

الباب العاشر

الأحماض والقواعد
Acids and Bases

الباب العاشر

الأحماض والقواعد

Acids and Bases

مقدمة .

تأين وتعريف الأحماض والقواعد .

تعريف بروستد للأحماض والقواعد .

تعريف لويس للأحماض والقواعد .

الرقم الهيدروجيني pH لمحاليل الأحماض والقواعد .

الرقم الهيدروجيني لحمض قوى مع قاعدة قوية .

الرقم الهيدروجيني لحمض قوى مع قاعدة ضعيفة .

الرقم الهيدروجيني لحمض ضعيف مع قاعدة قوية .

الرقم الهيدروجيني لحمض ضعيف مع قاعدة ضعيفة .

أمثلة محلولة .

الأسئلة .

الأحماض والقواعد Acids and Bases

مقدمة:

لقد عرف قديماً أن الأحماض لها طعم حمضى وتغير لون الصبغات النباتية من الأزرق إلى اللون الأحمر . ولها القدرة على إذابة كثير من المواد . أما القواعد فلها طعم مر لاذع ، وتغير لون الصبغات النباتية من الأحمر إلى اللون الأصفر . كما أن التفاعل بين الحمض والقاعدة يؤدي إلى تعادل صفاتهما معاً ويتكون ملح .

وقديماً تمكن لافوازية من إثبات أن صفة الحموضة تعود إلى وجود عنصر الأكسجين (حيث أن كلمة أوكسجين باللاتينية تعنى مولد الحموضة) . وعلى ذلك فإن الأحماض مركبات ثنائية العنصر والأكسجين أحد عنصريها . والعنصر الآخر هو جذر الحمض أى أن حمض الكبريتيك يتكون من الكبريت كجذر الحمض والأكسجين وهو مولد الحموضة . ولقد عرفت بعد ذلك أحماض لا يشترك الأكسجين فى تركيبها مثل حمض الهيدروكلوريك . واكتشف ديفى أن العنصر الذى يشترك فى تركيب جميع الأحماض هو عنصر الهيدروجين وليس الأكسجين . واهتم البحث بعد ذلك فى طبيعة الهيدروجين الموجود بالحمض . وأوضح أرهينوس بعد ذلك بناءً على نتائج التحليل الكهربى . أن الأحماض والقواعد مركبات الكترولينية . حيث أن الحمض يتحلل فى محلول مائى مكوناً أيونات الهيدروجين ، أما القاعدة فتعطي أيونات الهيدروكسيل مثل تحلل حمض الهيدروكلوريك كما يلى :



ويكون محلوله ذو تأثير حامضى . بينما عند إذابة هيدروكسد الصوديوم فى الماء يكون ذو تأثير قلوئى كما يلى :

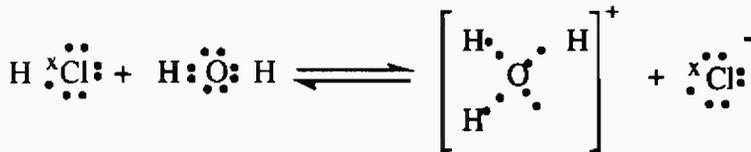


ثم أوضح أرهينوس بعد ذلك الفرق بين حمض قوى وحمض ضعيف حيث أن الحمض القوي هو الذى يتأين كاملا فى المحلول المائى والحمض الضعيف يتأين جزئياً فى المحلول المائى . وهكذا القواعد .

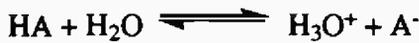
ويتبين مما سبق أن نظرية أرهينوس حددت الأحماض والقواعد فى مجال محاليلها المائية فقط . وعلى ذلك فإن هيدروكسيد الصوديوم وهيدروكسيد البوتاسيوم من المركبات الأيونية ولكنها لا تعتبر قواعد إلا عندما تذوب فى الماء وتتكون أيونات الهيدروكسيل OH^- .

تأين وتعريف الأحماض والقواعد :

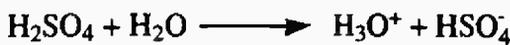
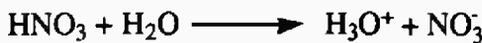
من المعلوم أن أيون الهيدروجين لا يستطيع البقاء على حالته الأيونية فى المحلول لفترة طويلة . ولكن يتحدد دائما مع جزيئات الماء وعلى ذلك يكون التفاعل الكلى كما يلى :



والأيون الموجب الناتج يسمى أيون الهيدرونيوم . أى أن الحمض يتأين فى المحلول المائى كما يلى :



والأمثلة على ذلك :



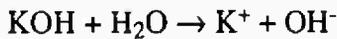
والأمثلة السابقة تبين التفاعل الكلي مع الماء لذلك . فإن هذه الأحماض هي أحماض قوية في الماء . أما الأحماض الضعيفة تتفاعل جزئياً مع الماء مثل حمض الأستيك وحمض الهيدروسيانيك



والجدول التالي يبين بعض الأحماض وتركيز أيون الهيدرونيوم في محاليلها المائية .

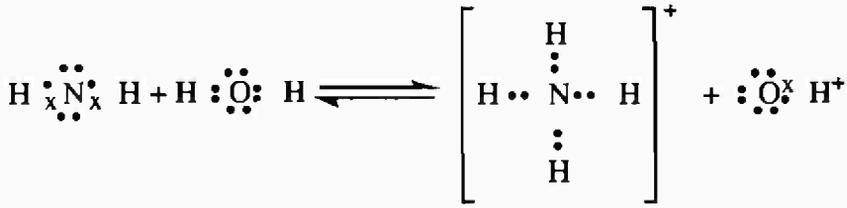
عدد أيونات H_3O^+ (الناتجة في محلول 0.01)	القوة	الرمز	الحمض
1.2×10^6	قوى	H_2SO_4	حمض الكبريتيك
9.2×10^5	قوى	HNO_3	حمض النيتريك
9.2×10^5	قوى	HCl	حمض الهيدروكلوريك
2.7×10^5	متوسط	H_3PO_4	حمض الفوسفوريك
أقل من واحد	ضعيف	H_3BO_3	حمض البوريك
أقل من واحد	ضعيف	HCN	حمض الهيدروسيانيك

أما القواعد فهي قواعد قوية مثل هيدروكسيدات المعادن مثل هيدروكسيد الصوديوم NaOH وهيدروكسيد الباريوم Ba(OH)_2 . حيث تتحلل كلياً كما يلي :



أما القواعد الضعيفة مثل الأمونيا فإنها تتفاعل جزئياً مع الماء كما يلي :





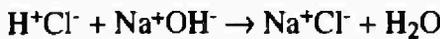
تعريف بروستد - لوري للأحماض والقواعد :

الحمض هو المادة التي تستطيع أن تهب بروتوناً والقاعدة كل مادة تستطيع أن تتقبل بروتوناً . وعلى ذلك فعند إذابة غاز الأمونيا في الماء يهب جزئ الماء وهو الحامض أحد بروتوناته إلى الأمونيا وهي القاعدة كما يلي :

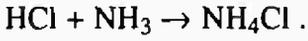
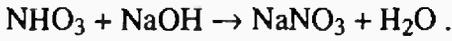
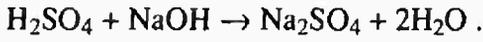


وعند تطبيق نظرية بروستد - لوري على كلوريد الهيدروجين . فنجد أن الرابطة بين ذرتي الكلور والهيدروجين قطبية . بمعنى أن زوج الإلكترونات أقرب إلى ذرة الكلور منه إلى ذرة الهيدروجين . ولذلك عند ذوبان كلوريد الهيدروجين في الماء . ينتج أيون الهيدروجين الموجب أي البروتون H^+ نتيجة لتركة زوج الإلكترونات على ذرة الكلور التي تتحول إلى أيون سالب Cl^- . وبذلك فإن حمض الهيدروكلوريك له المقدرة على منح بروتون H^+ الذي نستقبله الماء كقاعدة .

وعندما ننظر إلى هيدروكسيد الصوديوم كقاعدة معروفة نجد أنها تحتوى على أيونات الصوديوم الموجبه وأيونات الهيدروكسيل السالبة وحيث أن أيون هيدروكسيل القاعدة له القدرة على أخذ البروتونات . وعند تفاعل حمض مع قاعدة نحصل على ملح وماء كما يلي :



وهاك أمثلة كثيرة على تفاعل الأحماض مع القواعد كما يلي :

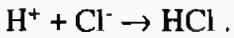
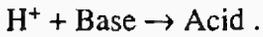


وعندما يفقد الحمض بروتونا تتكون القاعدة المرادفة لهذا الحمض



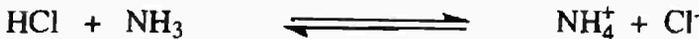
أى أن أيون الكلور هو القاعدة المرادفة لحمض الهيدروكلوريك وعندما تتقبل القاعدة بروتوناً

يتكون الحمض المرادف لهذه القاعدة



والأمثلة التالية تدل على الأزواج المرادفة من حامض وقاعدة

القاعدة الأولى + الحامض الثانى \rightleftharpoons القاعدة الثانية + الحامض الأول

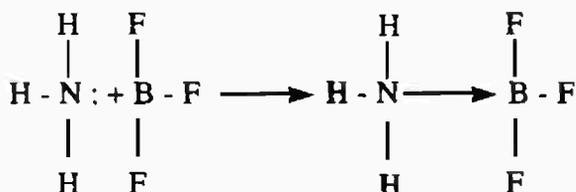


تعريف لويس للأحماض والقواعد

عرف لويس الحامض هو كل مادة تستطيع أن تتقبل زوج من الإلكترونات لتكون رابطة ، والقاعدة هي كل مادة تستطيع أن تهب زوجاً من الإلكترونات لتكون رابطة تساهمية . وبذلك فالبرتون هو حامض من أحماض لويس لأنه يستطيع أن يتقبل زوجاً من الإلكترونات من قاعدة تستطيع أن تهب هذا الزوج من الإلكترونات له . وأيضاً فإن أيون الهيدروكسيل هو القاعدة لأنه يعطى زوجاً من الإلكترونات للبرتون ومثال على ذلك :

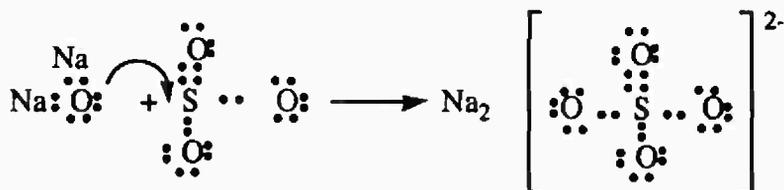


ومثال آخر تفاعل ثالث فلوريد البورون مع الأمونيا



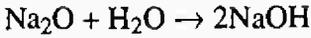
وفي هذا المثال نجد أن أن ثالث فلوريد البورون هو الحامض والأمونيا هي القاعدة حسب تعريف لويس .

ولو نظرنا إلى تفاعل أكاسيد الفلزات مع أكاسيد اللافلزات . نجد أن أكسيد الفلز يكون بمثابة قاعدة لويس مثل أكسيد الصوديوم Na_2O بينما يكون أكسيد اللافلز هو حامض لويس مثل ثالث أكسيد الكبريت كما يلي :

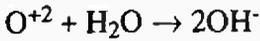


ويرجع أهمية هذه التفاعلات مثل أكسيد الكالسيوم وثاني أكسيد الكبريت وثالث أكسيد الكبريت في إزالة أكاسيد الكبريت الناتجة عن حرق الوقود الذي يحتوي على كمية كبيرة من الكبريت . وكذلك التفاعل بين ثاني أكسيد الكربون مع هيدروكسيد الليثيوم يستخدم في سفن الفضاء لإزالة ثاني أكسيد الكربون الناتج عن تنفس الرواد ويستخدم هيدروكسيد الليثيوم نظراً لصغر وزنه الجزيئي حيث تتحد كمية صغيرة منه مع كمية كبيرة جداً من ثاني أكسيد الكربون لتنتج بيكربونات الليثيوم .

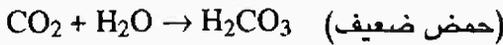
ومن المعلوم أن أكاسيد الفلزان لها خواص قاعدته حيث تسمى بالقواعد اللامائية مثل CaO و SrO و BaO و Na₂O و K₂O حيث تتحد مع الماء لنحصل على القاعدة كما يلي :



ولتفسير قاعدية هذه الأكاسيد نجد أنها مواد أيونية مثل Na₂O يحتوى على أيون الصوديوم وأيون الأكسجين . وعند ذوبانه في الماء يتفاعل أيون الأكسجين مع الماء ليكون أيون الهيدروكسيد كما يلي :



وبالنسبة لأكاسيد اللافلزات فإن لها خواص حامضية حيث تسمى بالأحماض اللامائية كما يلي :



الرقم الهيدروجيني pH لمحاليل الأحماض والقواعد

عند تفاعل الأحماض والقواعد ينتج أملاح وهذه الأملاح جميعها مواد كتروليتية قوية تامة التآين وسوف نناقش هنا أربع حالات :

أ - تفاعل حمض قوى مع قاعدة قوية :

مثل تفاعل حمض الهيدروكلوريك مع هيدروكسيد الصوديوم فنجد في المحلول أربع أيونات هي H^+ و Cl^- و OH^- و Na^+ ويمكن لهذه الأيونات أن تتحد مع بعضها على الصور الآتية :



وهذا غير ممكن لأن كلوريد الصوديوم الكتروليت قوى . أى أنه يوجد فى الحالة الأيونية سواء صلبا أو فى المحلول المائى .



وهذا التفاعل ممكن طبقا للحاصل الأيونى للماء



وهذا غير ممكن لأن حامض الهيدروكلوريك حمض قوى وتام التأين فى المحلول المائى



وهذا غير ممكن لأن هيدروكسيد الصوديوم قاعدة قوية وتامة التأين فى المحلول المائى .

ونتيجة لذلك يوجد أعداد متساوية من أيونات كل من الهيدروجين والهيدروكسيد ويصبح المحلول متعادل لأن كلوريد الصوديوم الناتج من تفاعل حمض قوى وقاعدة قوية لا تتحلل مائيا .

وهكذا يحدث التعادل ويكون الرقم الهيدروجينى مساويا 7 .

ب - تفاعل حمض قوى مع قاعدة ضعيفة :

مثل تفاعل حمض الهيدروكلوريك مع هيدروكسيد الأمونيوم . حيث يوجد بالمحلول أيونات NH_4^+ و H^+ و Cl^- و OH^- ويكون احتمالات الإتحادات الأيونية فى هذه الحالة هى :



وهذا غير ممكن لأن كلوريد الأمونيوم الكتروليت قوى ومادة أيونية فى حالته الصلبة أو فى المحلول المائى .



وهذا التفاعل ممكن طبقا الحاصل الأيونى للماء



وهذا التفاعل غير ممكن كما سبق وذكرنا .



وهذا التفاعل ممكن حيث أن هيدروكسيد الأمونيوم قاعدة ضعيفة وغير تامة التاين وبهذا تزال أيونات OH^- من المحلول على هيئة هيدروكسيد الأمونيوم الغير متاين وتأتى كمية من الماء إضافية لتعويض النقص فى OH^- حتى تحافظ على ثبات الحاصل الأيونى للماء .

ومن ذلك يتضح وجود زيادة بين أيونات الهيدروجين أكثر من أيونات الهيدروكسيد وكذلك فالمحلول يكون له تأثير حامض ويكون الرقم الهيدروجينى أقل من 7 .

ج - تفاعل حمض ضعيف مع قاعدة قوية :

مثل تفاعل حامض الخليك وهيدروكسيد الصوديوم . حيث يوجد بالمحلول أيونات H^+ و

CH_3COO^- و Na^+ و OH^- . وهنا نجد أن أيونات الصوديوم لا تتحد مع أيونات كل بين OH^- و CH_3COO^- حيث يتكون خلات الصوديوم وهو الكتروليت قوى ويتكون هيدروكسيد الصوديوم وهى قاعدة قوية وكلاهما تام التأين فى المحلول . وعلى ذلك فيتكون الماء H_2O وحمض الخليك $\text{CH}_3 \cdot \text{COOH}$ وهو حامض ضعيف وغير تام التأين . ولذلك فإن أيونات H^+ تزال من المحلول المشترك فى تكوين حمض الخليك بالصورة الغير متأينة ويأتى الماء لتعويض النقص فى أيونات H^+ وبالتالي يتحلل الملح الناتج عن التعادل ويكون هنا زيادة من أيونات OH^- ولذلك يكون المحلول له تأثير قاعدى ويكون الرقم الهيدروجينى أكبر من 7 .

د - تفاعل حمض ضعيف مع قاعدة ضعيفة :

مثل تفاعل حمض الخليك وهيدروكسيد الأمونيوم . حيث يوجد بالمحلول أيونات H^+ و CH_3COO^- و NH_4^+ و OH^- ، وهنا نجد أن إتحاد أيون الأمونيوم مع أيونات الأستيات لا يمكن لأنه يؤدي إلى تكوين ملح تام التأين وهو $\text{CH}_3 \cdot \text{COONH}_4$. إستيات الأمونيوم ولكن تحدث إتحادات كلا من H^+ و OH^- وبين NH_4^+ و OH^- وبين NH_4^+ و CH_3COO^- حيث يتكون الماء وقاعدة ضعيفة وحامض ضعيف . وفى هذه الحالة تزال OH^- من المحلول لتكوينها قاعدة ضعيفة NH_4OH . كما تزال أيونات H^+ لتكوينها حمض ضعيف $\text{CH}_3 \cdot \text{COOH}$. وبالتالي فالمحلول يحتوى مع أعداد متساوية من H^+ و OH^- مما يجعل تأثيره متعادلا ويكون الرقم الهيدروجينى 7 .

أمثلة محلولة

مثال (1) :

عند درجة 25°م في الماء المشبع بغاز كبريتيد الهيدروجين . وجد أن قابلية ذوبان H_2S في الماء عند هذه الدرجة تساوى 0.1 مولر تقريباً . علماً بأن $K_1 = 1.3 \times 10^{-7}$ و $K_2 = 1 \times 10^{-13}$.
احسب تركيز أيونات H^+ ، OH^- ، HS^- ، S^{--} .

الحل



$$K_1 = \frac{[H^+][HS^-]}{[H_2S]} = 1.3 \times 10^{-7}$$



$$K_2 = \frac{[H^+][S^{--}]}{[HS^-]} = 1 \times 10^{-13}$$

$$K_1 K_2 \times \frac{[H^+][S^{--}]}{[HS^-]} = 1.3 \times 10^{-20}$$

$$\therefore [H^+] = [HS^-]$$

من ملاحظة قيم ثابت التأيّن نجد أن أيونات الهيدروجين كلها تقريباً تأتي من خطوة التأيّن الأولى وإنها تحدث إلى مدى أبعد بكثير من التأيّن الثانى

$$\therefore \frac{[H^+]^2}{0.1} = 1.3 \times 10^{-7}$$

$$[H^+] = 1.1 \times 10^{-4} \text{ مول / لتر}$$

$$\therefore K_w = [H^+] [OH^-]$$

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.1 \times 10^{-4}} = 9.1 \times 10^{-11} \text{ مول / لتر}$$

$$\therefore [H^+] = [HS^-] = 1.1 \times 10^{-4} \text{ لتر / مول}$$

$$\therefore K_2 = 1 \times 10^{-13} = \frac{1.1 \times 10^{-4} [S^{2-}]}{1.1 \times 10^{-4}} = 1 \times 10^{-13} \text{ مول / لتر}$$

مثال (٢) :

إحسب التركيز المولارى لحمض الخليك الذى يتحلل بنسبة % 1.34 عند 25° م . علماً بأن ثابت التحلل يساوى 108×10^{-5}

الحل

نفرض أن التركيز المولارى لحمض الخليك هو X

$$\therefore [H^+] = [CH_3 \cdot COO^-] = 0.0134 X$$

ويكون تركيز حمض الخليك المتبقى فى المحلول هو :

$$[CH_3 \cdot COOH] = X - 0.0134 X$$

$$\therefore 1.8 \times 10^{-5} = \frac{0.0134 \times X \times 0.0134 X}{X - 0.0134 X}$$

ونظراً لصغر الكمية $0.0134 X$ فى المقام بالنسبة لـ X

$$\therefore 1.8 \times 10^{-5} = \frac{(0.0134)^2}{X}$$

وهذا هو تركيز حمض الخليك $X = 0.1 M$

مثال (٣) :

إحسب قيمة pH لحلول من ٥٥ سم^٣ من هيدروكسيد الصوديوم بتركيز 0.5 مولر مع 300 سم^٣ النيتروز تركيز 0.7 مولر . علما بأن ثابت التحلل لحمض النيتروز يساوي 4.5×10^{-4} .

الحل



$$0.2 \times 0.5 = 0.1 \quad \text{عدد مولات OH}^-$$

$$0.3 \times 0.7 = 0.21 \quad \text{عدد مولات HNO}_2$$



$$1.0 + 0.21 \quad 0 \quad \text{التركيز الابتدائي}$$

$$0.21 - 0.1 \quad 0.1 \quad \text{التركيز عند الإتزان}$$

ويكون تركيز كلا من HNO_2 و NO_2^- بعد المزج

$$[\text{HNO}_2] = \frac{0.21 - 0.1}{0.5} = 0.22 \text{ M}$$

$$[\text{NO}_2^-] = \frac{0.1}{0.5} = 0.2 \text{ M}$$

وبما أن حمض النيتروز حمض ضعيف وأن التركيز يجب أن يكون أقل مما سبق أما تركيز NO_2^- فيجب أن يكون أعلى مما سبق .



$$0.22 \quad 0 \quad 0 \quad \text{التركيز الإبتدائي}$$

$$0.22 - X \quad X \quad X \quad \text{التركيز عند الإتزان}$$

$$[\text{NO}_2^-] = 0.2 + X \quad , \quad [\text{NHO}_2] = 0.22 - X \quad , \quad [\text{H}^+] = X$$

$$\frac{[\text{H}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]} = \frac{X(0.2 + X)}{0.22 - X}$$

$$\therefore X = [\text{H}^+] = 6 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\therefore \text{pH} = 3.3$$

الأسئلة

- ١ - تكلم بالتفصيل عن تأين وتعريف الأحماض والقواعد ؟
- ٢ - وضع تعريف برونستد - لورى للأحماض والقواعد ؟
- ٣ - أشرح تعريف لويس للأحماض والقواعد ؟
- ٤ - تكلم عن تفاعل حمض قوى مع قاعدة قوية ؟
- ٥ - تكلم عن تفاعل حمض قوى مع قاعدة ضعيفة ؟
- ٦ - تكلم عن تفاعل حمض ضعيف مع قاعدة قوية ؟
- ٧ - تكلم عن تفاعل حمض ضعيف مع قاعدة ضعيفة ؟