

تأين الماء

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
- تعريف الأحماض و القواعد

محتوى المحاضرة

- حمض و قاعدة برونشتد
- زوج الحمض – القاعدة المقترنة
- زوج القاعدة – الحمض المقترن
- منحنى معايرة حمض الأسيتيك

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 الأكسجين في جزيء الماء .

تأين الماء

- ورغم ذلك يستطيع إلكترون الهيدروجين فك ارتباطه التساهمي مع ذرة الأكسجين ليرتبط بذرة أكسجين في جزئ الماء المجاور ليكون أيون الهيدرونيوم (H_3O^+) وأيون الهيدروكسيد (OH^-)



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** .
- ومثل جميع التفاعلات العكسية تأين الماء يمكن أن يتم وصفه بواسطة ثابت الإتزان .
- هذا التأين العكسي مهم جداً لدور الماء في وظائف الخلية الحية .
- 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 يعطي بواسطة ثابت الإتزان
للتفاعل العام :

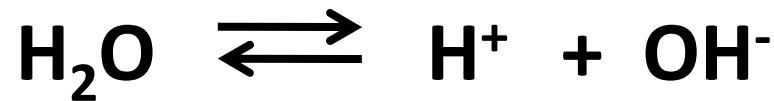


ثابت الاتزان (K_{eq}) يمكن أن يعرف بواسطة تراكيز المواد المتفاعلة (A and B) وتراكيز المواد الناتجة (C and D) الموجودة في الاتزان.

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

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 ١٠^٧ 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⁻) و (H⁺) والذي يساوي 1x 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

• 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°C .

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

ثابت الإتزان للتأين العكسي للماء

بالتعويض في المعادلة

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

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

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

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

ثابت الإتزان للتأين العكسي للماء

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

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

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

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

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

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

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

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

pH

مثال

• المحلول المتعادل تماماً عند ٢٥ °س والذي يكون فيه تركيز

$$1.0 \times 10^{-7} \text{ M} = \text{H}^+$$

• الـ pH يمكن حسابها كالاتي :-

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

pOH

• [OH⁻] يمكن التعبير عنها بـ pOH

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

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

pH and pOH

- المحاليل التي عندها أو لها $pH > 7$ (أكبر من 7) هي قلوية أو قاعدية وتركيز OH^- فيها أكبر من تركيز H^+ .
- المحاليل التي لها $pH < 7$ (أصغر من 7) هي حامضية .
- المحاليل التي لها $pOH > 7$ (أكبر من 7) هي محاليل حمضية .
- المحاليل التي لها $pOH < 7$ (أصغر من 7) هي محاليل قاعدية .

العلاقة بين pH and pOH

- المعادلة التي تصف تأين الماء هي :

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

- عند أخذ اللوغاريتم لكل جانب تتحول المعادلة إلى :

$$14 = pH + pOH$$

- الـ pH للبلازما الدم 7.4

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



تعريف الأحماض 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 أيونات وكاتيونات في المحاليل المائية وحتى في المحاليل قوية الحمضية (low pH) .



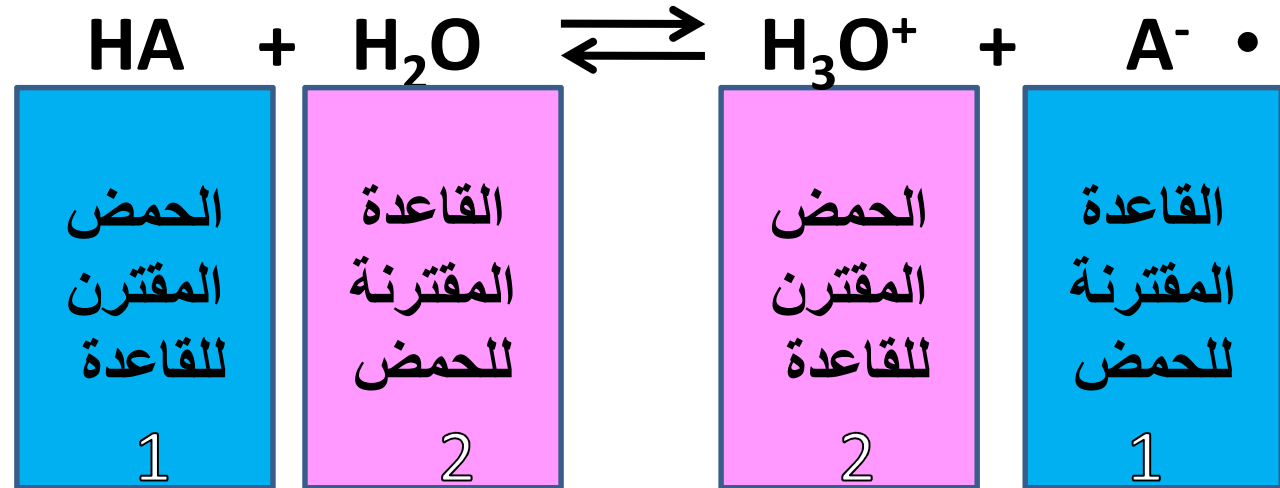
تعريف الأحماض والقواعد

- 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 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 .
- 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 H^+ ← قاعدة برونشتد .
- الحمض الأصلي والقاعدة الناتجة عنه يسمون بزواج الحامضي – القاعدي المقترن .



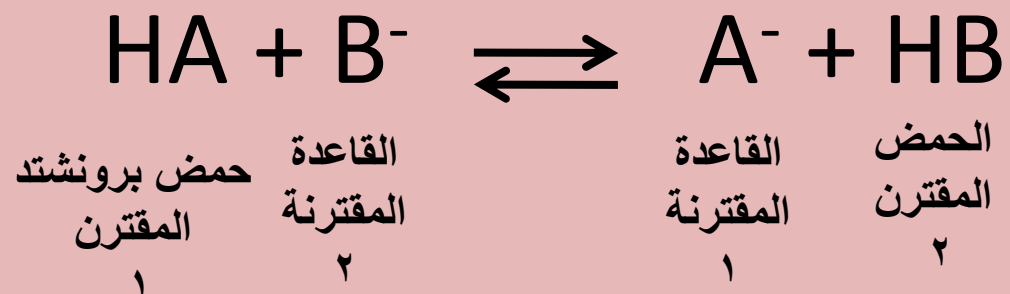
حمض و قاعدة برونشتر

المادة التي تستقبل بروتون H^+ ← تعطيني حمض برونشتر المقترن

المادة التي تعطي بروتون H^+ ← تعطيني قاعدة برونشتر المقترنة

كل تأين لحمض او لقاعدة ← يعطيني الحمض المقترن و القاعدة المقترنة

حمض و قاعدة برونشتد



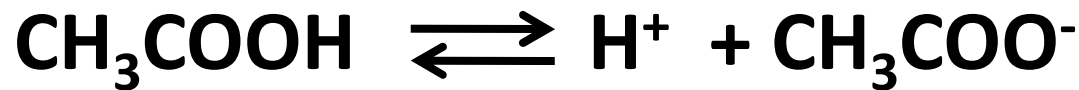
أمثلة على بعض زوج الحمض – القاعدة المقترنة

CH_3COOH (acid)	CH_3COO^- الأسيتيت
NH_4^+ (أمونيوم)	NH_3 الأمونيا
H_2CO_3 (acid كربونيك)	HCO_3^- البيكربونيت
Glycine (جلايسين)	

زوج الحمض - القاعدة المقترنة

مثال

- حمض الأسيتيك أو حمض الخليك (CH_3COOH) واهب البروتون وإذا تأين أعطاني H^+ و أيونات الأسيتات (CH_3COO^-) مستقبل 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 :



- 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 .



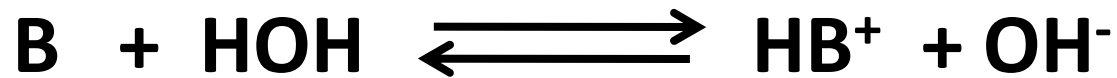
$$K = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

- 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 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 التالي:



زوج القاعدة – الحمض المقترن

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

- 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 عكسي مع pK_b

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

منحنى معايرة حمض الأسيتيك

