

# تأين الماء

The Miraculous Properties of  
Ionized Water

The Definitive Guide to the  
World's Healthiest Substance

Bob McCauley

تأين الأحماض  
و القواعد

الأس  
الهيدروجيني  
pH

# محتوى المحاضرة

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

# محتوى المحاضرة

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

# تأين الماء

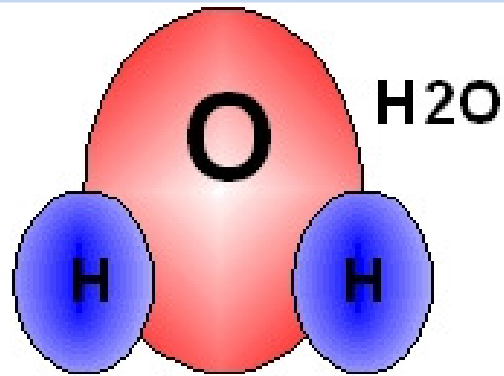
- يتأين ( يتفكك ) الماء تأيناً عكسياً ليعطي أيونات الهيدروجين ( $H^+$ ) ( بروتونات ) وأيونات الهيدروكسيد ( $OH^-$ ) معطية هذا التوازن:  
(معادلة ١)



# 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 .

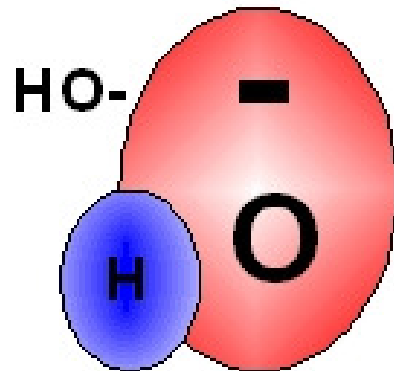
# تأين الماء



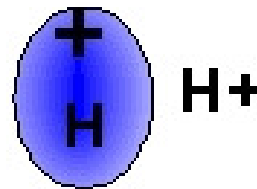
Non-Ionized Water Molecule

جزيء الماء  
غير متأين

Hydroxide Molecule



Hydrogen  
Atom H<sup>+</sup>



Both are Ionized

جزيء الماء  
متأين

# تأين الماء

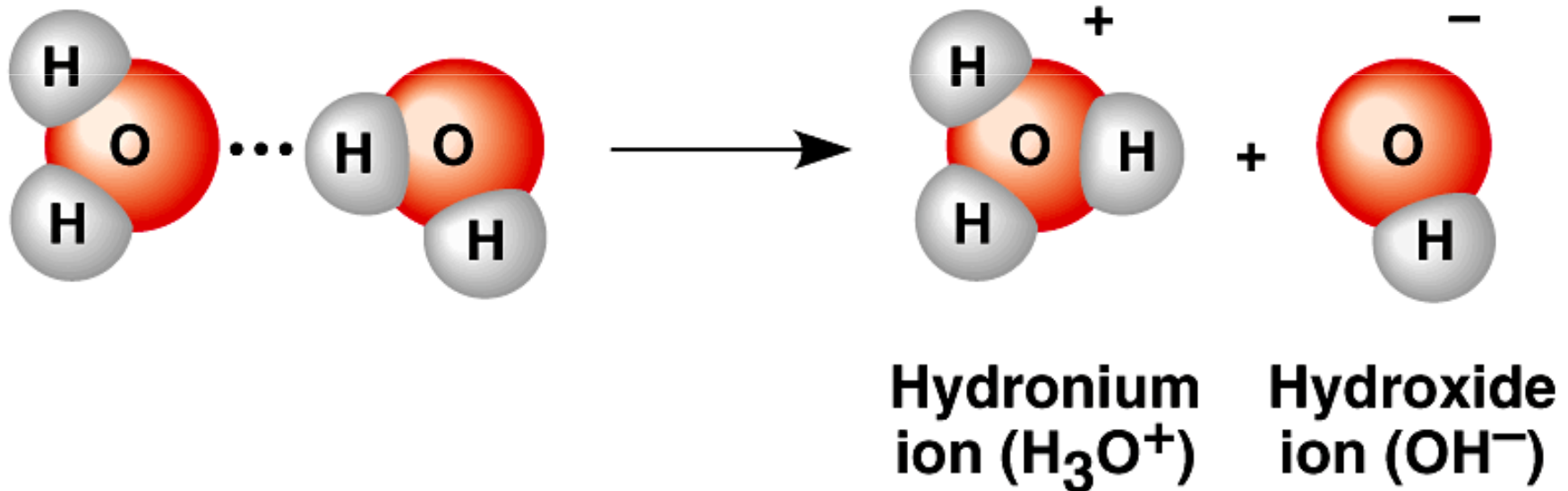
- ورغم ذلك يستطيع إلكترون الهيدروجين فك ارتباطه التساهمي مع ذرة الأكسجين ليرتبط بذرة أكسجين في جزئ الماء المجاور ليكون أيون الهيدرونيوم ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) وأيون الهيدروكسيد ( $\text{OH}^-$ )





# 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 وقاعدة أي أن الماء له **الخاصية الأمفوتيرية**.
- و مثل جميع التفاعلات العكسية تأين الماء يمكن أن يتم وصفه بواسطة ثابت الإتزان .
- 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 :

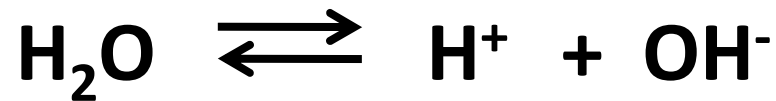


- ثابت الاتزان (Keq) يمكن أن يعرف بواسطة تراكيز المواد الناتجة (C and D) على تراكيز المواد المتفاعلة (A and B) الموجودة في الاتزان.

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

## 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 ١) صغيرة ، عند ٢٥ °س تقريباً ١ لكل ١٠<sup>٧</sup> جزيئات في الماء النقي تتأين في أي لحظة.



## ثابت الإتزان للتأين العكسي للماء

- ثابت الإتزان للتأين العكسي للماء هو :-



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

## ثابت الإتزان للتأين العكسي للماء

في الماء النقي عند ٢٥ ° سيليزية تركيز الماء هو 55.5M وهو تركيز أساسياً ثابت نسبة إلى التركيز المنخفض جداً لـ (OH<sup>-</sup>) و (H<sup>+</sup>) والذي يساوي 1 x 10<sup>-7</sup>M لكل منهما

$$K_{eq} = \frac{[H^+][OH^-]}{55.5M}$$

$$= \frac{10^{-7} \times 10^{-7}}{55.5M}$$

# ثابت الإتزان للتأين العكسي للماء

• بعد إعادة ترتيب المعادلة

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

• حيث أن  $K_w$  عبارة عن حاصل ضرب  $(55.5M)(K_{eq})$  الناتج الأيوني للماء (أو الثابت الأيوني للماء) عند  $25^\circ \text{C}$ .

•  $K_{eq} = 1.8 \times 10^{-16}$  عند  $25^\circ \text{C}$



# ثابت الإتزان للتأين العكسي للماء

بالتعويض في المعادلة

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

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

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

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

## ثابت الإتزان للتأين العكسي للماء

- لذلك ناتج  $[H^+][OH^-]$  في المحاليل المائية عند  $25^\circ \text{C}$  دائماً يساوي  $1 \times 10^{-14} \text{M}^2$ .
- عند وجود **تراكيز متساوية** بالضبط لـ  $H^+$  و  $OH^-$  كما في الماء النقي ، يقال بأن المحلول عند  $\text{pH}$  متعادلة ، عند هذه الـ  $\text{pH}$  فإن تركيز
- $H^+$  و  $OH^-$  يمكن حسابها من الناتج الأيوني للماء كالاتي :
- $K_w = [H^+][OH^-] = [H^+]^2$

# ثابت الإتزان للتأين العكسي للماء

وبالتعويض في المعادلة :

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

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

# ثابت الإتزان للتأين العكسي للماء

- الماء **جزئ 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  $M 10^{-7} \times 1$  فإن تركيز  $OH^-$  سوف يكون أقل من  $M 10^{-7} \times 1$  والعكس صحيح .
- لما يكون تركيز  $H^+$  عالي كما هو في محلول  $HCl$ ،  $OH^-$  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 and 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



# pH Scale

pH Scale

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

$[\text{H}^+]$

$1.0 \times 10^{-14}$  14 Very basic

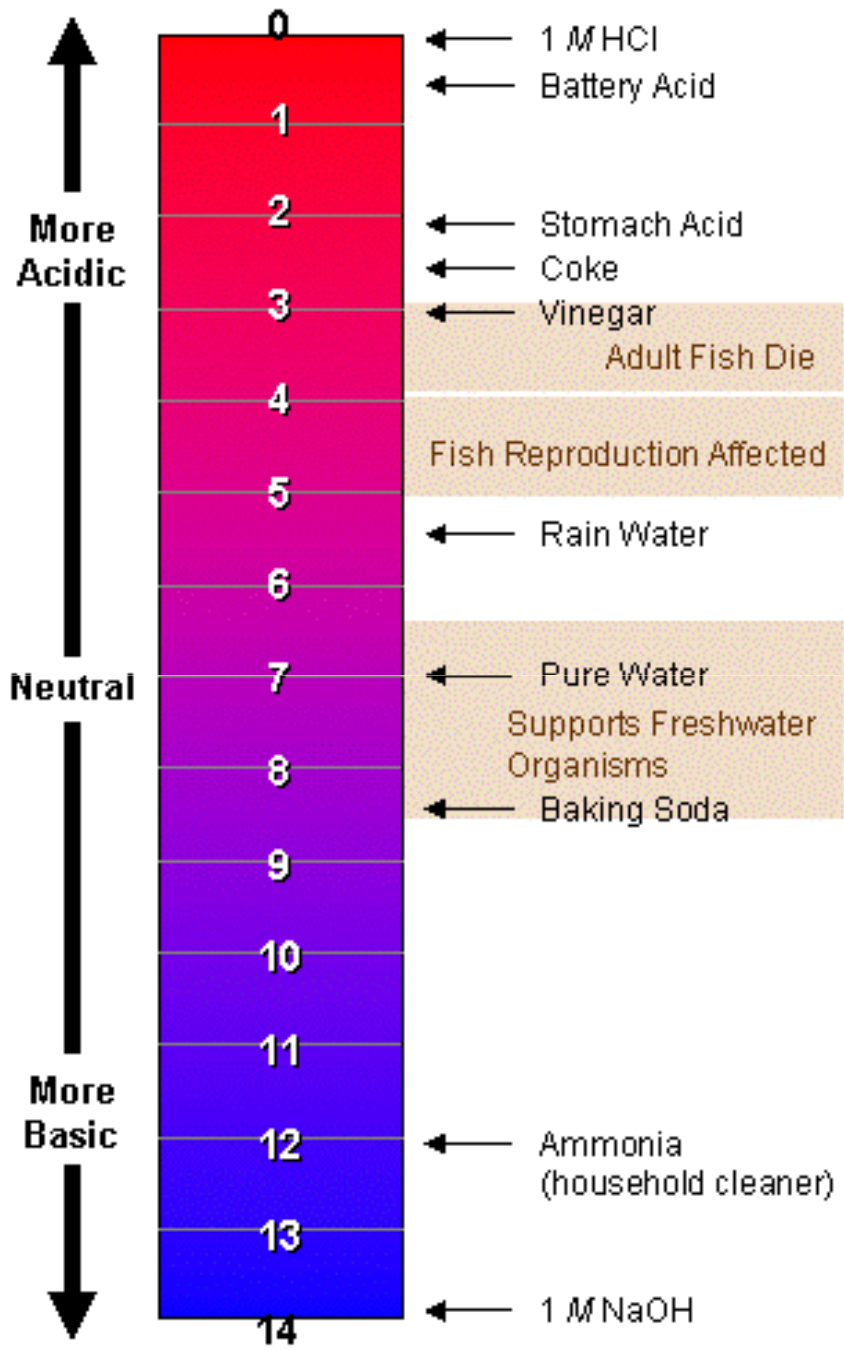
$1.0 \times 10^{-8}$  8 Slightly basic

$1.0 \times 10^{-7}$  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 ٢٥ °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<sup>-</sup>] يمكن التعبير عنها بـ pOH

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

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

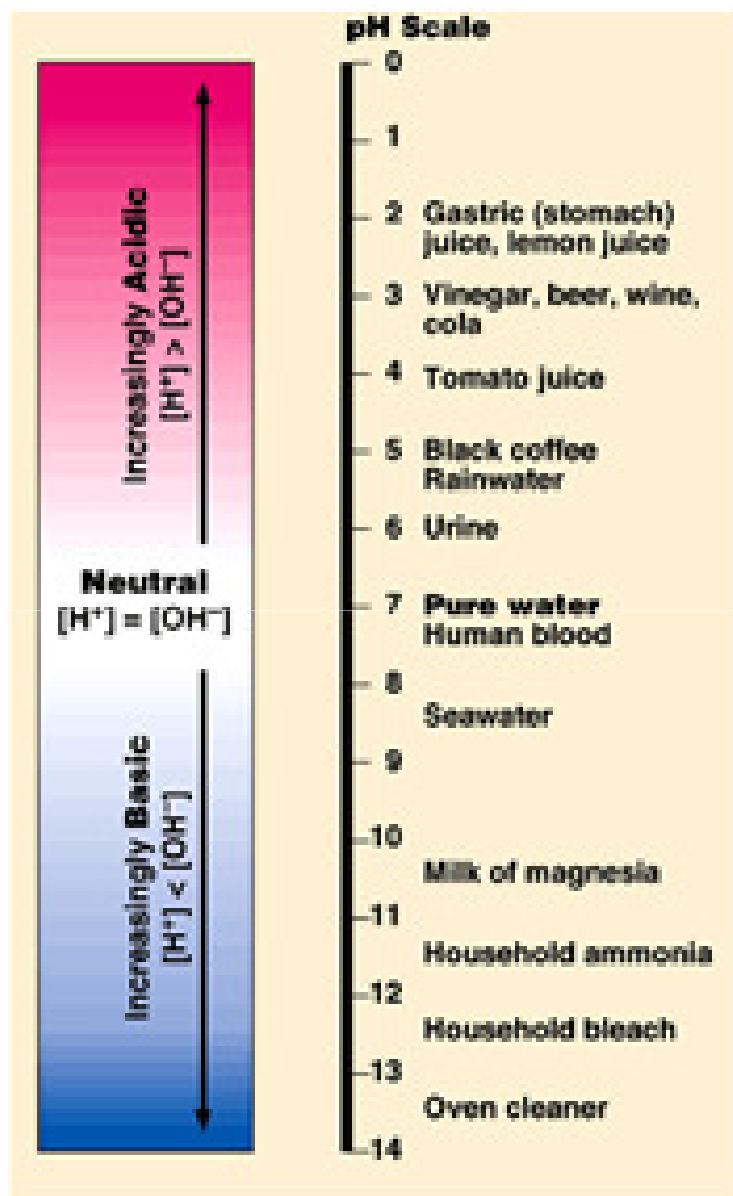
# pH and pOH

• المحاليل التي عندها أولها  $pH > 7$  ( $pH$  أكبر من 7) هي قلوية أو قاعدية وتركيز  $OH^-$  فيها أكبر من تركيز  $H^+$

• المحاليل التي لها  $pH < 7$  ( $pH$  أصغر من 7) هي حامضية و تركيز  $H^+$  أكبر من تركيز  $OH^-$  .

• المحاليل التي لها  $pOH > 7$  ( $pOH$  أكبر من 7) هي محاليل حمضية.

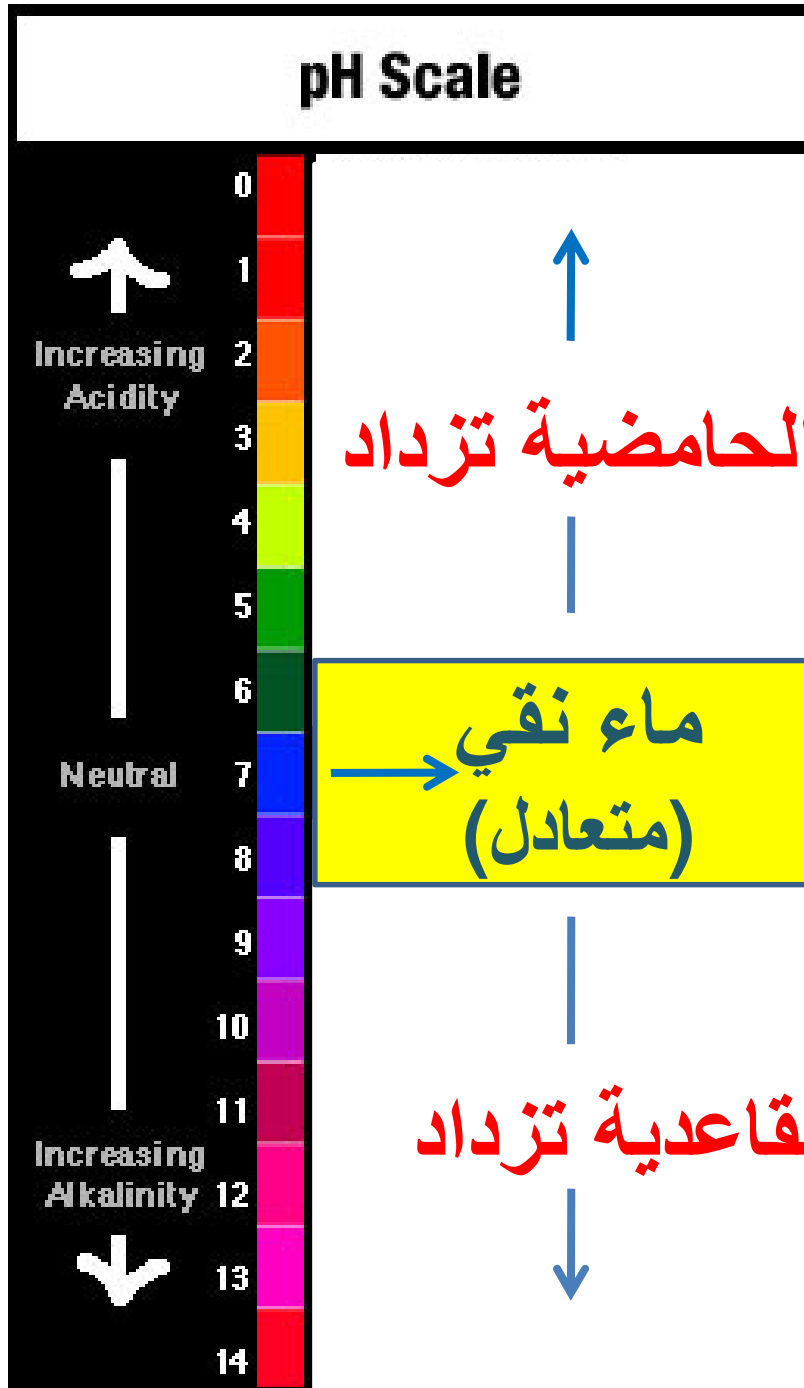
• المحاليل التي لها  $pOH < 7$  ( $pOH$  أصغر من 7) هي محاليل قاعدية.



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

علاقة  
 $[OH^-]$  و  $[H^+]$   
 بال pH





pH  
Scale

# تأين الأحماض و القواعد

## تعريف برونشتد ولاوري للأحماض والقواعد

- برونشتد ولاوري عرفوا الأحماض على أنها المواد التي تعطي بروتونات ( $H^+$ )، و عرفوا القواعد على أنها المواد التي تستقبل بروتونات .
- هذا التعريف يسمى بمبدأ برونشتد لتعريف الأحماض 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) .



# تعريف الأحماض والقواعد

- الأحماض الضعيفة فقط تتأين جزئياً في المحاليل الحامضية والمحاليل المائية.
- القواعد القوية مثل ( KOH, NaOH ) تتأين كلياً في المحاليل المائية وحتى عند pH عالية .
- القواعد الضعيفة ، [ مثل  $\text{Ca (OH)}_2$  ] 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 .

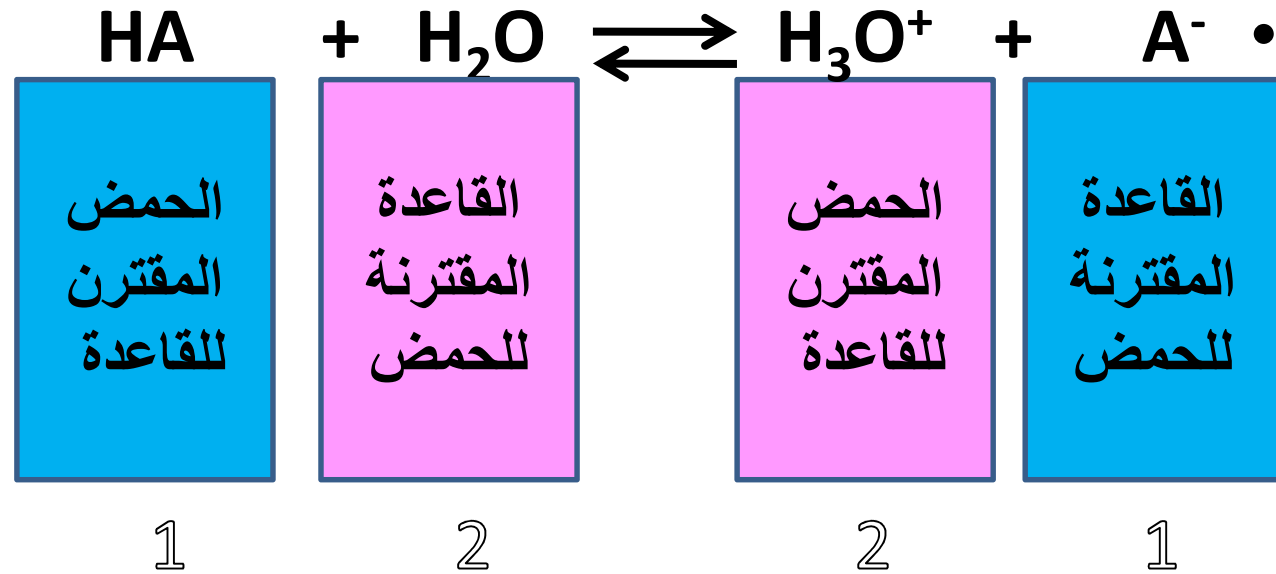
# تعريف الأحماض والقواعد

- ١- الأحماض واهبة للبروتونات ( $H^+$ ) والقواعد مستقبلة للبروتونات .
- معطي البروتون أو واهب البروتون ومقابلته المستقبل لهذا  $H^+$  يكونون زوج الحمض - القاعدة المقترنة.

# حمض و قاعدة برونشتد

أو بصيغة أخرى

- إذا فقد حمض برونشتد ( الحمض المقترن للقاعدة)  $H^+$  ← قاعدة برونشتد (القاعدة المقتترنة للحمض).



# حمض و قاعدة برونشتد

• الحمض الأصلي والقاعدة الناتجة عنه يسمون:

بزوج الحامضي - القاعدي المقترن

## حمض و قاعدة برونشتد



•  $\text{Cl}^-$  هو القاعدة المقترنة للحمض HCl

• HCl الحمض المقترن للقاعدة  $\text{Cl}^-$

## حمض و قاعدة برونشتد



$\text{H}_2\text{O}$  و  $\text{H}_3\text{O}^+$  يكونان زوج مقترن

•  $\text{H}_2\text{O}$  هو القاعدة المقترنة للحمض  $\text{H}_3\text{O}^+$

•  $\text{H}_3\text{O}^+$  الحمض المقترن للقاعدة  $\text{H}_2\text{O}$



# حمض و قاعدة برونشتد

- المادة التي تستقبل بروتون  $H^+$  تعطيني حمض برونشتد المقترن  
(القاعدة المقترنة للحمض) (الحمض المقترن للقاعدة)

المادة التي تعطي بروتون  $H^+$  تعطيني قاعدة برونشتد المقترنة  
(الحمض المقترن للقاعدة) (القاعدة المقترنة للحمض)

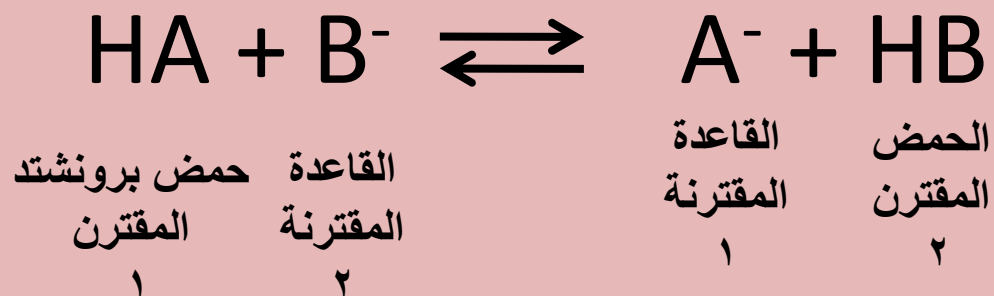
# حمض و قاعدة برونشتد

كل تآين 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

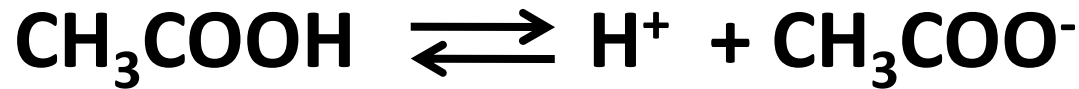
القاعدة المقترنة

$\text{CH}_3\text{COOH}$ (حمض الأسيتيك)	$\text{CH}_3\text{COO}^-$ الأسيتيت
$\text{NH}_4^+$ (أمونيوم)	$\text{NH}_3$ الأمونيا
$\text{H}_2\text{CO}_3$ (حمض الكربونيك)	$\text{HCO}_3^-$ البيكربونيت

# زوج الحمض - القاعدة المقترنة

مثال

- حمض الأسيتيك أو حمض الخليك ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) واهب البروتون وإذا تأين أعطاني  $\text{H}^+$  وأيونات الأسيت ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ) - مستقبل ( $\text{H}^+$ ) - القاعدة المقترنة للحمض .
- زوج الحمض - القاعدة المقترنة:  
( $\text{CH}_3\text{COOH} - \text{CH}_3\text{COO}^-$ ) 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) للتفاعل العكسي .



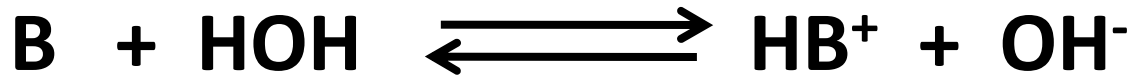
$$K = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

- ثوابت الإتزان لتفاعلات التآين تسمى بثوابت التآين أو ثوابت التفكك .
- ثوابت التآين للأحماض يرمز لها بـ  $K_a$
- الأحماض القوية مثل حمض الفورميك وحمض اللاكتيك لهم ثوابت تآين عالية .
- الأحماض الضعيفة مثل أيون الفوسفات ثنائي الهيدروجين (dihydrogen phosphate  $H_2PO_4^+$  ,  $NH_4^+$  , أيون الأمونيوم لهم ثوابت تآين صغيرة ) .
- كلما زادت قوة تآين الحمض ← كلما قلت قيمة  $pK_a$  له
- قوة تآين الحمض تتناسب طردي مع  $K_a$  و عكسي مع  $pK_a$

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

# زوج القاعدة – الحمض المقترن

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



قاعدة  
مقترنة ١

حمض  
مقترن ٢

حمض  
مقترن ١

قاعدة  
مقترنة ٢



# زوج القاعدة – الحمض المقترن

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

- ثوابت التأيّن للقواعد يرمز لها بـ  $K_b$
- القواعد القوية مثل هيدروكسيد البوتاسيوم KOH وهيدروكسيد الصوديوم NaOH لهم ثوابت تأيّن عالية .
- القواعد الضعيفة مثل الأمونيا  $NH_3$  و الهيدروكسيل أمين  $NH_2OH$  لها ثوابت تأيّن صغيرة .

-

## زوج القاعدة – الحمض المقترن

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

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