



تأين الماء

The Miraculous Properties of
Ionized Water

The Definitive Guide to the
World's Healthiest Substance

Bob McCauley

الأس
الهيدروجيني
pH

تأين الأحماض
و القواعد

محتوى المحاضرة

- تأين الماء
- الخاصية الأمفوتيرية للماء
- ثابت الإتزان للماء
- ثابت الإتزان للتأين العكسي للماء
- pH
- pOH
- العلاقة بين الـ pH و الـ pOH
- pH Scale

محتوى المحاضرة

- تعريف برونشند و لاوري للأحماض و القواعد
- تأين الأحماض و القواعد
- حمض و قاعدة برونشند
- زوج الحمض – القاعدة المقترنة
- زوج القاعدة – الحمض المقترن

تعريف الأيونات

- ما هو الأيون؟
- الأيون جسيم مشحون.
- تأين المادة هو تفككها إلى أيونات.
- الأيونات: جزيئات أو ذرات تحمل شحنات (+) أو (-) و هذه الجزيئات أو الذرات تكونت نتيجة فقد أو اكتساب المواد التي أنتجت هذه الأيونات إلكترون واحد أو أكثر.

تأين الماء

• يتأين (يتفكك) الماء تأيناً عكسياً ليعطي:

1. أيونات الهيدروجين (H^+ : بروتونات)

2. أيونات الهيدروكسيد (OH^-)

• معطية هذا التوازن:

(معادلة 1)

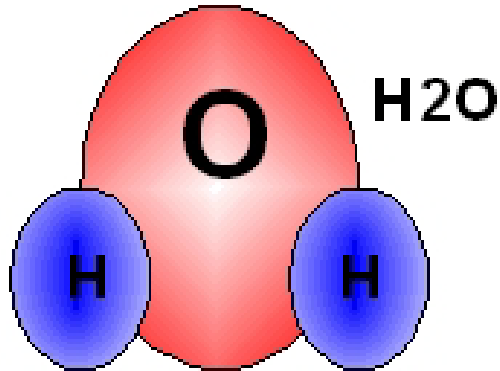


تأين الماء

❖ ميل الماء للتأين قليل

- بالرغم من ميل الماء القليل للتأين إلا أنه يجب ان يؤخذ بعين الاعتبار .
- قلة ميل الماء للتأين هي بسبب صغر كتلة ذرة الهيدروجين الذي يرتبط إلكترونه الوحيد ارتباطاً شديداً مع ذرة الأوكسجين في جزئ الماء .

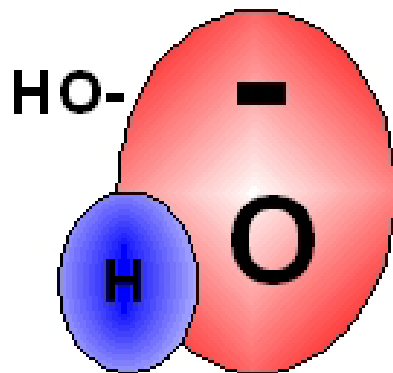
تأين الماء



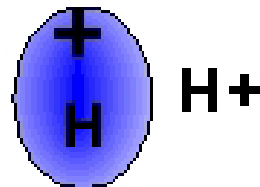
Non-Ionized Water Molecule

جزيء الماء
غير متأين

Hydroxide Molecule



Hydrogen
Atom H⁺



Both are Ionized

جزيء الماء
متأين

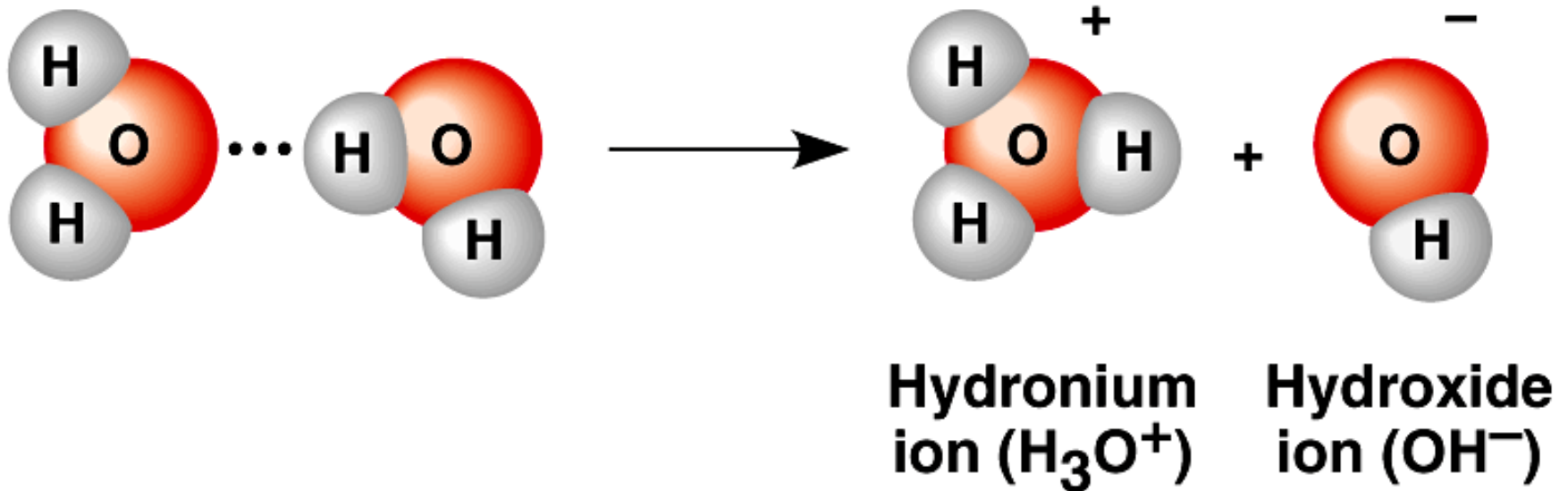
تأين الماء

- ورغم ذلك يستطيع إلكترون الهيدروجين فك ارتباطه التساهمي مع ذرة الأكسجين ليرتبط بذرة أكسجين أخرى في جزيء ماء آخر و هو جزيء ماء مجاور ليكون أيون الهيدرونيوم (H_3O^+) وأيون الهيدروكسيد (OH^-)



تأين الماء

Water also has a slight tendency to "fall apart" or to "dissociate".



الخاصية الأمفوتيرية للماء

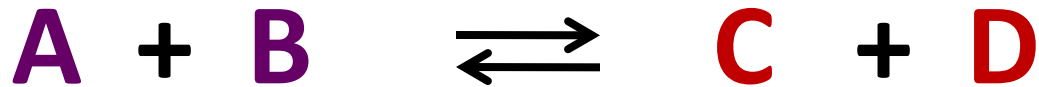
- أيونات الهيدروجين حقيقة ليست حرة في المحلول فهي مرتبطة بجزئ الماء، هذا الإندماج يعطي أيون الهيدرونيوم (H_3O^+) .
- في هذا التفاعل يتصرف الماء كحمض وكقاعدة أي أن الماء له الخاصية الأمفوتيرية.
- و مثل جميع التفاعلات العكسية تأين الماء يمكن أن يتم وصفه بواسطة ثابت الإتران.
- هذا التأين العكسي مهم جداً لدور الماء في وظائف الخلية الحية.

الخاصية الأمفوتيرية للماء

- لذلك يجب أن يكون لدينا وسائل للتعبير عن مدى تأين الماء في تعبيرات تدل على الكمية، وهذا يمكن التوصل إليه عن طريق الآتي :-

تأين الماء

- موقف الإتزان لأي تفاعل كيميائي يعطى بواسطة ثابت الإتزان للتفاعل العام :



- ثابت الإتزان (K_{eq}) يمكن أن يعرف بواسطة تراكيز المواد الناتجة (C and D) على تراكيز المواد المتفاعلة (A and B) الموجودة

$$K_{eq} = \frac{[C][D]}{[A][B]}$$

في الإتزان.

أهمية ثابت الإتزان

• ثابت الإتزان قيمة ثابتة ومميزة لأي تفاعل كيميائي يعطى عند درجة حرارة محددة.

• ثابت الإتزان K_{eq} :

(1) يعرف مكونات خليط الإتزان النهائي للتفاعل بغض النظر عن الكميات التي بدأنا بها من المتفاعلات وبغض النظر عن كميات المواد الناتجة من التفاعل.

(2) من معرفة قيمة ثابت الإتزان أستطيع معرفة في أي إتجاه يسير التفاعل هل هو الإتجاه الأمامي أو الإتجاه العكسي.

• تأين الماء يمكن التعبير عنه بواسطة ثابت الإتزان.

ثابت الإتزان للماء

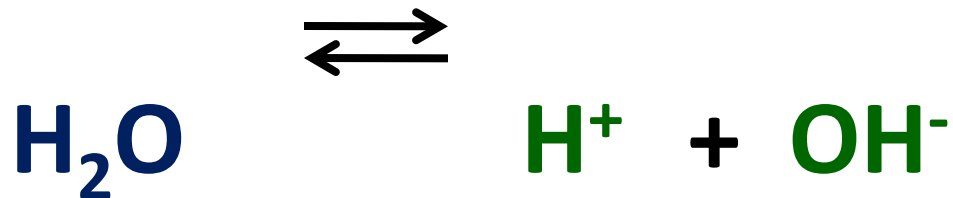
- ثابت الإتزان قيمة ثابتة ومميزة لأي تفاعل كيميائي يعطى عند درجة حرارة محددة.
- ثابت الإتزان: يعرف مكونات خليط الإتزان النهائي للتفاعل بغض النظر عن الكميات التي بدأنا بها من المتفاعلات وبغض النظر عن كميات المواد الناتجة من التفاعل.
- تأين الماء يمكن التعبير عنه بواسطة ثابت الإتزان .
- درجة تأين الماء عند الإتزان (معادلة 1) صغيرة 0 عند 25° س تقريباً 1 لكل 10⁷ جزيئات في الماء النقي تتأين في أي لحظة.



ثابت الإتزان للتأين العكسي للماء

Keq for the Reversible Ionization of H₂O

• ثابت الإتزان للتأين العكسي للماء هو :-



$$\text{Keq} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

ثابت الإتزان للتأين العكسي للماء

Keq for the Reversible Ionization of H₂O

في الماء النقي عند 25 ° سيليزية تركيز الماء هو **55.5M** وهو تركيز أساسياً ثابت ومرتفع نسبة إلى التركيز المنخفض جداً

لـ (OH⁻) و (H⁺) والذي يساوي **1 x 10⁻⁷M** لكل منهما

$$\text{Keq} = \frac{[\text{H}^+] [\text{OH}^-]}{55.5\text{M}} = \frac{10^{-7} \times 10^{-7}}{55.5\text{M}}$$

ثابت الإتزان للتأين العكسي للماء

Keq for the Reversible Ionization of H₂O

$$\text{Keq} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{55.5\text{M}}$$

• بعد إعادة ترتيب المعادلة:

$$(55.5\text{M})(\text{Keq}) = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_w$$

• حيث أن K_w عبارة عن حاصل ضرب $(55.5\text{M})(\text{Keq})$

• K_w هو الناتج الأيوني للماء (أو الثابت الأيوني للماء أو الحاصل الأيوني للماء) عند 25 °س .

$$\text{Keq} = 1.8 \times 10^{-16} \text{ M} \text{ عند } 25 \text{ °س}$$

ثابت الإتزان للتأين العكسي للماء

➤ بالتعويض في المعادلة:

$$(55.5\text{M})(K_{eq}) = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_w \bullet$$

$$(55.5\text{ M})(1.8 \times 10^{-16}\text{M}) = [\text{H}^+][\text{OH}^-] \bullet$$

$$99.9 \times 10^{-16}\text{M}^2 = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

$$1.0 \times 10^{-14}\text{M}^2 = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_w \bullet$$

ثابت الإتزان للتأين العكسي للماء

Keq for the Reversible Ionization of H₂O

(1) لذلك ناتج $[H^+][OH^-]$ في المحاليل المائية عند 25 °س دائماً يساوي $1 \times 10^{-14} M^2$.

(2) عند وجود تراكيز متساوية بالضبط لـ H^+ و OH^- كما في الماء النقي ، يقال بأن المحلول عند pH متعادلة ، عند هذه الـ pH فإن تركيز H^+ و OH^- يمكن حسابها من الناتج الأيوني للماء كالآتي :

$$K_w = [H^+][OH^-] = [H^+]^2 \bullet$$

ثابت الإتزان للتأين العكسي للماء

Keq for the Reversible Ionization of H₂O

وبالتعويض في المعادلة :

$$[H^+] = \sqrt{K_w} = \sqrt{1 \times 10^{-14} M^2}$$

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} M$$

ثابت الإتزان للتأين العكسي للماء

Keq for the Reversible Ionization of H₂O

- الماء جزئاً أمفوتيري لأنه ينتج كل من H⁺ , OH⁻ بمعنى آخر له القدرة أن يعطي ويستقبل بروتونات.
- نظراً لأن الناتج الأيوني للماء ثابت فإنه: كلما زاد تركيز H⁺
- عن 10^{-7} M فإن تركيز OH⁻ سوف يكون أقل من 10^{-7} M والعكس صحيح .
- لما يكون تركيز H⁺ عالي كما هو في محلول HCl ، الـ OH⁻ يكون تركيزها منخفض جداً.
- وفي معرفة الناتج الأيوني للماء نستطيع حساب تركيز H⁺ إذا عرفنا تركيز OH⁻ والعكس صحيح.

تأين الماء

مثال :

• ما هو تركيز H^+ في محلول $0.1M$ $NaOH$?

تأين الماء

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

الحل

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

$$= \frac{1 \times 10^{-14} M^2}{0.1 M}$$

$$= \frac{10^{-14} M^2}{10^{-1} M}$$

$$= 10^{-13} M$$

الأس الهيدروجيني pH

• **pH** : هو الأس أو اللوغاريتم السالب لتركيز أيونات الهيدروجين

• الـ **pH** تقيس حامضية المحلول والـ **pOH** تقيس قاعدية المحلول.

$$\text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}^+]} = -\log [\text{H}^+]$$

• الناتج الأيوني للماء K_w هو الأساس للـ **pH Scale**

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

العلاقة بين pH و pOH

- المعادلة التي تصف تأين الماء هي :

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

- عند أخذ اللوغاريتم السالب لكل جانب تتحول المعادلة إلى :

$$14 = pH + pOH$$

- الـ pH للبلازما الدم 7.4

pH Scale

10^{-1} M H^+

10^{-7} M H^+

10^{-14} M H^+

1

حامضي

7

متعادل

قاعدي

14

pH Scale

pH Scale

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

$[\text{H}^+]$

$[\text{H}^+] =$

1.0×10^{-14} 14 Very basic

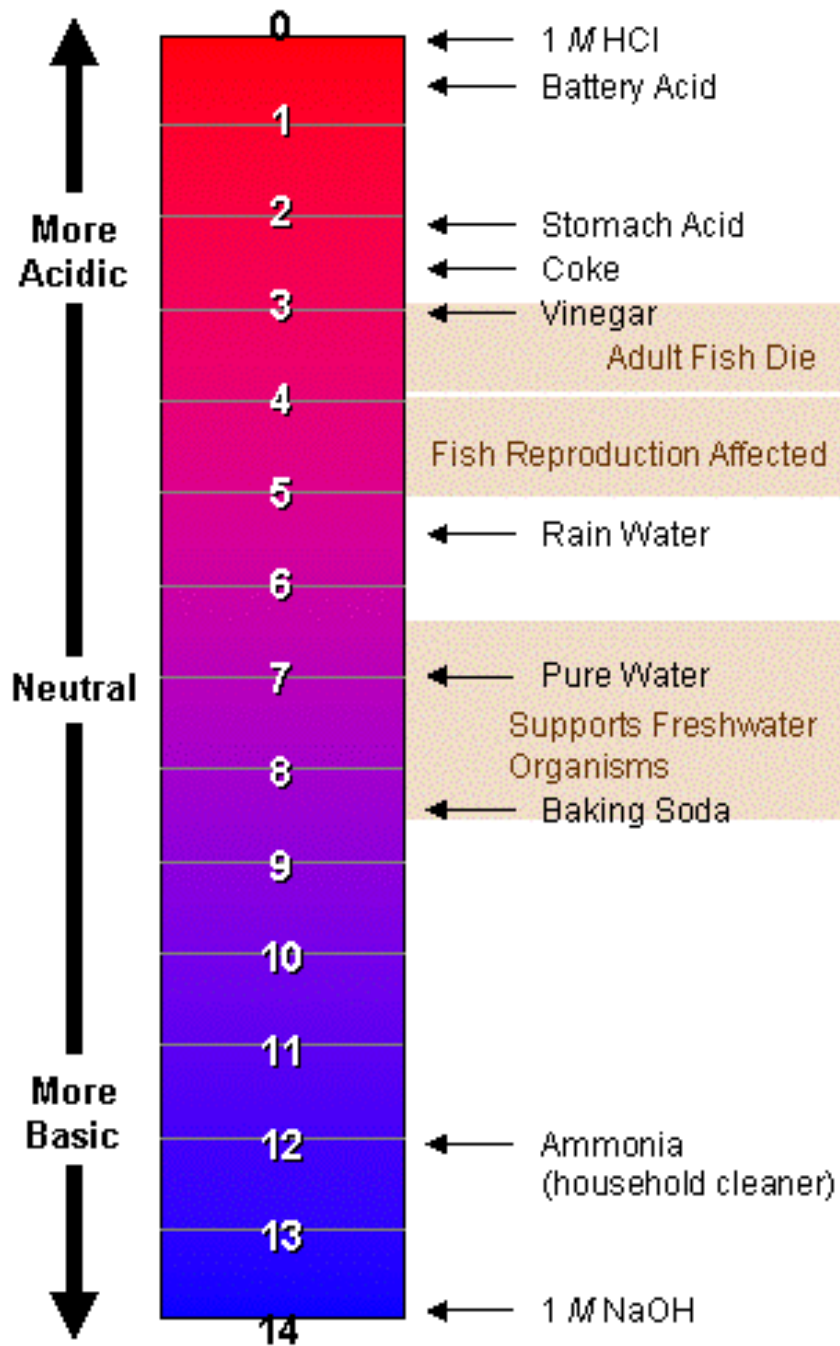
1.0×10^{-8} 8 Slightly basic

1.0×10^{-7} 7 Neutral

pH

مثال :

$[H^+]$ (M)	pH	$[OH^-]$ (M)	pOH •
10^0 (1)	0	10^{-14}	14 •
10^{-2}	2	10^{-12}	12 •
10^{-13}	13	10^{-1}	1 •



pH Scale

pH

مثال

- المحلول المتعادل تماماً عند 25⁵ س والذي يكون فيه تركيز $1.0 \times 10^{-7} \text{ M} = \text{H}^+$
- الـ PH له يمكن حسابها كالآتي :-

$$\begin{aligned} \text{PH} &= \log \frac{1}{1 \times 10^{-7}} = \log (1 \times 10^7) \\ &= \log 1.0 + \log 10^7 \\ &= 0 + 7 \\ &= 7.0 \end{aligned}$$

pOH

• [OH⁻] يمكن التعبير عنها بـ pOH

$$pOH = \log \frac{1}{[OH^-]}$$

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

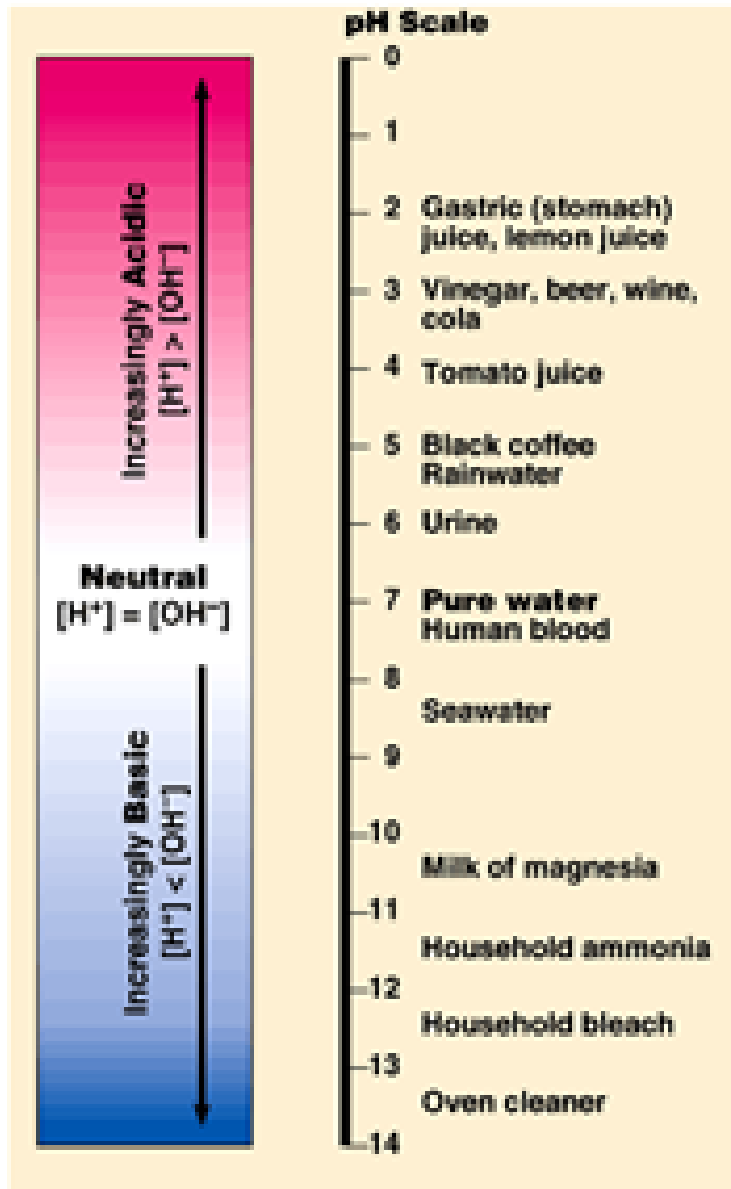
pH and pOH

محاليل متعادلة

محاليل قاعدية

محاليل حمضية

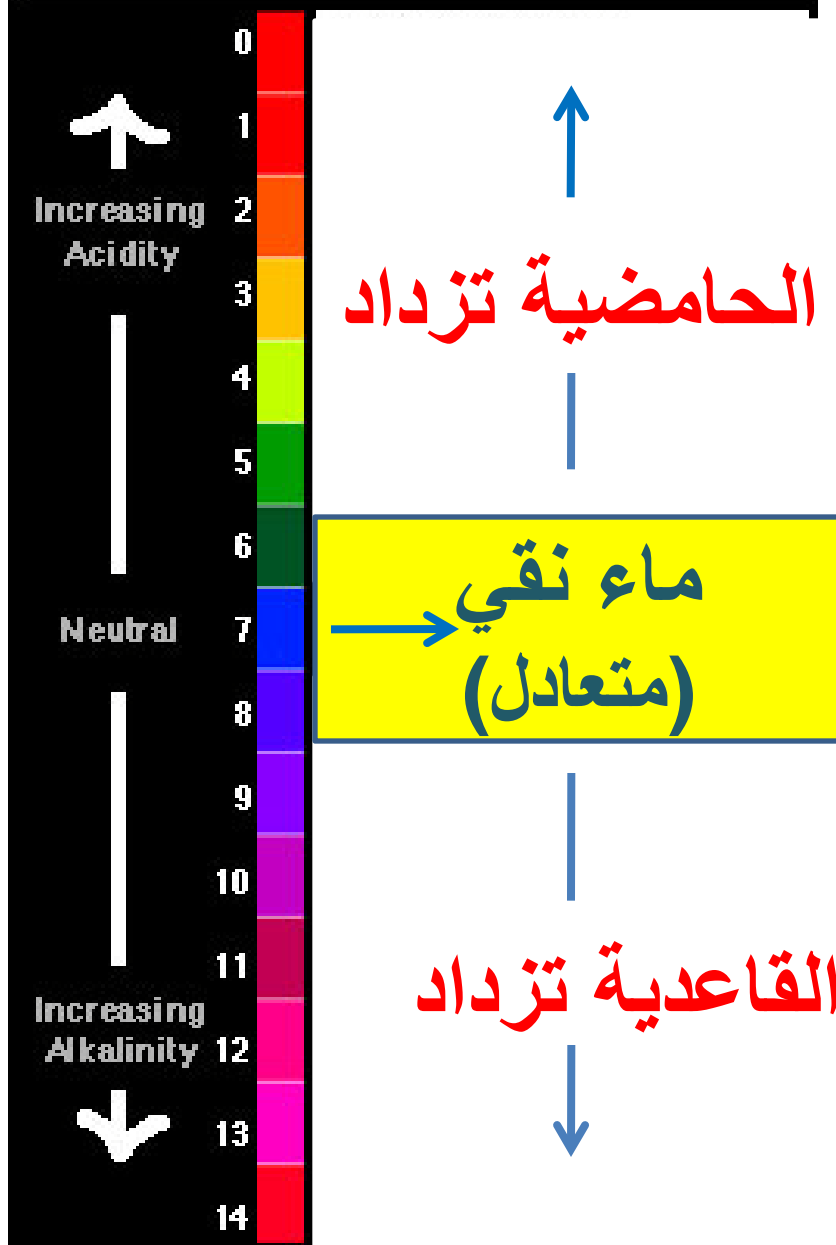
pH	7	> 7	< 7
pOH	7	< 7	> 7
[H ⁺]	[H ⁺] = [OH ⁻] 1x10 ⁻⁷ = M	[H ⁺] < [OH ⁻]	[H ⁺] > [OH ⁻]
[OH ⁻]	[OH ⁻] = [H ⁺] = 1x10 ⁻⁷ M	[OH ⁻] > [H ⁺]	[OH ⁻] < [H ⁺]



Copyright © Pearson Education, Inc., publishing as Benjamin Cummings.

علاقة
 $[OH^-]$ و $[H^+]$
 بالـ pH

pH Scale



pH
Scale

تأين الأحماض و القواعد

تعريف برونشند ولاوري للأحماض والقواعد

□ برونشند ولاوري عرفوا:

(1) **الأحماض:**

على أنها المواد التي تعطي بروتونات (H^+)

(2) **القواعد:** على أنها المواد التي تستقبل بروتونات (H^+).

• هذا التعريف يسمى بمبدأ برونشند لتعريف الأحماض والقواعد.

تأين الأحماض و القواعد

تعريف برونشستد ولاوري للأحماض والقواعد

- **الأحماض القوية** (مثل HCl , H_2SO_4) تتأين وتتفكك كلياً (100%) إلى أنيونات وكاتيونات في المحاليل المائية وحتى في المحاليل قوية الحمضية (low pH) .



- **الأحماض الضعيفة** فقط تتأين جزئياً في المحاليل الحامضية والمحاليل المائية.

تأين الأحماض و القواعد

تعريف برونشستد ولاوري للأحماض والقواعد

- القواعد القوية: مثل (KOH, NaOH) تتأين كلياً في المحاليل المائية وحتى عند pH عالية .
- القواعد الضعيفة: [مثل Ca (OH)_2] تتأين جزئياً في المحاليل المائية.
- هذه المركبات (الأحماض والقواعد الضعيفة) شائعة في الأنظمة الحيوية وتلعب دور مهم في عمليات الأيض وتنظيمها.
- تصرف المحاليل المائية للأحماض والقواعد الضعيفة يفهم بعد تعريف بعض المفاهيم .

تأين الأحماض و القواعد

تعريف برونشستد ولاوري للأحماض والقواعد

• الأحماض: **واهبية** للبروتونات (H^+)

• القواعد: **مستقبلة** للبروتونات (H^+)

• معطي البروتون + **المستقبل لهذا H^+**

=

زوج الحمض المقترن – القاعدة المقترنة

زوج الحمض – القاعدة المقترنة

حمض و قاعدة برونشتد

أو بصيغة أخرى

قاعدة برونشتد
(القاعدة المقترنة للحمض)

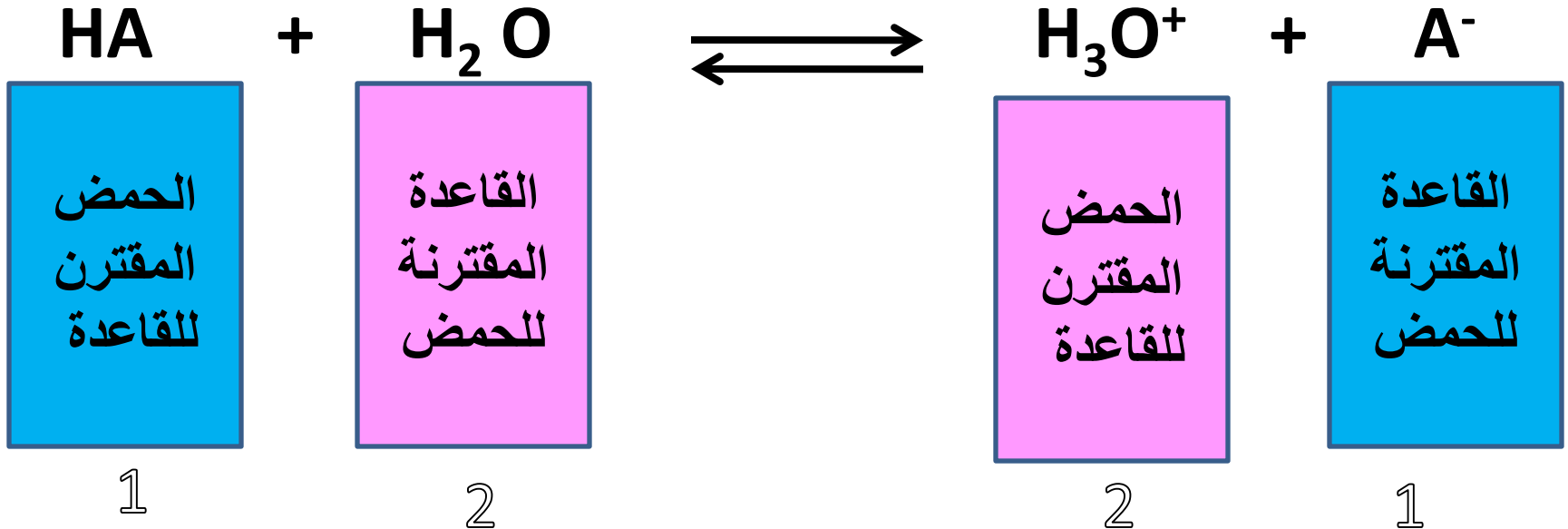


إذا فقد حمض برونشتد H^+
(الحمض المقترن للقاعدة)

حمض و قاعدة برونشتد

فإنه يتحول إلى

• إذا فقد حمض برونشتد H^+ ← قاعدة برونشتد



حمض و قاعدة برونشتد

- الحمض الأصلي والقاعدة الناتجة عنه
يسمون بـ:

زوج الحامضي - القاعدي المقترن

حمض و قاعدة برونشتد

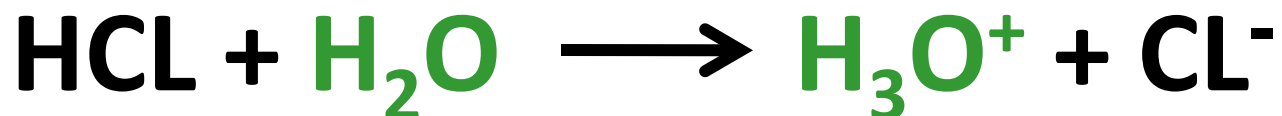


HCL و CL⁻ يكونان: زوج مقترن •

• CL⁻ هو القاعدة المقترنة بالحمض HCL

• HCL الحمض المقترن بالقاعدة CL⁻

حمض و قاعدة برونشتد



H_2O و H_3O^+ يكونان : زوج مقترن

H_2O هو القاعدة المقترنة بالحمض H_3O^+

H_3O^+ الحمض المقترن بالقاعدة H_2O

حمض و قاعدة برونشتد

المادة التي تستقبل بروتون H^+ **تتحول** ← حمض برونشتد المقترن
(القاعدة المقترنة للحمض) (الحمض المقترن للقاعدة)

المادة التي تعطي بروتون H^+ **تتحول** ← قاعدة برونشتد المقترنة
(الحمض المقترن للقاعدة) (القاعدة المقترنة للحمض)

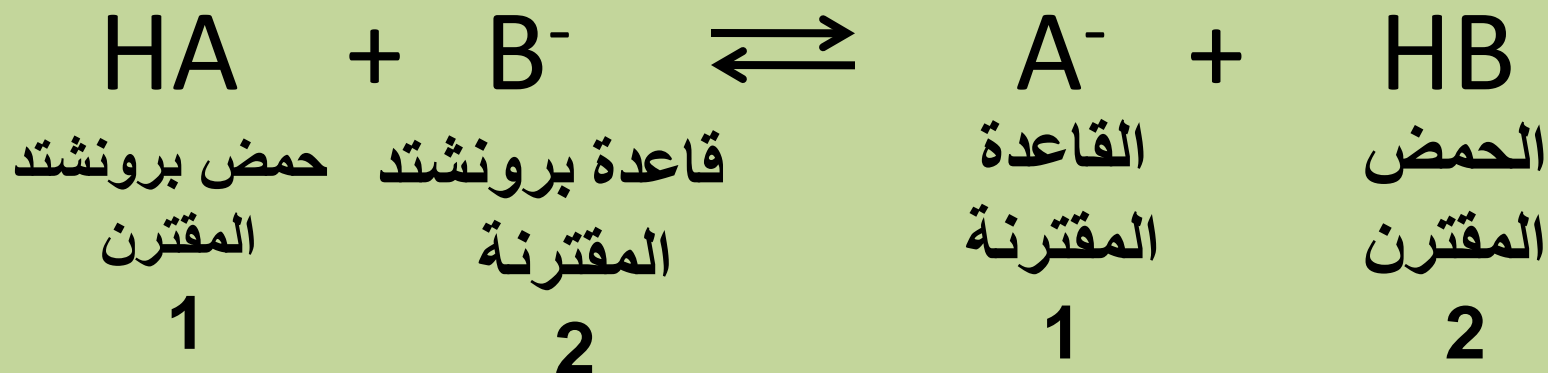
حمض و قاعدة برونشتد

كل تأين لحمض او لقاعدة



زوج الحمض المقترن و القاعدة المقترنة

حمض و قاعدة برونشتد



أعضاء أو مركبات الزوج المقترن يختلفون فقط في بروتون واحد

أمثلة على بعض زوج الحمض - القاعدة المقترنة

الحمض المقترن

القاعدة المقترنة

CH_3COOH (حمض الأسيتيك)

الأسيتيت CH_3COO^-

NH_4^+ (أمونيوم)

الأمونيا NH_3

H_2CO_3 (حمض الكربونيك)

البيكربونيت HCO_3^-

زوج الحمض - القاعدة المقترنة

مثال:

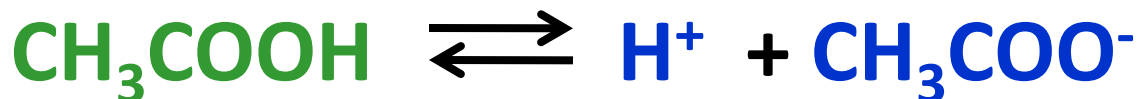
• حمض الأسيتيك أو حمض الخليك (CH_3COOH) واهب البروتون و إذا تأين فإنه يعطي: H^+ (1)

(2) أيونات الأسيتات

(CH_3COO^-) - مستقبل (H^+) - القاعدة المقترنة للحمض.

• زوج الحمض - القاعدة المقترنة لحمض الأسيتيك:

(أيون الأسيتات CH_3COO^- - حمض الأسيتيك: CH_3COOH) يرتبطون مع بعض من خلال هذا التفاعل العكسي:



تأين الأحماض

- وكل حمض له قابلية مميزة ليفقد بروتون في المحلول المائي .
- كلما زادت قوة الحمض زادت قدرته ليفقد بروتون .
- قدرة أي حمض (HA) ليفقد H^+ ويكون القاعدة المقترنة له (A^-) يمكن أن يعرف بواسطة ثابت الإتزان (K_{eq}) للتفاعل العكسي:



$$K_{eq} = \frac{[H^+] [A^-]}{[HA]}$$

تأين الأحماض

- **ثوابت الإتزان** لتفاعلات التأين تسمى بثوابت التأين أو ثوابت التفكك .
- **ثوابت التأين للأحماض** يرمز لها بـ K_a
- الأحماض القوية مثل: (1) حمض الفورميك
- (2) حمض اللاكتيك لهم ثوابت تأين عالية .
- الأحماض الضعيفة مثل (1) أيون الفوسفيت ثنائي الهيدروجين $H_2PO_4^+$, Dihydrogen phosphate
- (2) NH_4^+ أيون الأمونيوم لهم ثوابت تأين صغيرة.

تأين الأحماض

• كلما زادت قوة تأين الحمض ← كلما قلت قيمة pK_a له

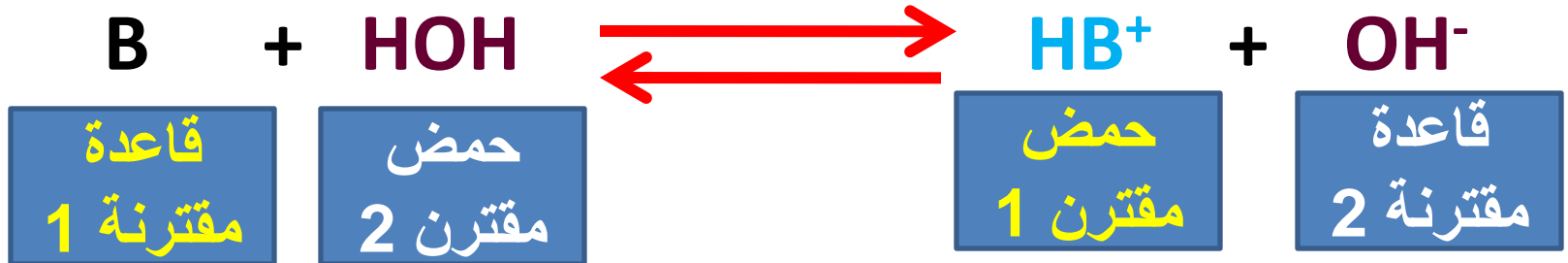
• قوة تأين الحمض: (i) تتناسب طردي مع K_a

(ii) عكسي مع pK_a

$$pK_a = \log \frac{1}{K_a} = - \log K_a$$

زوج القاعدة - الحمض المقترن

- وكل قاعدة لها قابلية مميزة لتعطي OH^- في المحلول المائي.
- كلما زادت قوة القاعدة زادت قدرتها لتعطي OH^- .
- قدرة أي قاعدة (B) لتعطي OH^- وتكون الحمض المقترن لها (HB^+) يمكن أن يعرف بواسطة ثابت الإتزان (K) للتفاعل العكسي:



زوج القاعدة – الحمض المقترن

$$K = \frac{[HB^+][OH^-]}{[B][H_2O]}$$

• ثوابت التأيّن للقواعد يرمز لها بـ K_b

• القواعد القوية مثل: (1) هيدروكسيد البوتاسيوم KOH

(2) هيدروكسيد الصوديوم NaOH

لهما ثوابت تأيّن عالية

• القواعد الضعيفة مثل: (1) الأمونيا NH_3

(2) الهيدروكسيل أمين NH_2OH

لهما ثوابت تأيّن صغيرة.

زوج القاعدة – الحمض المقترن

- كلما زادت قوة تأين القاعدة ← كلما قلت قيمة pK_b لها.
- قوة تأين القاعدة تتناسب طردي مع K_b و عكسي مع pK_b

$$pK_b = \log \frac{1}{K_b} = - \log K_b$$