

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

## pH وطبيعة محلول مائي

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

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

## النسبة النهائية للتقدم

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

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

إذا مددنا أساسا ضعيفا أو حمضا ضعيفا تزداد نسبة التقدم النهائي . أي  $\tau$  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

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

$K = Q_r$  (أي كسر التفاعل النهائي) ، له نفس خصائص  $Q_r$

تفاعل تام :  $K > 10^4$  ، تفاعل غير تام :  $K < 10^4$   
العلاقة بين K و  $\tau$  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 .

## مجال تغلب الفردين الكيميائيين في ثنائية A/B

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

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

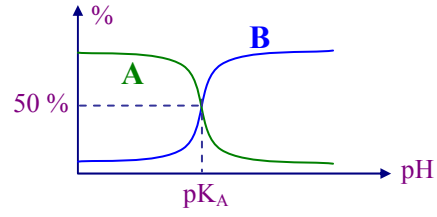
$$[B] > [A] \quad pH > pK_A -$$



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

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

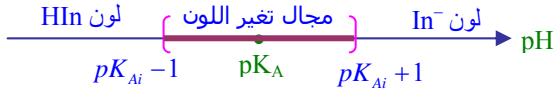
مع العلم :  $[A] + [B] = C$  ، هو التركيز المولي للحمض أو الأساس



### المعايرة

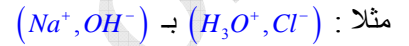
#### الكاشف الملون :

يتميز بثنائية أساس / حمض (HIn / In<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 بأساس قوي



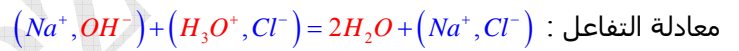
- التركيز المولي للحمض :  $C_a = 10^{-\text{pH}_0}$

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

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

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

#### معايرة أساس قوي بحمض قوي



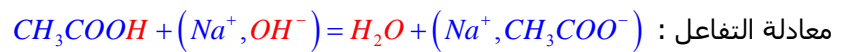
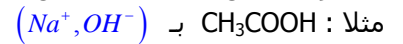
- التركيز المولي للأساس :  $C_b = 10^{\text{pH}_0 - 14}$

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

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

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

#### معايرة حمض ضعيف بأساس قوي



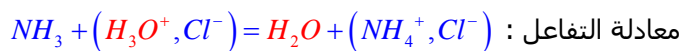
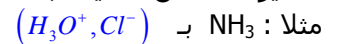
$C_a \neq 10^{-\text{pH}_0}$

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

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 :  $C_a V_{aE} = C_b V_b$

عند نقطة نصف التكافؤ E' يكون  $[NH_3] = [NH_4^+]$

نحسب تراكيز الأفراد الكيميائية في كل نقطة بمبدأي انحفاظ الشحنة والمادة

