB 2- HC 3- KC 4- A^-

5-



سؤال (80): الجدول التالي يتضمن عدد من المحاليل الافتراضية المتساوية التركيز ، ادرسها جيدا ثم أجب عن الأسئلة التي تليه.

المحلول	القاعدة (A)	الملح (KB)	الملح (CHBr)	الملح (KE)	القاعدة (D)	الملح (YHBr)
(pH)	12	9	4	11	8	5

1- أيهما أقوى كملح حمضي الملح (CHBr) أم الملح (YHBr).
2- أيهما أقوى كقاعدة مرافقة (B^-) أم (E^-).
3- أيهما أقوى كقاعدة (C) أم (Y).
4- أيهما له أكثر $[H_3O^+]$ ، (A) أم (D).
5- ما هي صيغة المحلول الذي فيه $[H_3O^+]$ يساوي (1×10^{-5} M).
6- ما هي صيغة المحلول الذي فيه $[OH^-]$ يساوي (1×10^{-2} M).
7- أيهما أقوى كحمض: (HB) أم (HE).
8- أيهما له أقل (pH): الأيون (CH^+) أم (YH^+).
9- أيهما أقوى كحمض مرافق: (DH^+) أم (AH^+).

عثمان قدور (0788004769)

10- اكتب صيغة الأيون الذي يتميه في الماء لـ (CHBr).

الإجابة:

- **من خلال الجدول نلاحظ أنه حسب قيم (PH) فإنه:**

أ- هناك أملاح حمضية حيث:

$YHBr < CHBr$	**(كملح حمضي).**
$YH^+ < CH^+$	**(كحمض مرافق).**
$Y < C$	**(كقاعدة).**

ب- هناك أملاح قاعدية حيث:

$KB < KE$	**(كملح قاعدي).**
$B^- < E^-$	**(كقاعدة مرافقة).**
$HB > HE$	**(كحمض).**

ج- هناك قواعد حيث:

$D < A$	**(كقاعدة).**
$DH^+ > AH^+$	**(كحمض مرافق).**

1- $CHBr$

2- E^-

3- Y

4- D

5- $YHBr$

6- KE

7- HB

8- CH^+

9- DH^+

10- CH^+

رابعاً: الأيون المشترك

هو الأيون الذي ينتج من تأين مادتين مختلفتين مثل (حمض ضعيف وملحه القاعدي) أو (قاعدة ضعيفة وملحها الحمضي).

سؤال (81): أضيف ملح أسيتات الصوديوم (CH_3COONa) الى محلول حمض الأسيتيك (CH_3COOH). حدد صيغة الأيون المشترك.

الإجابة:

- نقوم بكتابة معادلة تأين الحمض مع الماء وكذلك معادلة تفكك الملح على النحو التالي:

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

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

- نلاحظ من خلال المعادلتين أن الأيون (CH_3COO^-) هو أيون مشترك بين الحمض (CH_3COOH) والملح القاعدي (CH_3COONa) وهو ما يعرف بالأيون المشرك بين الحمض وملحه القاعدي.

تأثير الأيون المشترك (مهم جداً)

- إضافة الملح الذي يحتوي الأيون المشترك الى محلول الحمض الضعيف أو القاعدة الضعيفة حسب مبدأ لوتشاتليه فإن التفاعل يتجه باتجاه عكسي (⟵) نحو المتفاعلات ، وذلك بسبب زيادة في تركيز المواد الناتجة ، ولتعويض هذا الخلل يتم الاتجاه بشكل عكسي نحو المتفاعلات .

- يمكن توضيح ذلك كالتالي:

إضافة ملح قاعدي الى محلول حمضي	$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$ (يقل تركيزه) (يزداد تركيزه) الجهة التي يرجحها الاتزان نتيجة لذلك يزداد $[OH^-]$ وتزداد قيمة (pH) $CH_3COONa \xrightarrow{H_2O} CH_3COO^- + Na^+$
إضافة ملح حمضي الى محلول قاعدي	$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$ (يقل تركيزه) (يزداد تركيزه) الجهة التي يرجحها الاتزان نتيجة لذلك يزداد $[H_3O^+]$ وتقل قيمة (pH) $NH_4Cl \xrightarrow{H_2O} NH_4^+ + Cl^-$

مهم جداً:

1- بعد إضافة الملح يكون:

$[\text{الايون المشترك}] = [\text{الملح}]$. $[\text{الايون المشترك}] \neq [OH^-]$.

$[\text{الايون المشترك}] \neq [H_3O^+]$.

2- عند إضافة الملح وتشكل الأيون المشترك فإن التفاعل يتجه باتجاه التفاعل العكسي دائما.

3- دائما الملح القاعدي يضاف الى المحلول الحمضي ، والملح الحمضي يضاف الى المحلول القاعدي.

سؤال (82):

محلول من الحمض (HF) تركيزه (0.1 M)، أضيف إليه بلورات من ملح (NaF) تركيزها (0.1 M)، اذا علمت أن (Ka) لـ (HF) تساوي (7×10^{-4}). ($\log 8.5 = 0.9$)، ($\log 7 = 0.8$)، ($\sqrt{70} = 8.5$).

أ- احسب مقدار التغير في قيمة (pH).

ب- ما هي صيغة الأيون المشترك.

الإجابة:

أ- لحساب مقدار التغير في قيمة (pH) يجب حساب قيمة (pH) قبل إضافة الملح وقيمة (pH) بعد إضافة الملح ، ومن ثم إيجاد الفرق بينهم .

1- قيمة (pH) قبل إضافة الملح.

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

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

$$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{(0.1)}$$

$$7 \times 10^{-4} = \frac{[H_3O^+]^2}{0.1}$$

$$[H_3O^+]^2 = 7 \times 10^{-4} \times (1 \times 10^{-1})$$

$$[H_3O^+]^2 = 7 \times 10^{-5}$$

$$\sqrt{[H_3O^+]^2} = \sqrt{70 \times 10^{-6}}$$

$$[H_3O^+] = 8.5 \times 10^{-3}\ M$$

$$[H_3O^+] = [F^-] = 8.5 \times 10^{-3}\ M$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(8.5 \times 10^{-3}) = 3 - \log 8.5 = 3 - 0.9 = 2.1$$

عثمان قدور

2- قيمة (pH) بعد إضافة الملح.

تذكر أن: [الايون المشترك] = [الملح] / [الايون المشترك] ≠ $[H_3O^+]$.

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

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

- **نلاحظ من المعادلتين بان (F^-) هو الأيون المشترك ولذلك فإن:**

$$[NaF] = [F^-] = 1 \times 10^{-1}\ M$$

- **من معطيات السؤال: [HF] يساوي (1×10^{-1} M).**

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

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

$$[H_3O^+] = \frac{(7\times10^{-4})(1\times10^{-1})}{(1\times10^{-1})} = 7 \times 10^{-4}\ M$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(7 \times 10^{-4}) = 4 - \log 7 = 4 - 0.8 = 3.2$$

$$\Delta pH = 3.2 - 2.1 = 1.1$$

ب- صيغة الأيون المشترك هي (F^-).

سؤال (83): محلول من القاعدة (NH_3) تركيزه (0.2 M)، وقيمة (pH) لهذا المحلول يساوي (11.3) ، أضيف إليه بلورات من ملح (NH_4Cl) تركيزها (0.4 M)، إذا علمت أن (Kb) لـــ (NH_3) يساوي (2×10^{-5}).

1- إحسب مقدار التغير في قيمة (pH).
2- هل (pH) (تزداد ، تقل ، تبقى ثابته).
3- ما هي صيغة الأيون المشترك.
4- ما هو تأثير المحلول بعد إضافة الملح.

الإجابة:

1- من خلال معطيات السؤال فإن قيمة (pH) قبل إضافة الملح = 11.3

ولحساب مقدار التغير في قيمة (pH) يجد إيجاد قيمة (pH) بعد إضافة الملح حيث:

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

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

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

$$[OH^-] = \frac{(2\times10^{-5})(2\times10^{-1})}{(4\times10^{-1})} = 1 \times 10^{-5}\ M$$

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1\times10^{-14}}{1\times10^{-5}} = 1 \times 10^{-9}\ M$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(1 \times 10^{-9}) = 9 - \log 1 = 9 - 0 = 9$$

$$\Delta pH = 11.3 - 9 = 2.3$$

2- تقل قيمة (pH) لأن الملح المضاف حمضي التأثير.

3- الأيون المشترك (NH_4^+).

4- يبقى تأثير المحلول قاعدي حتى بعد إضافة الملح لأن قيمة (pH) تبقى أكبر من (7).

سؤال (84): ما هي كتلة (NH_4Cl) اللازم إضافتها الى (500mL) من محلول (NH_3) تركيزه (0.2 M)، حتى تصبح قيمة (pH) تساوي (9) علما بأن (Kb) لـ (NH_3) تساوي (2×10^{-5}) والكتلة المولية لـ (NH_4Cl) تساوي (53.5 g\mol).

الإجابة:

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

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

- نلاحظ من المعادلتين بأن (NH_4^+) هو الايون المشترك وبالتالي فإن: $[NH_4Cl] = [NH_4^+]$
- نقوم بحساب $[H_3O^+]$ من خلال قيمة (PH) التي تساوي (9):

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

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1\times10^{-14}}{1\times10^{-9}} = 1 \times 10^{-5}\ M$$

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

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

$$[NH_4^+] = \frac{(2\times10^{-5})(2\times10^{-1})}{(1\times10^{-5})} = 4\times10^{-1}\ M$$

$$\longrightarrow \quad [NH_4Cl] = [NH_4^+] = 4\times10^{-1}\ M$$

500 ml = 0.5 L

$$(n)_{(NH_4Cl)} = [NH_4Cl] \times (v) = 4\times10^{-1}\times0.5 = 2\times10^{-1}\ mol$$

$$Mass_{(NH_4Cl)} = (n)_{(NH_4Cl)} \times Mr_{(NH_4Cl)} = 2\times10^{-1}\times53.5 = 107\times10^{-1} = 10.7\ g$$

سؤال (85): محلول حجمه (2 L) مكون من القاعدة الضعيفة (M) تركيزها (0.05 M) وقيمة (pH) تساوي (11) ، ولكن بعد إضافة (19.6 g) من بلورات الملح (MHBr) تغيرت قيمة (pH) بمقدار (2) درجة ، (أهمل التغير في الحجم) .

1- ما هي صيغة الأيون المشترك.
2- ما هي الكتلة المولية للملح (MHBr) بوحدة (g\mol).

الإجابة:

1- لإيجاد الأيون المشترك نقوم بكتابة المعادلتين للملح والقاعدة.

$$M + H_2O \rightleftharpoons MH^+ + OH^-$$

$$MHBr \xrightarrow{H_2O} MH^+ + Br^-$$

- من خلال المعادلتين نجد أن الأيون المشترك هو (MH^+).

2- نلاحظ أن الحمض المضاف هو حمضي التأثير وبالتالي فإن قيمة (pH) سوف تنخفض بمقدار (2) درجة بحيث تصبح:
(11 – 2 = 9)

- نقوم بإيجاد قيمة (Kb) وهي ثابته لا تتغير بإضافة الملح.

حيث قيمة (pH) قبل إضافة الملح تساوي (11) وعليه:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-11} = 1\times 10^{-11}\ M$$

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1\times10^{-14}}{1\times10^{-11}} = 1\times 10^{-3}\ M$$

$$M + H_2O \rightleftharpoons MH^+ + OH^-$$

0.05	0	0	(قبل التأين)
0.05	(1×10^{-3})	(1×10^{-3})	(عند الاتزان)

$$Kb = \frac{[MH^+]\ [OH^-]}{[M]}$$

$$Kb = \frac{(1\times10^{-3})(1\times10^{-3})}{(5\times10^{-2})} = 2\times 10^{-5}$$

- <u>بعد إضافة الملح.</u>

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

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1\times10^{-14}}{1\times10^{-9}} = 1\times 10^{-5}\ M$$

$$Kb = \frac{[MH^+]\ [OH^-]}{[M]}$$

$$[MH^+] = \frac{Kb\ [M]}{[OH^-]}$$

$$[MH^+] = \frac{(2\times10^{-5})(5\times10^{-2})}{(1\times10^{-5})} = 1\times10^{-1}\ \text{M}$$

$$\longrightarrow \quad [\text{MHBr}] = [\text{MH}^+] = 1\times10^{-1}\ \text{M}$$

$$(\text{n})_{(\text{MHBr})} = [MHBr] \times (\text{v}) = 1\times10^{-1}\times 2 = 2\times10^{-1}\ \text{mol}$$

$$\text{Mr}_{(\text{MHBr})} = \frac{mass\ (g)}{(\text{n})(\text{MHBr})} = \frac{19.6}{2\times10^{-1}} = \frac{196\times10^{-1}}{2\times10^{-1}} = 98\ \text{g\mol}$$

سؤال (86):

1- في محلول (HF) تركيزه (0.1 M)، كان $[H_3O^+]$ يساوي (0.008 M). احسب قيمة (Ka) لهذا الحمض.

2- إذا أضيف الى لتر من المحلول السابق (0.64 mol) من ملح (NaF)، احسب قيمة (pH) للمحلول الناتج.

(أهمل التغير في الحجم).

الإجابة:

1-

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

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

$$Ka = \frac{(8\times10^{-3})(8\times10^{-3})}{(1\times10^{-1})} = 64\times10^{-5}$$

-2

$$[NaF] = \frac{(n)}{V} = \frac{64 \times 10^{-2}}{1} = 64 \times 10^{-2}\ M$$

$$[NaF] = [F^-] = 64 \times 10^{-2}\ M$$

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

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

$$[H_3O^+] = \frac{(64 \times 10^{-5})(1 \times 10^{-1})}{(64 \times 10^{-2})} = 1 \times 10^{-4}\ M$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(1 \times 10^{-4}) = 4 - \log 1 = 4 - 0 = 4$$

سؤال (87): في الجدول المجاور ستة محاليل تركيز كل منها يساوي (0.1 M)، أدرس الجدول جيدا ثم أجب عن الأسئلة التالية:

المحلول	المعلومات
القاعدة (A)	$[H_3O^+] = 2 \times 10^{-3}$
الحمض (HC)	$[OH^-] = 1 \times 10^{-10}$
القاعدة (B)	$Kb = 4 \times 10^{-7}$
الحمض (HD)	$Ka = 9 \times 10^{-4}$
الملح (KX)	pH = 12
الملح (KZ)	$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-13}$

1- أيهما أقوى كقاعدة (X^-) ام (Z^-).
2- إحسب قيمة (Ka) للحمض (HC).
3- أيهما له أكثر قدرة على التأين في الماء الحمض (HC) أم الحمض (HD).
4- أي هذه المحاليل الستة له أقل قيمة (PH).
5- أيهما أقوى كحمض مرافق (AH^+) ام (BH^+).
6- أيهما له أقل قيمة (pH) ، الحمض (HD) أم الحمض (HI) علما بان تركيزهما متساوي.
7- ما هي صيغة الأيون الذي يتميه في الماء للملح (KZ).
8- إحسب قيمة (pH) لمحلول القاعدة (B)، (log 5 = 0.7).

عثمان قدور (0788004769)

الإجابة:

1- نلاحظ أن الأيون (X^-) ناتج من تأين الملح (KX) والأيون (Z^-) ناتج من تأين الملح (KZ) ولتحديد أيهما أقوى كقاعدة يجب تحديد أي الملحين أقوى كقاعدة من خلال قيم (PH) حيث :

- **(PH) لـ (KX) = 12**
- **(PH) لـ (KZ) نجده من خلال $[H_3O^+]$ حيث:**

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(1 \times 10^{-13}) = 13 - \log 1 = 13 - 0 = 13$$

- **من خلال قيم (PH) نجد أن:**

(KX) < (KZ) **(كملح قاعدي)**

(HX) > (HZ) **(كحمض)**

(X^-) < (Z^-) **(كقاعدة مرافقة)**

- **إذا (Z^-) أقوى كقاعدة.**

2-

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

$$Ka = \frac{[H_3O^+]\ [C^-]}{[HC]}$$

$$Ka = \frac{(1 \times 10^{-4})(1 \times 10^{-4})}{(1 \times 10^{-1})} = 1 \times 10^{-7}$$

3- حتى نقارن بين الحمضين (HC) و (HD) ، من حيث القوة نجد أن:

(Ka) لـــ (HC) = 1×10^{-7} من الفرع (2)

(Ka) لـــ (HD) = 9×10^{-4} من الجدول.

(HD) > (HC) (كحمض)

- (HD) أكثر قدرة على التأين في الماء (أقوى).

4- (HD) : لأنه اقوى كحمض.

5- لنجد الحمض المرافق الأقوى (AH^+) أم (BH^+) ، يجب المقارنة بين القاعدتين (B) و (A) وذلك من خلال قيم (Kb) حيث أن:

(Kb) للقاعدة (B) = 4×10^{-7}

(Kb) للقاعدة (A):

$$Kb = \frac{[AH^+]\ [OH^-]}{[A]}$$

$$Kb = \frac{(2 \times 10^{-3})(2 \times 10^{-3})}{(1 \times 10^{-1})} = 4 \times 10^{-5}$$

- إذا (A) > (B) (كقاعدة).

(BH^+) > (AH^+) (كحمض مرافق).

6- (HI) : لأنه حمض قوي وتام التأين.

7- من الفرع (1) قيمة (PH) للملح (KZ) = 13

- إذا الملح (KZ) ملح قاعدي .

$$KZ \xrightarrow{H_2O} K^+ + Z^-$$

K^+ ← KOH (قاعدة قوية)

Z^- → HZ (حمض ضعيف)

عثمان قدور

- الأيون (K^+) أيون ضعيف ولا يتميه.
- الأيون (Z^-) أيون قوي ويتميه.

8- القاعدة (B) فيها (Kb) يساوي (4×10^{-7})

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

$$Kb = \frac{[OH^-]^2}{(0.1)}$$

$$4 \times 10^{-7} = \frac{[OH^-]^2}{0.1}$$

$$[OH^-]^2 = 4 \times 10^{-7} \times (1 \times 10^{-1})$$

$$[OH^-]^2 = 4 \times 10^{-8}$$

$$\sqrt{[OH^-]^2} = \sqrt{4 \times 10^{-8}}$$

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

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

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

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(5 \times 10^{-11}) = 11 - \log 5 = 11 - 0.7 = 10.3$$

عثمان قدور

خامساً: المحاليل المنظمة

هي محاليل تقاوم التغيرات المفاجئة التي تطرأ على قيمة (PH) للمحلول عند إضافة كميات قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية.

أنواع المحاليل المنظمة

محاليل منظمة حمضية: تتكون من حمض ضعيف وملح الحمض الذي يحتوي الأيون المشترك (ملح قاعدي)

محاليل منظمة قاعدية: تتكون من قاعدة ضعيفة وملح القاعدة الذي يحتوي الأيون المشترك (ملح حمضي)

مثال:

(CH_3COOH / CH_3COONa) ← محلول منظم حمضي

(NH_3 / NH_4Cl) ← محلول منظم قاعدي

مهم جداً:

- **لا يصلح كل من الحمض القوي والقاعدة القوية لتحضير المحاليل المنظمة لأنها تتأين بشكل كلي (تأين تام).**

سؤال (88): أي من المحاليل التالية لا تصلح كمحلول منظم:

أ- $(H_2CO_3 / NaHCO_3)$

ب- $(HCOOH / HCOOK)$

ج- (NH_3 / NH_4I)

د- $(HClO_4 / KClO_4)$

الإجابة:

د- $(HClO_4 / KClO_4)$، وذلك لأن الحمض $(HClO_4)$ حمض قوي وتام التأين ولا يشكل محلول منظم.

آلية عمل المحلول المنظم في المحافظة على قيمة (pH) ثابتة

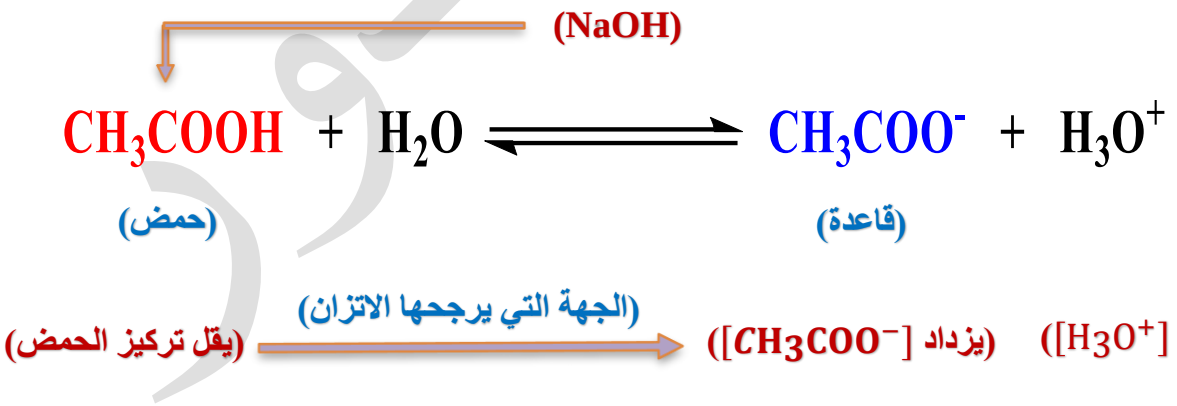
- المحلول المنظم يتكون من طرفين رئيسين (حمض – قاعدة).

← الحمض يتفاعل مع القواعد المضافة ويلغي أثرها.

← القاعدة تتفاعل مع الحموض المضافة وتلغي أثرها.

مثال:

1- إضافة قاعدة قوية الى محلول منظم حمضي.

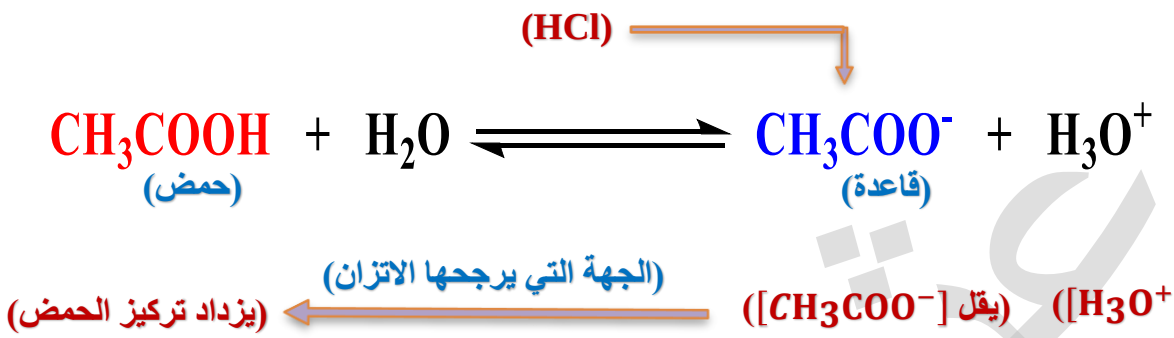


- نلاحظ ما يلي:

أ- يقل $[CH_3COOH]$. ب- يزداد $[CH_3COO^-]$. ج- يقل $[H_3O^+]$. د- يزداد $[OH^-]$.

هـ - تزداد قيمة (pH) بشكل طفيف. و- الجهة التي يرجحها الاتزان هي جهة اليمين (التفاعل الأمامي).

2- إضافة حمض قوي الى محلول منظم حمضي.

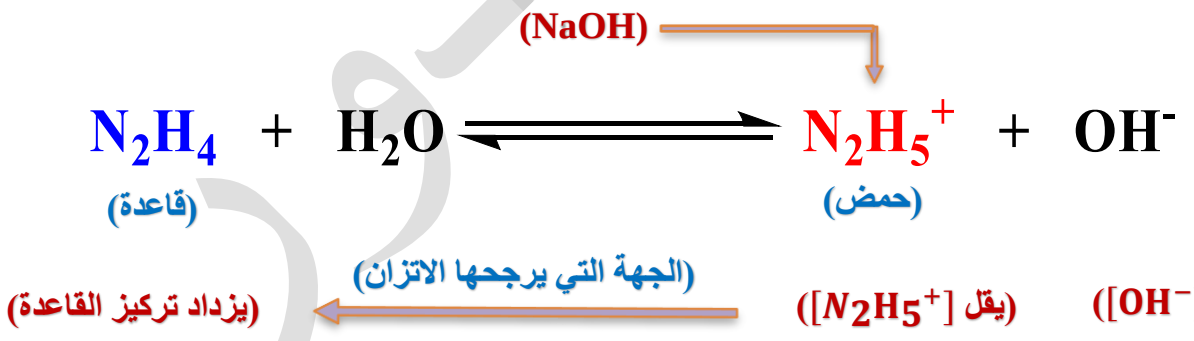


- **نلاحظ ما يلي:**

أ- يزداد $[CH_3COOH]$. ب- يقل $[CH_3COO^-]$. ج- يزداد $[H_3O^+]$. د- يقل $[OH^-]$.

هـ - تقل قيمة (pH) بشكل طفيف. و- الجهة التي يرجحها الاتزان هي جهة اليسار (التفاعل العكسي).

3- إضافة قاعدة قوية الى محلول منظم قاعدي.

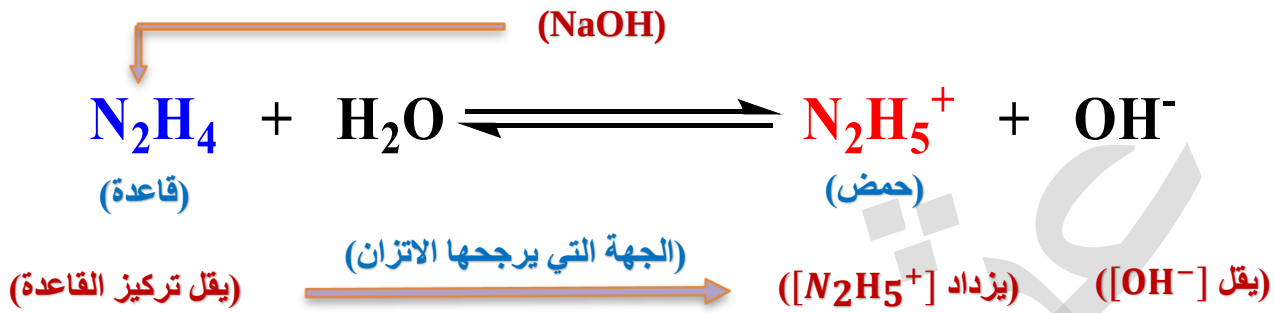


- **نلاحظ ما يلي:**

أ- يزداد $[N_2H_4]$. ب- يقل $[N_2H_5^+]$. ج- يقل $[H_3O^+]$. د- يزداد $[OH^-]$.

هـ - تزداد قيمة (pH) بشكل طفيف. و- الجهة التي يرجحها الاتزان هي جهة اليسار (التفاعل العكسي).

4- إضافة حمض قوي الى محلول منظم قاعدي.



- **نلاحظ ما يلي:**

ب- يقل $[N_2H_4]$. ب- يزداد $[N_2H_5^+]$. ج- يزداد $[H_3O^+]$. د- يقل $[OH^-]$.

هـ - تقل قيمة (pH) بشكل طفيف. و- الجهة التي يرجحها الاتزان هي جهة اليمين (التفاعل الأمامي).

مهم جداً:

- **المحلول المنظم لا يتأثر بالتخفيف، أي إضافة الماء إليه، لأن النسبة بيت تركيز الحمض والقاعدة تبقى ثابته، لذلك تبقى قيمة (pH) كما هي لأن $[H_3O^+]$ يبقى ثابت.**

سؤال (89): محلول منظم يتكون من (CH_3COOH) تركيزه (0.8 M)، والملح (CH_3COONa) تركيزه (0.8 M)، إذا علمت أن (Ka) لـ(CH_3COOH) يساوي (2×10^{-5}).أوجد:

(log 2 = 0.3) (log 2.6 = 0.32) (log 1.6 = 0.22)

1- قيمة (pH) للمحلول المنظم.
2- قيمة (pH) للمحلول المنظم بعد إضافة (0.1 M) من (HCl).
3- قيمة (pH) للمحلول المنظم بعد إضافة (0.1 M) من (NaOH).
4- إذا تم مضاعفة الحجم للمحلول المنظم بالماء، ماذا يحدث لقيمة (pH).

الإجابة:

1- من خلال معادلة تأين الحمض نلاحظ أن:

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

(0.8) (0.8) (X)

- تركيز الملح (CH_3COONa) مساوٍ لتركيز الأيون المشترك (CH_3COO^-) ويساوي (0.8 M).

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

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

$$[H_3O^+] = \frac{(2\times10^{-5})(8\times10^{-1})}{(8\times10^{-1})} = 2\times10^{-5}\ M$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(2\times10^{-5}) = 5 - \log 2 = 5 - 0.3 = 4.7$$

2- عند إضافة (0.1 M) من (HCl)، فإن الكمية المضافة سوف تتفاعل مع القاعدة (CH_3COO^-) ويقل تركيز القاعدة بمقدار (0.1) وفي المقابل سوف يزداد تركيز الحمض (CH_3COOH) بمقدار (0.1M).

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

(قبل الإضافة) (0.8) (0.8)

(بعد الإضافة) (0.8 – 0.1) (0.8 + 0.1)

(الحمض يزيد الحمض)

- تصبح التراكيز الجديدة بعد إضافة الحمض كالتالي:

$[CH_3COO^-] = (0.8 - 0.1) = 0.7\ M$

$[CH_3COOH] = (0.8 + 0.1) = 0.9\ M$

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

$$[H_3O^+] = \frac{(2\times10^{-5})(9\times10^{-1})}{(7\times10^{-1})} = 2.6 \times 10^{-5}\ M$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(2.6 \times 10^{-5}) = 5 - \log 2.6 = 5 - 0.32 = 4.68$$

3- إضافة (0.1 M) من القاعدة (NaOH)، سوف تتفاعل مع الحمض (CH_3COOH) ويقل التركيز بمقدار (0.1) وفي المقابل سوف يزداد تركيز (CH_3COO^-) بمقدار (0.1 M).

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

(قبل الإضافة)	(0.8)	(0.8)
(بعد الإضافة)	(0.8 + 0.1)	(0.8 - 0.1)

(القاعدة تزيد القاعدة)

- تصبح التراكيز الجديدة بعد إضافة القاعدة كالتالي:

$[CH_3COO^-] = (0.8 + 0.1) = 0.9\ M$

$[CH_3COOH] = (0.8 - 0.1) = 0.7\ M$

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

$$[H_3O^+] = \frac{(2\times10^{-5})(7\times10^{-1})}{(9\times10^{-1})} = 1.6 \times 10^{-5}\ M$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(1.6 \times 10^{-5}) = 5 - \log 1.6 = 5 - 0.22 = 4.78$$

4- قيمة (pH) تبقى ثابتة لأن النسبة بين تركيز الحمض الى الملح (الأيون المشترك) تبقى ثابته.

$$\frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} = \text{قيمة ثابته}$$

سؤال (90): محلول منظم يتكون من القاعدة (NH_3) تركيزها (0.6 M)، والملح (NH_4Cl) تركيزه (0.3 M)، إذا علمت ان (pH) لهذا المحلول يساوي (9.7). أوجد:

1- قيمة (Kb) للقاعدة (NH_3).

2- ما هي كتلة (NaOH) اللازم إضافتها الى محلول حجمه (1 L) حتى تصبح (pH) تساوي (10.7) علما بأن ($Mr_{(NaOH)} = 40$ g/mol) ، ($\log 2 = 0.3$).

الإجابة:

1- لإيجاد قيمة (Kb) يجب إيجاد قيمة تركيز (OH^-) من خلال قيمة (pH) المعطاة كما يلي:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-9.7} = 10^{0.3} \times 10^{-10} = 2 \times 10^{-10} \text{ M}$$

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1\times10^{-14}}{2\times10^{-10}} = 5 \times 10^{-5} \text{ M}$$

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

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

$$Ka = \frac{(3\times10^{-1})(5\times10^{-5})}{(6\times10^{-1})} = 2.5 \times 10^{-5}$$

2- لايجاد كتلة القاعدة المضافة (NaOH)، يجب إيجاد تركيزها أولاً وسوف نرمز له بالرمز (X)، حيث تتفاعل القاعدة المضافة مع الحمض (NH_4^+) ويقل تركيزه بمقدار (X)، وفي المقابل يزداد تركيز القاعدة (NH_3) بمقدار (X) كما يلي:

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

(قبل الإضافة)	(0.3)	(0.6)
(بعد الإضافة)	(0.3 – X)	(0.6 + X)

- تصبح التراكيز الجديدة بعد إضافة القاعدة كالتالي:

$[NH_4^+]$ = (0.3 - X) M

$[NH_3]$ = (0.6 + X) M

- قيمة (PH) بعد إضافة القاعدة القوية تساوي (10.7).

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-10.7} = 10^{0.3} \times 10^{-11} = 2 \times 10^{-11} \text{ M}$$

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1\times10^{-14}}{2\times10^{-11}} = 5 \times 10^{-4} \text{ M}$$

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

بالقسمة على $[OH^-]$

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

$$\frac{0.3 - X}{0.6 + X} = \frac{2.5\times10^{-5}}{5\times10^{-5}}$$

$$\frac{0.3 - X}{0.6 + X} = 5 \times 10^{-2}$$

الضرب التبادلي:

$(0.3 - X) = 0.05\ (0.6 + X)$

$(0.3 - X) = 0.03 + 0.05\ X$

$(-X - 0.05\ X) = 0.03 + (-0.3)$

$-1.05\ X = -0.27$

$$X = \frac{-0.27}{-1.05} = 0.26\ M$$

$$X = [NaOH] = 0.26\ M$$

(حساب عدد مولات NaOH)

$$n_{(NaOH)} = [NaOH] \times V = 0.26 \times 1 = 0.26\ mol$$

(حساب كتلة NaOH)

$$Mass_{(NaOH)} = n_{(NaOH)} \times Mr_{(NaOH)} = 0.26 \times 40 = 10.4\ g$$

سؤال (91): محلول منظم مكون من حمض الايثانويك (CH_3COOH) تركيزه (0.4 M)، وملح إيثانوات الصوديوم (CH_3COONa) تركيزه (0.5 M)، إذا علمت أن الكتلة المولية لـ (NaOH) تساوي (40 g/mol)، وقيمة (Ka) للحمض تساوي (2×10^{-5}). أجب عما يلي:

1- اكتب صيغة الأيون المشترك.

2- احسب $[H_3O^+]$ في المحلول.

3- كم غرام من (NaOH) الصلب يجب إذابتها في لتر من المحلول المنظم لتصبح قيمة (pH) للمحلول النهائي تساوي (5).

الإجابة:

1- من خلال المعادلتين نجد أن الأيون المشترك:

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

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

- الأيون المشترك هو (CH_3COO^-).

2- لايجاد قيمة $[H_3O^+]$ من خلال استخدام علاقة ثابت تأين الحمض (Ka) كما يلي:

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

(0.4) (0.5) (X)

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

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

$$[H_3O^+] = \frac{(2\times10^{-5})(4\times10^{-1})}{(5\times10^{-1})} = 1.6 \times 10^{-5}\ M$$

3- لايجاد الكتلة المولية لـ (NaOH) يجب إيجاد تركيز القاعدة (NaOH) المضاف والذي سوف نرمز له بالرمز (X)، وهنا تتفاعل القاعدة المضافة مع الحمض (CH_3COOH) ويقل تركيزها بمقدار (X) وفي المقابل يزداد تركيز القاعدة (CH_3COO^-) بمقدار (X).

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

(0.4) (0.5) (قبل الإضافة)

(0.4 - X) (0.5 + X) (بعد الإضافة)

- تصبح التراكيز الجديدة بعد إضافة القاعدة كالتالي:

$[CH_3COO^-]$ = (0.5 + X) M

$[CH_3COOH]$ = (0.4 - X) M

- قيمة (PH) بعد إضافة القاعدة القوية تساوي (5).

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-5} = 1 \times 10^{-11}\ M$$

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

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

$$\frac{0.5 + X}{0.4 - X} = \frac{2 \times 10^{-5}}{1 \times 10^{-5}}$$

$$\frac{0.5 + X}{0.4 - X} = 2$$

$0.5 + X = 0.8 - 2X$

$X + 2X = 0.8 - 0.5$

$3X = 0.3$

$X = 0.1\ M$

$X = [NaOH] = 0.1\ M$

(حساب عدد مولات NaOH)

$n_{(NaOH)} = [NaOH] \times V = 0.1 \times 1 = 0.1\ mol$

(حساب كتلة NaOH)

$Mass_{(NaOH)} = n_{(NaOH)} \times Mr_{(NaOH)} = 0.1 \times 40 = 4\ g$

عثمان قدور

سؤال (92): تم تحضير محلول منظم من الحمض (H_2CO_3) والملح ($NaHCO_3$) بالتركيز نفسه، فإذا كان $[H_3O^+]$ في المحلول يساوي (4×10^{-7} M). أوجد ما يلي:

1- قيمة (Ka) للحمض.

2- اكتب صيغة الأيون المشترك.

3- احسب قيمة النسبة $\frac{[H_2CO_3]}{[HCO_3^-]}$ لتصبح قيمة (pH) تساوي (7.4). (log 4 = 0.6)

الإجابة:

1- من خلال المعادلة:

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

(X) (4×10^{-7}) (X)

- من خلال معطيات السؤال:

$$X = [HCO_3^-] = [NaHCO_3] = [H_2CO_3]$$

$$Ka = \frac{[H_3O^+]\,[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$$

$$Ka = \frac{(4 \times 10^{-7})(X)}{(X)} = 4 \times 10^{-7}$$

2- الأيون المشترك هو (HCO_3^-).

3- من خلال معطيات السؤال نجد أن قيمة (PH) تساوي (7.4) وعليه يكون تركيز (H_3O^+) كما يلي:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-7.4} = 10^{0.6} \times 10^{-8} = 4 \times 10^{-8}\ M$$

- بالتعويض في قانون (Ka):

$$Ka = \frac{[H_3O^+]\ [HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$$

$$4 \times 10^{-7} = 4 \times 10^{-8} \frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$$

$$\frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = \frac{4 \times 10^{-7}}{4 \times 10^{-8}}$$

$$\frac{[HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = 10 \longrightarrow \frac{[H_2CO_3]}{[HCO_3^-]} = \frac{1}{10} = 0.1$$

المحلول المنظم في الدم

- يحتوي الدم على العديد من المحاليل المنظمة، التي تحافظ على قيم الرقم الهيدروجيني بين (7.45 – 7.35).
- في حال انخفاض قيم الرقم الهيدروجيني عن (6.8) أو ارتفاعه عن قيم (7.8) يختل النظام الحيوي في الجسم ويؤدي ذلك الى الوفاة.
- يعتبر محلول حمض الكربونيك وقاعدته المرافقة ($H_2CO_3 \setminus HCO_3^-$) أهم المحاليل المنظمة في الدم.
- المعادلة التالية تمثل المحلول المنظم في الدم:

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

- تؤدي زيادة الأنشطة التي يمارسها الشخص الى زيادة التنفس اللاهوائي في الخلايا وزيادة إنتاج ثاني أكسيد الكربون (CO_2) الذي يندفع الى الدم ويتفاعل مع الماء ويؤدي الى زيادة تركيز حمض الكربونيك (H_2CO_3).

$$CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3$$

- عند زيادة تركيز أيونات (H_3O^+) في الدم بسبب التفاعلات الحيوية في الجسم، يعمل المحلول المنظم في الدم على التخلص من تلك الزيادة، حيث ينزاح التفاعل جهة اليسار (المواد المتفاعل) مما يؤدي الى زيادة تركيز حمض الكربونيك (H_2CO_3)، ونقصان في تركيز (HCO_3^-) وكذلك نقصان في تركيز أيونات (H_3O^+)، ويزداد تركيز أيونات (OH^-).

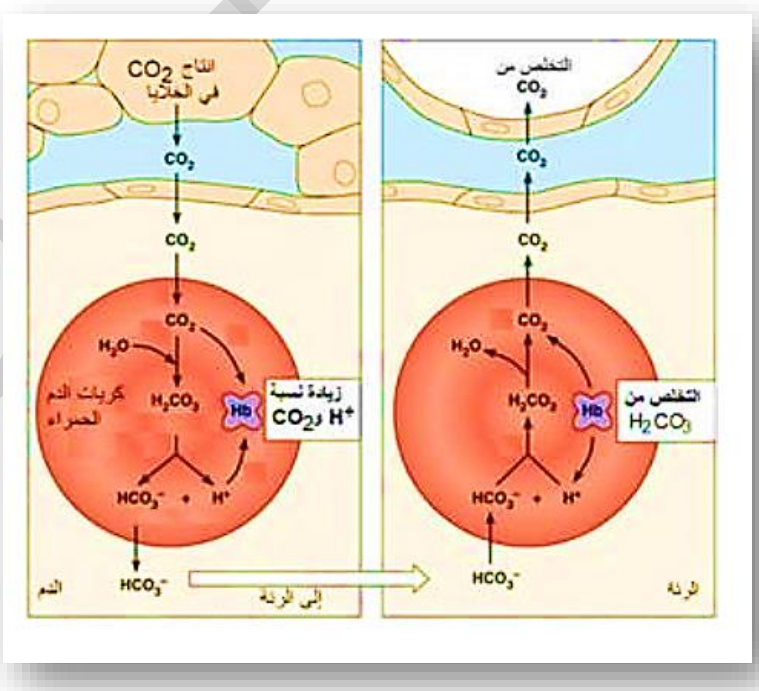
- بسبب ما سبق تحفز الكلى على إنتاج أيونات (HCO_3^-) لتعويض النقص في تركيزها وبذلك يزداد تركيز حمض الكربونيك (H_2CO_3) في الدم.

- نتيجة لزيادة تركيز حمض الكربونيك في الدم، تستقبل أيونات (OH^-) البروتون من حمض الكربونيك (H_2CO_3) وينزاح موضع التفاعل الى اليمين (المواد الناتجة) مما يؤدي الى تكوين (HCO_3^-) مرة أخرى ويزداد تركيز أيونات (H_3O^+) في الدم من جديد.

- تستمر إزاحة موضع الاتزان مرة نحو اليسار ومرة نحو اليمين وبالتالي الابقاء على تركيز أيونات (H_3O^+) ثابت نسبياً ويحافظ على مدى ثابت من الرقم الهيدروجيني في الدم.

- تعمل الكلى على ضبط تركيز (HCO_3^-)، فتزيد إفرازها الى الدم عند حدوث نقص في تركيزها، وتزيد من معدل امتصاص (HCO_3^-) عند حدوث زيادة في تركيزها.

- تعمل الرئة على امتصاص الزيادة في تركيز (H_2CO_3) في الدم مما يسبب اندفاع غاز ثاني أكسيد الكربون (CO_2) من الخلايا الى الدم حيث يتفكك حمض الكربونيك (H_2CO_3) في الرئة الى غاز (CO_2) وبخار الماء والتخلص منهما عن طريق التنفس وبالتالي فإن الرئة تعمل على ضبط تركيز (CO_2) في الخلايا وتركيز (H_2CO_3) في الدم.



مراجعةُ الوحدةِ

1 . أُوَضِّحُ القصودَ بكلٍّ ممّا يأتي:

- قاعدة أرهينيوس
- حِمض لويس
- قاعدة مرافقة
- مادة أمفوتيريّة
- نقطة التعادل
- الكاشف
- الملح
- المحلول المنظم

2 . أُفَسِّرُ

أ السلوكَ الحِمضي لمحلول HNO_2 حَسَبَ مفهوم برونستد– لوري.

ب السلوكَ القاعدي للأمونيا NH_3 حَسَبَ مفهوم لويس.

جـ السلوكَ الأمفوتيري لتفاعل HS مع كلٍّ من HCl و NO_2.

د عدمَ صلاحيّة الماءِ H_2O للاستخدام كمحلول منظِّم.

هـ السلوكَ المتعادل لمحلول الملح KI.

3 . أُحَدِّدُ الأزواجَ المترافقة في التفاعلات الآتية:

$$HNO_{2(aq)} + CN_{(aq)} \rightleftharpoons NO_{2\ (aq)} + HCN_{(aq)}$$

$$C_5H_5N_{(aq)} + HCl_{(aq)} \rightleftharpoons C_5H_5NH^+_{(aq)} + Cl_{(aq)}$$

4 . أُحَدِّدُ حِمضَ لويس وقاعدتَهُ في التفاعل الآتي:

$$AlCl_{3(aq)} + Cl_{(aq)} \rightleftharpoons AlCl_{4\ (aq)}$$

5 . أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني لمحلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH مكوَّن بإذابة 4 g منه في 200 mL منَ الماء. علمًا أنَّ الكتلة المولّية للقاعدة NaOH = 40 g\mol.

6 . أحسبُ. جرت معايرة 10 mL من محلول LiOH، فتعادلت معَ 20 mL من محلول HBr تركيزُه 0.01 M. أحسبُ تركيز المحلول LiOH.

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.

8 . تمثّلُ المعادلاتُ الآتية تفاعلات لمحاليل الحموض (HF ، HCN ، H_2SO_3) المتساوية التركيز، التي كان موضع الاتزان مُزاحًا فيها جهة المواد الناتجة لجميع التفاعلات. أدرسُ التفاعلات، ثمَّ أُجيبُ عنِ الأسئلة التي تليها:

$$H_2SO_3 + CN \rightleftharpoons HSO_3 + HCN$$

$$H_2SO_3 + F \rightleftharpoons HSO_3 + HF$$

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

أ أكتبُ صيغة القاعدة المرافقة الأقوى بينها.

ب أكتبُ صيغة الحِمض الذي له أعلى K_a.

جـ أُحَدِّدُ أيَّ المحلولين يكونُ فيه [OH] الأقل: محلول HF أم محلول HCN.

د أُحَدِّدُ أيَّ محاليل الحُموض المذكورة له أعلى pH.

هـ أُحَدِّدُ أيَّ الحُموض المذكورة أكثر تأيُّنًا في الماء.

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 1.5 درجة. أحسبُ عددَ مولات الملح المُضاف. علمًا أنَّ log 3 = 0.48

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.

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 $K_b = 4.4 \times 10^{-4}$

ب كتلةَ الحِمض HCl اللازم إضافتها إلى لتر منَ المحلول لتصبح PH = 10. علمًا أنَّ $M_{r(HCl)} = 36.5$ mol\g

12 يبيِّنُ الجدولُ الآتي الرَّقْمَ الهيدروجيني لعدد منَ المحاليل المختلفة المتساوية التراكيز. أدرسُها، ثمَّ أختارُ منها المحلول الذي تنطبق عليه فقرة منَ

الفقرات الآتية:

المحلول	A	B	C	D	E	F
قيمة pH	9	7	12	5	0	1

أ - قاعدة يكونُ فيها $[OH^-]=1\times 10^{-5}$ M

ب - المحلول الذي الذي يمثلُ الملح KBr

جـ- محلول حِمض HNO_3 تركيزُه 1 M

د - محلول قاعدي تركيزُ $[H_3O^+]$ فيه أقلُّ ما يمكن.

هـ - محلول أيوناته لا تتفاعل معَ الماء.

13. يحتوي الجدولُ الآتي على معلومات تتعلقُ ببعض حُموض القواعد الضعيفة. أدرسُ هذه المعلومات، ثمَّ أُجيبُ عنِ الأسئلة التي تليها:

المحلول	معلومات متعلّقة بالمحلول	تركيز المحلول
HNO_2	$[OH^-]=1\times 10^{-12}$ M	0.2 M
HCOOH	$[HCOO^-] = 2\times 10^{-3}$ M	0.03 M
HClO	$K_a = 3.5\times 10^{-8}$	0.1 M
N_2H_4	$K_b = 1.7\times 10^{-6}$	0.1 M
C_5H_5N	pH = 9	0.05 M
$C_2H_5NH_2$	$[OH^-] = 3\times 10^{-3}$ M	0.03 M

أ - أحسبُ تركيزَ $[H_3O^+]$ في محلول HClO.

ب - أكتبُ صيغة القاعدة المرافقة الأضعف للحُموض المذكورة في الجدول.

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 N_2H_5Cl أم $C_2H_5NH_2Cl$.

ط - أحسبُ الرَّقْمَ الهيدروجيني لمحلول HCOOH عند إضافة 0.01 mol منَ الملح HCOONa إلى لتر منَ المحلول.

14. أحسبُ pH لمحلول يتكوَّنُ منَ الحِمض HNO_2 والملح KNO_2، لهما التركيزُ نفسُه.

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.
- إضافة كميّة قليلة من بلّورات الملح $N_2H_5NO_3$ إلى 500 mL من محلول القاعدة N_2H_4.
- إضافة كميّة قليلة من بلّورات الملح LiCl إلى 500 mL من محلول الحِمض HCl.

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 تتعلّق بالمحلول
الحِمض HC	$[H_3O^+] = 8\times 10^{-3}$ M
الحِمض HD	$K_a = 4.9\times 10^{-10}$
القاعدة B	$K_b = 1\times 10^{-6}$
الملح KX	pH = 9
الملح KZ	$[OH^-] = 1\times 10^{-3}$ M

أ - أُحَدِّدُ الحِمضَ الأقوى في الجدول.

ب - أحسبُ قيمة pH للقاعدة B.

القاعدة B، التي تركيزُها 1M، والملح BHCl، الذي تركيزُه 0.5 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 كُلِّيًا.

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 وتزيدُ 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

15. ترتيبُ المحاليل المائيّة للمركَّبات الآتية $(LiOH, N_2H_5Cl ، KNO_2, NaCl)$ المتساوية في التركيز حَسَبَ رَقْمِها الهيدروجيني pH، هو:

أ) $KNO_2 > N_2H_5Cl > NaCl > LiOH$

ب) $LiOH > KNO_2 > N_2H_5Cl > NaCl$

جـ) $N_2H_5Cl > NaCl > KNO_2 > LiOH$

د) $LiOH > KNO_2 > NaCl > N_2H_5Cl$

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) $N_2H_5NO_3 / N_2H_4$

الإجابة:

1- **قاعدة أرهينوس:** هي عبارة عن المادة التي تعطي أيون (OH^-) عند إذابتها في الماء.

حمض لويس: هي مادة لديها القدرة على استقبال زوج أو أكثر من مادة أخرى.

قاعدة مرافقة: هي المادة الناتجة عن منح الحمض للبروتون (H^+).

مادة أمفوتيرية: هي المادة التي تسلك كحمض في بعض تفاعلات وكقاعدة في تفاعلات أخرى.

نقطة التعادل: هي النقطة التي تتعادل عندها تماماً جميع أيونات الهيدرونيوم (H_3O^+) وأيونات الهيدروكسيد (OH^-) خلال عملية المعايرة وتكون عندها قيمة (pH) تساوي (7).

الكاشف: هو حمض عضوي ضعيف أو قاعدة عضوية ضعيفة، يتغير لونها في الحالة المتأينة عن الحالة غير المتأينة في مدى معين من الرقم الهيدروجيني.

الملح: مركب أيوني ينتج من تفاعل محلول حمض مع محلول قاعدة.

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

2- أ- المادة (HNO_2) قادرة على منح البروتون (H^+) الى مادة أخرى وبالتالي تعتبر حمض حسب مفهوم برونستد – لوري.

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

ب- المادة (NH_3) تمتلك أزواج غير رابطة على ذرتها المركزية قادرة على منحها لمادة أخرى تمتلك فلك فارغ وتشكيل رابطة تناسقية وبالتالي تعتبر قاعدة حسب مفهوم لويس.

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

ج- عند تفاعل (HS^-) مع الحمض (HCl) وبما أن الحمض (HCl) حمض قوي فإن قدرته على منح البروتون (H^+) أكثر من قدرة (HS^-) وبالتالي فإن (HS^-) يسلك سلوكاً قاعدياً كما في المعادلة التالية:

$$HCl + HS^- \rightleftharpoons H_2S + Cl^-$$

(حمض) (قاعدة)

- وعند تفاعل (HS^-) مع (NO_2^-) فإن (HS^-) لديه القدرة على منح البروتون (H^+) في حين أن المادة (NO_2^-) لا تحتوي على البروتون (H^+) لتكون قادرة على منحه وبالتالي فإن (HS^-) يسلك كحمض في حين أن (NO_2^-) يسلك كقاعدة حسب المعادلة التالية:

$$NO_2^- + HS^- \rightleftharpoons S^{2-} + HNO_2$$

(قاعدة) (حمض)

د- وذلك لأن الماء محلول متعادل يعتبر مادة أمفوتيرية قطبية والمحلول المنظم يجب أن يكون حمض ضعيف وملحه أو قاعدة ضعيفة وملحها، والماء لا يعتبر ضعيف حيث أنه شديد التفاعل مع الحموض والقواعد.

هـ - الملح (KI) ملح متعادل لأنه نتج عن حمض قوي هو (HI) وقاعدة قوية هي (KOH) وبالتالي الأيونات الناتجة عند تفككه هي (I^-) و (K^+) وهي أيونات ضعيفة لا تتميه في الماء وبالتالي لا ينتج أيونات (H_3O^+) أو (OH^-) تؤثر على قيمة (pH) التي تساوي (7).

-3

(زوج مرافق)

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

(حمض) (قاعدة) (قاعدة مرافقة) (حمض مرافق)

(زوج مرافق)

(زوج مرافق)

$$HCl + C_5H_5N \rightleftharpoons C_5H_5NH^+ + Cl^-$$

(حمض) (قاعدة) (حمض مرافق) (قاعدة مرافقة)

(زوج مرافق)

-4

$$AlCl_3 + Cl^- \rightleftharpoons AlCl_4^-$$

(حمض لويس) (قاعدة لويس)

-5 معطيات السؤال: $(M = 4\ g) / (V = 200\ mL) / (Mr_{(NaOH)} = 40\ g\backslash mol)$

- نقوم بكتابة المعادلة حيث تعتبر القاعدة (NaOH) قاعدة قوية وتامة التأين:

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

- نقوم بحساب تركيز القاعدة (NaOH):

عدد المولات (n) $= \frac{mass\ (g)}{Mr\ (\frac{g}{mol})} = \frac{4}{40} = 0.1\ mol$

$$[NaOH] = \frac{(n)}{(v)} = \frac{0.1}{0.2} = 0.5\ M$$

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

- نقوم بحساب تركيز (H_3O^+):

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

- لحساب قيمة (pH):

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(2 \times 10^{-14}) = 14 - \log 2 = 14 - 0.3 = 13.7$$

-6 معطيات السؤال: $([HBr] = 0.01\ M) / (V_{(HBr)} = 20\ mL) / (V_{(LiOH)} = 10\ mL)$

- نقوم بحساب عدد مولات الحمض (HBr):

$$n_{(HBr)} = [HBr] \times V = 0.01 \times 0.02 = 0.0002\ mol$$

- عند نقطة التعادل:

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

$$[LiOH] \times 0.01 = 0.0002 \longrightarrow [LiOH] = \frac{2\times10^{-4}}{1\times10^{-2}} = 2 \times 10^{-2} = 0.02\ M$$

7- معطيات السؤال: $([HBr] = 0.5\ M)$ / $(V_{(HBr)} = 20\ mL)$ / $(V_{(KOH)} = 40\ mL)$

- نقوم بحساب عدد مولات كل من (HBr) و (KOH):

$$n_{(HBr)} = [HBr] \times V = 0.5 \times 0.02 = 0.01\ mol$$

$$n_{(KOH)} = [KOH] \times V = 0.4 \times 0.04 = 0.016\ mol$$

- عند نقطة التعادل فإن عدد مولات (HBr) يساوي عدد مولات (KOH)، نقوم بحساب عدد المولات الزائدة:

$$n_{(KOH)} - n_{(HBr)} = 0.016 - 0.01 = 0.006\ mol$$

$$[KOH] = \frac{6\times10^{-3}}{6\times10^{-2}} = 1 \times 10^{-1} = 0.1\ M$$

$$V_{(Total)} = V_{(HBr)} + V_{(KOH)}$$

$$V_{(Total)} = 0.02 + 0.04$$

$$V_{(Total)} = 0.06$$

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

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1\times10^{-14}}{1\times10^{-1}} = 1 \times 10^{-13}\ M$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(1 \times 10^{-13}) = 13 - \log 1 = 13 - 0 = 13$$

8- بما أن الاتزان يتجه نحو المواد الناتجة، أي نحو الأضعف، وبالتالي يكون ترتيب الحموض كما يلي:

$$(H_2SO_3) > (HF) > (HCN)$$

أ- (CN^-). ب- (H_2SO_3). ج- (HF). د- (HCN). هـ- (H_2SO_3).

9- معطيات السؤال: $([RCOOH] = 0.1\ M)\ /\ (PH = 4)\ /\ (V = 2\ L)$

- نقوم بحساب قيمة (Ka) قبل إضافة الملح حيث قيمة (pH) تساوي (4) ولذلك نقوم أولا بحساب قيمة تركيز (H_3O^+):

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

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

(1×10^{-1}) (1×10^{-4}) (1×10^{-4})

$$Ka = \frac{[H_3O^+]\,[RCOO^-]}{[RCOOH]}$$

$$Ka = \frac{(1\times10^{-4})(1\times10^{-4})}{(1\times10^{-1})} = 1 \times 10^{-7}$$

- بعد إضافة الملح (RCOONa) فإن قيمة (pH) تغيرت بمقدار (1.5)، وبما أن المحل المضاف هو ملح قاعدي التأثير ناتج عن تفاعل القاعدة القوية (NaOH) مع الحمض الضعيف (RCOOH) فإن قيمة (pH) سوف تزداد وتصبح قيمة (pH) بعد إضافة الملح تساوي (5.5).

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-5.5} = 10^{0.5} \times 10^{-6} = 3 \times 10^{-6}\ M$$

- نقوم بإيجاد الأيون المشترك من خلال كتابة معادلة تفكك الملح حيث نجد أن الأيون المشترك هو ($RCOO^-$):

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

$$Ka = \frac{[H_3O^+]\,[RCOO^-]}{[RCOOH]}$$

$$[RCOO^-] = \frac{Ka\,[RCOOH]}{[H_3O^+]}$$

$$[RCOO^-] = \frac{(1\times10^{-7})(1\times10^{-1})}{(3\times10^{-6})} = 0.33 \times 10^{-2}\ M$$

$$[RCOO^-] = [RCOONa] = 0.33 \times 10^{-2}\ M$$

$$n_{(RCOONa)} = [RCOONa] \times V = 0.33 \times 10^{-2} \times 2 = 6.6 \times 10^{-1}\ mol$$

10- معطيات السؤال: $([KNO_2] = 0.2\ M)$ / $([HNO_2] = 0.3\ M)$ $(Ka = 4.5 \times 10^{-4})$

أ- من خلال معادلة تأين الحمض ومعادلة تأين الملح نجد أن (NO_3^-) هو الأيون المشترك:

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

$$KNO_2 \xrightarrow{H_2O} K^+ + NO_2^-$$

- من المعلوم أنه بعد إضافة الملح فإن تركيز الملح (KNO_3) يكون مساوياً لتركيز الأيون المشترك (NO_3^-):

$$[NO_2^-] = [KNO_2] = 2 \times 10^{-1}\ M$$

- نقوم بحساب تركيز أيون الهيدرونيوم (H_3O^+) من خلال (Ka):

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

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

$$[H_3O^+] = \frac{(45 \times 10^{-5})(3 \times 10^{-1})}{(2 \times 10^{-1})} = 6.75 \times 10^{-4}\ M$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(6.75 \times 10^{-4}) = 4 - \log 6.75 = 4 - 0.8 = 3.2$$

ب- المادة المضافة الى المحلول المنظم هي قاعدة (NaOH) تركيزها (0.1 M) وبالتالي تتغير التراكيز على النحو التالي:

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

(0.3) (0.2) (قبل الإضافة)

(0.3 – 0.1) (0.2 + 0.1) (بعد الإضافة)

- تصبح التراكيز الجديدة بعد إضافة القاعدة كالتالي:

$[NO_2^-] = (0.2 + 0.1) = 0.3\ M$

$[HNO_2] = (0.3 - 0.1) = 0.2\ M$

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

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

$$[H_3O^+] = \frac{(45 \times 10^{-5})(2 \times 10^{-1})}{(3 \times 10^{-1})} = 3 \times 10^{-4}\ M$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(3 \times 10^{-4}) = 4 - \log 3 = 4 - 0.5 = 3.5$$

11- معطيات السؤال: $([CH_3NH_3Cl] = 0.2\ M) / ([CH_3NH_2] = 0.3\ M)$ $(Kb = 4.4 \times 10^{-4})$

أ- في البداية نكتب معادلة تأين كل من القاعدة والملح لمعرفة الأيون المشترك:

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

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

- المادة المضافة هي قاعدة (NaOH) وتركيزها مجهول (X):

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

(0.3) (0.2) (قبل الإضافة)

(0.3 + X) (0.2 - X) (بعد الإضافة)

- تصبح التراكيز الجديدة بعد إضافة القاعدة كالتالي:

$[CH_3NH_3^+]$ = (0.2 - X) M

$[CH_3NH_2]$ = (0.3 + X) M

- من خلال معطيات السؤال فإن قيمة (pH) تساوي (11) بالتالي فإن:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-11} = 1\times 10^{-11} \ M$$

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1\times10^{-14}}{1\times10^{-11}} = 1 \times 10^{-3} \ M$$

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

$$\frac{0.2 - X}{0.3 + X} = \frac{4.4 \times10^{-4}}{1 \times10^{-3}}$$

$$\frac{0.2 - X}{0.3 + X} = 0.44$$

0.2 - X = 0.132 + 0.44 X

(-X) - 0.44 X = 0.132 - 0.2

- 1.44 X = - 0.068

X = 0.047 M

X = $[NaOH]$ = 0.047 M

ب- المادة المضافة هي قاعدة (HCl) وتركيزها مجهول (X):

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

(0.3)	(0.2)	(قبل الإضافة)
(0.3 - X)	(0.2 + X)	(بعد الإضافة)

- تصبح التراكيز الجديدة بعد إضافة القاعدة كالتالي:

$[CH_3NH_3^+] = (0.2 + X)\ M$

$[CH_3NH_2] = (0.3 - X)\ \ M$

- من خلال معطيات السؤال فإن قيمة (pH) تساوي (10) بالتالي فإن:

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

$$[OH^-] = \frac{Kw}{[H_3O^+]} = \frac{1\times10^{-14}}{1\times10^{-10}} = 1\times 10^{-4}\ M$$

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

$$\frac{0.2+X}{0.3-X} = \frac{4.4\times10^{-4}}{1\times10^{-4}}$$

$$\frac{0.2+X}{0.3-X} = 4.4$$

$$0.2 + X = 4.4\,(0.3 - X)$$

$$0.2 + X = 1.32 - 4.4\,X$$

$$X + 4.4\,X = 1.32 - 0.2$$

$$5.4\,X = 1.12$$

$$X = [HCl] = 0.2\ M$$

$n_{(HCl)} = [HCl] \times V = 0.2 \times 1 = 0.2\ mol$

$Mass_{(HCl)} = $ عدد المولات$(n) \times Mr_{(HCl)} = 2 \times 10^{-1} \times 36.5 = 73 \times 10^{-1} = 7.3\ g$

-12

أ- (A). **ب- (B).** **ج- (E).** **د- (C).** **هـ- (B).**

-13

أ- لحساب تركيز أيون الهيدرونيوم (H_3O^+) ومن خلال المعطيات في الجدول حيث: ($Ka = 3.5 \times 10^{-8}$) ($[HClO] = 0.1\ M$)

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

$$Ka = \frac{[H_3O^+]\ [ClO^-]}{[HClO]}$$

$$Ka = \frac{[H_3O^+]^2}{(0.1)}$$

$$3.5 \times 10^{-8} = \frac{[H_3O^+]^2}{0.1}$$

$$[H_3O^+]^2 = 3.5 \times 10^{-8} \times (1 \times 10^{-1})$$

$$[H_3O^+]^2 = 3.5 \times 10^{-9}$$

$$\sqrt{[H_3O^+]^2} = \sqrt{35 \times 10^{-10}}$$

$$[H_3O^+] = 5.9 \times 10^{-5}\ M$$

ب- القاعدة المرافقة الضعف هي (NO_2^-).

ج- (HClO).

د- (HCOOK).

ه- (HNO_2).

و- (C_2H_5N).

ز- (C_2H_5N).

ح- ($C_2H_5NH_2Cl$).

ط- لحساب قيمة (PH) نقوم أولا بحساب قيمة (Ka) للحمض (HCOOH) حيث:

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

(0.03) (0.002) (0.002)

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

$$Ka = \frac{(2\times10^{-3})(2\times10^{-3})}{(3\times10^{-2})} = 1.3 \times 10^{-4}$$

- بعد إضافة المحل ومن خلال معادلة تأين الملح (HCOONa) نلاحظ أن الأيون المشترك هو ($HCOO^-$):

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

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

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

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

$$[H_3O^+] = \frac{(1.3\times10^{-4})(3\times10^{-2})}{(1\times10^{-2})} = 3.9 \times 10^{-4}\ M$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(3.9 \times 10^{-4}) = 4 - \log 3.9 = 4 - 0.6 = 3.4$$

14- لحساب قيمة (PH) نقوم أولا بكتابة معادلة تأين الحمض (HNO_2) ومن خلال قيمة (Ka) المعطاة في السؤال فإن:

- قبل إضافة الملح:

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

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

$$4.5 \times 10^{-4} = \frac{[H_3O^+]\ [NO_2^-]}{[HNO_2]}$$

$$4.5 \times 10^{-4} = \frac{[H_3O^+]^2}{[HNO_2]}$$

- بعد إضافة الملح:

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

$$KNO_2 \xrightarrow{H_2O} K^+ + NO_2^-$$

- من خلال المعادلتين نلاحظ أن الأيون المشترك هو (NO_2^-)، وحسب المعطيات فإن تركيز الحمض (HNO_2) يساوي تركيز الملح (KNO_2) وبما أن (NO_2^-) هو الأيون المشترك فإن:

$$[HNO_2] = [HNO_2] = [NO_2^-]$$

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

$$4.5 \times 10^{-4} = \frac{[H_3O^+]\ [NO_2^-]}{[HNO_2]}$$

بما أن تركيز الحمض (HNO_2) وتركيز الأيون (NO_2^-) متساوي يتم فإن تركيز الأيون (H_3O^+) مساوي لقيمة (Ka).

عثمان قدور

$[H_3O^+] = 4.5 \times 10^{-4}$ M

$pH = -\log [H_3O^+] = -\log(4.5 \times 10^{-4}) = 4 - \log 4.5 = 4 - 0.65 = 3.35$

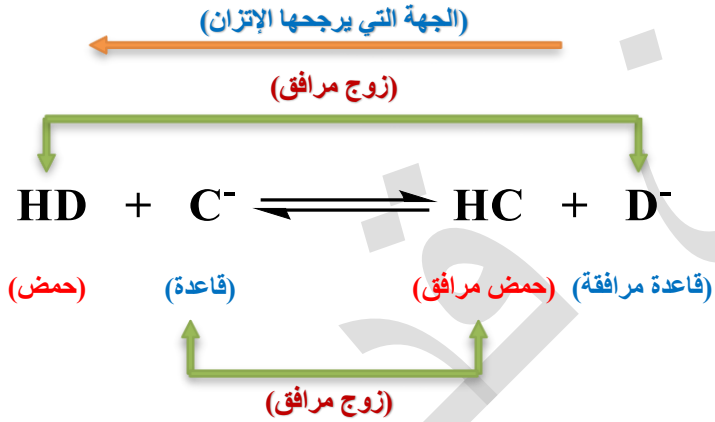
15- أ- إضافة ملح قاعدي ($NaHCO_3$) الى الحمض (H_2CO_3) لذلك تزداد قيمة (pH).

ب- إضافة ملح حمضي ($N_2H_5NO_3$) الى القاعدة (N_2H_4) لذلك تقل قيمة (pH).

ج- إضافة ملح متعادل (LiCl) الى الحمض (HCl) لذلك تبقى قيمة (pH) ثابته.

16- أ- الحمض (HX).

ب-



ج- القاعدة المرافقة (D^-) هي الأضعف.

د-

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

$$BHCl \xrightarrow{H_2O} BH^+ + Cl^-$$

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

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

$$[OH^-] = \frac{(1 \times 10^{-6})(1)}{(5 \times 10^{-1})} = 2 \times 10^{-6}\ \text{M}$$

$$[H_3O^+] = \frac{Kw}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-6}} = 5 \times 10^{-9}\ \text{M}$$

-17

رقم الفرع	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
الإجابة	ب	ج	أ	ب	د	ج	ب	د	ج	ب	د	ج	د	د

سؤال (93):

1- وضح المقصود بكل من: (حمض لويس)، (التميه)، (الأيون المشترك)، (المواد الأمفوتيرية).

2- فسر كل مما يلي:

أ- تعتبر الحموض والقواعد موصلة للتيار الكهربائي.

ب- لا يوجد (H^+) منفردا في الماء أو المحاليل المائية.

ج- يعتبر الماء النقي موصل ضعيف للتيار الكهربائي.

د- إضافة ملح حمضي الى محلول قاعدي يعمل على خفض قيمة (pH).

3- عبر عن الجمل التالية بالمفهوم أو المصطلح المناسب.

أ- مادة لديها القدرة على منح البروتون (H^+) لمادة أخرى.

ب- هي المادة الناتجة عن منح الحمض للبروتون.

ج- هو تفكك الملح الى أيونات موجبة وأخرى سالبة، حيث أن جزيئات الماء تحيط بهذه الأيونات دون التفاعل معها مما يبقي تركيز أيونات (H_3O^+) و (OH^-) دون تغيير.

سؤال (94):

1- أكمل المعادلات التالية:

1) $H_2SO_4 + H_2O \longrightarrow$

2) $N_2H_4 + H_2O \rightleftharpoons$

3) $CH_3COOH + HF \rightleftharpoons$

4) $HSO_3^- + NH_3 \rightleftharpoons$

2- حدد الحمض والقاعدة والأزواج المترافقة في كل مما يلي:

1) $HSO_3^- + HF \rightleftharpoons H_2SO_3 + F^-$

2) $HCO_3^- + N_2H_4 \rightleftharpoons CO_3^{2-} + N_2H_5^+$

3) $CN^- + HPO_4^{2-} \rightleftharpoons HCN + PO_4^{3-}$

4) $NH_3OH^+ + HCO_3^- \rightleftharpoons H_2CO_3 + NH_3OH$

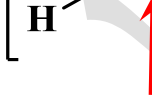
سؤال (95):

ادرس التفاعلات التالية ثو أجب عن الأسئلة التي تليها:

1) $HCOO^- + HCO_3^- \rightleftharpoons$

2) $Ag^+ + 2NH_3 \rightleftharpoons \left[Ag(NH_3)_2\right]^+$

3) $NH_3 + HCl \rightleftharpoons \left[\begin{matrix} H \\ H-N-H \\ H \end{matrix}\right]^+ + Cl^-$



1- أكمل المعادلة رقم (1) وحدد الأزواج المترافقة.

2- فسر السلوك القاعدي للأمونيا (NH_3) في التفاعل (3) حسب مفهوم:

أ- برونستد – لوري.

ب- لويس.

3- عين الحمض والقاعدة مبينا أي تعريفات الحموض والقواعد اعتمدت عليه في التفاعل (2).

4- ما نوع الرابطة المشار إليها بسهم في التفاعل (3).

5- لماذا يعتبر مفهوم لويس للحموض والقواعد أكثر شمولا.

6- فسر مستعينا بمعادلة كيميائية السلوك الحمضي لحمض (CH_3COOH) وفق مفهوم كل من أرهينوس، برونستد – لوري.

7- اكتب معادلة تبين سلوك (HPO_4^-) مرة كحمض ومرة كقاعدة في تفاعلها مع الماء، وعين الأزواج المترافقة.

سؤال (96):

1- ما عدد غرامات (KOH) اللازم إضافتها الى الماء النقي لتحضير محلول حجمه (500 mL)، حيث قيمة (pH) تساوي (12.7) علما بأن الكتلة المولية لـ (KOH) تساوي (56 g/mol). (log 2 = 0.3).

2- تم إذابة كمية مجهولة من الحمض (H_2A) في الماء النقي فأصبح حجم المحلول (100 mL) ودرجة الحموضة له تساوي (3.7) إذا علمت أن (Ka) للحمض (H_2A) تساوي (1×10^{-7}) والكتلة المولية للحمض تساوي (34 g/mol). (log 2 = 0.3).

- جد كل مما يلي:

أ- تركيز الحمض (H_2A) الابتدائي.

ب- كتلة الحمض (H_2A) المذابة.

3- محلول مكون من الحمض (HOCl) تركيزه (0.5 M)، وقيمة الـ (pH) له تساوي (5)، تم إضافة الملح (NaOCl) فتغيرت قيمة (pH) بمقدار درجة واحدة.

أ- ما صيغة الأيون المشترك.

ب- احسب عدد مولات الملح (NaOCl) في محلول حجمه (200 mL).

4- محلول مكون من القاعدة (B) له قيمة الـ(pH) تساوي (11)، عند إضافة الملح (BHCl) تغيرت قيمة (pH) درجة واحدة، احسب تركيز الملح المضاف.

سؤال (97):

1- لديك كل من المواد التالية: (Ni^{2+} / HCO_3^- / NH_4^+ / $HCOO^-$ / NH_4Cl)

أ- حدد المادة التي تسلك سلوك القاعدة فقط.

ب- حدد حمض لويس فقط.

ج- إحدى المواد اعلاه تعتبر أمفوتيرية، اكتب تفاعلها كحمض وكقاعدة مع الماء.

د- ما هي المادة التي فشل أرهينوس في تفسير سلوكها.

ه- اكتب معادلة تأين المادة (NH_4Cl) في الماء.

و- اكتب معادلة تفاعل المادة (NH_4^+) مع ($HCOO^-$) وحدد الأزواج المترافقة.

2- محلول حجمه (400 ML) مكون من القاعدة (B) تركيزه (0.4 M)، وقيمة (pH) تساوي (11.3)، وبعد أضافة بلورات صلبة من الملح ($BHNO_3$) تغيرت قيمة (pH) بمقدار (1.3). (log 5 = 0.7).

أ- ما صيغة الأيون المشترك.

ب- احسب قيمة ثابت تأين القاعدة (Kb).

ج- احسب كتلة الملح ($BHNO_3$) المضافة الى المحلول علما بأن الكتلة المولية لـ ($BHNO_3$) تساوي (80 g / mol).

د- ما أثر إضافة لتر من الماء النقي الى المحلول السابق على قيمة (pH). (تزداد، تقل، تبقى ثابته).

ه- ما طبيعة تأثير محلول الملح ($BHNO_3$)، واكتب معادلة التميه.

سؤال (98):

1- رتب المحاليل التالية المتساوية في التركيز تصاعديا حسب قيمة (pH).

$$(NaOH) / (HNO_2) / (HNO_3) / (NaNO_2) / (NaNO_3)$$

2- حدد حمض وقاعدة لويس في المركبات التالية.

أ- $[Ag(NH_3)_2]^+$ ب- $[Cu(H_2O)_6]^{2+}$ ج- $[CdI_6]^{3-}$ د- $F_3B\text{-}NH_3$

سؤال (99):

ادرس الجدول المجاور الذي يمثل مجموعة من الحموض الضعيفة والقواعد الضعيفة والأملاح ومعلومات عنها ثم أجب عما يليه من أسئلة.

المحلول.	المعلومة.	التركيز (مول / لتر).
HOCl	pH = 3.7	1
C_6H_5COOH	$[H_3O^+] = 8 \times 10^{-4}$	0.01
C_5H_5N	$[H_3O^+] = 5 \times 10^{-11}$	0.2
$C_6H_5NH_2$	$[OH^-] = 4 \times 10^{-6}$	0.04
NaF	$[H_3O^+] = 2 \times 10^{-8}$	0.1
$NaNO_2$	$[OH^-] = 4 \times 10^{-4}$	0.1

(log 2 = 0.3).

1- حدد صيغة الحمض الأقوى (HF) أم (HNO_2).

2- حدد صيغة الحمض المرافق الأقوى.

3- احسب (pH) لمحلول (C_6H_5COOH).

(log 8 = 0.9).

4- أي القواعد أكثر ثباتا في الماء:

($C_6H_5NH_2$) أم (C_5H_5N).

5- حدد المحلول الذي يحتوي على $[OH^-]$ أقل وله قيمة (pH) أكبر من (7).

6- اكتب معادلة تفاعل (HOCl) مع (NaF) وحدد الأزواج المترافقة.

7- احسب (Kb) للقاعدة (C_5H_5N).

8- أكمل التفاعل التالي وحدد الأزواج المترافقة:

$$C_5H_5N + HOCl \rightleftharpoons$$

9- حدد الملح الأكثر قدرة على التميه في كل مما يلي:

$(C_6H_5NH_3Br / C_5H_5NHBr)$, $(C_6H_5COOK / KOCl)$, $(NaNO_2 / NaF)$

سؤال (100):

يبين الجدول المجاور قيم (pH) لمحاليل بعض الأملاح المتساوية في التركيز، أجب عما يلي:

محلول الملح	قيمة (pH)
KNO_2	9
KNO_3	س
$KHSO_3$	8
CH_3NH_3I	6
NH_4I	5

1- ما قيمة (pH) لمحلول (KNO_3)، ولماذا؟

2- أي الأملاح لا يعد ذوبانها في الماء تميها.

3- أكتب معادلة تأين الملح ($KHSO_3$) في الماء.

4- ما الحمض والقاعدة اللذان يكونان الملح (CH_3NH_3I).

5- اكتب معادلة تفسر السلوك الحمضي او القاعدي لكل من محلول الملح (NH_4I) والملح (KNO_2).

6- اكتب معادلة تفاعل الملح (CH_3NH_3I) مع القاعدة (NH_3).

7- اكتب معادلة تفاعل الملح ($KHSO_3$) مع الحمض (HNO_2).

8- أيهما له أعلى قيمة (Kb) القاعدة (NH_3) أم القاعدة (CH_3NH_2).

9- أيهما له أعلى قيمة (Ka) الحمض (HNO_2) أم الحمض (H_2SO_3).

سؤال (101):

رتب المحاليل المائية المكونة من المواد الأتية تنازليا حسب قيمة (pH) (متساوية التركيز).

1- (HCl). 2- (NaClO / HClO). (محلول واحد). 3- (N_2H_5Cl / N_2H_4). (محلول واحد).

4- (NaOH). 5- (N_2H_4). 6- (NaCl). 7- (HClO).

سؤال (102):

من الجدول التالي لمحاليل عدد من المواد تركيزها (0.1 M). أجب عما يلي:

المحلول	المعلومات
H_2CO_3	pH = 5
CH_3COOH	$Ka = 2 \times 10^{-5}$
HF	$[F^-] = 4 \times 10^{-12}$
NH_3	$Kb = 1 \times 10^{-4}$
N_2H_4	$[N_2H_5^+] = 1 \times 10^{-5}$
KX	pH = 11
KY	$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-9}$
CH_3NH_3Cl	pH = 11
C_5H_5NHCl	$[OH^-] = 4 \times 10^{-8}$

1- ما صيغة الحمض المرافق الأضعف.

2- أي القواعد له أعلى $[H_3O^+]$.

3- أي الحمضين (HX) أم (HY) هو الأقوى.

4- أي القاعدتين (CH_3NH_2) أم (C_5H_5N) له أقل قيمة (pH).

5- فسر سلوك الأملاح (KX) و (CH_3NH_3Cl).

6- أي القاعدتين (X^-) أم (Y^-) هي الأضعف.

7- اكتب معادلة تأين الملح (C_5H_5NHCl) في الماء.

8- احسب قيمة (Kb) لمحلول القاعدة (N_2H_4).

9- احسب قيمة (pH) لمحلول القاعدة (NH_3).

10- احسب قيمة (Ka) لمحلول الحمض (H_2CO_3).

11- أكمل التفاعلات التالية ثم حدد الأزواج المترافقة:

1) $KX + HY \rightleftharpoons$

2) $CH_3NH_2 + C_5H_5NHCl \rightleftharpoons$

سؤال (103):

محلول حجمه (2) لتر، يتكون من القاعدة الضعيفة (B) تركيزها (0.05 M)، قيمة (pH) لهذا المحلول تساوي (11)، ولكن بعد إضافة (19.6) غرام من بلورات صلبة من الملح (BHBr) تغيرت قيمة (pH) بمقدار (2) درجة.

- احسب الكتلة المولية للملح (BHBr).

سؤال (104):

محلول حجمه (2 L)، يتكون من الحمض (H_2S) مجهول التركيز، وعند إضافة بلورات من الملح (NaHS) الى المحلول السابق تغيرت قيمة (pH) بمقدار (3.6) درجة وأصبحت تساوي (7.3). (log 5 = 0.7) (log 2 = 0.3).

- احسب تركيز الملح (NaHS) الابتدائي.

سؤال (105):

يبين الجدول التالي محاليل مائية لعدد من الحوض الافتراضية الضعيفة التي تركيز كل منها (0.04 M)، ادرس هذا الجدول جيدا ثم أجب عن الأسئلة التي تليه حيث: (log 4 = 0.6) (log 2 = 0.3).

المحلول	المعلومات
HZ	$[OH^-] = 2.5 \times 10^{-9}$
H_2R	$Ka = 2.5 \times 10^{-5}$
HD	$[D^-] = 1 \times 10^{-5}$
BH^+	pH = 3.7
HM	$[H_3O^+] = 0.4 \times 10^{-6}$

1- ما هي صيغة القاعدة المرافقة للحمض الذي له أقل $[OH^-]$.

2- ما هي صيغة الحمض للقاعدة المرافقة التي لها أكثر $[H_3O^+]$.

3- ما هي صيغة القاعدة المرافقة للحمض (BH^+).

4- ما هي صيغة الحمض الذي له أقل حموضة.

5- أي هذه المحاليل له أقل درجة حموضة.

6- ما هي صيغة القاعدة المرافقة التي لها أعلى $[H_3O^+]$.

7- ما هي قيمة الـ (pH) للحمض (HM) الذي تركيزه (0.01 M).

8- ما هي قيمة (pH) للحمض (H_2R).

9- أيهما له أقل $[OH^-]$ الحمض (HD) أم الحمض (HZ).

10- أيهما له أقل درجة حموضة الحمض (HNO_3) أم الحمض (HNO_2).

11- أكتب معادلة تفاعل الحمض (HD) مع القاعدة المرافقة للحمض (H_2R) ثم حدد الأزواج المترافقة من الحمض والقاعدة.

12- أيهما قاعدته المرافقة هي الأقوى: الحمض (HZ) أم الحمض (BH^+).

13- ما هي قيمة $[OH^-]$ في محلول الحمض (BH^+).

14- أيهما له أقل حموضة : الحمض (HCl) أم الحمض (HD).

15- أيمها له أكثر $[H_3O^+]$ القاعدة المرافقة (Z^-) أم (D^-).

16- يعتبر الأيون ($H_2AsO_4^-$) مادة أمفوتيرية، أكتب معادلة تأينه كحمض في الماء.

17- ما هي قيمة درجة الحموضة لـ (LiOH) الذي تركيزه (0.2 M).

18- محلول من الحمض الضعيف (HCN) تركيزه (1×10^{-5} M)، هل تتوقع أن تكون قيمة (pH) له تساوي (5) أم أقل من (5) أم اكبر من (5).

19- اكتب معادلة تفاعل القاعدة (HCO_2^-) مع المادة الأمفوتيرية ($HC_2O_4^-$).

20- حدد حمض لويس في المحلول $[Ni(H_2O)_6]^{2+}$.

أهم العناصر الكيميائية ورموزها

اسم العنصر	الصيغة	الشحنة	اسم العنصر	الصيغة	الشحنة
الهيدروجين	H	(1+)	الحديد	Fe	(3+)
الصوديوم	Na	(1+)	الكوبالت	Co	(2+)
البوتاسيوم	K	(1+)	النيكل	Ni	(2+)
البيريليوم	Be	(2+)	النحاس	Cu	(2+)
المغنيسيوم	Mg	(2+)	الخارصين	Zn	(2+)
الكالسيوم	Ca	(2+)	الفضة	Ag	(1+)
الباريوم	Ba	(2+)	البورون	B	(3+)
الكروم	Cr	(3+)	الألمنيوم	Al	(3+)
المنغنيز	Mn	(2+)	الكربون	C	(4+)
الزئبق	Hg	(2+)	البروم	Br	(1-)
الكلور	Cl	(1-)	الفلور	F	(1-)
الأكسجين	O	(2-)	الكبريت	S	(2-)
النيتروجين	N	(3+)	الفوسفور	P	(3-)
اليود	I	(1-)	النيون	Ne	(2+)

أهم المركبات الأيونية ورموزها

اسم المجموعة الأيونية	الصيغة	اسم العنصر	الصيغة
الهيدروكسيد	OH^-	السيانيد	CN^-
الأمونيوم	NH_4^+	الكربونات الهيدروجينية	HCO_3^-
الكبريتات	SO_4^{2-}	البركلورات	ClO_4^-
النترات	NO_3^-	النيتريت	NO_2^-
الفوسفات	PO_4^{3-}	الكبريتيت الهيدروجينية	HSO_3^{1-}
الديكرومات	$Cr_2O_7^{2-}$	الكبريتات الهيدروجينية	HSO_4^{1-}
الكلورات	ClO_3^-	الكبريتيت	SO_3^{2-}
الكربونات	CO_3^{2-}	الكرومات	CrO_4^{2-}
البرمنغنات	MnO_4^{1-}		

الأستاذ: عثمان قدور

هـ: 0788004769