

المجال: التطورات الرتيبة

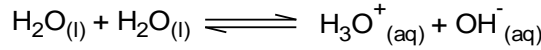
الوحدة الرابعة: تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن

المدة: 2 سا

الموضوع: التحولات المرفقة بالتفاعل حمض أساس

1. المحاليل المائية:

1-1. التفكك الذاتي للماء:

يتفكك الماء المقطر ذاتيا إلى شوارد الهيدرونيوم H_3O^+ وشوارد الهيدروكسيد OH^- وفق المعادلة التالية:

1-2. الجداء الشاردي للماء:

يلعب الماء دورا مضاعفا حيث يسلك سلوك الحمض وسلوك الأساس وذلك بالمشاركة في الثنائيتين (H_3O^+/H_2O) ، (H_2O/OH^-) . يؤدي التفكك الذاتي للماء إلى التوازن الكيميائي، ويمثل ثابت التوازن K_e الذي يسمى "الجداء الشاردي للماء" المعرف بالعلاقة التالية:

$$K_e = [H_3O^+]. [OH^-]$$

عند درجة حرارة $25^\circ C$ لدينا: $K_e = 10^{-14}$

2. سلم الـ pH:

تتغير قيمة الـ pH للمحاليل المائية عمليا ضمن المجال [0-14]، وحسب قيم الـ pH يمكن تصنيف المحاليل المائية إلى ثلاثة أصناف:

2-1. المحلول المائي المعتدل:

يكون المحلول المائي معتدلا إذا كان: $[H_3O^+] = [OH^-]$ في هذه الحالة، نكتب الجداء الشاردي للماء بالشكل: $K_e = [H_3O^+]^2$ أي: $-\log K_e = -2 \log [H_3O^+]$ إذن: $pH = \frac{1}{2} pK_e \Rightarrow \boxed{pH = 7}$

2-2. المحلول المائي الحمضي:

يكون المحلول المائي حمضيا إذا كان: $[H_3O^+] > [OH^-]$ بضرب طرفي المتراجحة السابقة $[H_3O^+]$ في ينتج: $[H_3O^+]^2 > [H_3O^+]. [OH^-]$

$$\Rightarrow [H_3O^+]^2 > K_e$$

ومنه: $-\log [H_3O^+]^2 < -\log K_e$ إذن: $pH < \frac{1}{2} pK_e \Rightarrow \boxed{pH < 7}$

2-3. المحلول المائي الأساسي:

يكون المحلول المائي أساسيا إذا كان: $[H_3O^+] < [OH^-]$ بضرب طرفي المتراجحة السابقة $[H_3O^+]$ في ينتج: $[H_3O^+]^2 < [H_3O^+]. [OH^-]$

$$\Rightarrow [H_3O^+]^2 < K_e$$

ومنه: $-\log [H_3O^+]^2 > -\log K_e$ إذن: $pH > \frac{1}{2} pK_e \Rightarrow \boxed{pH > 7}$

3. ثابت الحموضة للثنائية (أساس/حمض):

3-1. تعريف: تتميز الثنائية (أساس/حمض) يسمى بثابت الحموضة K_a حيث: $K_a = \frac{[A^-]. [H_3O^+]}{[AH]}$

$$\boxed{pK_a = -\log K_a} \Rightarrow \boxed{K_a = 10^{-pK_a}}$$

ثابت الحموضة لا يتعلق إلا بدرجة الحرارة.

3-2. العلاقة بين pH و pKa:

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[AH]} \Rightarrow [H_3O^+] = \frac{K_a \cdot [AH]}{[A^-]}$$

$$\Rightarrow -\log[H_3O^+] = -\log \frac{K_a \cdot [AH]}{[A^-]}$$

$$pH = -\log K_a + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$$

ملاحظة:

- يكون الحمض أقوى كلما كانت قيمة K_a أكبر وبالتالي قيمة pK_a الموافقة أصغر.

$$\begin{cases} \tau_f = \frac{[H_3O^+]}{C} \\ K_a = \frac{\tau^2 \cdot C}{1 - \tau} \end{cases}$$

- يكون الأساس أقوى كلما كانت قيمة K_a أصغر وبالتالي قيمة pK_a الموافقة أكبر.

$$\begin{cases} \tau_f = \frac{[OH^-]}{C} \\ K_a = \frac{(1 - \tau) \cdot K_e}{\tau^2 \cdot C} \end{cases}$$

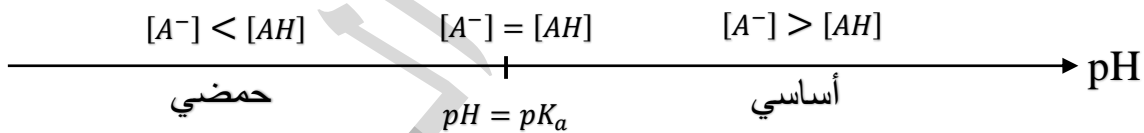
3-3. مجالات تغلب الصفة الحمضية أو الأساسية لثنائية (أساس/حمض):

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$$

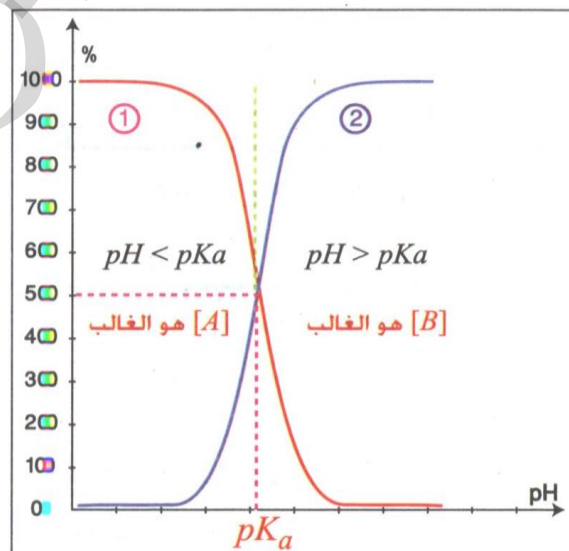
من العلاقة: $pH = pK_a$ يعني أن $\frac{[A^-]}{[AH]} = 1 \leftarrow \log \frac{[A^-]}{[AH]} = 0$ ومنه لا وجود لصفة غالبية.

الحالة الأولى: $pH > pK_a$ يعني أن $\frac{[A^-]}{[AH]} > 1 \leftarrow \log \frac{[A^-]}{[AH]} > 0$ ومنه الصفة الأساسية هي الغالبة.

الحالة الثالثة: $pH < pK_a$ يعني أن $\frac{[A^-]}{[AH]} < 1 \leftarrow \log \frac{[A^-]}{[AH]} < 0$ ومنه الصفة الحمضية هي الغالبة.

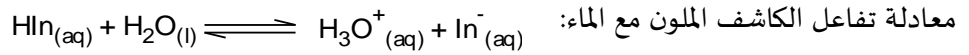


مخطط توزيع الصفة الغالبة:



4. تطبيقات على الكواشف الملونة:

الكاشف الملون هو عبارة عن ثنائية أساس/حمض (HIn/In⁻) حيث يكون للصيغة الحمضية والصيغة الأساسية لونين مختلفين.



إن ثابت الحموضة المرفق بهذه المعادلة هو: $K_{ai} = \frac{[\text{In}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HIn}]}$

$$pH = pK_{ai} + \log \frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]}$$

منه: إن لون المحلول يتعلق بالنسبة $\frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]}$ وبالتالي بقيمة الـ pH. $(pK_{ai} - 1 < pH < pK_{ai} + 1)$

الكاشف	اللون	مجال التغير اللوني	اللون
الهليانثين	أحمر	3,1-4,4	أصفر
أحمر الميثيل	أحمر	4,2-6,2	أصفر
أزرق البروموتيمول	أصفر	6,0-7,6	أزرق
الفينول فتاليين	عديم اللون	8,2-10,0	وردي