

$$pK_e = -\log K_e = 14 \quad , \quad K_e = [H_3O^+] \times [OH^-] = 10^{-14} \quad \text{الجداء الشاردي للماء}$$

pH وطبيعة محلول مائي

$$pH = -\log [H_3O^+] \quad . \quad \text{سواء كان المحلول حمضيا أو أساسيا أو معتدلا}$$

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

النسبة النهائية للتقدم

$$\tau = \frac{x_f}{x_m} \quad , \quad \text{تفاعل تام: } \tau = 1 \quad , \quad \text{تفاعل غير تام (محدود): } \tau < 1$$

$$\tau = \frac{[OH^-]}{C} \quad , \quad \text{تفاعل حمض مع الماء: } \tau = \frac{[H_3O^+]}{C}$$

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

كسر التفاعل Q_r

- لا يتعلق بتركيب المزيج الابتدائي (تراكيز المتفاعلات)
- يتعلق بدرجة الحرارة
- يتغير من الصفر إلى K (ثابت التوازن)

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

ثابت التوازن K

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



يكون ثابت التوازن

$$K = \frac{K_{A1}}{K_{A2}} = 10^{pK_{A2} - pK_{A1}}$$

(أي كسر التفاعل النهائي) ، له نفس خصائص Q_r

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

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

ثابت الحموضة لثنائية أساس / حمض (A/B)

$$pH = pK_A + \log \frac{[B]}{[A]} \quad , \quad K_A = \frac{[H_3O^+] \times [B]}{[A]}$$

- pK_A و K_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

$$pK_A = 0 \quad , \quad K_A = 1$$

عندما يكون الماء حمضا H_2O / OH^-

$$pK_A = 14 \quad , \quad K_A = 10^{-14}$$

مجال تغلب الفردين الكيميائيين في ثنائية A/B

$$[A] = [B] : \quad pH = pK_A -$$

$$[A] > [B] \quad pH < pK_A -$$

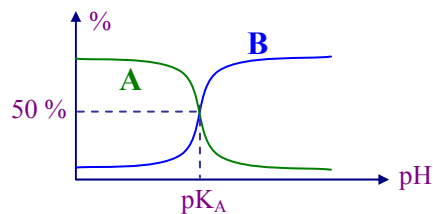
$$[B] > [A] \quad pH > pK_A -$$



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

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

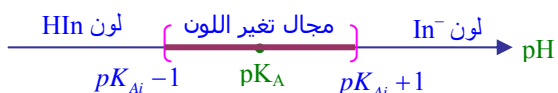
مع العلم : $[A] + [B] = C$ ، هو التركيز المولي للحمض أو الأساس



المعايرة

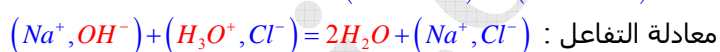
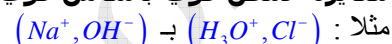
الكاشف الملون :

يتميز بثنائية أساس / حمض (HIn / In⁻)
لون HIn يختلف عن لون In⁻



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

معايرة حمض قوي بأساس قوي

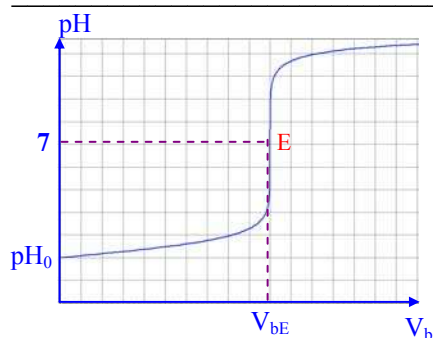


- التركيز المولي للحمض : $C_a = 10^{-\text{pH}_0}$

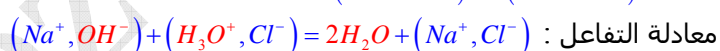
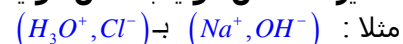
$$\text{عند نقطة التكافؤ E يكون } C_a V_a = C_b V_{bE} \quad [Cl^-] = \frac{C_a V_a}{V_a + V_{bE}}, \quad [Na^+] = \frac{C_b V_{bE}}{V_a + V_{bE}}$$

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

نحسب تراكيز الأفراد الكيميائية في كل نقطة بمبدأي انحفاظ الشحنة والمادة.



معايرة أساس قوي بحمض قوي

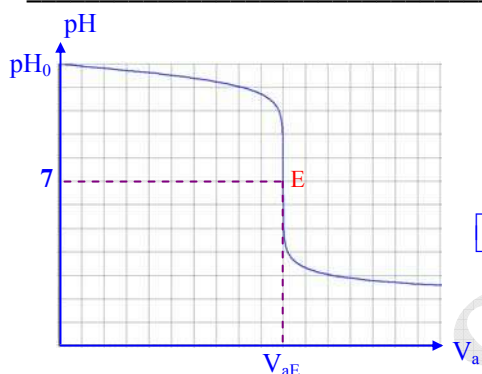


- التركيز المولي للأساس : $C_b = 10^{\text{pH}_0 - 14}$

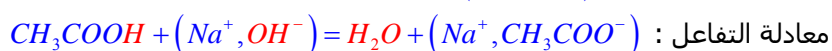
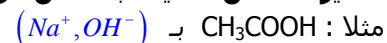
$$\text{عند نقطة التكافؤ E يكون } C_b V_b = C_a V_{aE} \quad [Cl^-] = \frac{C_a V_{aE}}{V_{aE} + V_b}, \quad [Na^+] = \frac{C_b V_b}{V_{aE} + V_b}$$

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

نحسب تراكيز الأفراد الكيميائية في كل نقطة بمبدأي انحفاظ الشحنة والمادة.



معايرة حمض ضعيف بأساس قوي

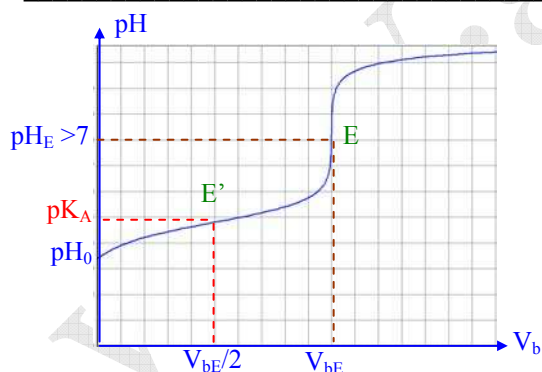


$C_a \neq 10^{-\text{pH}_0}$

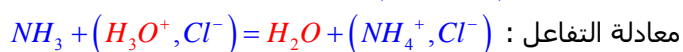
عند نقطة التكافؤ E يكون : $C_a V_a = C_b V_{bE}$

$$\text{عند نقطة نصف التكافؤ E' يكون } [CH_3COOH] = [CH_3COO^-]$$

نحسب تراكيز الأفراد الكيميائية في كل نقطة بمبدأي انحفاظ الشحنة والمادة



معايرة أساس ضعيف بحمض قوي



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

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

$$\text{عند نقطة نصف التكافؤ E' يكون } [NH_3] = [NH_4^+]$$

نحسب تراكيز الأفراد الكيميائية في كل نقطة بمبدأي انحفاظ الشحنة والمادة

