



المجتهد في الكيمياء

الوحدة الأولى:
الحموض والقواعد

الأستاذ
أنس القدومي

00962 795 059 831

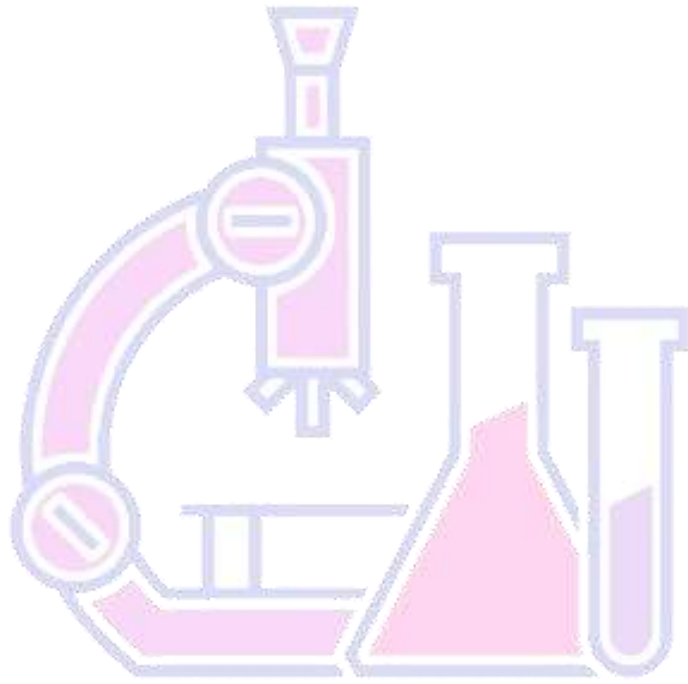
YouTube Facebook TikTok Instagram
@أنس القدومي

الوحدة الأولى (1): الحموض والقواعد وتطبيقاتها

- التجربة الاستهلاية: خصائص الحموض والقواعد
- الدرس الأول: الحموض والقواعد
- الدرس الثاني: الرقم الهيدروجيني ومحاليل الحموض والقواعد القوية
- الدرس الثالث: الحموض والقواعد الضعيفة
- الدرس الرابع: الأملاح والمحاليل المنظمة
- الإثراء والتوسع: المحلول المنظم في الدم
- مراجعة الوحدة

إعداد المعلم:

أ. أنس القدومي



المجتهد في الكيمياء

أ. أنس القدومي

المقدمة:

المجتهد في الكيمياء

الوحدة الأولى: الحموض والقواعد وتطبيقاتها

المحتويات

- شرح مفصل لمادة الكيمياء لصف الثاني ثانوي العلمي.

- أسئلة متنوعة وشاملة للمادة لكل درس لوحدة.

- إجابة أسئلة الكتاب كل درس لوحده وإجابة أسئلة الوحدة.

- أسئلة متنوعة للاختبار الذاتي للطالب، وإجاباتها لتحقيق

** نعتز بكم وبكم نتميز صناع المستقبل **

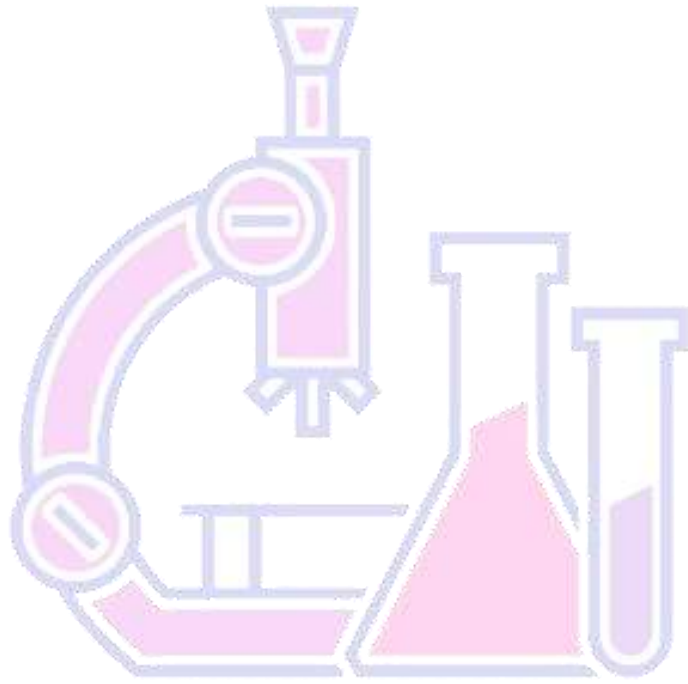
يمكن تحميلها إلكترونياً من موقع منصة أساس التعليمية WWW.ASAS4EDU.COM

أو يمكن تحميلها على صيغة PDF من مجموعة المجتهد في الكيمياء على الفيس بوك.

المجتهد في الكيمياء
أ. أنس القدومي

إعداد:

أ. أنس القدومي

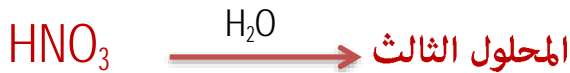
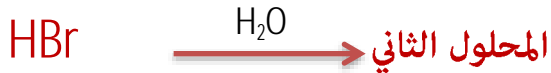


المجتهد في الكيمياء

أ. أنس القدومي

• التجربة الاستهلاكية: خصائص الحموض والقواعد

لفت نظر العلماء أن المواد المختلفة عند إذابتها في الماء ينتج عن ذلك محاليل مختلفة لكنها متشابهة في صفاتها فمثلاً، عند إذابة بعض المواد مثل HCl ، HBr ، HNO_3 ، في الماء ينتج عن ذلك ثلاث محاليل مختلفة لكنها متشابهة في صفاتها كما يلي :

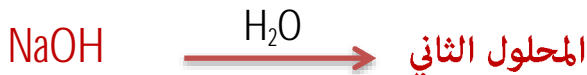
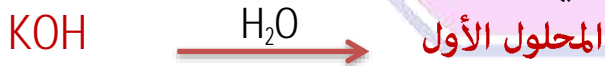


😊 لاحظ أن:-

المحاليل الثلاث السابقة تتشابه في صفاتها كالطعم الحامض، كما أنها تؤثر هذه المحاليل في الكواشف مثل ورقة دوار الشمس فتحول لونه الأزرق إلى الأحمر، ومحاليلها المائية موصلة جيداً للتيار الكهربائي، ومن الأمثلة عليها حمض الكربونيك الموجود في المشروبات الغازية، وحمض الهيدروكلوريك الموجود في المعدة، حمض السيتريك الموجود في الليمون والبرتقال والطماطم

فسميت مثل هذه المواد بالحموض، وسميت الصفات السابقة بالصفات الحمضية

أما هناك بعض المواد مثل LiOH - NaOH - KOH عند إذابتها في الماء ينتج عن ذلك محاليل مختلفة لكنها متشابهة في صفاتها كما يلي



😊 لاحظ أن:-

المحاليل الثلاث السابقة تتشابه في صفاتها كالطعم المر وملمسها الانزلاقي، كما أنها تؤثر مثل هذه المحاليل في الكواشف مثل ورقة دوار الشمس فتحول لونه الأحمر إلى الأزرق، ومحاليلها المائية موصلة جيدة للتيار الكهربائي، ومن الأمثلة عليها، محلول هيدروكسيد الصوديوم الموجودة في المنظفات وصناعة الصابون، و تتواجد القواعد بالكثير من المواد الغذائية مثل الخضراوات، (السبانخ، والبروكلي، والخيار) والفواكه (المشمش، والتفاح، والفراولة).

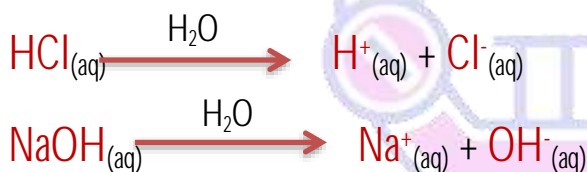
فسميت مثل هذه المواد بالقواعد، وسميت الصفات السابقة بالصفات القاعدية

وهناك من المحاليل بعض المواد التي لا تشترك مع الحموض ولا القواعد في صفاتها، فمثلاً محلول من الماء النقي الذي أضيف إليه ملح الطعام ينتج محلولاً طعمه مالح (ليس بحامض أو مر ولا يؤثر في لون ورقة تباع الشمس) سميت بالمحاليل المتعادلة

صفات الحمض	صفات القاعدة
محاليلها مائية موصلة للتيار الكهربائي	محاليلها مائية موصلة للتيار الكهربائي
طعمها حامض	طعمها مر، ملمسها انزلاقي
تغير لون ورقة دوار الشمس من الأزرق إلى الأحمر	تغير لون ورقة دوار الشمس من الأحمر إلى الأزرق

وبناءً على ذلك صنف العلماء المواد إلى حموض وقواعد ومواد متعادلة، كما أنه جرى البحث عن سبب التشابه في صفات محاليل الحموض والتشابه في صفات محاليل القواعد رغم أنها مواد مختلفة أنتج محاليل متشابهة في صفاتها، فبدأ في ذلك العالم **أرهينيوس** وأكمل علمه العالمان **برونستد** - **لوري** وأتم العلم فيما بعد العالم **لويس** ووضع مفهوماً أكثر شمولية، لكن قبل أن نبدأ في مفاهيم الحموض والقواعد سنتعرف على تآين كل من الحموض والقواعد في الماء

تتآين الحموض لتنتج أيون الهيدروجين الموجب (H^+) عند إذابتها في الماء، وتتآين كذلك القواعد منتجة أيون الهيدروكسيد السالب (OH^-) عند إذابتها في الماء، كما يلي



كما أن الحموض والقواعد تتفاوت في قدرتها على التآين فهناك بعض من الحموض والقواعد القوية ومنها الضعيفة بالاعتماد على قدرتها للتآين حيث أن.

الحموض القوية: وهي حموض تتآين كلياً في الماء، منتجة بذلك أيون الهيدروجين الموجب ومن، أمثلتها



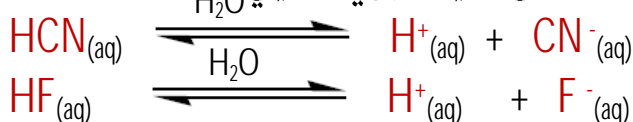
ويمكن تمثيل معادلة تآينها بالماء باستخدام سهم واحد لدلالة على التآين التام كما يلي



الحموض الضعيفة: وهي حموض تتآين جزئياً في الماء، منتجة بذلك أيون الهيدروجين الموجب، ومن أمثلتها



ويمكن تمثيل معادلة تآينها بالماء بالتفاعل المنعكس لدلالة على التآين الجزئي كما يلي



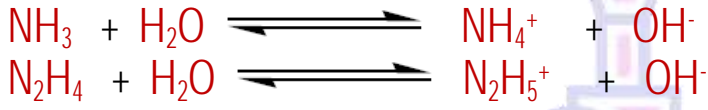
القواعد القوية: وهي قواعد تتأين كلياً في الماء، منتجةً بذلك أيون الهيدروكسيد السالب، ومن أمثلتها KOH - $NaOH$ - $LiOH$

ويمكن تمثيل معادلة تأينها بالماء باستخدام سهم واحد لدلالة على التأين التام كما يلي

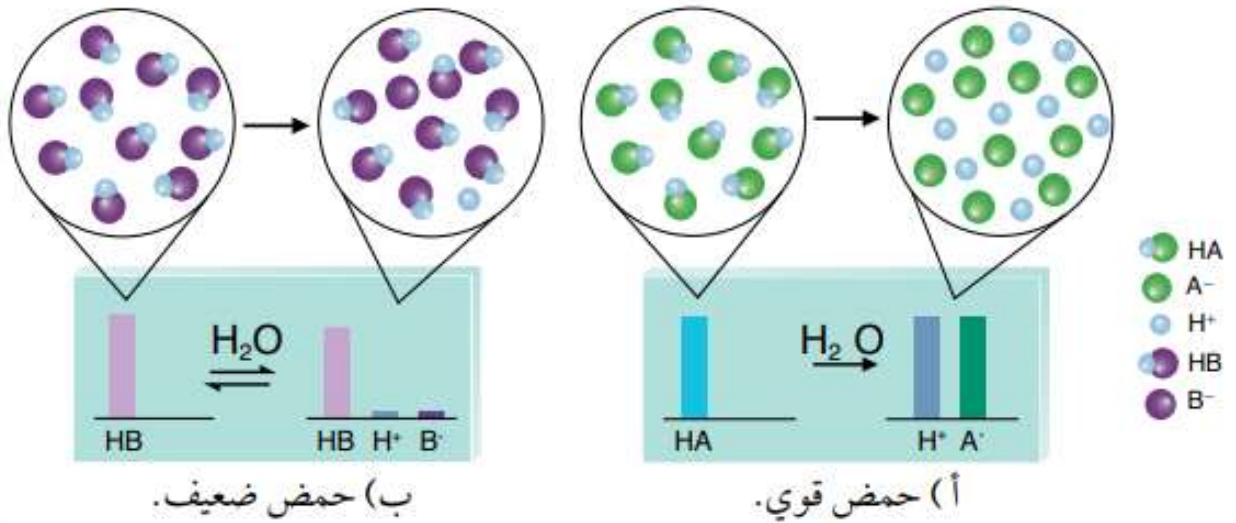


القواعد الضعيفة: وهي قواعد تتأين جزئياً في الماء، منتجةً بذلك أيون الهيدروكسيد السالب، ومن أمثلتها $N_2H_4 - NH_3$

ويمكن تمثيل معادلة تأينها بالماء بالتفاعل المنعكس لدلالة على التأين الجزئي كما يلي



وفي الشكل التالي يبين الفرق في تأين حمضين، الحمض القوي HA والحمض الضعيف HB في الماء



وستتعرف على مفهوم الحموض والقواعد لثلاثة علماء مختلفين كما يلي:

- 1] مفهوم أرهينيوس للحموض والقواعد.
- 2] مفهوم برونستد ولوي للحموض والقواعد.
- 3] مفهوم لويس للحموض والقواعد.

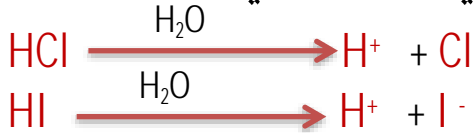
• الدرس الأول: الحموض والقواعد

مفاهيم الحموض والقواعد

[1] مفهوم أرهينيوس للحموض والقواعد

حمض أرهينيوس:

كان العالم أرهينيوس يحضر محاليل مائية للحموض مثل $\text{HNO}_3 - \text{H}_2\text{SO}_4 - \text{H}_3\text{PO}_4 - \text{HCl}$ و $\text{HI} - \text{CH}_3\text{COOH}$ وغيرها فلاحظ أن مثل هذه المواد عند إذابتها في الماء تتأين كما في المعادلات التالية:



ومن معادلات التأين السابقة نتج عن ذلك أيون الهيدروجين الموجب (H^+) وهو الذي ينتج عند إذابة الحموض في الماء، فتوصل أن **أيون الهيدروجين الموجب** المشترك من تأين الحموض هو **المسؤول عن الصفات الحمضية** لمحاليل الحموض وهو الذي جعل مثل هذه المحاليل مشتركة في صفاتها. فوضع بناء على ذلك مفهوماً للحموض حيث عرّف أرهينيوس الحمض كما يلي:

الحمض: هي مادة عند إذابتها في الماء تنتج أيون الهيدروجيني الموجب (H^+)

ومن الأمثلة على المركبات التي تعتبر من حموض أرهينيوس.

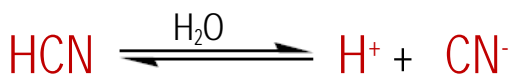


يتضح من أمثلة حموض أرهينيوس أن جميع الحموض تحتوي على ذرات الهيدروجين، فبعضها يحتوي على ذرة هيدروجين واحدة، مثل HCl ، ويسمى حمضاً أحادي البروتون، وبعضها يحتوي على ذرتي هيدروجين مثل H_2SO_4 ، يسمى ثنائي البروتون، وبعضها يحتوي على ثلاث ذرات هيدروجين مثل H_3PO_4 ، يسمى ثلاثي البروتون، وبالتدقيق بالحمض CH_3COOH يحتوي ذرة الكربون على ثلاث ذرات هيدروجين، لكنها غير قادرة على التأين لأنها غير قطبية، أما ذرة الهيدروجين المرتبطة بذرة الأكسجين ذات السالبة الكهربائية العالية، لها القدرة على التأين لأنها قطبية، لذلك يعد الحمض CH_3COOH أحادي البروتون، كما في المعادلة الآتية:



يفسر أرهينيوس السلوك الحمضي للحموض كما في المعادلات التالية التي تبين تأين بعض المركبات

السابقة لتعطي أيون الهيدروجيني الموجب (H^+) عند إذابتها في الماء ومجموعة أخرى سالبة كما يلي:



سؤال: فسر السلوك الحمضي لمحلول الحمض القوي HBr وفق مفهوم أرهينيوس؟

سؤال

يعد HBr حمضاً وفق مفهوم أرهينيوس لأنه عند إذابته في الماء ينتج أيون الهيدروجين الموجب كما يلي:



سؤال: اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يلي:

- (1) أي من محاليل المواد التالية لا يعد حمضاً وفق مفهوم أرهينيوس:
- (أ) H_2SO_4 (ب) HNO_3 (ج) Fe^{+3} (د) HCN
- (2) أي من الحموض التالية استطاع تفسير سلوكه الحمضي أرهينيوس في محاليلها المائية:
- (أ) Cu^{+2} (ب) H_2O (ج) Ag^+ (د) HI

الإجابة:

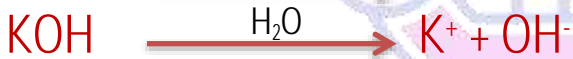
1 - (ج) Fe^{+3} 2 - (د) HI

قاعدة أرهينيوس :

كما كان العالم أرهينيوس يحضر محاليل مائية للقواعد مثل



وغيرها فلاحظ أن مثل هذه المواد عند إذابتها في الماء تتأين كما في المعادلات التالية:



وينطبق ذلك على هيدروكسيدات الفلزات للمجموعتين الأولى والثانية، ومن معادلات التأين السابقة نتج عن ذلك أيون الهيدروكسيد السالب (OH^-) وهو الأيون المشترك الذي ينتج عند إذابة القواعد في الماء، فتوصل أن **أيون الهيدروكسيد السالب** المشترك من تأين القواعد هو **المسؤول عن الصفات القاعدية** لمحاليل القواعد وهو الذي جعل مثل هذه المحاليل مشتركة في صفاتها.

فوضع بناءً على ذلك مفهوماً للقواعد حيث عرف أرهينيوس القواعد كما يلي:

القاعدة : مادة عند إذابتها في الماء تنتج أيون الهيدروكسيد السالب (OH^-).

حيث يفسر سلوكها القاعدي كما في المعادلات السابقة التي تبين تأين بعض القواعد، لتعطي أيون الهيدروكسيد السالب (OH^-) عند إذابتها في الماء و مجموعة أخرى موجبة.

يتضح من أمثلة قواعد أرهينيوس أنها جميعها تحتوي على أيون الهيدروكسيد، فبعضها يحتوي على أيون هيدروكسيد واحدة، مثل NaOH ، وبعضها يحتوي على أيوني هيدروكسيد مثل Ca(OH)_2 .

😊 ملاحظة:

من تعريف الحموض والقواعد السابق أنها تنتج عند إذابتها في الماء أيونات موجبة وسالبة لذلك تعد مواد كهربية أي أن محاليلها المائية موصل جيد للتيار الكهربائي.

سؤال: فسر السلوك القاعدي لمحلول القاعدة LiOH وفق مفهوم أرهينيوس؟

الإجابة:

يعد LiOH قاعدة وفق مفهوم أرهينيوس لأنها عند إذابتها في الماء ينتج عن ذلك أيون الهيدروكسيد السالب كما يلي :



سؤال: اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يلي:

- (1) أي من المحاليل التالية لا يعد قاعدة وفق مفهوم أرهينيوس:
- (أ) NaOH (ب) NH₃ (ج) Mg(OH)₂ (د) Cu(OH)₂
- (2) أي من القواعد التالية استطاع تفسير سلوكه القاعدي أرهينيوس عند إذابته في الماء:
- (أ) KOH (ب) H₂O (ج) CN⁻ (د) NO₂⁻

الإجابة:

(2) (أ) KOH

(1) (ب) NH₃

أهمية مفهوم أرهينيوس

(أ) استطاع تفسير السلوك الحمضي للحموض التي تحتوي في تركيبها على أيون

الهيدروجين الموجب عند إذابتها في الماء **مثل محلول من HCl**

(ب) استطاع تفسير السلوك القاعدي للقواعد التي تحتوي في تركيبها على أيون

الهيدروكسيد السالب عند إذابتها في الماء **مثل محلول من NaOH**

(ج) استطاع تصنيف الحموض القوية والحموض الضعيفة بناء على موصليتها للتيار

الكهربائي

👉 تذكر أن:

عند كتابة معادلة التآين لحمض ضعيف أو قاعدة ضعيفة نستخدم سهمين متعاكسين لدلالة على أنه ضعيف ويتآين بتآين جزئي أما عند كتابة معادلة التآين لحمض أو قاعدة قوية نستخدم سهم واحد لدلالة على أن الحمض أو القاعدة قوي ويتآين بتآين تام.

أوجه القصور في تعريف أرهينيوس:

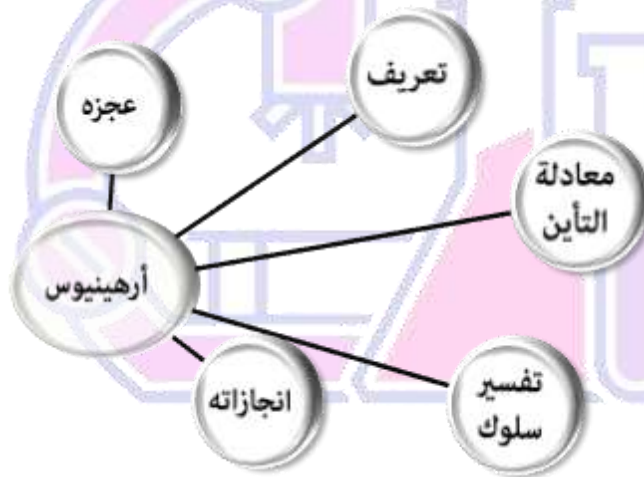
[1] اقتصر تعريف أرهينيوس على المحاليل المائية فقط.

لذلك لا يعد غاز HCl حمضاً حسب مفهوم أرهينيوس رغم أنه له سلوك حامضي ولا يعد غاز NH_3 قاعدة على الرغم كونهما يتفاعلان في الحالة الغازية كحمض وقاعدة

[2] لم يستطع تفسير السلوك الحمضي للحموض التي لا تحتوي على أيون الهيدروجين الموجب في بنائها، لذلك لا يعد محلولاً من Fe^{+3} حمضاً.

ولم يستطع تفسير السلوك القاعدي للقواعد التي لا تحتوي على أيون الهيدروكسيد السالب في بنائها، لذلك لا يعد محلولاً من NH_3 قاعدة.

[3] عجز عن تفسير السلوك الحامضي والقاعدي لسلوك بعض الأملاح التي لها خواص حامضية وقاعدية مثل. $NH_4Cl \setminus HCOONa \setminus CH_3NH_3Br$

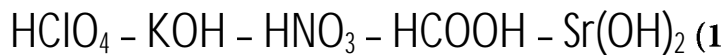


وبسبب العجز والقصور في مفهوم الحموض والقواعد لأرهينيوس، لجأ العلماء للبحث عن مفهوم أكثر شمولاً للحموض والقواعد

سؤال:

- (1) صنف المواد الآتية إلى حموض وقواعد وفق مفهوم أرهينيوس:
 $HClO_4 - KOH - HNO_3 - HCOOH - Sr(OH)_2$
 (2) أكتب معادلة تبين التأثير القاعدي لهيدروكسيد البوتاسيوم KOH .

الإجابة:



قاعدة - حمض - حمض - حمض - قاعدة - حمض



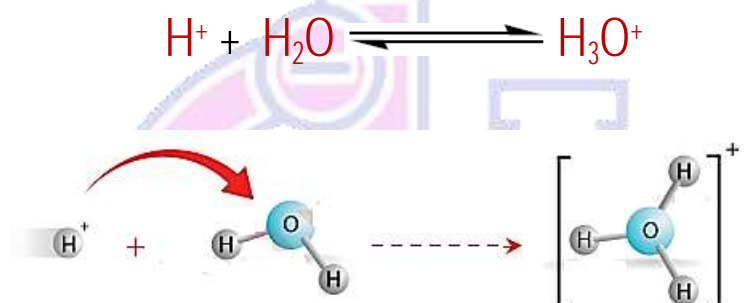
وقبل أن نبدأ بالمفهوم الثاني للحموض والقواعد سنتعرف على أيون الهيدرونيوم الموجب

أيون الهيدرونيوم الموجب H_3O^+

وفق مفهوم أرهينيوس للحموض أنه المادة التي تتأين في الماء لتعطي أيون الهيدروجين الموجب ومجموعة أخرى سالبة، ولأن الهيدروجين يحتوي بروتون واحد بداخل نواته وعلى إلكترون واحد خارج النواة فإذا فقد هذا الإلكترون ونتج أيون الهيدروجين الموجب كما في الحموض فيصبح عبارة عن نواة فقط بداخلها بروتون.

أي أصبح بروتون فقط (لذلك يسمى أيون الهيدروجين الموجب بالبروتون).

ولأن أيون الهيدروجين الموجب صغير جداً يحمل شحنة كهربائية عالية جداً مقارنة بكتلته، فلا يمكن أن يوجد منفرداً في المحلول، إذ يرتبط أيون الهيدروجين الموجب بجزيء الماء برابطة تناسقية مكوناً أيون الهيدرونيوم، كما في المعادلة الآتية:



سؤال: فسر (أيون الهيدروجين الموجب لا يمكن أن يوجد منفرد)

الإجابة:

لصغر حجم نواة أيون الهيدروجين الموجب فكثافة الشحنة الكهربائية الموجبة عالية على النواة فلذلك لا يمكن له أن يوجد منفرداً في الطبيعة

لذلك سوف يتم استخدام أيون الهيدرونيوم الموجب H_3O^+ في معادلات تأين الحمض بدلاً من أيون الهيدروجين الموجب H^+ ، كما مثلنا التفاعل السابق في الماء، إذ تكتب معادلة تأين الحمض HCl على الشكل التالي



ويصبح أيون الهيدرونيوم الموجب هو المسؤول عن الصفات الحمضية بدلاً من أيون الهيدروجين الموجب.

[2] مفهوم برونستد - لوري

تمكن كل من العالمين برونستد ولوري وضع تعريف أكثر شمولاً من تعريف أرهينيوس للحموض والقواعد، إذ لم يقتصر مفهوم الحمض والقاعدة على الإذابة في الماء، فمثلاً تمكنا من تفسير السلوك الحمضي للحمض HCl والقاعدة NH₃ في الحالة السائلة أو الغازية، الذي لم يستطع أرهينيوس تفسير مثل تلك التفاعلات كما يلي:



كما أن الأمونيا كقاعدة لا تمتلك أيون OH⁻ في تركيبها وهذا السلوك القاعدي لم يستطع تفسيره أرهينيوس، لذلك وضع العالمان مفهومًا أكثر شمولاً من مفهوم أرهينيوس يدرسان من خلال التفاعل انتقال البروتون من الحمض إلى القاعدة.

وبناء على ذلك وضعاً مفهومًا لكل من الحموض والقواعد كما يلي:

الحمض:

مادة تمنح أيون الهيدروجين الموجب لمادة أخرى في التفاعل الكيميائي. (مانح للبروتون).

القاعدة:

مادة تستقبل أيون الهيدروجين الموجب من مادة أخرى في التفاعل الكيميائي. (مستقبل للبروتون). وبذلك فإن تأين جزيء HCl في الماء يعد ال حمضاً وفق مفهوم برونستد ولوري لأنه قادر على منح البروتون لجزيء الماء التي تعتبر قاعدة لأنها استقبلت منه البروتون كما يلي:



وأن تأين جزيء الأمونيا في الماء تعد ال NH₃ قاعدة وفق مفهوم برونستد ولوري لأنها قادرة على استقبال البروتون من جزيء الماء الذي يعتبر حمضاً لأنه منح البروتون كما يلي:



سؤال: حدد الحمض والقاعدة في التفاعل الآتي:



الإجابة:



حمض + قاعدة

سؤال: أكمل المعادلات التالية:



الإجابة:



سؤال: فسر السلوك الحمضي للحمض HCN وفق مفهوم برونستد ولوري في الماء:

الإجابة:

يعد HCN حمض لأنه مانح لأيون الهيدروجين الموجب كما يلي:



سؤال: فسر السلوك القاعدي للقاعدة N₂H₄ وفق مفهوم برونستد ولوري في الماء

الإجابة:

يعد N₂H₄ قاعدة لأنها مستقبلية لأيون الهيدروجين الموجب من الماء كما يلي:



سؤال: أكتب معادلة كيميائية تبين فيها ما يلي:

أ) سلوك المادة HSO₃⁻ كحمض في الماء.

ب) سلوك المادة HSO₃⁻ كقاعدة في الماء.

الإجابة:



قوة الحمض والقاعدة

ترتبط قوة الحمض بقدرته على التآين ومنح البروتون، فالحمض القوي يتآين كلياً في المحلول، ويتجه التفاعل نحو تكوين المواد الناتجة بنسبة عالية، فمثلاً، يتآين الحمض HCl في الماء كلياً، كما في المعادلة الآتية:



يتضح من المعادلة أن- المادة HCl في المحلول تسلك سلوك الحمض، بينما يسلك الماء H_2O سلوك القاعدة.

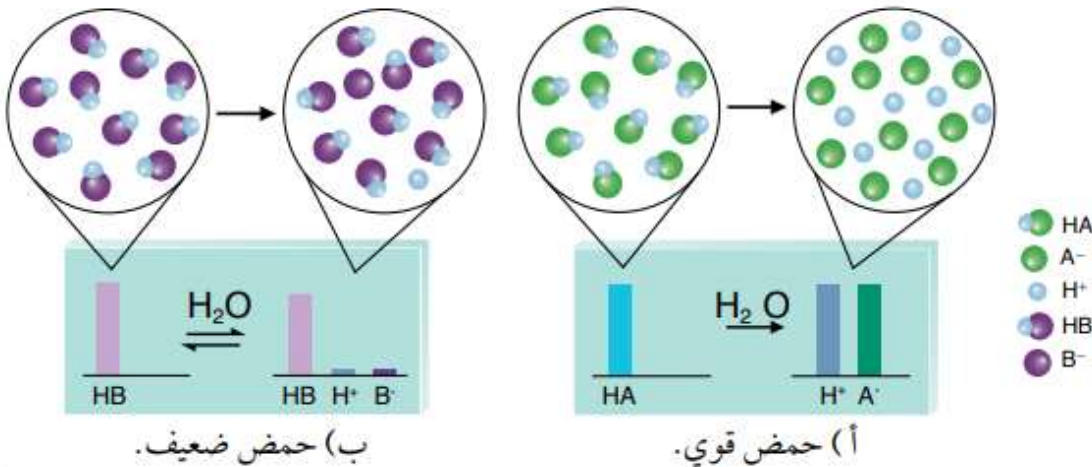
- فإذا افترضنا حدوث تفاعل عكسي فإن الأيون Cl^- ، يسلك كقاعدة، بينما يسلك H_3O^+ سلوك الحمض،

- ولأن التفاعل يتجه نحو تكوين المواد الناتجة، فإن ذلك يشير إلى أن الحمض HCl أكثر قدرة على منح البروتون من الحمض H_3O^+ ، وأنه أقوى من الحمض H_3O^+ .

- وأن القاعدة Cl^- أقل قدرة على استقبال البروتون من القاعدة H_2O ، وبذلك يكون H_2O أكثر قدرة على استقبال البروتون في التفاعل، وهو قاعدة أقوى من Cl^- في التفاعل.

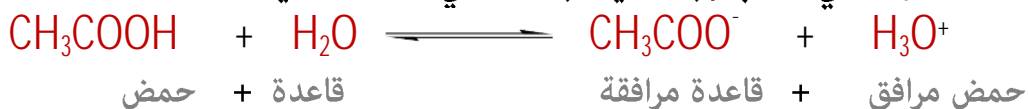
- لهذا نجد أن الحمض والقاعدة في جهة المواد المتفاعلة أقوى من، الحمض والقاعدة في جهة المواد الناتجة

- وأن التفاعل يتجه نحو تكوين المواد الناتجة بنسبة عالية، انظر الشكل ما يشير إلى عدم حدوث تفاعل عكسي



ولذلك يعبر عن التفاعل بسهم باتجاه واحد، كما ورد في المعادلة.

أما الحموض الضعيفة فتتآين جزئياً في المحلول، ويكون التفاعل منعكساً، فمثلاً، يتآين حمض الإيثانويك CH_3COOH في الماء بدرجة ضئيلة جداً، كما في المعادلة الآتية:



تشير درجة التآين الصغيرة للحمض CH_3COOH إلى أن:

- تركيزه في المحلول يكون عاليًا مقارنة بتركيز الحمض H_3O^+ ، كما في الشكل السابق
- ما يعني أن الحمض CH_3COOH أقل قدرة على منح البروتون من الحمض H_3O^+ ، وبهذا يكون الحمض CH_3COOH أضعف من الحمض H_3O^+
- كما نجد أن القاعدة CH_3COO^- أكثر قدرة على استقبال البروتون من القاعدة H_2O في المحلول؛ وبهذا تكون القاعدة CH_3COO^- أقوى من القاعدة H_2O ،
- وهذا يفسر حدوث التفاعل العكسي، وبقاء تراكيز المواد المتفاعلة في المحلول عالية مقارنة بتراكيز المواد الناتجة.

😊 **نلاحظ:** مما سبق أن

- 1) الحمض القوي HCl تكون قاعدته المرافقة Cl^- ضعيفة نسبياً
- 2) الحمض الضعيف CH_3COOH تكون قاعدته المرافقة CH_3COO^- قوية نسبياً
- 3) كلها زادت قوة الحمض قلت قوة القاعدة المرافقة الناتجة عنه، وأن التفاعل، **يتجه**

نحو تكوين المواد الأضعف، فيكون موضع الاتزان

مزاحاً جهة المواد الأضعف في التفاعل

ويبين الجدول المجاور العلاقة بين قوة الحموض وقوة قواعدهما المرافقة، وينطبق ذلك على القواعد وحموضها المرافقة، فالقاعدة القوية يكون حمضها المرافق ضعيفاً، وكلما زادت قوة القاعدة قلت قوة الحمض المرافق الناتج عنها.

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

تردد قوة الحمض

تردد قوة القاعدة

سؤال: اعتماداً على الجدول المجاور، أجب عن الأسئلة الآتية:

- 1) أحدد الحمض الأقوى بين الحموض الآتية:
 H_2CO_3 . HBr . HNO_2
- 2) أحدد أي الحموض الآتية تكون قاعدته المرافقة هي الأقوى:
 HF . H_2S . HI
- 3) أحدد الجهة التي يزاح نحوها الاتزان في التفاعل الآتي:
 $\text{HNO}_2 + \text{CN}^- \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{NO}_2^-$

الإجابة:

- (1) HBr (2) H_2S (3) نحو النواتج (نحو اليمين)

المادة المترددة (الأمفوتيرية)

😊 نلاحظ: -

من تفاعلات الحموض والقواعد وفق مفهوم لوري أن بعض المواد يمكن لها أن تسلك سلوكاً حمضياً في تفاعل ما أو سلوكاً قاعدياً في تفاعل آخر (مثل جزيء الماء H_2O) والأيونات السالبة التي تحتوي في بنائها على أيون الهيدروجين الموجب ويمكن لها منحه مثل،
(.....) $HSO_4^- / HS^- / H_2PO_4^- / HCO_3^-$ ويعتمد كل ذلك تبعاً للظروف الموجودة فيها، ويستثنى من ذلك OH^- وأيونات الكربوكسيل مثل $HCOO^-$ و CH_3COO^- وتسمى مثل هذه المواد بالمواد المترددة (الأمفوتيرية)

سؤال: عرف المواد المترددة (الأمفوتيرية)

الإجابة:

هي المواد التي تسلك كحمض في بعض التفاعلات وكقاعدة في تفاعلات أخرى.

سؤال: اختر رمز الإجابة الصحيحة

- (1) الأيون الذي يمكن له أن يسلك كحمض و كقاعدة (مادة مترددة)
 (أ) HSO_4^- (ب) CO_3^{2-} (ج) NH_4^+ (د) PO_4^{3-}
 (2) المادة التي تسلك كحمض فقط من المواد الآتية:
 (أ) CO_3^{2-} (ب) NH_4^+ (ج) H_2O (د) NH_3
 (3) المادة التي تسلك كقاعدة فقط من المواد الآتية:
 (أ) H_3O^+ (ب) H_2O (ج) O^{2-} (د) HSO_3^-
 (4) أي المواد التالية لا يسلك كحمض أو قاعدة معاً:
 (أ) H_2O (ب) HSO_4^- (ج) HPO_4^{2-} (د) H_3O^+

الإجابة:

- (1) (أ) HSO_4^-
 (2) (ب) NH_4^+
 (3) (ج) O^{2-}
 (4) (د) H_3O^+

الأزواج المترافقة

إذا درسنا التفاعل التالي

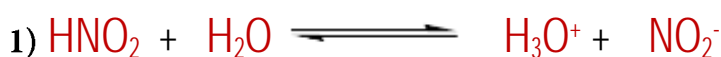
😊 نلاحظ: -

في التفاعل الأممي بأن جزيء (H_2O) يقدم بروتوناً (أيون الهيدروجين الموجب) للأمونيا (NH_3) وبذلك يكون جزيء الماء (H_2O) هو الحمض لأنه مانح للبروتون، والأمونيا (NH_3) هي القاعدة لأنها مستقبل للبروتون، ويرافق هذا التفاعل تكوّن المادتين الجديدتين ($\text{OH}^- \backslash \text{NH}_4^+$) فتتفاعلان مع بعضهما بتفاعل عكسي كما في التفاعل السابق، إذ نلاحظ في التفاعل العكسي بأن البروتون ينتقل من أيون الأمونيوم (NH_4^+) إلى أيون الهيدروكسيد (OH^-)

وبذلك يكون أيون الأمونيوم الموجب (NH_4^+) حمضاً مرافقاً للقاعدة NH_3 ويكون أيون الهيدروكسيد السالب (OH^-) قاعدة مرافقة للحمض H_2O فيسمى كل من ($\text{OH}^- / \text{H}_2\text{O}$) زوجاً مترافقاً من حمض وقاعدة مرافقةوأن ($\text{NH}_3 / \text{NH}_4^+$) زوجاً مترافقاً من قاعدة وحمض مرافق😊 ملاحظات الدرس:

- 1] تسمى الحمض والقاعدة المترافقة أو القاعدة والحمض المرافق له زوجاً مترافقاً.
- 2] ينتج الحمض المرافق من تصرف القاعد كقاعدة (أي عند استقبال القاعدة بروتون ينتج عن ذلك حمضها المرافق)، كل قاعده لها حمض مرافق.
- 3] كما تنتج القاعدة المترافقة من تصرف الحمض كحمض (أي عند منح الحمض بروتون ينتج عن ذلك قاعدته المرافق)، كل حمض له قاعدة مرافقة
- 4] تختلف الأزواج المترافقة عن بعضها ببروتون واحد فقط.

سؤال: في التفاعلات التالية حدد الحمض والقاعدة في كل منهما حسب مفهوم برونستد - لوري ثم حدد الأزواج المترافقة؟



($\text{H}_3\text{O}^+ \backslash \text{H}_2\text{O}$) زوج مترافق ($\text{NO}_2^- \backslash \text{HNO}_2$) زوج مترافق

($\text{OH}^- \backslash \text{H}_2\text{O}$) زوج مترافق ($\text{HCO}_3^- \backslash \text{CO}_3^{2-}$) زوج مترافق

($\text{OH}^- \backslash \text{H}_2\text{O}$) زوج مترافق ($\text{HF} \backslash \text{F}^-$) زوج مترافق

الإجابة:

كما يمكن إيجاد صيغة القاعدة المرافقة للحمض مباشرة، والحمض المرافق للقاعدة اعتماداً على ما يلي:

*** القاعدة المرافقة للحمض = صيغة الحمض - (H^+)

*** الحمض المرافق للقاعدة = صيغة القاعدة + (H^+)

سؤال: حدد الحمض المرافق لكل من القواعد التالية:

($HCOO^- / OH^- / NH_2OH / NO_2^-$)

الإجابة:

القاعدة	NO_2^-	NH_2OH	OH^-	$HCOO^-$
الحمض المرافق	HNO_2	$NH_2OH_2^+$	H_2O	$HCOOH$

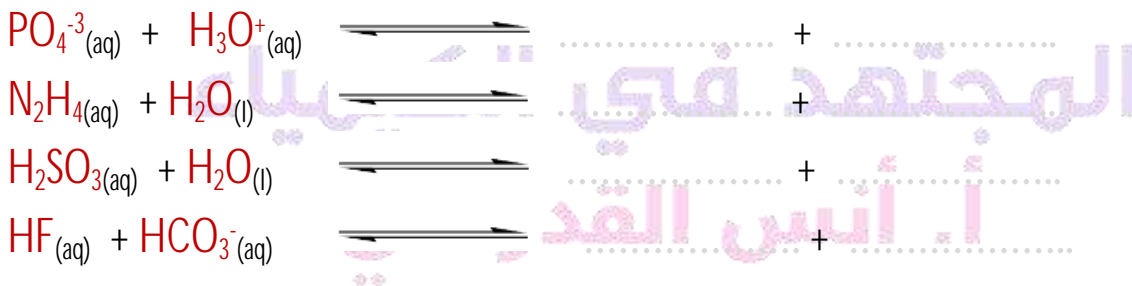
سؤال: حدد القاعدة المرافقة لكل من الحموض التالية:

($NH_4^+ / HBrO / HCO_3^- / H_2PO_4^-$)

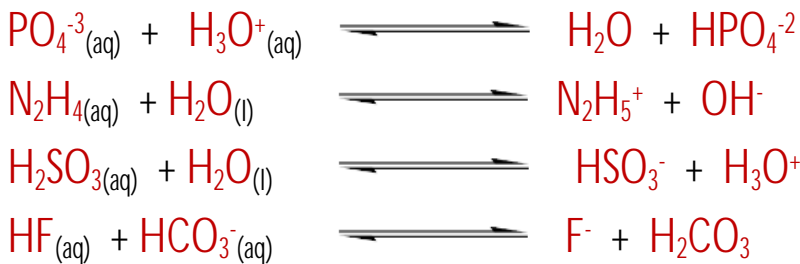
الإجابة:

الحمض	$H_2PO_4^-$	HCO_3^-	$HBrO$	NH_4^+
القاعدة المرافقة	HPO_4^{2-}	CO_3^{2-}	BrO^-	NH_3

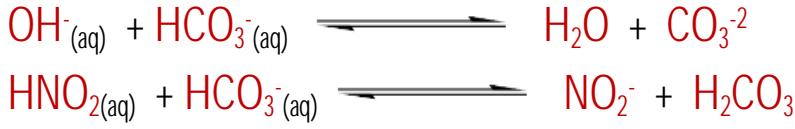
سؤال: أكمل التفاعلات التالية ثم حدد الأزواج المترافقة:



الإجابة:

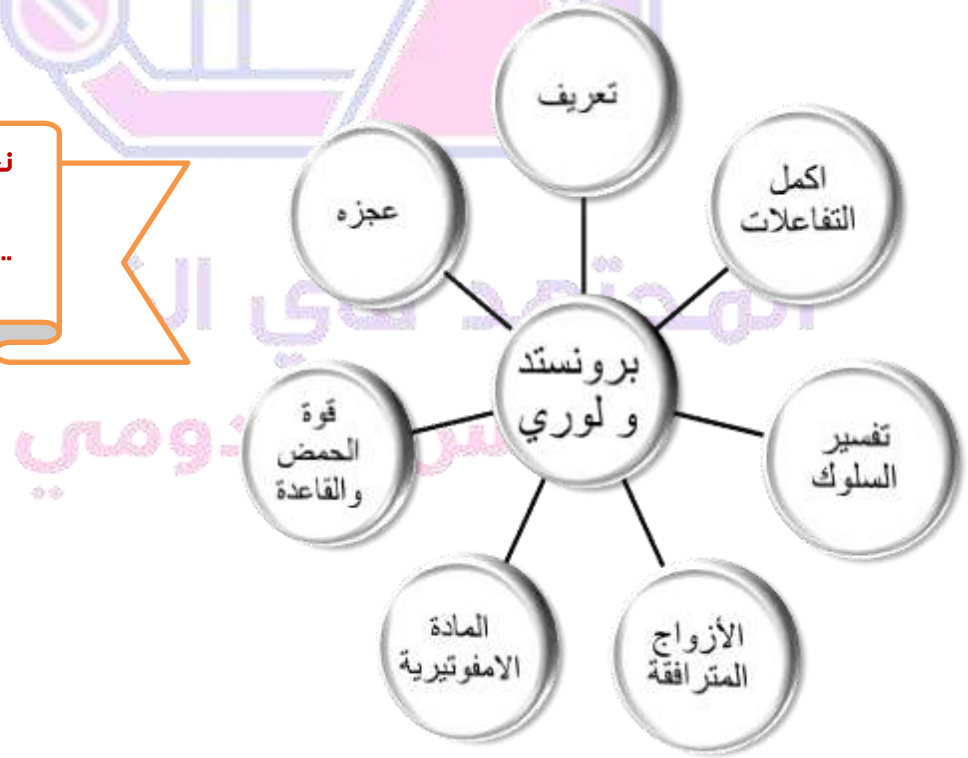


سؤال: أكتب معادلتين كيميائيتين توضح فيهما سلوك الأيون HCO_3^- مع كل من OH^- و HNO_2 .
الإجابة:



سؤال: ما وجه القصور في تعريف برونستد- لوري للحموض والقواعد؟
الإجابة:

- 1) لم يستطع برونستد - لوري تفسير السلوك الحمضي للحموض التي لا تحتوي على بروتون (H^+) في تركيبها أي أنها ليست لديها القدرة على منح البروتون مثل : (Fe^{+3}) الذي يعد حمض كما سنتعرف عليه لاحقاً)
- 2) لم يستطع برونستد- لوري تفسير السلوك الحمضي والقاعدي لبعض المواد في تفاعلات الحموض والقواعد التي لا تتضمن انتقال البروتون (H^+) .
- 3) لم يستطع برونستد - لوري تفسير كيفية ارتباط H^+ بالقاعدة وتكون الرابطة التناسقية بينهما



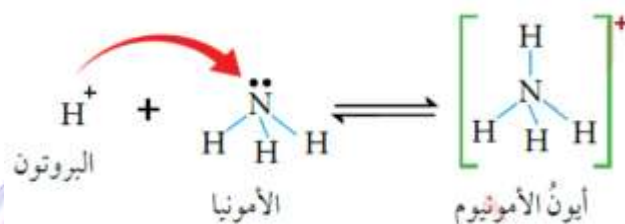
[3] مفهوم لويس

بسبب العجز في مفهوم لوري سنتعرف على مفهوم لويس، فقد درس لويس تفاعلات الحموض والقواعد التي لا تشتمل على انتقال للبروتون، ووضع تصوراً جديداً لمفهوم الحمض والقاعدة بالاعتماد على انتقال أزواج الإلكترونات من القاعدة إلى الحمض؛ فَعَرَّف الحمض والقاعدة كما يلي:

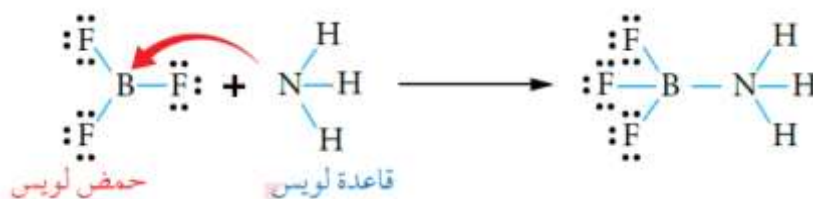
الحمض: بأنه مادة يمكنها استقبال زوج أو أكثر من الإلكترونات غير رابطة في أثناء التفاعل.

القاعدة: فهي مادة يمكنها منح زوج أو أكثر من الإلكترونات غير رابطة في أثناء التفاعل.

ساعد هذا المفهوم على تفسير تكوين الرابطة بين أيون H^+ من الحمض والقاعدة كما في المثال التالي:

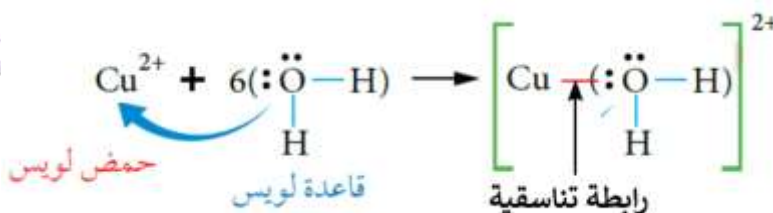


كان يشمل مفهوم لويس للحموض والقواعد مفهوم برونستد ولوري كامل بالإضافة إلى تفاعلات لا تتضمن انتقال البروتون التي لم يستطع تفسيرها برونستد - لوري كما في المثال التالي



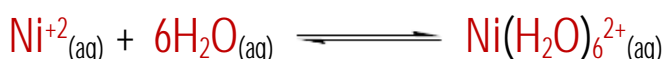
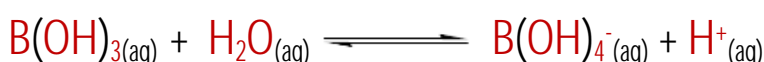
كما تمكن لويس من تفسير تكوين الأيونات المعقدة التي تنتج من تفاعل أيونات الفلزات مع جزيئات

كما يلي:



سؤال:

1- أحدد الحمض والقاعدة حسب مفهوم لويس في كل من التفاعلات الآتية:



2- أحدد الحمض والقاعدة اللذين يتكون منهما كل من الأيونين:



الإجابة:



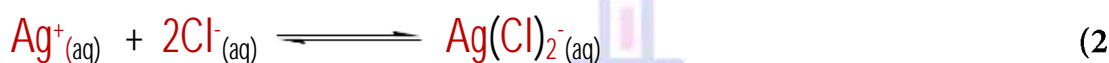
حمض + قاعدة



حمض + قاعدة



حمض + قاعدة



حمض + قاعدة



حمض + قاعدة

سؤال: وضح مفهوم الحمض ومفهوم القاعدة وفق مفهوم لويس

الإجابة:

الحمض: مادة تمتلك أفلاك فارغة تستقبل زوجاً أو أكثر من الإلكترونات غير رابطة.

القاعدة: مادة تمتلك زوج أو أكثر من الإلكترونات غير رابطة قادرة على منحها.

سؤال: وضح المقصود بالرابطة التناسقية

الإجابة:

هي رابطة تنشأ بين ذرتين أحدهما مانح لزوج من الإلكترونات غير الرابطة والأخرى تستقبل

زوجاً من الإلكترونات غير الرابطة خلال أفلاك فارغة

سؤال: وضح كيف فسر لويس السلوك الحمضي لـ HCl

الإجابة:

عند تأين الحمض HCl ينتج أيون H^+ الذي يمتلك فلماً فارغاً لديه القدرة على إستقبال زوج

من الإلكترونات غير رابطة

سؤال: وضح كيف فسر لويس السلوك القاعدي لـ NH_3

الإجابة:

تمتلك ذرة النيتروجين N في مركب الأمونيا NH_3 زوج إلكترونات غير رابطة قادرة على منحها

لذرة أخرى في التفاعل الكيميائي

سؤال: أحدد الحمض والقاعدة اللذين يتكون منهما الأيون $\text{Fe}(\text{CN})_6^{-3}$

الإجابة:

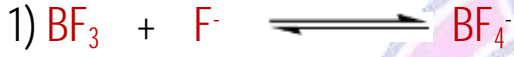


قاعدة + حمض

سؤال: عيّن حمض وقاعدة لويس في التفاعلات الآتية:



الإجابة:



قاعدة + حمض



قاعدة + حمض



قاعدة + حمض

ملحوظات هامة على مفهوم لويس

1) بشكل عام الأيونات الموجبة تسلك سلوك حموض لويس بسبب احتوائها على أفلاك فارغة . أما الأيونات السالبة فتسلك سلوك قواعد لويس بسبب احتوائها على أزواج إلكترونات غير رابطة .

2) أي جزيء متعادل يحتوي [B] أو [Be] يعتبر من حموض لويس

3) أي مركب متعادل الشحنة يحتوي على ذرة N أو O يعد قاعدة لويس غالباً



مراجعة الدرس

سؤال (1): أوضح المقصود بكل مما يأتي:

- (1) حمض أرهينيوس (2) حمض برونستد - لوري
(3) قاعدة لويس (4) مادة أمفوتيرية

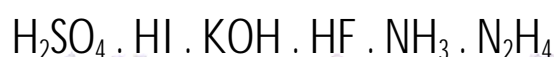
سؤال (2): أكمل الجدول الآتي باستخدام الأسس التي اعتمد عليها مفهوم الحمض والقاعدة:

المفهوم		الأساس الذي يقوم عليه المفهوم
الحمض		القاعدة
أرهينيوس		
برونستد - لوري		
لويس		

سؤال (3): أفسر:

- السلوك الحمضي لمحللول HClO حسب مفهوم أرهينيوس.
- السلوك القاعدي لمحللول $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ حسب مفهوم برونستد - لوري.
- يعد الحمض HBr حمضاً قوياً بينما يعد HNO_2 حمضاً ضعيفاً.

سؤال (4): أصنف المحاليل الآتية إلى حموض وقواعد قوية أو ضعيفة:



سؤال (5): أحدد الأزواج المترافقة في التفاعلين الآتيين:



سؤال (6): أحدد الحمض والقاعدة وفق مفهوم لويس في المعادلة الآتية:



سؤال (7): أفسر السلوك الأمفوتييري للأيون H_2PO_4^- عند تفاعله مع كل من HNO_3 و CN^- ، موضحاً

إجابتي بالمعادلات

الإجابات

- سؤال (1): (1) مادة تنتج أيون الهيدروجين الموجب (H^+) عند إذابته في الماء
 (2) مادة تمنح البروتون H^+
 (3) مادة تمنح زوجاً أو أكثر من الإلكترونات غير الرابطة
 (4) مادة تسلك كحمض في بعض التفاعلات وكقاعدة في تفاعلات أخرى

سؤال (2):

المفهوم		الأساس الذي يقوم عليه المفهوم
المفهوم	الحمض	القاعدة
أرهينوس	إنتاج H^+ في الماء	إنتاج OH^- في الماء
برونستد - لوري	منح البروتون	استقبال البروتون
لويس	استقبال أزواج الإلكترونات	منح أزواج من الإلكترونات

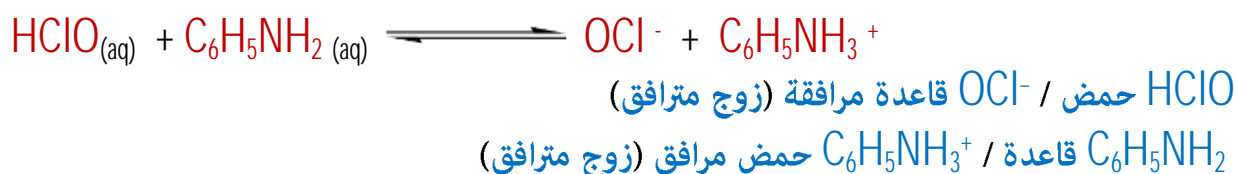
سؤال (3): أفسر:

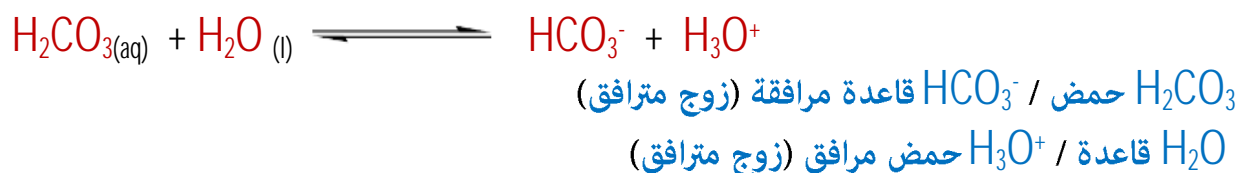
- يعد $HClO$ حمض أرهينوس لأنه مادة عند إذابته في الماء ينتج أيون الهيدروجين الموجب (H^+)
- تعد $C_2H_5NH_2$ قاعدة لأنها تستقبل البروتون عند تفاعلها مع الماء
- لأن الحمض HBr عند تفاعله كحمض ينتج عنه قاعدة مرافقة Br^- ضعيفة جداً، لا يمكن لها أن تسلك سلوكاً قاعدياً، أي أنه التفاعل العكسي لا يحدث، فلذلك HBr تأينه تام في الماء وهو حمض قوي.
- أما HNO_2 عند تفاعله كحمض ينتج عنه قاعدة مرافقة NO_2^- قوية نسبياً، يمكن لها أن تسلك سلوكاً قاعدياً، أي أنه التفاعل العكسي يحدث، لذلك HNO_2 تأينه جزئي وهو حمض ضعيف.

سؤال (4):

N_2H_4 قاعدة ضعيفة - NH_3 قاعدة ضعيفة - HF حمض ضعيف
 KOH قاعدة قوية - HI حمض قوي - H_2SO_4 حمض قوي

سؤال (5):





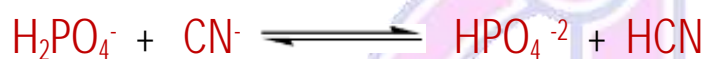
سؤال [6]:



حمض + قاعدة

سؤال [7]:

عند تفاعل المادة H_2PO_4^- مع القاعدة CN^- فإن H_2PO_4^- تمنح أيون الهيدروجين الموجب (مانح للبروتون) فلها سلوك حمضي كما يلي



عند تفاعل المادة H_2PO_4^- مع الحمض HNO_3 فإن H_2PO_4^- تستقبل أيون الهيدروجين الموجب (مستقبل للبروتون) فلها سلوك قاعدي كما يلي



المجتهد في الكيمياء
أ. أنس القدومي

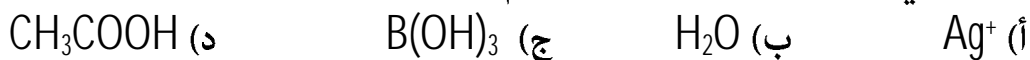
الاختبار الذاتي

سؤال [1]: اختر رمز الإجابة الصحيحة لكل فقرة من الفقرات الآتية :

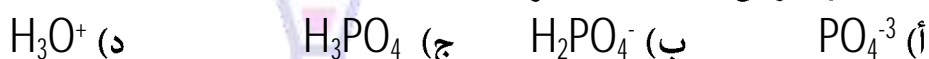
(1) إحدى المواد الآتية تعتبر قاعدة لويس:



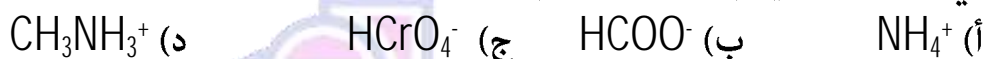
(2) المادة التي تسلك سلوكاً قاعدياً وفق مفهوم لويس:



(3) الحمض المرافق لـ HPO_4^{2-} هو:



(4) أي من المواد الآتية يسلك كحمض ويسلك كقاعدة:



(5) المادة التي تمثل حمض لويس فيما يلي :



(6) أي من الآتية يسلك كحمض في تفاعلات وكقاعدة في تفاعلات أخرى:



(7) الحمض الذي ينطبق عليه تعريف لويس فقط:



(8) المادة التي تعد من حموض لويس من المواد التالية هي:



(9) إحدى المواد الآتية يسلك سلوك حمض لويس فقط:



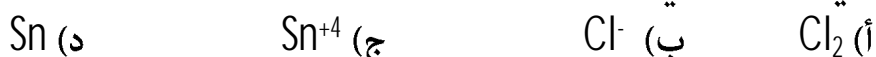
(10) إحدى الصيغ الآتية تسلك سلوك قاعدة فقط:



(11) في التفاعل التالي: $Cd^{+2} + 4I^- \rightleftharpoons [CdI_4]^{-2}$ فإن حمض لويس هو:



(12) في التفاعل التالي: $Sn^{+4} + 6Cl^- \rightleftharpoons [SnCl_6]^{-2}$ فإن قاعدة لويس هي:



(13) في التفاعل التالي: $Co^{+3} + 6NH_3 \rightleftharpoons [Co(NH_3)_6]^{+3}$ فإن حمض لويس هو:



سؤال [2]: فسر السلوك الحمضي لمحلول من أيون NH_4^+ وفق مفهوم برونستد - لوري للحمض

سؤال [3]: فسر السلوك القاعدي للأمونيا (NH_3) حسب لويس

سؤال [4]: عرف الحمض وفقاً لمفهوم كل من:

- (1) أرهينيوس (2) برونستد - لوري (3) لويس

سؤال [5]: عرف القاعدة وفقاً لمفهوم كل من:

- (1) أرهينيوس (2) برونستد - لوري (3) لويس

سؤال [6]: أكتب معادلة كيميائية فقط تبين فيها السلوك الحمضي لـ H_2SO_3 في الماء وفقاً لمفهوم كل

- من (1) أرهينيوس (2) برونستد - لوري

سؤال [7]: أكتب معادلة كيميائية فقط تبين فيها السلوك القاعدي لـ NaOH وفقاً لمفهوم أرهينيوس

سؤال [8]: أكتب معادلة كيميائية تبين فيها السلوك القاعدي لـ CN^- وفقاً لمفهوم برونستد - لوري

سؤال [9]: فسر السلوك الحمضي للحمض HF وفقاً لمفهوم كل من

- (1) أرهينيوس (2) برونستد - لوري (3) لويس

سؤال [10]: فسر السلوك القاعدي للقاعدة N_2H_4 وفقاً لمفهوم كل من

- (1) برونستد - لوري (2) لويس

سؤال [11]: ما وجه العجز والقصور في كل من مفهوم (أرهينيوس ، برونستد - لوري)

سؤال [12]: فسر سبب عدم وجود أيون الهيدروجين الموجب منفرداً في الطبيعة

سؤال [13]: أكمل التفاعلات التالية ثم حدد الأزواج المترافقة من الحمض والقاعدة :



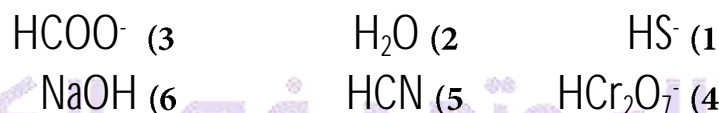
سؤال [14]: أكتب صيغة الحمض المرافق لكل من القواعد التالية :

القاعدة	HPO_4^{2-}	CO_3^{2-}	NO_2^-	BrO^-	NH_2OH	CN^-	H_2O	Br^-
الحمض								
المرافق								

سؤال [15]: أكتب صيغة القاعدة المرافقة لكل من الحموض التالية :

الحمض	HPO_4^{2-}	HCO_3^-	HNO_3	HF	$\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$	H_3O^+	HCOOH
القاعدة							
المرافقة							

سؤال [16]: بين أي من المواد التالية يعد حمضاً فقط وأيها يعد قاعدة فقط وأيها يعد مادة مترددة



سؤال [17]: وضح المقصود بكل من : (أ) المادة الأمفوتيرية (ب) الرابطة التناسقية

سؤال [18]: في التفاعل التالي حدد حمض وقاعدة لويس:



سؤال [19]: أحدد الحمض والقاعدة اللذين تتكوّن منهما الأيونات الآتية



سؤال [20]: حدد إلى أي جهة يرجح الاتزان إذا كان الحمض HX أقوى من الحمض HR

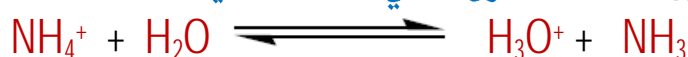


الإجابات

(1):

13	12	11	10	9	8	7	6	5	4	3	2	1	رمز السؤال
أ	ب	د	أ	ب	ب	ب	ب	ج	ج	ب	ب	د	رمز الإجابة

(2):

تعد المادة NH_4^+ حمضاً لأنها مانح للبروتون H^+ مادة أخرى كما في المعادلة التالية

(3): تعد الأمونيا قاعدة وفق مفهوم لويس لأنها تمتلك زوجاً من الإلكترونات غير الرابطة الموجودة على

ذرة N قادرة على منحها مادة أخرى خلال التفاعل الكيميائي .

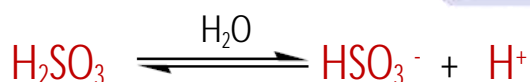
(4): (1) أرهينيوس: مادة تنتج أيون الهيدروجين الموجب H^+ عند إذابته في الماء(2) برونستد - لوري: مادة تمنح البروتون H^+

(3) لويس: مادة تستقبل زوجاً أو أكثر من الإلكترونات غير الرابطة

(5): (1) أرهينيوس: مادة تنتج أيون الهيدروكسيد السالب OH^- عند إذابته في الماء(2) برونستد - لوري: مادة تستقبل البروتون H^+

(3) لويس: مادة تمنح زوجاً أو أكثر من الإلكترونات غير الرابطة

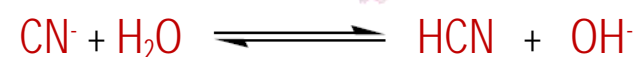
(6): (1) أرهينيوس:



(2) برونستد - لوري:



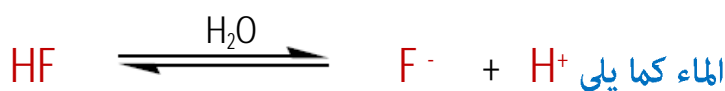
(7):



(8):

(9):

(1) أرهينيوس:

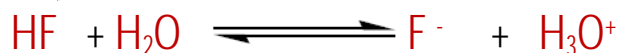
يعد HF حمضاً لأنه مادة تنتج أيون الهيدروجين الموجب H^+ عند إذابته في

(2) برونستد - لوري:



(3) لويس:

يعد HF حمضاً لأنه مادة تستقبل زوجاً من الإلكترونات غير الرابطة كما يلي



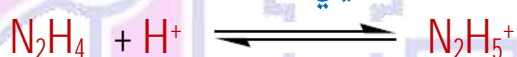
(10): (1) برونستد - لوري:

يعد N_2H_4 قاعدة لأنها مادة تستقبل البروتون H^+ كما يلي

(2) لويس:

يعد N_2H_4 قاعدة لأنها مادة تمنح زوج من الإلكترونات غير الرابطة الموجودة على

ذرة الـ N كما يلي



(11):

(1) أرهينيوس:

(أ) اقتصر تعريفه على المحاليل المائية فقط

(ب) لم يستطع تفسير السلوك الحمضي للحموض التي لا تملك H ولم يستطع

تفسير السلوك القاعدي للقواعد التي لا تملك OH

(ج) لم يستطع تفسير السلوك الحمضي والقاعدي لمحاليل الأملاح

(2) برونستد - لوري:

(أ) لم يستطع تفسير السلوك الحمضي للأيونات الموجبة التي لا تملك بروتون

(ب) لم يستطع تفسير السلوك الحمضي والقاعدي للتفاعلات لا تتضمن انتقال

البروتون

(ج) لم يبين ارتباط H^+ بالقواعد

(12):

لصغر حجم نواة، كثافة الشحنة الكهربائية عالية عليه.

(13):



(14):

القاعدة	HPO_4^{-2}	CO_3^{-2}	NO_2^-	BrO^-	NH_2OH	CN^-	H_2O	Br^-
الحمض المرافق	H_2PO_4^-	HCO_3^-	HNO_2	HBrO	NH_2OH_2^+	HCN	H_3O^+	HBr

(15):

الحمض	HPO_4^{-2}	HCO_3^-	HNO_3	HF	$\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$	H_3O^+	HCOOH
القاعدة المرافقة	PO_4^{-3}	CO_3^{-2}	NO_3^-	F^-	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	H_2O	HCOO^-

(16):

- (1) (متردة) (2) (متردة) (3) (قاعدة)
(4) (متردة) (5) (حمض) (6) (قاعدة)

(17):

(1) المادة الأمفوتيرية:

مادة تسلك سلوكاً حمضياً في بعض التفاعلات وسلوكاً قاعدياً في تفاعلات أخرى.

(2) الرابطة التناسقية:

رابطة تنشأ بين ذرتين أحدهما تمنح زوجاً من الإلكترونات غير الرابطة وذرة
تستقبل زوج الإلكترونات غير الرابطة.

(18):

(الحمض) Fe^{+3} (القاعدة) CN^-

(19):

(أ) $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{+2}$

(الحمض) Cu^{+2} (القاعدة) NH_3

(ب) $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$

(الحمض) Ag^+ (القاعدة) NH_3

(20):

نحو اليمين

• الدرس الثاني: الرقم الهيدروجيني ومحاليل الحموض والقواعد القوية

محاليل الحموض و القواعد القوية

(1) التآين الذاتي في الماء

في الأصل أن يكون الماء النقي غير موصل للتيار الكهربائي لأنه ليس مادة كهربية، ولكن ومن خلال الدراسات تبين أن الماء موصل للتيار الكهربائي بشكل ضعيف جداً، وهذا يعني وجود أيونات موجبة وسالبة مسؤولة عن هذا التوصيل.

وبما أن الماء النقي لا يحتوي إلا على جزيئات الماء فقط فمصدر هذه الأيونات هو الماء، إذ يتآين بشكل تلقائي ذاتياً لتكوين أيونات $(H_3O^+ \setminus OH^-)$ وتكون هذه الأيونات تركيزها متساو وفي حالة اتزان مع جزيئات الماء غير المتآينة كما في التفاعل التالي:



😊 **لاحظ أن :** - أحد جزيئات الماء يكون مانحاً للبروتون (حمض) والجزيء الثاني يستقبل البروتون (قاعدة)، وهذا ما يسمى بالتآين الذاتي للماء

إذ يُعرف التآين الذاتي للماء بأنه: سلوك بعض جزيئات الماء أحدها كحمض و الآخر كقاعدة في الماء نفسه.

وقد وجد أن تركيز هذه الأيونات صغير جداً، يمكن حسابها باستخدام قانون ثابت الاتزان على النحو التالي:

$$K_c = \frac{[H_3O^+] \times [OH^-]}{[H_2O]^2}$$

معامل (حاصل ضرب تركيز المواد المتفاعلة) ÷ معامل (حاصل ضرب تركيز المواد الناتجة) = ثابت التآين K_c

ولأن الماء يتآين بشكل ضعيف جداً، فنفرض أن تركيزه يبقى ثابتاً، وبالتالي يمكن التعويض عن

$([H_2O]^2 \times K_c)$ بثابت جديد يسمى ثابت تآين الماء وهو (K_w) حيث أن.

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

وتبقى هذه العلاقة صحيحة كون أن المحلول مائياً سواء كان حمضاً أو قاعدة أو متعادلاً

سؤال: عرف التآين الذاتي للماء ؟

الإجابة:

بعض جزيئات الماء تسلك كحمض وبعضها الآخر يسلك كقاعدة في الماء النقي نفسه

ويتم تصنيف المحاليل اعتماداً على تراكيز الأيونات (OH^- , H_3O^+) إلى ثلاثة أصناف وهي :

1] المحلول المتعادل:

في هذا المحلول كما في الماء النقي يكون $[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$ وبالتعويض بثابت تأين الماء
فإن $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$

2] المحلول الحمضي:

في محاليل الحموض يزيد من تركيز أيون الهيدرونيوم الموجب فيقلل من تركيز أيون الهيدروكسيد
السالب ومنه فإن $[\text{OH}^-] < [\text{H}_3\text{O}^+]$ $1 \times 10^{-7} \text{ M} < [\text{H}_3\text{O}^+]$. $1 \times 10^{-7} \text{ M} > [\text{OH}^-]$

3] المحلول القاعدي:

في محاليل القواعد فإنها تزيد من تركيز أيون الهيدروكسيد السالب وتقلل من تركيز أيون الهيدرونيوم
الموجب، ومنه فإن $[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$ $1 \times 10^{-7} \text{ M} > [\text{H}_3\text{O}^+]$. $1 \times 10^{-7} \text{ M} < [\text{OH}^-]$

تذكر أن:

تبقى حالة الاتزان موجودة بين (OH^- , H_3O^+) من جهة وجزيئات الماء من جهة أخرى في
المحاليل المائية، سواء كان المحلول متعادلاً أو حمضياً أو قاعدياً، أي أن العلاقة :

$$K_W = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

تبقى صحيحة دائماً دون النظر إلى طبيعة الوسط

نستنتج من ثابت تأين الماء ما يلي:

1] تبقى علاقة $K_W = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$ صحيحة في الوسط المائي سواء كان

الوسط حمضياً أو قاعدياً أو متعادلاً

2] يمكن حساب $[\text{H}_3\text{O}^+]$ من $[\text{OH}^-]$ والعكس تماماً إذ يمكن حساب $[\text{OH}^-]$ من $[\text{H}_3\text{O}^+]$ والذي يربط

بينهما K_W ، إذا وجود تركيز واحد وجود تركيز الثانية يحسب من قانون K_W

سؤال: أحسب تركيز H_3O^+ إذا علمت أن تركيز OH^- ($1 \times 10^{-3} \text{ M}$) وحدد إذا كان الوسط حمضياً أم قاعدياً؟

الإجابة:

$$K_W = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$1 \times 10^{-14} = [\text{H}_3\text{O}^+] \times 1 \times 10^{-3}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-11} \text{ M}$$

إذا الوسط قاعدياً $[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$

سؤال: أحسب تركيز OH^- في محلول يحتوي على أيونات H_3O^+ تركيزها $(1 \times 10^{-9} \text{ M})$

الإجابة:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$1 \times 10^{-14} = [\text{OH}^-] \times 1 \times 10^{-9}$$

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

سؤال: يبين الجدول الآتي تراكيز H_3O^+ و OH^- لثلاث محاليل. أكمل الفراغات في الجدول بما يناسبها:

المحلول	$[\text{H}_3\text{O}^+]$	$[\text{OH}^-]$	تصنيف المحلول
المحلول الأول	$1 \times 10^{-2} \text{ M}$		
المحلول الثاني		$1 \times 10^{-7} \text{ M}$	
المحلول الثالث		$1 \times 10^{-4} \text{ M}$	

الإجابة:

المحلول	$[\text{H}_3\text{O}^+]$	$[\text{OH}^-]$	تصنيف المحلول
المحلول الأول	$1 \times 10^{-2} \text{ M}$	$1 \times 10^{-12} \text{ M}$	حمضي
المحلول الثاني	$1 \times 10^{-7} \text{ M}$	$1 \times 10^{-7} \text{ M}$	متعادل
المحلول الثالث	$1 \times 10^{-10} \text{ M}$	$1 \times 10^{-4} \text{ M}$	قاعدي

3) **العلاقة عكسية** بين $[\text{H}_3\text{O}^+]$ و $[\text{OH}^-]$ ولا يمكن لأحدهما أن يساوي صفراً مهما كان الوسط، أي

أن الوسط الحمضي وإن كان قوياً جداً يحتوي على $[\text{OH}^-]$ لكن بكميات قليلة جداً، وأن الوسط

القاعدي وإن كانت قوية جداً تحتوي على $[\text{H}_3\text{O}^+]$ لكن بكميات قليلة جداً

4) **العلاقة** بين $[\text{H}_3\text{O}^+]$ والصفات الحمضية للمحلول **طردية** ومع الصفات القاعدية للمحلول **عكسية**.

سؤال: أدرس الجدول المجاور لعدد من الحموض الضعيفة ثم أجب عما يليه:

صيغة الحمض	$[\text{H}_3\text{O}^+]$ M
HA	1×10^{-4}
HB	2×10^{-5}
HC	1×10^{-3}

(1) أكتب صيغة أقوى حمض وصيغة الحمض الأضعف

(2) ما صيغة القاعدة المرافقة للحمض HB

(3) أحسب $[\text{OH}^-]$ للحمض HA

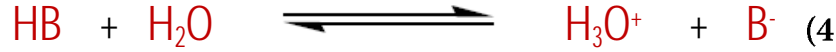
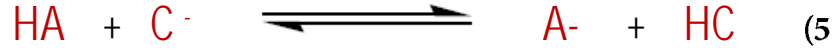
(4) أكتب معادلة تأين الحمض HB في الماء وحدد الأزواج المرافقة

(5) أكتب معادلة تبيين تفاعل HA مع C^- ومن ثم حدد الأزواج المرافقة

الإجابة:

(2) B^-

(1) أقوى حمض (HC) وأضعف حمض (HB)

(3) $1 \times 10^{-10} M$ الجواب النهائي لتتحقق فقط(3) H_3O^+ حمض مرافق H_2O قاعدة (زوج مترافق) B^- قاعدة مرافقة HB حمض (زوج مترافق)(5) حمض مرافق C^- قاعدة (زوج مترافق) A^- قاعدة مرافقة HA حمض (زوج مترافق)5) العلاقة بين $[OH^-]$ والصفات القاعدية للمحلول **طردية** ومع الصفات الحمضية للمحلول **عكسية**.**سؤال:** ادرس الجدول التالي لعدد من الحموض الضعيفة المتساوية في التراكيز ثم أجب عما يلي

صيغة الحمض	$[OH^-]$ M
HA	2×10^{-11}
HB	1×10^{-13}
HC	6×10^{-11}

(1) ما صيغة الحمض الأقوى

(2) ما صيغة القاعدة المرافقة الأقوى

(3) أي المحاليل يكون فيه تركيز H_3O^+ هو أعلى (HA أم HC)(4) ما صيغة القاعدة المرافقة التي لمحلول حمضها أقل $[OH^-]$ (5) أحسب تركيز H_3O^+ للحمض HB

الإجابة:

(1) HB

(2) C^-

(3) HA

(4) B^- (5) $0.1 M$ 

[2] محاليل الحموض والقواعد القوية

الحموض القوية :

يتأين الحمض القوي كلياً في الماء، ويتم تمثيل تفاعل تأينه بالماء باستخدام سهم باتجاه واحد (من اليسار إلى اليمين) لدلالة على أن تفاعل التأين تام وغير منعكس كما يلي:



فمثلاً لو أضفنا (0.01M) من الحمض HCl في الماء فأنها كلها تتأين لتنتج (0.01M) من H_3O^+ وتنتج (0.01M) من Cl^- ولا يبقى شيء من الحمض الأصلي دون تأين، وهذا الحال ينطبق على الحموض القوية بشكل عام وهي (HClO₄ - HNO₃ - HBr - HI - HCl)

ولما كان الماء يحتوي على H_3O^+ و OH^- في حالة اتزان مع جزيئات الماء غي المتأين كما في المعادلة التالية



فإن موضع الاتزان يزاح - وفق مبدأ لوتشاتولييه - نحو اليسار وبذلك يقل تركيز OH^- ويقل K_W مقداراً ثابتاً.

😊 لاحظ أن : - تركيز H_3O^+ له مصدرين من الحمض القوي والتأين الذاتي للماء لكن مقدار ما ينتج من التأين الذاتي للماء قليل جداً فيهمل، لذلك يعد مصدر تركيز H_3O^+ في المحلول هو تأين الحمض القوي فقط.

سؤال: أحسب تركيز (OH^- - H_3O^+) في محلول (HBr) تركيزه (0.001M)

الإجابة:



$$[\text{HBr}] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-3}$$

$$K_W = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] \text{ ومنه فإن } [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \div 1 \times 10^{-3} = 1 \times 10^{-11} \text{ M}$$

سؤال: أحسب تركيز (OH^- - H_3O^+) في محلول حُضْرَ بإذابة (0.02 mol) من الحمض HClO₄ في الماء حتى أصبح حجم المحلول (400ml).

الإجابة:



$$[\text{HClO}_4] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

تذكر أن:

$$n = M \cdot v$$

$$n = m \div Mr$$

الرمز	المعنى	الوحدة المستخدمة
n	عدد المولات	mol
M []	التركيز	mol/L أو M
v	الحجم	L أو mL
m	الكتلة	g
Mr	الكتلة المولية	g/mol

$$v = 400 \div 1000 = 0.4 \text{ L}$$

$$n = M_{\text{HClO}_4} \times v \longrightarrow M = n \div v = 0.02 \div 0.4 = 5 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{HClO}_4] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 5 \times 10^{-2} \text{ M} \longrightarrow [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \div 5 \times 10^{-2} = 0.2 \times 10^{-12} \text{ M}$$

سؤال: أحسب تركيز $(\text{OH}^- - \text{H}_3\text{O}^+)$ في محلول حمض النيتريك HNO_3 تركيزه (0.04 M)

الإجابة:



$$[\text{HNO}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0.04 \text{ M} \quad K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \div 0.04 = 2.5 \times 10^{-13} \text{ M}$$

القواعد القوية:

تتأين **القواعد القوية** كلياً في الماء، ويتم تمثيل تفاعل تأينه بالماء باستخدام سهم باتجاه واحد (من اليسار إلى اليمين) لدلالة على أن تفاعل التأين تام وغير منعكس كما يلي:



فمثلاً لو أضفنا (0.01 M) من القاعدة NaOH في الماء فأنها كلها تتأين لتنتج (0.01 M) من Na^+ وتنتج (0.01 M) من OH^- ولا يبقى شيء من القاعدة الأصلية دون تأين. وهذا الحال ينطبق على القواعد القوية بشكل عام وهي $(\text{NaOH} - \text{LiOH} - \text{KOH})$

ولما كان الماء يحتوي على OH^- و H_3O^+ في حالة اتزان مع جزيئات الماء غي المتأين كما في المعادلة

التالية



فإن موضع الاتزان يزاح - وفق مبدأ لوتشاتيليه - نحو اليسار وبذلك يقل تركيز H_3O^+ ويقل K_w

مقداراً ثابتاً.

😊 لاحظ أن:-

تركيز OH^- له مصدران من القاعدة القوية والتآين الذاتي للماء لكن مقدار ما ينتج من التآين الذاتي للماء قليل جداً فيهمل، لذلك يعد مصدر تركيز OH^- في المحلول هو تآين القاعدة القوية فقط.

سؤال: أحسب تركيز OH^- وتركيز H_3O^+ في محلول LiOH تركيزه $(0.5 \times 10^{-3} \text{ M})$

الإجابة:

تعتبر القاعدة (LiOH) من القواعد القوية، حيث تتأين كلياً في الماء وفق المعادلة التالية



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

$$K_W = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-14} \div 0.5 \times 10^{-3} = 2 \times 10^{-11} \text{ M}$$

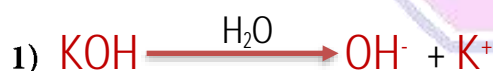
سؤال: أحسب تركيز كل من (OH^- . H_3O^+) في كل من المحاليل الآتية:

(1) محلول القاعدة هيدروكسيد البوتاسيوم KOH الذي تركيزه (0.5 M)

(2) محلول جرى تحضيره بإذابة (8 g) من بلورات هيدروكسيد الصوديوم حتى أصبح حجم المحلول

(200 mL) ، علماً بأن $(\text{Mr}_{(\text{NaOH})} = 40 \text{ g/mol})$

الإجابة:

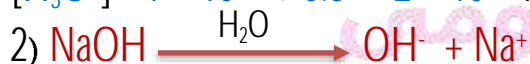


وبما أن القاعدة قوية فإن تآينها بالماء يكون تآين تام أي أن

$$[\text{KOH}] = [\text{OH}^-] = 0.5 \text{ M}$$

$$K_W = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-14} \div 0.5 = 2 \times 10^{-14} \text{ M}$$



$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = ??? \text{ M}$$

$$v = 200 \div 1000 = 0.2 \text{ L}$$

$$n = m \div \text{Mr} \quad n = 8 \div 40 = 0.2 \text{ mol}$$

$$n = M \cdot v \quad M = n \div v = 0.2 \div 0.2 = 1 \text{ M}$$

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

$$K_W = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-14} \div 1 = 1 \times 10^{-14} \text{ M}$$

😊 نلاحظ:

1) إن تركيز الحمض القوي يساوي تركيز أيون الهيدرونيوم الموجب (لأن تأينه تآين تام في الماء)



2) إن تركيز القاعدة القوية يساوي تركيز أيون الهيدروكسيد السالب (لأن تأينها تآين تام في الماء)



3) نتعامل في سؤال الحموض والقواعد مع تركيز الحمض أو القاعدة ولا نتعامل مع عدد المولات أو الكتلة أو الكتلة المولية أو الحجم لمحلول الحمض أو القاعدة وفي حال كان السؤال يتضمن إحدى المعلومات السابقة يجب حساب التركيز باستخدام

قوانين عدد المولات حيث أن

$$n = M \cdot v$$

$$n = m \div Mr$$

3) الرقم الهيدروجيني (pH) والرقم الهيدروكسيدي (pOH)

نواجه صعوبة بالتعامل مع أرقام التراكيز للهايدرونيوم والهيدروكسيد للتعبير عن حمضية أو قاعدية المحلول لذا وجدت طرق أسهل للتعبير عن حموضة أو قاعدية المحلول مثل **الرقم الهيدروجيني** و **الرقم الهيدروكسيدي**، فما المقصود بكل منهما وكيف يستخدم كل منهما في التعبير عن حموضة المحلول وقاعديته؟

أولاً: الرقم الهيدروجيني (pH)

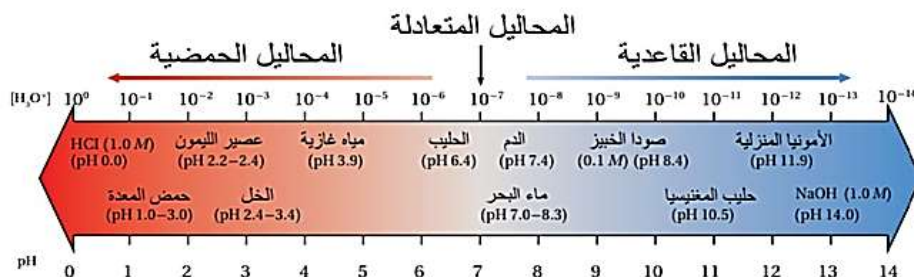
تعتمد حموضة المحاليل على تركيز أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ فيها، ولصعوبة التعامل معها، تم استخدام مفهوم **الرقم الهيدروجيني**، للتعبير عن حموضة المحلول.

وهو اللوغاريتم السالب لتركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول للأساس 10

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

كما يعبر عن الرقم الهيدروجيني رياضياً بالعلاقة التالية

وَيَعَدُّ مقياساً كميّاً لحموضة المحلول، فهو مقياس مُدرّج من صفر إلى 14، ويبيّن الشكل العلاقة بين حموضة المحاليل وَرَقْمِها الهيدروجيني pH وتركيز أيونات الهيدرونيوم H_3O^+



العلاقة بين تركيز أيونات الهيدرونيوم في بعض المحاليل وَرَقْمِها الهيدروجيني.

😊 لاحظ أن:

- محاليل الحموض يكون تركيز H_3O^+ فيها أكبر من 10^{-7} ، وتكون قيمة الرقم الهيدروجيني pH أقل من 7
- وفي المحاليل المتعادلة يكون تركيز H_3O^+ مساوياً 10^{-7} ، وقيمة الرقم الهيدروجيني pH تساوي 7
- أما في المحاليل القاعدية فيكون تركيز H_3O^+ أقل من 10^{-7} ، وقيمة الرقم الهيدروجيني pH أكبر من 7
- العلاقة عكسية بين $[H_3O^+]$ وقيمة pH أي أن العلاقة عكسية بين حمضية الوسط وقيمة pH
- العلاقة طردية بين $[OH^-]$ وقيمة pH أي أن العلاقة طردية بين قاعدية الوسط وقيمة pH .

سؤال: أعدد بالاعتماد على الشكل السابق الرقم الهيدروجيني للمحاليل الآتية و أستخدم أي المحلولين حمضي وأيها قاعدي.

أ) محلول تركيز H_3O^+ فيه يساوي $(10^{-3} M)$ ب) محلول تركيز H_3O^+ فيه يساوي $(10^{-12} M)$
الإجابة:

ب) $pH = 12$ والمحلول قاعدي

أ) $pH = 3$ والمحلول حمضي

الحسابات المتعلقة بالرقم الهيدروجيني

يحسب الرقم الهيدروجيني pH للمحلول بالاعتماد على تركيز أيونات H_3O^+ وباستخدام العلاقة الآتية:

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

تذكر: قوانين اللوغاريتمات

$$1) \log(x.y) = \log x + \log y$$

$$2) \log(x) = y \rightarrow 10^y = x$$

$$3) \log(x)^y = y \cdot \log x$$

$$4) \log 1 = 0 \quad \log 10 = 1$$

سؤال: أحسب تركيز محلول كان رقمه الهيدروجيني $pH = (0)$

الإجابة:

$pH = 0$ فإن المحلول حمض قوي ويمكن حساب $[H_3O^+]$ من العلاقة $[H_3O^+] = 10^{(-pH)}$

$[H_3O^+] = 10^{(-pH)} = 10^{(0)} = 1 M = [\text{الحمض القوي}]$

سؤال: أحسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول حمض النيتريك HNO_3 تركيزه (0.25 M)
 علماً أن $(\log 2.5 = 0.4)$

الإجابة:

يتأين الحمض HNO_3 كلياً، كما في المعادلة الآتية:



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HNO}_3] = 0.25 = 2.5 \times 10^{-1} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

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

سؤال: أحسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول حمض البيركلوريك HClO_4 تركيز (0.04 M)
 علماً أن $(\log 4 = 0.6)$

الإجابة:

يتأين الحمض HClO_4 كلياً وفق المعادلة الآتية:



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HClO}_4] = 0.04 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

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

يُكتَب أحياناً على بعض عبوات الأغذية و العصير الرقم الهيدروجيني للمادة التي تحتويها ويمكن حساب تركيز أيونات الهيدرونيوم فيها باستخدام العلاقة الآتية:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

سؤال: أحسب $[\text{H}_3\text{O}^+]$ لعبوة من الخل مكتوب عليها أن الرقم الهيدروجيني pH يساوي (4)
الإجابة:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4} = 1 \times 10^{-4} \text{ M}$$

سؤال: أحسب $[\text{H}_3\text{O}^+]$ لعبوة من عصير الليمون مكتوب عليها أن الرقم الهيدروجيني pH يساوي 2.2
 علماً أن $(\log 6.3 = 0.8)$

الإجابة:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2.2} = 10^{-(2.2+3)-3}$$

$$= 10^{0.8} \times 10^{-3} = 6.3 \times 10^{-3} \text{ M}$$

سؤال: أحسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلل هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيز (0.02 M) علماً أن ($\log 5 = 0.7$)

الإجابة:

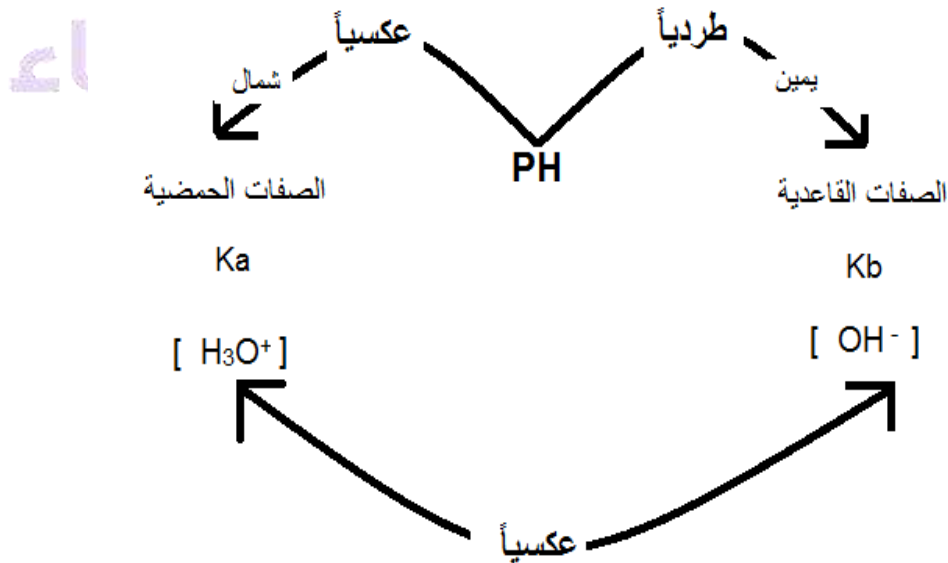
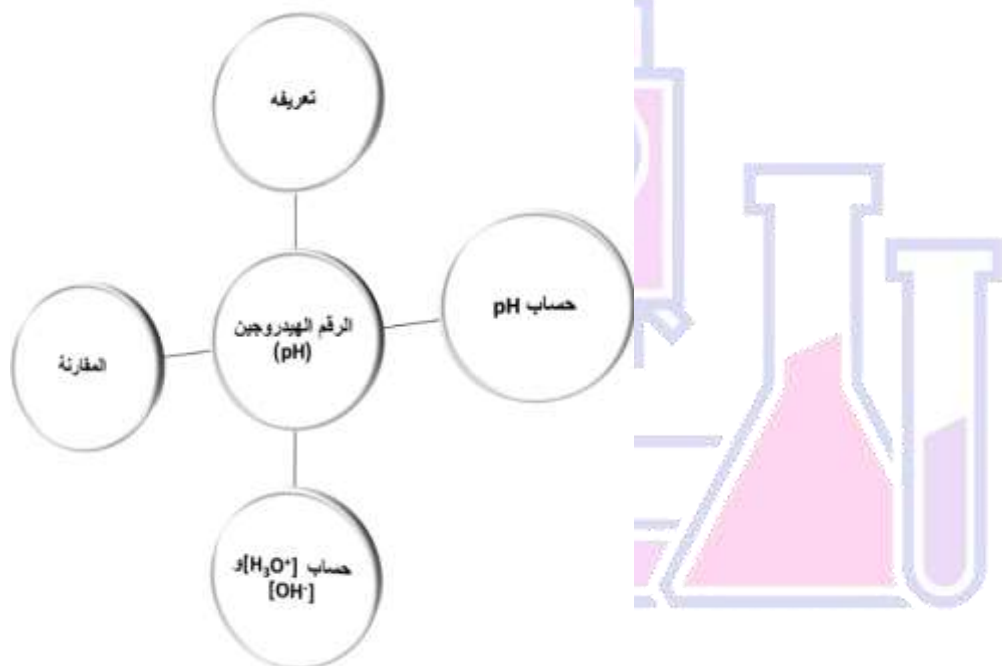
$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 2 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w \div [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \div 2 \times 10^{-2} = 5 \times 10^{-13} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

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



ثانياً: الرقم الهيدروكسييلي (pOH)

يستخدم الرقم الهيدروكسييلي pOH للتعبير عن قاعدية المحلول حيث عرف الرقم الهيدروكسييلي كما يلي: اللوغاريتم السالب للأساس (١٠) لتركيز أيون الهيدروكسيد (OH^-) في المحلول

كما يعبر عن الرقم الهيدروكسييلي رياضياً بالعلاقة التالية $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$

سؤال: أحسب الرقم الهيدروكسييلي pOH للمحلول القاعدة KOH تركيزه (0.01 M)

الإجابة:

تتأين القاعدة KOH كلياً فإن: $[\text{OH}^-] = [\text{KOH}] = 1 \times 10^{-2} \text{ M}$

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

سؤال: أحسب $[\text{OH}^-]$ لعبوة من حليب المغنيسيا مكتوب عليها أن الرقم الهيدروكسييلي pOH (4)

الإجابة:

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

سؤال: أحسب الرقم الهيدروكسييلي pOH لمحلول هيدروكسيد الليثيوم LiOH تركيزه (0.004 M) علماً

$$\text{بأن } (\log 4 = 0.6)$$

الإجابة:

تتأين القاعدة LiOH كلياً فإن: $[\text{OH}^-] = [\text{LiOH}] = 4 \times 10^{-3} \text{ M}$

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

سؤال: أحسب $[\text{OH}^-]$ لعبوة مكتوب عليها أن الرقم الهيدروكسييلي pOH (3.2) علماً أن

$$(\log 6.3 = 0.8)$$

الإجابة:

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-3.2} = 10^{0.8} \times 10^{-4} = 6.3 \times 10^{-4} \text{ M}$$

العلاقة بين الرقم الهيدروجيني pH و الرقم الهيدروكسييلي pOH

يرتبط الرقم الهيدروجيني pH بتركيز أيونات الهيدرونيوم في المحلول، في حين يرتبط الرقم الهيدروكسييلي pOH بتركيز أيونات الهيدروكسيد، وحاصل ضرب تركيز الأيونين في المحلول يعطي قيمة ثابتة

يعبر عنها ثابت تأين الماء K_W بالعلاقة الآتية

$$K_W = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

إذا أخذنا لوغاريتم الطرفين نجد أن:

$$\text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+] + \log[\text{OH}^-] = -14$$

ويضرب المعادلة بإشارة (-) نحصل على:

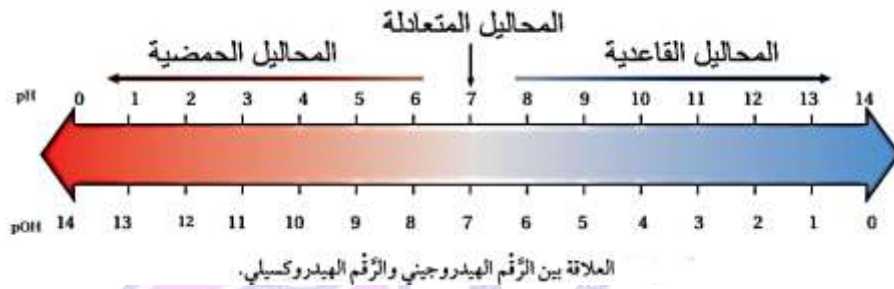
$$-\text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+] + (-\log[\text{OH}^-]) = 14$$

وحيث إن:

$$\text{pH} = -\text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

فإنه يمكن التعبير عن العلاقة السابقة على النحو الآتي:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$



😊 لاحظ أن:-

العلاقة بين الرقم الهيدروجيني والرقم الهيدروكسيلي. يتضح من الشكل أن مجموعهما 14 مثلاً عندما تكون pH تساوي 2 تكون قيمة pOH المقابلة لها تساوي 12.

سؤال: أحسب الرقم الهيدروجيني pH والرقم الهيدروكسيلي pOH لمحلل حمض الهيدروكلوريك HCl، الذي تركيزه (10^{-3} M) .

الإجابة:

الحمض HCl حمض قوي فإن

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 1 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1 \times 10^{-3}) = 3 - \log 1 = 3 - 0 = 3$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad 3 + \text{pOH} = 14 \quad \text{pOH} = 11$$

سؤال: أحسب كلا من pH و pOH لكل من المحاليل الآتية

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

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

الإجابة:

$$1) \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1 \times 10^{-5}) = 5 - \log 1 = 5 - 0 = 5$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad 5 + \text{pOH} = 14 \quad \text{pOH} = 9$$

$$2) \text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(1 \times 10^{-4}) = 4 - \log 1 = 4 - 0 = 4$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad 4 + \text{pH} = 14 \quad \text{pH} = 10$$

الاختبار الذاتي

سؤال [1]: أحسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول حمض الهيدروكلوريك HI تركيزه (0.03 M) علماً أن $(\log 3 = 0.5)$

سؤال [2]: أحسب $[H_3O^+]$ لعبوة من عصير البندورة رقمها الهيدروجيني pH يساوي 4.3 علماً أن $(\log 5 = 0.7)$

سؤال [3]: أحسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول هيدروكسيد الليثيوم LiOH تركيزه (0.004 M) علماً أن $(\log 2.5 = 0.4)$

سؤال [4]: عرف كل من (الرقم الهيدروجيني، الرقم الهيدروكسلي)

سؤال [5]: جد قيمة pOH لمحلول كان $[H_3O^+] = 0.03 \text{ M}$ إذا علمت أن $(\log 3 = 0.5)$:

سؤال [6]: جد قيمة pH لمحلول كان $[OH^-] = 1 \times 10^{-4} \text{ M}$

سؤال [7]: أحسب قيمة pOH لمحلول الحمض القوي HA الذي حضر من إذابة (0.02 mol) من الحمض HA حتى أصبح حجم المحلول (200 mL)

سؤال [8]: أحسب قيمة الرقم الهيدروجيني لمحلول القاعدة القوية A الذي حضر من إذابة (8g) من القاعدة A حتى أصبح حجم المحلول (250 mL) إذا علمت أن الكتلة المولية للقاعدة A تساوي (160 g/mol) و $(\log 5 = 0.7)$

سؤال [9]: إذا علمت أن قيمة الرقم الهيدروجيني pH لعينة دم الإنسان (7.4) فما مقدار تركيز أيون الهيدرونيوم الموجب وتركيز أيون الهيدروكسيد السالب $[OH^-]$ في العينة وقيمة pOH علم بأن $(\log 4 = 0.6)$

سؤال [10]: أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول من HI تركيزه $(1 \times 10^{-3} \text{ M})$

سؤال [11]: أحسب pOH للمحلول حضر من إذابة (0.63g) من القاعدة القوية B في الماء حتى أصبح حجم المحلول (200 mL)، علماً بأن الكتلة المولية للقاعدة B (63 g/mol) وأن $(\log 2 = 0.3)$

سؤال [12]: عينة من عصير البرتقال لها رقم هيدروجيني (5.7) فما تركيز كل من H_3O^+ و OH^- في العينة علماً بأن $(\log 2 = 0.3)$

الإجابات

سؤال (1):

الحمض HI حمض قوي فإن

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

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(3 \times 10^{-2}) = 2 - \log 3 = 2 - 0.5 = 1.5$$

سؤال (2):

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-4.3} = 10^{0.7} \times 10^{-5} = 5 \times 10^{-5} M$$

سؤال (3):

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

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

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(2.5 \times 10^{-12}) = 12 - \log 2.5 = 12 - 0.4 = 11.6$$

سؤال (4):

الرقم الهيدروجيني: هو اللوغاريتم السالب للأساس 10 لتركيز أيون الهيدرونيوم الموجب H_3O^+

الرقم الهيدروكسيلى: هو اللوغاريتم السالب للأساس 10 لتركيز أيون الهيدروكسيد السالب OH^-

سؤال (5):

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

$$pH = -\log(3 \times 10^{-2}) = 2 - \log 3 = 2 - 0.5 = 1.5$$

$$pH + pOH = 14 \quad 1.5 + pOH = 14 \quad pOH = 12.5$$

سؤال (6):

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

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

سؤال (7):

$$v = 200 \div 1000 = 0.2L$$

$$n = M \times v \quad M = n \div v = 0.02 \div 0.2 = 1 \times 10^{-1} M$$

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

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

$$pH + pOH = 14 \quad 1 + pOH = 14 \quad pOH = 13$$

سؤال [8]:

$$v = 250 \div 1000 = 0.25L$$

$$n = M \div Mr = 8 \div 160 = 5 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n = M \times v \quad M = n \div v = 5 \times 10^{-2} \div 0.25 = 2 \times 10^{-1} \text{ M}$$

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

تتأين القاعدة A كلياََ فإن:

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

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(5 \times 10^{-14}) = 14 - \log 5 = 13.3$$

سؤال [9]:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-7.4} = 10^{0.6} \times 10^{-8} = 4 \times 10^{-8} \text{ M}$$

$$[OH^-] = K_w \div [H_3O^+] = 1 \times 10^{-14} \div 4 \times 10^{-8} = 2.5 \times 10^{-7} \text{ M}$$

$$pH + pOH = 14 \quad 7.4 + pOH = 14 \quad pOH = 6.6$$

سؤال [10]:

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

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

سؤال [11]:

$$v = 200 \div 1000 = 0.2L$$

$$n = m \div Mr = 0.63 \div 63 = 1 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n = M \times v \quad M = n \div v = 1 \times 10^{-2} \div 0.2 = 5 \times 10^{-2} \text{ M}$$

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

تتأين القاعدة B كلياََ فإن:

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

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(2 \times 10^{-13}) = 13 - \log 2 = 13 - 0.3 = 12.7$$

$$pH + pOH = 14 \quad 12.7 + pOH = 14 \quad pOH = 1.3$$

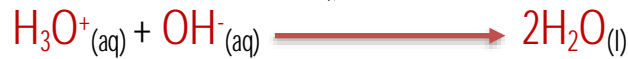
سؤال [12]:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-5.7} = 10^{0.3} \times 10^{-6} = 2 \times 10^{-6} \text{ M}$$

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

معايرة حمض وقاعدة

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



يستفاد من تفاعل التعادل في تعيين تركيز مجهول من حمض أو تركيز

مجهول من قاعدة حيث،

1) يجري تحضير حجم معين من محلول معلوم التركيز من حمض أو قاعدة يسمى المحلول القياسي.

2) يضاف المحلول القياسي لتحديد تركيز مجهول من الحمض أو العكس، وتسمى هذه العملية **المعايرة، حيث** يضاف تدريجياً (نقطة بعد نقطة) محلول قاعدة معلومة التركيز إلى محلول حمض مجهول التركيز، أو محلول حمض معلوم التركيز إلى محلول قاعدة مجهول التركيز

3) تستمر عملية الإضافة إلى حين الوصول إلى نقطة معينة يكون عندها عدد مولات أيونات الهيدروكسيد OH^- مكافئاً لعدد مولات أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول وتسمى هذه النقطة **نقطة التكافؤ**

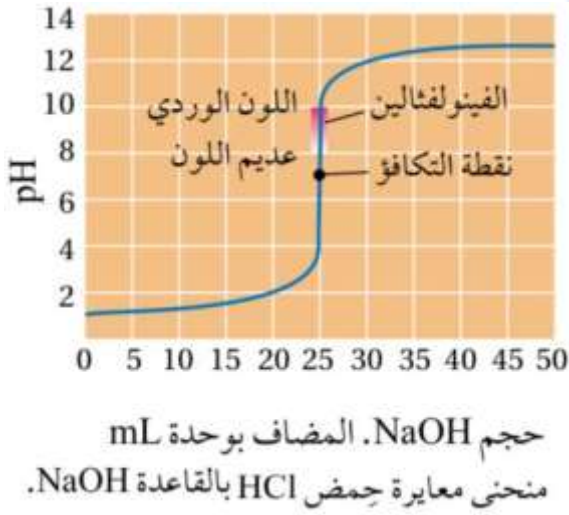
4) وعند معايرة حمض قوي وقاعدة قوية يطلق على هذه النقطة اسم **نقطة التعادل،** وهي النقطة التي تتعادل عندها تماماً أيونات الهيدرونيوم مع أيونات الهيدروكسيد جميعها خلال عملية المعايرة، **ويتكون الملح ونكون pH للمحلول تساوي 7**

5) يتم تحديد نهاية عملية المعايرة باستخدام كاشف مناسب يتغير لونه عند الوصول إلى نقطة التكافؤ، كما تسمى النقطة التي تضاف إلى المحلول ويتغير عندها لون الكاشف **نقطة النهاية،** وهي تحدّد انتهاء عملية المعايرة

😊 ملاحظة:

يستخدم عادة كاشف الفينولفثالين عند معايرة حمض قوي بقاعدة قوية؛ إذ يتغير لونه من عديم اللون إلى اللون الأحمر الوردي عند مدى من الرقم الهيدروجيني (10 - 8.2)

6] لتوضيح تغيرات الرقم الهيدروجيني في أثناء عملية المعايرة تجري قراءة مقياس الرقم الهيدروجيني لمحلول الحمض عند بداية المعايرة وبعد كل إضافة من القاعدة وتسجيلها، وينظم جدول يسجل فيه حجم القاعدة المضافة والرقم الهيدروجيني للمحلول عند الإضافة إلى حين الوصول إلى ما بعد نهاية المعايرة، ثم يرسم منحنى المعايرة



ويبين الشكل المجاور منحنى معايرة الحمض HCl بالقاعدة NaOH

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

سؤال: وضح المقصود بكل من ما يلي:

- (1) المعايرة
- (2) نقطة التكافؤ
- (3) نقطة التعادل
- (4) نقطة النهاية

الإجابة:

(1) المعايرة: الإضافة التدريجية لمحلول قاعدة معلومة التركيز إلى محلول حمض مجهول التركيز،

أو محلول حمض معلوم التركيز إلى محلول قاعدة مجهول التركيز.

(2) نقطة التكافؤ: نقطة معينة يصبح عنده عدد مولات أيونات OH^- مكافؤ لعدد مولات

أيونات H_3O^+

(3) نقطة التعادل: نقطة تتعادل عندها تماماً جميع أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد خلال عملية المعايرة، وتكون قيمة pH للمحلول تساوي 7.

(4) نقطة النهاية: النقطة التي تضاف إلى المحلول ويتغير عندها لون الكاشف، وهي تحدد انتهاء عملية المعايرة

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



الإجابة:

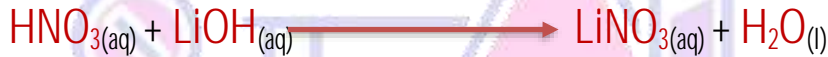
$$V_{\text{NaOH}} = 200 \div 1000 = 0.2 \text{ L} \quad V_{\text{HCl}} = 250 \div 1000 = 0.25 \text{ L}$$

$$n_{\text{HCl}} = n_{\text{NaOH}}$$

$$[\text{NaOH}] V_{\text{NaOH}} = [\text{HCl}] V_{\text{HCl}}$$

$$[\text{HCl}] = 0.2 \times 0.02 \div 0.25 = 0.016 \text{ M}$$

سؤال: أحسب حجم الحمض HNO_3 الذي تركيزه (0.4 M) إذا تعادل تماماً مع (20 mL) من محلول القاعدة LiOH تركيزه (0.2 M) وفق المعادلة الآتية



الإجابة:

$$V_{\text{LiOH}} = 20 \div 1000 = 0.02 \text{ L} \quad V_{\text{HNO}_3} = ?$$

$$n_{\text{HNO}_3} = n_{\text{LiOH}}$$

$$[\text{HNO}_3] V_{\text{HNO}_3} = [\text{LiOH}] V_{\text{LiOH}}$$

$$V_{\text{HNO}_3} = 0.02 \times 0.2 \div 0.4 = 0.01 \text{ L} = 10 \text{ mL}$$

سؤال: أحسب تركيز القاعدة KOH إذا تعادل (20 mL) منها تماماً مع (30 mL) من محلول الحمض HBr تركيزه (0.2 M) وفق المعادلة الآتية :



الإجابة:

$$V_{\text{KOH}} = 20 \div 1000 = 0.02 \text{ L} \quad V_{\text{HBr}} = 30 \div 1000 = 0.03 \text{ L}$$

$$n_{\text{HBr}} = n_{\text{KOH}}$$

$$[\text{HBr}] V_{\text{HBr}} = [\text{KOH}] V_{\text{KOH}}$$

$$[\text{KOH}] = 0.2 \times 0.03 \div 0.02 = 0.3 \text{ M}$$

الكواشف

يستخدم الكيميائيون الكواشف لتحديد نقطة التكافؤ في أثناء عملية المعايرة، ومن ثم معرفة انتهائها،

وتسمى بالكواشف وتعرف بأنها:

مواد كيميائية يتغير لونها حسب الرقم الهيدروجيني للوسط الذي توجد فيه،

فهي تتكون من حموض عضوية ضعيفة أو قواعد عضوية ضعيفة يتغير لونها في مدى معين من الرقم

الهيدروجيني، فإذا رمزنا للكاشف الحمضي بالرمز HIn فإنه يتأين في المحلول، كما في المعادلة الآتية:



لون 1

لون 2

عند إضافة محلول الكاشف HIn إلى محلول حمض

يحتوي على تركيز مرتفع من أيونات H_3O^{+} مقارنةً بمحلول الكاشف، فإن التفاعل - وفقًا

لمبدأ لوتشاتلييه - سوف يندفع بالاتجاه العكسي في محلول الكاشف للتقليل من تركيز H_3O^{+}

مما يقلل من تركيز الأيون In^{-} ويختفي لونه (2)، في حين يزداد تركيز الكاشف HIn غير

المتأين ويظهر لونه (1) في المحلول.

أما عند إضافة محلول الكاشف إلى محلول قاعدة

يحتوي على تركيز عالٍ من أيونات OH^{-} فإن أيونات H_3O^{+} ستستهلك في محلول الكاشف،

ووفقًا لمبدأ لوتشاتلييه سوف يندفع التفاعل بالاتجاه الأمامي لتعويض النقص في تركيز H_3O^{+} في

معادلة الكاشف

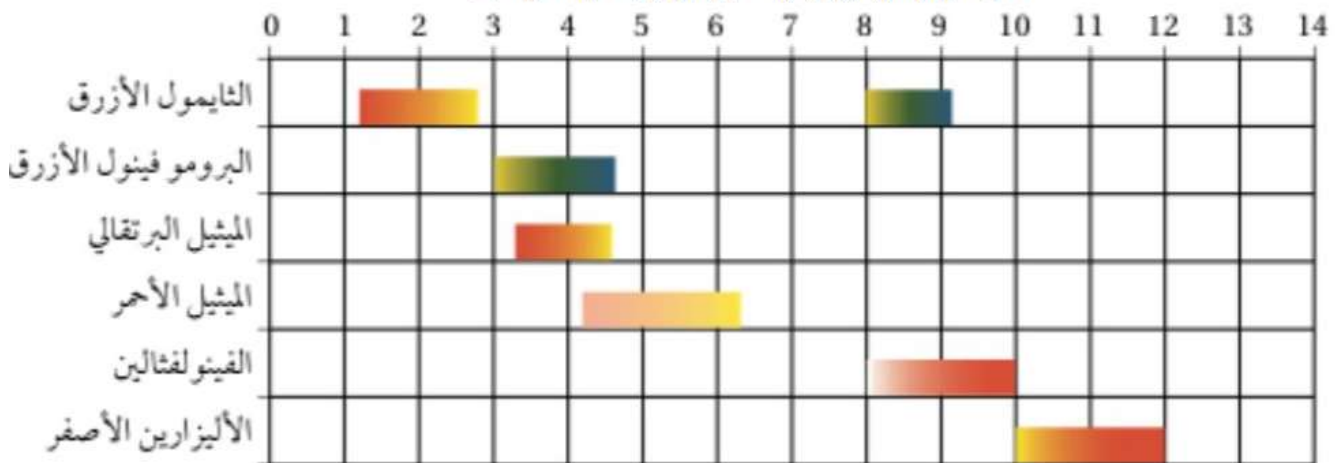
مما يزيد من تركيز الأيون In^{-} ويظهر لونه (2) في المحلول، بينما يقل تركيز الكاشف HIn

غير المتأين ويختفي لونه (1) من المحلول.

يتغير لون الكاشف في مدى معين من الرقم الهيدروجيني يعتمد على النسبة بين تركيز ما يتأين منه

إلى نسبته الأصلية، ويبين الجدول الآتي مدى الرقم الهيدروجيني الذي يتغير عنده لون بعض الكواشف

مدى الرقم الهيدروجيني لتغير ألوان بعض الكواشف



تعتمد دقة نتائج المعايرة على اختيار الكاشف المناسب؛ حيث يجري اختيار كاشف يتغير لونه عند رقم هيدروجيني قريب جداً لنقطة التعادل أو التكافؤ فمثلاً عند معايرة الحمض HCl وقاعدة $NaOH$ يُستخدم كاشف الفينولفثالين أو الميثيل الأحمر؛ حيث يتغير لونهما في مدى قريب من نقطة التعادل كما تُستخدم الكواشف لمعرفة فيما إذا كان المحلول حمضياً أم قاعدياً، فمثلاً، يكون الفينولفثالين عديم اللون في المحلول الحمضي بينما يعطي لوناً وردياً في المحلول القاعدي.

سؤال: احدد باستخدام السابق لون الكاشف في كل من المحاليل الآتية:

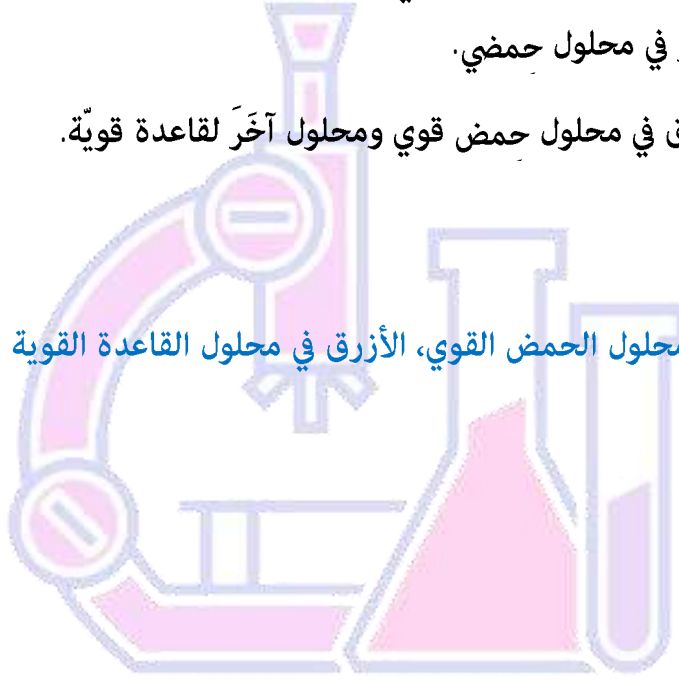
(1) الميثيل الأحمر في محلول حمضي.

(2) الثايمول الأزرق في محلول حمض قوي ومحلول آخر لقاعدة قوية.

الإجابة:

(1) أصفر

(2) أحمر في محلول الحمض القوي، الأزرق في محلول القاعدة القوية



المجتهد في الكيمياء
أ. أنس القدومي

الاختبار الذاتي

1) ما المصطلح العلمي الدال على الإضافة التدريجية لمحلول قاعدة معلومة التركيز إلى محلول حمض مجهول التركيز، أو حمض معلوم التركيز لقاعدة مجهولة التركيز

(أ) المعايرة (ب) نقطة التكافؤ (ج) نقطة التعادل (د) نقطة النهاية

2) ما المصطلح العلمي الدال على (النقطة التي يتعادل فيها تمامًا جميع أيونات الهيدرونيوم مع أيونات الهيدروكسيد ويكون pH للمحلول تساوي 7)

(أ) المعايرة (ب) نقطة التكافؤ (ج) نقطة التعادل (د) نقطة النهاية

3) ما المصطلح العلمي الدال على (نقطة معينة يصبح فيها عدد مولات OH^- مكافئًا لعدد مولات H_3O^+ في المحلول)

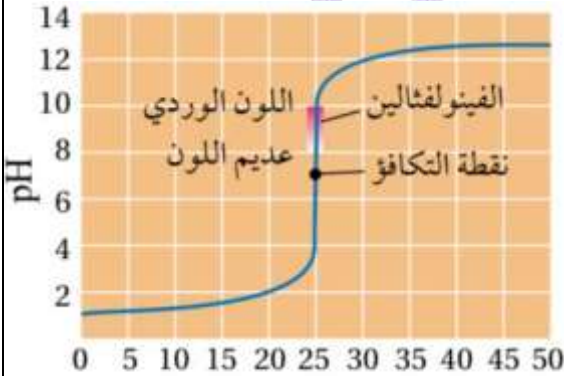
(أ) المعايرة (ب) نقطة التكافؤ (ج) نقطة التعادل (د) نقطة النهاية

4) ما المصطلح العلمي الدال على (النقطة التي تضاف من المحلول القياسي إلى محلول مجهول التركيز ويتغير عندها لون الكاشف، وهي التي تحدد نهاية عملية المعايرة)

(أ) الكاشف (ب) نقطة التكافؤ (ج) نقطة التعادل (د) نقطة النهاية

5) ما المصطلح العلمي الدال على (حموض أو قواعد عضوية ضعيفة يتغير لونها في الحالة المتأينة عن غير المتأينة في مدى معين من الرقم الهيدروجيني)

(أ) الكاشف (ب) نقطة التكافؤ (ج) نقطة التعادل (د) نقطة النهاية



منحنى معايرة حمض HCl بالقاعدة NaOH. المضاف بوحدة mL

* ادرس الرسم البياني التالي الذي يبين منحنى المعايرة لحمض HCl مع القاعدة NaOH ثم أجب عن الأسئلة التي تليه (6-7)

6) ما يتعادل محلول الحمض HCl تمامًا عند إضافة ما حجمه من القاعدة NaOH بوحدة (mL)

(أ) 15 (ب) 20 (ج) 25 (د) 50

(7) يتغير لون الكاشف عند الرقم الهيدروجيني

- (أ) (8-10) (ب) (8-12) (ج) (2-4) (د) (12-14)

(8) تكون نقطة التكافؤ لهذا المحلول عند الرقم الهيدروجيني

- (أ) 8 (ب) 10 (ج) 5 (د) 7

(9) إن تركيز محلول الحمض HCl إذا تعادل 250mL منه تمامًا مع 200mL من محلول القاعدة NaOH تركيزها 0.02M يساوي

- (أ) 0.0016M (ب) 0.0032M (ج) 0.016M (د) 0.032M

(10) إن حجم HNO_3 الذي تركيزه 0.4M اللازم لإضافته للتعادل مع 20mL من محلول LiOH الذي تركيزه 0.2M يساوي

- (أ) 10mL (ب) 12mL (ج) 20mL (د) 24mL

(11) إن تركيز محلول KOH إذا تعادل 20mL منها تمامًا مع 30mL من محلول HBr تركيزه 0.2M يساوي

- (أ) 0.1M (ب) 0.2M (ج) 0.3M (د) 0.4M

(12) أضيف 40mL من محلول KOH تركيزه 0.4M إلى 20mL من محلول HBr تركيزه 0.5M فإن قيمة pH للمحلول الناتج تساوي

- (أ) 10 (ب) 11 (ج) 12 (د) 13

(13) أضيف 50mL من محلول LiOH تركيزه 0.2M إلى 50mL من محلول HClO_4 تركيزه 0.4M فإن قيمة pH للمحلول الناتج تساوي

- (أ) 1 (ب) 1 (ج) 12 (د) 13

(14) إن تركيز الحمض HBr الذي أضيف منه 20mL إلى 40mL من القاعدة NaOH الذي تركيزها 0.4M حتى يصبح pH للمحلول الناتج 13 يساوي

- (أ) 1M (ب) 0.5M (ج) 0.2M (د) 0.4M

* يتأين الكاشف HIn كما في التفاعل $\text{HIn}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{In}^{-}_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^{+}_{(aq)}$

ويتميز HIn باللون (1) أما In^{-} يتميز باللون (2) أجب عن الأسئلة (81-82-83-84)

(15) يظهر اللون (2) إذا تم إضافة الكاشف HIn إلى محلول من

(أ) H_2O (ب) HF (ج) HBr (د) NaOH

(16) يظهر اللون (1) إذا تم إضافة الكاشف HIn إلى محلول من

(أ) H_2O (ب) HF (ج) NH_3 (د) NaOH

(17) عند إضافة الكاشف HIn إلى محلول الحمض HNO_3 فإنه

(أ) يرجح الاتزان لمعادلة تأين الكاشف المتزن لليمين

(ب) يرجح الاتزان لمعادلة تأين الكاشف المتزن لليسار

(ج) لا يتأثر موضع الاتزان

(د) يظهر اللون (2) في المحلول

(18) عند إضافة الكاشف HIn إلى محلول القاعدة LiOH فإنه يظهر اللون (2) بسبب

(أ) يرجح الاتزان لمعادلة تأين الكاشف المتزن لليسار (ب) بسبب أن تركيز $[\text{H}_3\text{O}^{+}]$ يكون عالي

(ج) بسبب أن تركيز $[\text{OH}^{-}]$ يكون عالي (د) لأن LiOH يقلل من $[\text{In}^{-}]$

(19) يستخدم الفينوليفثالين أو الميثيل الأحمر للكشف عن تعادل

(أ) حمض قوي وقاعدة ضعيفة (ب) حمض وقاعدة ضعيفين

(ج) حمض وقاعدة قويين (د) حمض ضعيف وقاعدة قوية

(20) يعطي لون الفينوليفثالين وردياً إذا كان pH للمحلول يساوي

(أ) 5 (ب) 6 (ج) 7 (د) 9

(21) ما المصطلح العلمي الدال على (سلوك بعض جزيئات الماء أحدها كحمض والآخر كقاعدة في نفس التفاعل) هو

(أ) الرقم الهيدروجيني (ب) نقطة التعادل (ج) التأين الذاتي للماء (د) التكافؤ

(22) ما المصطلح العلمي الدال على (اللوغريتم السالب للأساس 10 لتركيز أيون الهيدرونيوم الموجب) هو

(أ) الرقم الهيدروجيني (ب) الرقم الهيدروكسيلي (ج) التآين الذاتي للماء (د) التكافؤ

(23) ما المصطلح العلمي الدال على (اللوغريتم السالب للأساس 10 لتركيز أيون الهيدروكسيد السالب) هو

(أ) الرقم الهيدروجيني (ب) الرقم الهيدروكسيلي (ج) التآين الذاتي للماء (د) التكافؤ

(24) أي المحاليل التالية يكون محلول حمضياً إذا كان

(أ) pH=9 (ب) pH=7
(ج) $[H_3O^+] = 4 \times 10^{-9} M$ (د) $[OH^-] = 4 \times 10^{-9} M$

* يتآين الماء النقي كما في التفاعل المتزن التالي $H_3O^+ + OH^- \rightleftharpoons 2H_2O$ فأجب عن الأسئلة (25-26)

(25) يقل $[OH^-]$ عند إضافة محلول من HCl للماء النقي بسبب

(أ) لأن الحمض HCl يزيد من قيمة K_w
(ب) لأن الحمض HCl يدفع التفاعل المتزن للماء النقي نحو اليسار بسبب التركيز العالي من H_3O^+
(ج) لأن الحمض HCl يدفع التفاعل المتزن للماء النقي نحو اليمين بسبب التركيز العالي من H_3O^+
(د) لأن الحمض HCl حمضاً قوياً

(26) يقل $[H_3O^+]$ عند إضافة محلول من LiOH للماء النقي بسبب

(أ) لأن القاعدة LiOH تقلل من قيمة K_w
(ب) لأن القاعدة LiOH يدفع التفاعل المتزن للماء النقي نحو اليسار بسبب التركيز العالي من OH^-
(ج) لأن القاعدة LiOH يدفع التفاعل المتزن للماء النقي نحو اليمين بسبب التركيز العالي من OH^-
(د) لأن القاعدة LiOH قاعدة قوية

(27) إن الرقم الهيدروجيني لمحلول حمض HBr حُضِرَ بإذابة (0.81 g) منه في (400 mL) من الماء علماً أنَّ الكتلة المولية للحمض (HBr) (81 g/mol) :

(أ) 1.4 (ب) 1.6 (ج) 0.6 (د) 0.4

28) يلزم (40 mL) من محلول HI الذي تركيزه (0.3 M) لتتعاقد تمامًا مع (60 mL) من محلول KOH مجهول التركيز، فإن تركيز KOH يساوي

أ) 0.2M ب) 0.3M ج) 0.4M د) 0.5M

29) تم خلط (20 mL) من محلول حمض الهيدروكلوريك HCl الذي تركيزه (0.6 M) مع (20 mL) من محلول هيدروكسيد الليثيوم LiOH الذي تركيزه (0.4 M)، فإن

أ) المحلول الناتج حمضي
ج) المحلول الناتج متعادل
ب) المحلول الناتج قاعدي
د) يكون $pH=12$ للمحلول الناتج

30) تم خلط (40 mL) من محلول الحمض HBr الذي تركيزه (0.3M) مع (20 mL) من محلول KOH الذي تركيزه (0.8M)، فإن

أ) المحلول الناتج حمضي
ج) المحلول الناتج متعادل
ب) المحلول الناتج قاعدي
د) يكون $pH=2$ للمحلول الناتج



المجتهد في الكيمياء
أ. أنس القدومي

مراجعة الدرس

سؤال [1]: بماذا يُعبر عن حمضية المحاليل أو قاعديتها:

سؤال [2]: وضح المقصود بكل مما يأتي:

- (1) التآين الذاتي للماء
(2) الرقم الهيدروجيني
(3) المعايرة
(4) نقطة النهاية

سؤال [3]: أحسب تركيز H_3O^+ و OH^- في كل من المحاليل الآتية:

أ) HNO_3 تركيزه (0.02 M)

ب) $LiOH$ تركيزه (0.01 M)

سؤال [4]: أصنف المحاليل المبينة في الجدول إلى محاليل حمضية أو قاعدية أو متعادلة:

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

سؤال [5]: أفسر: يقل تركيز OH^- في الماء عند تحضير محلول حمضي:

سؤال [6]: أحسب pH لمحلول حمض HI تركيزه (0.0005 M) علماً أن $(\log 5 = 0.7)$:

سؤال [7]: أحسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول حمض HBr حُضِرَ بإذابة (0.81 g) منه في (400 mL)

من الماء علماً أن الكتلة المولية للحمض، $(81 g/mol = HBr)$. $(\log 2.5 = 0.4)$:

سؤال [8]: أحسب الرقم الهيدروكسيلي والرقم الهيدروجيني لمحلول $HClO_4$ تركيزه (0.008 M)

علماً أن $(\log 8 = 0.9)$:

سؤال [9]: يلزم (40 mL) من محلول HI الذي تركيزه (0.3 M) لتتعاقد تماماً مع (60 mL) من محلول

KOH مجهول التركيز. أحسب تركيز KOH:

سؤال [10]: تم خلط (20 mL) من محلول حمض الهيدروكلوريك HCl الذي تركيزه (0.6 M) مع

(20 mL) من محلول هيدروكسيد الليثيوم LiOH الذي تركيزه (0.4 M)، هل المحلول الناتج

حمضي أم قاعدي أم متعادل، أبرر إجابتني

الإجابات

سؤال (1):

يعبر عن حمضية المحلول باستخدام تركيز H_3O^+ أو pH
يعبر عن قاعدية المحلول باستخدام تركيز OH^- أو pOH

سؤال (2):

- (1) سلوك بعض جزيئات الماء أحدهما كحمض والآخر كقاعدة في نفس التفاعل
- (2) اللوغاريتم السالب للأساس 10 لتركيز أيون الهيدرونيوم الموجب
- (3) الإضافة التدريجية لمحول قاعدة معلومة التركيز إلى محلول حمض مجهول التركيز، أو محلول حمض معلوم التركيز إلى محلول قاعدة مجهول التركيز
- (4) النقطة التي تضاف إلى المحلول ويتغير عندها لون الكاشف، وهي تحدد انتهاء عملية المعايرة

سؤال (3):

(أ)

$$[H_3O^+] = [HNO_3] = 0.02 \text{ M}$$

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

(ب)

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

$$[H_3O^+] = K_w \div [OH^-] = 1 \times 10^{-14} \div 1 \times 10^{-2} = 1 \times 10^{-12} \text{ M}$$

سؤال (4):

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

سؤال (5):

عند إضافة محلول حمضي إلى الماء فإنه يزيد من تركيز H_3O^+ في المحلول ووفق المعادلة



فإنه يتفاعل مع OH^- ليدفع موضع الإتزان نحو اليسار وفق مبدأ لاتشوتليه فيقل تركيز

OH^- ليحافظ على قيمة ثابت الاتزان K_w

سؤال (6):

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HI}] = 5 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

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

سؤال (7):

$$v = 400 \div 1000 = 0.4 \text{ L}$$

$$n = m \div M_r = 0.81 \div 81 = 1 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n = M \times v \quad M = n \div v = 1 \times 10^{-2} \div 0.4 = 2.5 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HBr}] = 2.5 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log(2.5 \times 10^{-2}) = 2 - \log 2.5 = 2 - 0.4 = 1.6$$

سؤال (8):

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HClO}_4] = 8 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log(8 \times 10^{-3}) = 3 - \log 8 = 3 - 0.9 = 2.1$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad 2.1 + \text{pOH} = 14 \quad \text{pOH} = 11.9$$

سؤال (9):

$$V_{\text{KOH}} = 60 \div 1000 = 0.06 \text{ L}$$

$$V_{\text{HI}} = 40 \div 1000 = 0.04 \text{ L}$$

$$n_{\text{HI}} = n_{\text{KOH}}$$

$$[\text{HI}] V_{\text{HI}} = [\text{KOH}] V_{\text{KOH}}$$

$$[\text{KOH}] = 0.04 \times 0.3 \div 0.06 = 0.2 \text{ M}$$

سؤال (10):

حمضي، بما أن الحمض قوي والقاعدة قوية فأنها تصل لحالة التعادل عند تفاعلها، لكن عدد مولات الحمض أكبر من عدد مولات القاعدة (لهما الحجم نفسه وتركيز الحمض أعلى) فذلك يزيد من تركيز H_3O^+ ويقل تركيز OH^- فلذلك المحلول حمضي

الاختبار الذاتي

سؤال [1]: وضح المقصود بكل مما يأتي:

- (1) الرقم الهيدروكسيلى
- (2) نقطة التعادل
- (3) التآين الذاتى للماء
- (4) الحمض القوي

سؤال [2]: أحسب تركيز OH^- إذا كان تركيز H_3O^+ يساوي $(2 \times 10^{-9} \text{ M})$ ثم صنف المحلول

سؤال [3]: ما طبيعة المحلول في كل من الحالات التالية

- (أ) محلول تركيز OH^- فيه يساوي $(2 \times 10^{-6} \text{ M})$
- (ب) محلول تركيز H_3O^+ فيه يساوي $(8 \times 10^{-7} \text{ M})$
- (ج) محلول الرقم الهيدروجيني فيه يساوي (9)
- (د) الرقم الهيدروكسيلى فيه يساوي (8.4)

سؤال [4]: أذكر أهم الحموض القوية والقواعد القوية

سؤال [5]: أحسب كتلة NaOH اللازم إذابتها في الماء حتى يصبح درجة الحموضة pH تساوي (12.7) وحجم المحلول (500 mL) علماً بأن $(\log 2 = 0.3)$ و الكتلة المولية $\text{NaOH} = (40 \text{ g / mol})$

سؤال [6]: في محلول HCl وجد أن pOH في المحلول (12.7) وحجمه (500 mL) أحسب عدد مولات HCl الذي حضر منه المحلول $(\log 2 = 0.3)$

سؤال [7]: أحسب تركيز HBr إذا تعادل (200 mL) منه تماماً مع (400 mL) من KOH تركيزها يساوي (0.04 M)

سؤال [8]: أحسب حجم المحلول LiOH الذي تركيزه (0.02 M) إذا تعادل مع (40 mL) من HBr تركيزه (0.04 M)

سؤال [9]: في الكاشف الحمضي HIn فسر تغير لونه من الأحمر إلى اللون الأزرق عند إضافة كمية من NaOH له

الإجابات

سؤال [1]:

(1) الرقم الهيدروكسيلي: اللوغاريتم السالب لتركيز أيونات الهيدروكسيد OH^- في المحلول للأساس 10

(2) نقطة التعادل: نقطة تتعادل عندها تماماً جميع أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد خلال عملية المعايرة، وتكون pH للمحلول تساوي 7.

(3) التآين الذاتي للماء: بعض جزيئات الماء تسلك كحمض وبعضها الآخر يسلك كقاعدة في الماء النقي نفسه.

(4) الحمض القوي: الحمض الذي يتآين كلياً في الماء، فيمنح البروتون بكميات كبيرة، وينتج عنه قاعدة مرافقة ضعيفة جداً.

سؤال [2]:

$$[\text{OH}^-] = K_w \div [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-14} \div 2 \times 10^{-9} = 5 \times 10^{-6} \text{ M}$$

المحلول قاعدي

سؤال [3]:

(ب) المحلول حمضي

(أ) المحلول قاعدي

(د) المحلول حمضي

(ج) المحلول قاعدي

سؤال [4]:

الحموض القوية ($\text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI} - \text{HNO}_3 - \text{HClO}_4 - \text{H}_2\text{SO}_4$)القواعد القوية ($\text{LiOH} - \text{NaOH} - \text{KOH}$)

سؤال [5]:

$$v = 500 \div 1000 = 0.5 \text{ L}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-12.7} = 2 \times 10^{-13} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = K_w \div [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-14} \div 2 \times 10^{-13} = 5 \times 10^{-2} \text{ M} = [\text{NaOH}]$$

$$n = M \times v = 1 \times 10^{-2} \div 0.4 = 2.5 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$m = n \times Mr = 2.5 \times 10^{-2} \times 40 = 1 \text{ g}$$

سؤال (6):

$$v = 500 \div 1000 = 0.5L$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-12.7} = 2 \times 10^{-13} M$$

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

$$n = M \times v = 1 \times 10^{-2} \div 0.4 = 2.5 \times 10^{-2} mol$$

سؤال (7):

$$v_{KOH} = 400 \div 1000 = 0.4L$$

$$v_{HBr} = 200 \div 1000 = 0.2L$$

$$n_{HBr} = n_{KOH}$$

$$[HBr] v_{HBr} = [KOH] v_{KOH}$$

$$[HBr] = 0.04 \times 0.4 \div 0.2 = 0.08 M$$

سؤال (8):

$$V_{LiOH} = ?$$

$$V_{HBr} = 40 \div 1000 = 0.04L$$

$$n_{HBr} = n_{LiOH}$$

$$[HBr] v_{HBr} = [LiOH] v_{LiOH}$$

$$V_{LiOH} = 0.04 \times 0.04 \div 0.02 = 0.08L = 80mL$$

سؤال (9):



عند إضافة محلول الكاشف إلى محلول قاعدة

يحتوي على تركيز عالٍ من أيونات OH^- فإن أيونات H_3O^+ ستستهلك في محلول الكاشف، ووفقاً لمبدأ لوتشاتلييه سوف يندفع التفاعل بالاتجاه الأمامي لتعويض النقص في تركيز H_3O^+ في معادلة الكاشف

مما يزيد من تركيز الأيون In^- ويظهر لونه (2) في المحلول، بينما يقل تركيز الكاشف HIn غير المتأين ويختفي لونه (1) من المحلول.

• الدرس الثالث: الحموض والقواعد الضعيفة

الاتزان في محاليل الحموض والقواعد الضعيفة

أولاً: الاتزان في محاليل الحموض الضعيفة

تتأين الحموض الضعيفة جزئياً في الماء، لتنتج كميات قليلة من H_3O^+ ، فمثلاً لو فرضنا الحمض الضعيف HX فإنه يتأين كما في المعادلة التالية:



☺ **نلاحظ أن:** الحمض HX يتأين بشكل جزئي فإنه:

- 1] ينتج القاعدة المرافقة X^- القوية نسبياً أي أنها أقوى من القاعدة H_2O
- 2] فيكون X^- لديها القدرة على الارتباط بالبروتون باستمرار وتكون الحمض HX
- 3] فيكون تركيز الحمض HX أعلى بكثير من تركيز H_3O^+
- 4] أي أن (التفاعل منعكس) متزن، حتى يصل إلى حالة الاتزان

يعبر عن ثابت اتزان كما يلي:

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

وفي الجدول التالي يبين بعض الحموض الضعيفة وثابت تأينها عند درجة حرارة $25^{\circ}C$ ، يعبر (K_a) مقدار مقياساً لقوة الحمض، ومدى قدرته على التأين حيث إذا زادت قيمة (K_a) فإن:

- زاد قوة الحمض وزاد قدرة الحمض على التأين يندفع الإتزان نحو النواتج
- فيقل تركيز الحمض الأصلي HX، ويزداد تركيز H_3O^+ وتركيز X^-

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

😊 ملاحظات:

العلاقة طردية بين K_a وتركيز H_3O^+ و pOH .
و أن العلاقة عكسية بين K_a مع pH وتركيز OH^- .

يمكن الاستفادة من قانون ثابت الاتزان بما يلي

1] حساب تركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ :

تنتج أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ من تأين الحمض الضعيف في الماء، ويجري حساب تركيزها باستخدام ثابت تأين الحمض

سؤال: أحسب تركيز أيونات H_3O^+ في محلول حمض الإيثانويك CH_3COOH الذي تركيزه $(0.1 M)$ علماً أن $(K_a = 1.7 \times 10^{-5})$

الإجابة: نكتب معادلة تأين الحمض في الماء



نكتب جدول يوضح تركيز المواد قبل التأين بالماء وبعده

المركب	$H_3O^+_{(aq)}$	$CH_3COO^-_{(aq)}$	$CH_3COOH_{(aq)}$
التركيز عند البداية	0	0	0.1 M
التغير في التركيز	+X	+X	-X
التركيز عند الاتزان	X	X	0.1 - X

نكتب قانون ثابت التأين

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

وبالتعويض في ثابت التأين نجد أن:

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

ولما كان النقص في تركيز الحمض صغيراً جداً مقارنة بتركيز الحمض (0.1) ، فيُهمل هذا النقص ويُعتبر

تركيز الحمض ثابتاً؛ أي أن $0.1 - x \approx 0.1 M$

وبهذا يمكن حساب تركيز H_3O^+ ، كما يأتي:

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

وبأخذ جذر الطرفين نجد أن:

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

سؤال: أحسب تركيز أيونات H_3O^+ في محلول حمض النيتروجين $HNO_2(III)$ الذي تركيزه (0.03 M)

علماً أن $K_a = 4.5 \times 10^{-4}$

الإجابة:



قبل التآين	0.03M	0	0
بعد التآين	0.03 - X	X	X

حيث أن: X هي مقدار ما تآين من الحمض $[H_3O^+] = [NO_2^-]$

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

X تهمل لأن مقدارها لا يذكر قليل جداً

$$4.5 \times 10^{-4} = (X)^2 \div 0.03 \quad X = (13.5 \times 10^{-6})^{1/2} = 3.7 \times 10^{-3} \text{ M}$$

[2] حساب الرقم الهيدروجيني pH:

يمكن حساب الرقم الهيدروجيني للمحلول بالاعتماد على تركيز أيون الهيدرونيوم H_3O^+ ، يلي:

سؤال: أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول حمض البنزويك C_6H_5COOH تركيزه (2M)

علماً بأن $\log 1.12 = 0.05$ ، $K_a = 6.3 \times 10^{-5}$

الإجابة:



قبل التآين	2M	0	0
بعد التآين	2 - X	X	X

X هي مقدار ما تآين من الحمض $[H_3O^+] = [C_6H_5COO^-]$

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

X تهمل لأن مقدارها لا يذكر قليل جداً

$$6.3 \times 10^{-5} = (X)^2 \div 2 \quad X = (1.26 \times 10^{-4})^{1/2} = 1.12 \times 10^{-2} \text{ M} = [H_3O^+]$$

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

سؤال: أحسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول حمض الهيدروسيانيك HCN ، الذي تركيزه (0.02 M)

علماً بأن $(\log 3.1 = 0.5)$ ، $(K_a = 4.9 \times 10^{-10})$

الإجابة:

$H_2O + HCN \rightleftharpoons H_3O^+ + CN^-$	
قبل التآين	0.02M
بعد التآين	0.02 - X

X هي مقدار ما تآين من الحمض $[H_3O^+] = [C_6H_5COO^-]$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CN^-]}{[HCN]}$$

X تهمل لأن مقدارها لا يذكر قليل جدا

$$4.9 \times 10^{-10} = (X)^2 \div 0.02 \quad X = (9.8 \times 10^{-12})^{1/2} = 3.1 \times 10^{-6} M = [H_3O^+]$$

$$pH = -\log(3.1 \times 10^{-6}) = 6 - \log 3.1 = 6 - 0.5 = 5.5$$

3 استخدام الرقم الهيدروجيني لحساب كمية الحمض أو ثابت التآين K_a

تُحضّر المحاليل المخففة من الحموض بإذابة كمية معينة من الحمض المركز (تركيز أعلى) في حجم معين من الماء، وينتج عن ذلك محلول مخفف (تركيز أقل) له رقم هيدروجيني محدد.

وعند معرفة الرقم الهيدروجيني للمحلول يمكن حساب كمية الحمض اللازمة لتحضيره، أو يُستفاد من الرقم الهيدروجيني أيضاً في حساب ثابت تآين الحمض، والأسئلة الآتية توضح ذلك

سؤال: أحسب كتلة الحمض الميثانويك $HCOOH$ اللازمة لتحضير محلول منه حجمه (1L) ورقمته الهيدروجيني (2.7) علماً بأن $(\log 2 = 0.3)$, $(K_a = 1.7 \times 10^{-4})$, $(Mr = 49 \text{ g/mol})$

الإجابة:



قبل التآين	Y	0	0
بعد التآين	Y - X	X	X

Y هي تركيز الحمض $[HCOOH]$

X تهمل لأن مقدارها لا يذكر قليل جدا

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

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

$$1.7 \times 10^{-4} = (2 \times 10^{-3})^2 \div Y \quad Y = 2.35 \times 10^{-2} M$$

$$n = M \times v = 1 \times 2.35 \times 10^{-2} = 2.35 \times 10^{-2} M$$

$$n = m \div Mr \quad m = 2.35 \times 10^{-2} \times 49 = 115.15 \times 10^{-2} = 1.15 \text{ g}$$

4] تبين قيمة K_a القوة النسبية للحمض والقاعدة المرافقة له

كلما زاد قيمة K_a أصبح الحمض أكثر قدرة على التآين فيقل تركيزه ويندفع الاتزان نحو اليمين
ليزيد من تركيز H_3O^+ ويقل تركيز OH^- ، فتزداد الصفات الحمضية وتقل الصفات القاعدية :

سؤال: إذا أعطيت قيمة ثابت تآين الحموض (K_a) للحموض الضعيفة كما في الجدول التالي فما القواعد

المرافقة لهذه الحموض ورتبها حسب قوتها في الماء

الإجابة:

K_a	صيغة الحمض
1×10^{-5}	HA
1×10^{-4}	HB
1×10^{-7}	HC

ترتيب القواعد المرافقة $B^- - A^- - C^-$
 $\xrightarrow{\text{تزداد قوة القاعدة المرافقة}}$

سؤال: في محلول الحموض الضعيفة المبينة في الجدول المتساوية في التراكيز لكل منها ($0.01M$) ادرسه

جيداً ثم أجب عما يليه علماً بأن ($\log 4 = 0.6$) ($\log 1.4 = 0.14$) ($\log 2 = 0.3$) :

المعلومة	صيغة الحمض
$K_a = 4 \times 10^{-6}$	HA
$[B^-] = 1 \times 10^{-5} M$	HB
$[OH^-] = 3 \times 10^{-9} M$	HC
$pH = 3.4$	HD
$[H_3O^+] = 2 \times 10^{-5} M$	HE
$pOH = 11$	HF

(1) أكتب صيغة أقوى حمض

(2) ما صيغة القاعدة المرافقة التي لها أعلى pOH

(3) ما صيغة أقوى قاعدة مرافقة

(4) جد قيمة الـ pH للحمض HA

(5) أحسب قيمة K_a للحمض HD

(6) أي محاليل الحموض HE أم HB له أعلى قيمة K_a

(7) ما صيغة القاعدة المرافقة التي لمحلول حمضها أقل $[OH^-]$

(8) في التفاعل $HC + B^- \rightleftharpoons HB + C^-$

حدد الجهة التي يرجح لها الاتزان

الإجابة:

HF (1) F^- (2) C^- (3)

$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$ (4)

$$K_a = \frac{[X]^2}{[HA]}$$

X هي مقدار ما تآين من الحمض $[H_3O^+] = [A^-]$

$$4 \times 10^{-6} = (X)^2 \div 0.01 \quad X = (4 \times 10^{-8})^{1/2} = 2 \times 10^{-4} M = [H_3O^+]$$

$$pH = -\log (2 \times 10^{-4}) = 4 - \log 2 = 4 - 0.3 = 3.7$$

(5)

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3.4} = 10^{0.6} \times 10^{-4} = 4 \times 10^{-4} M = X$$

$$K_a = \frac{[X]^2}{[HD]}$$

$$K_a = (4 \times 10^{-4})^2 \div 0.01 = 1.6 \times 10^{-5}$$

(8) نحو المتفاعلات

F⁻ (7)

HE (6)

سؤال: أحسب ثابت تأين حمض ضعيف HA رَقْمُهُ الهيدروجيني يساوي (3) حُضَّرَ بإذابة (0.1 mol) منه في (500 mL) من الماء
الإجابة:



أحسب تركيز H_3O^+ باستخدام الرقم الهيدروجيني :

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

أحسب تركيز الحمض باستخدام عدد مولاته وحجم المحلول كما يأتي:

$$M = n \div v = 0.1 \div 0.5 = 0.2 M$$

أحسب ثابت تأين الحمض

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{[HA]} = 1 \times 10^{-6} \div 0.2 = 5 \times 10^{-6}$$

سؤال: أحسب كتلة حمض الكبريت (IV) H_2SO_3 اللازمة لتحضير محلول منه حجمه (0.4 L) ورَقْمُهُ الهيدروجيني يساوي (2) علماً أن $K_a = 1.3 \times 10^{-2}$, $Mr = 82 \text{ g/mol}$
الإجابة:



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

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{[H_2SO_3]} \quad 1.3 \times 10^{-2} = 1 \times 10^{-4} \div Y$$

$$Y = 7.7 \times 10^{-3} M$$

$$n = M \cdot v = 7.7 \times 10^{-3} \times 0.4 = 3.1 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$m = n \cdot Mr = 3.1 \times 10^{-3} \times 82 = 0.25 \text{ g}$$

الاختبار الذاتي

سؤال [1]: أحسب $[H_3O^+]$ لمحلول الحمض HC إذا علمت أن K_a له يساوي (2×10^{-5}) وكان تركيز الحمض HC يساوي $(0.1M)$

سؤال [2]: أحسب $[HD]$ في محلول من الحمض الضعيف HD إذا علمت أن pOH للمحلول يساوي (10.6) وكان K_a للحمض HD (2×10^{-6}) علماً بأن $(\log 4 = 0.6)$

سؤال [3]: أحسب قيمة الرقم الهيدروجيني لمحلول حمض البنزويك C_6H_5COOH الذي تركيزه $(0.01M)$ علماً أن $K_a = 6.5 \times 10^{-5}$ و $(\log 8.01 = 0.9)$

سؤال [4]: أحسب K_a لحمض الإيثانويك CH_3COOH إذا وجد أن pH لمحلول تركيزه $(0.01M)$ من هذا الحمض يساوي (2.88) علماً بأن $(\log 1.3 = 0.12)$

سؤال [5]: عند إذابة $(2.7g)$ من حمض HCN في كمية من الماء تكون محلول pH له $= 5$ أحسب حجم محلول الحمض، علماً أن الكتلة المولية HCN $(27g/mol)$ وأن $(K_a = 5 \times 10^{-10})$

سؤال [6]: عند إذابة $(1.4g)$ من حمض HX في $(500mL)$ من الماء تكون محلول pH له (2) ، فإذا علمت أن K_a للحمض $= (7 \times 10^{-4})$ أحسب الكتلة المولية للحمض

سؤال [7]: في محلول من الحمض الضعيف HF الذي تركيزه يساوي $(0.01 M)$ ، إذا علمت أن K_a يساوي (9×10^{-4}) أحسب $[F^-]$ في المحلول

سؤال [8]: في محلول من الحمض الضعيف HCN الذي تركيزه يساوي $(0.2M)$ إذا علمت أن K_a يساوي (5×10^{-10}) أحسب pOH للمحلول

سؤال [9]: في محلول من الحمض الضعيف HC وجد أن $[OH^-]$ في المحلول $= (1 \times 10^{-9} M)$ إذا علمت أن K_a له تساوي $(2 \times 10^{-9} M)$ ، وحجم المحلول $(200 ml)$ أحسب عدد مولات HC

سؤال [10]: في محلول من الحمض الضعيف HR وكان $[R^-] = (1 \times 10^{-4} M)$ حضر بإذابة $(2g)$ من الحمض HR حتى أصبح حجم المحلول $(200mL)$

علماً بأن الكتلة المولية للحمض $HR = 40g/mol$ أحسب K_a لمحلول الحمض HR

سؤال (11): الجدول التالي يبين عدد من محاليل الحموض الضعيفة المتساوية في تراكيز لكل منها (0.001 M) ومعلومات عن كل حمض أدرسه ثم أجب عما يلي:
 علماً بأن $(\log 2.5 = 0.4)$ $(\log 5 = 0.7)$ $(\log 4 = 0.6)$

صيغة الحمض	المعلومة
HA	pH = 3.3
HB	$K_a = 4 \times 10^{-6}$
HC	$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-6} M$
HD	$[D^-] = 1 \times 10^{-5} M$
HE	$[OH^-] = 1 \times 10^{-10} M$
HF	pOH = 9.6

- (1) أكتب صيغة أقوى حمض
- (2) ما صيغة القاعدة المرافقة التي لمحلل حمضها أعلى pH
- (3) عند تفاعل D^- مع HF حدد الجهة التي يرجح لها الاتزان
- (4) عند تفاعل HB مع A^- فما صيغة الحمض والقاعدة المرافقة
- (5) إذا كان $[HA]$ يساوي (0.025 M) فإن قيمة pH له تساوي
- (6) ما صيغة القاعدة المرافقة التي لمحلل حمضها أقل pOH
- (7) أي القواعد المرافقة أضعف C^- أم D^-
- (8) ما صيغة الحمض الأكثر تأين في الماء HB أم HC

المجتهد في الكيمياء
 أ. أنس القدومي

الإجابات

سؤال (1):

$$[C^-] = 1.4 \times 10^{-3} \text{ M}$$

سؤال (2):

$$[HD] = 8 \times 10^{-2} \text{ M}$$

سؤال (3):

$$\text{pH} = 3.1$$

سؤال (4):

$$K_a = 1.69 \times 10^{-4}$$

سؤال (5):

$$500 \text{ mL} = \text{حجم المحلول}$$

سؤال (6):

$$20 \text{ g/mol} = \text{الكتلة المولية}$$

سؤال (7):

$$[F^-] = 3 \times 10^{-3} \text{ M}$$

سؤال (8):

$$\text{pOH} = 9$$

سؤال (9):

$$1 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

سؤال (10):

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

سؤال (11):

HA (1) C⁻ (2) نحو اليمين (3) HB/B⁻ (4) 2.6 (5) C⁻ (6) D⁻ (7) HB (8)

ثانياً: الاتزان في محاليل القواعد الضعيفة

تتأين القواعد الضعيفة جزئياً في الماء، لتنتج كميات قليلة من أيون الهيدروكسيد OH^- وأيون آخر موجب، فمثلاً لو فرضنا القاعدة الضعيف B فإنه يتأين كما في المعادلة التالية:



😊 **نلاحظ أن:** القاعدة B تتأين بشكل جزئي فأنها:

- 1] ينتج القاعدة المرافقة OH^- القوية نسبياً أي أنها أقوى من القاعدة B
- 2] فيكون OH^- لديها القدرة على الارتباط بالبروتون باستمرار وتكون القاعدة B
- 3] فيكون تركيز القاعدة B أعلى بكثير من تركيز OH^-
- 4] أي أن (التفاعل منعكس) متزن، حتى يصل إلى حالة الاتزان، الذي يعبر عنه بثابت اتزان كما يلي:

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

- وفي الجدول التالي يبين بعض القواعد الضعيفة وثابت تأينها عند درجة حرارة 25°C ، يعبر (K_b) مقدار مقياساً لقوة القاعدة، ومدى قدرتها على التأين حيث إذا زادت قيمة (K_b) فإن:
- زاد قوة القاعدة وزاد قدرة القاعدة على التأين يندفع الإتزان نحو النواتج
 - يقل تركيز القاعدة الأصلية B، ويزداد تركيز HO^- وتركيز HB^+

اسم القاعدة	صيغة القاعدة	K_b
إيثيل أمين	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$	4.7×10^{-4}
ميثيل أمين	CH_3NH_2	4.4×10^{-4}
الأمونيا	NH_3	1.8×10^{-5}
هيدرازين	N_2H_4	1.7×10^{-6}
بريدين	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	1.4×10^{-9}
أنيلين	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	2.4×10^{-10}

😊 **ملاحظات:**

العلاقة عكسية بين K_b و تركيز H_3O^+ و pOH .
و أن العلاقة طردية بين K_b مع pH وتركيز OH^- .

يمكن الاستفادة من قانون ثابت الاتزان بما يلي

1] حساب تركيز أيون الهيدروكسيد OH⁻ في محلول القاعدة:

تتأين القاعدة الضعيفة جزئياً في الماء، فينتج من تأينها أيونات OH⁻ والحمض المرافق للقاعدة، ويمكن حساب تركيز OH⁻ باستخدام ثابت تأين القاعدة K_b، كما يلي:

سؤال: تتأين الأمونيا في الماء كما في المعادلة الآتية



أحسب تركيز OH⁻ في محلول الأمونيا NH₃ تركيزها (0.02M)، علماً بأن ثابت تأين الأمونيا (K_b = 1.8 × 10⁻⁵)

الإجابة:

	$\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$		
قبل التأين	0.02M	0	0
بعد التأين	0.02 - X	X	X

حيث أن: X هي مقدار ما تأين من القاعدة [NH₄⁺] = [OH⁻] = X

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

X تهمل لأن مقدارها لا يذكر قليل جداً

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(X)^2}{0.02} \quad X = (36 \times 10^{-8})^{1/2} = 6 \times 10^{-4} \text{ M} = [\text{OH}^-]$$

سؤال: تتأين الهيدرازين N₂H₄ ذات التركيز (0.04 M)، وفق المعادلة الآتية:



أحسب تركيز أيونات OH⁻ في المحلول علماً أن ثابت تأين الهيدرازين (K_b = 1.7 × 10⁻⁶)

الإجابة:

	$\text{N}_2\text{H}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_5^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$		
قبل التأين	0.04M	0	0
بعد التأين	0.04 - X	X	X

حيث أن: X هي مقدار ما تأين من القاعدة [N₂H₅⁺] = [OH⁻] = X

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{N}_2\text{H}_5^+]}{[\text{N}_2\text{H}_4]}$$

X تهمل لأن مقدارها لا يذكر قليل جداً

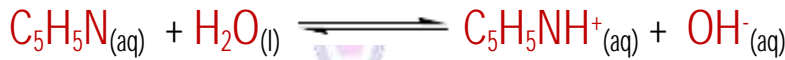
$$1.7 \times 10^{-6} = \frac{(X)^2}{0.04} \quad X = (6.8 \times 10^{-8})^{1/2} = 2.6 \times 10^{-4} \text{ M} = [\text{OH}^-]$$

[2] حساب الرقم الهيدروجيني pH للمحلول:

يعتمد الرقم الهيدروجيني لمحلول القاعدة على تركيز أيونات OH^- ، ثم نحسب تركيز H_3O^+ باستخدام ثابت تأين الماء K_w ، ومنه أحسب pH كما في السؤال التالي:

سؤال: أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول البيريدين $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ ، الذي تركيزه (2 M) علماً أنّ ($K_b = 1.4 \times 10^{-9}$ ، $\log 0.19 = -0.72$)

الإجابة:



قبل التآين	2M	0	0
بعد التآين	2 - X	X	X

حيث أنّ: X هي مقدار ما تأين من القاعدة $[\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+] = [\text{OH}^-]$

X تهمل لأن مقدارها لا يذكر قليل جداً

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+]}{[\text{C}_5\text{H}_5\text{N}]}$$

$$1.4 \times 10^{-9} = (X)^2 \div 2 \quad X = (28 \times 10^{-10})^{1/2} = 5.3 \times 10^{-5} \text{ M} = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w \div [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \div 5.3 \times 10^{-5} = 0.19 \times 10^{-9} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(0.19 \times 10^{-9}) = 9 - \log 0.19 = 9 - -0.72 = 9.72$$

سؤال: أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول الأمونيا NH_3 ، الذي تركيزه (0.02M) علماً أنّ: ($\log 1.66 = 0.22$ ، $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$)

الإجابة:



قبل التآين	0.02M	0	0
بعد التآين	0.02 - X	X	X

حيث أنّ: X هي مقدار ما تأين من القاعدة $[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-]$

X تهمل لأن مقدارها لا يذكر قليل جداً

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = (X)^2 \div 0.02 \quad X = (36 \times 10^{-8})^{1/2} = 6 \times 10^{-4} \text{ M} = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w \div [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \div 6 \times 10^{-4} = 1.66 \times 10^{-11} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(1.6 \times 10^{-11}) = 11 - \log 1.66 = 11 - 0.22 = 10.78$$

3] استخدام الرقم الهيدروجيني لحساب كمية القاعدة أو ثابت التآين K_b

يمكن حساب كمية القاعدة اللازمة لتحضير محلول معين منها بمعرفة الرقم الهيدروجيني للمحلول المراد تحضيره، كما يُستفاد أيضاً من الرقم الهيدروجيني لمحلول قاعدة ما في تعيين ثابت تأينها، والأسئلة الآتية توضح ذلك.

سؤال: الأنيلين قاعدة صيغتها $C_6H_5NH_2$ تتآين في الماء بدرجة ضعيفة، كما في المعادلة:



أحسب ثابت تآين الأنيلين لمحلول منها تركيزه (4 M) يحتوي على أيونات OH^- تركيزها $(4.15 \times 10^{-5} M)$

الإجابة:

	$C_6H_5NH_{2(aq)}$	$+ H_2O_{(l)}$	\rightleftharpoons	$C_6H_5NH_3^+_{(aq)}$	$+ OH^-_{(aq)}$
قبل التآين	4M			0	0
بعد التآين	4			4.15×10^{-5}	4.15×10^{-5}

$$K_b = \frac{[OH^-][C_6H_5NH_3^+]}{[C_6H_5NH_2]}$$

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

سؤال: تتآين القاعدة إيثيل أمين $CH_3CH_2NH_2$ وفق المعادلة الآتية:



أحسب تركيز القاعدة في محلول منها رقمه الهيدروجيني (10) علماً بأن، $(K_b = 4.7 \times 10^{-4})$

الإجابة:

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

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

$$K_b = \frac{[OH^-][CH_3CH_2NH_3^+]}{[CH_3CH_2NH_2]}$$

$$4.7 \times 10^{-4} = (1 \times 10^{-4})^2 \div Y$$

$$Y = 2.1 \times 10^{-5} M$$

سؤال: أحسب ثابت تآين القاعدة بيوتيل أمين $C_4H_9NH_2$ التي تركيزها (0.4 M) ورقمها الهيدروجيني

يساوي (12)

الإجابة:

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

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

$$K_b = [OH^-][C_4H_9NH_3^+] \div [C_4H_9NH_2]$$

$$K_b = (1 \times 10^{-2})^2 \div 0.4 = 2.5 \times 10^{-4}$$

4 تبين قيمة K_b القوة النسبية للقواعد والحمض المرافق لها

كلما زاد قيمة K_b أصبحت القاعدة أكثر قدرة على التآين فيقل تركيزها ويندفع الاتزان نحو اليمين ليزيد من تركيز OH^- ويقل تركيز H_3O^+ ، فتزداد الصفات القاعدية وتقل الصفات الحمضية:

K_b	صيغة القاعدة
1×10^{-3}	A
1×10^{-7}	B
1×10^{-6}	C

سؤال: إذا أعطيت ثابت تآين القواعد (K_b) للقواعد الضعيفة المتساوية

في التراكيز كما في الجدول التالي : فما الحموض المرافقة لهذه القواعد ورتبها حسب قوتها في الماء

الإجابة:

ترتيب الحموض المرافقة هو $HA^+ - HC^+ - HB^+$
 تزداد قوة الحمض المرافق

سؤال: في محلول القواعد الضعيفة المبينة في الجدول المتساوية في التراكيز لكل منها ($0.01M$) ادرسه

جيداً ثم أجب عما يليه علماً بأن $(\log 4 = 0.6 - \log 7 = 0.8)$:

المعلومة	صيغة القاعدة
$K_b = 2 \times 10^{-6}$	A
$[HB^+] = 1 \times 10^{-5}M$	B
$[OH^-] = 2 \times 10^{-3}M$	C
$pH = 8$	D
$[H_3O^+] = 2 \times 10^{-9}M$	E

(1) أكتب صيغة أضعف قاعدة

(2) ما صيغة الحمض المرافق الذي له أعلى قيمة pH

(3) ما صيغة أضعف حمض مرافق

(4) جد قيمة الـ pH للقاعدة A

(5) أحسب قيمة K_b للقاعدة D

(6) أي محاليل القواعد E أم B له أعلى قيمة pOH

(7) ما صيغة الحمض المرافق الذي لمحللول قاعدته أعلى

$[H_3O^+]$

(8) أي محاليل القواعد (A أم C) لمحللول حمضه المرافق أقل $[H_3O^+]$

الإجابة:

HC⁺ (3)

E (6)

HC⁺ (2)

1×10^{-10} (5)

C (8)

D (1)

10.2 (4)

HD⁺ (7)

الاختبار الذاتي

سؤال [1]: في محلول من القاعدة الضعيفة A كان تركيزها يساوي (0.01 M) ووجد أن درجة الحموضة للمحلول تساوي (10.7) فإذا علمت أن $(\log 2 = 0.3)$ أحسب قيمة ثابت التآين للقاعدة A

سؤال [2]: أحسب $[H_3O^+]$ لمحلول القاعدة C إذا علمت أن K_b لها يساوي (2×10^{-5}) وكان تركيز القاعدة C يساوي (0.1M)

سؤال [3]: أحسب [D] في محلول من القاعدة الضعيفة D إذا علمت أن pOH للمحلول يساوي (3.6) وكان K_b للقاعدة D يساوي (2.5×10^{-6}) $(\log 4 = 0.6)$

سؤال [4]: ما قيمة pH لمحلول من الأنيلين $C_6H_5NH_2$ تركيزها يساوي (0.1M) علماً بأن K_b يساوي (2.5×10^{-10}) $(\log 2 = 0.3)$

سؤال [5]: محلول القاعدة R حضر بإذابة (2 g) من R في الماء حتى أصبح حجم المحلول (0.2 L) و pOH له يساوي (3.7) وكان ثابت تآين K_b يساوي (4×10^{-7}) أحسب الكتلة المولية للقاعدة R علماً بأن $(\log 2 = 0.3)$

سؤال [6]: أحسب كتلة الأمونيا NH_3 اللازم إذابتها في الماء لتعطي محلول له رقم هيدروكسيلى (2.3) وحجمه (180mL) علماً بأن K_b يساوي (1.8×10^{-5}) $(\log 2 = 0.3)$ $(Mr_{NH_3} = 17g/mol)$

سؤال [7]: في محلول من القاعدة الضعيفة F الذي تركيزها يساوي (0.01M) إذا علمت أن علماً بأن K_b يساوي (9×10^{-4}) أحسب $[OH^-]$

سؤال [8]: في محلول من القاعدة الضعيفة B الذي تركيزها يساوي (0.2M) إذا علمت أن K_b يساوي (5×10^{-10})

أحسب: أ) $[H_3O^+]$ في المحلول. ب) pOH

سؤال [9]: في محلول من القاعدة الضعيفة A وجد أن $[H_3O^+]$ في المحلول يساوي $(1 \times 10^{-9}M)$ ، إذا علمت أن K_b لها تساوي $(2 \times 10^{-9}M)$ ، وحجم المحلول (500 mL) أحسب عدد مولات القاعدة A

سؤال (10): في محلول من القاعدة الضعيفة C وكان $[HC^+] (1 \times 10^{-4}M)$ ، حضر بإذابة (3g) من القاعدة C حتى أصبح حجم المحلول (250mL)، علماً بأن $(Mr_C = 60g/mol)$ ، أحسب K_b لمحلول القاعدة C

سؤال (11): الجدول التالي يبين عدد من محاليل القواعد الضعيفة أدرسه ثم أجب عما يلي:

تركيز القاعدة (M)	المعلومة	صيغة القاعدة
0.02	pH = 9	A
0.01	$K_b = 4 \times 10^{-6}$	B
0.01	$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-10}M$	C
0.02	$[HD^+] = 2 \times 10^{-4}M$	D
0.01	$[OH^-] = 5 \times 10^{-3} M$	E
0.1	pOH = 4	F

- 1) أكتب صيغة أقوى حمض مرافق
- 2) ما صيغة القاعدة التي لمحلول حمضها المرافق أعلى pH
- 3) عند تفاعل HA^+ مع F حدد الجهة التي يرجح لها الاتزان
- 4) عند تفاعل HE^+ مع D فما صيغة الحمض والقاعدة المرافقة
- 5) إذا كان [A] يساوي (0.0002 M) فإن قيمة pH له تساوي علماً بأن
- 6) ما صيغة القاعدة التي لمحلولها أقل pOH
- 7) أي الحموض المرافقة أضعف HC^+ أم HA^+
- 8) ما صيغة القاعدة الأقل تأين في الماء

المجتهد في الكيمياء
أ. أنس القدومي

الإجابات

سؤال (1):

$$K_b = 2.5 \times 10^{-5}$$

سؤال (2):

$$[HC^+] = 1.4 \times 10^{-3} \text{ M}$$

سؤال (3):

$$[D] = 2.5 \times 10^{-2} \text{ M}$$

سؤال (4):

$$\text{pH} = 8.7$$

سؤال (5):

$$M_r = 100 \text{ g/mol}$$

سؤال (6):

$$m = 4.25 \text{ g}$$

سؤال (7):

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

سؤال (8):

$$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-9} \text{ M} \quad (\text{أ}) \quad \text{pOH} = 5 \quad (\text{ب})$$

سؤال (9):

$$n = 2.5 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

سؤال (10):

$$K_b = 5 \times 10^{-8}$$

سؤال (11):

HA⁺ (1) E (2) نحو اليمين (3) HE⁺/E (4) 8 (5) A (6) HC⁺ (7) A (8)

مراجعة الدرس

سؤال (1): وَضِّحْ المقصودَ بثابت تآين الحمض الضعيف:

سؤال (2): أَحْسِبْ تركيز H_3O^+ و OH^- في كُلِّ مِنَ المحاليل الآتية:

- أ. محلول HNO_2 تركيزه (0.02 M) علماً بأن $(K_a = 4.5 \times 10^{-4})$
 ب. محلول NH_3 تركيزه (0.01 M) علماً بأن $(K_b = 1.8 \times 10^{-5})$

سؤال (3): أَقْسِرْ: يزداد تركيز OH^- في محلول القاعدة الضعيفة بزيادة ثابت تآينها:

سؤال (4): أَطْبِقْ: يبيِّن الجدولُ المجاور قيم ثابت تآين عدد من الحموض الضعيفة، أدرسْ هذه القيم، ثمَّ

أجب عن الأسئلة الآتية:

صيغة الحمض	K_a
C_6H_5COOH	6.3×10^{-5}
HNO_2	4.5×10^{-4}
CH_3COOH	1.7×10^{-5}
HCN	4.9×10^{-10}

- أ. أكتب صيغة القاعدة المرافقة التي لها أعلى قيمة pH.
 ب. أَحَدِّدْ أيَّ محلول الحموض له أقلَّ رَقْم هيدروجيني HNO_2 أم HCN .
 ج. الحَمَضُ الذي يكون تركيز H_3O^+ فيه أقلَّ ما يمكن.
 د. الحَمَضُ الذي يَحْتَوِي محلوله على أقلَّ تركيز من أيونات OH^- .

- هـ. أَحْسِبْ الرَقْم الهيدروجيني لمحلول HCN ، الذي تركيزه (0.1 M). علماً بأن $(\log 7 = 0.8)$
 و. أَحْسِبْ الرَقْم الهيدروجيني pH لمحلول CH_3COOH حُضِرَ بإذابة (12g) منه في (400 mL) من الماء، علماً أنَّ (الكتلة المولية للحمض $CH_3COOH = 60 \text{ g/mol}$) $(\log 3 = 0.5)$

سؤال (5): يبيِّن الجدولُ قيم K_b لعدد من القواعد الضعيفة. أدرسها، ثمَّ أَجِبْ عن الأسئلة الآتية:

صيغة الحمض	K_a
CH_3NH_2	4.4×10^{-4}
NH_3	1.8×10^{-5}
N_2H_4	1.7×10^{-6}
C_5H_5N	1.4×10^{-9}

- أ. أكتب صيغة الحمض المرافقة الذي له أقلَّ pH.
 ب. أَحَدِّدْ أيَّ القواعد يَحْتَوِي محلولها على أقلَّ تركيز من H_3O^+ .
 ج. أَسْتَنْتِجْ أيَّ القواعد أكثر تآيناً في الماء.
 د. أَحْلَلْ: اكْمَلْ المعادلة الآتية، ثمَّ أَعَيِّنْ الزوجين المترافقين:



- هـ. أَحْسِبْ كتلة القاعدة N_2H_4 اللازم إضافتها إلى (400 mL) من الماء لتحضير محلول منها رَقْمُهُ الهيدروجيني يساوي (9.4) علماً أنَّ الكتلة المولية للقاعدة N_2H_4 تساوي (32 g/mol) وأن $(\log 4 = 0.6)$.

الإجابات

سؤال (1):

ثابت الاتزان لتأين الحمض الضعيف

سؤال (2):

أ.

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 \div [\text{HNO}_2]$$

$$4.5 \times 10^{-4} = X^2 \div 0.02$$

$$X = 3 \times 10^{-3} \text{ M} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

$$1 \times 10^{-14} \div 3 \times 10^{-3} = [\text{OH}^-]$$

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

ب.

$$K_b = [\text{OH}^-]^2 \div [\text{NH}_3]$$

$$1.8 \times 10^{-5} = X^2 \div 0.01$$

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

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

$$1 \times 10^{-14} \div 4.2 \times 10^{-4} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2.3 \times 10^{-11} \text{ M}$$

سؤال (3):

عند زيادة قيمة ثابت التآين القاعدة الضعيفة فهذا يعني أن تركيز المتفاعلات يقل وتركيز المواد الناتجة يزداد، وفق مبدأ لاتشوتيليه فإن زيادة قيمة ثابت التآين يندفع التفاعل نحو النواتج، فيزداد تركيز OH^-

سؤال (4):

أ. CN^- ب. HNO_2 ج. HCN د. HNO_2

هـ.

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 \div [\text{HCN}]$$

$$4.9 \times 10^{-10} = X^2 \div 0.1$$

$$X = 7 \times 10^{-6} \text{ M} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log(7 \times 10^{-6}) = 6 - \log 7 = 6 - 0.8 = 5.2$$

$$v = 400 \div 1000 = 0.4 \text{ L}$$

.و

$$n = m \div Mr \quad n = 12 \div 60 = 0.2 \text{ mol}$$

$$n = M \cdot v \quad [\text{CH}_3\text{COOH}] = n \div v = 0.2 \div 0.4 = 0.5 \text{ M}$$

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 \div [\text{CH}_3\text{COOH}]$$

$$1.7 \times 10^{-5} = X^2 \div 0.5$$

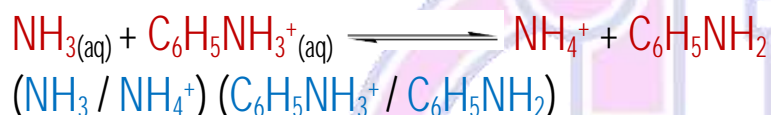
$$X = 3 \times 10^{-3} \text{ M} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log(3 \times 10^{-3}) = 3 - \log 3 = 3 - 0.5 = 2.5$$

سؤال (5):



د.



$$v = 400 \div 1000 = 0.4 \text{ L}$$

هـ.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-9.4} = 10^{0.6} \times 10^{-10} = 4 \times 10^{-10} \text{ M}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

$$1 \times 10^{-14} \div 4 \times 10^{-10} = [\text{OH}^-] = 2.5 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$K_b = [\text{OH}^-]^2 \div [\text{N}_2\text{H}_4]$$

$$1.7 \times 10^{-6} = (2.5 \times 10^{-5})^2 \div [\text{N}_2\text{H}_4]$$

$$[\text{N}_2\text{H}_4] = 3.7 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$n = M \cdot v$$

$$n = 3.7 \times 10^{-4} \times 0.4 = 1.5 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n = m \div Mr$$

$$m = n \cdot Mr = 1.5 \times 10^{-4} \times 32$$

$$m = 4.8 \times 10^{-3} \text{ g}$$

• الدرس الرابع: الأملاح والمحاليل المنظمة

محاليل الأملاح

تُعَدُّ الأملاحُ منَ المواد الأساسية المكوِّنة لجسم الإنسان، ويحصل عليها عن طريق الغذاء والماء وللأملاح دورٌ مهمٌ في تنظيم الكثير من العمليات الحيوية التي تحدث في الجسم؛

فأملاح الكالسيوم تدخل في تركيب العظام والأسنان، و**أملاح الصوديوم** تساعد على حفظ التوازن المائي داخل الخلية وخارجها، وتعمل على تنظيم ضغط الدم، كما تساعد **أملاح البوتاسيوم** على ضبط وظائف العضلات وتوسيع الأوعية الدموية لتسهيل انتقال الدم، وتُستعملُ الأملاحُ في صناعة الكثير من الأدوية، ومستحضرات التجميل، وغيرها،

فما المقصودُ بالأملاح؟ وما أهم خصائصها؟

أولاً: الخصائص الحمضية والقاعدية للأملاح

الملح: يعد الملح مركب أيوني ينتج من تفاعل محلول الحمض مع القاعدة.

ولأن الملح مركب أيوني عند إذابته في الماء ينتج أيون موجب وأيون آخر سالب ففسّر مفهوم برونستد - لوري سلوك كثير من الأملاح في الخصائص الحمضية والقاعدية لها تبعاً لقدرة أيوناتها على منح البروتون أو استقباله في التفاعل.

وقد تتفاعل هذه الأيونات مع الماء وتنتج أيونات H_3O^+ أو OH^- أو كليهما في ما يُعرف بعملية التميّة

وتتفاوت الأملاح في قدرتها على التآين، فبعضها يتآين كلياً وبعضها يتآين جزئياً،

وفي درسنا هذا سوف ندرس الأملاح على فرض أنها تتآين كلياً

☺ **ملاحظات:** تختلف طبيعة الملح وسلوكه تبعاً لمصدر أيوناته من الحمض والقاعدة حيث

1] بعض الأملاح لا تَتميّه في الماء، لذا لا تنتج أيونات H_3O^+ أو OH^- فهي ذات

طبيعة متعادلة، مثل كلوريد الصوديوم $NaCl$

2] بعضها الآخر يَتميّه في الماء، فينتج أيونات H_3O^+ فيكون له خصائص حمضية، مثل

كلوريد الأمونيوم NH_4Cl

3] بعضها الآخر يَتميّه في الماء، وينتج أيونات OH^- وله خصائص قاعدية، مثل

فلوريد البوتاسيوم KF

انظر الشكل الآتي الذي يبين اختلاف لون كاشف برومو ثيمول الأزرق في المحاليل الثلاثة السابقة تبعاً لاختلاف خصائصها، وسنتعرف في ما يأتي خصائص بعض هذه الأملاح



خصائص بعض الأملاح

الأملاح المتعادلة

تنتج الأملاح المتعادلة عند تعادل حمض قوي مع قاعدة قوية، فمثلاً ينتج ملح بروميد الصوديوم NaBr من تعادل محلول الحمض القوي HBr مع محلول القاعدة القوية NaOH، كما في المعادلة الآتية:



بالتدقيق في صيغة الملح NaBr نجد أنه يتكوّن من أيون البروميد Br^- وأيون الصوديوم الموجب

حيث:

يعد Br^- قاعدة مرافقة ضعيفة للحمض القوي HBr، لا يمكنه استقبال البروتون في المحلول، فلا

يتفاعل مع الماء، (لا يتميه) ولا يؤثر في تركيز أيونات OH^- أو H_3O^+

ويعد الأيون Na^+ حمض مرافق ضعيف للقاعدة القوية NaOH، وليس له القدرة على التفاعل مع

الماء، (لا يتميه) فلا يؤثر في تركيز أيونات H_3O^+ أو OH^- في المحلول

فإنّ تراكيز أيونات H_3O^+ وأيونات OH^- تبقى ثابتة في الماء، وبذلك يكون الرقم الهيدروجيني لمحاليل

الأملاح الناتجة من تفاعل حمض قوي وقاعدة قوية، مثل الملح بروميد الصوديوم NaBr، يساوي 7، وتكون محاليلها متعادلة.

الأملاح الحمضية

تنتج الأملاح الحمضية من تفاعل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة فمثلاً، ينتج ملح كلوريد الأمونيوم

NH_4Cl من تفاعل حمض الهيدروكلوريك HCl مع الأمونيا NH_3 ، كما في المعادلة الآتية:



وعند تأين الملح الحمضي يكون القاعدة وهي الأيون Cl^- السالب والحمض وهو الأيون NH_4^+

الموجب.

يعد Cl^- قاعدة مرافقة ضعيفة للحمض القوي HCl، لا يمكنه استقبال البروتون في المحلول، فلا يتفاعل

مع الماء، (لا يتميه) ولا يؤثر في تركيز أيونات OH^- أو H_3O^+

ويعد الأيون NH_4^+ حمض مرافق قوي نسبياً للقاعدة الضعيفة NH_3 ، أي أنه له القدرة على التفاعل مع الماء ومنح البروتون وأنتاج أيونات H_3O^+ في المحلول كما في المعادلة الآتية:



فإن تراكيز أيونات H_3O^+ أكبر من تركيز أيونات OH^- في الماء، وبذلك يكون الرقم الهيدروجيني لمحاليل الأملاح الناتجة من تفاعل حمض قوي وقاعدة ضعيفة، أقل من 7، وتكون محاليلها حمضية.

الأملاح القاعدية

تنتج الأملاح القاعدية من تفاعل قاعدة قوية مع حمض ضعيف فمثلاً، ينتج ملح نترات البوتاسيوم KNO_2 من تفاعل حمض HNO_2 مع القاعدة KOH ، كما في المعادلة الآتية:



وعند تأين الملح القاعدي يكون القاعدة وهي الأيون NO_2^- السالب والحمض وهو الأيون K^+ الموجب.

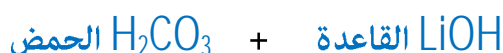
يعد NO_2^- قاعدة مرافقة قوية نسبياً للحمض الضعيف HNO_2 ، أي أنه له القدرة على التفاعل مع الماء واستقبال البروتون وأنتاج أيونات OH^- في المحلول كما في المعادلة الآتية:



ويعد الأيون K^+ حمض مرافق ضعيف للقاعدة القوية KOH ، وليس له القدرة على التفاعل مع الماء، (لا يتميه) فلا يؤثر في تركيز أيونات H_3O^+ أو OH^- في المحلول. فإن تراكيز أيونات OH^- أكبر من تركيز أيونات H_3O^+ في الماء، وبذلك يكون الرقم الهيدروجيني لمحاليل الأملاح الناتجة من تفاعل حمض ضعيف وقاعدة قوية، أكبر من 7، وتكون محاليلها قاعدية.

سؤال: ما الحمض والقاعدة اللذان ينتج من تفاعلها الملح LiHCO_3

الإجابة:



سؤال: ما الفرق بين الذوبان والتميه

الإجابة:

الذوبان: تفكك الملح إلى أيونات موجبة وسالبة دون تفاعلها مع الماء

التميه: قدرة أيونات الملح بعد ذوبانها على التفاعل مع الماء

سؤال: حدد الخصائص الحمضية والقاعدية والمتعادلة لمحاليل الأملاح الآتية
($\text{N}_2\text{H}_5\text{NO}_3$ - KNO_3 - NaOCl - $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$)

الإجابة:

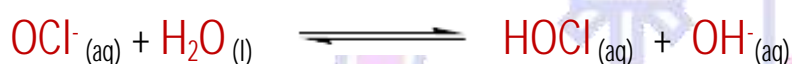
($\text{N}_2\text{H}_5\text{NO}_3$ - KNO_3 - NaOCl - $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$)
(حمضي - قاعدي - متعادل - حمضي)

سؤال: فسر التأثير القاعدي لمحلول الملح NaOCl

الإجابة:

عند تأين الملح NaOCl يكون القاعدة وهي الأيون OCl^- السالب والحمض وهو الأيون Na^+ الموجب.

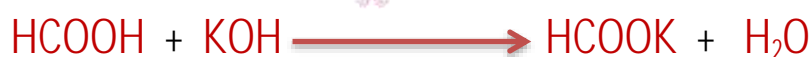
يعد OCl^- قاعدة مرافقة قوية نسبياً للحمض الضعيف HOCl ، أي أنه له القدرة على التفاعل مع الماء واستقبال البروتون وإنتاج أيونات OH^- في المحلول كما في المعادلة الآتية



ويعد الأيون Na^+ حمض مرافق ضعيف للقاعدة القوية NaOH ، وليس له القدرة على التفاعل مع الماء، (لا يتميه) فلا يؤثر في تركيز أيونات H_3O^+ أو OH^- في المحلول فإن تركيز أيونات OH^- أكبر من تركيز أيونات H_3O^+ في الماء، وبذلك يكون الرقم الهيدروجيني لمحاليل الأملاح الناتجة من تفاعل حمض ضعيف وقاعدة قوية، أكبر من 7، وتكون محاليلها قاعدية.

سؤال: أكتب معادلة كيميائية لتكوين الملح HCOOK

الإجابة:



يمكن مقارنة قوة الأيونات الموجبة كحموض والأيونات السالبة كقواعد حسب قوتها في الأملاح، كما يلي:

سؤال: لديك الجدول المجاور لعدد من الأملاح المتساوية في التراكيز وقيمة الرقم الهيدروجيني pH لكل

صيغة الملح	الرقم الهيدروجيني
NaX	9.3
NaY	8.6
NaZ	8
AHCl	3.3
BHCl	6.2
RHCl	5

منها ادرسه جيداً ثم أجب عما يلي:

(1) أي الأملاح أكثر تميه (NaX أم NaY)

(2) أي القواعد هي الأقوى (B أم R)

(3) ما صيغة الملح الذي لمحلولة أعلى $[H_3O^+]$

(4) أي الأملاح (AHCl أم BHCl) أقل قدرة على التمييه

(5) ما صيغة الحمض الأقوى (HZ أم HY)

(6) أكتب معادلة تمييه الملح NaX

(7) أي محاليل الحموض (HZ أم HY) لمحلولة أقل قيمة ثابت تأين K_a

(8) أكتب معادلة تأين الملح AHCl في الماء

(9) أكتب معادلة تفاعل الملح RHCl مع NH_3

الإجابة:

NaX (1)

B (2)

AHCl (3)

BHCl (4)

HZ (5)

$X^- + H_2O \rightleftharpoons HX + OH^-$ (6)

HY (7)

$AHCl \xrightarrow{H_2O} AH^+ + Cl^-$ (8)

$RH^+ + NH_3 \rightleftharpoons NH_4^+ + R$ (9)

الاختبار الذاتي

سؤال [1]: وضح المقصود بكل من (الملح - التميّه - التآين)

سؤال [2]: أكتب صيغة الحمض وصيغة القاعدة اللذان كونا الملح NH_4CN عند تفاعلها

سؤال [3]: فسر التأثير المتبادل لمحلول الملح NaCl

سؤال [4]: أي الأملاح (NaBr أم NH_4Cl) يعد ذوبانه في الماء تميّهاً

سؤال [5]: أكتب معادلة تميّه الملح NaF

سؤال [6]: أكتب معادلة تآين الملح $\text{C}_5\text{H}_5\text{NHBr}$ في الماء

سؤال [7]: حدد الخصائص الحمضية والقاعدية والمتعادلة لمحاليل الأملاح الآتية
(NaNO_3 - KNO_2 - LiOBr - NH_4I)

سؤال [8]: أكتب معادلة كيميائية تبين

أ) تفاعل الملح NaCN مع الماء

ب) تفاعل الملح NH_4Cl مع القاعدة $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$

ج) تآين الملح NaBr في الماء

د) تميّه الملح NH_4Cl

سؤال [9]: ماذا تتوقع أن يحدث لقيمة درجة الحموضة pH في الحالات الآتية:

1) عند إضافة (0.1M) من NaCN إلى (500mL) من محلول الحمض HCN

2) محلول من NH_3 أضيف له كمية معينة من NH_4Cl

3) إضافة (0.1M) من F^- إلى (500mL) من محلول من HF تركيزه (0.2M)

4) إضافة كمية معينة من CH_3NH_3^+ إلى محلول من CH_3NH_2

سؤال [10]: رتب محاليل الأملاح التالية المتساوية في تراكيز تصاعدياً حسب تزايد الرقم الهيدروجيني
($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3\text{Br}$ - NaClO_4 - KF)

سؤال [11]: يبين الجدول المجاور محاليل مائية لحموض وقواعد وأملاح عند نفس التركيز (1M) ومعلومات عنها إذا علمت أن ($K_w = 1 \times 10^{-14}$) ادرسه جيداً ثم أجب عن الأسئلة الآتية

المحلول	معلومات
HA	$K_a = 2 \times 10^{-6}$
HB	$[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \times 10^{-5} \text{ M}$
HC	$[\text{C}^-] = 2.2 \times 10^{-2} \text{ M}$
X	$K_b = 1.8 \times 10^{-5}$
Y	$[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-3} \text{ M}$
NaR	$\text{pH} = 8.3$
NaF	$\text{pOH} = 4.8$

(1) أي الحمضين هو الأقوى (HF أم HR)

(2) أي الحمضين هو الأضعف (HB أم HC)

(3) أي المحلولين يكون فيه $[\text{OH}^-]$ أعلى (HB أم HC)

(4) أي الملحين أكثر قدرة على التميّه (XHCl أم YHCl)

(5) أي المحلولين له أقل pH (X أم Y)

(6) حدد الأزواج المترافقة عند تفاعل R^- مع HA

(7) ما طبيعة تأثير محلول الملح XHBr (حمضي - قاعدي - متعادل)

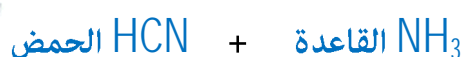
المجتهد في الكيمياء
أ. أنس القدومي

الإجابات

سؤال (1):

الملح: مركب أيوني ينتج من تفاعل محلول الحمض مع القاعدة
 التمييه: قدرة أيونات الملح بعد ذوبانها على التفاعل مع الماء لإنتاج H_3O^+ أو OH^- أو كليهما
 الذوبان: تفكك الملح إلى أيونات موجبة وسالبة دون تفاعلها مع الماء

سؤال (2):



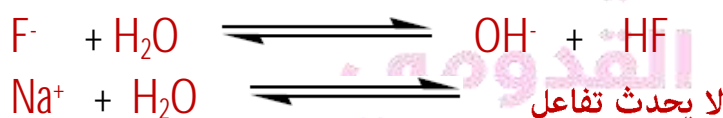
سؤال (3):

عند تأين الملح NaCl في الماء ينتج أيون Cl^- السالب وأيون Na^+ الموجب حيث:
 يعد Cl^- قاعدة مرافقة ضعيفة للحمض القوي HCl، لا يمكنه استقبال البروتون في
 المحلول، فلا يتفاعل مع الماء، (لا يتميه) ولا يؤثر في تركيز أيونات OH^- أو H_3O^+
 ويعد الأيون Na^+ حمض مرافق ضعيف للقاعدة القوية NaOH، وليس له القدرة على
 التفاعل مع الماء، (لا يتميه) فلا يؤثر في تركيز أيونات OH^- أو H_3O^+ في المحلول
 فإن تراكيز أيونات H_3O^+ وأيونات OH^- تبقى ثابتة في الماء، وبذلك يكون الرقم
 الهيدروجيني لمحاليل الأملاح الناتجة من تفاعل حمض قوي وقاعدة قوية، مثل الملح كلوريد
 الصوديوم NaCl، يساوي 7، وتكون محاليلها متعادلة.

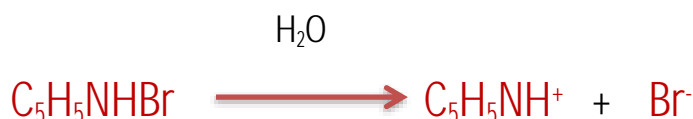
سؤال (4):



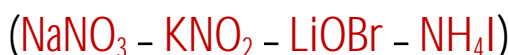
سؤال (5):



سؤال (6):

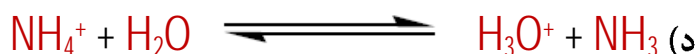
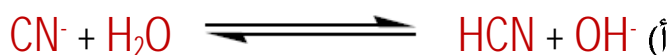


سؤال (7):



(حمضي - قاعدي - قاعدي - متعادل)

سؤال [8]:



سؤال [9]:

(1) يزداد

(2) يقل

(3) يزداد

(4) يقل

سؤال [10]:



سؤال [11]:

(1) HR

(2) HB

(3) HB

(4) YHCl

(5) Y

(6) (R⁻ / HR) (A⁻ / HA)

(7) حمضي

المجتهد في الكيمياء
أ. أنس القدومي

تأثير الأيون المشترك

الأيون المشترك: هو ذلك الأيون الناتج من تأين مادتين أو أكثر في نفس المحلول، كتأين الحمض ضعيف وملحه أو تأين قاعدة ضعيفة وملحها.

سؤال: ما صيغة الأيون المشترك في محلول الحمض الضعيف HCN وملحه NaCN

الإجابة:



سؤال: ما صيغة الأيون المشترك في محلول القاعدة الضعيفة NH_3 والملح NH_4Cl

الإجابة:



😊 ملاحظات:

- يقوم الأيون المشترك (الملح) بتغير قيمة الرقم الهيدروجيني بالاعتماد على طبيعة الملح إن كان قاعدي أو حمضي المضاف للمحلول فإذا كان الملح تأثيره حمضي يزيد من الصفات الحمضية وإذا كان قاعدي يزيد من الصفات القاعدية
- ينتج الأيون المشترك من تأين مادتين (حمض ضعيف وملح) (قاعدة ضعيفة وملح)

عند تأين حمض ضعيف أو قاعدة ضعيفة يكون التفاعل في حالة من الاتزان الديناميكي، كما في

تفاعل متزن لحمض الإيثانويك CH_3COOH التالي



ووفق مبدأ لوتشاتيليه فإن موضع الاتزان يتأثر بتركيز المواد المتفاعلة والناتجة فمثلاً عند إضافة

ملح CH_3COONa لمحلول CH_3COOH المتزن في التفاعل السابق فإن الملح يتأين كلياً في المحلول كما

في التفاعل



فإن

- 1) يزيد من تركيز الهادة CH_3COO^- فيتغير موضع الاتزان
- 2) تتفاعل CH_3COO^- مع أيونات الهيدرونيوم الموجبة H_3O^+ حتى يعود التفاعل إلى وضع الاتزان
- 3) يزداد سرعة التفاعل العكسي (يندفع التزان نحو المتفاعلات) في التفاعل المتزن للحمض الضعيف
- 4) فيقل تركيز أيون الهيدرونيوم الموجب فتقل الصفات الحمضية ويزداد الرقم الهيدروجيني
- 5) ويزداد تركيز الحمض CH_3COOH ويقل تأينه

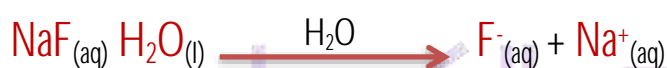
الأثر القاعدي للأيون المشترك

سؤال: في محلول الحمض الضعيف HF وملحه NaF فإن الرقم الهيدروجيني يزداد فسر ذلك الإجابة:

يوجد حمض الهيدروفلوريك في حالة اتزان؛ حيث تكون الأيونات الناتجة من تأين الحمض في حالة اتزان مع جزيئات الحمض غير المتأين، كما في المعادلة الآتية:



وعند إضافة ملح فلوريد الصوديوم NaF إلى محلول الحمض يتأين كلياً، وفق المعادلة الآتية:



يتضح من المعادلتين السابقتين أن

1) هناك مصدرين للأيون F^- ، أحدهما الحمض HF، والآخر الملح NaF، وبذلك يكون F^- الأيون المشترك في المحلول

2) إن إضافة الملح NaF إلى محلول الحمض الضعيف HF تؤدي إلى زيادة تركيز الأيون المشترك في المحلول، ووفقاً لمبدأ لوتشاتلييه فإن موضع الاتزان يزاح إلى جهة اليسار (جهة المواد المتفاعلة) ما يزيد من تركيز الحمض الضعيف HF ويقلل من تأينه

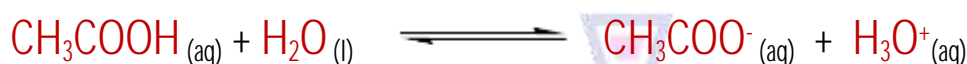
3) ويقلل من تركيز أيونات H_3O^+ ويزيد من الرقم الهيدروجيني للمحلول؛ وبذلك يكون تأثير الأيون المشترك قاعدياً.

يمكن حساب تركيز أيونات H_3O^+ والرقم الهيدروجيني pH للمحلول عند إضافة الملح، كما يلي:

سؤال: أحسب التغير في الرقم الهيدروجيني لمحلول الحمض الضعيف CH_3COOH الذي تركيزه (0.1 M) ورقمه الهيدروجيني ($pH = 2.9$) إذا أضيف إلى (1L) منه (0.2 mol) من ملح إيثانوات الصوديوم CH_3COONa علماً أن ($K_a = 1.7 \times 10^{-5}$) ($\log 8.5 = 0.9$)

الإجابة:

أكتب معادلة تأين الحمض:



عند إضافة الملح CH_3COONa يتأين كلياً، كما في المعادلة الآتية:



😊 **ملاحظات مهمة:**

1] يتضح من المعادلتين السابقتين أن الأيون المشترك CH_3COO^- ينتج من تأين

الحمض CH_3COOH والملح CH_3COONa

2] ولأن ثابت تأين الحمض صغير جداً، فإن تركيز أيونات CH_3COO^- الناتج من تأين

الحمض يكون صغيراً جداً فتهمل

3] ولذلك فإن الملح المصدر الرئيس لهذه الأيونات، ومن ثم فإن تركيز الأيون

المشترك CH_3COO^- سيكون مساوياً لتركيز الملح CH_3COONa في المحلول،

أي أن:

$$[CH_3COO^-] = [CH_3COONa] = 0.2 \text{ M}$$

$$K_a = [H_3O^+] [CH_3COO^-] \div [CH_3COOH]$$

$$1.7 \times 10^{-5} = [H_3O^+] (0.2) \div 0.1 \quad [H_3O^+] = 0.85 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$pH_2 = -\log [H_3O^+] = -\log (8.5 \times 10^{-6}) = 6 - \log 8.5 = 6 - 0.9 = 5.1$$

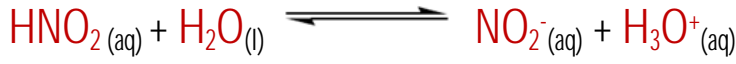
$$\Delta pH = pH_2 - pH_1$$

$$\Delta pH = 5.1 - 2.9 = 2.2$$

وهذا يشير إلى حدوث زيادة في الرقم الهيدروجيني بمقدار 2.2 بسبب إضافة الأيون المشترك إلى محلول الحمض

سؤال: أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول مكوّن من الحمض HNO_2 تركيزه (0.085 M) والملح KNO_2 تركيزه (0.1 M) علماً أن $(K_a = 4.5 \times 10^{-4})$, $(\log 3.825 = 0.58)$

الإجابة:



$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{NO}_2^-] \div [\text{HNO}_2]$$

$$4.5 \times 10^{-4} = [\text{H}_3\text{O}^+](0.1) \div 0.085 \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 3.825 \times 10^{-4} \text{M}$$

$$\text{pH}_2 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(3.825 \times 10^{-4}) = 4 - 0.58 = 3.42$$

سؤال: أحسب التغير في الرقم الهيدروجيني لمحلول الحمض H_2SO_3 الذي تركيزه (0.2 M) وحجمه (400 mL) إذا أضيف إليه (0.2 mol) من الملح NaHSO_3 علماً بأن $(K_a = 1.3 \times 10^{-2})$, $(\log 5 = 0.7)$

الإجابة:

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{HSO}_3^-] \div [\text{H}_2\text{SO}_3]$$

$$1.3 \times 10^{-2} = X^2 \div 0.2 \quad X = 5 \times 10^{-2} \text{M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 5 \times 10^{-2} \text{M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 5 \times 10^{-2} = 2 - \log 5 = 2 - 0.7 = 1.3$$

$$v = 400 \div 1000 = 0.4 \text{ L}$$

$$n_{\text{NaHSO}_3} = M \cdot v$$

$$M_{\text{NaHSO}_3} = n \div v = 0.2 \div 0.4 = 0.5 \text{ M}$$

$$1.3 \times 10^{-2} = [\text{H}_3\text{O}^+] 0.5 \div 0.2 \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 5 \times 10^{-3} \text{M}$$

$$\text{pH}_2 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 5 \times 10^{-3} = 3 - \log 5 = 3 - 0.7 = 2.3$$

$$\Delta \text{pH} = \text{pH}_2 - \text{pH}_1$$

$$\Delta \text{pH} = 2.3 - 1.3 = 1$$

سؤال: محلول مكوّن من الحمض HA تركيزه يساوي (0.1 M) وثابت تأين $(K_a = 1 \times 10^{-5})$ أجب عما يلي :

(1) أحسب قيمة الرقم الهيدروجيني لهذا المحلول .

(2) أحسب قيمة الرقم الهيدروجيني إذا تم إضافة (0.1M) من الملح NaA

الإجابة:

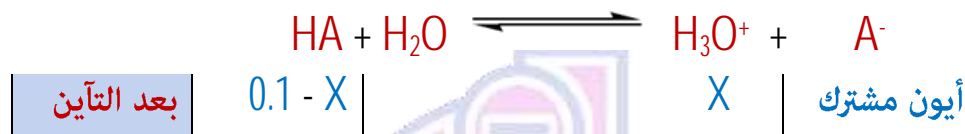
(1)

$$K_a = [H_3O^+][A^-] \div [HA] \quad [H_3O^+]^2 = 1 \times 10^{-5} \times 1 \times 10^{-1} = 1 \times 10^{-6}$$

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

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

(2)



[الأيون المشترك] = [الملح] دائماً بوجود الملح

$$K_a = [H_3O^+][A^-] \div [HA]$$

$$1 \times 10^{-5} = [H_3O^+] \times (0.1) \div (0.1) \quad [H_3O^+] = 1 \times 10^{-5} M$$

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

التغير في قيمة الرقم الهيدروجيني ازدادت بمقدار درجتين بعد إضافة الملح القاعدي لمحلل الحمض الضعيف

المجتهد في الكيمياء
أ. أنس القدومي

الاختبار الذاتي

سؤال [1]: إذا علمت بأن pH لمحلول حمض الإيثانويك CH_3COOH الذي تركيزه (0.2M) يساوي (2.72) أحسب التغير في قيمة pH عند إضافة (0.3 mol) من الملح CH_3COONa إلى (1L) من المحلول بفرض أن الحجم بقي ثابت علمًا بأن $(K_a = 1.8 \times 10^{-5})$ ($\log 1.2 = 0.078$)

سؤال [2]: محلول من الحمض HA وجد أن تركيزه يساوي (0.4 M) وكان $(K_a = 1 \times 10^{-5})$ أجب عما يلي: علمًا بأن ($\log 2 = 0.3$)

- (1) أحسب pH للمحلول
- (2) أحسب عدد مولات A^- اللازم إضافتها إلى محلول الحمض HA حتى يصبح حجم المحلول (500mL) وتتغير pH بمقدار درجتين .

سؤال [3]: إذا أضيف (4g) من الملح NaA إلى محلول من الحمض الضعيف HA وكان تركيز الحمض الضعيف HA يساوي **ضعف** تركيز الملح NaA في المحلول ووجد أن الرقم الهيدروجيني لمحلول الحمض الضعيف والملاح يساوي (5) وأن مقدار درجة الحموضة للمحلول الحمض الضعيف قد تغيرت بمقدار **درجتين** بعد إضافة الملح NaA له وأصبح حجم المحلول (500 mL) أجب عما يلي:

- (1) أكتب صيغة الأيون المشترك
- (2) أحسب K_a لمحلول الحمض الضعيف
- (3) أحسب pH لمحلول الحمض الضعيف قبل إضافة الملح NaA له
- (4) أحسب تركيز الحمض HA في المحلول
- (5) أحسب الكتلة المولية للملاح NaA

الإجابات

سؤال [1]:

$$\Delta \text{pH} = 4.92 - 2.72 = + 2.2$$

سؤال [2]:

(2) 0.1

(1) 2.7

الإجابة:

$$5 \times 10^{-6} \text{ (2)}$$

$$0.2 \text{ M (4)}$$

$$A^- \text{ الأيون المشترك (1)}$$

$$\text{pH}_2 = 3 \text{ (3)}$$

$$80 \text{ g/mol (5)}$$

الأثر الحمضي للأيون المشترك:

تتأين القواعد الضعيفة جزئياً في الماء فتنتج أيونات الهيدروكسيد OH^- وأيونات أخرى موجبة، وتكون تراكيز الأيونات الناتجة في حالة اتزان مع جزيئات القاعدة غير المتأينة في المحلول. فمثلاً، تتأين الأمونيا، كما في المعادلة الآتية:



وعند إضافة ملح، مثل كلوريد الأمونيوم NH_4Cl ، إلى محلول القاعدة يتأين كلياً، كما في المعادلة

الآتية:



يُتَّضحُ من المعادلتين السابقتين أنَّ

1] هناك مصدرين للأيون NH_4^+ أحدهما القاعدة NH_3 ، والآخر الملح NH_4Cl ، وبذلك يكون NH_4^+ الأيون المشترك في المحلول

2] إضافة الملح NH_4Cl إلى محلول القاعدة الضعيفة NH_3 يزداد تركيز الأيون المشترك، ووفقاً لمبدأ لوتشاتيليه فإنَّ موضع الاتزان يُزاح إلى جهة اليسار (جهة المواد المتفاعلة) ما يزيد تركيز القاعدة الضعيفة NH_3 ويقلُّ من تأينها

3] ويقلُّ في الوقت نفسه من تركيز أيونات OH^- ، ومن ثمَّ يزداد تركيز أيونات H_3O^+ ويقلُّ الرقم الهيدروجيني pH للمحلول، ويكون تأثير الأيون المشترك حمضياً.

وفي الأسئلة الآتية توضِّح كيفية حساب تركيز أيونات OH^- و H_3O^+ ويقلُّ الرقم الهيدروجيني pH للمحلول، ويكون تأثير الأيون المشترك والرقم الهيدروجيني pH لمحلول القاعدة الضعيفة عندما يُضاف إليه أيون مشترك.

سؤال: أحسب التغير في الرقم الهيدروجيني لمحلول الأمونيا NH_3 ، الذي حجمه (1L) وتركيزه (0.1 M)

ورقمه الهيدروجيني pH يساوي (11)، إذا أُضيف إليه (0.2 mol) من ملح كلوريد الأمونيوم

$$\text{NH}_4\text{Cl} \text{ علماً أنَّ } (\log 1.1 = 0.04) \quad (K_b = 1.8 \times 10^{-5})$$

الإجابة:



$$[\text{OH}^-] = K_b [\text{NH}_3] \div [\text{NH}_4^+] = 1.8 \times 10^{-5} \times 0.1 \div 0.2 = 0.9 \times 10^{-5} \text{ M}$$

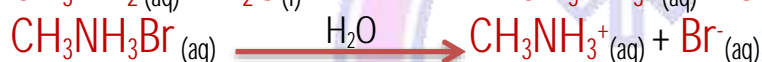
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w \div [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \div 0.9 \times 10^{-5} = 1.1 \times 10^{-9} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (1.1 \times 10^{-9}) = 9 - 0.04 = 8.96$$

$$\Delta\text{pH} = 8.96 - 11 = -2.04$$

سؤال: أحسب عددَ مولات الملح $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Br}$ اللازم إضافتها إلى (400 mL) من محلول القاعدة CH_3NH_2 تركيزها (0.1 M) ليصبح رَقْمُها الهيدروجيني (10.5) علماً أن $(\log 3.2 = 0.5)$ ($K_b = 4.4 \times 10^{-4}$)

الإجابة:



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-10.5} = 10^{0.5} \times 10^{-11} = 3.2 \times 10^{-11} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = K_w \div [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-14} \div 3.2 \times 10^{-11} = 3.1 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$K_b = [\text{OH}^-] [\text{CH}_3\text{NH}_3^+] \div [\text{CH}_3\text{NH}_2]$$

$$4.4 \times 10^{-4} = 3.1 \times 10^{-4} [\text{CH}_3\text{NH}_3^+] \div 0.1$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = 1.42 \times 10^{-1} \text{ M} = 0.142 \text{ M}$$

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

سؤال: أحسب الرَقْمَ الهيدروجيني pH لمحلول القاعدة $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ تركيزها (0.2 M) عند إضافة (0.2 mol) من الملح $\text{C}_5\text{H}_5\text{NHCl}$ إلى (600 mL) من المحلول علماً أن $(K_b = 1.4 \times 10^{-9}, \log 1.17 = 0.07)$

الإجابة:

$$v = 600 \div 1000 = 0.6 \text{ L}$$

$$[\text{C}_5\text{H}_5\text{NHCl}] = 0.2 \div 0.6 = 0.3 \text{ M}$$

$$K_b = [\text{OH}^-] [\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+] \div [\text{C}_5\text{H}_5\text{N}]$$

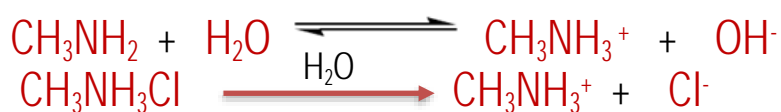
$$1.4 \times 10^{-9} = [\text{OH}^-] (0.33) \div 0.2 \quad [\text{OH}^-] = 8.5 \times 10^{-10} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w \div [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \div 8.5 \times 10^{-10} = 1.17 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (1.17 \times 10^{-5}) = 5 - \log 1.17 = 4.93$$

سؤال: كيف تتغير قيمة pH لمحلول CH_3NH_2 عند إضافة كمية معينة من $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$:

الإجابة:



عند إذابة الملح $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$ فإنه يزيد من تركيز المادة CH_3NH_3^+ التي تتفاعل مع أيونات الهيدروكسيد السالب OH^- (يزداد سرعة التفاعل العكسي) الحاصل في التفاعل الأول أي أن يقل تركيز أيون الهيدروكسيد السالب فتقل الصفات القاعدية ويزداد بذلك $[\text{H}_3\text{O}^+]$ فيقل الرقم الهيدروجيني للمحلول

ولا تتأثر K_b (تبقى كما هي مقداراً وقانوناً)

الاختبار الذاتي

سؤال [1]: محلول مكون من القاعدة B تركيزها يساوي (0.4 M) وثابت تأين $(K_b = 1 \times 10^{-5})$ أجب عما يلي: علماً بأن $(\log 5 = 0.7)$

(1) أحسب قيمة الرقم الهيدروجيني لهذا المحلول

(2) أحسب قيمة الرقم الهيدروجيني إذا تم إضافة (0.2 M) من الملح BHCl

سؤال [2]: إذا علمت بأن pH لمحلول القاعدة B الذي تركيزها (0.2 M) يساوي (9) أحسب التغير في قيمة pH عند إضافة (0.2 mol) من الملح BHCl إلى (1L) من المحلول بفرض أن الحجم بقي ثابت علماً بأن $(K_b = 5 \times 10^{-7})$ $(\log 2 = 0.3)$.

سؤال [3]: أحسب عدد المولات NH_4Cl اللازمة إضافتها إلى (1L) من محلول الأمونيا NH_3 تركيزها (0.1M) للحصول على محلول له $(\text{pH} = 8)$ علماً بأن $(K_b = 1.8 \times 10^{-5})$

الإجابات

سؤال [1]:

(1) 11.3

(2) 9.3 التغير في قيمة الرقم الهيدروجيني قل بمقدار درجتين بعد إضافة الملح لمحلول القاعدة الضعيفة .

سؤال [2]:

$$\Delta pH = -1.3$$

سؤال (3):

1.8 mol

المحاليل المنظمة

تُعدّ المحاليل المنظمة من أهمّ تطبيقات الأيون المشترك، فهي تقاوم التغير في pH

سؤال: وضح المقصود بالمحاليل المنظمة

الإجابة:

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

سؤال: مما تتكون المحاليل المنظمة

الإجابة:

تتكوّن من حمض ضعيف وقاعدته المرافقة (حمض ضعيف وملحه)، أو قاعدة ضعيفة وحمضها المرافق (قاعدة ضعيفة وملحها)

سؤال: ما هي استخدامات المحاليل المنظمة في مجالات صناعية

الإجابة:

صناعة الأصباغ ومستحضرات التجميل والصناعات الدوائية و

سؤال: ما هو دور المحاليل المنظمة في الأنظمة الحيوية

الإجابة:

تحتوي الأنظمة الحيوية في أجسام الكائنات الحية على العديد من المحاليل المنظمة، من

أهمّها المحلول المنظم في الدم، الذي يتكوّن من حمض الكربونيك H_2CO_3 وقاعدته المرافقة

HCO_3^- ويعمل على الحفاظ على الرقم الهيدروجيني للدم عند نحو 7.4

فإلّا يحمّل المواد المختلفة ذات الطبيعة الحمضية أو القاعدية التي تدخل إلى الجسم دون أن يتغيّر رقمه الهيدروجيني.

سؤال: ما هي أنواع المحاليل المنظمة

الإجابة:

هنالك نوعين من المحاليل المنظمة وهي

(1) محاليل منظمة حمضية

(2) محاليل منظمة قاعدية

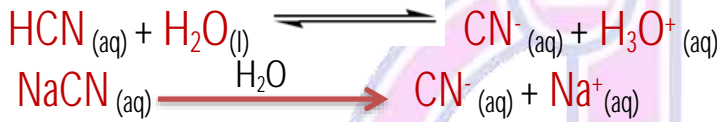
سنتعرف على نوعي المحاليل المنظمة وكيف لها مقاومة التغير في الرقم الهيدروجيني

المحاليل المنظمة الحمضية

سؤال مما يتكون المحلول المنظم الحمضي

الإجابة:

يتكوّن المحلول المنظم الحمضي من حمض ضعيف وقاعدته المرافقة، مثل الحمض HCN والملح NaCN الذي يتأين كل منهما في الماء كما في المعادلة الآتية



😊 **ملاحظات مهمة:**

(1) يحتوي محلول الحمض HCN على نسبة عالية من جزيئات الحمض غير متأينة

(2) ووجود الملح NaCN في المحلول فإن المحلول يحتوي على نسبة عالية أيضاً

من القاعدة المرافقة CN^{-}

(3) والمحلول يحتوي على نسبة قليلة من أيونات H_3O^{+}

سؤال: كيف يقاوم المحلول المنظم HCN وملحه NaCN التغير في الرقم الهيدروجيني عند إضافة كمية

قليلة من القاعدة القوية NaOH للمحلول

الإجابة:

(1) عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية، مثل NaOH تتأين، وتنتج أيونات OH^{-}

(2) يستهلك أيونات OH^{-} عن طريق تفاعلها مع الحمض HCN، وتكوّن نتيجة لذلك القاعدة المرافقة CN^{-}

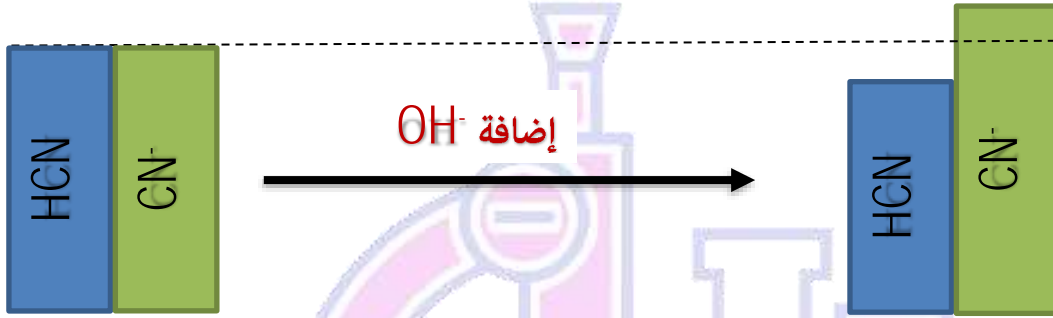
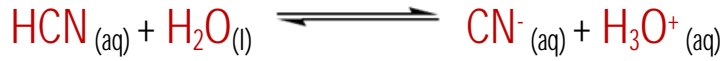
(3) ولذلك فإنّ تركيز الحمض سوف يقلّ بمقدار تركيز أيونات OH^{-} المضافة (القاعدة المضافة)

(4) وفي الوقت نفسه يزداد تركيز الأيون المشترك CN^{-} بالمقدار نفسه

(5) فتتغيّر النسبة بين تركيز الحمض وقاعدته المرافقة بدرجة قليلة، ويبقى تركيز H_3O^{+} في

المحلول ثابتاً تقريباً، ولا يحدث تغيّر ملحوظ في الرقم الهيدروجيني pH للمحلول

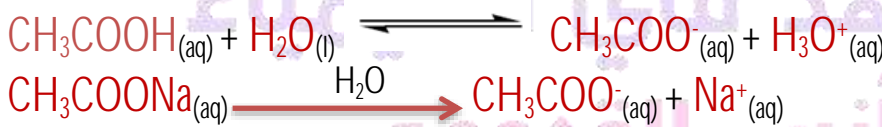
كما يوضح الشكل التالي



ويمكن توضيح ذلك من خلال السؤال الآتي:

سؤال: أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول يتكوّن من حمض الإيثانويك CH_3COOH تركيزه (0.5M) والملح إيثانات الصوديوم CH_3COONa تركيزه (0.5M) ، ثمّ أقرّنها بالرقم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة (0.01mol) من القاعدة القويّة NaOH إلى (1L) من المحلول. علماً أن $(\log 1.63 = 0.21)$ $(\log 1.7 = 0.23)$ $(K_a = 1.7 \times 10^{-5})$

الإجابة:



أحسب أولاً pH للمحلول قبل إضافة القاعدة NaOH ، كما في الأيون المشترك

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^{+}] [\text{CH}_3\text{COO}^{-}] \div [\text{CH}_3\text{COOH}]$$

$$1.7 \times 10^{-5} = [\text{H}_3\text{O}^{+}] (0.5) \div 0.5 \quad [\text{H}_3\text{O}^{+}] = 1.7 \times 10^{-5} \text{M}$$

$$\text{pH}_1 = -\log[\text{H}_3\text{O}^{+}] = -\log(1.7 \times 10^{-5}) = 5 - \log 1.7 = 5 - 0.23 = 4.77$$

عند إضافة القاعدة NaOH تتأين كلياً ويكون $[\text{OH}^{-}] = [\text{NaOH}] = 0.01 \text{M}$

وتتفاعل مع الحمض CH_3COOH ويقلّ تركيزه بمقدار تركيز OH^{-} ليصبح:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.5 - 0.01 = 0.49\text{M}$$

ونتيجة لذلك تتكوّن القاعدة المرافقة $\text{CH}_3\text{COO}^{-}$ ويزداد تركيزها بمقدار تركيز OH^{-}

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0.5 + 0.01 = 0.51 \text{ M}$$

$$1.7 \times 10^{-5} = [\text{H}_3\text{O}^+] (0.51) \div 0.49 \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.63 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH}_2 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1.63 \times 10^{-5}) = 5 - \log 1.63 = 5 - 0.21 = 4.79$$

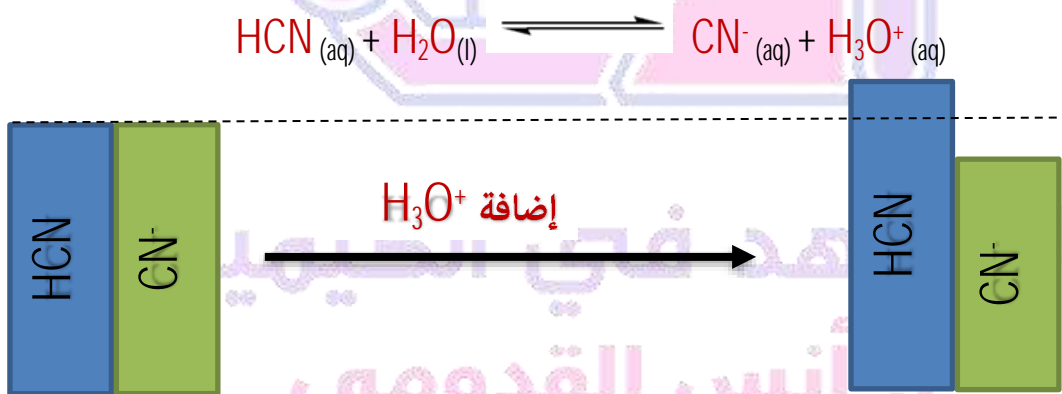
يَتَّضِحُ مِنَ السُّؤَالِ السَّابِقِ أَنَّ هُنَاكَ زِيَادَةً قَلِيلَةً جَدًّا فِي الرَّقْمِ الْهَيْدْرُوجِينِيِّ بِمِقْدَارِ 0.02، وَهِيَ لَا تُؤَثِّرُ فِي الْخَصَائِصُ الْكِيمِيَاءِيَّةُ لِلْمَحْلُولِ.

سؤال: كيف يقاوم المحلول المنظم HCN وملحه NaCN التغير في الرقم الهيدروجيني عند إضافة كمية قليلة من الحمض القوي HCl للمحلول

الإجابة:

- (1) عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي، مثل HCl، إلى المحلول يتأين، وتنتج أيونات H_3O^+
- (2) يُسْتَهْلَكُ مَعْظَمُ أيونات H_3O^+ عَنْ طَرِيقِ تَفَاعُلِهَا مَعَ الْقَاعِدَةِ الْمُرَافَقَةِ CN^- لِتَكْوِينِ الْحَمِضِ HCN
- (3) وَبِذَلِكَ يَقَلُّ تَرْكَيزُ الْقَاعِدَةِ الْمُرَافَقَةِ CN^- بِمِقْدَارِ تَرْكَيزِ أيونات H_3O^+ الْمُضَافَةِ (الحمض المضاف)
- (4) وَفِي الْوَقْتِ نَفْسِهِ يَزْدَادُ تَرْكَيزُ الْحَمِضِ HCN بِالْمِقْدَارِ نَفْسِهِ
- (5) فَتَتَغَيَّرُ النِّسْبَةُ بَيْنَ تَرْكَيزِ الْحَمِضِ وَقَاعِدَتِهِ الْمُرَافَقَةِ بِدَرَجَةٍ قَلِيلَةٍ، وَيَبْقَى تَرْكَيزُ H_3O^+ فِي الْمَحْلُولِ ثَابِتًا تَقْرِيبًا، وَلَا يَحْدُثُ تَغْيِيرٌ مَلْحُوظٌ فِي الرَّقْمِ الْهَيْدْرُوجِينِيِّ pH لِلْمَحْلُولِ

كما يوضح الشكل التالي



ويمكن توضيح ذلك من خلال السؤال الآتي:

سؤال: أحسب الرقم الهيدروجيني للمحلول في السؤال السابق عند إضافة (0.01 mol) من الحمض HCl إلى (1L) من المحلول، ثم أقرئها بالرقم الهيدروجيني للمحلول قبل الإضافة علماً أن $(\log 1.77 = 0.25)$ $(K_a = 1.7 \times 10^{-5})$

الإجابة:





يتفاعل الحمض HCl مع القاعدة المرافقة $\text{CH}_3\text{COO}^{-}$ ويقلل تركيزها بمقدار تركيز H_3O^{+} ليصبح:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^{-}] = 0.5 - 0.01 = 0.49 \text{ M}$$

ونتيجة لذلك يتكون الحمض CH_3COOH ويزداد تركيزه بمقدار تركيز H_3O^{+} ليصبح:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.5 + 0.01 = 0.51 \text{ M}$$

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^{+}] [\text{CH}_3\text{COO}^{-}] \div [\text{CH}_3\text{COOH}]$$

$$1.7 \times 10^{-5} = [\text{H}_3\text{O}^{+}] (0.49) \div 0.51$$

$$[\text{H}_3\text{O}^{+}] = 1.77 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH}_2 = -\log[\text{H}_3\text{O}^{+}] = -\log(1.77 \times 10^{-5}) = 5 - \log 1.77 = 5 - 0.25 = 4.75$$

ألاحظ أن pH_1 للمحلول قبل إضافة الحمض HCl تساوي 4.77، أما بعد إضافة الحمض HCl فأصبحت pH_2 تساوي 4.75؛ ما يشير إلى حدوث انخفاض قليل جداً في الرقم الهيدروجيني بمقدار 0.02، وهو لا يؤثر في الخصائص الكيميائية للمحلول

سؤال: أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول منظم يتكون من كل من حمض البنزويك $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ وملح بنزوات الصوديوم $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$ تركيز كل منهما (0.2M) علماً أن $K_a = 6.3 \times 10^{-5}$ ($\log 6.3 = 0.8$)

الإجابة:

$$K_a = [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^{-}] [\text{H}_3\text{O}^{+}] \div [\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]$$

$$6.3 \times 10^{-5} = [\text{H}_3\text{O}^{+}] 0.2 \div 0.2$$

$$[\text{H}_3\text{O}^{+}] = 6.3 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^{+}] = -\log(6.3 \times 10^{-5}) = 5 - \log 6.3 = 5 - 0.8 = 4.2$$

سؤال: أحسب الرقم الهيدروجيني للمحلول السابق عند إضافة (0.01 mol) من الحمض HBr إلى (0.1 L) من المحلول ($\log 1.9 = 0.28$)

الإجابة:

$$n_{\text{HBr}} = M.V$$

$$[\text{HBr}] = 0.01 \div 0.1 = 0.1 \text{ M}$$

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^{-}] = 0.19 - 0.1 = 0.1 \text{ M}$$

$$[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}] = 0.19 + 0.1 = 0.3 \text{ M}$$

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^{+}] [\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^{-}] \div [\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]$$

$$6.3 \times 10^{-5} = [\text{H}_3\text{O}^+] (0.1) \div 0.3$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.9 \times 10^{-4}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1.9 \times 10^{-4}) = 4 - \log 1.9 = 4 - 0.28 = 3.72$$

الاختبار الذاتي

سؤال [1]: محلول منظم يتكون من CH_3COOH الحمض / CH_3COONa ملحه تركيز كل منهما

$$(0.5\text{M}) \text{ علمًا بأن } (K_a = 1.8 \times 10^{-5}) (\log 1.8 = 0.26) (\log 2.7 = 0.43) (\log 1.2 = 0.08)$$

أجب عما يلي

(1) قيمة pH للمحلول المنظم

(2) قيمة pH للمحلول المنظم عند إضافة (0.1M) من الحمض HI

(3) قيمة pH للمحلول المنظم عند إضافة (0.1M) من القاعدة NaOH

سؤال [2]: محلول منظم من الحمض HA وملحه KA وكان $[\text{HA}] = (0.4\text{M})$ وأن $[\text{KA}] = (0.5\text{M})$

أحسب كتلة القاعدة NaOH اللازمة إضافتها للمحلول حتى يصبح الرقم الهيدروجيني له يساوي

$$(5.3) \text{ ويصبح حجم المحلول } (0.5\text{L}) \text{ علمًا بأن}$$

$$(\log 5 = 0.7) (\text{Mr}_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g/mol}) (\log 1.8 = 0.26) (K_a = 1 \times 10^{-5})$$

سؤال [3]: محلول منظم من الحمض CH_3COOH والملح CH_3COONa المتساويان في التركيز لكل

$$\text{منهما } (0.6\text{M}) \text{ علمًا بأن } (\log 5 = 0.7) (K_a = 1 \times 10^{-5}) (\log 3 = 0.5) \text{ أجب عما يلي}$$

(أ) أكتب صيغة الأيون المشترك

(ب) أحسب الرقم الهيدروجيني pH للمحلول

(ج) إذا أضيف للمحلول (0.2M) من القاعدة NaOH أحسب pH للمحلول الناتج

(د) أحسب التغير في الرقم الهيدروجيني للمحلول المنظم بعد إضافة (0.3M) من الحمض HCl

سؤال [4]: وضح كيف يقوم المحلول المنظم ($\text{CH}_3\text{COOH} / \text{CH}_3\text{COONa}$) بمقاومة التغير في pH عند

(أ) إضافة كمية قليلة من حمض قوي للمحلول المنظم

(ب) إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية للمحلول المنظم

الإجابات

سؤال [1]:

4.92 (3)

4.57 (2)

4.74 (1)

سؤال [2]:

2g

سؤال [3]:

0.5 (د)

5.3 (ج)

5 (ب)

 CH_3COO^- (أ)

سؤال [4]:

(أ) عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي مثل HBr (1) عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي، مثل HBr ، إلى المحلول يتآين، وتنتج أيونات H_3O^+ (2) يُستهلك معظم أيونات H_3O^+ عن طريق تفاعلها مع القاعدة المرافقة CH_3COO^- لتكوينالحمض CH_3COOH (3) وبذلك يقل تركيز القاعدة المرافقة CH_3COO^- بمقدار تركيز أيونات H_3O^+ المُضافة (الحمض

المضاف)

(4) وفي الوقت نفسه يزداد تركيز الحمض CH_3COOH بالمقدار نفسه(5) فتتغير النسبة بين تركيز الحمض وقاعدته المرافقة بدرجة قليلة، ويبقى تركيز H_3O^+ فيالمحلول ثابتاً تقريباً، ولا يحدث تغير ملحوظ في الرقم الهيدروجيني pH للمحلول(ب) عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية مثل NaOH (1) عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية مثل NaOH ، إلى المحلول تتآين، وتنتج أيونات OH^- (2) يُستهلك معظم أيونات OH^- عن طريق تفاعلها مع الحمض CH_3COOH لتكوينالقاعدة المرافقة CH_3COO^-

(3) وبذلك يزداد تركيز القاعدة المرافقة CH_3COO^- بمقدار تركيز أيونات OH^- المضافة (القاعدة المضافة)

(4) وفي الوقت نفسه يقل تركيز الحمض CH_3COOH بالمقدار نفسه

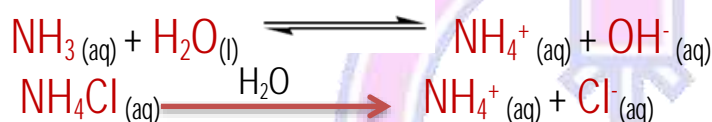
(5) فتتغير النسبة بين تركيز الحمض وقاعدته المرافقة بدرجة قليلة، ويبقى تركيز H_3O^+ في المحلول ثابتاً تقريباً، ولا يحدث تغير ملحوظ في الرقم الهيدروجيني pH للمحلول

المحاليل المنظمة القاعدية

سؤال مما يتكون المحلول المنظم القاعدي

الإجابة:

يتكوّن المحلول المنظم القاعدي من قاعدة ضعيفة وحمضها المرافق، مثل الحمض NH_3 والملح NH_4Cl الذي يتأين كل منهما في الماء كما في المعادلة الآتية



ملاحظات مهمة:

[1] يحتوي محلول القاعدة NH_3 على نسبة عالية من جزيئات القاعدة غير متأينة

[2] ووجود الملح NH_4Cl في المحلول فإن المحلول يحتوي على نسبة عالية أيضاً

من الحمض المرافق NH_4^+

[3] والمحلول يحتوي على نسبة قليلة من أيونات OH^-

سؤال: كيف يقاوم المحلول المنظم NH_3 وملحه NH_4Cl التغير في الرقم الهيدروجيني عند إضافة كمية قليلة من القاعدة القوية NaOH للمحلول

الإجابة:

(1) عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية، مثل NaOH تتأين، وتنتج أيونات OH^-

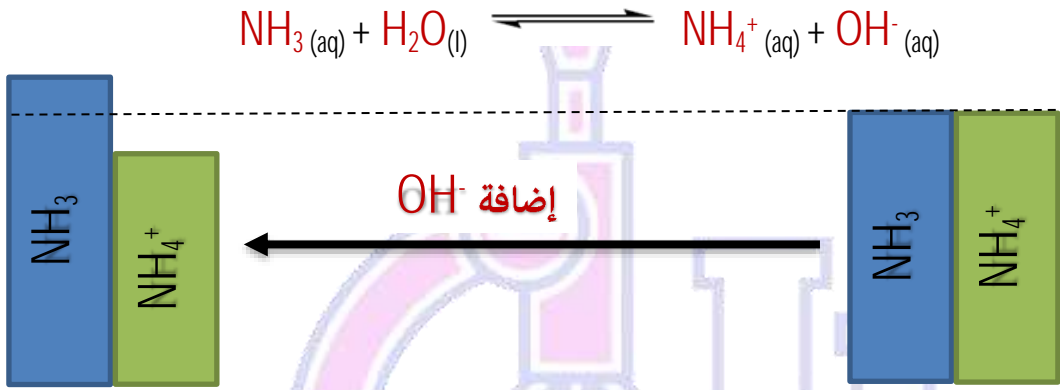
(2) يستهلك أيونات OH^- عن طريق تفاعلها مع الحمض المرافق NH_4^+ ، وتكون نتيجة لذلك القاعدة NH_3

(3) ولذلك فإن تركيز القاعدة NH_3 سوف يزداد بمقدار تركيز أيونات OH^- المضافة (القاعدة المضافة)

(4) وفي الوقت نفسه يقل تركيز الأيون المشترك NH_4^+ بالمقدار نفسه

(5) فتتغير النسبة بين تركيز القاعدة والحمض المرافق بدرجة قليلة، ويبقى تركيز OH^- و H_3O^+ في المحلول ثابتاً تقريباً، ولا يحدث تغير ملحوظ في الرقم الهيدروجيني pH للمحلول

كما يوضح الشكل التالي

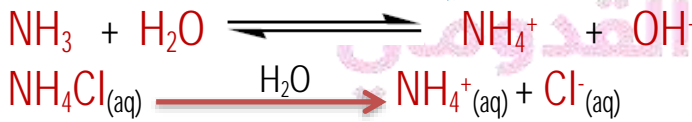


ويمكن توضيح ذلك من خلال السؤال الآتي:

سؤال: أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول يتكوّن من الأمونيا NH_3 ، التي تركيزها (0.5M)، والملح NH_4Cl ، الذي تركيزه (0.5M)، ثم أقرنها بالرقم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة (0.01mol) من القاعدة القويّة NaOH إلى (1L) من المحلول. علماً أن $(\log 5.3 = 0.72)$ $(\log 5.6 = 0.74)$ $(K_b = 1.8 \times 10^{-5})$

الإجابة:

أكتب معادلة تأين كل من القاعدة والملح، كما يأتي:



أحسب $[\text{OH}^-]$ و pH للمحلول قبل إضافة القاعدة NaOH ، كما يأتي:

$$K_b = [\text{OH}^-] [\text{NH}_4^+] \div [\text{NH}_3]$$

$$[\text{OH}^-] = K_b [\text{NH}_3] \div [\text{NH}_4^+] = 1.8 \times 10^{-5} \times 0.5 \div 0.5 = 1.8 \times 10^{-5} \text{M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w \div [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \div 1.8 \times 10^{-5} = 0.55 \times 10^{-9} \text{M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(5.5 \times 10^{-10}) = 10 - 0.74 = 9.26$$

أحسب $[\text{OH}^-]$ و pH للمحلول بعد إضافة القاعدة NaOH ، كما يأتي:

عند إضافة القاعدة NaOH تتأين كلياً ويكون $[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0.01 \text{M}$

وتتفاعل مع الحمض المرافق NH_4^+ فيقل تركيزه بمقدار تركيز أيونات OH^- ليصبح:

$$[\text{NH}_4^+] = 0.5 - 0.01 = 0.49\text{M}$$

ونتيجة لذلك تتكون القاعدة NH_3 ويزداد تركيزها بمقدار تركيز أيونات OH^- ليصبح:

$$[\text{NH}_3] = 0.5 + 0.01 = 0.51\text{M}$$

$$[\text{OH}^-] = K_b [\text{NH}_3] \div [\text{NH}_4^+] = 1.8 \times 10^{-5} \times 0.51 \div 0.49 = 1.87 \times 10^{-5}\text{M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w \div [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \div 1.87 \times 10^{-5} = 0.53 \times 10^{-9}\text{M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(5.3 \times 10^{-10}) = 10 - 0.72 = 9.28$$

ألاحظ حدوث ارتفاع قليل جداً بمقدار (0.02) في قيمة pH للمحلول، وهو لا يؤثر في خصائصه الكيميائية.

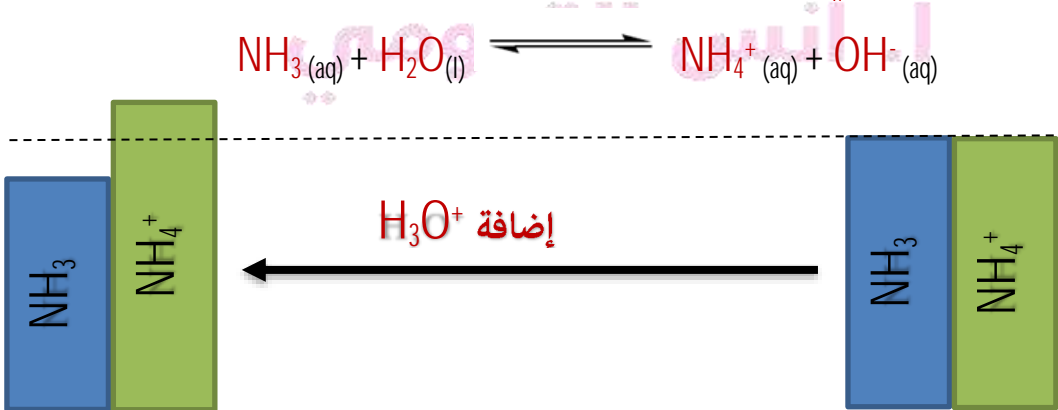
سؤال: كيف يقاوم المحلول المنظم NH_3 وملحه NH_4Cl التغير في الرقم الهيدروجيني عند إضافة كمية

قليلة من الحمض القوي HCl للمحلول

الإجابة:

- عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي مثل HCl يتأين، وتنتج أيونات H_3O^+
- يتستهلك أيونات H_3O^+ عن طريق تفاعلها مع القاعدة NH_3 ، وتتكون نتيجة لذلك الحمض المرافق NH_4^+
- ولذلك فإن تركيز القاعدة NH_3 سوف يقل بمقدار تركيز أيونات H_3O^+ المضافة (الحمض المضاف)
- وفي الوقت نفسه يزداد تركيز الأيون المشترك NH_4^+ بالمقدار نفسه
- فتتغير النسبة بين تركيز القاعدة والحمض المرافق بدرجة قليلة، ويبقى تركيز كل من H_3O^+ و OH^- في المحلول ثابتاً تقريباً، ولا يحدث تغير ملحوظ في الرقم الهيدروجيني pH للمحلول

كما يوضح الشكل التالي



ويمكن توضيح ذلك من خلال السؤال الآتي:

سؤال: أحسب الرقم الهيدروجيني للمحلول في السؤال السابق عند إضافة (0.01 mol) من الحمض HCl إلى (1L) من المحلول، ثم أقرنها بالرقم الهيدروجيني للمحلول قبل الإضافة، علماً أن $(K_b = 1.8 \times 10^{-5})$ ($\log 5.8 = 0.76$)

الإجابة:

عند إضافة الحمض HCl يتأين كلياً ويكون $[H_3O^+] = [HCl] = 0.01M$
يتفاعل الحمض HCl مع القاعدة NH_3 ويقل تركيزها بمقدار تركيز H_3O^+ ليصبح:
 $[NH_3] = 0.5 - 0.01 = 0.49M$
ونتيجة لذلك يتكون الحمض المرافق NH_4^+ ويزداد تركيزه بمقدار تركيز H_3O^+ ليصبح:
 $[NH_4^+] = 0.5 + 0.01 = 0.51M$
أحسب $[OH^-]$ و pH للمحلول بعد إضافة الحمض HCl، كما يلي:
 $[OH^-] = K_b [NH_3] \div [NH_4^+] = 1.8 \times 10^{-5} \times 0.49 \div 0.51 = 1.73 \times 10^{-5}M$
 $[H_3O^+] = K_w \div [OH^-] = 1 \times 10^{-14} \div 1.73 \times 10^{-5} = 5.8 \times 10^{-10}M$
 $pH = -\log[H_3O^+] = -\log(5.8 \times 10^{-10}) = 10 - 0.76 = 9.24$
ألاحظ حدوث انخفاض قليل جداً بمقدار (0.02) في قيمة pH للمحلول، وهو لا يؤثر في خصائصه الكيميائية.

يتضح من الأمثلة السابقة أن المحلول المنظم يقاوم التغير في الرقم الهيدروجيني عندما تُضاف إليه كمية قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية.

سؤال: أحسب الرقم الهيدروجيني لمحلول منظم يتكون من القاعدة ميثيل أمين CH_3NH_2 تركيزها (0.15 M) والملح من ميثيل كلوريد الأمونيوم CH_3NH_3Cl تركيزه (0.2M) علماً بأن $(K_b = 4.4 \times 10^{-4})$ ($\log 3 = 0.5$)

الإجابة:

$[OH^-] = K_b [CH_3NH_2] \div [CH_3NH_3^+] = 4.4 \times 10^{-4} \times 0.15 \div 0.2 = 3.3 \times 10^{-4}M$
 $[H_3O^+] = K_w \div [OH^-] = 3 \times 10^{-11}M$
 $pH = -\log[H_3O^+] = -\log(3 \times 10^{-11}) = 11 - \log 3 = 10.5$

سؤال: أحسب الرقم الهيدروجيني إذا أُضيف (0.01 mol) من الحمض الهيدروبروميك HBr إلى (500mL) من المحلول السابق علماً بأن ($\log 3.8 = 0.58$)

الإجابة:

$$[\text{HBr}] = n \div v = 0.01 \div 0.5 = 0.02\text{M}$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = 0.2 + 0.02 = 0.22\text{M}$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2] = 0.15 - 0.02 = 0.13\text{M}$$

$$[\text{OH}^-] = K_b [\text{NH}_3] \div [\text{NH}_4^+] = 4.4 \times 10^{-4} \times 0.13 \div 0.22 = 2.6 \times 10^{-4}\text{M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w \div [\text{OH}^-] = 3.8 \times 10^{-11}\text{M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(3.8 \times 10^{-11}) = 11 - \log 3.8 = 10.42$$

الاختبار الذاتي

سؤال [1]: محلول منظم من القاعدة NH_3 والملح NH_4Cl المتساويان في التركيز لكل منهما (0.4M) علماً

بأن ($K_b = 1 \times 10^{-6}$) ($\log 1.3 = 0.1$) أجب عما يلي

(أ) أكتب صيغة الأيون المشترك

(ب) أحسب الرقم الهيدروجيني pH للمحلول

(ج) إذا أضيف للمحلول (0.2M) من القاعدة NaOH أحسب pH للمحلول الناتج

سؤال [2]: محلول منظم من القاعدة B وملحه BHCl وكان (0.4M) وكان (0.5M) $[\text{BHCl}]$

أضيف إليه الحمض القوي HA حتى أصبح حجم المحلول (500mL) أحسب كتلة الحمض المضافة

حتى يصبح الرقم الهيدروجيني pH لهذا المحلول يساوي (8.7) علماً بأن

$$(\log 2 = 0.1) (K_b = 1 \times 10^{-5}) (M_{r_{\text{HA}}} = 60\text{g/mol})$$

سؤال [3]: وضح كيف يقاوم المحلول المنظم ($\text{NH}_4\text{Cl} \setminus \text{NH}_3$) التغير في قيمة ال pH عند إضافة كمية

قليلة من القاعدة القوية مثل NaOH إليه

سؤال [4]: محلول منظم حجمه (لتر) واحد يتكون من القاعدة NH_3 تركيزها (0.3M) وملح NH_4Cl تركيزه

$$(0.4\text{M}) \text{ إذا علمت أن } (K_b = 1.8 \times 10^{-5}) (\log 7.4 = 0.86) (\log 1.3 = 0.1) (\log 2.7 = 0.43)$$

أحسب ما يلي

(1) pH للمحلول المنظم

(2) pH للمحلول عند إضافة (0.2M) من حمض HBr إلى المحلول

(3) pH للمحلول عند إضافة (0.2M) من القاعدة KOH إلى المحلول

الإجابات

سؤال (1):

(أ) NH_4^+

(ب) 8

(ج) 8.9

سؤال (2):

(3 g)

سؤال (3):

- (1) عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية، مثل NaOH تتأين، وتنتج أيونات OH^-
- (2) يستهلك أيونات OH^- عن طريق تفاعلها مع الحمض المرافق NH_4^+ ، وتكون نتيجة لذلك القاعدة NH_3
- (3) ولذلك فإن تركيز القاعدة NH_3 سوف يزداد بمقدار تركيز أيونات OH^- المضافة (القاعدة المضافة)
- (4) وفي الوقت نفسه يقل تركيز الأيون المشترك NH_4^+ بالمقدار نفسه
- (5) فتتغير النسبة بين تركيز القاعدة والحمض المرافق بدرجة قليلة، ويبقى تركيز OH^- و H_3O^+ في المحلول ثابتاً تقريباً، ولا يحدث تغير ملحوظ في الرقم الهيدروجيني pH للمحلول

سؤال (4):

(1) 9.14

(2) 8.9

(3) 9.57

المجتهد في الكيمياء
أ. أنس القدومي

مراجعة الدرس

سؤال (1): أَوْضِّحْ المقصودَ بكُلِّ ممَّا يَأْتِي:

(1) التَّمَيِّه (2) الأيون المشترك

سؤال (2): أَفسِّرْ التأثيرَ الحمضي لمُحلول $N_2H_5NO_3$:

سؤال (3): أَحدِّدْ مصدرَ الأيونات لكلِّ مِنَ الأملاح الآتية:

KNO_3 , CH_3NH_3Br , C_6H_5COONa , LiF

سؤال (4): أَحدِّدْ، بَيْنَ الأملاح الآتية، الملحَ الذي يُعَدُّ ذوبانُهُ في الماء مَمَيِّهاً:

KCN , $LiBr$, C_5H_5NHI , $HCOONa$, $NaClO_4$

سؤال (5): أَصنِّفْ محاليلَ الأملاح الآتية إلى حمضية وقاعدية ومتعادلة:

KNO_2 , NH_4NO_3 , $LiCl$, $NaHCO_3$, $C_6H_5NH_3Br$

سؤال (6): أَوْضِّحْ أَثَرَ إِضافة كميَّة قليلة من بلورات الملح الصَّلب $NaHS$ في قيمة pH لمُحلول حمض H_2S :

سؤال (7): أَحسب كتلة الملح KNO_2 اللازم إِضافتها إلى (400mL) من مُحلول HNO_2 تركيزُهُ (0.02M) لتصبح قيمة pH للمُحلول (3.52) علماً أَنَّ $(K_a = 4.5 \times 10^{-4})$ ($\log 3 = 0.48$) الكتلة المولية للملح $(85g/mol) =$

سؤال (8): أَحسب نسبة الحمض إلى القاعدة في مُحلول رَقْمُهُ الهيدروجيني يساوي (10) مكوّن من القاعدة NH_3 وملحها NH_4Cl بالتركيز نفسه علماً أَنَّ $(K_b = 1.8 \times 10^{-5})$

سؤال (9): أَحسب الرَقْمَ الهيدروجيني لمُحلول مكوّن من الحمض $HClO$ والملح $NaOCl$ بالتركيز نفسه علماً أَنَّ $(K_a = 3.5 \times 10^{-8})$ ($\log 3.5 = 0.45$)

سؤال (10): مُحلولٌ منظمٌ حجمُهُ (0.5L) مكوّن من $C_2H_5NH_2$ تركيزُها (0.2M)، والملح $C_2H_5NH_3Cl$ تركيزُهُ (0.4M) علماً أَنَّ $(K_b = 4.7 \times 10^{-4})$ ($\log 2 = 0.3$) ($\log 0.43 = -0.37$) ($\log 1.1 = 0.04$) أ. أَحسب الرَقْمَ الهيدروجيني للمُحلول.

ب. أَحسب الرَقْمَ الهيدروجيني للمُحلول، فيما لو أُضيف إليه (0.05mol) من الحمض HCl

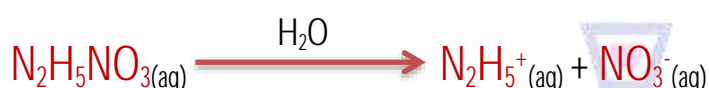
ج. أَحسب الرَقْمَ الهيدروجيني للمُحلول، فيما لو أُضيف إليه (0.05mol) من القاعدة KOH

الإجابات

سؤال (1):

- (1) قدرة أيون الملح على التفاعل مع الماء لإنتاج H_3O^+ أو OH^- أو كليهما
 (2) هو ذلك الأيون الذي ينتج من تأين مادتين أو أكثر في نفس المحلول

سؤال (2):



يعد N_2H_5^+ حمض مرافق قوي نسبياً للقاعدة الضعيفة N_2H_4 أي أنه لديه القدرة على التفاعل مع الماء وأنتج H_3O^+ كما يلي

$$\text{N}_2\text{H}_5^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_4 + \text{H}_3\text{O}^+$$

 تعد NO_3^- قاعدة مرافقة ضعيفة جداً للحمض القوي HNO_3 أي أنها ليس لديها القدرة على التفاعل مع الماء وأنتج OH^-
 وبما أن تركيز H_3O^+ أكبر من تركيز OH^- ، فقيمة pH أقل من 7 فمحلول الملح حمضي التأثير

سؤال (3):

صيغة الملح	LiF	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$	$\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Br}$	KNO_3
أيونات الملح	$\text{Li}^+ \text{F}^-$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- \text{Na}^+$	$\text{CH}_3\text{NH}_3^+ \text{Br}^-$	$\text{K}^+ \text{NO}_3^-$
مصدر الأيونات	القاعدة LiOH الحمض HF	القاعدة NaOH الحمض $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	القاعدة CH_3NH_2 الحمض HBr	القاعدة KOH الحمض HNO_3

سؤال (4):

الأملاح التي تتميه



سؤال (5):

صيغة الملح	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3\text{Br}$	NaHCO_3	LiCl	NH_4NO_3	KNO_2
تصنيف الملح	حمضي	قاعدي	متعادل	حمضي	قاعدي

سؤال [6]:

الملح NaHS قاعدي التأثير فيزيد من قيمة الرقم الهيدروجيني وذلك بسبب إضافة الملح
لمحلول الحمض الضعيف H_2S التي تتأين كما في التفاعل المتزن التالي



فإن الملح يزيد من تركيز HS^- في محلول الحمض فتتفاعل مع H_3O^+ وفق مبدأ لاشتولييه
فيندفع الاتزان نحو اليسار حتى يحافظ على قيمة ثابت الاتزان K_a للحمض الضعيف وموضع الاتزان
فيقل تركيز H_3O^+ ويزداد تركيز OH^- فتزداد قيمة pH

سؤال [7]:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3.52} M = 3 \times 10^{-4} M$$

$$K_a = [H_3O^+][NO_2^-] \div [HNO_2]$$

$$[NO_2^-] = 3 \times 10^{-2} M = [KNO_2]$$

$$n_{KNO_2} = [KNO_2] v = 3 \times 10^{-2} \times 4 \times 10^{-1} = 12 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$m_{KNO_2} = n_{KNO_2} Mr_{KNO_2} = 12 \times 10^{-3} \times 85 = 1 \text{ g}$$

سؤال [8]:

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

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

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

$$K_b = [OH^-][NH_4^+] \div [NH_3]$$

$$1.8 \times 10^{-5} = 1 \times 10^{-4} [NH_4^+] \div [NH_3]$$

$$[NH_4^+] \div [NH_3] = 0.18 = 18 \div 100$$

سؤال [9]:

$$K_a = [H_3O^+][NO_2^-] \div [HNO_2]$$

$$K_a = [H_3O^+][OCl^-] \div [HOCl]$$

$$K_a = [H_3O^+] = 3.5 \times 10^{-8} M$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(3.5 \times 10^{-8}) = 8 - \log 3.5 = 7.55$$

سؤال (10):

(أ)

$$K_b = [\text{OH}^-][\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+] \div [\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2]$$

$$4.7 \times 10^{-4} = [\text{OH}^-] 0.4 \div 0.2$$

$$[\text{OH}^-] = 2.35 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w \div [\text{OH}^-] = 0.43 \times 10^{-10} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0.43 \times 10^{-10}) = 10 - \log 0.43 = 10.37$$

(ب)

$$K_b = [\text{OH}^-][\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+] \div [\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2]$$

$$[\text{HCl}] = n \div v = 0.05 \div 0.5 = 0.1 \text{ M}$$

$$[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+] = 0.4 + 0.1 = 0.5$$

$$[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2] = 0.2 - 0.1 = 0.1$$

$$K_b = [\text{OH}^-][\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+] \div [\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2]$$

$$4.7 \times 10^{-4} = [\text{OH}^-] 0.5 \div 0.1$$

$$[\text{OH}^-] = 9.4 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w \div [\text{OH}^-] = 1.1 \times 10^{-10} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1.1 \times 10^{-10}) = 10 - \log 1.1 = 9.96$$

(ج)

$$K_b = [\text{OH}^-][\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+] \div [\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2]$$

$$[\text{KOH}] = n \div v = 0.05 \div 0.5 = 0.1 \text{ M}$$

$$[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+] = 0.4 - 0.1 = 0.3$$

$$[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2] = 0.2 + 0.1 = 0.3$$

$$K_b = [\text{OH}^-][\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+] \div [\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2]$$

$$4.7 \times 10^{-4} = [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w \div [\text{OH}^-] = 2 \times 10^{-11} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(2 \times 10^{-11}) = 11 - \log 2 = 10.7$$

الاختبار الذاتي

سؤال [1]: إذا أضيف (2g) من الملح BHI إلى محلول من القاعدة الضعيفة B وكان تركيز القاعدة الضعيفة B تساوي (ضعف) تركيز الملح BHI في المحلول ووجد أن الرقم الهيدروجيني لمحلول القاعدة الضعيفة والملح يساوي (8) وأن مقدار درجة الحموضة للمحلول القاعدة الضعيفة قد تغيرت بمقدار درجتين بعد إضافة الملح BHI له وأصبح حجم المحلول (1L) واحد أجب عما يلي

- (1) أكتب صيغة الأيون المشترك
- (2) أحسب K_b لمحلول القاعدة الضعيفة
- (3) أحسب pH لمحلول القاعدة الضعيفة قبل إضافة الملح BHI له
- (4) أحسب تركيز القاعدة B في المحلول
- (5) أحسب الكتلة المولية للملح BHI

سؤال [2]: لديك محلول من HCN الذي تركيزه يساوي (0.1M) إذا علمت أن ($K_a = 9.4 \times 10^{-10}$)

- (1) أحسب pH للمحلول
- (2) إذا أضيف (0.2mol) من ملح NaCN إلى (واحد لتر) من المحلول أكتب صيغة الأيون المشترك ثم أحسب مقدار التغير في الرقم الهيدروجيني

سؤال [3]: أحسب قيمة pH

- (1) لمحلول $[NH_3] = (0.02M)$ ($K_b = 1.8 \times 10^{-5}$) علماً بأن ($\log 1.6 = 0.2$)
- (2) لمحلول $[NH_3] = (0.2M)$ عند إضافة (0.3mol) من الملح NH_4^+ إلى (1L) من المحلول إذا علمت أن ($K_b = 1.8 \times 10^{-5}$) ($\log 8.3 = 0.9$)

سؤال [4]: محلول من الحمض HA وملحه KA المتساويان في التركيز تركيز كل منهما يساوي (0.1M)

(أ) أحسب $[H_3O^+]$ (ب) أحسب pH للمحلول

(أجب عما يلي: ($K_a = 1 \times 10^{-5}$)

سؤال [5]: محلول من الحمض HD تركيزه (0.3M) وحجمه (500mL) أضيف إليه (2.5g) من الملح NaD الذي كتلته المولية تساوي (50g/mol) (أهمل التغير في الحجم) أحسب pH للمحلول الناتج إذا علمت أن ($K_a = 1 \times 10^{-7}$) ($\log 3 = 0.5$)

سؤال [6]: محلول حضر من إذابة (0.6g) من الملح KY إلى محلول حجمه (50mL) من الحمض HY حتى أصبح الرقم الهيدروجيني pH للمحلول الناتج يساوي (3) (أهمل التغير في الحجم) أحسب تركيز الحمض HY إذا علمت أن ($K_a = 2 \times 10^{-3}$) وأن الكتلة المولية KY (60g/mol)

سؤال [7]: محلول يحتوي على (500mL) من HC تركيزه يساوي (0.4M) أضيف إليه (6.4g) من الملح LiC الذي كتلته المولية تساوي (64g/mol) أهمل التغير في الحجم وجد أن الرقم الهيدروجيني للمحلول الناتج يساوي (4) بعد إضافة الملح أحسب K_a لهذا الحمض

سؤال [8]: محلول حضر من إذابة الملح KB في (200mL) من الحمض HB الذي تركيزه (0.6M) وجد أن الرقم الهيدروجيني للمحلول أصبح يساوي (2.4) أحسب [KB] إذا علمت أن ($K_a = 1 \times 10^{-6}$) ($\log 4 = 0.6$)

سؤال [9]: محلول حضر من إذابة الملح KR إلى (500mL) من محلول HR الذي تركيزه يساوي (0.3M) حتى أصبح الرقم الهيدروجيني للمحلول pH يساوي (4) (أهمل التغير في الحجم) أحسب عدد مولات الملح KR المضافة للمحلول إذا علمت أن ($K_a = 3 \times 10^{-4}$)

سؤال [10]: محلول حضر من إذابة كمية معينة من الملح LiA مجهولة الكتلة للحمض HA الذي تركيزه يساوي (0.2M) فأصبح حجم المحلول (500mL) ورقمه الهيدروجيني pH يساوي (4) إذا علمت أن ($K_a = 1 \times 10^{-4}$) والكتلة المولية للملح LiA (40 g/mol) أحسب كتلة الملح المضاف للمحلول

سؤال [11]: محلول حضر من إذابة (0.4g) من الملح NaX إلى (300mL) من الحمض HX الذي تركيزه (0.01M) وجد أن pH للمحلول بعد إضافة الملح تساوي (3) (أهمل التغير في الحجم) أحسب الكتلة المولية للملح إذا علمت أن ($K_a = 1 \times 10^{-3}$)

سؤال [12]: محلول من القاعدة A وملحه AHCl المتساويان في التركيز تركيز كل منهما يساوي (0.1M) ($K_b = 1 \times 10^{-5}$) أجب عما يلي :-

أ) أحسب $[H_3O^+]$ ب) أحسب pH للمحلول

سؤال [13]: محلول من القاعدة D تركيزه (0.2M) وحجمه (500mL) أضيف إليه (2.5g) من الملح DHBr الذي كتلته المولية تساوي (50g/mol) أهمل التغير في الحجم) أحسب pH للمحلول الناتج إذا علمت أن ($K_b = 1 \times 10^{-5}$) ($\log 5 = 0.7$)

- سؤال [14]:** محلول حضر من إذابة (4g) من الملح HYF إلى محلول حجمه (50mL) من القاعدة Y حتى أصبح الرقم الهيدروجيني pH للمحلول الناتج يساوي (8) (أهمل التغير في الحجم) أحسب تركيز القاعدة Y إذا علمت أن ($K_b = 2 \times 10^{-6}$) وأن الكتلة المولية (40 g/mol)
- سؤال [15]:** محلول يحتوي على (200mL) من C تركيزه يساوي (0.2M) أضيف إليه (7.2g) من الملح HCB_r الذي كتلته المولية تساوي (72g/mol) أهمل التغير في الحجم وجد أن الرقم الهيدروجيني للمحلول الناتج يساوي (9) بعد إضافة الملح أحسب K_b لهذه القاعدة
- سؤال [16]:** محلول حضر من إذابة الملح BHCl في (250mL) من القاعدة B الذي تركيزه (0.2M) وجد أن الرقم الهيدروجيني للمحلول pH أصبح يساوي (10) أحسب [BHCl] إذا علمت أن ($K_b = 1 \times 10^{-6}$)
- سؤال [17]:** محلول حضر من إذابة الملح HRF إلى (400mL) من محلول R الذي تركيزه (0.3M) حتى أصبح الرقم الهيدروجيني للمحلول pH يساوي (9) (أهمل التغير في الحجم) أحسب عدد مولات الملح HRF المضافة للمحلول إذا علمت أن ($K_b = 3 \times 10^{-5}$)
- سؤال [18]:** محلول حضر من إذابة كمية معينة من الملح AHBr مجهولة الكتلة في محلول من القاعدة A الذي تركيزها يساوي (0.3M) فأصبح حجم المحلول (200mL) ورقمه الهيدروجيني pH يساوي (8) إذا علمت أن ($K_b = 1 \times 10^{-8}$) والكتلة المولية للملح AHBr = (70g/mol) أحسب كتلة الملح المضاف للمحلول
- سؤال [19]:** محلول حضر من إذابة (14.4g) من الملح XHF إلى (600mL) من القاعدة X الذي تركيزها (0.03M) وجد أن pH للمحلول بعد إضافة الملح تساوي (9) (أهمل التغير في الحجم) أحسب الكتلة المولية للملح إذا علمت أن ($K_b = 4 \times 10^{-5}$)
- سؤال [20]:** إذا كان لديك (1L) من محلول حمض الايثانويك CH₃COOH الذي تركيزه (0.2M) أضيف إليه (0.2 mol) من ملح إيثانات الصوديوم CH₃COONa أحسب التغير في قيمة pH للمحلول مفترضاً أن حجم المحلول لم يتغير بسبب إضافة الملح علماً بأن ($\log 6 = 0.8$) ($\log 1.8 = 0.2$) ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$)
- سؤال [21]:** وضح أثر إضافة ملح HCOONa على قيمة pH لمحلول حمضه الضعيف HCOOH

الإجابات

سؤال (1): BH^+ (2) 5×10^{-7}

(3) 10

(4) $2 \times 10^{-2} M$

(5) 200 g/mol

سؤال (2): $pH = 5$ (2) الأيون المشترك هو CN^- / pH للمحلول = 9.33 / ΔpH بعد إضافة الملح = 4.33

سؤال (3): 10.8 (1)

(2) 9.1

سؤال (4): $1 \times 10^{-5} M$ (أ)

(ب) 5

سؤال (5): $pH = 6.5$ سؤال (7): $K_a = 5 \times 10^{-5}$

سؤال (6): 0.1M

سؤال (9): 0.45 mol

سؤال (8): $[KB] = 1.5 \times 10^{-4} M$

سؤال (11): 133.3 g/mol

سؤال (10): 4 g

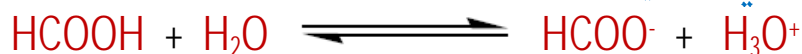
(ب) 9

سؤال (12): $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-9} M$ (أ)سؤال (14): $[H_3O^+] = 0.1 M$ سؤال (13): $pH = 9.3$ سؤال (16): $[BHCl] = 2 \times 10^{-3} M$ سؤال (15): $K_a = 2.5 \times 10^{-5}$ سؤال (18): $42 \times 10^{-3} g$

سؤال (17): 0.36 mol

سؤال (20): 1.6

سؤال (19): (200g/mol)

سؤال (21): يزداد الرقم الهيدروجيني لأنه الملح $HCOONa$ يزيد من تركيز أيون $HCOO^-$ الذييتفاعل مع H_3O^+ فيدفع التفاعل التالي نحو اليسارفيقلل بدوره من $[H_3O^+]$ فتزداد الرقم الهيدروجيني للمحلول

الإثراء والتوسع: المحلول المنظم في الدم

يحتوي الدم على عدد من المحاليل المنظمة، تحافظ على قيم الرقم الهيدروجيني بين (7.35-7.45) وهذا نطاق ضيق تحدث فيه جميع التغيرات الكيميائية الحيوية في الجسم، وفي حال زيادة الرقم الهيدروجيني أعلى من (7.8) أو انخفاضه إلى أقل من (6.8) يختل النظام الحيوي في الجسم، وقد يؤدي ذلك إلى الوفاة. ويعدّ محلول حمض الكربونيك وقاعدته المرافقة ($\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$) أحد أهم المحاليل المنظمة في الدم، والمعادلة الآتية تمثل المحلول المنظم في الدم:



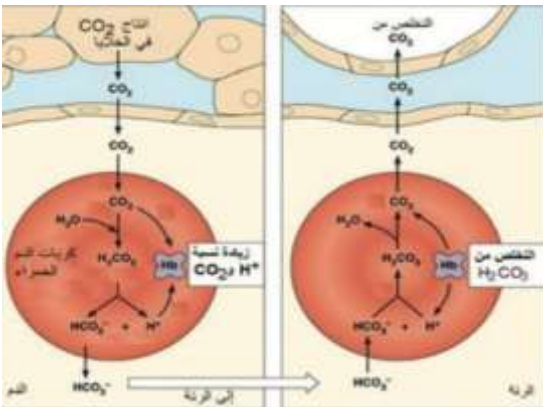
تؤدي زيادة الأنشطة التي يمارسها الشخص إلى زيادة معدل التنفس اللاهوائي في الخلايا وزيادة إنتاج ثاني أكسيد الكربون CO_2 الذي يندفع إلى الدم ويتفاعل مع الماء ويؤدي إلى زيادة تركيز H_2CO_3



يمكن أن يزداد تركيز أيونات H_3O^+ في الدم نتيجة العديد من التفاعلات الحيوية في الجسم، فيعمل المحلول المنظم في الدم على التخلص من تلك الزيادة، وذلك عن طريق إزاحة موضع الاتزان إلى جهة اليسار نحو تكوين حمض الكربونيك H_2CO_3 فيزداد تركيزه، ويقل بذلك تركيز HCO_3^- ويقل تركيز أيونات H_3O^+ ويزداد تركيز أيونات OH^- ما يحفز الكلى على إنتاج أيونات HCO_3^- لتعويض النقص في تركيزها؛ وبذلك يزداد تركيز حمض الكربونيك في الدم، وتستقبل أيونات OH^- البروتون من حمض الكربونيك H_2CO_3 ويَزاح موضع الاتزان إلى اليمين نحو تكوين HCO_3^- مرةً أخرى، ويزداد تركيز أيونات H_3O^+ من جديد. وتستمرّ إزاحة موضع الاتزان مرةً نحو اليسار ومرةً نحو اليمين؛ ما يساعد على بقاء تركيز أيونات H_3O^+ ثابتاً نسبياً ويحافظ على مدى ثابت من الرقم الهيدروجيني في الدم.

تعمل الكلى على ضبط تركيز أيونات HCO_3^- فتزيد إفرازها إلى الدم عند حدوث نقص في تركيزها، كما تزيد معدل امتصاصها عند حدوث زيادة في تركيزها.

وتعمل الرئة على امتصاص الزيادة في تركيز حمض الكربونيك في الدم؛ ما يسبب استمرار اندفاع ثاني أكسيد الكربون CO_2 من الخلايا إلى الدم؛ حيث يتفكك حمض الكربونيك في الرئة إلى ثاني أكسيد الكربون CO_2 وبخار الماء ويجري التخلص منهما عن طريق التنفس؛ وبهذا فإنّ الرئة تعمل على ضبط تركيز ثاني أكسيد الكربون في الخلايا وتركيز حمض الكربونيك في الدم



مراجعة الوحدة

سؤال [1]: أَوْضِّحْ القُصُودَ بِكُلِّ مِمَّا يَأْتِي:

- | | | |
|--------------------|--------------------|------------------|
| (1) قاعدة أرهينيوس | (2) حمض لويس | (3) قاعدة مرافقة |
| (4) مادة أمفوتيرية | (5) نقطة التعادل | (6) الكاشف |
| (7) الملح | (8) المحلول المنظم | |

سؤال [2]: أَقْسِرْ:

(أ) السلوك الحمضي لمحلول HNO_2 حَسَبَ مفهوم برونستد - لوري(ب) السلوك القاعدي للأمونيا NH_3 حَسَبَ مفهوم لويس(ج) السلوك الأمفوتيري لتفاعل HS^- مع كلٍّ من HCl و NO_2^- (د) عدم صلاحية الماء H_2O للاستخدام كمحلول منظم(هـ) السلوك المتعادل لمحلول الملح KI

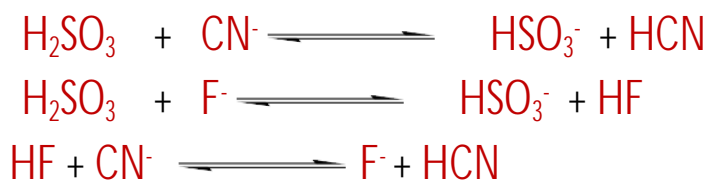
سؤال [3]: أَحَدِّدْ الأزواجَ المترافقة في التفاعلات الآتية:



سؤال [4]: أَحَدِّدْ حمضَ لويس وقاعدته في التفاعل الآتي:

سؤال [5]: أَحَسِّبْ الرَّقْمَ الهيدروجيني لمحلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH مكوّن بإذابة (4g) منه في (200 mL) من الماء، علماً أنّ الكتلة المولية للقاعدة (40g/mol NaOH) ($\log 2 = 0.3$)سؤال [6]: جرت معايرة (10 mL) من محلول LiOH فتعادلّت مع (20 mL) من محلول HBr تركيزه (0.01M) أحسب تركيز المحلول LiOH سؤال [7]: أضيفُ (40 mL) من محلول KOH تركيزه (0.4M) إلى (20 mL) من محلول HBr تركيزه (0.5M) أحسب قيمة pH للمحلول الناتج

سؤال [8]: تمثّل المعادلات الآتية تفاعلات لمحاليل الحموض (H_2SO_3 , HCN , HF) المتساوية التركيز، التي كان موضع الاتزان مُزاحاً فيها جهة المواد الناتجة لجميع التفاعلات أدرس التفاعلات، ثمّ أجيب عن الأسئلة التي تليها:



(أ) أكتب صيغة القاعدة المرافقة الأقوى بينها

(ب) أكتب صيغة الحمض الذي له أعلى K_a

(ج) أحدّد أيّ المحلولين يكون فيه $[\text{OH}^-]$ الأقل محلول HF أم محلول HCN

(د) أحدّد أيّ محاليل الحموض المذكورة له أعلى pH

(هـ) أحدّد أيّ الحموض المذكورة أكثر تأينا في الماء

سؤال [9]: محلول حجمه (2L) يتكوّن من (0.1M) من حمض RCOOH ، ورَقْمُهُ الهيدروجيني (4) أضيفت إليه كمية من الملح RCOONa فتغيّرت قيمته pH بمقدار (1.52) درجة أحسب عدد مولات الملح المُضاف علماً أنّ $(\log 3 = 0.48)$

سؤال [10]: محلول المنظم يتكوّن من الحمض HNO_2 ، الذي تركيزه (0.3M)، والملح KNO_2 ، الذي تركيزه (0.2M) علماً أنّ $(K_a = 4.5 \times 10^{-4})$ $(\log 6.8 = 0.83)$ $(\log 3 = 0.5)$ (أ) أحسب pH للمحلول

(ب) أحسب pH للمحلول السابق إذا أُضيف (0.1mol) من القاعدة NaOH إلى (لتر) منه

سؤال [11]: محلول المنظم يتكوّن من القاعدة CH_3NH_2 ، التي تركيزها (0.3M)، والملح $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$ ، الذي تركيزه (0.2M) أحسب:

(أ) تركيز القاعدة NaOH اللازم إضافته إلى لتر من المحلول لتصبح $(\text{pH} = 11)$

علماً أنّ $(K_b = 4.4 \times 10^{-4})$

(ب) كتلة الحمض HCl اللازم إضافتها إلى (لتر) من المحلول لتصبح $(\text{pH} = 10)$

علماً أنّ $(\text{Mr}_{(\text{HCl})} = 36.5 \text{ g/mol})$

سؤال (12): يبين الجدول الآتي الرقم الهيدروجيني لعدد من المحاليل المختلفة المتساوية التراكيز. أدرسها، ثم أختار منها المحلول الذي تنطبق عليه فقرة من

المحلول	A	B	C	D	E	F
قيمة pH	9	7	12	5	0	1

- (أ) قاعدة يكون فيها $[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-5} \text{ M}$ (ب) المحلول الذي يمثل الملح KBr
 (ج) محلول حمض HNO_3 تركيزه (1M) (د) محلول قاعدي تركيز $[\text{H}_3\text{O}^+]$ فيه أقل ما يمكن
 (هـ) محلول أيوناته لا تتفاعل مع الماء

سؤال (13): يحتوي الجدول الآتي على معلومات تتعلق ببعض الحموض والقواعد الضعيفة. أدرس هذه المعلومات، ثم أجيب عن الأسئلة التي تليها:

المحلول	معلومات متعلقة بالمحلول	تركيز المحلول
HNO_2	$[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-12} \text{ M}$	0.2 M
HCOOH	$[\text{HCOO}^-] = 2 \times 10^{-3} \text{ M}$	0.03 M
HClO	$K_a = 3.5 \times 10^{-8}$	0.1 M
N_2H_4	$K_b = 1.7 \times 10^{-6}$	0.1 M
$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	pH = 9	0.05 M
$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$	$[\text{OH}^-] = 3 \times 10^{-3} \text{ M}$	0.03 M

- (أ) أحسب تركيز $[\text{H}_3\text{O}^+]$ في محلول HClO .
 (ب) أكتب صيغة القاعدة المرافقة للأضعف للحموض المذكورة في الجدول.
 (ج) أحدد أي المحلولين يحتوي على تركيز أعلى من $[\text{OH}^-]$ محلول HClO أم محلول HNO_2
 (د) أحدد أي المحلولين أكثر قدرة على التميّة على KNO_2 أم HCOOK
 (هـ) أحدد أي المحلولين له أقل رقم هيدروجيني pH. محلول HClO أم HNO_2
 (و) أقرر أيها أقوى الحمض المرافق للقاعدة $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ أم الحمض المرافق للقاعدة $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$

ز) أ حَدِّدْ أَيَّ المحلولين يَحْتَوِي على تركيز أعلى من $[H_3O^+]$ محلول C_5H_5N أم محلول $C_2H_5NH_2$

ح) أ حَدِّدْ أَيَّ المحلولين له أعلى رَقْم هيدروجيني pH N_2H_5Cl أم $C_2H_5NH_3Cl$

ط) أَحْسَبْ الرَقْم الهيدروجيني لمُحلول $HCOOH$ عند إضافة (0.01 mol) من الملح $HCOONa$ إلى (لتر) من المحلول ($\log 4 = 0.6$)

سؤال (14): أَحْسَبْ pH لمُحلول يتكوّن من الحمض HNO_2 والملح KNO_2 لهما التركيز نفسه، علماً بأن ($K_a = 4.5 \times 10^{-4}$) وأن ($\log 4.5 = 0.65$)

سؤال (15): أَتَوَقَّعُ ما يحدث لقيمة pH في الحالات الآتية (تقل - تزداد - تبقى ثابتة) (أهمل التغير في الحجم)

(1) إضافة كمية قليلة من بلّورات الملح $NaHCO_3$ إلى (500 mL) من محلول الحمض H_2CO_3

(2) إضافة كمية قليلة من بلّورات الملح $N_2H_5NO_3$ إلى (500 mL) من محلول القاعدة N_2H_4

(3) إضافة كمية قليلة من بلّورات الملح $LiCl$ إلى (500 mL) من محلول الحمض HCl .

سؤال (16): يَحْتَوِي الجدولُ الآتي على عدد من المحاليل تركيزُ كُلِّ منها (1 M) وبعض المعلومات المتعلقة بها أدرس المعلومات، ثمَّ أَجِيبْ عن الأسئلة الآتية:

المحلول	معلومات متعلّقة بالمحلول
الحمض HC	$[H_3O^+] = 8 \times 10^{-3} \text{ M}$
الحمض HD	$K_a = 4.9 \times 10^{-10}$
القاعدة B	$K_b = 1 \times 10^{-6}$
الملح KX	$pH = 9$
الملح KZ	$[OH^-] = 1 \times 10^{-3} \text{ M}$

أ) أ حَدِّدْ الحمضَ الأقوى في الجدول.

ب) أَحْسَبْ قيمة pH للقاعدة B.

ج) أَكْتُبْ معادلة لتفاعل محلول الحمض HD والملح NaC، ثم:

(1) أ حَدِّدْ الزوجين المترافقين في المحلول (2) أَتَوَقَّعُ الجهة التي يَرَجُّحُها الاتزانُ في التفاعل

(د) استنتج القاعدة المرافقة الأضعف: D^- أم C^-

(هـ) أحسب تركيز H_3O^+ في محلول مكوّن من القاعدة B التي تركيزها (1M) والملح BHCl الذي تركيزه (0.5M)

سؤال [17]: أختار الإجابة الصحيحة لكل فقرة في ما يأتي:

(1) يكون تركيز الأيونات الناتجة عن تأين أحد المحاليل الآتية في الماء عند الظروف نفسها أعلى ما يمكن:

(أ) NH_3 (ب) $NaOH$ (ج) $HCOOH$ (د) $HClO$

(2) العبارة الصحيحة، في المعادلة: $HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$ هي:

(أ) يتأين الحمض HA كلياً. (ب) الحمض HA يختفي من المحلول.

(ج) الحمض HA ضعيف (د) لا يوجد أزواج مترافقة في المعادلة.

(3) القاعدة المرافقة الأضعف في ما يأتي، هي:

(أ) NO_3^- (ب) OCI^- (ج) F^- (د) CN^-

(4) المحلول الذي لم يتمكّن مفهوم أرهينيوس من تفسير سلوكه، هو:

(أ) HCl (ب) $NaCN$ (ج) $HCOOH$ (د) $NaOH$

(5) أحد الأيونات الآتية لا يُعدّ أمفوتيرياً:

(أ) $H_2PO_4^-$ (ب) HS^- (ج) HCO_3^- (د) $HCOO^-$

(6) المادة التي تذوب في الماء وتزيد من تركيز أيون الهيدروكسيد (OH^-) هي:

(أ) حمض أرهينيوس (ب) قاعدة لويس

(ج) قاعدة أرهينيوس (د) قاعدة برونستد - لوري

(7) المادة التي تستطيع استقبال زوج من الإلكترونات غير رابط من مادة أخرى، هي:

(أ) F^- (ب) Cu^{+2} (ج) BF_4^- (د) CO_3^{2-}

(8) حمض لويس الذي يدخل في تركيب الأيون $[Zn(CN)_6]^{4-}$:

(أ) Zn (ب) Zn^{+2} (ج) Zn^{+4} (د) CN^-

(9) إذا كان $[H_3O^+] = (2 \times 10^{-2}M)$ في محلول ماء، فإن $[OH^-]$ هو:

- (أ) $1 \times 10^{-2}M$ (ب) $2 \times 10^{-12}M$ (ج) $1 \times 10^{-10}M$ (د) $5 \times 10^{-13}M$

(10) محلول حمض HBr:

(أ) عدد مولات H_3O^+ تساوي فيه عدد مولات OH^-

(ب) عدد مولات H_3O^+ أقل فيه عدد مولات OH^-

(ج) عدد مولات H_3O^+ تساوي فيه عدد مولات HBr

(د) عدد مولات Br^- تساوي فيه عدد مولات OH^-

(11) كتلة الحمض HBr اللازمة لعمل محلول منه حجمه (200mL) وتركيز H_3O^+ فيه يساوي (0.01M) هي: $(Mr_{(HBr)} = 81g/mol)$

- (أ) 1.62 g (ب) 16.2 g (ج) 0.162 g (د) 0.0162 g

(12) المحلول الذي له أعلى pH في المحاليل الآتية التي لها التركيز نفسه، هو:

- (أ) NH_4Cl (ب) HBr (ج) NaCl (د) NH_3

(13) المحلول الذي له أقل pH في المحاليل الآتية التي لها التركيز نفسه، هو:

- (أ) KNH_3 (ب) NaOH (ج) HNO_2 (د) HNO_3

(14) المحلول الذي له أقل تركيز H_3O^+ من المحاليل الآتية المتساوية في التركيز هو:

- (أ) HCl (ب) N_2H_5Br (ج) KNO_2 (د) NH_4Cl

(15) ترتيب المحاليل المائية للمركبات الآتية ($LiOH$, N_2H_5Cl , KNO_2 , NaCl) المتساوية في التركيز حسب رقمها الهيدروجيني pH هو:

- (أ) $LiOH > KNO_2 > N_2H_5Cl > NaCl$ (ب) $LiOH > KNO_2 > NaCl > N_2H_5Cl$

- (ج) $N_2H_5Cl > NaCl > KNO_2 > LiOH$ (د) $LiOH > KNO_2 > NaCl > N_2H_5Cl$

(16) ينتج الأيون المشترك $N_2H_5^+$ من المحلول المكون من :

- (أ) N_2H_4 / HNO_3 (ب) N_2H_5Br / HBr

- (ج) N_2H_4 / H_2O (د) $N_2H_5NO_3 / N_2H_4$

الإجابات

سؤال (1):

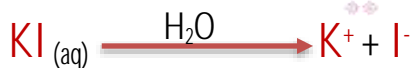
- (1) قاعدة أرهينيوس: مادة تتأين في الماء، وتنتج أيون الهيدروكسيد OH^-
- (2) حمض لويس: مادة يمكنها استقبال زوج إلكترونات غير الرابطة أو أكثر في التفاعل
- (3) قاعدة مرافقة: المادة الناتجة من منح الحمض للبروتون
- (4) مادة أمفوتيرية: مادة تسلك كحمض في تفاعل وتسلك كقاعدة في تفاعلات أخرى
- (5) نقطة التعادل: نقطة تتعادل عندها تماماً جميع أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد خلال عملية المعايرة، وتكون pH للمحلول تساوي 7
- (6) الكاشف: حموض عضوية ضعيفة أو قواعد عضوية ضعيفة يتغير لوناً في الحالة المتأينة عن الحالة غير المتأينة في مدى معين من الرقم الهيدروجيني
- (7) الملح: مركب أيوني نتج من تفاعل محلول حمض مع محلول قاعدة
- (8) المحلول المنظم: محاليل تقاوم التغير في الرقم الهيدروجيني pH عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية إليها

سؤال (2):

- (أ) يعد HNO_2 حمض برونستد-لوري لأنه مادة تمنح أيون H^+ (مانح بروتون) كما يلي:

$$\text{H}_2\text{O} + \text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_2^-$$
- (ب) تعد NH_3 قاعدة لويس لأنها تملك زوج من الإلكترونات غير الرابطة على ذرة N قادرة على منحها

$$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$$
- (ج) عند تفاعل HS^- مع HCl فإنه يستقبل H^+ ويسلك سلوكاً قاعدياً أما عند تفاعل HS^- مع NO_2^- فإنه يمنح H^+ ويسلك سلوكاً حمضياً لذلك يعد HS^- مادة مترددة
- (د) لا يمكن للماء H_2O أن يقاوم التغير في الرقم الهيدروجيني عند إضافة كميات قليلة من حمض أو قاعدة له لأنه ليس حمض ضعيف وملحه وليس قاعدة ضعيفة وملحها
- (هـ) يعد KI ملح متعادل



ويعد الأيون K^+ حمض مرافق ضعيف جداً للقاعدة القوية KOH ، وليس له القدرة على التفاعل مع الماء، (لا يتميه) فلا يؤثر في تركيز أيونات H_3O^+
يعد I^- قاعدة مرافقة ضعيفة للحمض القوي HI ، لا يمكنه استقبال البروتون في المحلول، فلا يتفاعل مع الماء، (لا يتميه) ولا يؤثر في تركيز أيونات OH^-
بما أن تركيز OH^- و H_3O^+ لم تتغير في الماء فإذاً تراكيز $\text{H}_3\text{O}^+ = \text{OH}^-$ فمحلول الملح متعادل

سؤال (3):

HNO_2 حمض \ NO_2^- قاعدة مرافقة) زوج مترافق
 CN^- قاعدة \ HCN حمض مرافق) زوج مترافق
 $\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$ حمض مرافق \ $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ قاعدة) زوج مترافق
 Cl^- قاعدة مرافقة \ HCl حمض) زوج مترافق

سؤال (4):

Cl^- قاعدة لويس

AlCl_3 حمض لويس

سؤال (5):

$$n_{\text{NaOH}} = m \div Mr = 4 \div 40 = 0.1 \text{ mol}$$

$$V = 200 \div 1000 = 0.2 \text{ L}$$

$$M_{\text{NaOH}} = n \div V = 0.1 \div 0.2 = 0.5 \text{ M}$$

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 0.5 \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w \div [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \div 0.5 = 2 \times 10^{-14} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(2 \times 10^{-14}) = 14 - \log 2 = 13.7$$

سؤال (6):

$$V_{\text{LiOH}} = 0.01 \text{ L} \quad V_{\text{HBr}} = 0.02 \text{ L} \quad [\text{HBr}] = 0.01 \text{ M}$$

$$[\text{LiOH}] \cdot V = [\text{HBr}] \cdot V \quad [\text{LiOH}] = 0.01 \times 0.02 \div 0.01 = 0.02 \text{ M}$$

سؤال (7):

$$n_{\text{KOH}} = [\text{KOH}] \cdot V_{\text{KOH}} = 0.04 \times 0.4 = 1.6 \times 10^{-2} \text{ M} = n_{\text{OH}^-}$$

$$n_{\text{HBr}} = [\text{HBr}] \cdot V_{\text{HBr}} = 0.02 \times 0.5 = 1 \times 10^{-2} \text{ M} = n_{\text{H}^+}$$

عدد مولات OH^- أكبر من عدد مولات H^+ فيكون في فائض من OH^-

$$n_{\text{OH}^-} = (1.6 - 1) \times 10^{-2} = 0.6 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$[\text{OH}^-] = n \div V_{\text{Tot}} = 0.6 \times 10^{-2} \div 6 \times 10^{-2} = 0.1 \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w \div [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \div 0.1 = 1 \times 10^{-13} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(1 \times 10^{-13}) = 13 - \log 1 = 13$$

سؤال [8]:

(أ) CN^- (ج) HF (هـ) H_2SO_3 (ب) H_2SO_3 (د) HCN

سؤال [9]:

$$\text{pH} = 4 \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-4} \text{M}$$

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 \div [\text{RCOOH}] = 1 \times 10^{-8} \div 1 \times 10^{-1} = 1 \times 10^{-7}$$

$$\Delta \text{pH} = 1.52 \quad \text{pH}_1 = 4 \quad \text{pH}_2 = 5.52$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_2 = 1 \times 10^{-5.52} = 10^{0.48} \times 10^{-6} = 3 \times 10^{-6}$$

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{RCOO}^-] \div [\text{RCOOH}]$$

$$1 \times 10^{-7} = 3 \times 10^{-6} [\text{RCOO}^-] \div 1 \times 10^{-1}$$

$$[\text{RCOO}^-] = 3.3 \times 10^{-3} \text{ M} = [\text{RCOONa}]$$

$$V = 2 \text{ L}$$

$$n_{\text{RCOONa}} = M \cdot V = 2 \times 3.3 \times 10^{-3} = 6.6 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

سؤال [10]:

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{NO}_2^-] \div [\text{HNO}_2]$$

(أ)

$$4.5 \times 10^{-4} = [\text{H}_3\text{O}^+] \times 0.2 \div 0.3$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 6.75 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(6.75 \times 10^{-4}) = 4 - \log 6.8 = 3.17$$

(ب) أولاً نحسب تركيز NaOH

$$n = M \cdot V \quad M_{\text{NaOH}} = n \div V = 0.1 \div 1 = 0.1 \text{ M}$$

$$[\text{NO}_2^-] = 0.2 + 0.1 = 0.3 \text{ M}$$

$$[\text{HNO}_2] = 0.3 - 0.1 = 0.2$$

$$4.5 \times 10^{-4} = [\text{H}_3\text{O}^+] \times 0.3 \div 0.2$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 3 \times 10^{-4}$$

$$\text{pH} = -\log(3 \times 10^{-4}) = 4 - \log 3 = 3.5$$

سؤال (11):

(أ)

$$X = [\text{NaOH}]$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2] = 0.3 + X$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = 0.2 - X$$

$$\text{pH} = 11 \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-11}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \div 1 \times 10^{-11} = 1 \times 10^{-3}$$

$$K_b = [\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{NH}_3^+] \div [\text{CH}_3\text{NH}_2]$$

$$4.4 \times 10^{-4} = 1 \times 10^{-3} \times (0.2 - X) \div (0.3 + X)$$

$$0.44 = (0.2 - X) \div (0.3 + X)$$

$$X = 0.047 \text{ M}$$

$$X = [\text{HCl}]$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2] = 0.3 - X$$

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = 0.2 + X$$

$$\text{pH} = 11 \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-10}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \div 1 \times 10^{-10} = 1 \times 10^{-4}$$

$$K_b = [\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{NH}_3^+] \div [\text{CH}_3\text{NH}_2]$$

$$4.4 \times 10^{-4} = 1 \times 10^{-4} \times (0.2 + X) \div (0.3 - X)$$

$$1.32 - 4.4X = (0.2 + X)$$

$$X = [\text{HCl}] = 0.23 \text{ M}$$

$$m = M_r \times [\text{HCl}] \times v$$

$$m = 36.5 \times 0.23 \times 1 = 8.4 \text{ g}$$

(ب)

سؤال (12):

A (أ)

E (ج)

B (هـ)

B (ب)

C (د)

سؤال (13):

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 \div [\text{HClO}] \quad (\text{أ})$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 = 0.1 \times 3.5 \times 10^{-8} = 35 \times 10^{-10} \approx 6 \times 10^{-5} \text{M}$$

ب) NO_2^- ج) HCOI د) HCOOK هـ) HNO_2 و) الحمض المرافق للقاعدة $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ وهو $\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$ ز) $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ ح) $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3\text{Cl}$

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 \div [\text{HCOOH}] \quad (\text{ط})$$

$$= 4 \times 10^{-6} \div 3 \times 10^{-2} (4 \div 3) \times 10^{-4}$$

$$[\text{HCOONa}] = n \div v = 0.01 \div 1 = 0.01$$

$$(4 \div 3) \times 10^{-4} = [\text{H}_3\text{O}^+] \times 0.01 \div 3 \times 10^{-2}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 4 \times 10^{-4} \text{M}$$

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

سؤال (14):

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{NO}_2^-] \div [\text{HNO}_2]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 4.5 \times 10^{-4}$$

$$\text{pH} = -\log(4.5 \times 10^{-4}) = 4 - \log 4.5 = 3.35$$

سؤال (15):

1) تزداد

2) تقل

3) تبقى ثابتة

سؤال (16):

أ) HC

ب)

$$K_b = [\text{OH}^-] [\text{HB}^+] \div [\text{B}]$$

$$1 \times 10^{-6} = [\text{OH}^-]^2 \div 1$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-14} \div 1 \times 10^{-3} = 1 \times 10^{-11}$$

$$\text{pH} = -\log(1 \times 10^{-11}) = 11 - \log 1 = 11$$



(زوج مترافق) HC / C^-

(زوج مترافق) HD / D^-

(1)

(2) نحو اليسار

(د) C^-

$$K_b = [\text{OH}^-][\text{HB}^+] \div [\text{B}]$$

$$1 \times 10^{-6} = [\text{OH}^-] 0.5 \div 1$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-14} \div 2 \times 10^{-6} = 5 \times 10^{-9}$$

(هـ)

سؤال (17):

الفرع	1	2	3	4	5	6	7	8
رمز الإجابة	ب	ج	أ	ب	د	ج	ب	ب
الفرع	9	10	11	12	13	14	15	16
رمز الإجابة	د	ج	ج	د	د	ج	د	د

انتهت الوحدة الأولى

المجتهد في الكيمياء
أ. أنس القدومي