النصيحة التعليمي

أتقن الرياضيات أبدع في الكيمياء

توجيهي

2024

الحموض و القواعد

الدرس الرابع

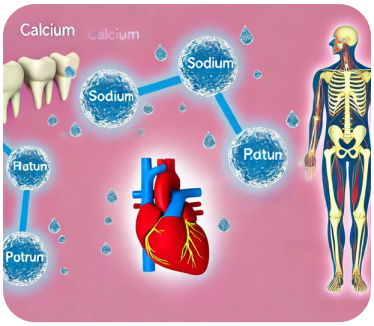
الأملاح و المحاليل المنظمة

الأستاذ : ثامر قدورة

موقع النصيحة التعليمي

الدرس الرابع : الأملاح و المحاليل المنظمة

دور الأملاح في الجسم : تلعب الأملاح دوراً مهماً في تنظيم العمليات الحيوية داخل الجسم.



_ أملاح الكالسيوم تدخل في تركيب العظام والأسنان.

_ أملاح الصوديوم تساعد في حفظ التوازن المائي داخل الخلية وخارجها. كما تساعد في تنظيم ضغط الدم.

_ أملاح البوتاسيوم تساهم في ضبط وظائف العضلات وتوسيع الأوعية الدموية لتسهيل انتقال الدم

استخدامات الأملاح : تدخل الأملاح في صناعة العديد من الأدوية.

_ تُستخدم الأملاح في صناعة مستحضرات التجميل.

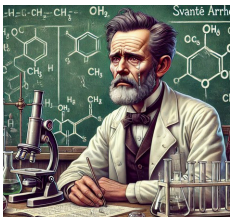
_ تُستخدم الأملاح في العديد من الصناعات المختلفة

1_ الأملاح التي تعمل على تنظيم ضغط الدم:

أ) أملاح الصوديوم ب) أملاح الكالسيوم ج) أملاح الليثيوم د) أملاح الزنك

خصائص الأملاح

الأملاح هي مركبات تنتج من تفاعل حمض وقاعدة.



أرهينيوس فشل في تفسير سلوك الأملاح لأن نظريته لم تأخذ في الاعتبار الأملاح التي تنتج محاليل حمضية أو قاعدية ضعيفة، حيث ركز فقط على إنتاج H^+ و OH^- في المحاليل المائية.

_ يمكن أن تتكون الأملاح من تفاعل حمض قوي مع قاعدة قوية [ملح متعادل].

_ يمكن أن تتكون الأملاح أيضًا من تفاعل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة [ملح حمضي] .

_ يمكن أن تتكون الأملاح أيضًا من تفاعل حمض ضعيف مع قاعدة قوية [ملح قاعدي] .

تفكك الأملاح في الماء:

عند إذابة الأملاح في الماء، يحدث لها تفكك إلى أيونات موجبة وأيونات سالبة.

مثال: تفكك ملح الطعام (NaCl) في الماء يعطي أيونات الصوديوم الموجبة (Na^+) وأيونات الكلور السالبة (Cl^-).

أنواع الأملاح من حيث سلوكها الحمضي والقاعدي:

الأملاح المتعادلة: لا تتفاعل أيوناتها مع الماء ولا تنتج أيونات H_3O^+ أو OH^-، مثل كلوريد الصوديوم (NaCl).

الأملاح الحمضية: تنتج أيونات تتفاعل مع الماء لتمنح بروتون (H^+)، مثل أيونات الأمونيوم (NH_4^+).

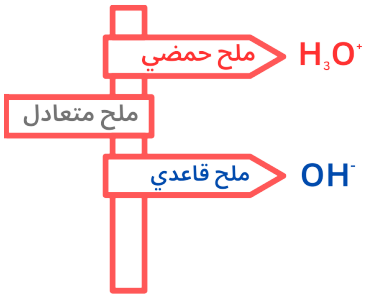
الأملاح القاعدية: تنتج أيونات تتفاعل مع الماء لاستقبال بروتون (H^+) وتنتج أيونات الهيدروكسيد (OH^-) مثل أيونات الفلوريد (F^-).

عملية «التميّه» تحدث عندما تتفاعل الأيونات الناتجة عن تفكك الملح في الماء مع جزيئات الماء لتنتج H_3O^+ أو OH^-

الأملاح الناتجة من حمض قوي وقاعدة قوية (مثل NaCl) لا تخضع لعملية التميّه، لأنها لا تحتوي على أيونات تميل لمنح أو استقبال بروتونات.

الأملاح الناتجة من حمض ضعيف وقاعدة قوية أو العكس، فإنها تخضع لعملية التميّه، وتنتج إما H_3O^+ إذا كانت حمضية أو OH^- إذا كانت قاعدية.

أمثلة على الأملاح :



NaCl: ناتج من تفاعل حمض قوي (HCl) مع قاعدة قوية (NaOH)، ويعتبر ملحًا متعادلًا.

NH_4Cl: ناتج من تفاعل قاعدة ضعيفة (NH_3) مع حمض قوي (HCl)، ويعتبر ملحًا حمضيًا.

KF: ناتج من تفاعل قاعدة قوية (KOH) مع حمض ضعيف (HF)، ويعتبر ملحًا قاعديًا.

التميّه والتأثير على ورقة تباع الشمس:

في حال وضع ورقة تباع الشمس الحمراء في محلول ملح قاعدي مثل KF، ستتحول الورقة إلى اللون الأزرق، لأن المحلول قاعدي.

إذا وُضعت ورقة تباع الشمس الزرقاء في محلول حمضي مثل NH_4Cl، ستتحول الورقة إلى اللون الأحمر.

2_ عند وضع ورق تباع الشمس في محلول KF فإن:

أ) الأحمر يتحول إلى أزرق　　ب) الأحمر يتحول إلى أصفر　　ج) الأزرق يتحول إلى أحمر　　د) الأحمر يبقى أحمر

3_ ما لون كاشف البروموثيمول الأزرق في محلول NH_4Cl

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

اسم الكاشف	تغيّر لون الكاشف		مدى الرقم الهيدروجيني لتغير اللون
	من	إلى	
الميثيل البرتقالي	أحمر	أصفر	3.1 – 4.4
الميثيل الأحمر	أحمر	أصفر	4.2 – 6.3
البروموثايمول الأزرق	أصفر	أزرق	6.0 – 7.6
الفينول الأحمر	أصفر	أحمر	6.8 – 8.4
الفينولفثالين	عديم اللون	زهري	8.2 – 10.0

أ) أحمر ب) أزرق

ج) أصفر د) عديم اللون

كاشف البروموثيمول الأزرق يتغير لونه في مدى الرقم الهيدروجيني (pH) من 6.0 إلى 7.6، حيث يتحول من الأصفر إلى الأزرق.

محلول NH_4Cl هو محلول حمضي، يتكون من حمض قوي (HCl) وقاعدة ضعيفة (NH_3). مما يعني أن pH المحلول سيكون أقل من 7.

وبالتالي، سيكون لون كاشف البروموثيمول الأزرق في هذا المحلول أصفر.

4_ ما لون كاشف البروموثيمول الأزرق في محلول KF ؟

أ) أحمر ب) أزرق ج) أصفر د) عديم اللون

محلول KF (فلوريد البوتاسيوم) هو محلول قاعدي لأن K^+ يأتي من قاعدة قوية (KOH)، و F^- يأتي من حمض ضعيف (HF).

بالنظر إلى الجدول، نرى أن كاشف البروموثيمول الأزرق يتغير لونه من الأصفر إلى الأزرق في مدى الرقم الهيدروجيني (pH) من 6.0 إلى 7.6. بما أن محلول KF قاعدي، فإن الرقم الهيدروجيني سيكون أعلى من 7، مما يعني أن اللون الناتج سيكون أزرق.

تعتمد طبيعة تغير لون الكواشف مثل البروموثيمول الأزرق على الرقم الهيدروجيني (pH) للمحلول.

الأملاح المتعادلة مثل (NaCl)، يبقى المحلول في الحالة التي تعكس التعادل، مثل اللون الأخضر في حالة البروموثيمول الأزرق.

الأملاح القاعدية مثل KF تجعل الكاشف يتحول إلى اللون الأزرق.

الأملاح الحمضية مثل NH_4Cl تجعل الكاشف يتحول إلى اللون الأصفر

تحدي : تأين الكاشف حسب المعادلة:

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

(أحمر) (أصفر)

فعند إضافة هذا الكاشف إلى محلول NH_4Cl يسبب:

أ) تفاعل عكسي وزيادة اللون الأصفر ب) تفاعل أمامي وزيادة اللون الأصفر

ج) تفاعل عكسي وزيادة اللون الأحمر د) تفاعل أمامي وزيادة اللون الأصفر

NH_4Cl هو ملح حمضي. عندما يذوب في الماء، ينتج أيون NH_4^+ الذي يتفاعل مع الماء ليعطي أيونات H_3O^+.

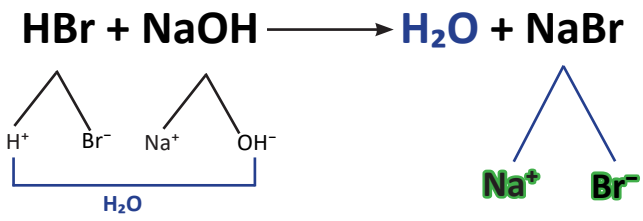
بناءً على مبدأ لوتشاتلييه، إذا أضفنا المزيد من الكاشف إلى التفاعل، فإن التفاعل سيتجه نحو اليسار (اتجاه التفاعل العكسي) الذي يؤدي الى زيادة تركيز HIn. و يقل تركيز In^- . بالاضافة الى ذلك تركيز H_3O^+ سوف يقل لأن التفاعل العكسي يعمل على استهلاك أيونات H_3O^+ في محاولة لإعادة التوازن إلى التفاعل. عندها يتحرك التفاعل إلى اليسار، يتكون المزيد من HIn (اللون الأصفر)

الملح المتعادل

تنتج الأملاح المتعادلة من تفاعل حمض قوي مع قاعدة قوية. عند هذا التفاعل، ينتج ماء وملح، ويكون الرقم الهيدروجيني (pH) للمحلول هو 7

مثال على تفاعل حمض قوي مع قاعدة قوية:

HBr (حمض قوي) يتفاعل مع NaOH (قاعدة قوية). ينتج من هذا التفاعل ماء (H_2O) وملح (NaBr).



أيون Br^- الناتج من تفكك HBr هو قاعدة مرافقه لحمض قوي (HBr)، ولكنه ضعيف جدًا ولا يمكنه استقبال بروتون (H^+)، مما يعني أنه لا يستطيع التفاعل لإنتاج OH^-. هذا يوضح أن Br^- بالرغم من كونه قاعدة، فإنه قاعدة ضعيفة لا تسبب القاعدية في المحلول.

بما أن Br^- لا يمكنه استقبال البروتونات، و Na^+ هو أيون ناتج عن قاعدة قوية (NaOH)، فإن كلا الأيونين لا يسببان أي حموضة أو قاعدية، وبالتالي يبقى المحلول متعادلًا.

التميّه للأملاح الحمضية: الملح الحمضي يخضع لعملية التميّه، حيث ينتج H_3O^+ في الماء، مما يزيد من حموضة المحلول

5_ خصائص المحلول الناتج عن الملح الحمضي :

أ) قيمة الرقم الهيدروجيني pH أعلى من 7.

ب) ينتج من تفاعل حمض ضعيف مع قاعدة قوية.

ج) يكون $[OH^-]$ للمحلول يساوي $1x10^{-7}$.

د) يحدث تميّه في الماء، مما يؤدي إلى إنتاج أيونات H_3O^+.

6_ أي من الخيارات التالية يُعد ملحًا حمضيًا:

أ) NH_4CN ب) CH_3NH_3Cl ج) NaF د) CH_3COOH

تنتج الأملاح القاعدية من تفاعل قاعدة قوية مع حمض ضعيف.

مثال : عند تفاعل القاعدة القوية KOH مع الحمض الضعيف HNO_2

$$KOH + HNO_2 \longrightarrow KNO_2 + H_2O$$

$$KNO_2 \xrightarrow{H_2O} K^+ + NO_2^-$$ تفكك

$$NO_2^- + H_2O \rightleftharpoons HNO_2 + OH^-$$ تميه

K^+ (الناتج عن قاعدة قوية) ضعيف جداً ولا يتفاعل مع الماء. بينما NO_2^- (الناتج عن حمض ضعيف) قادر على التفاعل مع الماء وإنتاج OH^- ، مما يرفع من قاعدية المحلول.

هذه القاعدية يمكن تفسيرها بأن المحلول الناتج يحتوي على تركيز أعلى من أيونات OH^-، مما يؤدي إلى ارتفاع pH المحلول ليصبح أكبر من 7.

7_ عند إذابة NaF في الماء فإن OH^- ينتج من تفاعل الماء مع:

أ) Na^+ ب) F^- ج) HF د) $NaOH$

8_ أي مما يلي يسلك سلوك مشابه لـ N_2H_4:

أ) $NaCl$ ب) $NaCN$ ج) NH_4^+Cl د) $N_2H_5^+$

أفكر: ما الحمض والقاعدة اللذان ينتج من تفاعلهما ملح كربونات الليثيوم الهيدروجينية $LiHCO_3$؟

لإنتاج ملح كربونات الليثيوم الهيدروجينية ($LiHCO_3$)، نحتاج إلى حمض ضعيف وقاعدة قوية. التفاعل الذي يمكن أن يؤدي إلى تكوين هذا الملح هو تفاعل حمض الكربونيك (H_2CO_3) مع هيدروكسيد الليثيوم ($LiOH$).

9_ أي مما يلي ليس ملح متعادل؟

أ) KF　　ب) $LiNO_3$　　ج) KI　　د) NaCl

10_ في تفاعل حمض قوي وقاعدة قوية، أي مما يلي خاطئ؟

أ) (pH) للمحلول سيكون 7　　ب) ينتج ملح متعادل　　ج) يتميه بشدة　　د) $[H_3O^+] = [OH^-]$

11_ أي مما يلي ملح متعادل؟

أ) $KClO_4$　　ب) NaF　　ج) NH_4Cl　　د) CH_3COONa

الملح الحمضي

الأملاح الحمضية تنتج من تفاعل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة. في هذا النوع من الأملاح، الجزء القوي هو الذي يحدد نوع الملح؛ إذا كان الحمض قويًا، فالملح يكون حمضيًا.

مثال على تفاعل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة:

المعادلة الأساسية لتفاعل حمض قوي مثل HCl (حمض الهيدروكلوريك) مع قاعدة ضعيفة مثل NH_3 (الأمونيا):

$$HCl + NH_3 \longrightarrow NH_4Cl$$

NH_4^+　CL^-

ينتج من هذا التفاعل ملح NH_4Cl، والذي يتفكك في الماء إلى أيونات NH_4^+ و Cl^-.

_ عندما يتم إذابة NH_4Cl في الماء، يتفكك إلى: $NH_4^+ + Cl^-$

_ أيون Cl^- (القاعدة المرافقة لحمض قوي) لا يتفاعل مع الماء ولا ينتج OH^-، لأنه قاعدة ضعيفة جدًا .

_ أيون NH_4^+ يتفاعل مع الماء و في هذا التفاعل ينتج أيونات H_3O^+ (الهيدرونيوم)، مما يجعل المحلول حمضيًا.

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

وجود أيونات H_3O^+ في المحلول نتيجة تفاعل NH_4^+ مع الماء يثبت أن المحلول حمضي.

أيون Cl^-
هو قاعدة مرافقة لحمض قوي (HCl) ولا يتفاعل مع الماء.لا ينتج أيونات OH^- وبالتالي لا يسبب قاعدية في المحلول.

أيون NH_4^+
يتفاعل مع الماء لينتج أيونات H_3O^+ مما يزيد من حموضة المحلول.

أكتب معادلات لكل من الأملاح التالية

KNO_2

في هذه المعادلة، يتفاعل هيدروكسيد البوتاسيوم (KOH) وهو قاعدة قوية مع حمض النيتروز (HNO_2) لينتج ملح نيتريت البوتاسيوم (KNO_2) والماء (H_2O).

$$KOH + HNO_2 \longrightarrow KNO_2 + H_2O$$

NH_4Cl

هنا يتفاعل الأمونيا (NH_3) وهو قاعدة ضعيفة مع حمض الهيدروكلوريك (HCl) لتكوين ملح كلوريد الأمونيوم (NH_4Cl).

$$NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$$

NaCl

في هذه المعادلة، يتفاعل هيدروكسيد الصوديوم ($NaOH$) وهو قاعدة قوية مع حمض الهيدروكلوريك (HCl) لإنتاج ملح كلوريد الصوديوم ($NaCl$) والماء.

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

12_ تفاعل حمض قوي مع قاعدة قوية ينتج:

(أ) ملح فقط (ب) ماء فقط (ج) غاز الهيدروجين (د) ملح وماء

13_ تفاعل حمض ضعيف مع قاعدة قوية ينتج:

(أ) ملح فقط (ب) ماء فقط (ج) غاز الهيدروجين (د) ملح وماء

14_ تفاعل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة ينتج:

(أ) ملح قاعدي (ب) ملح حمضي (ج) غاز الهيدروجين (د) ملح صخري

15_ المعادلة الصحيحة التي تبين تفاعل الحمض HCl مع القاعدة N_2H_4 هي:

(أ) $N_2H_4 + HCl \longrightarrow N_2H_5Cl + H_2O$ (ب) $N_2H_4 + HCl \rightleftharpoons N_2H_5Cl$

(ج) $N_2H_4 + HCl \longrightarrow N_2H_4Cl$ (د) $N_2H_4 + HCl \longrightarrow N_2H_5Cl$

16_ ينتج الملح $CH_3NH_3ClO_4$ من تفاعل $HClO_4$ مع ؟

(أ) CH_3NH_5 (ب) CH_3NH_3 (ج) $CH_3NH_3^+$ (د) CH_3NH_2

17_ ما الملح الناتج من تفاعل C_5H_5N مع HI؟

(أ) C_5H_5NI (ب) C_5H_6NI (ج) C_5H_5NHI (د) C_5H_5NH

الأستاذ تامر قنوره
النسخة الأولى

التميه و الذوبان

الذوبان:

عندما يذوب الملح المتعادل مثل NaCl في الماء، فإنه يتفكك إلى أيونات Na^+ و Cl^-.
هذه الأيونات تنتشر بين جزيئات الماء لكنها لا تتفاعل معها. هذه العملية تُعرف باسم الذوبان فقط ولا تحدث أي تغيرات كيميائية في جزيئات الماء.

التميّه:

إذا كانت الأيونات الناتجة من تفكك الملح تتفاعل مع جزيئات الماء، فتقوم بتغيير تركيز أيونات OH^- أو H_3O^+، فهنا تُسمى العملية تميّه. وهذا يحدث عادة مع الأملاح الناتجة عن تفاعل حمض ضعيف أو قاعدة ضعيفة.

الفرق بين الذوبان والتميّه:

الذوبان: هو عملية انتشار الأيونات في الماء دون حدوث تفاعل كيميائي.

التميّه: هو تفاعل الأيونات الناتجة مع الماء مما يغير في تركيبة المحلول مثل زيادة أو نقصان تركيز أيونات الهيدرونيوم أو الهيدروكسيد.

18.1 _ بعض الأملاح تذوب في الماء و تتفكك إلى أيونات موجبة و سالبة و تنتشر بين جزيئات الماء و هذا يعرف بعملية ------- (مثل NaCl).

الذوبان

18.2_ الأيونات الناتجة من تفكك الملح تتفاعل مع الماء و تغير من تركيز أيونات H_3O^+ و OH^- و هذا يعرف بعملية ----.

التميه

حلول أسئلة الحصة الأولى							
1	2	3	4	5	6	7	8
أ	أ	ج	ب	د	ب	ب	ب
9	10	11	12	13	14	15	16
أ	ج	أ	د	د	ب	د	د
ج : 17							

معادلات تكون الأملاح

تفكك KNO_2: نيتريت البوتاسيوم هو ملح ناتج من تفاعل قاعدة قوية (KOH) و حمض ضعيف (HNO_2).

معادلة التفكك:

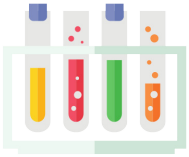
$$KNO_2 \xrightarrow{H_2O} K^+ + NO_2^-$$

K^+: ناتج من قاعدة قوية (KOH)؛ لذلك لا يخضع لعملية التميه.

NO_2^-: ناتج من حمض ضعيف (HNO_2)؛ لذلك يتفاعل مع الماء ويخضع لعملية التميه.

معادلة التميه للأيون NO_2^-:

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



يتفاعل NO_2^- مع الماء لإنتاج OH^- (أيون الهيدروكسيد)، مما يجعل المحلول قاعديًا. وذلك لأن الأيون الضعيف المشتق من حمض ضعيف يتميه في الماء.

تفكك NH_4Cl: كلوريد الأمونيوم هو ملح ناتج من تفاعل حمض قوي (HCl) و قاعدة ضعيفة (NH_3).

معادلة التفكك:

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

NH_4^+: ناتج من قاعدة ضعيفة (NH_3)؛ لذلك يخضع لعملية التميه.

Cl^-: ناتج من حمض قوي (HCl)؛ لذلك لا يخضع لعملية التميه.

معادلة التميه للأيون NH_4^+:

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

هنا، يتفاعل NH_4^+ مع الماء لإنتاج H_3O^+ (أيون الهيدرونيوم)، مما يجعل المحلول حمضيًا.

19_ الملح الناتج من تفاعل HClO مع LiOH هو:

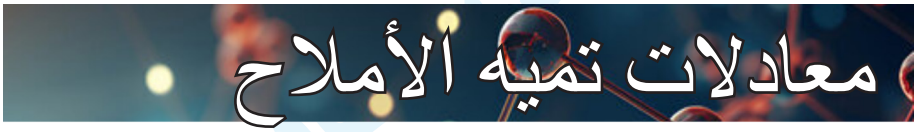
(أ) HClOLi (ب) H_2ClOLi (ج) LiClO (د) LiHClO

20_ ينتج الملح $NaHCO_2$ من تفاعل NaOH مع:

(أ) H_2CO_2 (ب) HCO_2^- (ج) HCO_2H (د) CO_2^{2-}

21 _ عند تفاعل CH_3COOH مع KOH ينتج أيون:

(أ) KCH_3COOH (ب) CH_3COOK (ج) CH_3COO^+ (د) CH_3COO^-



التميه: هو تفاعل أيونات الملح مع الماء. يتفاعل الأيون الموجب أو السالب مع الماء لإنتاج حمض أو قاعدة.

التأثير الحمضي أو القاعدي للملح: يعتمد على القوة النسبية للحمض والقاعدة اللذين جاء منهما الملح.

إذا كان الحمض قويًا والقاعدة ضعيفة، ينتج محلول حمضي، والعكس صحيح.

التفاعل مع الماء (H_2O): الأيونات القوية تتفاعل مع الماء لإنتاج أيونات مثل H_3O^+ أو OH^- مما يؤدي إلى تغيير طبيعة المحلول.

لنبدأ بتحليل معادلات التفكك والتميّه لكل من NaCl و KNO_2 و NH_4Cl:

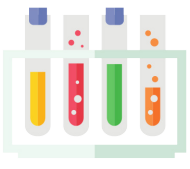
1. تفكك NaCl:

كلوريد الصوديوم (NaCl) هو ملح ناتج من تفاعل حمض قوي (HCl) و قاعدة قوية (NaOH). لنرى أولاً معادلة التفكك:

معادلة التفكك:

$$NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$$

التميه:



الأيونات الناتجة من تفاعل حمض قوي وقاعدة قوية لا تخضع لعملية التميه. لماذا؟ لأن:

Na^+ (الصوديوم) هو ناتج من قاعدة قوية (NaOH)، ولا يتفاعل مع الماء.

Cl^- (الكلوريد) هو ناتج من حمض قوي (HCl)، ولا يتفاعل مع الماء.

إذن، لا يحدث تميه لأي من الأيونات الناتجة من تفكك NaCl. هذا الملح لا يؤثر على الpH، وبالتالي فهو ملح متعادل.

22_ أي من الأملاح التالية لا تتميه

(أ) KF (ب) CH_3COOK (ج) KCl (د) $KClO$

23_ أي مما يلي ملح قاعدي

(أ) $NaNO_3$ (ب) $NaNO_2$ (ج) C_5H_5N (د) NH_4Cl

24_ أي من الأملاح التالية لم يتمكن أرهينيوس من تفسير سلوكه الحمضي

(أ) C_5H_5NHCl (ب) CH_3COOK (ج) CH_3COOH (د) $NaHCO_3$

25_ الأيون الذي يتميه منتجًا OH^-

(أ) Na^+ (ب) NaH_5^+ (ج) CN^- (د) Cl^-

26_ الملح الذي يتميه منتجًا H_3O^+

(أ) HNO_3 (ب) NH_4Cl (ج) $NaCN$ (د) $NaCl$

27_ كيف تفسر السلوك الحمضي لمركب NH_4Cl

(أ) Cl^- يتفاعل مع الماء منتجًا H_3O^+

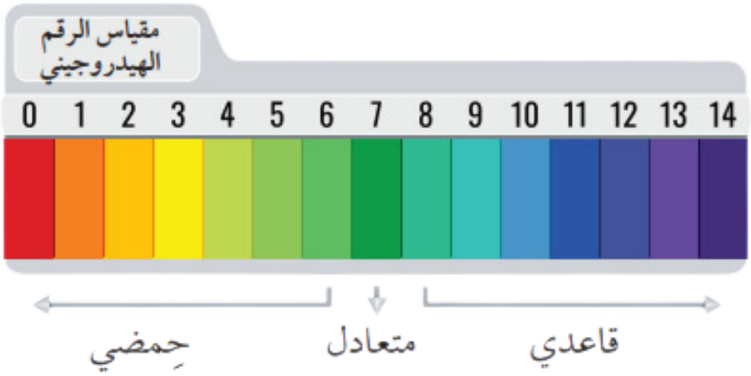
(ب) Cl^- يتفاعل مع الماء منتجًا HCl

(ج) NH_4^+ يتفاعل مع الماء منتجًا H_3O^+

(د) NH_3 يتفاعل مع الماء منتجًا H_3O^+

الأستاذ تامر قدور
النسخة الورقية

تجربة تميه الأملاح



الصورة تمثل مقياس الرقم الهيدروجيني (pH) الذي يوضح مدى حمضية أو قاعدية المحاليل. يتم تقسيم المقياس من 0 إلى 14 حيث تشير الألوان إلى درجة الحمضية أو القاعدية:

من 0 إلى 6 (ألوان دافئة مثل الأحمر والبرتقالي والأصفر): هذه المنطقة تُعتبر حمضية، حيث يمثل اللون الأحمر عند 0 أعلى درجات الحمضية. كلما اقترب الرقم من 7، تقل الحمضية.

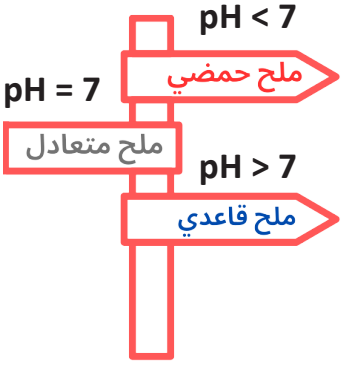
7 (لون أخضر): هذه النقطة تُعتبر محايدة، مثل الماء النقي، حيث لا يُظهر المحلول أي خصائص حمضية أو قاعدية.

من 8 إلى 14 (ألوان باردة مثل الأزرق والبنفسجي): هذه المنطقة تُعتبر قاعدية (أو قلوية)، حيث يكون المحلول أقل حمضية وأقرب للقلوية. اللون البنفسجي عند 14 يمثل أعلى درجات القاعدية.

يستخدم هذا المقياس للكشف عن طبيعة المحاليل باستخدام كواشف تُغيّر لونها وفقًا لدرجة الرقم الهيدروجيني، مما يسهل التعرف على ما إذا كان المحلول حمضيًا أو متعادلًا أو قاعديًا.

28_ القيمة المحتملة للرقم الهيدروجيني لـ KNO_3

(أ) 12 (ب) 7 (ج) 9 (د) 5



29_ القيمة المحتملة للرقم الهيدروجيني لـ KNO_2

(أ) 12 (ب) 7 (ج) 9 (د) 5

30_ القيمة المحتملة للرقم الهيدروجيني لـ HNO_2

(أ)10 (ب)7 (ج) 9 (د) 5

31_ عند إضافة الكاشف العام إلى مادة أصبح لونها أزرق فاتح . هذه المادة ممكن أن تكون:

أ) KCl　　ب) CH_3COONa　　ج) NH_4Br　　د) HCl

32 _ من خصائص محلول NaHS

أ) $pOH > 7$　　ب) $[H_3O^+] < 1 \times 10^{-7}$　　ج) $[H_3O^+] > [OH^-]$　　د) $pH = 7$

مقارنات pH

33_ رتب محاليل KCl و NH_4Cl و KOH حسب تزايد pH.

أ) $NH_4Cl < KCl < KOH$　　ب) $KCl < KOH < NH_4Cl$

ج) $KOH < KCl < NH_4Cl$　　د) $KCl < NH_4Cl < KOH$

NH_4Cl: ملح حمضي | قيمة pH <7
KCl: ملح متعادل | قيمة pH = 7
KOH: ملح قاعدي | قيمة pH > 7

34_ أي من المحاليل التالية له أعلى pH:

أ) HNO_2　　ب) NH_4Cl　　ج) NaF　　د) KCl

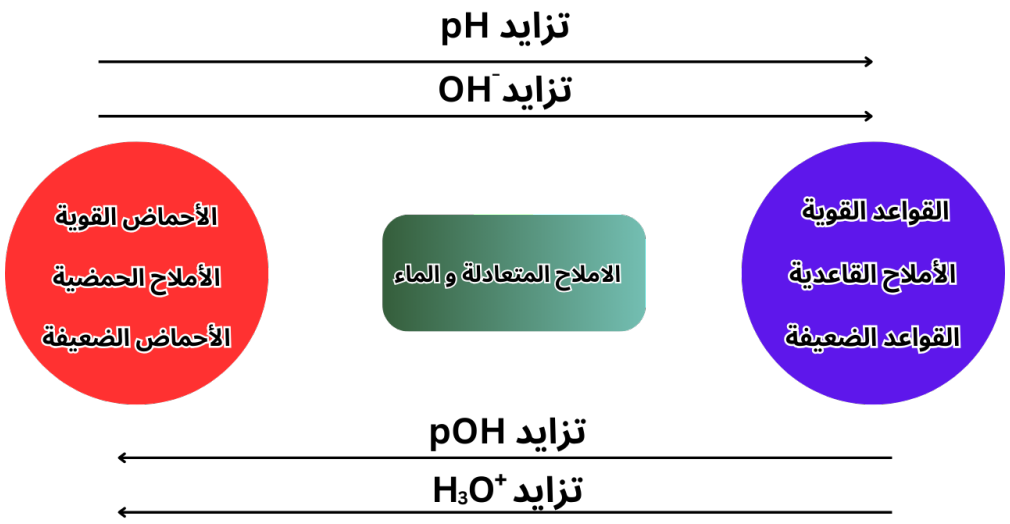
NH_4Cl: ملح حمضي | قيمة pH < 7
KCl: ملح متعادل | قيمة pH = 7
NaF: ملح قاعدي | قيمة pH > 7
HNO_2: حمض ضعيف | قيمة pH < 7

35_ رتب محاليل KCl و NH_4Cl و KOH حسب تزايد $[H_3O^+]$.

أ) $NH_4Cl < KCl < KOH$　　ب) $KCl < KOH < NH_4Cl$

ج) $KOH < KCl < NH_4Cl$　　د) $KCl < NH_4Cl < KOH$

NH_4Cl: ملح حمضي | اعلى $[H_3O^+]$
KCl: ملح متعادل | $[OH^-] = [H_3O^+]$
KOH: ملح قاعدي | أقل $[H_3O^+]$



تحدي : لدينا ثلاثة محاليل متساوية التركيز من الحموض: HC , HB , HA

إذا علمت أن ثابت تأين HA أعلى من HB وأن القاعدة المرافقة HA أعلى منها ل HC

إذا حضرنا محلول مائي رابع من الملح NaA , فرتب هذه المحاليل الأربعة حسب تزايد pH

التحليل لكل محلول:

HA: حمض | قيمة pH < 7 | أقوى من الحمض HB

HB: حمض أضعف من HA | قيمة pH < 7

HC: حمض أقوى من HA | قيمة pH < 7

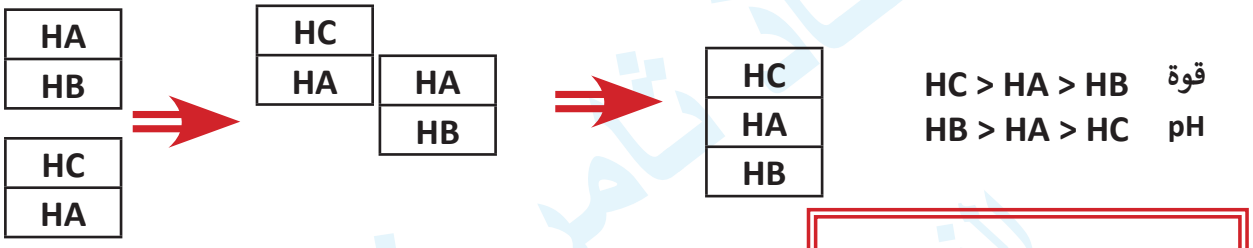
NaA: ملح قاعدي | قيمة pH > 7

أ) HB < HA < HC < NaA

ب) HA < HB < HC < NaA

ج) NaA < HC < HA < HB

د) HC < HA < HB < NaA



قوة HC > HA > HB

pH HB > HA > HC

NaA>HB > HA > HC : pH

حلول أسئلة الحصة الثانية							
19	20	21	22	23	24	25	26
ج	أ	د	ج	ب	أ	ج	ب
27	28	29	30	31	32	33	34
ج	ب	ج	د	ب	ب	أ	ج
ج : 35							

الأستاذ تامر قدورة
النسخة الأولى

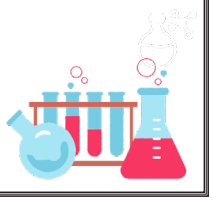
الرموز الافتراضية

رموز القواعد و أحماضها المرافقة : المركب الذي لا يبدأ بـ H في معظم الحالات، ويمكن أن تحتوي على OH أو مركبات لا تحتوي على أيونات الهيدروجين في البداية.

$A \longrightarrow AH^+$

$B \longrightarrow BH^+$

$C \longrightarrow CH^+$

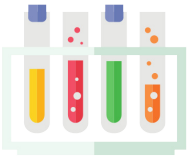


رموز الحموض و قواعدها المرافقة الافتراضية : المركب الذي يبدأ بـ H، ويحتوي على أيونات الهيدروجين.

$HX \longrightarrow X^-$

$HB \longrightarrow B^-$

$H_2A \longrightarrow HA^-$



يتم تقديم رمز الحمض الافتراضي عادةً على أنه مركب يبدأ بـ H (مثل HI) بينما القاعدة غالبًا ما لا تبدأ بـ H. وفقًا لهذا التعريف

1. رمز القاعدة المرافقة للحمض HA هو A^-
2. رمز الحمض المرافق للقاعدة D هو DH^+
3. B^- هي قاعدة مرافقة للحمض HB
4. CH^+ هو حمض مرافق للقاعدة C

$NaOH + HCL \rightarrow Na^+ \; Cl^- \rightarrow NaCl$

$NH_3 + HCL \rightarrow NH_4^+ \; Cl^- \rightarrow NH_4Cl$

$N_2H_4 + HNO_3 \rightarrow N_2H_5^+ \; NO^-_3 \rightarrow N_2H_5NO_3$

$NaOH + HCN \rightarrow Na^+ \; CN^- \rightarrow NaCN$

$NaOH + HA \rightarrow Na^+ \; A^- \rightarrow NaA$

$D + HCL \rightarrow DH^+ \; Cl^- \rightarrow DHCl$

ملح	أيون سالب	أيون موجب	قاعدة	حمض
AHI	I^-	AH^+	A	HI
NaW	W^-	Na^+	NaOH	HW
$C_2H_5NH_3A$	A^-	$C_2H_5NH_3^+$	$C_2H_5NH_2$	HA
DHX	X^-	DH^+	D	HX
CH_3COOK	CH_3COO^-	K^+	KOH	CH_3COOH

الحمض	القاعدة	الأيون السالب	الأيون الموجب	الملح
HCl	NaOH	Cl^-	Na^+	NaCl
HA	NaOH	A^-	Na^+	NaA
HCl	NH_3	Cl^-	NH_4^+	NH_4Cl
HCL	A	Cl^-	AH^+	AHCl
HB	KOH	B^-	K^+	KB
HCL	B	Cl^-	BH^+	BHCl

ملح	أيون موجب	أيون سالب	حمض	قاعدة
NaA	Na^+	A^-	HA	NaOH
N_2H_5B	$N_2H_5^+$	B^-	HB	N_2H_4
$DHNO_3$	DH^+	NO_3^-	HNO_3	D

جدول و رموز الافتراضية

الجدول المجاور يبين مجموعة من المعلومات عن بعض المواد وقيم pH الأملاح , بالاعتماد عليه أجب عما يلي

الحمض	المعلومات
HCl	[HCl] = 0.1 M
HA	[HA] = 0.1 M, $K_a = 1 \times 10^{-5}$
NaOH	[NaOH] = 0.01
B	[B] = 0.1, $[BH^+] = 1 \times 10^{-5}$
BHCl	$[H_3O^+] = 10^{-4}$
NaA	pH = 10

❶ القاعدة الأضعف هي:

(أ) F^- (ب) B (ج) Cl^- (د) NaOH

❷ المعادلة التي تفسر السلوك الحمضي للملح BHCl هي:

(أ) $B^+ + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + BH$ (ب) $B + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + B^-$

(ج) $BH^+ + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + B$ (د) $HCl + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Cl^-$

❸ المحلول الأعلى قيمة $[H_3O^+]$ هو:

(أ) HCl (ب) HA (ج) BHCl (د) NaA

❹ المحلول الأعلى بقيمة $[OH^-]$ هو:

(أ) HA (ب) HCl (ج) BHCl (د) NaA

❺ رتّب المحاليل التالية حسب pH تصاعديا : NaOH , NaA , BHCl , B

شرح الدرس و السؤال موجود مجانًا على موقعنا: موقع النصيحة التعليمي

الحل النهائي: NaOH >NaA > B > BHCl

حل السؤال			
1	2	3	4
ج	ج	أ	د

طريقة الحل :

① القاعدة الأضعف تكون للحمض الأقوى الحمض الأقوى في الجدول هو : HCl اذا Cl^-

② BHCL : يتفكك الى Cl^- / BH^+

Cl^- : قاعدة مرافقة ضعيفة لا تتميه

BH^+ : يتميه بتفاعله مع الماء منتجا H_3O^+

③ أعلى قيمة $[H_3O^+]$ للمحاليل السابقة المختلفة في التركيز سيكون اما حمض قوي او ضعيف او ملح حمضي

$[HCl] = 0.1\ M \Longrightarrow [H_3O^+] = 0.1$

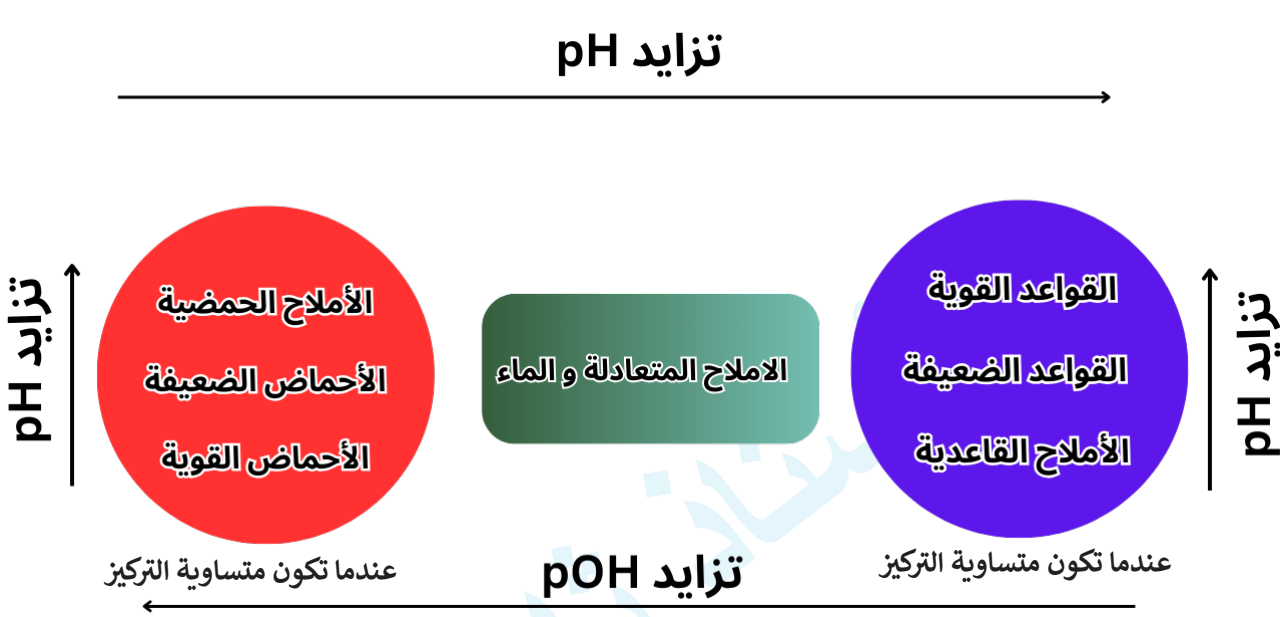
$[HA] = 0.1\ M, K_a = 1 \times 10^{-5}$

$[H_3O^+]^2 = 1 \times 10^{-6} \Longrightarrow [H_3O^+] = 1 \times 10^{-3}$

$BHCl : [H_3O^+] = 10^{-4}$

④ المحلول الاعلى تركيز لأيون الهيدروكيسد هو المحلول القاعدي بين الخيارات و هو NaA

جدول و رموز الافتراضية



① رتب المحاليل متساوية التركيز التالية حسب pH تنازليا $NaNO_2$ ، NH_4I ، KOH ، NH_3

NH_4I: ملح حمضي (يحتوي على NH_4^+، الذي يكوّن حمضًا ضعيفًا).

NH_3: قاعدة ضعيفة.

$NaNO_2$: ملح قاعدي (يحتوي على NO_2^- الذي ينتج OH^- في الماء).

KOH: قاعدة قوية.

الترتيب التنازلي حسب pH كالاتي : $NH_4I < NaNO_2 < NH_3 < KOH$

② رتب المحاليل متساوية التركيز التالية حسب pH تنازليا HCl ,KCl ,KClO

HCL: حمض قوي . أقل pH

KClO: ملح قاعدي , له رقم هيدروجيني اعلى من المحاليل الحمضية.

KCl: ملح متعادل .

الترتيب التنازلي حسب pH كالاتي :HCl<KCl<KClO

③ رتب المحاليل متساوية التركيز التالية حسب pH تصاعديا $N_2H_5NO_3$ ، KCl ، HCl

HCl: حمض قوي. أقل pH.
KCl: ملح متعادل. pH متعادل تقريبًا.
$N_2H_5NO_3$: ملح حمضي. pH منخفض، لكنه أعلى قليلاً من HCl.

الترتيب التصاعدي حسب pH كالاتي : $KCL > N_2H_5NO_3 > HCL$

ألغاز متساوات التركيز

إذا علمت أن K رمز البوتاسيوم و B, A رموز لعناصر افتراضية والجدول يبين مجموعة من المحاليل متساوية التركيز (1M)

المحلول	المعطيات
KA	pH = 7
NH_4A	?
HB	$[B^-] = 1x10^{-6}$
KB	-

① رتّب حسب تركيز $[H_3O^+]$.

② ماذا يحدث لـ pH لمحلول HB عند إضافة ماء بنسبة عالية؟

③ احسب ثابت تأين الحمض HB.

KA : ملح متعادل حيث قيمة pH تساوي 7 و هو ملح قادم من القاعدة القوية KOH و الحمض القوي HA

NH_4A : ملح حمضي حيث A قادمة من الحمض القوي HA

HB : حمض ضعيف , حيث تأين بشكل جزئي $[B^-] = 1x10^{-6}$

KB : ملح قاعدي قادم من الحمض الضعيف HB و القاعدة KOH

① رتّب حسب تركيز $[H_3O^+]$. الحل : $KB<KA<NH_4A<HB$

② ماذا يحدث لـ pH لمحلول HB عند إضافة ماء بنسبة عالية؟

عند تخفيف المحلول بالماء، ينخفض التركيز الكلي للحمض HB. وبما أن HB حمض ضعيف، فإن التخفيف يقلل من تركيز $[H_3O^+]$ في المحلول، لأن تركيز $[H_3O^+]$ يتناسب طرديًا مع جذر التركيز الابتدائي للحمض في حالة الأحماض الضعيفة.نتيجة لذلك، ترتفع قيمة pH (تصبح أقل حمضية) مع زيادة التخفيف، لكن المحلول سيظل حمضيًا، أي أن قيمة pH ستبقى أقل من 7.

③ احسب ثابت تأين الحمض HB.

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

$$[H_3O^+] = [B^-] = 1 \times 10^{-6}\,M$$

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

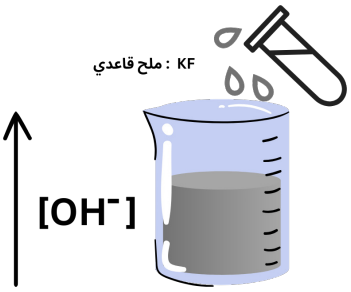
$$K_a = \frac{(1 \times 10^{-6}) \times (1 \times 10^{-6})}{1} \approx 1 \times 10^{-12}\,M$$

الأستاذ تامر قدورة النسخة الأولى

الاضافة وتغيّر pH

① عند إضافة ملح KF إلى محلول مائي ، فإن قيمة pH:

أ) تزداد　　ب) تتناقص　　ج) تبقى ثابتة　　د) تصبح 7



عند إضافة ملح (KF) إلى محلول مائي، فإن قيمة pH للمحلول ستزداد. يعود ذلك إلى أن ملح (KF) يتفكك في الماء إلى أيونات البوتاسيوم (K^+) وأيونات الفلوريد (F^-). أيون الفلوريد هو قاعدة مرافقة ضعيفة لحمض هيدروفلوريك (HF)، مما يعني أنه سيقوم على زيادة تركيز أيونات OH^-، وبالتالي يزيد من pH المحلول.

② عند إضافة القاعدة NaOH إلى محلول HCl ، فإن قيمة pH:

أ) تزداد　　ب) تتناقص　　ج) تبقى ثابتة　　د) تصبح 7

عند إضافة NaOH إلى محلول HCl،فإن pH سيزداد تدريجيًا مع كل إضافة. سيصل pH إلى 7 فقط إذا كانت كمية NaOH المضافة كافية لمعادلة HCl تمامًا، أما إذا تجاوزت القاعدة الحمض، فسيرتفع pH لأكثر من 7. بشكل عام، pH سيزداد باستمرار عند إضافة القاعدة، ولن يتوقف عند 7 إلا عند تركيز معين يحقق التعادل.

③ أي من الأملاح التالية يقلل قيمة pH لمحلول KNO_3 عند إضافته إليه؟

أ) KClO　　ب) NH_4Cl　　ج) NaCl　　د) KNO_2

الإجابة الصحيحة هي NH_4Cl لأنه عند إضافته إلى المحلول، يتفكك إلى NH_4^+ وCl^-. أيون NH_4^+ يعمل كحمض ضعيف ويمكن أن يتفاعل مع الماء وفق التفاعل التالي:

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

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

في هذا التفاعل، ينتج أيون H_3O^+ (الهيدرونيوم)، مما يؤدي إلى زيادة تركيز أيونات H_3O^+ في المحلول. هذه الزيادة في H_3O^+ تزيد من حموضة المحلول وتخفض قيمة pH، مما يجعله أكثر حمضية. وبالتالي، NH_4Cl هو الملح الذي يقلل pH عند إضافته، لأنه يزيد من تركيز H_3O^+ عبر تأين NH_4^+.

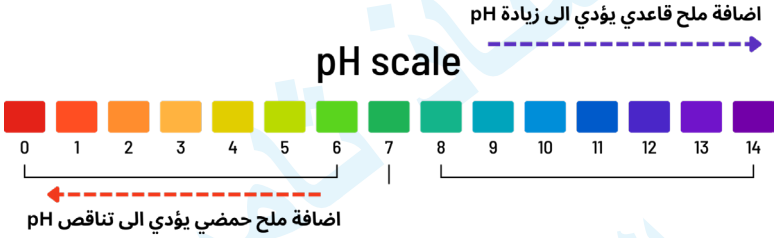
حل الاسئلة السابقة		
1	2	3
أ	أ	ب

عند إضافة الماء إلى محلول حمض HCl، فإن قيمة pH:

هل أضافة ملح متعادل الى المحلول يؤثر على قيمة pH ام تبقى ثابتة و لا تتغير ؟

أ) تزداد　　ب) تتناقص　　ج) تبقى ثابتة　　د) تصبح 7

HCl هو حمض قوي يتفكك تمامًا في الماء، مما ينتج عنه تركيز عالٍ من أيونات H^+. عندما يُضاف الماء، يتم تخفيف المحلول، مما يقلل من تركيز H^+ بسبب زيادة حجم المحلول. على الرغم من أن pH يرتفع مع التخفيف، إلا أنه لن يصل إلى 7 إلا في حالة التخفيف الشديد للغاية.



فهم العلاقة بين قوة الحمض وقوة الملح

عندما يكون الحمض قويًا، فإن قاعدته المرافقة تكون ضعيفة جدًا. ونتيجة لذلك، تكون الأملاح الناتجة عن هذه القاعدة الضعيفة تأثيرها في التميّه ضعيفًا. بالمقابل، إذا كان الحمض ضعيفًا، فإن قاعدته المرافقة تكون نسبيًا أقوى، مما يؤدي إلى إنتاج ملح قادر على التميّه بشكل أكبر .

كلما زادت قوة الحمض، قلت قدرة الملح الناتج على التميّه.

الحمض HF أقوى من HCN

الملح NaF أضعف من NaCN

القاعدة NH_3 أقوى من N_2H_4

الملح NH_4Cl أضعف من N_2H_5Cl

① إذا كان الحمض HA أقوى من HB، فإن الملح NaB أقوى من NaA.

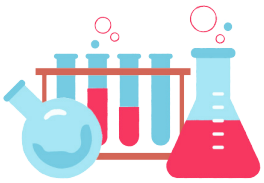
② إذا كانت القاعدة C أقوى من D، فإن الملح DHCl أقوى من CHCl.

③ إذا كان الحمض المرافق DH^+ أقوى من CH^+، فإن الملح $CHNO_3$ أضعف من $DHNO_3$.

④ إذا علمت أن الملح AHBr أكثر تميهًا من الملح BHBr، فأي مما يلي صحيح؟

أ. الحمض AH^+ أضعف من BH^+ ب. القاعدة A أقوى من B

ج. BH^+ أعلى قدرة على منح بروتون من AH^+ د. التفاعل $B + AH^+ \rightleftharpoons A + BH^+$ مزاح نحو اليسار



الملح AHBr أكثر تميهًا من الملح BHBr. هذا يشير إلى أن AHBr أقوى من BHBr
ما يعني أن الحمض AH^+ أقوى من الحمض BH^+.

أ. الحمض AH^+ أضعف من BH^+
خاطئ ، لأن AH^+ أقوى كقاعدة مرافقة و أعلى قدرة على التميه .

ب. القاعدة A أقوى من B
خاطئ ، لأن الملح AHBr لديه تميّه أعلى، مما يشير إلى أن القاعدة A أضعف من القاعدة B.

ج. BH^+ أعلى قدرة على منح بروتون من AH^+
خاطئ ، لأن AH^+ أقوى كقاعدة مرافقة و أعلى قدرة على التميه .

د. التفاعل $B + AH^+ \rightleftharpoons A + BH^+$ مزاح نحو اليسار
صحيح إذا كانت A قاعدة أضعف ، فإنها تتفاعل مع BH^+ وتُكوّن AH^+. وهذا يعني أن التفاعل يميل نحو اليسار.

فكرة استنتاجية

الجدول يدل على قيم K_a لبعض الأحماض

الحمض	قيمة Ka
CH_3COOH	1.7×10^{-5}
HNO_2	4.5×10^{-4}

بما أن Ka يمثل قدرة الحمض على التأين ، فالحمض الذي لديه Ka أعلى يكون أقوى.

حمض HNO_2 أقوى من CH_3COOH لأن قيمة Ka الخاصة به أكبر.

بالاعتماد على هذه القيم، حدد اتجاه التفاعل:

$$HNO_2 + CH_3COOK \rightleftharpoons KNO_2 + CH_3COOH$$

(أ) اليسار (ب) اليمين (ج) الحمض الأقوى (د) الملح الأقوى

الاتجاه الطبيعي للتفاعل يعتمد على مقارنة قوة الأحماض.
إذا كان HNO_2 أقوى من CH_3COOH، فإن التفاعل سيتجه لتكوين CH_3COOH لأنه الحمض الأضعف.

الأستاذ تامر قدورة
الثانوية الأولى

تحديات قوة الأملاح

تحدي

إذا علمت أن ثابت تأين NH_3 أقل من ثابت تأين CH_3NH_2 و أن الحمض المرافق لـ C_5H_5N أقوى من NH_4^+ فإن الترتيب الصحيح للأملاح هو:

أ. $CH_3NH_3Cl < NH_4Cl < C_5H_5NHCl$

ب. $C_5H_5NHCl < NH_4Cl < CH_3NH_3Cl$

ج. $C_6H_5NHCl < CH_3NH_3Cl < NH_4Cl$

د. $NH_4Cl < C_5H_5NHCl < CH_3NH_3Cl$

التحليل:

ثابت التأين للأمونيا NH_3 أقل من ثابت التأين لـ CH_3NH_2، مما يعني أن CH_3NH_2 هو قاعدة أقوى من NH_3.

$$CH_3NH_2 > NH_3$$

بما أن الحمض المرافق لـ C_5H_5N أقوى من NH_4^+، فإن C_5H_5N سيكون قاعدة أضعف من الأمونيا، مما يعني أن

$$NH_3 > C_5H_5N$$

بناءً على هذا التحليل، يمكننا ترتيب القواعد من الأضعف إلى الأقوى كالتالي:

$$CH_3NH_2 > NH_3 > C_5H_5N$$

وبالتالي، يمكننا ترتيب الأملاح من الأضعف إلى الأقوى حمضية، وذلك بناءً على قوة الحموضة للمجموعات المرتبطة بهم كالتالي:

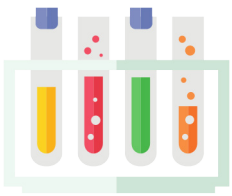
أقوى ملح: C_5H_5NHCl (لأن الحمض المرافق $C_5H_5NH^+$ هو الأقوى و الاعلى قدرة على التميه).

متوسط القوة: NH_4Cl (حيث يكون الحمض المرافق NH_4^+ أضعف من $C_5H_5NH^+$ ولكن أقوى من $CH_3NH_3^+$).

أضعف ملح: CH_3NH_3Cl (لأن الحمض المرافق $CH_3NH_3^+$ هو الأضعف و الأقل قدرة على التميه).

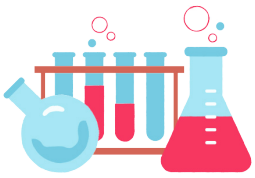
وفقًا للتحليل، فإن الترتيب الصحيح للأملاح من الأضعف إلى الأقوى حمضية هو:

أ. $CH_3NH_3Cl < NH_4Cl < C_5H_5NHCl$



الأستاذ تامر قدورة
النسخة الأولى

تحدي



إذا علمت أن موضع الاتزان في المعادلتيين التاليتين مزاح نحو اليمين :

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

و أن الملح KCN أقوى من KClO

و أن ClO^- أقوى من NO_2^-

① فالملح الذي له أعلى قدرة على التميه هو:

(أ) NaCN　(ب) NaF　(ج) $NaNO_2$　(د) NaClO

② الحمض الأعلى Ka هو:

(أ) HClO　(ب) HNO_2　(ج) HF　(د) HCN

③ وضع اتزان التفاعل:

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

مزاح نحو (اليمين/ اليسار) ----------

قم بحل السؤال وإرساله إلينا عبر تيليجرام
لنتمكن من تصحيحه.

@THAMER_CHEMISTRY

الأستاذ ثامر قدورة
النسخة الأولى

مقارنة محلولين ملحيين

① إذا علمت أن الحمض HA أقوى من HB , فإذا كان لدينا محلولان متساويان في التركيز من: KA و KB فأيّها أعلى pH

بما أن لدينا حمضين HA و HB بنفس التركيز، وكان الحمض HA أقوى من الحمض HB، فإن HA سيتأين بشكل أكبر في المحلول مقارنةً بـ HB. وهذا يعني أن HA سيزيد من تركيز أيونات H_3O^+ في المحلول بنسبة أكبر من HB.

عند ارتفاع تركيز أيونات H_3O^+، ينخفض مستوى pH. وبالتالي، فإن المحلول الذي يحتوي على الحمض الأقوى (HA) سيكون له pH أقل من المحلول الذي يحتوي على الحمض الأضعف (HB). بمعنى آخر، الملح الناتج من HB ستكون له قيمة pH أعلى من الملح الذي يحتوي على HA.

النتيجة: المحلول الذي يحتوي على الحمض KB سيكون له pH أعلى.

② إذا علمت أن القاعدة C أقوى من D، فأي المحلولين متساويي التركيز أعلى في قيمة pH المحلول ، CHBr أو DHBr؟

المحلول الذي يحتوي على CHBr سيكون له pH أعلى من المحلول الذي يحتوي على DHBr، لأن القاعدة D أضعف من C، وبالتالي فإن DHBr يزيد من تركيز H_3O^+ بشكل أكبر مما يخفض pH مقارنةً بالمحلول الذي يحتوي على CHBr.

قوة القاعدة : D<C
قوة املاح : CHBr < DHBr
تركيز H_3O^+ في المحلول : CHBr < DHBr
قيمة pH للمحلول : CHBr > DHBr

③ إذا علمت أن الرقم الهيدروجيني لمحلول الملح $NaNO_2$ أقل منه لمحلول الملح HCOONa (محلولين متساويين التركيز)، فما اتجاه التفاعل التالي؟

$$HNO_2 + HCOO^- \rightleftharpoons HCOOH + NO_2^-$$

أ) مزاح نحو اليمين **ب) مزاح نحو اليسار** **ج) غير متزن** **د) في حالة توازن**

بما أن الرقم الهيدروجيني (pH) لمحلول HCOONa أعلى من $NaNO_2$، فإن هذا يعني أن محلول $NaNO_2$ أقل قاعدية مقارنةً بمحلول HCOONa. ونتيجة لذلك، يمكننا استنتاج أن حمض HNO_2، المتكوّن من $NaNO_2$، هو أقوى من حمض HCOOH، المتكوّن من HCOONa. فالاتزان سيكون نحو اليسار

HCOONa > $NaNO_2$: pH
HCOONa > $NaNO_2$: $[OH^-]$
قوة ملح HCOONa > $NaNO_2$
قوة حمض HCOOH < HNO_2

④ إذا علمت أن pH للملح NH_4Cl أعلى منه للملح N_2H_5Cl (محلولين متساويين التركيز)، فان pH للمحلول

القاعدة NH_3 ---------- N_2H_4 ؟

بما أن pH لمحلول الملح NH_4Cl أعلى من pH لمحلول الملح N_2H_5Cl، فهذا يشير إلى أن N_2H_5Cl ينتج محلولًا أكثر حمضية مقارنةً بـ NH_4Cl. وبالتالي، يمكننا استنتاج أن القاعدة N_2H_4 المرتبطة بـ N_2H_5Cl هي أضعف من القاعدة NH_3 المرتبطة بـ NH_4Cl.

للملح pH : $N_2H_5Cl < NH_4Cl$

$[OH^-]$: $N_2H_5Cl < NH_4Cl$

قيمة pH للقاعدة : $N_2H_4 < NH_3$

مقارنات منوعة

① الجدول المجاور يبين معلومات عن محلولين قاعدتين ضعيفتين A و B الملح الذي له اقل رقم هيدروجيني BHCl أم AHCl

	التركيز	$[OH^-]$
A	0.01	1×10^{-5}
B	10	1×10^{-4}

لتحديد أي من المحلولين، AHCl أو BHCl، سيكون أكثر حمضية، يجب التركيز على حساب قيمة ثابت التفكك القاعدي Kb لكل من القاعدتين A و B، بدلاً من الاعتماد فقط على قيمة pH، لأن تركيز المحلولين مختلف. حساب Kb يساعد في تحديد قوة القاعدة، وبالتالي يمكننا معرفة قوة الحمض المرافق وتقدير تأثيره على تركيز أيونات H_3O^+ في المحلول.

A:

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

$$pH_A = 14 - pOH_A = 14 - 5 = 9$$

B:

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

$$pH_B = 14 - pOH_B = 14 - 4 = 10$$

A:

$$K_{b,A} = \frac{[OH^-]^2}{[A]} = \frac{(1\times10^{-5})^2}{0.01}$$

$$K_{b,A} = \frac{1\times10^{-10}}{1\times10^{-2}} = 1\times10^{-8}$$

B:

$$K_{b,B} = \frac{[OH^-]^2}{[B]} = \frac{(1\times10^{-4})^2}{10}$$

$$K_{b,B} = \frac{1\times10^{-8}}{10} = 1\times10^{-9}$$

عند مقارنة قوة القاعدتين، نجد أن B أضعف من A لأن قيمة Kb لِـ B أقل. لذلك، الحمض المرافق للقاعدة الأضعف (BHCl) سيكون أقوى من الحمض المرافق للقاعدة الأقوى (AHCl).

قيمة pH للمحلول: AHCl أكبر من BHCl.

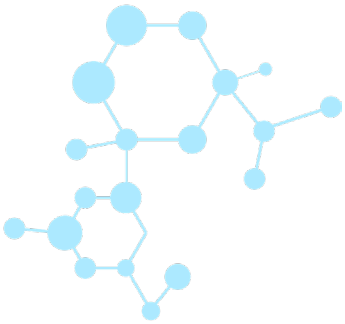
قوة القاعدة : B<A

قوة املاح : AHCl < BHCl

تركيز H_3O^+ في المحلول : AHCl < BHCl

قيمة pH للمحلول : AHCl > BHCl

تأثير الأيون المشترك



الفرق بين معادلة التأين و معادلة التفكك

المعادلة الأولى معادلة تأين : حيث يتأين مركب حمض الهيدروكلوريك (HCl) إلى أيونات H^+ وCl^- في المحلول. HCl هو مركب تساهمي وليس أيوني بطبيعته، حيث يشترك الهيدروجين والكلور في زوج من الإلكترونات. في المحلول، يتأين HCl ليعطي أيونات الهيدروجين والكلوريد. لذا، يمكننا القول إن هذا التفاعل هو تفاعل تأين لأن الروابط التساهمية يتم فيها تكوين أيونات.

معادلة تأين

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

المعادلة الثانية معادلة تفكك : هذه معادلة تفكك لأن مركب كلوريد الصوديوم (NaCl) هو مركب أيوني في الأصل، حيث توجد روابط أيونية بين أيونات Na^+ و Cl^-.عند وضع NaCl في الماء، يحدث تفكك مباشر إلى أيونات الصوديوم والكلوريد دون الحاجة لتكوين أيونات جديدة. هذا لأن NaCl هو مركب أيوني بالأساس.لذلك، هذه المعادلة تُمثل تفاعل تفكك لمركب أيوني.

معادلة تفكك

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

إذن، الفرق بين التفاعلين هو أن HCl يُعتبر مركبًا تساهميًا يتأين في الماء، بينما NaCl مركب أيوني يتفكك عند إذابته في الماء.

مفهوم تأثير الأيون المشترك

تأثير الأيون المشترك هو ظاهرة تحدث عندما يُضاف مركب يحتوي على أيون مشترك مع أحد الأيونات الموجودة بالفعل في المحلول. يؤدي هذا إلى تغيير موضع الاتزان للتفاعل وفقاً لمبدأ لوشاتيلييه، الذي ينص على أن النظام سيحاول مقاومة التغيير الناتج عن إضافة الأيون المشترك.

مثال على تأثير الأيون المشترك:

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

1. إضافة ملح يحتوي على الأيون المشترك:

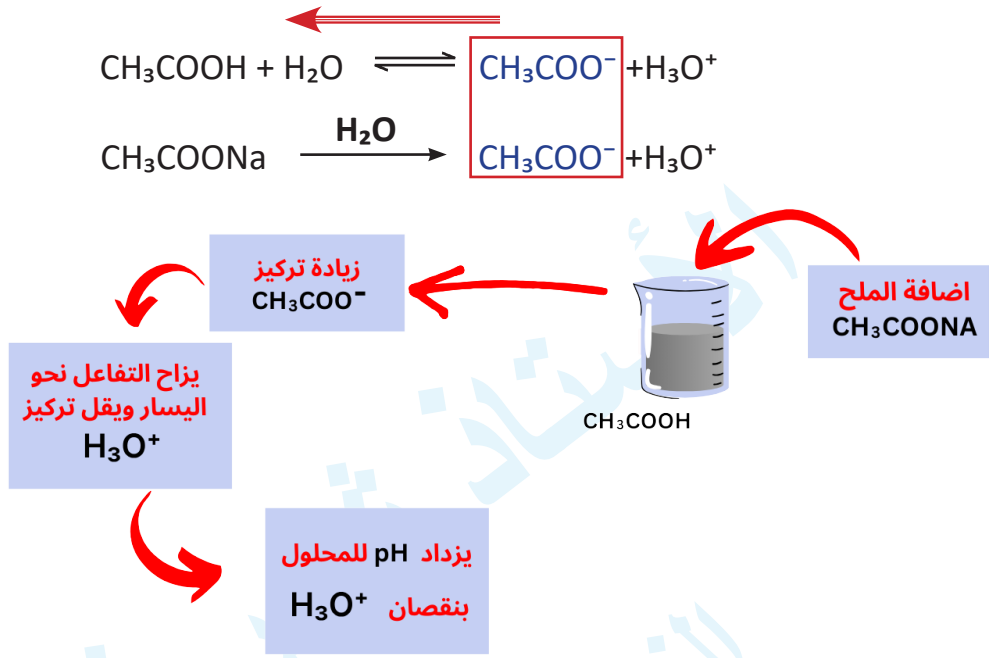
عند إضافة أسيتات الصوديوم (CH_3COONa) إلى المحلول، سيتحلل الملح إلى CH_3COO^- وNa^+. وجود CH_3COO^- بتركيز أعلى في المحلول يعني أن النظام سيتفاعل ويعيد موضع الاتزان للحد من زيادة هذا الأيون.

2. التأثير على موضع الاتزان:

إضافة CH_3COONa سيزيد من تركيز CH_3COO^-، وهذا سيزحزح التفاعل نحو اليسار (الاتجاه العكسي)، مما يقلل من تركيز H_3O^+. تقليل تركيز H_3O^+ يعني أن حموضة المحلول تقل، وبالتالي يزداد الرقم الهيدروجيني (pH) للمحلول، مما يجعله أقل حموضة.

شرح مبدأ لوشاتيلييه في السياق:

النظام يقاوم التغيير بإزاحة موضع الاتزان. في هذه الحالة، زيادة تركيز CH_3COO^- يجعل التفاعل يتجه نحو تكوين المزيد من CH_3COOH ويقلل من H_3O^+، وهذا ما يقلل من الحموضة.



عند إضافة مركب يحتوي على أيون مشترك مع أحد منتجات التفاعل، فإن هذا يؤدي إلى تحريك موضع الاتزان وتقليل تأثير الأيونات الموجودة أصلاً. في هذا المثال، إضافة CH_3COONa قلل من حموضة المحلول عبر تخفيض تركيز H_3O^+.

① عند إضافة ملح HCOONa إلى محلول HCOOH فإنه:

أ) تركيز H_3O^+ يزداد　　ب) تركيز HCOOH يقل　　ج) تأين HCOOH يقل　　د) pH يقل

② الملح الذي يمثل أيوناً مشتركاً مع حمض HNO_2 هو:

أ) CH_3COOH　　ب) $NaNO_3$　　ج) KNO_2　　د) HCl

③ المبدأ الذي يفسر تغيير موضع الاتزان لمحلول حمضي عند إضافة مادة إليه هو:

أ) تور شلييه　　ب) لوتشاتليه　　ج) الأمفوتيرية　　د) التميه

حل الاسئلة السابقة		
1	2	3
ج	ج	ب

معالجة المياه

مشكلة كربونات الكالسيوم في المياه

في المناطق التي تحتوي على صخور جيرية، مثل السدود والأودية، تتسرب كميات من كربونات الكالسيوم إلى المياه، مما يؤدي إلى زيادة صلابة المياه. هذا الارتفاع في كربونات الكالسيوم ليس مفيداً، حيث يمكن أن يسبب مشاكل صحية مثل حصى الكلى ويؤثر على استخدامات المياه اليومية، كالاستحمام والغسيل.

كيفية معالجة المشكلة باستخدام الأيون المشترك

لحل هذه المشكلة، يُضاف كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) إلى الماء. يتفكك كربونات الصوديوم تمام ليطلق أيونات الكربونات (CO_3^{2-}) وأيونات الصوديوم (Na^+). زيادة تركيز الكربونات تدفع التفاعل العكسي الذي يؤدي إلى ترسيب كربونات الكالسيوم، مما يقلل منتركيز كربونات الكالسيوم الذائبة في المحلول.

مبدأ لوشاتيلييه في هذه العملية

يعمل مبدأ لوشاتيلييه على دفع التفاعل نحو إنتاج المزيد من كربونات الكالسيوم الصلبة، مما يقلل من الكالسيوم الذائب في المحلول. هذه العملية مفيدة لتحسين جودة المياه عن طريق تقليل تركيز الأملاح الذائبة وجعلها أكثر ملاءمة للاستخدامات المختلفة.

$$\text{الكالسيوم} + \text{كربونات} \underset{}{\overset{H_2O}{\rightleftharpoons}} \text{كربونات الكالسيوم}$$

$$\text{صوديوم} + \text{كربونات} \longrightarrow \text{كربونات الصوديوم}$$

زيادة تركيز أيونات الكربونات عبر إضافة كربونات الصوديوم تدفع التفاعل إلى الاتجاه العكسي، مما يؤدي إلى ترسيب كربونات الكالسيوم وتقليل الذائب منها في الماء.

الربطُ مع علوم الأرض والبيئة

معالجة المياه

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

تأثير الأيون المشترك على توازن الحمض الضعيف

1. معادلة التفكك وتعبير التوازن للحمض الضعيف:

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

ثابت التوازن K_a هو:

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

قبل إضافة الملح، يكون تركيز الأيونات $[H_3O^+]$ مساويًا لتركيز $[A^-]$ الناتج من الحمض HA حيث يتفكك الحمض الضعيف في الماء وينتج عن ذلك أيون A^- و H_3O^+.

2. إضافة الملح المحتوي على القاعدة المرافقة (KA):

عند إضافة الملح KA، يتفكك الملح بالكامل على النحو التالي:

$$KA \rightarrow K^+ + A^-$$

بعد إضافة الملح، يزيد تركيز الأيون A^- الناتج عن الملح، ليصبح تركيز $[A^-]$ مرتبطًا بتركيز الملح [KA] المضاف وليس مساويًا لـ $[H_3O^+]$. هذا يؤدي إلى إزاحة التوازن نحو اليسار ويؤدي إلى تقليل تركيز H_3O^+ بشكل غير متساوٍ مع $[A^-]$.

3. التعبير المعدل للتوازن:

بإضافة الملح، يتم تعديل تعبير K_a بحيث يعتمد على $[A^-]$ الناتج من الملح بدلًا من الأيونات الناتجة عن الحمض الأصلي:

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

4. حساب pH:

يمكن حساب قيمة pH باستخدام تركيز H_3O^+ الذي يتم التأثير عليه بعد إضافة الأيون المشترك:

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

بإضافة الملح إلى المحلول الحمضي، يزداد تركيز $[A^-]$ بشكل كبير نظرًا لإضافة الملح، مما يؤدي إلى رفع قيمة pH وزيادة قاعدية المحلول.

الأستاذ تامر قدورة

تأثير الأيون المشترك على توازن الحمض الضعيف (HF) بإضافة (NaF)

1. معادلة التفكك وتعبير التوازن للحمض الضعيف (HF):

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

ثابت التوازن K_a هو:

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

عند تحضير المحلول، يكون التأين ضعيفًا بحيث يظل تركيز الحمض [HF] تقريبًا ثابتًا. هنا، يكون $[F^-]$ مساويًا لتركيز $[H_3O^+]$ في البداية بسبب تفكك الحمض الضعيف فقط.

2. إضافة الملح المحتوي على الأيون المرافق (NaF):

عند إضافة الملح NaF، فإنه يتفكك بالكامل على النحو التالي:

$$NaF \rightarrow Na^+ + F^-$$

بعد إضافة الملح، يزيد تركيز الأيون $[F^-]$ بسبب التفكك الكامل لـ NaF. وهنا يصبح $[F^-]$ مرتبطًا بتركيز الملح المضاف [NaF] وليس مساويًا لـ $[H_3O^+]$. يؤدي ذلك إلى إزاحة التوازن نحو اليسار وتقليل $[H_3O^+]$.

3. التعبير المعدل للتوازن بعد إضافة الملح:

بإضافة الملح، يتم تعديل تعبير K_a ليأخذ في الاعتبار أن $[F^-]$ تأتي من الملح وتقلل من تأثير تأين الحمض الضعيف:

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

4. حساب pH:

يجب الآن حساب $[H_3O^+]$ بناءً على التوازن المعدل حيث يتأثر بزيادة $[F^-]$ من الملح، وهو ليس مساوياً كما كان قبل الإضافة. قيمة pH يمكن حسابها باستخدام:

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

بإضافة NaF إلى المحلول الحمضي، يزداد تركيز $[F^-]$ بشكل ملحوظ مما يؤدي إلى انخفاض تركيز $[H_3O^+]$ ورفع قيمة pH، مما يعزز قاعدية المحلول.

① عند إضافة NaA إلى محلول الحمض الضعيف HA، فأي ما يلي خاطئ :

أ) K_a ثابتة.　　ب) [HA] ثابتة تقريباً.　　ج) $[A^-]$ تزداد.　　د) $[H_3O^+]$ تزداد .

② عند إضافة CH_3COONa إلى محلول CH_3COOH، فإن $[CH_3COO^-]$ تقريباً تساوي :

أ) $[CH_3COONa]$　　ب) $[CH_3COOH]$　　ج) $[H_3O^+]$　　د) $[OH^-]$

حل الاسئلة السابقة	
1	2
د	أ

حساب التغير في الرقم الهيدروجيني

① احسب التغيير في الرقم الهيدروجيني لمحلول HNO_2 تركيزه 0.2M و حجمه 0.5L إذا أضيف إليه 0.1mol من الملح KNO_2، علماً أن $K_a = 5 \times 10^{-4}$ و $\log 5 = 0.7$. أهمل التغير في الحجم

تركيز $HNO_2 = 0.2\ M$، حجم المحلول $= 0.5\ L$

ثابت التفكك $K_a = 5 \times 10^{-4}$، إضافة $0.1\ mol$ من KNO_2.

١. قبل إضافة الملح، نحسب $[H_3O^+]$ باستخدام ثابت التفكك K_a:

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

$$[H_3O^+] = \sqrt{5 \times 10^{-4} \times 0.2} = 0.01 \quad \Rightarrow \quad pH = -\log(0.01) = 2$$

• بعد إضافة الملح KNO2، نحسب $[NO_2^-]$ باستخدام قانون التركيز $C = \frac{n}{V}$:

$$[NO_2^-] = \frac{n}{V} = \frac{0.1}{0.5} = 0.2M$$

٢. نعيد حساب $[H_3O^+]$ باستخدام التوازن الجديد:

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

$$[H_3O^+] = \frac{5 \times 10^{-4} \times 0.2}{0.2} \quad \Rightarrow \quad [H_3O^+] = 5 \times 10^{-4}$$

٣. حساب pH بعد إضافة الملح:

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

$$pH = 4 - 0.7 = 3.3$$

نتيجة التغير في pH:

$$\text{التغير في } pH = 3.3 - 2 = 1.3$$

② احسب التغير في الرقم الهيدروجيني لمحلول الحمض HCOOH تركيزه 0.5M و رقمه الهيدروجيني pH = 2 إذا أضيف الى 1L منه 0.2 mol من ملح HCOONa، علماً أن و log 5 = 0.7 ، $K_a = 2 \times 10^{-4}$

أهمل التغير في الحجم

خطوات الحل:

1. حساب التركيز الأولي $[H_3O^+]$: بما أن الرقم الهيدروجيني للمحلول هو $pH = 2$:

$$pH = 2 \quad \Rightarrow \quad [H_3O^+] = 10^{-2} = 0.01\,M$$

2. حساب تركيز $[HCOO^-]$ الناتج عن إضافة الملح:

$$[HCOO^-] = \frac{n}{V} = \frac{0.2}{1} = 0.2\,M$$

3. إعادة حساب $[H_3O^+]$ باستخدام التوازن المعدل بعد إضافة الملح: من تعبير ثابت التأين K_a:

$$K_a = \frac{[HCOO^-][H_3O^+]}{[HCOOH]} \quad \Rightarrow \quad [H_3O^+] = \frac{K_a \times [HCOOH]}{[HCOO^-]}$$

بالتعويض:

$$[H_3O^+] = \frac{2 \times 10^{-4} \times 0.5}{0.2} = \frac{1 \times 10^{-4}}{0.2} = 5 \times 10^{-4}\,M$$

4. حساب الرقم الهيدروجيني الجديد بعد إضافة الملح:

$$pH = -\log(5 \times 10^{-4}) \quad \Rightarrow \quad pH = 4 - \log 5 = 4 - 0.7 = 3.3$$

5. التغير في الرقم الهيدروجيني:

$$\text{التغير في } pH = 3.3 - 2 = 1.3$$

النتيجة: التغير في الرقم الهيدروجيني بعد إضافة الملح هو 1.3.

سؤالين من الكتاب

① احسب التغير في الرقم الهيدروجيني لمحلول الحمض الضعيف CH_3COOH حيث تركيزه 0.1M، ورقمه الهيدروجينية pH = 2.9، إذا أضيف إلى لتر منه 0.2mol من ملح إيثانوات الصوديوم CH_3COONa. علماً أن $K_a = 1.7 \times 10^{-5}$ (أهمل التغير في الحجم).

التفاعل بين حمض الخليك والماء:

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

تفكك أسيتات الصوديوم في الماء:

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

1. حساب تركيز $[CH_3COO^-]$ الناتج عن إضافة الملح:

$$[CH_3COO^-] = \frac{n}{V} = \frac{0.2}{1} = 0.2\,M$$

2. حساب $[H_3O^+]$ باستخدام التوازن المعدل بعد إضافة الملح: من تعبير ثابت التأين K_a:

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

بالتعويض:

$$[H_3O^+] = \frac{1.7 \times 10^{-5} \times 0.1}{0.2} = 8.5 \times 10^{-6}\,M$$

3. حساب الرقم الهيدروجيني الجديد بعد إضافة الملح:

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

4. حساب الفرق بين الرقم الهيدروجيني قبل وبعد إضافة الملح:

$$5.07 - 2.9 = 2.17$$

النتيجة: التغير في الرقم الهيدروجيني بعد إضافة الملح هو 2.17.

② أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول مكون من الحمض HNO_2 تركيزه 0.085 M والملح KNO_2 تركيزه 0.1 M علماً أن 0.58 = 3.825 log ، $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$.

التفاعل بين حمض النيتروز والماء:

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

تفكك نيتريت البوتاسيوم في الماء:

$$KNO_2 \xrightarrow{H_2O} K^+ + NO_2^-$$

1. قانون ثابت التأين K_a:

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

2. التعويض في قانون K_a:

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

3. إيجاد $[H_3O^+]$:

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

4. حساب الرقم الهيدروجيني pH:

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

الأستاذ تمر قدورة
النسخة الأولى

الاستدلال العكسي المطوّر

① احسب التغير في الرقم الهيدروجيني لمحلول الحمض CH_3COOH الذي رقمه الهيدروجيني pH=2.2، عندما يتم إضافة 200ml من محلول يحتوي على 0.12mol من ملح CH_3COOLi. علمًا أن $Ka=1.8\times10^{-5}$ و $\log6.31=0.8$.

لحل هذا السؤال باستخدام الاستدلال العكسي، سنبدأ بالمطلوب النهائي، وهو التغير في قيمة pH بعد إضافة الملح إلى محلول حمض الخليك CH_3COOH. بما أن قيمة pH قبل الإضافة معطاة، نحتاج إلى حساب قيمة pH بعد الإضافة، ثم نحسب الفرق بين القيمتين للحصول على التغير.

① ②

1. المطلوب الرئيسي هو حساب التغير في pH : pH قبل الإضافة - حساب pH بعد إضافة .

2. حساب $[H_3O^+]$ بعد إضافة الملح CH_3COOLi.

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

3. تحليل قانون K_a: - نحتاج إلى حساب تركيز القاعدة المرافقة $[CH_3COO^-]$ بعد إضافة الملح.

4. حساب تركيز القاعدة المرافقة $[CH_3COO^-]$:

$$[CH_3COO^-] = \frac{\text{عدد مولات الملح}}{\text{حجم المحلول}} = \frac{0.12}{0.2} = 0.6\,M$$

5. حساب تركيز الحمض $[CH_3COOH]$ قبل الإضافة: - يمكن حسابه باستخدام قيمة pH المعطاة:

نعود الى قبل إضافة الملح لحساب تركيز الحمض

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2.2} = 6.31 \times 10^{-3}\,M$$

- التعويض في قانون K_a:

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

$$[CH_3COOH] = \frac{[H_3O^+]^2}{K_a} = \frac{(6.31 \times 10^{-3})^2}{1.8 \times 10^{-5}} = 2.21\,M$$

6. حساب $[H_3O^+]$ بعد الإضافة:

$$K_a = \frac{(0.6) \times [H_3O^+]}{2.21}$$

$$[H_3O^+] = \frac{1.8 \times 10^{-5} \times 2.21}{0.6} = 6.63 \times 10^{-5}\,M$$

7. حساب pH بعد الإضافة:

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(6.63 \times 10^{-5}) = 4.18$$

8. حساب التغير في pH:

$$\Delta pH = pH_{\text{بعد}} - pH_{\text{قبل}} = 4.18 - 2.2 = 1.98$$

النتيجة النهائية

التغير في الرقم الهيدروجيني هو 1.98.

② محلول CH_3COOH رقمه الهيدروجيني 2.2 وتركيزه 2، أضيف إلى لتر منه 0.6 مول من ملح CH_3COOK.

احسب pH لهذا المحلول علما ان قيمة ka للحمض تساوي 1.8×10^{-5} (log6.31 = 0.8) .

حل السؤال باستخدام الاستدلال العكسي، سنبدأ بالمطلوب النهائي، وهو حساب قيمة pH بعد إضافة الملح إلى محلول حمض الخليك CH_3COOH. بما أن قيمة pH قبل الإضافة معطاة، نحتاج إلى حساب التغير في تركيز الحمض وأيوناته بعد الإضافة.

الخطوات

1. حساب تركيز الحمض $[CH_3COOH]$ قبل الإضافة باستخدام قيمة pH المعطاة:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2.2} = 6.31 \times 10^{-3}\, M$$

- التعويض في قانون K_a:

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

$$[CH_3COOH] = \frac{[H_3O^+]^2}{K_a} = \frac{(6.31 \times 10^{-3})^2}{1.8 \times 10^{-5}} = 2.21\, M$$

بعد إضافة الملح

2. حساب تركيز القاعدة المرافقة $[CH_3COO^-]$ بعد إضافة الملح:

$$[CH_3COO^-] = \frac{\text{عدد مولات الملح}}{\text{حجم المحلول}} = \frac{0.6}{1} = 0.6\, M$$

3. حساب $[H_3O^+]$ بعد الإضافة باستخدام قانون K_a:

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

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(0.6) \times [H_3O^+]}{2.21}$$

$$[H_3O^+] = \frac{1.8 \times 10^{-5} \times 2.21}{0.6} = 6.63 \times 10^{-5}\, M$$

حساب pH بعد الإضافة

4. حساب pH باستخدام العلاقة:

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(6.63 \times 10^{-5}) = 4.18$$

5. النتيجة النهائية: - الرقم الهيدروجيني pH بعد إضافة الملح هو 4.18.

الأستاذ تمر قدورة
النسخة الأولى

ايجاد كتلة الملح

① احسب عدد مولات الملح $NaHCO_3$ اللازم إضافتها إلى 200mL من محلول حمض H_2CO_3 بتركيز 0.1M، ليصبح الرقم الهيدروجيني pH = 8 علماً بأن $K_a = 4 \times 10^{-7}$.

أ) 0.6　　ب) 0.8　　ج) 1.6　　د) 4

لحساب عدد مولات الملح $NaHCO_3$ اللازم إضافتها إلى 200mL من محلول حمض H_2CO_3 بتركيز $0.1M$ ليصبح الرقم الهيدروجيني $pH = 8$، علماً بأن $K_a = 4 \times 10^{-7}$، نتبع الخطوات التالية:

1. حساب تركيز أيونات الهيدرونيوم $[H_3O^+]$:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-8} = 1 \times 10^{-8}\,M$$

2. تطبيق قانون التفكك K_a:

$$K_a = \frac{[HCO_3^-] \times [H_3O^+]}{[H_2CO_3]}$$

نُعيد ترتيب المعادلة لحساب $[HCO_3^-]$:

$$[HCO_3^-] = \frac{K_a \times [H_2CO_3]}{[H_3O^+]}$$

بالتعويض بالقيم:

$$[HCO_3^-] = \frac{(4 \times 10^{-7}) \times (0.1)}{1 \times 10^{-8}} = 4\,M$$

3. حساب عدد مولات الملح $NaHCO_3$:

$$\text{عدد المولات} = \text{التركيز} \times \text{الحجم}$$

$$\text{عدد مولات الملح} = 4\,M \times 0.2\,L = \mathbf{0.8mol}$$

النتيجة النهائية: عدد مولات الملح $NaHCO_3$ اللازم إضافتها لتحقيق الرقم الهيدروجيني المطلوب $pH = 8$ هو **0.8mol**

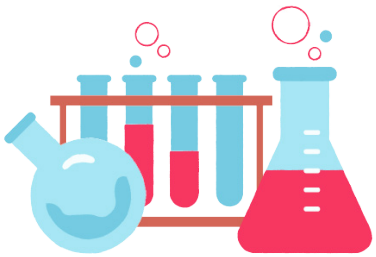
الأستاذ تامر قدورة
النسخة الأولى

① محلول فيه $[OH^-] = 5 \times 10^{-8}$ ونسبة [KA] إلى [HA] تساوي 4 فما قيمة ثابت التأين لهذا الحمض.

1. نبدأ بتطبيق قانون ثابت التأين K_a:

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

2. حساب تركيز أيونات الهيدرونيوم $[H_3O^+]$:



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

بالتعويض:

$$[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{5 \times 10^{-8}} = 2 \times 10^{-7}\,M$$

3. باستخدام النسبة المعطاة $\frac{[A^-]}{[HA]} = 4$، يمكن التعويض في القانون:

$$K_a = 2 \times 10^{-7} \times 4 = 8 \times 10^{-7}$$

النتيجة النهائية: ثابت التأين K_a للحمض هو 8×10^{-7}.

② احسب الرقم الهيدروجيني للمحلول المكون من CH_3COOH و CH_3COOK المتساوية في التركيز، علمًا أن $Ka=1.7\times10^{-5}$ و $\log1.7=0.23$.

بما أن $[CH_3COOH] = [CH_3COOK]$، نعلم أن $K_a = [H_3O^+]$ في هذه الحالة، لذا:

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

لحساب الرقم الهيدروجيني (pH) نستخدم العلاقة:

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

إذن:

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

$$\log(1.7 \times 10^{-5}) = 0.23 - 5 = -4.77$$

وبالتالي:

$$pH = -(-4.77) = 4.77$$

النتيجة النهائية: الرقم الهيدروجيني (pH) للمحلول المكون من CH_3COOH و CH_3COOK المتساوية في التركيز هو 4.77.

الأستاذ تامر قدوره النسخة الرسمية

③ محلول من الحمض H_2CO_3 والملح $NaHCO_3$، رقمه الهيدروجيني 2.3، جد نسبة $[H_2CO_3]$ إلى $[NaHCO_3]$ علمًا بأن $K_a = 4 \times 10^{-7}$

بما أن معطى أن $pH = 2.3$ ونريد حساب نسبة $\frac{[H_2CO_3]}{[NaHCO_3]}$، سنستخدم العلاقة:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][NaHCO_3]}{[H_2CO_3]}$$

من المعطى $K_a = 4 \times 10^{-7}$ والرقم الهيدروجيني $pH = 2.3$، يمكن حساب $[H_3O^+]$ باستخدام العلاقة:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2.3} \approx 5.01 \times 10^{-3}\, M$$

الآن نعيد ترتيب المعادلة لحساب نسبة $\frac{[H_2CO_3]}{[NaHCO_3]}$:

$$\frac{[H_2CO_3]}{[NaHCO_3]} = \frac{[H_3O^+]}{K_a}$$

بالتعويض في المعادلة:

$$\frac{[H_2CO_3]}{[NaHCO_3]} = \frac{5.01 \times 10^{-3}}{4 \times 10^{-7}} = 1.25 \times 10^4$$

النتيجة النهائية: النسبة $\frac{[H_2CO_3]}{[NaHCO_3]}$ هي 1.25×10^4.

الأستاذ حامد قدورة
النسخة الأولى

تأثير الأيون المشترك على توازن القاعدة الضعيفة (NH_3) بإضافة (NH_4Cl)

1. الأمونيا (NH_3) كقاعدة ضعيفة:

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

في هذا التفاعل، تقوم الأمونيا باستقبال بروتون من الماء لتكوين أيون الأمونيوم NH_4^+ وأيون الهيدروكسيد OH^-. بسبب أن الأمونيا قاعدة ضعيفة، فإن كمية التأين محدودة.

2. إضافة الملح (NH_4Cl) وتأثير الأيون المشترك:

$$NH_4Cl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$$

عند إضافة NH_4Cl إلى المحلول، فإنه يتفكك بشكل كامل ليضيف كمية إضافية من أيون الأمونيوم NH_4^+ إلى المحلول.

3. الأثر الحمضي للأيون المشترك:

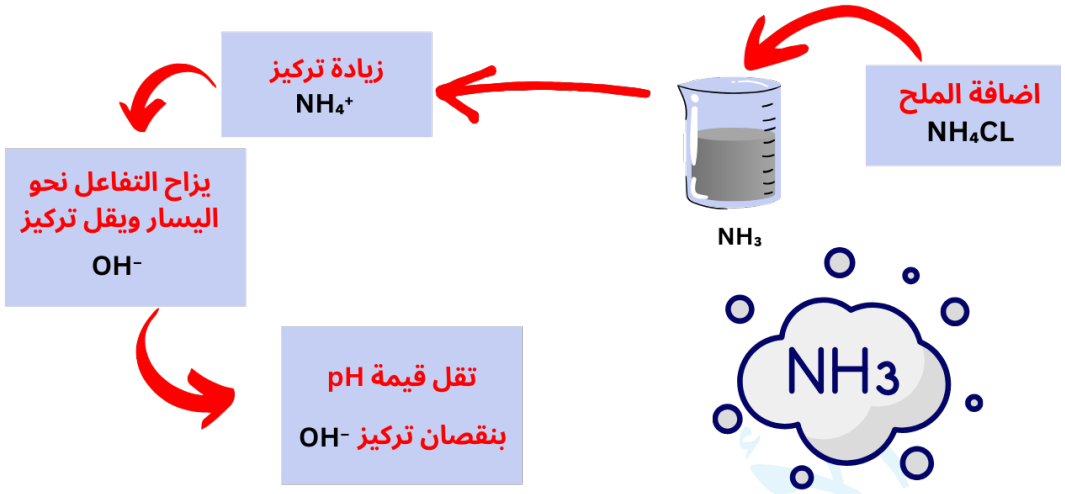
بسبب زيادة تركيز أيون NH_4^+ الذي ينتج عن إضافة الملح، يحدث ما يسمى بالأثر الحمضي للأيون المشترك. طبقًا لـ مبدأ لوشاتيليه، فإن التوازن سينزاح نحو المتفاعلات لتقليل تأثير الأيون المضاف. هذا يؤدي إلى تقليل تركيز أيون OH^- وبالتالي تقليل قاعدية المحلول.

4. قاعدية المحلول:

إضافة الملح الذي يحتوي على الأيون المشترك يقلل من قاعدية المحلول عن طريق تقليل تركيز أيونات OH^-. النتيجة النهائية هي زيادة في حموضة المحلول بسبب تقليل تركيز OH^- وزيادة تركيز H_3O^+.

إضافة الملح المحتوي على الأيون المشترك، مثل NH_4Cl، إلى محلول يحتوي على قاعدة ضعيفة مثل الأمونيا يؤدي إلى تقليل تفكك القاعدة الضعيفة وبالتالي تقليل قاعدية المحلول وزيادة الحموضة.

الأستاذ تامر فتوره
النسخة الأولى



①عند إضافة ملح NH_4Cl إلى محلول NH_3، فإن تركيز NH_3:

يقل تركيزها ويزداد تأينها. **يقل تركيزها ويقل تأينها.**

يزيد تركيزها و يزيد تأينها. **يزيد تركيزها و يقل تأينها.**

المعادلة الأساسية لتأين الأمونيا:

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

عند إضافة NH_4Cl:

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

تأثير الأيون المشترك:

- زيادة NH_4^+ من NH_4Cl تؤدي إلى إزاحة التوازن نحو اليسار (نحو المتفاعلات).
- زيادة تركيز NH_3 (لأن التوازن ينزاح نحو إنتاج المزيد من NH_3).
- يقل تأين NH_3 (لأن التفاعل يتراجع لتكوين المزيد من الأمونيا بدلاً من أيوناتها).

الأستاذ تامر قدورة
النسخة الأولى

فسر تأثير إضافة الملح AHBr إلى القاعدة A على كل مما يلي:

① تركيز OH^- ② تركيز H_3O^+ ③ pH المحلول ④ تركيز A.

تتأين القاعدة وفقًا للتفاعل التالي:

$$A + H_2O \rightleftharpoons AH^+ + OH^-$$

بينما يؤدي إضافة الملح AHBr إلى تفككه في الماء، منتجًا AH^+ و Br^-، كما يلي:

$$AHBr \xrightarrow{H_2O} AH^+ + Br^-$$

حيث تمثل المعادلة الأولى تأين القاعدة، والمعادلة الثانية تفكك الملح.

١. **انخفاض تركيز OH^-:**
عند إضافة AHBr، يزداد تركيز AH^+ في المحلول. يتفاعل AH^+ مع OH^- الموجود لتكوين الماء، مما يؤدي إلى تقليل تركيز OH^-.

٢. **زيادة تركيز H_3O^+:**
مع تقليل تركيز OH^-، يصبح المحلول أقل قاعدية، ويزداد تركيز H_3O^+ .

٣. **انخفاض قيمة pH:**
مع زيادة تركيز H_3O^+، تنخفض قيمة pH، مما يجعل المحلول أكثر حموضة.

٤. **زيادة تركيز A:**
عند إضافة الملح AHBr، يتفكك الملح ويزيد تركيز AH^+ في المحلول. يؤدي هذا إلى إزاحة التفاعل نحو اليسار حسب مبدأ لوتشاتيليه، مما يزيد من تركيز القاعدة A في المحلول.

اتجاه التفاعل ←

$$A + H_2O \rightleftharpoons AH^+ + OH^-$$

الأستاذ تامر قدورة
النسخة الأولى

حساب الكتلة

① كم غرام من الملح AHCl يجب إضافتها إلى لترين من محلول القاعدة A تركيزه 0.1 مول/لتر ورقمه الهيدروجيني pH=10 لتقليل الرقم الهيدروجيني بمقدار 2 ؟ الكتلة المولية للملح AHCl هي 150g/mol.

الرقم الهيدروجيني المعطى هو $pH = 10$، وبالتالي:

$$\mathbf{pOH = 14 - pH = 14 - 10 = 4}$$

تركيز أيونات الهيدروكسيد $[OH^-]$ قبل الإضافة هو:

$$\mathbf{[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-4}\,mol/L}$$

نريد تقليل الرقم الهيدروجيني بمقدار 2، ليصبح $pH = 8$، وبذلك يكون:

$$\mathbf{pOH = 14 - pH = 14 - 8 = 6}$$

تركيز أيونات الهيدروكسيد $[OH^-]$ بعد الإضافة هو:

$$\mathbf{[OH^-] = 10^{-6}\,mol/L}$$

باستخدام قانون ثابت القاعدة K_b:

$$\mathbf{K_b = \frac{[OH^-] \times [AH^+]}{[A]}}$$

تركيز $[A]$ هو 0.1 mol/L، و $[OH^-]$ قبل الإضافة هو 10^{-4}:

$$\mathbf{K_b = \frac{(10^{-4})^2}{0.1} = 10^{-7}}$$

بعد الإضافة، تركيز $[OH^-]$ هو 10^{-6}، ويمكننا حساب $[AH^+]$:

$$\mathbf{[AH^+] = \frac{10^{-8}}{10^{-6}} = 10^{-2}\,mol/L}$$

لحساب الكتلة المطلوبة من الملح $AHCl$ باستخدام الحجم $V = 2$

$$\mathbf{n = [AH^+] \times V = 10^{-2} \times 2 = 2 \times 10^{-2}\,mol}$$

الكتلة المولية للملح $AHCl$ هي 150 g/mol، وبالتالي:

$$\mathbf{m = n \times \text{الكتلة المولية} = 2 \times 10^{-2} \times 150 = 3\,g}$$

الكتلة المطلوبة من الملح $AHCl$ لتقليل الرقم الهيدروجيني بمقدار 2 هي $3\,g$.

الأستاذ تامر قدورة
النسخة الأولى

حساب النسبة

محلول يتكون من القاعدة $C_2H_5NH_2$ والملح $C_2H_5NH_3NO_3$. إذا علمت أن $K_b = 5 \times 10^{-4}$ و $[H_3O^+] = 5 \times 10^{-11}$ فما هي نسبة تركيز القاعدة إلى الملح؟

أ) $\frac{1}{2}$ ب) $\frac{5}{1}$ ج) $\frac{5}{2}$ د) $\frac{2}{5}$

معادلة تفكك الملح:

$$C_2H_5NH_3NO_3 + H_2O \rightarrow C_2H_5NH_3^+ + NO_3^-$$

معادلة تأين القاعدة:

$$C_2H_5NH_2 + H_2O \rightleftharpoons C_2H_5NH_3^+ + OH^-$$

نستخدم العلاقة التالية لحساب نسبة تركيز القاعدة إلى الملح:

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

ومنه يمكننا حساب تركيز $[OH^-]$:

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{5 \times 10^{-11}} = 2 \times 10^{-4}\,\text{mol/L}$$

باستخدام ثابت القاعدة K_b:

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

نعوض القيم:

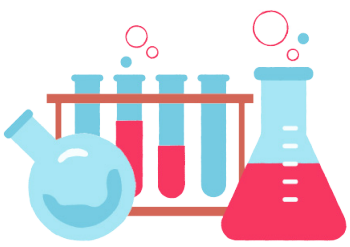
$$5 \times 10^{-4} = \frac{2 \times 10^{-4} \times [\text{الملح}]}{[\text{القاعدة}]}$$

بحل هذه المعادلة نجد:

$$\frac{[\text{القاعدة}]}{[\text{الملح}]} = \frac{2 \times 10^{-4}}{5 \times 10^{-4}} = \frac{2}{5}$$

إذن، نسبة تركيز القاعدة إلى الملح هي:

$$\boxed{\frac{2}{5}}$$



الأستاذ تامر قدورة
النسخة الأولى

تكرار متباعد للمقارنات والجداول

① من حيث القوة : قوة HA > HB فإنه من حيث القوة : NaA < NaB

② من حيث القوة : قوة HA > HB فإنه من حيث pH : HA < HB

③ من حيث القوة : قوة HA > HB فإنه من حيث pH : NaA < NaB

① قوة HA > HB، إذًا NaA < NaB

عندما يكون الحمض HA أقوى من HB، فإن الملح NaA الناتج من HA يكون أضعف من الملح NaB الناتج من HB. الحمض الأقوى يتأين بشكل أكبر ويحرر المزيد من أيونات H_3O^+، مما يؤدي إلى pH أقل للملح NaA مقارنة بـ NaB.

② قوة HA > HB، إذًا pH HA < pH HB

الحمض الأقوى (HA) يحرر المزيد من أيونات H_3O^+ في المحلول، مما يزيد من الحموضة ويؤدي إلى انخفاض pH، وبالتالي يكون pH للحمض الأقوى أقل من pH للحمض الأضعف (HB).

③ قوة HA > HB، إذًا NaA < NaB بالنسبة لـ pH

الملح NaA الناتج من الحمض الأقوى HA يؤثر بشكل أقل على pH مقارنةً بـ NaB الناتج من HB، لأن الحمض الأقوى يحرر المزيد من أيونات H_3O^+، مما يقلل تأثير الملح NaA على زيادة pH مقارنةً بتأثير NaB.

اذا كان الترتيب من حيث القوة : DHCl<CHCl

① فإنه من حيث القوة : C _____ D ① فإنه من حيث القوة : D > C

② فإنه من حيث pH للقاعدة : C _____ D ② فإنه من حيث pH للقاعدة : D > C

③ فإنه حيث pH للملح : CHCl _____ DHCl ③ فإنه حيث pH للملح : DHCl > CHCl

① ترتيب القوة بين D و C: إذا كان الترتيب للاملاح الحمضية التالية DHCl < CHCl، فهذا يعني أن حمض CHCl أقوى من DHCl. وبالتالي فإن القاعدة C هي القاعدة الأضعف مقارنةً بالقاعدة D، لأن الاملاح الحمضية الاقوى لها اضعف قاعدة والعكس صحيح. النتيجة: D > C من حيث القوة (لأن القاعدة D أقوى من القاعدة C).

② ترتيب pH للقاعدة: القاعدة الأقوى تنتج محلولًا أكثر قاعديةً (أي pH أعلى). بما أن D أقوى من C، فإن D ستنتج محلولًا ذا pH أعلى من C. النتيجة: pH للقاعدة D > C.

③ ترتيب pH للملح DHCl و CHCl: بما أن CHCl حمض أقوى من DHCl، فإن المحلول الذي يحتوي على CHCl سيكون أكثر حمضية (pH أقل) من المحلول الذي يحتوي على DHCl. النتيجة: pH لـ CHCl > DHCl.

① من حيث pH قيمة : $HCN > HF$ فإنه من حيث pH للمحلول: $NaCN > NaF$

② من حيث القوة: قوة $N_2H_4 < NH_3$ فإنه من حيث pH للمحلول : $N_2H_5Cl < NH_4Cl$

③ من حيث القوة: قوة $HF > NaF$ فإنه من حيث pH للمحلول: $HF < NaF$

① $NaCN > NaF$ من حيث pH: القاعدة CN^- أقوى من F^-، مما يجعل محلول NaCN أكثر قاعدية.

② $N_2H_5Cl < NH_4Cl$ من حيث pH: الأمونيا أقوى من الهيدرازين، مما يجعل محلول NH_4Cl أقل حمضية.

③ $HF < NaF$ من حيث pH للمحلول : HF حمضي أكثر من NaF، مما يجعل محلول HF أقل pH (أكثر حمضية).

إذا علمت أن القاعدة A أضعف من القاعدة B وأن الحمض المرافق BH^+ أقوى من CH^+ ،

① رتب القواعد حسب قوتها.

② رتب محاليل القواعد متساوية التركيز حسب pH.

③ رتب الأملاح $AHNO_3$، $BHNO_3$، $CHNO_3$ حسب القدرة على التميه.

④ رتب محاليل الأملاح متساوية التركيز حسب $[OH^-]$.

1- ترتيب القواعد حسب قوتها:

- الحمض المرافق BH^+ أقوى من CH^+، مما يعني أن القاعدة C أقوى من القاعدة B.
- القاعدة A أضعف من القاعدة B.

$$A < B < C$$

2- ترتيب محاليل القواعد متساوية التركيز حسب pH:

بما أن القاعدة الأقوى ترفع قيمة pH أكثر، فإن ترتيب pH للمحاليل القاعدية متساوية التركيز سيكون كالتالي:

$$pH(A) < pH(B) < pH(C)$$

3- ترتيب الأملاح $CHNO_3$، $BHNO_3$، $AHNO_3$ حسب التميّه:

- القاعدة A هي الأضعف، وبالتالي ملح $AHNO_3$ سيكون الأكثر خضوعًا للتميّه.
- القاعدة B أضعف من القاعدة C، مما يعني أن ملح $BHNO_3$ سيخضع للتميّه أكثر من $CHNO_3$.

$$AHNO_3 > BHNO_3 > CHNO_3$$

4- ترتيب محاليل الأملاح متساوية التركيز حسب $[OH^-]$:

الأملاح التي تحتوي على القاعدة الأقوى تنتج محاليل ذات pH أعلى، وبالتالي يكون تركيز OH^- أعلى:

$$[OH^-(CHNO_3)] > [OH^-(BHNO_3)] > [OH^-(AHNO_3)]$$

الأستاذ تامر قدورة
النسخة الأولى

المحاليل المنظمة

تؤدي إضافة كمية قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية إلى الماء إلى تغير كبير في الرقم الهيدروجيني للمحلول الناتج، إلا أن هناك بعض المحاليل لا يتأثر رقمها الهيدروجيني بشكل ملحوظ نتيجة هذه الإضافة.

تسمى هذه المحاليل "المحاليل المنظمة"

المحاليل المنظمة هي محاليل يمكنها مقاومة التغير في الرقم الهيدروجيني (pH) عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية إليها.

تتكون المحاليل المنظمة من :

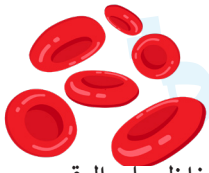
① حمض ضعيف وقاعدته المرافقة (حمض ضعيف وملحه).

② قاعدة ضعيفة وحمضها المرافق (قاعدة ضعيفة وملحها).

CH_3COOH & CH_3COO^-

NH_3 & NH_4^+

من أبرز تطبيقات المحاليل المنظمة :



① المحلول المنظم في الدم: يتكون من حمض الكربونيك (H_2CO_3) وقاعدته المرافقة (HCO_3^-)، ويعمل على الحفاظ على الرقم الهيدروجيني للدم عند حوالي 7.4.

② يساعد هذا المحلول في حمل المواد المختلفة ذات الطبيعة الحمضية أو القاعدية التي تدخل الجسم دون التأثير على الرقم الهيدروجيني للدم.

المحاليل المنظمة تستعمل في:

① صناعة الصباغ

② مستحضرات التجميل

③ صناعة الأدوية

الأستاذ تامر الدوري
النسخة الأولى

① المحاليل المنظمة الحمضية تتكون من :

أ) قاعدة قوية وحمضها المرافق
ب) حمض قوي وقاعدته المرافقة
ج) قاعدة ضعيفة وحمضها المرافق
د) حمض ضعيف وملحه

② الأيون المشترك الموجود في الدم والذي يساهم بشكل كبير في مقاومة التغير في pH هو:

أ) Na^+
ب) Cl^-
ج) HCO_3^-
د) CO_3^{2-}

③ صيغة الملح الذي يمكن إضافته إلى محلول الحمض H_2CO_3 لتكوين محلول منظم هو:

أ) Na_2CO_3
ب) $NaHCO_3$
ج) Na_2CO_3
د) Na_2CO_3

④ أي مما يلي يصلح أن يكون محلول منظم؟

أ) CO_3^{2-} / H_2CO_3
ب) HCO_3^- / H_2CO_3
ج) CO_2 / H_2CO_3
د) HCO^- / H_2CO_3

⑤ أي مما يلي يصلح أن يكون محلول منظم حمضي؟

أ) NH_3 / NH_4Cl
ب) $NaOH / NaF$
ج) HNO_2 / KNO_2
د) $HCl / NaCl$

⑥ أي مما يلي محلول منظم قاعدي؟

أ) $NaF / NaOH$
ب) $NaCl / NaOH$
ج) NH_4Cl / N_2H_4
د) N_2H_5Cl / N_2H_4

⑦ أي الأملاح التالية يمكن إضافته للقاعدة CH_3NH_2 لتكوين محلول منظم؟

أ) CH_3NH_3Cl
ب) CH_3COONa
ج) $NaCl$
د) CH_3NH_2Cl

حل الاسئلة السابقة						
1	2	3	4	5	6	7
د	ج	ب	ب	ج	د	أ

الأستاذ تامر قدوره
السنة الأولى

المحلول المنظم الحمضي

يتكون المحلول المنظم الحمضي من حمض ضعيف وقاعدته المرافقة. على سبيل المثال، يحتوي محلول مكون من حمض الميثانويك HCOOH وملحه ميثانوات الصوديوم HCOONa على نسبة كبيرة من جزيئات الحمض غير المتأين، بالإضافة إلى نسبة كبيرة من القاعدة المرافقة $HCOO^-$.

1. معادلة تفكك الملح HCOONa:

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

2. معادلة تأيّن الحمض HCOOH:

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

3. إضافة قاعدة قوية (مثل NaOH): عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية مثل NaOH إلى المحلول، تتفاعل أيونات OH^- الناتجة مع الحمض غير المتأين HCOOH. التفاعل بين HCOOH و OH^- يقلل تركيز الحمض ويزيد من تركيز القاعدة المرافقة $HCOO^-$:

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

4. تأثير التفاعل على تركيزات الحمض والقاعدة: نتيجة لهذا التفاعل، تركيز الحمض HCOOH سيقل بينما تركيز القاعدة المرافقة $HCOO^-$ سيزداد. ومع ذلك، فإن هذا التغير في التركيزات يكون قليلاً ومتوازنًا بسبب الطبيعة المنظمة للمحلول. بالتالي، نسبة $\frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]}$ ستتغير بشكل طفيف فقط.

5. تأثير التغير على pH وفقًا لقانون ثابت الحموضة K_a: قانون ثابت الحموضة K_a يعبر عن العلاقة بين تركيز أيونات H_3O^+ ونسبة القاعدة المرافقة إلى الحمض:

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \times [HCOO^-]}{[HCOOH]}$$

بما أن نسبة $\frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]}$ تغيرت بشكل طفيف، فإن تأثير هذا التغير على تركيز H_3O^+ سيكون محدودًا جدًا. وبالتالي، سيكون التأثير على pH المحلول قليلًا وغير ملحوظ.

6. النتيجة: الخاصية الأساسية للمحاليل المنظمة هي المحافظة على قيمة pH ثابتة تقريبًا رغم إضافة كميات صغيرة من الأحماض أو القواعد. في هذه الحالة، إضافة NaOH يؤدي إلى انخفاض تركيز الحمض وزيادة في تركيز القاعدة المرافقة، ولكن هذه التغيرات الطفيفة لا تؤثر بشكل كبير على قيمة pH .

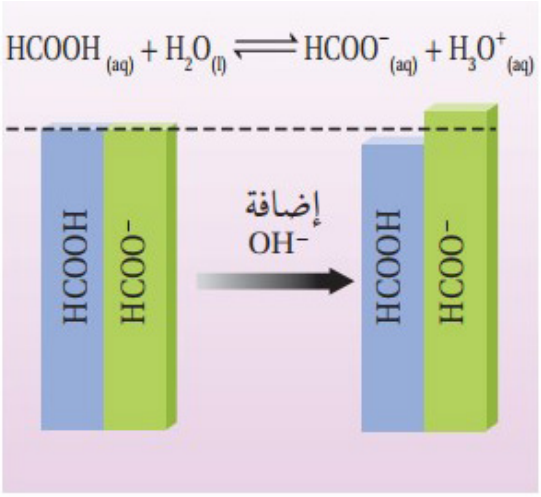
الحالة الأولية (قبل إضافة القاعدة): في البداية، تكون تركيزات الحمض الضعيف HCOOH والقاعدة المرافقة $HCOO^-$ متساوية تقريبًا، وهذا يظهر في الأعمدة الزرقاء والخضراء في الشكل على اليسار.

إضافة القاعدة القوية (OH^-): عندما يتم إضافة قاعدة قوية، مثل هيدروكسيد الصوديوم NaOH، إلى المحلول، تتفاعل أيونات OH^- مع الحمض الضعيف HCOOH، مما يؤدي إلى تكوين ماء (H_2O) وأيونات القاعدة المرافقة $HCOO^-$.

التغير في التركيزات: بعد التفاعل:

تركيز الحمض الضعيف HCOOH: يقل بسبب تفاعله مع أيونات OH^-. هذا الانخفاض يظهر في تقلص العمود الأزرق في الشكل الموجود على اليمين.

تركيز القاعدة المرافقة $HCOO^-$: يزداد نتيجة التفاعل، مما يظهر في زيادة حجم العمود الأخضر في الشكل على اليمين.



الشكلُ (11): أثَرُ إضافة قاعدة إلى محلول منظم حِمضي.

① عند إضافة KOH إلى المحلول المكون من CH_3COONa و CH_3COOH، فإن:

ا) تقل $[CH_3COOH]$ وتزيد $[CH_3COO^-]$ ب) تزيد $[CH_3COOH]$ وتزيد $[CH_3COO^-]$

ج) تقل $[CH_3COOH]$ وتقل $[CH_3COO^-]$ د) تزيد $[CH_3COOH]$ وتقل $[CH_3COO^-]$

1. معادلة تفكك ملح أسيتات الصوديوم CH_3COONa:

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

2. معادلة تأين حمض الأسيتيك CH_3COOH:

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

3. إضافة قاعدة قوية KOH:

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

عند إضافة قاعدة قوية مثل KOH، سيقل تركيز الحمض CH_3COOH بينما يزداد تركيز القاعدة المرافقة CH_3COO^-. ورغم ذلك، فإن التغير في قيمة pH يكون طفيفًا بسبب وجود التوازن بين الحمض والقاعدة المرافقة في المحلول، مما يجعل المحلول قادرًا على تنظيم pH بشكل جيد.

الأستاذ تامر شاهين
النسخة الأولى

الرقم الهيدروجيني للمحلول المنظم الحمضي

سؤال : احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول يتكون من حمض الايثانويك CH_3COOH تركيزه 0.5M وملح CH_3COONa تركيزه 1M ، ثم قارنه بالرقم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة 0.01mol من القاعدة القوية NaOH إلى 1L من المحلول.

$\log 9.7 = 0.987$ $K_a = 2\times10^{-5}$

1. معادلة ثابت الحموضة K_a:

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

2. حساب $[H_3O^+]$ قبل إضافة NaOH:

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

$$[H_3O^+] = \frac{2\times10^{-5}\times 0.5}{1} = 1\times10^{-5}\,M$$

3. حساب الرقم الهيدروجيني pH قبل إضافة NaOH:

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

$$pH = -\log(1\times10^{-5}) = 5.0$$

4. إضافة $0.01\,mol$ من NaOH إلى 1 لتر من المحلول:

- تركيز الحمض بعد الإضافة:

$$[CH_3COOH] = 0.5 - 0.01 = 0.49\,M$$

- تركيز القاعدة المرافقة بعد الإضافة:

$$[CH_3COO^-] = 1 + 0.01 = 1.01\,M$$

5. حساب $[H_3O^+]$ بعد إضافة NaOH:

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

$$[H_3O^+] = \frac{2\times10^{-5}\times 0.49}{1.01} \approx 9.7\times10^{-6}\,M$$

6. حساب الرقم الهيدروجيني pH بعد إضافة NaOH:

$$pH = -\log[H_3O^+] \quad \Longrightarrow \quad pH = -\log(9.7\times10^{-6}) \approx 5.01$$

سؤال : محلول منظم مكون من الحمض HA بتركيز 0.5M والملح KA بتركيز 0.2M إذا كانت قيمة pH = 7.3 و $Ka = 2\times10^{-8}$ فجد مقدار التغير في pH عند إضافة 0.02mol من قاعدة قوية إلى لترين من المحلول.

$\log 4.66 = 0.67$ $\log 5 = 0.7$

1. معادلة ثابت الحموضة K_a:

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

2. حساب $[H_3O^+]$ باستخدام قيمة pH:

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

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-7.3} = 5\times10^{-8}\,M$$

3. حساب تراكيز القاعدة والملح

- تركيز القاعدة بعد الإضافة:

$$[\text{ القاعدة القوية }] = \frac{n}{V} = \frac{0.01}{2} = 0.005\,M$$

- تركيز الحمض بعد الإضافة:

$$[HA] = [HA]\text{ قبل} - \text{تركيز القاعدة المضافة}$$

$$= 0.5 - 0.01 = 0.49\,M$$

- تركيز القاعدة المرافقة بعد الإضافة:

$$[A^-] = [A^-]\text{ قبل} + \text{تركيز القاعدة المضافة}$$

$$= 0.2 + 0.01 = 0.21\,M$$

4. حساب $[H_3O^+]$ بعد إضافة القاعدة:

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

$$[H_3O^+] = \frac{2\times10^{-8}\times 0.49}{0.21} \approx 4.66\times10^{-8}\,M$$

5. حساب الرقم الهيدروجيني pH بعد الإضافة:

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

$$pH = -\log(4.66\times10^{-8}) = 8 - \log(4.66) \approx 8 - 0.67 = 7.33$$

6. مقدار التغير في pH:

$$\Delta pH = pH_{\text{قبل}} - pH_{\text{بعد}} = 7.3 - 7.33 = 0.03$$

النتيجة:

مقدار التغير في pH عند إضافة $0.02\,mol$ من القاعدة القوية إلى لترين من المحلول هو 0.03.

1. محلول منظم يتكون من الحمض HNO_2 تركيزه 0.3M والملح KNO_2 تركيزه 0.2M حيث $K_a = 4 \times 10^{-4}$

إذا علمت أن $\log 6 = 0.78$ و $\log 4 = 0.6$

1) pH للمحلول السابق تساوي

أ) 3.22 ب) 4 ج) 4.78 د) 3

2) إذا أضفنا 0.1 mol من القاعدة NaOH إلى 2L من المحلول السابق، فإن pH يصبح

أ) 3.4 ب) 4.6 ج) 0.18 د) 7

السؤال الثاني:

1. حساب تركيز القاعدة المضافة:

$$[NaOH] = \frac{n_{NaOH}}{V} = \frac{0.1}{2} = 0.05\,M$$

2. حساب $[H_3O^+]$ باستخدام قانون :

$$K_a = \frac{([NO_2^-] + [OH^-]) \times [H_3O^+]}{[HNO_2] - [OH^-]}$$

$$4 \times 10^{-4} = \frac{(0.2 + 0.05) \times [H_3O^+]}{(0.3 - 0.05)}$$

$$4 \times 10^{-4} = \frac{0.25 \times [H_3O^+]}{0.25}$$

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

3. حساب الرقم الهيدروجيني pH:

$$pH = -\log(4 \times 10^{-4}) = 3.4$$

السؤال الأول:

1. معادلة ثابت الحموضة K_a:

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

2. حساب $[H_3O^+]$:

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

$$[H_3O^+] = \frac{4 \times 10^{-4} \times 0.3}{0.2} = 6 \times 10^{-4}\,M$$

3. حساب الرقم الهيدروجيني pH:

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

$$pH = -(\log 6 + \log 10^{-4}) = 4 - 0.78 = 3.22$$

ملاحظة:

عند إضافة قاعدة قوية إلى محلول حمضي منظم، يحدث تفاعل بين القاعدة والحمض، مما يؤدي إلى:

انخفاض تركيز الحمض: وذلك لأن القاعدة تتفاعل مع الحمض، وبالتالي يقل تركيز الحمض (يتم حسابه باستخدام إشارة سالب).

زيادة تركيز القاعدة المرافقة: ناتج عن تفاعل الحمض مع القاعدة، حيث يؤدي هذا التفاعل إلى تكوين القاعدة المرافقة وبالتالي يزداد تركيزها (يتم حسابه باستخدام إشارة موجب).

الأستاذ تمر قادوم
النسخة الأولى

2. إذا أضفنا 0.3mol من القاعدة KOH إلى 3L من المحلول المنظم المحتوي على 0.2M تركيز CH_3COOH و 0.3M تركيز CH_3COONa ، فان نسبة $[H_3O^+]$ الى $[OH^-]$ علما أن $K_a = 1.6 \times 10^{-5}$ ؟

أ) 4×10^{-7} ب) 4×10^{-5} ج) 1600 د) 100

1. حساب تركيز KOH:

$$[KOH] = \frac{n_{KOH}}{V} = \frac{0.3}{3} = 0.1\,M$$

2. حساب تركيز $[H_3O^+]$ باستخدام قانون التوازن:

$$K_a = \frac{([CH_3COO^-] + [OH^-]) \times [H_3O^+]}{[CH_3COOH] - [OH^-]}$$

$$1.6 \times 10^{-5} = \frac{(0.3 + 0.1) \times [H_3O^+]}{(0.2 - 0.1)}$$

$$1.6 \times 10^{-5} = \frac{0.4 \times [H_3O^+]}{0.1}$$

$$[H_3O^+] = \frac{1.6 \times 10^{-5} \times 0.1}{0.4} = 4 \times 10^{-6}\,M$$

3. حساب تركيز $[OH^-]$:

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

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{4 \times 10^{-6}} = 2.5 \times 10^{-9}\,M$$

4. حساب نسبة $\frac{[H_3O^+]}{[OH^-]}$:

$$\frac{[H_3O^+]}{[OH^-]} = \frac{4 \times 10^{-6}}{2.5 \times 10^{-9}} = 1600$$

نسبة تركيز $[H_3O^+]$ إلى $[OH^-]$ بعد إضافة 0.3mol من KOH هي 1600.

الأستاذ تامر دودو
النسخة الأولى

اضافة حمض للمحلول المنظم الحمضي

يتكون المحلول المنظم الحمضي من حمض ضعيف وقاعدته المرافقة. على سبيل المثال، يحتوي محلول مكون من حمض الميثانويك HCOOH وملحه ميثانوات الصوديوم HCOONa على نسبة كبيرة من جزيئات الحمض غير المتأين، بالإضافة إلى نسبة كبيرة من القاعدة المرافقة $HCOO^-$.

1. معادلة تفكك الملح HCOONa:

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

2. معادلة تأيّن الحمض HCOOH:

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

3. إضافة قاعدة قوية (مثل NaOH): عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية مثل NaOH إلى المحلول، تتفاعل أيونات OH^- الناتجة مع الحمض غير المتأين HCOOH. التفاعل بين HCOOH و OH^- يقلل تركيز الحمض ويزيد من تركيز القاعدة المرافقة $HCOO^-$:

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

4. تأثير التفاعل على تركيزات الحمض والقاعدة: نتيجة لهذا التفاعل، تركيز الحمض HCOOH سيقل بينما تركيز القاعدة المرافقة $HCOO^-$ سيزداد. ومع ذلك، فإن هذا التغير في التركيزات يكون قليلاً ومتوازنًا بسبب الطبيعة المنظمة للمحلول. بالتالي، نسبة $\frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]}$ ستتغير بشكل طفيف فقط.

5. تأثير التغير على pH وفقًا لقانون ثابت الحموضة K_a: قانون ثابت الحموضة K_a يعبر عن العلاقة بين تركيز أيونات H_3O^+ ونسبة القاعدة المرافقة إلى الحمض:

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \times [HCOO^-]}{[HCOOH]}$$

بما أن نسبة $\frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]}$ تغيرت بشكل طفيف، فإن تأثير هذا التغير على تركيز H_3O^+ سيكون محدودًا جدًا. وبالتالي، سيكون التأثير على pH المحلول قليلًا وغير ملحوظ.

6. النتيجة: الخاصية الأساسية للمحاليل المنظمة هي المحافظة على قيمة pH ثابتة تقريبًا رغم إضافة كميات صغيرة من الأحماض أو القواعد. في هذه الحالة، إضافة NaOH يؤدي إلى انخفاض تركيز الحمض وزيادة في تركيز القاعدة المرافقة، ولكن هذه التغيرات الطفيفة لا تؤثر بشكل كبير على قيمة pH .

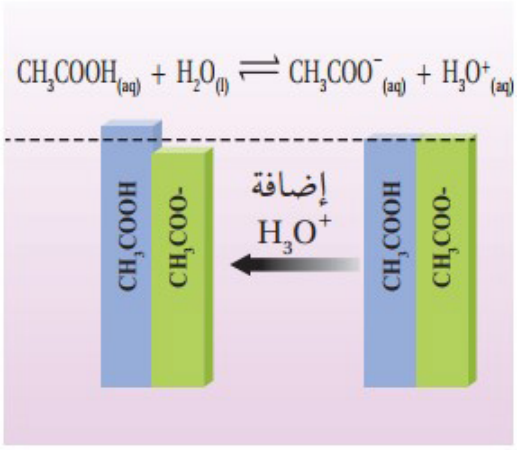
الحالة الأولية (قبل إضافة الحمض): في البداية، تكون تركيزات الحمض الضعيف CH_3COOH والقاعدة المرافقة CH_3COO^- متساوية تقريبًا، كما هو موضح في الأعمدة الزرقاء والخضراء في الشكل على اليسار.

إضافة الحمض القوي H_3O^+: عند إضافة حمض قوي مثل HCl إلى المحلول، تتفاعل أيونات H_3O^+ مع القاعدة المرافقة CH_3COO^-، مما يؤدي إلى تكوين حمض الأيثانويك CH_3COOH والماء H_2O.

التغير في التركيزات: بعد التفاعل:

تركيز القاعدة المرافقة CH_3COO^-: يقل نتيجة تفاعله مع أيونات H_3O^+. يظهر هذا الانخفاض في تقلص العمود الأخضر في الشكل الموجود على اليمين.

تركيز الحمض CH_3COOH: يزداد بسبب التفاعل مع H_3O^+، مما يؤدي إلى زيادة حجم العمود الأزرق في الشكل الموجود على اليمين.



الشكلُ (12): أثَرُ إضافة حِمض إلى محلول منظِّم حِمضي.

مسائل وتحديات

1. محلول منظم مكون من الحمض HF بتركيز 1M وملحه KF بتركيز 2M، احسب مقدار التغير في pH عند إضافة 0.1mol من الحمض HCl إلى 0.5L من المحلول المنظم. قيمة $K_a = 6 \times 10^{-4}$, log 3 = 0.48 , log 4 = 0.6

1. حساب تركيز HCl المضاف:

$$[HCl] = \frac{n_{HCl}}{V} = \frac{0.1}{0.5} = 0.2\,M$$

2. حساب pH قبل إضافة HCl:

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

$$[H_3O^+] = \frac{6 \times 10^{-4} \times 1}{2} = 3 \times 10^{-4}\,M$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = 3.52$$

3. حساب pH بعد إضافة HCl:

$$K_a = \frac{([F^-] - [HCl])[H_3O^+]}{[HA] + [HCl]}$$

$$[H_3O^+] = \frac{6 \times 10^{-4} \times (1 + 0.2)}{(2 - 0.2)} = 4 \times 10^{-4}\,M$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = 3.4$$

4. التغير في pH:

$$\Delta pH = 3.52 - 3.4 = 0.12$$

النتيجة: التغير في pH هو 0.12.

2) محلول منظم تركيز H_3O^+ فيه 3×10^{-4} مكون من الحمض HNO_2 بتركيز 1M وملحه KNO_2. إذا أضفنا 0.5mol من الحمض HCl إلى 2L من المحلول المنظم، فان تركيز H_3O^+ يصبح؟ (معطى: $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$)

1. حساب تركيز NO_2^- قبل إضافة HCl:

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

$$4.5 \times 10^{-4} = \frac{[NO_2^-]_{\text{قبل}} \times (3 \times 10^{-4})}{1}$$

$$[NO_2^-]_{\text{قبل}} = \frac{4.5 \times 10^{-4}}{3 \times 10^{-4}}$$

$$[NO_2^-]_{\text{قبل}} = 1.5\,\text{M}$$

2. حساب تركيز HCl:

$$[\text{HCl}] = \frac{n}{V}$$

$$\frac{0.5\,\text{mol}}{2\,\text{L}} \quad \Longrightarrow \quad [\text{HCl}] = 0.25\,\text{M}$$

3. حساب $[H_3O^+]$ بعد الإضافة:

$$K_a = \frac{[HNO_2]_{\text{بعد}} \times [H_3O^+]}{[NO_2^-]_{\text{بعد}}}$$

$$4.5 \times 10^{-4} = \frac{1.25 \times [H_3O^+]}{1.25}$$

وبذلك:

$$[H_3O^+] = 4.5 \times 10^{-4}\,\text{M}$$

تحديث تركيزات الأيونات:

$$[HNO_2]_{\text{بعد}} = [HNO_2]_{\text{قبل}} + [\text{HCl}] = 1 + 0.25 = 1.25\,\text{M}$$

$$[NO_2^-]_{\text{بعد}} = [NO_2^-]_{\text{قبل}} - [\text{HCl}] = 1.5 - 0.25 = 1.25\,\text{M}$$

النتيجة النهائية: بعد إضافة $0.5\,\text{mol}$ من الحمض HCl، يكون تركيز $[H_3O^+]$ هو $4.5 \times 10^{-4}\,\text{M}$.

التحدي: محلول منظم مكوّن من حمض الخليك (CH_3COOH) بتركيز 1M والملح (CH_3COONa). عند إضافة 0.2mol من حمض HCl إلى 1L من هذا المحلول، أصبح الرقم الهيدروجيني (pH) يساوي 5. المطلوب هو حساب تركيز الملح الناتج. علمًا بأن ثابت التفكك الحمضي (K_a) لحمض الخليك هو 1.5×10^{-5}.

1. حساب $[H_3O^+]$ بعد الإضافة:

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

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

2. بعد إضافة HCl:

$$[CH_3COOH]_{\text{بعد}} = [CH_3COOH]_{\text{قبل}} + [\text{HCl}]$$

$$[CH_3COOH]_{\text{بعد}} = 1 + (1 \times 0.2) = 1.2\,\text{M}$$

3. استخدام قانون K_a:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-] \times [H_3O^+]}{[CH_3COOH]_{\text{بعد}}}$$

$$1.5 \times 10^{-5} = \frac{[CH_3COO^-] \times 1 \times 10^{-5}}{1.2}$$

4. إعادة ترتيب المعادلة:

$$[CH_3COO^-] = \frac{K_a \times [CH_3COOH]_{\text{بعد}}}{[H_3O^+]}$$

$$[CH_3COO^-] = \frac{1.5 \times 10^{-5} \times 1.2}{1 \times 10^{-5}} = 1.8\,\text{M}$$

2) محلول منظم رقمه الهيدروجيني 5، مكون من الحمض HA وملحه بتركيز متساوٍ. اذا علمت ان الرقم الهيدروجيني 4.7 عند إضافة 0.1mol من HCl إلى لتر من المحلول المنظم. احسب تركيز الملح.
(معطى: log 2 = 0.3)

1. الهدف:

حساب تركيز الملح $[A^-]$ قبل الإضافة، والذي نرمز له بـ X.

2. حساب تركيز $[H_3O^+]$ قبل وبعد الإضافة:

$$[H_3O^+]_{\text{قبل}} = 10^{-5} = 1\times10^{-5}\,\text{M} \quad \Longrightarrow \quad [H_3O^+]_{\text{بعد}} = 10^{-4.7} = 2\times10^{-5}\,\text{M}$$

3. تأثير إضافة HCl:

عند إضافة 1.0 مول من HCl إلى لتر من المحلول المنظم:

$$[A^-]_{\text{بعد}} = X - 0.1 \quad \Longrightarrow \quad [HA]_{\text{بعد}} = X + 0.1$$

4. استخدام قانون K_a:

$$K_a = [H_3O^+]_{\text{قبل}} = 1\times10^{-5} \quad \Longrightarrow \quad K_a = \frac{[A^-]_{\text{بعد}}\times[H_3O^+]}{[HA]_{\text{بعد}}}$$

5. معادلة التوازن بعد الإضافة:

باستخدام $[H_3O^+]_{\text{بعد}} = 2\times10^{-5}$ وتطبيق قيم $[HA]_{\text{بعد}}$ و $[A^-]_{\text{بعد}}$:

$$1\times10^{-5} = \frac{(X-0.1)\times2\times10^{-5}}{X+0.1}$$

6. تبسيط المعادلة:

$$(X+0.1)\times1\times10^{-5} = (X-0.1)\times2\times10^{-5} \quad \Longrightarrow \quad X+0.1 = 2(X-0.1)$$

7. توزيع الطرف الأيمن:

$$X+0.1 = 2X-0.2 \quad \Longrightarrow \quad 0.3 = X$$

الأستاذ تامر قدورة
النسخة الأولى

الحمض الابتدائي

سؤال : تم تحضير محلول منظم بحجم 500mL بإضافة كمية من الحمض CH_3COOH وإضافة 1mol من ملح CH_3COONa الى الماء . إذا علمت أن Ka للحمض هي 1.5×10^{-5} وأن الكتلة المولية له 60g/mol . علما أن $[H_3O^+]$ في المحلول تساوي 6×10^{-6} فما هي كتلة الحمض CH_3COOH ؟

أ) 0.4g　　ب) 0.2g　　ج) 24g　　د) 12g

1. المعطيات:

- Ka للحمض $= 1.5 \times 10^{-5}$
- تركيز أيونات الهيدرونيوم $[H_3O^+] = 6 \times 10^{-6}$
- تركيز الملح $[CH_3COO^-]$ نحتاج إلى حسابه.

2. حساب تركيز الملح:

$$[CH_3COO^-] = \frac{\text{عدد مولات الملح}}{\text{حجم المحلول}} = \frac{1mol}{0.5L} = 2M$$

3. التعويض في قانون (Ka):

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

$$1.5 \times 10^{-5} = \frac{(6 \times 10^{-6})(2)}{[CH_3COOH]}$$

4. حساب تركيز الحمض $[CH_3COOH]$:

$$[CH_3COOH] = \frac{(6 \times 10^{-6})(2)}{1.5 \times 10^{-5}}$$

$$[CH_3COOH] = \frac{12 \times 10^{-6}}{1.5 \times 10^{-5}}$$

$$[CH_3COOH] = 0.8M$$

5. حساب كتلة الحمض (CH_3COOH):

$$m = n \times M_r \quad \Longrightarrow \quad n = 0.8 \times 0.5 = 0.4mol$$

$$\Longrightarrow \quad m = 0.4 \times 60 = 24g$$

النتيجة:

إذن، الكتلة المطلوبة من الحمض CH_3COOH هي 24 جرام.

سؤال : محلول مكون من الحمض CH_3COOH ومركب CH_3COONa بتركيز 2 M. عند إضافة 0.4 mol من HCl إلى 2L من المحلول، تصبح $[H_3O^+]$ للمحلول 1.5×10^{-5}. احسب التركيز الابتدائي للحمض CH_3COOH مع العلم أن $Ka = 1.5 \times 10^{-5}$.

1.6M　　1.8M　　2M　　2.2M

التركيز الابتدائي" يشير إلى تركيز المادة قبل حدوث التغيير. في هذه الحالة، التركيز الابتدائي يشير إلى تركيز الحمض CH_3COOH قبل إضافة حمض الهيدروكلوريك HCl. يتم استخدام المصطلح "ابتدائي" للإشارة إلى الحالة الأولى (قبل التفاعل)، ويمكن استخدام مصطلح "نهائي" للإشارة إلى الحالة بعد التفاعل.

في بعض الأحيان، لا يُذكر في السؤال عبارات مثل "قبل" أو "بعد"، ولكن يمكننا استخدام مفاهيم التركيز الابتدائي (التركيز في البداية) والتركيز النهائي (التركيز بعد حدوث التفاعل أو التغيير) للتوضيح.

الأستاذ تامر قنوع
النسخة الأولى

1. حساب تركيز HCl:

يمكننا حساب تركيز HCl المضاف من خلال:

$$[\mathrm{HCl}] = \frac{n}{V} = \frac{0.4}{2} = 0.2\,\mathrm{M}$$

2. قانون Ka والتطبيق:

قبل إضافة الحمض:

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

بعد إضافة الحمض القوي HCl:

$$\mathrm{Ka} = \frac{([\mathrm{CH_3COO^-}] - [\mathrm{HCl}])[\mathrm{H_3O^+}]}{([\mathrm{CH_3COOH}] + [\mathrm{HCl}])}$$

بالتعويض في معادلة Ka الثانية بعد اضافة الحمض يملكننا ايجاد المطلوب:

$$1.5 \times 10^{-5} = \frac{(2 - 0.2) \times 1.5 \times 10^{-5}}{[\mathrm{CH_3COOH}] + 0.2}$$

3. إيجاد التركيز الابتدائي:

نقوم الآن بحساب تركيز الحمض باستخدام المعادلة بعد إضافة الحمض القوي:

$$1.5 \times 10^{-5} = \frac{(1.8) \times (1.5 \times 10^{-5})}{[\mathrm{CH_3COOH}] + 0.2}$$

نبسط المعادلة:

$$[\mathrm{CH_3COOH}] = 1.6\mathrm{M}$$

كمية الحمض والقاعدة القوية

السؤال: محلول منظم يتكون من الحمض HNO_2 تركيزه 0.3 M والملح KNO_2 تركيزه 0.2 M (أهمل تغير الحجم). احسب عدد مولات NaOH اللازم إضافتها إلى 1 L من المحلول لتصبح pH تساوي 4. علمًا أن $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$.

1. حساب تركيز أيونات الهيدرونيوم $[H_3O^+]$:

من علاقة pH مع تركيز H_3O^+:

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

نحسب تركيز $[H_3O^+]$:

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

2. قانون (Ka) بعد إضافة القاعدة:

$$\mathrm{Ka} = \frac{([\mathrm{NO_2^-}] + [\mathrm{OH^-}]) \times [\mathrm{H_3O^+}]}{[\mathrm{HNO_2}] - [\mathrm{OH^-}]}$$

3. تعويض القيم في قانون Ka:

$$4.5 \times 10^{-4} = \frac{(0.2 + x) \times (1 \times 10^{-4})}{(0.3 - x)}$$

4. حل المعادلة لإيجاد x:

$$4.5 \times 10^{-4} \times (0.3 - x) = (0.2 + x) \times 1 \times 10^{-4}$$

نوزع الطرف الأيسر:

$$(1.35 \times 10^{-4} - 4.5 \times 10^{-4}x) = (0.2 \times 10^{-4} + x \times 10^{-4})$$

نرتب المعادلة:

$$1.35 \times 10^{-4} - 0.2 \times 10^{-4} = 4.5 \times 10^{-4}x + x \times 10^{-4}$$

نقوم بتبسيط الطرفين:

$$1.15 \times 10^{-4} = 5.5 \times 10^{-4}x$$

نقسم كلا الطرفين على 5.5×10^{-4}:

$$x = \frac{1.15 \times 10^{-4}}{5.5 \times 10^{-4}} = \frac{1.15}{5.5} = 0.209\,\mathrm{M}$$

5. حساب عدد مولات NaOH:

$$n = [\mathrm{OH^-}] \times V$$

$$n = 0.209 \times 1 = 0.209\,\mathrm{mol}$$

النتيجة:

عدد مولات NaOH التي يجب إضافتها هو $0.209\,\mathrm{mol}$.

التحدي الأقوى

محلول منظم رقمه الهيدروجيني 4.4 مكوّن من حمض الأسيتيك CH_3COOH بتركيز 0.8M وملح خلات الصوديوم CH_3COONa بتركيز مجهول. إذا علمت أن $Ka = 2 \times 10^{-5}$ لحمض الأسيتيك، فاحسب كتلة NaOH اللازمة لإضافتها إلى 2 لتر من المحلول السابق لتغيير درجة الحموضة (pH) بمقدار 0.6. علمًا أن الكتلة المولية لـ NaOH تساوي 40g/mol.

$\log 4 = 0.6$

قم بحل السؤال وإرساله إلينا عبر تيليجرام
لنتمكن من تصحيحه.

@THAMER_CHEMISTRY

اضافة قاعدة إلى محلول منظم قاعدي

يتكون المحلول المنظم القاعدي من قاعدة ضعيفة وحمضها المرافق. على سبيل المثال، يحتوي محلول مكون من الأمونيا NH_3 وملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl على نسبة كبيرة من جزيئات الأمونيا غير المتأينة، بالإضافة إلى نسبة كبيرة من الحمض المرافق NH_4^+.

1. معادلة تفكك الملح NH_4Cl:

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

2. معادلة تأيّن القاعدة NH_3:

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

3. إضافة قاعدة قوية (مثل NaOH): عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية مثل NaOH إلى المحلول، تتفاعل أيونات OH^- الناتجة مع الحمض المرافق NH_4^+. التفاعل بين NH_4^+ و OH^- يقلل من تركيز الحمض المرافق ويزيد من تركيز القاعدة NH_3:

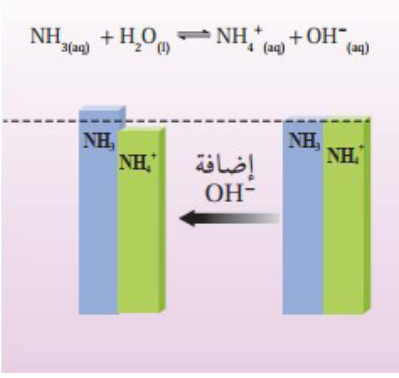
$$NH_4^+ + OH^- \rightarrow NH_3 + H_2O$$

4. تأثير التفاعل على تركيزات القاعدة والحمض: نتيجة لهذا التفاعل، تركيز الحمض المرافق NH_4^+ سيقل بينما تركيز القاعدة NH_3 سيزداد. ومع ذلك، فإن هذا التغير في التركيزات يكون قليلاً ومتوازنًا بسبب الطبيعة المنظمة للمحلول. بالتالي، نسبة $\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$ ستتغير بشكل طفيف فقط.

5. تأثير التغير على pH وفقًا لقانون ثابت الحموضة K_b: قانون ثابت القاعدية K_b يعبر عن العلاقة بين تركيز أيونات OH^- ونسبة الحمض المرافق إلى القاعدة:

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

بما أن نسبة $\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$ تغيرت بشكل طفيف، فإن تأثير هذا التغير على تركيز OH^- سيكون محدودًا جدًا. وبالتالي، سيكون التأثير على pH المحلول قليلًا وغير ملحوظ.



6. النتيجة: الخاصية الأساسية للمحاليل المنظمة هي المحافظة على قيمة pH ثابتة تقريبًا رغم إضافة كميات صغيرة من الأحماض أو القواعد. في هذه الحالة، إضافة NaOH يؤدي إلى زيادة تركيز القاعدة NH_3 وانخفاض في تركيز الحمض المرافق NH_4^+، ولكن هذه التغيرات الطفيفة لا تؤثر بشكل كبير على قيمة pH.

الأستاذة نعيمة سعودي
النسخة الأولى

سؤال : أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول منظم مكون من الأمونيا NH_3 بتركيزها 0.5M، والملح NH_4Cl بتركيز 0.5M. ثم قارن الرقم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة 0.1mol من القاعدة القوية NaOH إلى 1L من المحلول.

علماً أن $Kb = 2 \times 10^{-5}$

log 3.3 = 0.52 log 3 = 0.48 log 2 = 0.3

قبل إضافة NaOH

1. معادلة تأين القاعدة (NH_3) في الماء:

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

2. قانون K_b للأمونيا:

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

3. حساب pOH قبل إضافة NaOH:

$$2 \times 10^{-5} = \frac{(0.5) \times [OH^-]}{0.5}$$

بتبسيط المعادلة:

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

4. حساب pOH و pH قبل إضافة NaOH:

لحساب pOH:

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

$$pOH = -\log(2 \times 10^{-5})$$

إذًا:

$$pOH = 5 - 0.3 = 4.7$$

وبما أن:

$$pH + pOH = 14$$

نحسب:

$$pH = 14 - 4.7 = 9.3$$

إذًا، pH للمحلول قبل إضافة NaOH 9.3.

بعد إضافة NaOH

5. بعد إضافة NaOH

$$[OH^-] = \frac{n}{V} = \frac{0.1\,\text{mol}}{1\,\text{L}} = 0.1\,\text{M}$$

6. معادلة K_b بعد إضافة القاعدة:

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

بالتعويض:

$$2 \times 10^{-5} = \frac{(0.5 - 0.1) \times [OH^-]}{0.5 + 0.1}$$

بتبسيط المعادلة:

$$2 \times 10^{-5} = \frac{0.4 \times [OH^-]}{0.6}$$

نضرب الطرفين في 0.6 :

$$(2 \times 10^{-5}) \times 0.6 = 0.4 \times [OH^-]$$

$$1.2 \times 10^{-5} = 0.4 \times [OH^-]$$

نقسم الطرفين على 0.4 :

$$[OH^-] = \frac{1.2 \times 10^{-5}}{0.4} = 3 \times 10^{-5}\,\text{M}$$

7. حساب pOH و pH بعد إضافة القاعدة:

نحسب pOH:

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

$$pOH = -\log(3 \times 10^{-5})$$

$$pOH = 5 - \log 3 = 5 - 0.48 = 4.52$$

ومن ثم نحسب pH

$$pH = 14 - pOH = 14 - 4.52 = 9.48$$

8. الفرق في الرقم الهيدروجيني:

إذًا، الفرق في pH هو:

$$\Delta pH = 9.48 - 9.3 = 0.18$$

الأستاذ تامر فوزي
النسخة الأولى

اضافة حمض إلى محلول منظم قاعدي

1. معادلة تفكك الملح NH_4Cl:

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

2. معادلة تأيّن القاعدة NH_3:

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

3. إضافة حمض قوي (مثل HCl): عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي مثل HCl إلى المحلول، تتفاعل أيونات H^+ الناتجة مع القاعدة NH_3. التفاعل بين NH_3 و H^+ يقلل من تركيز القاعدة NH_3 ويزيد من تركيز الحمض المرافق NH_4^+:

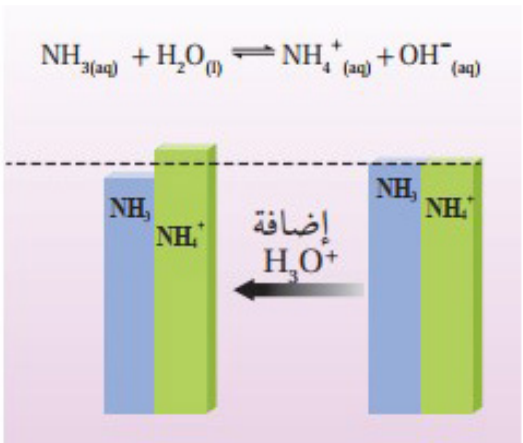
$$NH_3 + H_3O^+ \rightarrow NH_4^+ + H_2O$$

4. تأثير التفاعل على تركيزات القاعدة والحمض: نتيجة لهذا التفاعل، تركيز القاعدة NH_3 سيقل بينما تركيز الحمض المرافق NH_4^+ سيزداد. ومع ذلك، فإن هذا التغير في التركيزات يكون قليلاً ومتوازنًا بسبب الطبيعة المنظمة للمحلول. بالتالي، نسبة $\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$ ستتغير بشكل طفيف فقط.

5. تأثير التغير على pH وفقًا لقانون ثابت الحموضة K_b: قانون ثابت القاعدية K_b يعبر عن العلاقة بين تركيز أيونات OH^- ونسبة الحمض المرافق إلى القاعدة:

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

بما أن نسبة $\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$ تغيرت بشكل طفيف، فإن تأثير هذا التغير على تركيز OH^- سيكون محدودًا جدًا. وبالتالي، سيكون التأثير على pH المحلول قليلًا وغير ملحوظ.



6. النتيجة:

الخاصية الأساسية للمحاليل المنظمة هي المحافظة على قيمة pH ثابتة تقريبًا رغم إضافة كميات صغيرة من الأحماض أو القواعد. في هذه الحالة، إضافة HCl يؤدي إلى زيادة تركيز الحمض المرافق NH_4^+ وانخفاض في تركيز القاعدة NH_3، ولكن هذه التغيرات الطفيفة لا تؤثر بشكل كبير على قيمة pH.

سؤال : محلول منظم مكون من القاعدة N_2H_4 بتركيز 0.3M، والملح N_2H_4Cl بتركيز 0.1M. جد الرقم الهيدروجيني للمحلول عند إضافة 18g من الحمض HCl (Mr = 36g/mol) في 5L من المحلول.

علمًا أن ($Kb = 2 \times 10^{-6}$ $\log 2 = 0.3$)

1. حساب عدد مولات الحمض HCl المضاف:

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{الكتلة}}{\text{الكتلة المولية}} = \frac{18\,\text{g}}{36\,\text{g/mol}} = 0.5\,\text{mol}$$

2. حساب تركيز الحمض HCl المضاف:

$$[\text{HCl}] = \frac{\text{عدد المولات}}{\text{حجم المحلول}} = \frac{0.5\,\text{mol}}{5\,\text{L}} = 0.1\,\text{M}$$

3. حساب الرقم الهيدروجيني (pH) باستخدام قانون K_b:

$$K_b = \frac{[N_2H_4Cl] \times [OH^-]}{[N_2H_4]}$$

بالتعويض بالقيم:

$$2 \times 10^{-6} = \frac{(0.2) \times [OH^-]}{0.2}$$

بما أن تركيز N_2H_4Cl و N_2H_4 متساويان (2M.0 لكلاهما)، تصبح المعادلة:

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

4. حساب pOH و pH:

لحساب pOH من تركيز OH^-:

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

$$pOH = -\log(2 \times 10^{-6})$$

وباستخدام المعطيات:

$$pOH = 6 - \log 2 = 6 - 0.3 = 5.7$$

الآن نحسب pH:

$$pH = 14 - pOH = 14 - 5.7 = 8.3$$

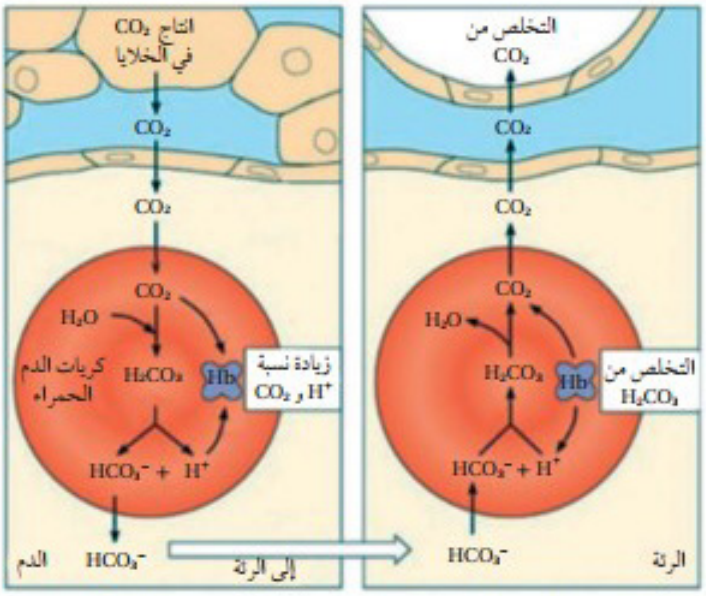
5. النتيجة:

الرقم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة 18g من HCl هو 8.3.

إذا أضفنا 18 جرامًا من HCl إلى 5 لترات من المحلول، سيكون الرقم الهيدروجيني pH الناتج هو 8.3، .

الإثراءُ والتوسُّعُ

المحلولُ المنظِّم في الدم



يحتوي الدمُ على عدد منَ المحاليل المنظِّمة، تحافظ على قِيَمِ الرَّقْم الهيدروجيني بين (7.35–7.45)، وهذا نطاقٌ ضيِّق تحدثُ فيه جميع التغيُّرات الكيميائيّة الحيويّة في الجسم، وفي حال زيادة الرَّقْم الهيدروجيني أعلى من 7.8 أو انخفاضه إلى أقلَّ من 6.8 يختلُّ النظامُ الحيوي في الجسم، وقد يؤدي ذلك إلى الوفاة، لذلك يقوم الجسم بضبط قيمة pH عن طريق عمليات حيوية مختلفة.

يُعَدُّ محلولُ حِمض الكربونيك وقاعدته المرافقة (H_2CO_3/HCO_3^-) أحدَ أهمِّ المحاليل المنظِّمة في الدم، والمعادلة الآتية تمثلُ المحلولَ المنظِّم في الدم:

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

تؤدي زيادة الأنشطة التي يمارسها الشخصُ إلى زيادة معدل التنفُّس اللاهوائي في الخلايا، وزيادة إنتاج ثاني أكسيد الكربون CO_2، حيث يندفع إلى الدم ويتفاعل معَ الماء ويؤدي إلى زيادة تركيز H_2CO_3.

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

وعند زيادة تركيزُ أيونات H_3O^+ في الدم؛ يعمل المحلول المنظِّم على التخلُّص من تلك الزيادة، وذلك عن طريق إزاحة موضع الاتزان إلى جهة اليسار نحو تكوين حِمض الكربونيك H_2CO_3، فيزداد تركيزُه في الدم، ويقلّ بذلك تركيزُ HCO_3^-، ويقلّ تركيزُ أيونات H_3O^+، ممّا يحفِّزُ الكُلى إلى إنتاج أيونات HCO_3^-

لتعويض النقص في تركيزها، وتعمل الرئة على امتصاص الزيادة في تركيز حِمض الكربونيك في الدم؛ حيث يتفكَّكُ حِمض الكربونيك في الرئة إلى ثاني أكسيد الكربون CO_2 وبخار الماء، ويجري التخلُّصُ منهما عن طريق التنفس. وتستمرُّ إزاحة موضع الاتزان مرّةً نحو اليسار وأخرى نحو اليمين؛ ممّا يساعد على بقاء تركيز أيونات H_3O^+ ثابتًا نسبيًّا، ويحافظ على مدى ثابت منَ الرَّقْم الهيدروجيني في الدم.

وبهذا؛ فإنَّ الكُلى تعمل على ضبط تركيز أيونات HCO_3^- زيادة أو نقصانًا، أما الرئة فتعمل على ضبط تركيز ثاني أكسيد الكربون في الخلايا وتركيز حِمض الكربونيك في الدم.