

الجداء الشاردي للماء في الدرجة 25°C ،  $Ke = [H_3O^+] \times [OH^-] = 10^{-14}$  ،  $pKe = -\text{Log} Ke = 14$

**pH محلول مائي** :  $pH = -\text{Log}[H_3O^+]$  . سواء كان المحلول حمضيا أو أساسيا أو معتدلا

**طبيعة محلول مائي**

محلل معتدل	محلل حامضي	محلل أساسي
$10^{-7}$	$> 10^{-7}$	$< 10^{-7}$
$[H_3O^+](\text{mol.L}^{-1})$	$[OH^-](\text{mol.L}^{-1})$	$[OH^-](\text{mol.L}^{-1})$
7	$< 7$	$> 7$
$pH$		

**النسبة النهائية للتقدم**

مهما كان التفاعل الكيميائي  $\tau_f = \frac{x_f}{x_m}$  ، تفاعل تام :  $\tau_f = 1$  ، تفاعل غير تام (محدود) :  $\tau_f < 1$

تفاعل حمض مع الماء :  $\tau_f = \frac{[H_3O^+]_f}{C}$  ، تفاعل أساس مع الماء :  $\tau_f = \frac{[OH^-]_f}{C}$

إذا مددنا أساسا ضعيفا أو حمضا ضعيفا تزداد نسبة التقدم النهائي . أي  $\tau_f$  تتناسب عكسيا مع التركيز المولي للحمض أو الأساس .

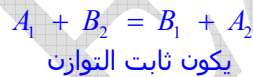
**كسر التفاعل  $Q_r$**

- يتعلّق بتراكيز الأفراد الكيميائية المنحلة
- لا يتعلّق بتراكيز المزيغ الابتدائي (تراكيز المتفاعلات)
- يتعلّق بدرجة الحرارة
- يتغير من الصفر إلى K (ثابت التوازن)

$$Q_r = \frac{[C]^\gamma \times [D]^\delta}{[A]^\alpha [B]^\beta} : \alpha A + \beta B = \gamma C + \delta D$$

**ثابت التوازن K**

في تفاعل حمض مع أساس للثنائيتين  $A_1/B_1$  و  $A_2/B_2$



$$K = \frac{K_{a1}}{K_{a2}} = 10^{pK_{a2} - pK_{a1}}$$

$K = Q_{rf}$  (أي كسر التفاعل النهائي) ، له نفس خصائص  $Q_r$

تفاعل تام :  $K > 10^4$  ، تفاعل غير تام :  $K < 10^4$   
العلاقة بين  $K$  و  $\tau_f$  عند تحليل حمض أو أساس في الماء التوازن

$$K = \frac{\tau_f^2}{1 - \tau_f} C$$

**ثابت الحموضة لثنائية أساس / حمض (A/B)**

$$pH = pK_a + \text{Log} \frac{[B]}{[A]} , K_a = \frac{[H_3O^+] \times [B]}{[A]}$$

- $K_a$  و  $pK_a$  غير معرفان بالنسبة لحمض أو أساس قويين .
- كلما كان  $K_a$  أكبر (أي  $pK_a$  أصغر) يكون الحمض أقوى .
- كلما كان  $K_a$  أصغر (أي  $pK_a$  أكبر) يكون الأساس أقوى .

عندما يكون الماء أساسا  $H_3O^+ / H_2O$

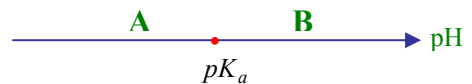
$$pK_a = 0 , K_a = 1$$

عندما يكون الماء حمضا  $H_2O / OH^-$

$$pK_a = 14 , K_a = 10^{-14}$$

**مجال تعلّب الفردين الكيميائيين في ثنائية A/B**

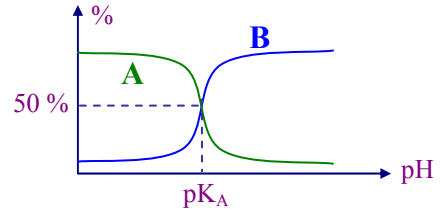
- $[A] = [B]$  :  $pH = pK_a$
- $[A] > [B]$  :  $pH < pK_a$
- $[B] > [A]$  :  $pH > pK_a$



## مجال توزيع الصفة لثنائية أساس / حمض (A/B)

$$\begin{aligned} \%[A] = \%[B] = 50\% & : \text{pH} = \text{pK}_a - \\ \%[A] > \%[B] & \text{pH} < \text{pK}_a - \\ \%[B] > \%[A] & \text{pH} > \text{pK}_a - \end{aligned}$$

مع العلم :  $[A] + [B] = C$  ، هو التركيز المولي للحمض أو الأساس



## المعايرة

### الكاشف الملون :

يتميز بثنائية أساس / حمض (HIn / In<sup>-</sup>)  
لون HIn يختلف عن لون In<sup>-</sup>



مجال تغير الكاشف : (الشكل) . أفضل كاشف للمعايرة هو الذي مجاله يشمل نقطة التكافؤ .

### معايرة حمض قوي أساس قوي

مثلا :  $(\text{Na}^+, \text{OH}^-) \rightarrow (\text{H}_3\text{O}^+, \text{Cl}^-)$

معادلة التفاعل :  $(\text{Na}^+, \text{OH}^-) + (\text{H}_3\text{O}^+, \text{Cl}^-) = 2\text{H}_2\text{O} + (\text{Na}^+, \text{Cl}^-)$

- التركيز المولي للحمض :  $C_a = 10^{-\text{pH}_0}$

$$\text{عند نقطة التكافؤ E يكون } C_a V_a = C_b V_{bE} \quad , \quad [\text{Cl}^-] = \frac{C_a V_a}{V_a + V_{bE}} \quad , \quad [\text{Na}^+] = \frac{C_b V_{bE}}{V_a + V_{bE}}$$

تسمى نقطة التكافؤ كذلك نقطة التعديل لأن  $\text{pH} = 7$

نحسب تراكيز الأفراد الكيميائية في كل نقطة باستعمال جدول التقدم .

### معايرة أساس قوي بحمض قوي

مثلا :  $(\text{H}_3\text{O}^+, \text{Cl}^-) \rightarrow (\text{Na}^+, \text{OH}^-)$

معادلة التفاعل :  $(\text{Na}^+, \text{OH}^-) + (\text{H}_3\text{O}^+, \text{Cl}^-) = 2\text{H}_2\text{O} + (\text{Na}^+, \text{Cl}^-)$

- التركيز المولي للأساس :  $C_b = 10^{\text{pH}_0 - 14}$

$$\text{عند نقطة التكافؤ E يكون } C_a V_{aE} = C_b V_b \quad , \quad [\text{Cl}^-] = \frac{C_a V_{aE}}{V_{aE} + V_b} \quad , \quad [\text{Na}^+] = \frac{C_b V_b}{V_{aE} + V_b}$$

تسمى نقطة التكافؤ كذلك نقطة التعديل لأن  $\text{pH} = 7$

نحسب تراكيز الأفراد الكيميائية في كل نقطة باستعمال جدول التقدم .

### معايرة حمض ضعيف أساس قوي

مثلا :  $(\text{Na}^+, \text{OH}^-) \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}$

معادلة التفاعل :  $\text{CH}_3\text{COOH} + (\text{Na}^+, \text{OH}^-) = \text{H}_2\text{O} + (\text{Na}^+, \text{CH}_3\text{COO}^-)$

$C_a \neq 10^{-\text{pH}_0}$

عند نقطة التكافؤ E يكون :  $C_a V_a = C_b V_{bE}$

عند نقطة نصف التكافؤ E' يكون  $[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$

نحسب تراكيز الأفراد الكيميائية في كل نقطة باستعمال جدول التقدم .

### معايرة أساس ضعيف بحمض قوي

مثلا :  $(\text{H}_3\text{O}^+, \text{Cl}^-) \rightarrow \text{NH}_3$

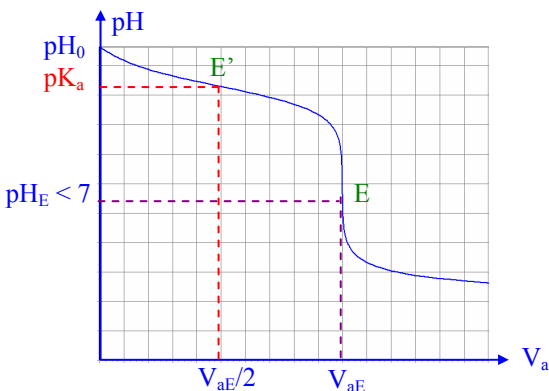
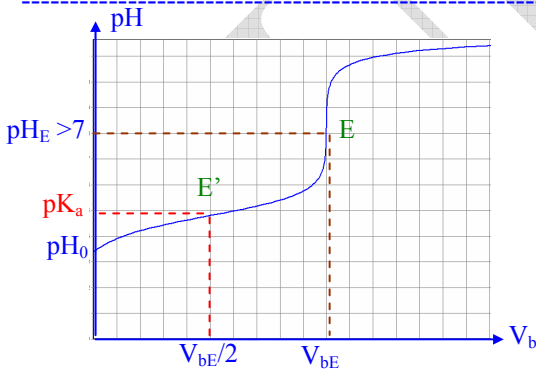
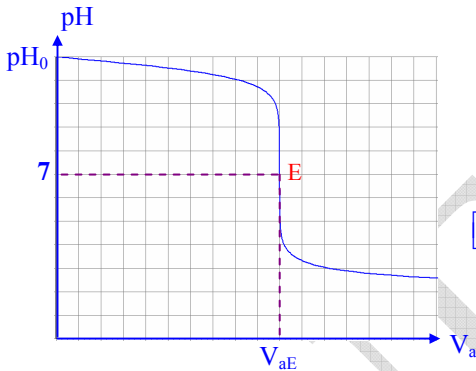
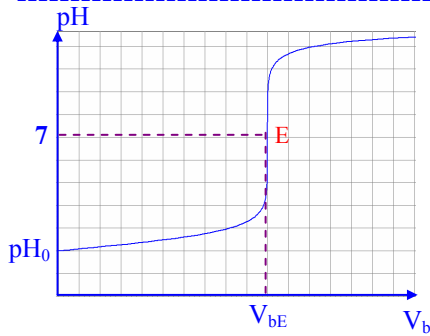
معادلة التفاعل :  $\text{NH}_3 + (\text{H}_3\text{O}^+, \text{Cl}^-) = \text{H}_2\text{O} + (\text{NH}_4^+, \text{Cl}^-)$

$C_b \neq 10^{\text{pH}_0 - 14}$

عند نقطة التكافؤ E يكون :  $C_a V_{aE} = C_b V_b$

عند نقطة نصف التكافؤ E' يكون  $[\text{NH}_3] = [\text{NH}_4^+]$

نحسب تراكيز الأفراد الكيميائية في كل نقطة باستعمال جدول التقدم .



عادة ما يُطلب البرهان على هذه العلاقات في تمارين البكالوريا ، لهذا جمعنا لك في هذه الوثيقة كل العلاقات المحتملة . يجب عليك أن تبرهن عليها كلها ، حيث كلما فرغ لك الوقت حاول أن تبرهن على علاقة أو علاقيتين . وهذا ما يجعلك تفهم أكثر هذا الدرس .

1 - محلول مائي حمضي لحمض ضعيف تركيزه  $C$  . بيّن أن  $\tau_f = \frac{10^{-pH}}{C}$

2 - محلول مائي أساسي لأساس ضعيف تركيزه المولي  $C$  . بيّن أن  $\tau_f = \frac{10^{pH-14}}{C}$

3 - محلول مائي حمضي أو أساسي تركيزه المولي  $C$  . بيّن أن  $K = \frac{C\tau_f^2}{1-\tau_f}$

4 - نحلل حمضا ضعيفا في الماء . بيّن أن  $\tau_f = \frac{K_a}{K_a + 10^{-pH}}$

5 - نحلل أساسا ضعيفا في الماء . بيّن أن  $\tau_f = \frac{1}{1 + K_a \times 10^{pH}}$

6 - نحلل في الماء حمضا ضعيفا فيكون تركيزه المولي  $C$  . بيّن أن  $Q_{rf} = K = \frac{[H_3O^+]^2}{C - [H_3O^+]} = K_a$

7 - نحلل في الماء أساسا ضعيفا فيكون تركيزه المولي  $C$  . بيّن أن  $Q_{rf} = K = \frac{[OH^-]^2}{C - [OH^-]} = \frac{K_e}{K_a}$

8 - حمض ضعيف جدًا في الماء تركيزه المولي  $C_A$  .  $C_A = 10^{pK_a - 2pH}$

9 - أساس ضعيف جدًا في الماء تركيزه المولي  $C_B$  .  $C_B = 10^{(2pH - pK_a - pK_e)}$

10 - نحلل حمض الإيثانويك في الماء . بيّن أن  $pH = pK_a + \text{Log} \frac{[CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f}$

11 - حمض ضعيف في الماء ، حيث  $V$  هو حجم المحلول ، بيّن أن  $Q_{rf} = \frac{x_m \tau_f^2}{V(1-\tau_f)}$

12 - حمض ضعيف في الماء ، تركيزه المولي  $C$  . بيّن أن  $Q_{rf} = \frac{10^{-2pH}}{C - 10^{-pH}}$

13 - حمض الميثانويك في الماء ، تركيزه المولي  $C$  . بيّن أن  $\frac{[HCOOH]_f}{[HCOO^-]_f} = C \cdot 10^{pH} - 1$

14 - حمض ضعيف في الماء . بيّن أن  $\tau_f = \frac{1}{1+10^{pK_a-pH}}$

15 - أساس ضعيف في الماء . بيّن أن  $\tau_f = \frac{1}{1+10^{pH-pK_a}}$

16 - محلول حمضي لحمض ضعيف تركيزه C وحجمه V ، أو محلول مائي لأساس ضعيف . بيّن أن  $K = \frac{x_f^2}{V(CV-x_f)}$

17 - حمض قوي في الماء . بيّن أن  $pH = -\text{Log} C_A$

18 - أساس قوي في الماء . بيّن أن  $pH = 14 + \text{Log} C_B$

19 - نمزج  $n_0 \text{ mol}$  من  $CH_3COOH$  مع  $n_0 \text{ mol}$  من  $NH_3$  . بيّن أن  $\tau_{eq} = \frac{\sqrt{K}}{1+\sqrt{K}}$

20 - في تفاعل حمض - أساس بين الثنائيتين  $A_1 / B_1$  و  $A_2 / B_2$  . بيّن أن  $K = 10^{pK_{a2}-pK_{a1}}$

21 - نعابير حمضا ضعيفا بواسطة أساس قوي . بيّن أن  $pK_a = pH + \text{Log} \left( \frac{C_A V_A}{C_B V_B} - 1 \right)$

22 - عند معايرة حمض قوي بأساس قوي ، بيّن أنه :

$$\left. \begin{aligned} pH &= -\text{Log} \frac{C_A V_A - C_B V_B}{V_A + V_B} : \text{ قبل التكافؤ} \\ pH &= pK_e - \text{Log} \frac{V_A + V_B}{C_B V_B - C_A V_A} : \text{ بعد التكافؤ} \end{aligned} \right\}$$

23 - عند معايرة أساس قوي بحمض قوي ، بيّن أنه :

$$\left. \begin{aligned} pH &= pK_e - \text{Log} \frac{V_A + V_B}{C_B V_B - C_A V_A} : \text{ قبل التكافؤ} \\ pH &= -\text{Log} \frac{C_A V_A - C_B V_B}{V_A + V_B} : \text{ بعد التكافؤ} \end{aligned} \right\}$$

24 - نمزج حجمين متساويين من حمض الإيثانويك تركيزه المولي C وميثانات الصوديوم تركيزه المولي 2C .

$$K = \frac{\tau_f^2}{(2-\tau_f)(1-\tau_f)}$$

بيّن أن