

الباب الثاني

نظريات الأحماض والقواعد

بعض التعريفات المهمة

الخواص العامة للأحماض

- 1- طعمها حامض (لاذع)
- 2- تتفاعل مع القواعد وتكون ملحا وماء.
- 3- محلولها المائي يغير لون ورقة عباد الشمس الزرقاء إلى اللون الأحمر.
- 4- ينطلق منها الهيدروجين إذا ما عومل محلولها بعنصر معدني فعال، كعناصر المجموعة الأولى في الجدول الدوري؛ والتي تسمى العناصر القلوية.
- 5- منها السائل كحمض الكبريتيك وحمض النيتريك، ومنها الصلب كحمض البنزويك وحمض الليمون، ومنها الغازي كحمض كلوريد الهيدروجين وحمض بروميد الهيدروجين.
- 6- الروابط التي تسود بين ذرات جزيئات الأحماض وهي حرة روابط تساهمية مشتركة. ولهذا تمتاز الأحماض غالبا بدرجة انصهار ودرجة غليان منخفضتين.

الخواص العامة للقواعد

- 1- ملمسها الدهني.
- 2- طعمها قابض (ومر).
- 3- محليلها تلون ورقة عباد الشمس الأحمر باللون الأزرق.
- 4- تتفاعل مع الأحماض لينتج ملح وماء.
- 5- محاليل القواعد المائية توصل التيار الكهربائي، وتتفاوت شدة التيار، فمنها ما يتأين بنسبة عالية وهي القواعد القوية، مثل: هيدروكسيد الصوديوم، ومنها ما يتأين بنسب ضئيلة وهي القواعد الضعيفة، مثل: محلول النوشادر المائي.

قوى الأحماض والقواعد

عند إذابة حمض (HA) في الماء، يحدث الاتزان التالي:



ويعتبر موضع الاتزان مؤشرا لقوة الحمض المدروس، فبالنسبة لحمض قوي،

مثل: حمض الهيدروكلوريك، نجد أن التفاعل يسرى عمليا حتى النهاية:



أما بالنسبة لحمض ضعيف، مثل: حمض الخليك، فإن الاتجاه الغالب للاتزان تكون في ناحية المواد المتفاعلة:



والحمض الأقوى هو الذى ينتج كمية أكبر من أيون الهيدروجين. أى: هو الحمض الذى يتأين بدرجة أكبر. وثابت التأين للحمض يرمز له بالرمز K_a .

ويمكن التعبير بدالة أخرى للدلالة على قوة الحمض وهى $\text{p}K_a$:

$$\text{p}K_a = -\log K_a \quad (2-4)$$

وكلما كانت قيمة $\text{p}K_a$ موجبة أكثر، كلما صغرت قيمة K_a ، وكلما كان الحمض أضعف، والعكس صحيح. ويقال نفس الكلام تماما عن القواعد.

الأحماض القوية Strong acids

هى تلك الأحماض التى تتأين تأينا تاما فى محلول مائى، حيث يتجه الاتزان كلية نحو اليمين، ويتحول الحمض تماما إلى قاعدته المقترنة، ويؤول تركيز الحمض غير المتفكك [HA] إلى الصفر. وفى هذه الحالة لا توجد حالة اتزان، ولا يوجد ثابت اتزان.

وبالتالى، فإنه لا يمكن تطبيق قانون فعل الكتلة على تفكك الأحماض القوية. ومن أمثلة الأحماض القوية، حمض الهيدروكلوريك، والذى يتفكك طبقا للمعادلة التالية:



القواعد القوية Strong bases

هى القواعد التى تتفكك تفككا تاما فى محاليلها المائية، مثل: هيدروكسيد الصوديوم، والذى يتفكك طبقا للمعادلة التالية:



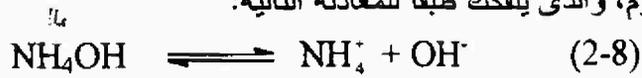
الأحماض الضعيفة Weak acids

هى تلك الأحماض التى تتأين جزئيا فى محاليلها المائية، حيث توجد حالة اتزان. وبالتالى، فإنه يمكن تطبيق قانون فعل الكتلة. مثال ذلك: تفكك حمض الخليك، والذى يمكن تمثيله بالمعادلة التالية:



القواعد الضعيفة Weak bases

هي القواعد التي تتفكك تفككا جزئيا في محاليلها المائية، من: هيدروكسيد الأمونيوم، والذي يتفكك طبقا للمعادلة التالية:



ومن الجدول رقم (2-1)، يتضح أن حمض البيركلوريك (HClO_4) هو أقوى الأحماض وقاعدته المقترنة (أيون البيركلورات ClO_4^-) هي أضعف القواعد.

في حين نجد أن الماء هو أضعف الأحماض، بينما قاعدته المقترنة (OH^-) هي أقوى القواعد.

جدول (2-1): القوى النسبية لبعض الأحماض - القواعد المقترنة

Acid Name اسم الحمض	Acid Formula الصيغة الكيميائية للحمض	Base Formula الصيغة الكيميائية للقاعدة	K_a (25°C) ثابت تآين الحمض
Perchloric	HClO_4	ClO_4^-	α
Hydroiodic	HI	I^-	α
Hydrochloric	HCl	Cl^-	α
Nitric	HNO_3	NO_3^-	α
Sulfuric	H_2SO_4	HSO_4^-	α
Oxalic	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	HC_2O_4^-	5.6×10^{-2}
Sulfurous	H_2SO_3	HSO_3^-	1.7×10^{-2}
Phosphoric	H_3PO_4	H_2PO_4^-	5.9×10^{-3}
Hydrofluoric	HF	F^-	6.7×10^{-4}
Acetic	CH_3COOH	CH_3COO^-	1.8×10^{-5}
Carbonic	H_2CO_3	HCO_3^-	4.5×10^{-7}
Hydrogen sulfide	H_2S	HS^-	1×10^{-7}
Hydrogen sulfite ion	HSO_3^-	SO_3^{2-}	6.2×10^{-8}
Hydrocyanic	HCN	CN^-	7.2×10^{-10}
Ammonium ion	NH_4^+	NH_3	5.6×10^{-10}
Hydrogen carbonate ion	HCO_3^-	CO_3^{2-}	4.7×10^{-11}
Hydrosulfide ion	HS^-	S^{2-}	1×10^{-14}
Water	H_2O	OH^-	1.8×10^{-16}

نظريات الأحماض والقواعد

تصنف العديد من المركبات الكيميائية - طبقاً لخواصها وبدلالة العناصر المكونة لها وتركيبها الجزيئي - إلى أحماض وقواعد.

وقد عرفت الأحماض بأنها تلك المواد التي لها طعم لاذع، وتحمّر ورقة عباد الشمس الزرقاء.

وعرفت القواعد بأنها تلك المواد التي لها طعم قابض، وتزرق ورقة عباد الشمس الحمراء.

والتعريفات السابقة للأحماض والقواعد تعد أبسط التعريفات، حيث توالت بعد ذلك العديد من النظريات التي تعرضت للأحماض والقواعد بتعريفات مختلفة ومتفاوتة.

وسوف نتناول بالدراسة أهم النظريات التي اهتمت بتفسير وتعريف الأحماض والقواعد، ومن أهمها:

1- نظرية لا فوازييه

لاحظ لا فوازييه- خلال دراسته على ما سماه فيما بعد الأكسجين - أن عددا من المواد الحامضية تتكون من اتحاد الأكسجين مع اللافلزات، ومن أمثلة ذلك:



والأكاسيد CO_2 و SO_2 عند ذوبانها في الماء تكون محاليل حامضية.

ولذلك، صنف لا فوازييه الأحماض على أنها تلك المركبات التي تحتوى على الأكسجين في تركيب جزيئاتها.

ولكن استطاع العالم همغرى ديفى فى عام 1808م، أن يوضح من خلال تجارب عملية أن غاز كلوريد الهيدروجين (HCl) يكون حامض الهيدروكلوريك عند ذوبانه فى الماء، وهذا الحامض لا يحتوى على أكسجين. وهكذا كان ذلك أول تعارض يوضح قصور نظرية لا فوازييه.

2- نظرية همفري ديفي:

وفي عام 1816 استطاع العالم همفري ديفي أن يضع تعريفاً جديداً للحمض يتغلب على هذا التعارض. فقد أوضح ديفي أن الهيدروجين وليس الأكسجين هو العنصر المميز لجميع المركبات الحامضية.

وبناء على ذلك يعرف الحمض بأنه المادة التي تحتوى على الهيدروجين. وقد لاقى ذلك الاستنتاج قبولا ووجد توافقا إلى حد ما في ذلك الوقت.

3- نظرية أرهينيوس:

استطاع العالم أرهينيوس في أواخر القرن التاسع عشر الميلادي (في عام 1884) تطوير نظرية تتعلق بتصرف المحاليل الإلكترونية، وهي تتضمن الأحماض والقواعد. وتتلخص نظريته في أنه: عند إذابة الإلكتروليت في الماء، تتأين جزيئات الإلكتروليت إلى أيونات، تتحرك في المحلول وتتقل الكهربية (عند مرورها)، وتجعل ذلك المحلول موصلا للتيار الكهربى.

وقد عرف أرهينيوس الحامض بأنه المركب الذى يتفكك فى المحلول وينتج أيونات الهيدروجين (H^+). وعرف القاعدة بأنها المركب الذى يتفكك فى المحلول وينتج أيونات الهيدروكسيل (OH^-).

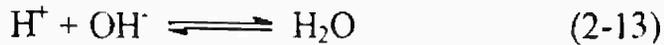
وفى ضوء ذلك، فإنه عند إذابة مادة كلوريد الهيدروجين فى الماء، فإنها تتفكك وتنتج أيونات الهيدروجين، وتسمى تلك المادة بالحامض (حامض الهيدروكلوريك).



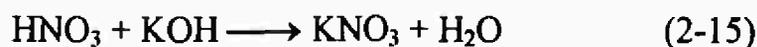
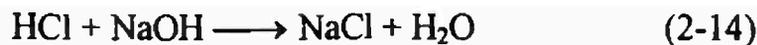
وكذلك، عند إذابة مادة هيدروكسيد الصوديوم فى الماء، فإنها تتفكك وتنتج أيونات الهيدروكسيل، وتسمى تلك المادة بالقاعدة.



وحسب نظرية أرهينيوس، يحدث تفاعل التعادل نتيجة اتحاد أيونات الهيدروجين (H^+) مع أيونات الهيدروكسيل (OH^-) لتكوين الماء، طبقا للمعادلة التالية:



والأمثلة على تفاعلات التعادل (التي يتكون فيها الماء) متعددة، ومنها:



وقد طبق أرهينيوس نظريته، ووجد أن ثابت الاتزان للتفاعل الأيوني هو مقياس مبرار لقوة الحامض. فكلما زاد ثابت الاتزان (ثابت التأيين)، زاد تركيز أيونات الهيدروجين، وزادت قوة الحامض.

فقد وجد - مثلا - أن ثابت تأين حامض النيتروز أكبر 25 مرة من ثابت تأين حامض الخليك، وهذا معناه أن حامض النيتروز أقوى من حامض الخليك.

عيوب نظرية أرهينيوس

وعلى قدر ما استطاعت نظرية أرهينيوس من تقديم العديد من التفسيرات لكثير من العمليات التي تصاحب عمليات الذوبان في الماء، إلا أنها فشلت في تقديم الإجابة للعديد من التساؤلات، ومن أهمها:

1- ان نظرية أرهينيوس محدودة فقط بالمحاليل المائية، أما في حالة المحاليل غير المائية، فإنها لا تقدم أى تفسيرات أو معالجات.

2- هناك مواد كالنوشادر وبعض المركبات النيتروجينية التي لا تحتوي على مجموعات الهيدروكسيل، ولا تنتجها عند ذوبانها في الماء، ولكن عند ذوبانها في الماء تكون محاليل قاعدية.

3- هناك بعض الأملاح التي لا تكون محاليل متعادلة عند إذابتها، ولا تستطيع نظرية أرهينيوس إعطاء تفسير لذلك.

مثال ذلك: ملح خلات الصوديوم (CH_3COONa) وهو لا يحتوى على مجموعة الهيدروكسيل (OH^-)، ولكنه يعطى محلولاً قاعدياً في الماء.

وكذلك ملح كلوريد الأمونيوم (NH_4Cl)، فهو لا يحتوى على أيونات الهيدروجين (H^+)، ولكنه يعطى محلولاً حامضياً في الماء.

4- نظرية برونستيد - لورى:

اقترح العالمان برونستيد ولورى في مطلع القرن العشرين الميلادى (فى عام 1923) مفهوماً للحامض والقاعدة بناء على اكتسابها أو فقدها للبروتون.

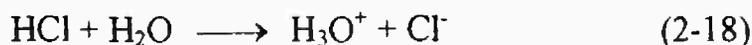
فالحامض هو المادة التي تعطى البروتون (H^+) في المحلول ، والقاعدة هي المادة التي تكتسب البروتون في المحلول. وبالتالي، فإن تفاعل التعادل بين حامض وقاعدة ما هو إلا انتقال للبروتون من الحمض واكتسابه بواسطة القاعدة.

وطبقا لنظرية أرهينيوس، يهمل أى احتمال لمشاركة المذيب فى عملية التفكك:



وحسب نظرية برونستيد- لورى، فإنه يمكن وصف التفاعل طبقا للمعادلة

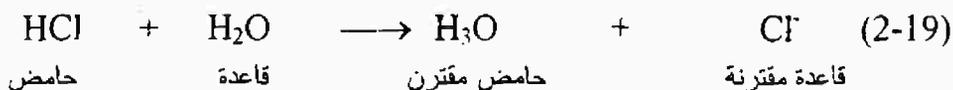
التالية:



وبعبارة أخرى، فإن المحلول المائى لكلوريد الهيدروجين يعتبر حامضا قويا لأن الماء يكتسب البروتون الذى يمنحه (HCl) بسهولة ليكون أيون الهيدرونيوم (H_3O^+). وفى مذيبات أخرى لا يكون انتقال البروتون بهذه السهولة، وفى هذه المذيبات يعتبر محلول HCl حامضا ضعيفا.

وهكذا، وفى المعادلة السابقة، وطبقا لنظرية (برونستيد - لورى) يعتبر (HCl) هو الحامض لأنه يفقد (يمنح) البروتون، فى حين يعتبر الماء هو القاعدة لأنه يكتسب البروتون (H^+).

ونتيجة لتفاعل (HCl) مع (H_2O) يتكون حامض جديد يسمى بالحامض المقترن وقاعدة جديدة تسمى القاعدة المقترنة. ولكل حمض وقاعدة مقابلهما المقترن، حسب نظرية برونستيد ولورى. وكمثال لذلك:



(يمكن أن يكتسب البروتون) (يمكن أن يعطى بروتون) (اكتسب البروتون) (فقد البروتون)

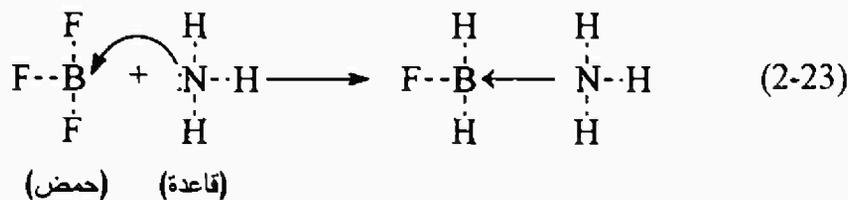
وفى ضوء نظرية برونستيد- لورى، أمكن تفسير تفكك الماء على اعتبار أن جزيئات الماء امفوتيرية (بعضها يتصرف كحامض والبعض الآخر يتصرف كقاعدة).

ويمكن ترتيب الأحماض حسب قوتها الحامضية طبقا للترتيب التنازلي التالي:
 $\text{HClO}_4 > \text{HCl} > \text{HNO}_3 > \text{H}_3\text{O}^+ > \text{H}_3\text{PO}_4 > \text{CH}_3\text{COOH} >$
 $\text{H}_2\text{CO}_3 > \text{H}_2\text{S} > \text{NH}_4^+ > \text{HCN} > \text{HCO}_3^- > \text{HS}^- > \text{H}_2\text{O}$

5- نظرية لويس:

لقد عالج العالم لويس موضوع الحمض والقاعدة بطريقة تختلف تماما عن تلك التي اتبعها ارهينيوس أو برونستيد - لورى.
 فهو اعطى تعريفات جديدة تعتمد على المشاركة بزواج من الإلكترونات الحرة بدلا من البرتون.

فالقاعدة هي الجزيئات أو الأيونات التي لها القدرة على منح زوج من الإلكترونات الحرة لتكوين رابطة تساهمية مع جزيئات أخرى تسمى الحمض.
 فالحمض هو المادة التي يمكن أن تستقبل زوجا من الإلكترونات (من أى قاعدة) وتكون معها رابطة تساهمية. (أى ان الالكترنين المكونين للرابطة التساهمية فى هذه الحالة تشارك بهما مادة أو أيون دون الآخر)
 ويمكن أن يتفاعل غاز الأمونيا مع ثلاثى فلوريد البورون، طبقا لنظرية لويس على النحو التالي:

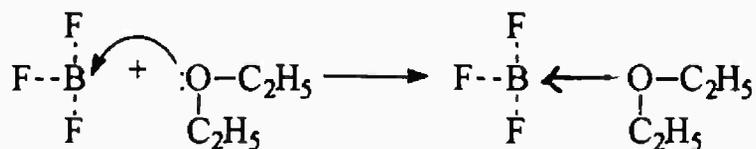


والنوشادر فى هذا التفاعل هي القاعدة لأنها هي التي تساهم (تمنح) زوج الإلكترونات المكون للرابطة، فى حين أن ثلاثى فلوريد البورون هو الذى يمكنه أن يستقبل زوج الإلكترونات وتكوين الرابطة التساهمية بينه وبين النوشادر.
 أحماض وقواعد لويس:

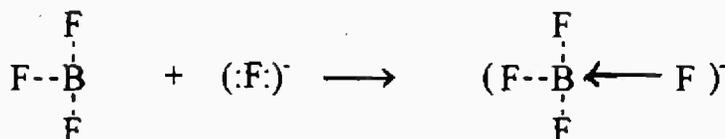
وبصفة عامة، فإن جميع قواعد (لويس) يوجد بينها خاصية رئيسية مشتركة، وهي امتلاكها لزوج أو أكثر من الإلكترونات الحرة (غير المرتبطة)، وأن أحماض

(لويس) بينها خاصية مشتركة وهي أنها جميعها لديها مداد جزئى يستطيع أن يكتسب زوج من الإلكترونات.

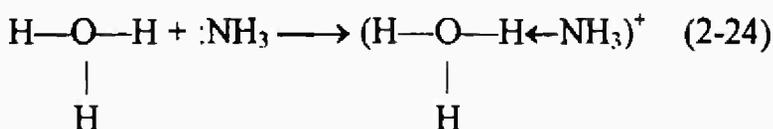
والتفاعلات التالية تمثل تفاعلات حامض وقاعدة، حسب نظرية لويس:



ثلاثى فلوريد البورون
(حمض)
ثنائى ايثيل الإيثر
(قاعدة)



ثلاثى فلوريد البورون
+
أيون الفلوريد
أيون رباعى فلوريد البورون



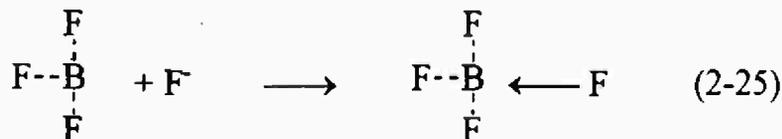
أيون الهيدرونيوم
الأمونيا
أيون الأمونيوم

شمولية نظرية لويس:

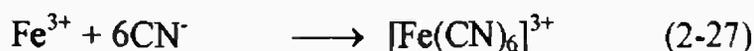
استخدم لويس مفهوما أعم بالنسبة للحمض، حيث اعتبره المادة التى لها القدرة على استقبال الإلكترونات من القاعدة وتكوين الرابطة التناسقية. ويلاحظ أن لويس استخدم زوج الإلكترونات بدلا من استخدام البروتون لتكوين الرابطة التساهمية (التي تعرف فى هذه الحالة بالرابطة التناسقية). وهكذا، اتسع تعريف لويس للحمض مما أضاف عددا من المركبات الأخرى التى تعد أحماض لويس.

الأنواع الكيميائية التي يمكن اعتبارها أحماض لويس:

1- الجزيئات والذرات التي لها تركيب ثماني غير مكتمل، كما في ذرة البورون في جزيئ ثلاثي فلوريد البورون، وذرة الكبريت.



2- بعض الكاتيونات البسيطة، يمكنها القيام بوظيفة حمض لويس، مثل:



3- بعض ذرات الفلزات (العناصر) التي يمكن أن تعمل كأحماض لويس، ومن أمثلتها:



4- مركبات ذرات مركزية قادرة على تمدد غلاف تكافؤها بأكثر من التركيب الثماني المعروف، وتعتبر هذه المركبات أحماض لويس، مثال:



ملخص لأهم النظريات التي عرفت الحمض والقاعدة

1- نظرية أرهينيوس:

تعرف بـ "نظرية التحلل الإلكتروليتي"

وأهم فروض هذه النظرية:

1- الإلكتروليت يتفكك في المحلول المائي إلى أيونات

2- المركب الذي ينتج أيونات (H^+) في المحلول المائي يسمى "الحمض"، والمركب

الذي ينتج أيونات (OH^-) في المحلول المائي يسمى القاعدة.

3- قوة الحمض أو القاعدة تعتمد على درجة التفكك. فالحمض القوي هو الذي يتفكك

تماما في المحلول المائي. وكذلك القاعدة القوية.

2- نظرية برونستيد- لورى:

الحمض: هو المادة التى يمكنها أن تعطى البروتون.

القاعدة: المادة التى يمكنها أن تستقبل ذلك البروتون.

ومن خلال تعريف هذه النظرية للحمض والقاعدة، نجد أنه عندما يفقد الحمض بروتونه، فإنه نفسه يصبح قاعدة، كما أن القاعدة التى تكتسب ذلك البروتون تصبح حمضا.

وهكذا، نجد أن لكل حمض القاعدة المقترنة معه، وكل قاعدة لها الحمض المقترن معها.



وقد أوضح تعريف برونستيد بطريقة مباشرة العلاقة العكسية التى تربط بين قوة حمض ما وقاعدته المقترنة.

مثال:

ففى حمض البيركلوريك HClO_4 القوى تكون قاعدته المقترنة ClO_4^{-} ضعيفة، بينما حمض الخليك الضعيف، تكون قاعدته المقترنة $\text{CH}_3\text{COO}^{-}$ قوية.

3- نظرية لويس:

تنص نظرية لويس على أن تفاعل حمض - قاعدة يؤدي إلى تكوين رابطة تناسقية.

وتعرف هذه النظرية الحمض والقاعدة على النحو التالى:

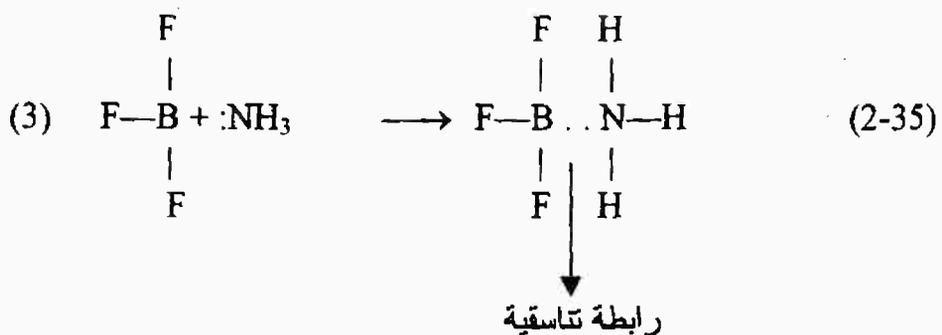
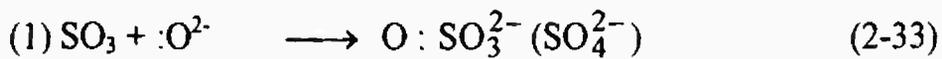
الحمض:

هو تلك المادة (جزئ أو شق أو أيون) التى يمكنها إستقبال زوجا من الإلكترونات الذى تقدمه القاعدة والاشترك فيها.

القاعدة:

هي تلك المادة التي يمكنها أن تعطي زوجا من الإلكترونات وتشارك فيها.

أمثلة:



بعض العلاقات المهمة

حساب تركيز أيون الهيدروجين

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{pK}_b + \frac{1}{2} \log C$$

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

تعيين درجة التحلل:

توجد علاقات تربط درجة التحلل والحاصل الأيوني للماء، وثابت التفكك للحمض الضعيف أو القاعدة الضعيفة للملح. ويمكن تلخيص هذه العلاقات على النحو التالي:

أ- في حالة الكتروليت (يتحلل إلى حمض قوى وقاعدة ضعيفة)

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_w}{K_b \cdot C}}$$

حيث α درجة التحلل و K_w = الحاصل الأيوني للماء
 K_b ثابت التفكك للقاعدة و C = تركيز المحلول.

ب- في حالة الكتروليت (يتحلل إلى حمض ضعيف وقاعدة قوية)

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_w}{K_a \cdot C}}$$

حيث: K_a ثابت التفكك للحمض.

ج- في حالة الكتروليت (يتحلل إلى حمض ضعيف وقاعدة ضعيفة)

$$\frac{\alpha^2}{1-\alpha^2} = \sqrt{\frac{K_w}{K_a \cdot K_b}}$$

أمثلة محلولة

(1) احسب قيمة الأس الهيدروجيني لمحلول تركيزه (0.15 mol) من كلوريد الأمونيوم، علما بأن ثابت التفكك هو (1.8×10^{-5}) .

الحل:

في هذه الحالة، نستخدم العلاقة التالية:

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{pK}_b + \frac{1}{2} \log C$$

ومن المعطيات، نجد أن

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

$$\text{pK}_b = -\log K_b = -\log 1.8 \times 10^{-5} = 4.745$$

$$C = 0.15, \quad \log C = \log 0.15 = -0.8239$$

وبالتعويض عن تلك القيم في المعادلة السابقة، نجد أن:

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2}(4.745) + \frac{1}{2}(-0.8239)$$

$$\text{pH} = 7 + 2.3725 - 0.41195$$

$$\text{pH} = 7 - 1.96055$$

$$\text{pH} = 5.039$$

(2) احسب درجة التحلل لكلوريد الأمونيوم في محلول تركيزه (0.01 mol)، علما بأن الحاصل الأيوني للماء يساوى 10^{-14} ، وثابت التفكك للقاعدة $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$.

الحل:

كلوريد الأمونيوم عندما يتحلل يعطى قاعدة ضعيفة وحمض قوى. وفي هذه

الحالة نستخدم العلاقة التالية:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_w}{K_b \times C}}$$

حيث α هي درجة التحلل

K_w الحاصل الأيوني للماء

K_b ثابت التفكك للقاعدة

C تركيز المحلول

ومن المعطيات، نجد أن

$$K_w = 10^{-14}, \quad K_b = 1.8 \times 10^{-5}, \quad C = 0.01 \text{ mol}, \quad \alpha = ?$$

ولتعيين "α" نعوض عن تلك القيم في المعادلة السابقة:

$$\alpha = \sqrt{\frac{10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5} \times 0.01}} = \sqrt{\frac{10^{-14}}{1.8 \times 10^{-7}}}$$

$$\alpha = \sqrt{0.5555 \times 10^{-7}}$$

$$\alpha = 2.357 \times 10^{-4}$$

(3) احسب النسبة المئوية لتحلل سيانيد الصوديوم في محلول عياري (N/80)، علماً بأن ثابت التفكك السيانيد الصوديوم هو (1.3×10^{-5}) والحاصل الأيوني للماء هو 10^{-14} .

الحل:

سيانيد الصوديوم عندما يتحلل يعطي حمض ضعيف وقاعدة قوية.

وفي هذه الحالة نستخدم العلاقة التالية:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_w}{K_a \times C}}$$

حيث α درجة التحلل و K_w الحاصل الأيوني للماء

K_a ثابت التفكك للحمض، C تركيز المحلول

ومن المعطيات، نجد أن:

$$K_w = 10^{-14}, \quad K_a = 1.3 \times 10^{-5}, \quad C = 1/80 \text{ mol}, \quad \alpha = ?$$

ولتعيين "α" نعوض عن تلك القيم في المعادلة السابقة:

$$\alpha = \sqrt{\frac{10^{-14} \times 80}{1.3 \times 10^{-3} \times 1}}$$

$$\alpha = \sqrt{61.53846 \times 10^{-5}}$$

$$\alpha = 0.0248$$

$$\alpha = 2.48 \times 10^{-2}$$

(4) احسب درجة التحلل لخلات الأمونيوم لو علم أن ثابت التفكك لهيدروكسيد الأمونيوم هو 1.8×10^{-5} ، ولحمض الخليك هو (1.8×10^{-5}) ، علماً بأن الحاصل الأيوني للماء هو 10^{-14} .

الحل:

خلات الأمونيوم تتحلل إلى حمض ضعيف وقاعدة ضعيفة، طبقاً للمعادلة:



وفي هذه الحالة نستخدم العلاقة التالية:

$$\frac{\alpha^2}{(1-\alpha)^2} = \sqrt{\frac{K_w}{K_A \times K_B}}$$

حيث α درجة التحلل و K_a ثابت التفكك للحمض

K_w الحاصل الأيوني للماء و K_b ثابت التفكك للقاعدة

ومن المعطيات، نجد أن:

$$K_w = 10^{-14}, \quad K_a = 1.8 \times 10^{-5}, \quad K_b = 1.8 \times 10^{-5}, \quad \alpha = ?$$

ولتعيين "α" نعوض عن تلك القيم في المعادلة السابقة:

$$\frac{\alpha^2}{(1-\alpha)^2} = \sqrt{\frac{10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5} \times 1.8 \times 10^{-5}}} = \sqrt{\frac{10^{-4}}{1.8 \times 1.8}}$$

$$\frac{\alpha}{1-\alpha} = \frac{10^{-2}}{1.8} = \frac{1}{180}$$

$$\therefore 180\alpha = 1 - \alpha$$

$$180\alpha + \alpha = 1, \quad 181\alpha = 1$$

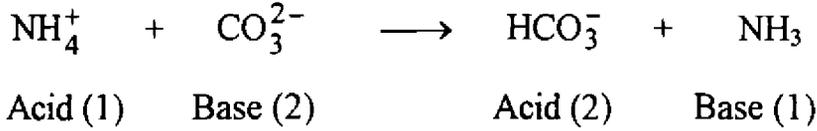
$$\alpha = 1/181$$

$$\alpha = 5.52 \times 10^{-3}$$

(5) بالاستعانة بالجدول رقم (2-1)، وضح إلى أى مدى يسير التفاعل الحادث بين أيون NH_4^+ (الحمض) وأيون الكربونات CO_3^{2-} (القاعدة).

الحل:

التفاعل الحادث يمكن تمثيله كما يلي:



بالاستعانة بالجدول (2-1)، يتضح أن (NH_4^+) حمض أقوى من HCO_3^- ، كما أن CO_3^{2-} قاعدة أقوى من NH_3 . وعلى ذلك، فإن تفاعل كل من الحمض القوي (NH_4^+) والقاعدة القوية (CO_3^{2-}) سوف يسرى بمعدل أكبر من تفاعل كل من الحمض الضعيف HCO_3^- والقاعدة الضعيفة NH_3 ، والذي يمكن تمثيله كما يلي:



وكما هو موضح في المعادلة أنه يمكن استخدام سهمين مختلفي الطول للتعبير عن أن التفاعل يسير في اتجاه السهم الأطول بمدى أكبر من اتجاه السهم الأصغر. أي أن التفاعل يسير في الاتجاه الطردى في هذه الحالة بدرجة أكبر من الاتجاه العكسى.

أسئلة ومسائل عامة

(1) فى ضوء نظرية لويس، وضح أى من هذه الأنواع الكيميائية يعتبر حمض وأيها يعتبر قاعدة:



(2) قارن بين النظريات الثلاث: أرهينوس، برونستيد، لويس، من حيث تعريف كل من الحمض والقاعدة. ثم وضح أى هذه التعريفات أكثر شمولاً.

(3) بالاستعانة بالجدول (1)، وضح إلى أى مدى يسير هذا التفاعل:



(4) بالاستعانة بالجدول (1)، وضح إلى أى مدى يسير التفاعل:



(5) يعتبر حمض البيركلوريك (HClO_4) أقوى الأحماض وقاعدته المقترنة هي أقوى القواعد. كيف تفسر ذلك.

(6) وضح مايلى:

أ- الحمض القوى تكون قاعدته المقترنة ضعيفة.

ب- الحمض الضعيف تكون قاعدته المقترنة قوية

(7) ماهى الأنواع الكيميائية المختلفة التى يمكن اعتبارها أحماض فى مفهوم لويس (أحماض لويس).

(8) ماهى قيمة (pH) لمحلول من حمض الفورميك (H.COOH) الذى يحتوى على واحد مول من حمض فى محلول حجمه (10 L)، إذا كانت قيمة $\text{pK}_a = 3.75$.

(9) محلول مائى لحمض HX تركيزه (0.015 mol/L)، فإذا كان قيمة ثابت تفكك الحمض هي ($\text{K}_a = 4.5 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$) احسب قيمة pH للمحلول.