6-8 التوازن الحمضي - القاعدي

تعاريف بسيطة للحموض والقواعد (الأسس)

يُعرّف الحمض ببساطة بأنه مادة تُعدّل القاعدةَ مُكوّنة ملحاً وماءً :

$$2HCl(aq) + CaO(s) \rightarrow CaCl_2(aq) + H_2O(l)$$

حمض قاعدة ملح ماء

كما تُعرَّف القاعدةُ بأنها مادة تُعدّل الحمضَ. ونرى من صيغ الحموض المبينة في الجدول 6-8 أنها كلّها تحوي ذرات هيدروجين. لذلك يتأيّن الحمض عند وضعه في الماء معطياً أيونات الهيدروجين. غير أن هذا التأيّن لا يكون تاماً في الحموض العضوية، مثل الحموض الكربوكسيلية (انظر الصفحة 388) لأن بعض ذرات الهيدروجين فقط تكون قادرة على تكوين الأيونات.

Scanned by CamScanner

اسم الحمض	صيغته	الأيونات المتكونة في الماء
حمض الهيدروكلوريك	HCl	$H^+ + Cl^-$
حمض النتريك	HNO_3	$H^+ + NO_3^-$
حمض الكبريتيك	H_2SO_4	$2H^+ + SO_4^{2-}$
حمض الإيثانويك	CH_3COOH	$CH_3COO^- + H^+$
حمض البنزويك	C_6H_5COOH	$C_6H_5COO^- + H^+$

الجدول 8-6 صيغ وأيونات بعض الحموض الشائعة .

وُيعرَّف الحمض على نحو أفضل بأنه مادة تُحَرِّر أيونات الهيدروجين عند حلّها في الماء:

$$HCl(g) + aq \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$$

تُرى في الجدول 8-7 صيغ بعض القواعد. ونرى أنّ منها بعض أكاسيد الفلزات وهيدروكسيداتها. تنحل بعض القواعد في الماء معطية أيونات الهيدروكسيد في المحلول وتُسمى القاعدة التي تنحل في الماء الَقلْي أو المادة القلوية:

$$NaOH(s) + aq \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

وتتكون بعض هذه المواد من تفاعل قاعدة (أساسٍ) مع الماء. فعند انحلال غاز الأمونيا في الماء تتفاعل بعض جزيئاته مع جزيئات الماء مكوِّنة أيونات الهيدروكسيد

$$NH_3(g) + H_2O(l) \rightarrow NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

فجزيء الأمونيا اكتسب أيون الهيدروجين من الماء وتحوّل إلى الأيون NH_4^+. لذلك تعرّف القاعدة على نحو أفضل بأنها مادة تتقبل أيونات الهيدروجين عند حلّها في الماء .

اسم القاعدة	صيغتها
أكسيد الكالسيوم	CaO
أكسيد النحاس (II)	CuO
هيدروكسيد الصوديوم	$NaOH$
هيدروكسيد الكالسيوم	$Ca(OH)_2$
الأمونيا	NH_3

الجدول 8-7 أسماء وصيغ بعض القواعد المألوفة.

اختبر معلوماتك

13 _آ_ أكتب معادلة انحلال هيدروكسيد البوتاسيوم في الماء .

ب_ أكتب معادلة انحلال حمض النتريك السائل في الماء .

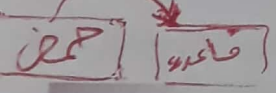
جـ_ أكتب المعادلة الأيونية الدّالّة على :

التفاعل بين هيدروكسيد الصوديوم وحمض النتريك في محلول مائي

التفاعل بين هيدروكسيد البوتاسيوم وحمض الهيدروكلوريك في محلول مائي.

نظرية برونشتد لوري في الحموض والقواعد

يُعدّ التعريفُ السابق للحموض والقواعد تعريفاً محدوداً وخاصّاً بالتفاعلات التي تجري في الماء. وقد اقترح كل من الكيميائي الدانماركي ج. برونشتد (J.Bronsted) والكيميائي الإنكليزي ت. لوري (T.Lowry) سنة 1923. تعريفاً أكثر شمولية للحموض والقواعد. يقوم هذا التعريف على انتقال البروتون (وهو الأيون H^+) من الحمض إلى القاعدة في التفاعل الحمضي- القاعدي .

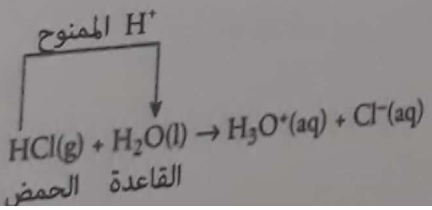


فحمض برونشتد - لوري هو مانح البروتون.
وقاعدة برونشتد - لوري هي مُتقبِّل البروتون .

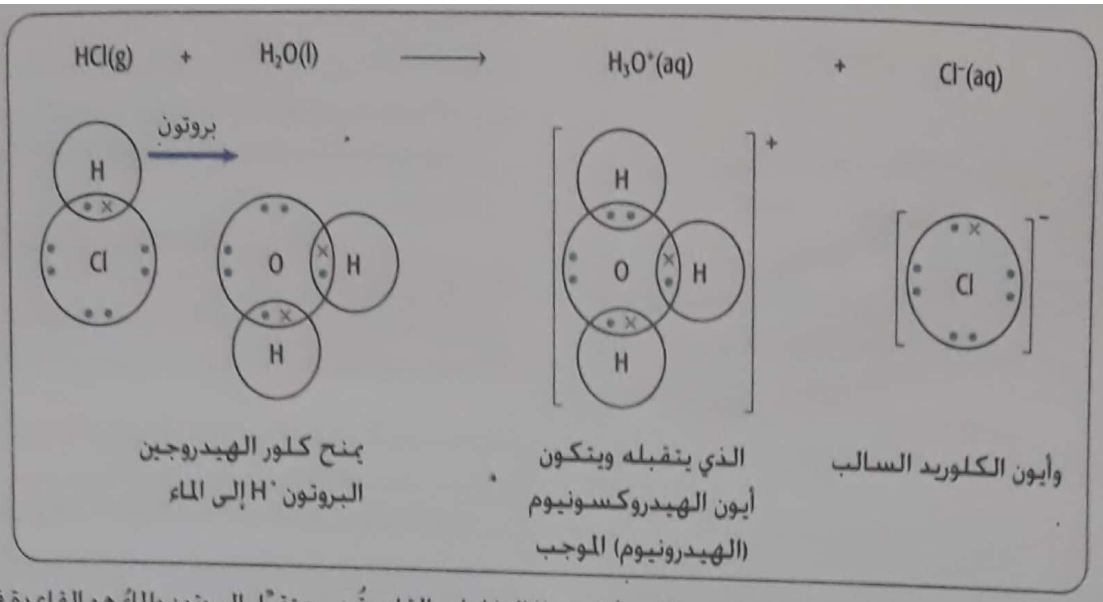
فعند تكوّن حمض الهيدروكلوريك ينحلّ كلوريد الهيدروجين الغازي في الماء ويتفاعل معه مكوِّناً أيونات الهيدروكسونيوم (أو الهيدرونيوم H_3O^+) وأيونات الكلوريد. كما في الشكل 8-12. حيث يشارك الماء في التفاعل:

$$HCl(g) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$$

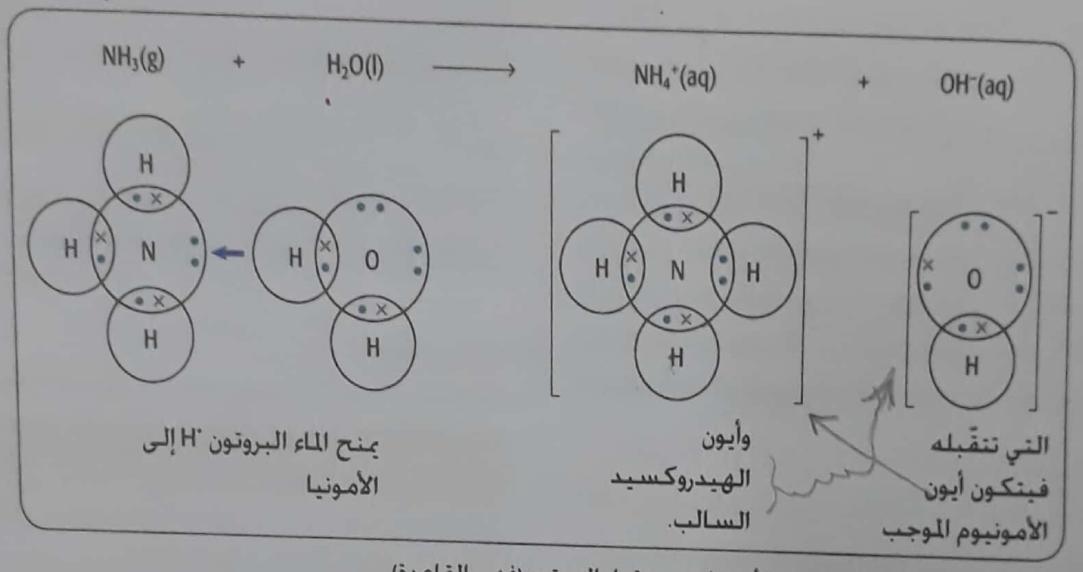
فحمض الهيدروكلوريك هو الحمضُ لأنه يمنح بروتوناً إلى الماء. والماءُ هو القاعدة التي تتقبل البروتون.



Scanned by CamScanner

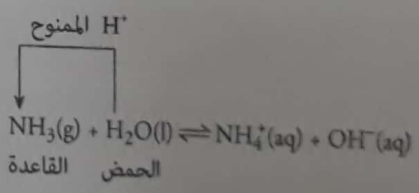


الشكل 8-12 الحمض هو مانح البروتون . وكلوريد الهيدروجين هو الحمضُ في هذا التفاعل. والقاعدةُ هي متقبّل البروتون والماءُ هو القاعدة في هذا التفاعل.
أما البروتون فهو الأيون H^+ .



الشكل 8-13 الماء هو مانح البروتون (فهو الحمض) والأمونيا هي متقبل البروتون (فهي القاعدة)

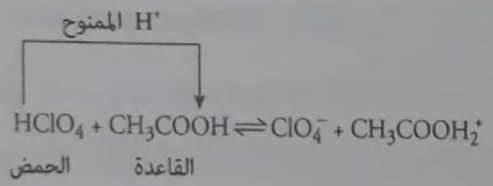
يمكن للماء أيضاً أن يتفاعل كحمض. فعند تفاعل الأمونيا مع الماء تتقبّل بروتوناً منه متحولة إلى الأيون NH_4^+ الشكل 8-13



توصف المواد مثل الماء التي يمكن أن تسلك سلوك الحمض وسلوك القاعدة بأنها ثنائية السلوك.

لا تتضمن حموض وقواعد برونشتد - لوري محاليلَ مائية دوماً.
ونقدم مثالاً عن ذلك تفاعل حمض الكلوريك (VII)

$HClO_4$ مع حمض الإيتانويك CH_3COOH في مذيبٍ خامل. حيث يحدث التوازن التالي :



الحمضُ في هذا التفاعل هو $HClO_4$ لأنه يمنح البروتون . والقاعدة هي CH_3COOH لأنها تتقبل البروتون.

Scanned by CamScanner

للحقيقة

يمكن حتى للحموض الأكثر ثباتاً، مثل حمض النتريك، أن تسلك سلوك القاعدة. فعند تفاعل حمض الكبريتيك مع حمض النتريك في مذيب خامل ينشأ التوازن التالي :

$$H_2SO_4 + HNO_3 \rightleftharpoons HSO_4^- + H_2NO_3^+$$

حيث يتقبل حمضُ النتريك البروتونَ ويكون القاعدة

عند تفاعل حمض أو قاعدة مع الماء يتكون مزيج متوازن وتتوجه وضعية التوازن بكاملها غالباً نحو جهة تكوّن المنتجات. في حالة الحموض القوية مثل حمض الهيدروكلوريك، في حين تتوجه هذه الوضعية نحو جهة المتفاعلات في حالة قواعد ضعيفة مثل الأمونيا. كما يبدو في المعادلتين التاليتين:

$$HCl(g) + aq \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq)$$ ① تفاعل تام

حيث يُدلُّ بسهم متقدم على تمام التفاعل

$$NH_3(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$ ② غير تام

وبسهم مزدوج على عدم تمامه.

اختبر معلوماتك

14- بيّن أيّاً من المتفاعلات هو الحمض وأيّاً هو القاعدة في التفاعلَين التاليين :

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

b $HCOOH + HClO_2 \rightleftharpoons HCOOH_2^+ + ClO_2^-$

الحموض والقواعد المترافقة

تتساوى في حالة التوازن سرعتا التفاعلين المباشر (المتقدم) والعكسي (الراجع). وإذا نظرنا إلى التفاعل العكسي وفق نظرية برونشتد - لوري للحموض والقواعد في التفاعل التالي :

$$NH_3(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

رأينا أن الأيون NH_4^+ يمنح البروتون إلى الأيون OH^- أي أن الأيون NH_4^+ يسلك سلوك الحمض والأيون OH^- يسلك سلوك القاعدة.

H^+ الممنوح

$$NH_3(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

القاعدة الحمض

نسمي المتفاعِل والمنتج المرتبطين بانتقال بروتون من أحدهما إلى الآخر، الزوجين المترافقين. لنعتبر التفاعل التالي:

الزوجان المترافقان

$$HCl(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$$

الحمض القاعدة الحمض القاعدة

الزوجان المترافقان

حيث نرى في التفاعل المباشر أن:

- Cl^- هو القاعدة المرافقة للحمض HCl.
- H_3O^+ هو الحمض المرافق للقاعدة H_2O.

• ونرى في التفاعل العكسي أن :

- HCl هو الحمض المرافق للقاعدة Cl^-
- H_2O هو القاعدة المرافقة للحمض H_3O^+.

وفي كل زوجين مترافقين هناك بروتون زائد في الحمض.

يبين التفاعل المتوازن التالي الأزواج المترافقة في التفاعل المتوازن بين الأمونيا والماء لإعطاء أيونات الأمونيوم والهيدروكسيد:

الزوجان المترافقان

$$NH_3(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

القاعدة الحمض الحمض القاعدة

الزوجان المترافقان

اختبر معلوماتك

15 أ- بيّن أيّاً من المتفاعلين هو الحمض وأيّاً هو القاعدة في الجانب الأيمن من التفاعلين المتوازنين التاليين :

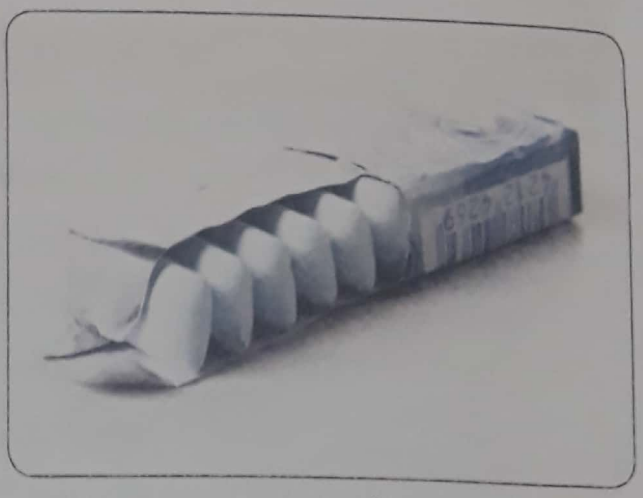
i $HClO_2 + HCOOH \rightleftharpoons ClO_2^- + HCOOH_2^+$

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

ب- بيّن في الجانب الأيمن من التفاعل التالي الحمضَ المترافق مع القاعدة في الجانب الأيسر منه :

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

Scanned by CamScanner



الشكل 8-14 في العديد من الأطعمة مقادير كبيرة من السكر الذي تحوله الجراثيم في الفم إلى حمض يتفاعل مع مينا الأسنان. ويكوّن أخذُ العلكة الخالية من السكر المزيدَ من اللعاب في الفم . واللعاب مادة ضعيفة القلوية تعدّل الحمض المتكوّن.

الحموض والقواعد القوية والضعيفة

الحموض القوية

يتأيّن كلوريد الهيدروجين الغازي عند حلّه في الماء لتكوين محلول تركيزه $0.1\ moldm^{-3}$ ويكون تأيّنه تاماً. فالحمض يتفكك بتمامه بحيث ينحاز توازن تفكّكه بقوة نحو اليمين .

$$HCl(g) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$$

يوصف هذا التفاعل بأنه تفاعل لا عكوس وتبلغ قيمة الأس الهيدروجيني (ال pH) في محلوله الواحد . تتوقف هذه القيمة على تركيز أيونات الهيدروكسونيوم (الهيدرونيوم H_3O^+) فكلّما ازداد هذا التركيز انخفضت قيمة (ال pH) ودلّت قيمها المنخفضة على تركيزٍ عالٍ بالأيونات H_3O^+ في المحلول .

توصف الحموض التي تتفكّك بكاملها في المحلول بأنها حموض قوية

من الحموض القوية: حمض الهيدروكلوريك وحمض الكبريتيك وحمض النتريك.

الحموض الضعيفة

يتأيّن حمض الإيتانويك عند حلّه في الماء لتكوين محلول تركيزه $0.1\ moldm^{-3}$ ويكون تأيّنه جزئياً لبقاء جزيئات من الحمض في المحلول أكثر مما فيه من أيونات الإيتانوات وأيونات الهيدروكسونيوم H_3O^+. فالحمض قد تفكّك على نحوٍ جزئي بحيث تنحاز وضعية توازنه بقوة نحو اليسار :

$$\underset{\text{حمض الإيتانويك}}{CH_3COOH(l)} + H_2O(l) \rightleftharpoons \underset{\text{أيون الإيتانوات}}{CH_3COO^-(aq)} + \underset{\text{أيون الهيدرونيوم}}{H_3O^+(aq)}$$

وتكون قيمة الأس الهيدروجيني (ال pH) في المحلول مساوية 2.9. وهي قيمة أعلى بكثير من مثيلتها في محلول حمض الهيدروكلوريك مع تساوي تركيزَي الحمضَين لأن تركيز الأيون H_3O^+ في محلول حمض الإيتانويك أقل مما هو عليه في محلول حمض الهيدروكلوريك .

توصف الحموض التي تتفكّك جزئياً في محاليلها بأنها حموض ضعيفة.

ومن الحموض الضعيفة: معظم الحموض العضوية وحمض الهيدروسيانيك (HCN) وحمض سلفيد الهيدروجين (H_2S) وحمض الكربونيك (H_2CO_3).

للحقيقة

يجري الحديث أحياناً عن حمض الكربونيك الضعيف. إلا أننا لا نرى هذا الحمض أبداً في قارورة أو في زجاجة فهو في الحقيقة مزيج متوازن من ثنائي أكسيد الكربون المنحل في الماء وفق التفاعل المتوازن التالي :

$$CO_2(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons HCO_3^-(aq) + H^+(aq)$$

ويكون مقدار CO_2 الذي يكوّن حمض الكربونيك H_2CO_3 غير المتفكك ضئيلاً جداً لأن هذا الحمض سريع التأيّن.

القواعد القوية

يتأيّن هيدروكسيد الصوديوم. عند حلّه في الماء لتكوين محلول تركيزه $0.1\ moldm^{-3}$ ويكون تأيّنه تاماً. لأنه يتفكك بتمامه وينحاز تفاعل تفكّكه بقوة نحو اليمين :

$$NaOH(s) + aq \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

والمحلول الناشئ شديد القلوية بسبب التركيز المرتفع لأيونات الهيدروكسيد فيه. حيث تبلغ قيمة أسّه الهيدروجيني pH =13.

توصف القواعدُ التي تتفكّك بكاملها في محاليلها بأنها قواعد قوية.

من القواعد القوية: هيدروكسيدات فلزات المجموعة الأولى في الجدول الدوري .

القواعد الضعيفة

يتأيّن غاز الأمونيا عند حلّه في الماء لتكوين محلول تركيزه $0.1\ moldm^{-3}$ ويكون تأيّنه جزئياً. ويبقى في المحلول عدد من جزيئات الأمونيا أكثر مما فيه من أيونات الأمونيوم وأيونات الهيدروكسيد :

$$NH_3(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

Scanned by CamScanner

pH = 11.1 for [NH3] = 0.1

تنحاز وضعية التوازن بقوة نحو اليسار وتكون قيمة ال pH في المحلول مساوية 11.1. وهي قيمة أخفض بكثير مما هي عليه في محلول من هيدروكسيد الصوديوم بالتركيز ذاته. لأن تركيز أيونات الهيدروكسيد في المحلول يكون أقل.

توصف القواعد التي تتفكّك جزئياً في محلولها بأنها قواعد ضعيفة.

من القواعد الضعيفة: الأمونيا (انظر الصفحة 390) والأمينات وبعض هيدروكسيدات الفلزات الانتقالية .

تبدو في جدول 8-8 مقارنة بين قيم ال pH لبعض الحموض والقواعد القوية والضعيفة.

0.01M 0.1M 1 mol dm-3

الحمض أو القاعدة	قيمة ال pH في محلول تركيزه 0.1 $moldm^{-3}$	قيمة ال pH في محلول تركيزه 0.1 $moldm^{-3}$	قيمة ال pH في محلول تركيزه 0.1 $moldm^{-3}$
حمض الهيدروكلوريك (حمض قوي)	0	1	2
حمض الإيثانويك (حمض ضعيف)	2.4	2.9	3.4
هيدروكسيد الصوديوم (قاعدة قوية)	14	13	12
الأمونيا (قاعدة ضعيفة)	11.6	11.1	10.6

الجدول 8-8 قيم ال pH في بعض الحموض والقواعد القوية والضعيفة الشائعة .

Scanned by CamScanner