

## 1 - الأحماض و الأسس حسب تعريف برونشترد :

### 1 - 1 - 1 - الأحماض :

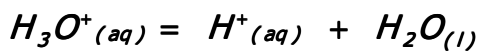
#### 1 - 1 - 1 - 1 - تعريف الحمض :

هو كل فرد كيميائي ( شاردة ، جزئ ) بإمكانه فقدان بروتون  $H^+$  أو أكثر .  
أمثلة :

\* حمض كلور الهيدروجين HCl

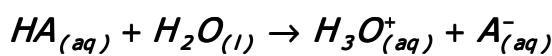
\* حمض الكبريت  $H_2SO_4$

\* شاردة الهيدرونيوم  $H_3O^+$



هو الحمض الذي يتشرد كليا في الماء وفق المعادلة :

أمثلة : \* حمض كلور الهيدروجين HCl \* شاردة الهيدرونيوم  $H_3O^+$



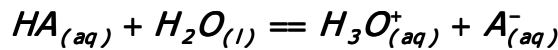
### 1 - 1 - 2 - الحمض القوي :

الحمض القوي يحقق مايلي :  $pH = - \log C$  ،  $C [ H_3O^+ ] = C$  : تركيز الحمض القوي .

### 1 - 1 - 3 - الحمض الضعيف :

هو الحمض الذي يتشرد جزئيا في الماء وفق المعادلة :

أمثلة : \* الأحماض العضوية مثل حمض الخل  $CH_3COOH$  \* شاردة الأمونيوم  $NH_4^+$



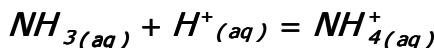
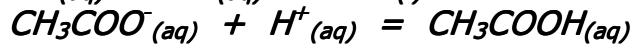
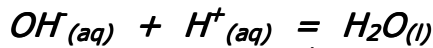
### 1 - 2 - 1 - الأسس :

#### 1 - 2 - 1 - 1 - تعريف الأساس :

هو كل فرد كيميائي ( شاردة ، جزئ ) بإمكانه اكتساب بروتون  $H^+$  أو أكثر .



أمثلة :

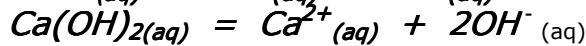
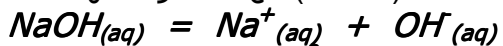


\* شاردة الماءات OH

\* شاردة الايثانوات  $CH_3COO^{-}$

\* غاز النشادر  $NH_3$

ملاحظة : كل جسم نقي قادر على اعطاء شوارد الماءات OH عند تفاعله ( انحلاله ) مع الماء هو أساس .

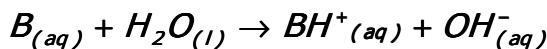


أمثلة : \* ماءات الصوديوم NaOH

\* ماءات الكالسيوم  $Ca(OH)_2$

### 1 - 2 - 2 - الأساس القوي :

هو الأساس الذي يتشرد كليا وفق المعادلة :



\* ماء جافيل ( هيبوكلوريت الصوديوم ) NaClO .

أمثلة : \* شاردة الماءات OH

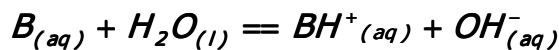
\* ماءات البوتاسيوم KOH .

\* ماءات الصوديوم NaOH

الأساس القوي يحقق مايلي :  $pH = \log C + 14$  ،  $C [ OH ] = C$  : تركيز الاساس القوي .

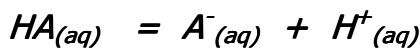
### 1 - 2 - 3 - الأساس الضعيف :

هو الأساس الذي يتشرد جزئيا في الماء وفق المعادلة :



أمثلة : \* غاز النشادر  $NH_3$  ، \* الأمينات مثل ميثيل أمين  $CH_3-NH_2$  .

### 1 - 3 - 1 - الثانية ( أساس / حمض ) :



عندما يتشرد الحمض HA يعطي الاساس المرافق له  $A^{-}$  :

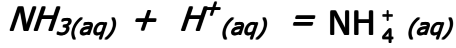
و يشكلان بذلك ثنائية ( أساس / حمض ) وهي  $( HA / A^{-} )$

أمثلة :



\* تشرد حمض الميثانويك :

الثنائية ( أساس / حمض ) هي  $( HCOOH / HCOO^{-} )$



\* تشرّد غاز النشادر :

الثنائية (أساس / حمض) هي (  $NH_4^+ / NH_3$  )

ملاحظات :

\* اذاحللنا حمضا في الماء ، فان الماء يلعب دور أساس بالثنائية (  $H_3O^+ / H_2O$  )

\* اذاحللنا أساسا في الماء ، فان الماء يلعب دور حمض بالثنائية (  $H_2O / OH^-$  )

## 1 - 4 - التفاعل (حمض - أساس) :

التفاعل (حمض - أساس) هو تفاعل يحدث فيه تبادل للبروتونات بين ثنائيتين (أساس<sub>1</sub> / حمض<sub>1</sub>) و (أساس<sub>2</sub> / حمض<sub>2</sub>) .

## 2 - pH محلول مائي :

### 2 - 1 - مفهوم pH المحاليل المائية :

\* توجد بعض المحاليل حمضية مثل : الخل ، عصير الليمون ، الفواكه قبل نضجها ..... الخ ، و بعضها قاعدي (أساسي) مثل : ماء جافيل ، النظاف ، الصابون ..... الخ ، و السبب في ذلك هو اختلاف تراكيزها بشوارد الهيدرونيوم  $H_3O^+$  التي تتغير من  $10^{-14} mol/l$  (في الدرجة 25°) .

\* ان تحديد طبيعة محلول (حمضي أو أساسي أو معتدل) تعتمد أساسا على تركيز شوارد الهيدرونيوم  $H_3O^+$  .

\* ان صعوبة التعامل مع التراكيز الصغيرة لـ  $H_3O^+$  (تحديدها بالمعايرة) أدرج مفهوم الـ  $pH$  .

### 2 - 2 - تعريف الـ $pH$ ( $potentiel d'hydrogene$ ، كمن الهيدروجين ، درجة الحموضة ) :

ان  $pH$  محلول مائي مرتبط بتركيز شوارد الهيدرونيوم حسب العلاقة الآتية :

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} \quad \text{أو} \quad pH = -\text{Log} [H_3O^+]$$

حيث  $\text{Log}$  هو اللوغاريتم العشري ،  $\text{Log} 10 = 1$  ،  $\text{Log} x = \frac{\ln x}{\ln 10}$

ملاحظات :

\* ان خواص اللوغاريتم العشري هي نفسها خواص اللوغاريتم النيبيري .

\* العلاقة صحيحة من أجل المحاليل المخففة أي  $[H_3O^+] \leq 5 \times 10^{-2} mol/l$  .

\* ان لـ  $pH$  يتغير بالتعاكس مع  $[H_3O^+]$  .

\* كلما كان  $pH$  محلول أصغر كلما زادت حموضته .

\* كلما كان  $pH$  محلول أصغر كلما كانت الناقلية الكهربائية أكبر .

### 2 - 3 - pH المحاليل المائية :

المحاليل المائية عند 25°C توجد على ثلاث حالات :

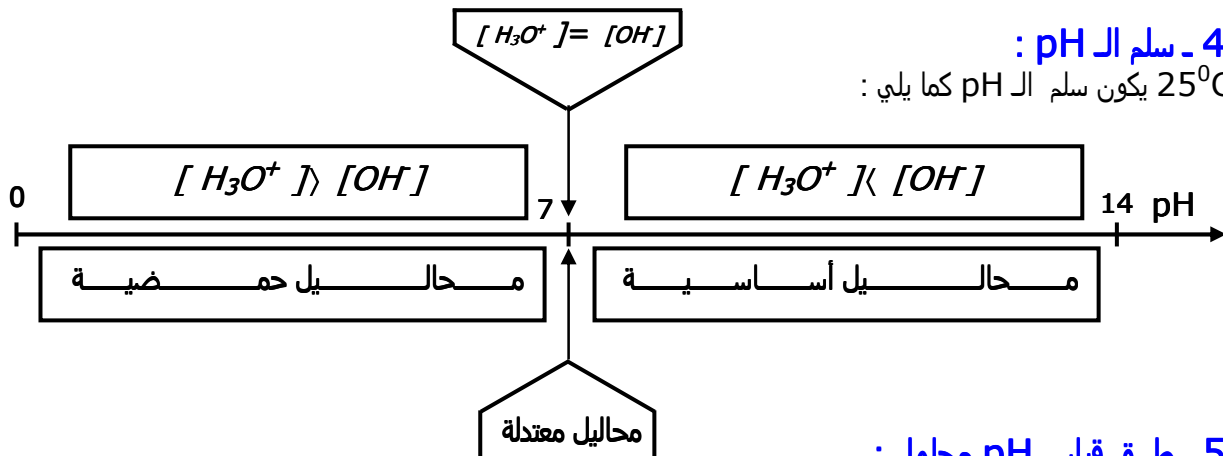
أ - المحاليل الحمضية يكون  $pH < 7$  ،  $[H_3O^+] > 10^{-7} mol/l$  ،  $[OH^-] < 10^{-7} mol/l$

ب - المحاليل الأساسية يكون  $pH > 7$  ،  $[H_3O^+] < 10^{-7} mol/l$  ،  $[OH^-] > 10^{-7} mol/l$

ج - المحاليل المعتدلة يكون  $pH = 7$  ،  $[H_3O^+] = 10^{-7} mol/l$  ،  $[OH^-] = 10^{-7} mol/l$

### 2 - 4 - سلم الـ pH :

عند 25°C يكون سلم الـ  $pH$  كما يلي :



### 2 - 5 - طرق قياس pH محلول :

يمكن قياس الـ  $pH$  لمحلول بطريقتين هما :

- أ - باستخدام جهاز يسمى مقياس الـ  $pH$  ( $pH$  - متر ) ، قياس دقيق لدرجة الحموضة .  
 ب - باستخدام الكواشف الملونة مثل ورق الـ  $pH$  ، قياس تقريبي لدرجة الحموضة .

### 3 - تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن :

#### 3 - 1 - التقدم النهائي و التقدم الأعظمي و نسبة التقدم :

نعتبر التحول الكيميائي المنمذج بالمعادلة الكيميائية الاتية :  $HA_{(aq)} + H_2O_{(l)} = H_3O^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$   
 جدول تقدم التفاعل :

حالة الجملة	تقدم التفاعل (mole)	$HA_{(aq)}$	$H_2O_{(l)}$	$H_3O^+_{(aq)}$	$A^-_{(aq)}$
الحالة لابتدائية	$x=0$	$n_0$	زيادة	$0$	$0$
الحالة الانتقالية	$x(t)$	$n_0 - x$	زيادة	$x$	$x$
الحالة النهائية	$x_f$	$n_0 - x_f$	زيادة	$x_f$	$x_f$

- أ - التقدم النهائي ( $x_f$ ) : هو قيمة التقدم لما تتوقف الجملة الكيميائية عن التطور .  
 ب - التقدم الأعظمي ( $x_{max}$ ) : هو قيمة التقدم الموافق لاستهلاك المتفاعل المحد .  
 ج - نسبة التقدم ( $\tau$ ) و النسبة النهائية للتقدم ( $\tau_f$ ) :

\* نسبة التقدم ( $\tau$ ) :  $\tau = \frac{x}{x_{max}}$  حيث ( $0 < \tau \leq 1$ )

\* النسبة النهائية للتقدم ( $\tau_f$ ) :  $\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}}$

\* بالنسبة للحمض الضعيف :  $\tau_f = \frac{[H_3O^+]}{C_1}$  : التركيز الأبتدائي للحمض .  $C_1$

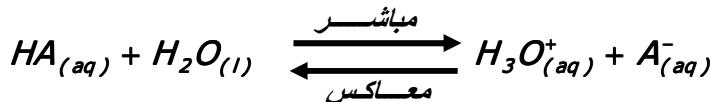
\* بالنسبة للأساس الضعيف :  $\tau_f = \frac{[OH^-]}{C_2}$  : التركيز الأبتدائي للأساس .  $C_2$

- \* اذا كان  $\tau_f = 1$  فان  $x_f = x_{max}$  و يكون التحول الكيميائي تام .  
 ومنه الأفراد الكيميائية المتواجدة في الحالة النهائية هي :  $H_2O, A^-, OH^-, H_3O^+$  .  
 \* اذا كان  $\tau_f < 1$  فان  $x_f < x_{max}$  و يكون التحول الكيميائي غير تام (محدود) .  
 ومنه الأفراد الكيميائية المتواجدة في الحالة النهائية هي :  $H_2O, A^-, OH^-, H_3O^+$  ، متبقي  $HA$  .  
 أي أن التحول الكيميائي توقف عن التطور دون بلوغ تقدمه الأعظمي و أن كل المتفاعلات و النواتج متواجدة بكميات ثابتة في المزيج ،  
 تعرف هذه الظاهرة بحالة التوازن الكيميائي .

### 3 - 2 - مفهوم حالة التوازن :

#### 3 - 2 - 1 - تفسير التوازن الكيميائي على المستوى العياني ( الماكروسكوبي ) :

يتوقف تطور الجملة الكيميائية لأن سرعة التفاعل في الاتجاه المباشر تساوي سرعته في الاتجاه المعاكس .

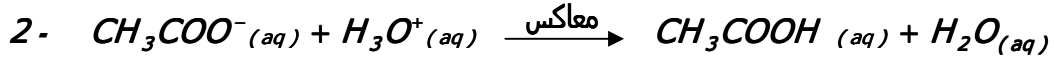
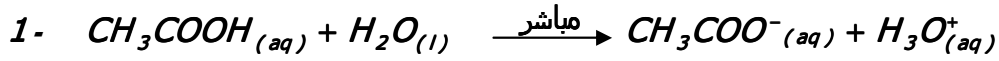


#### 3 - 2 - 2 - تفسير التوازن الكيميائي على المستوى المجهرى ( الميكروسكوبي ) :

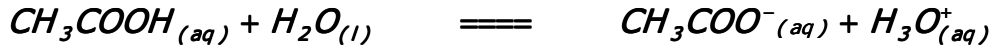
تكون عدد التصادمات الفعالة في الاتجاه المباشر تساوي عدد التصادمات الفعالة في الاتجاه المعاكس خلال نفس الزمن فنقول أنه حدث توازن كيميائي .

### 3 - 3 - كتابة معادلة التفاعل المنمذج لتحول كيميائي :

مثال : تفاعل حمض الايثانويك  $CH_3COOH$  مع الماء  $H_2O$  :



التفاعلات عكسيان و يحدثان معا فتكتب المعادلة بسهمين ( $\rightleftharpoons$ ) أو ( $\rightleftharpoons$ ) و نكتب :



### 3-4 - كسر التفاعل ( Q<sub>r</sub> , quotient de reaction ) :

نعتبر التحول الكيميائي النمذج بالمعادلة الكيميائية الاتية :  $\alpha A + \beta B = \gamma C + \delta D$  حيث  $A, B, C, D$  . الأنواع الكيميائية .  
 $\alpha, \beta, \gamma, \delta$  . المعاملات الستوكيو مترية .

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

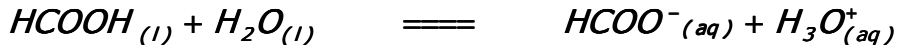
\* كسر التفاعل يعطى بالعلاقة الاتية :

ملاحظة : اذا كان أحد أفراد الجملة مادة غير منحلة ( صلبة أو غاز متصاعد أو مادة مذيية مثل الماء ) فلا تدخل في العلاقة .  
**مثال - 1 - تفاعل حمض الميثانويك مع الايثانوات**



$$Q_r = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] [\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOO}^-] [\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

مثال - 2 - حالة الماء مذيب و يكون متفاعلا أو ناتجا ( تفاعل حمض الميثانويك مع الماء ) :



$$Q_r = \frac{[\text{HCOO}^-] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]}$$

مثال - 3 - حالة الماء ليس مذيبا و يكون متفاعلا أو ناتجا [ تفاعل حمض الايثانويك مع الايثانول ( تفاعل الأسترة ) ] :



$$Q_r = \frac{[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5] [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CH}_3\text{COO}] [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]}$$

مثال - 4 - حالة تفاعل يكون أحد المتفاعلات أو النواتج نوع كيميائي صلب ( تفاعل كبريتات النحاس مع معدن الزنك ) :



$$Q_r = \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

### 3-5 - ثابت التوازن K :

نعتبر التحول الكيميائي النمذج بالمعادلة الكيميائية الاتية :  $\alpha A + \beta B = \gamma C + \delta D$  ثابتا و يسمى في هذه الحالة ثابت التوازن الكيميائي و يرمز له بالرمز K و عند التوازن الكيميائي يكون كسر التفاعل النهائي Q<sub>r</sub> ثابتا و يسمى في هذه الحالة ثابت التوازن الكيميائي و يرمز له بالرمز K و

$$K = Q_{r_f} = \frac{[C]^\gamma [D]^\delta}{[A]^\alpha [B]^\beta}$$

نكتب :

ملاحظات :

أ - ثابت التوازن K يوافق معادلة التفاعل في اتجاه معين فهو يميز التفاعل الحادث .

- ب- ثابت التوازن  $K$  لا يتعلق بكميات مادة المتفاعلات .  
ج- ثابت التوازن  $K$  لا يتعلق بالدرجة الحرارة .

### 3- 6 - تأثير الحالة الابتدائية للجملة و ثابت التوازن على حالة التوازن :

\* النسبة النهائية لتقدم التفاعل (  $\tau_f$  ) تتعلق بالحالة الابتدائية للجملة ( التركيز المولي الابتدائي C ) و بثابت التوازن K

$$K = Q_{r_f} = \frac{\tau_f^2 \cdot C}{1 - \tau_f} \quad \text{وفق العلاقة :}$$

### 4 - التحولات حمض - أساس :

#### 4 - 1 - التشرذ الذاتي للماء :

الماء المقطر يتفكك ذاتيا الى شوارد  $H_3O^+$  و  $OH^-$  وفق التفاعل الاتي :



#### 4 - 2 - الجداء الشاردي للماء :

يعرف الجداء الشاردي للماء بثابت التوازن للماء و يرمز له بالرمز  $K_e$  و يعطى بالعلاقة :  
\*  $K_e$  ثابت يتعلق بدرجة الحرارة .

$$K_e = 10^{-pK_e} \quad \text{أو} \quad pK_e = -\log K_e \quad \text{نعرف الـ } pK_e \text{ بالعلاقة :}$$

\* عند  $25^\circ C$  يكون  $K_e = 10^{-14}$  ومنه  $pK_e = 14$  .

### 4 - 3 - ثابت الحموضة $K_a$ و الـ $pK_a$ للثنائية ( حمض / حمض ) :

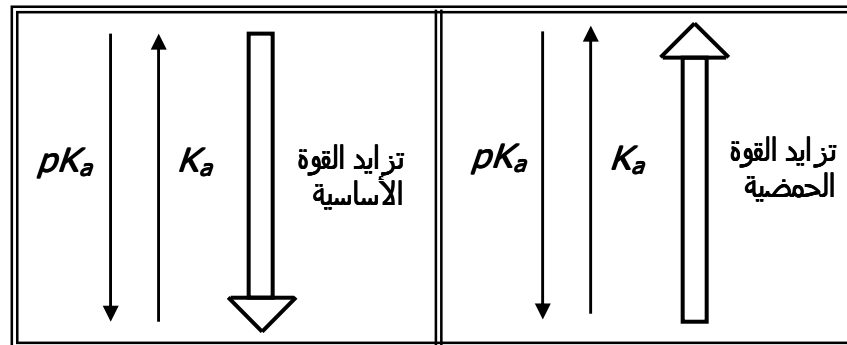


ان ثابت الحموضة  $K_a$  للثنائية (  $HA / A^-$  ) هو ثابت التوازن K الموافق لمعادلة التفاعل و نكتب :

$$K_a = K = \frac{[H_3O^+]_f [A^-]_f}{[AH]_f} \quad \Leftrightarrow \quad K_a = K = \frac{[H_3O^+]_f [\text{الأساس}]_f}{[\text{الحمض}]_f}$$

نعرف الـ  $pK_a$  للثنائية (  $HA / A^-$  ) كالتالي :  $pK_a = -\log K_a \Rightarrow K_a = 10^{-pK_a}$

- \*  $pK_a$  و  $K_a$  ثابتان يتعلقان بدرجة الحرارة . \*  $pK_a$  يتغير بالتعكس مع  $K_a$  .
- \* كلما كان  $K_a$  أكبر كان  $pK_a$  أصغر كان الحمض أقوى و الأساس أضعف .
- \* كلما كان  $K_a$  أصغر كان  $pK_a$  أكبر كان الحمض أضعف و الأساس أقوى .

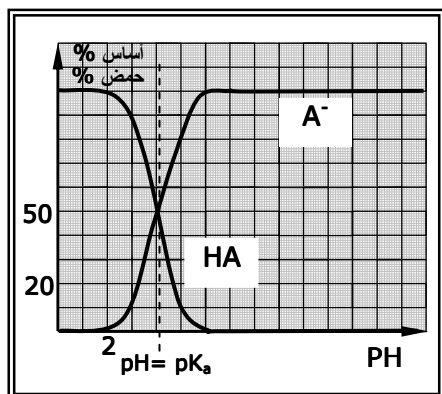
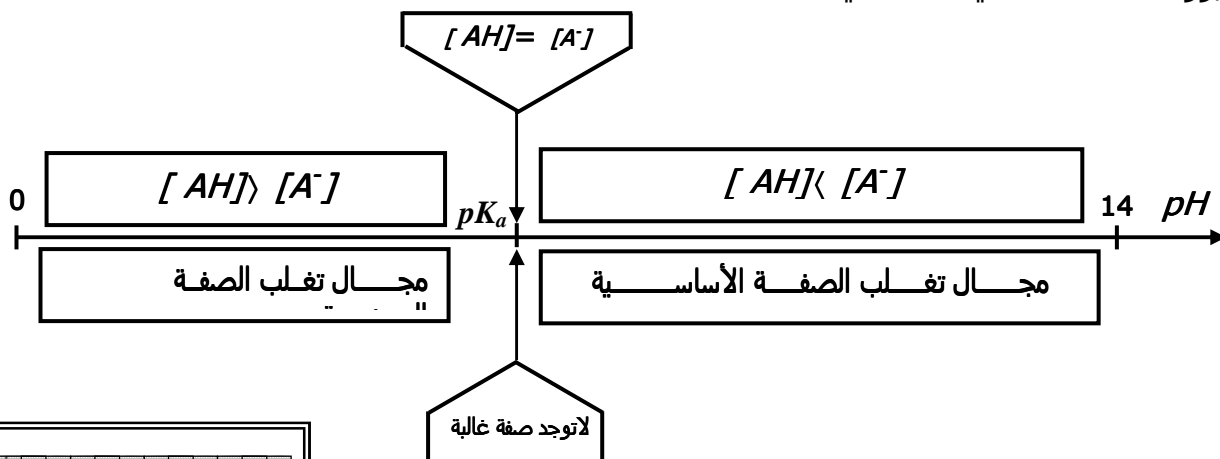


### 4 - 4 - العلاقة بين الـ pH و الـ $pK_a$ :

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]_f}{[AH]_f} \quad \Leftrightarrow \quad pH = pK_a + \log \frac{[\text{الأساس}]_f}{[\text{الحمض}]_f}$$

#### 4 - 5 - مجالات تغلب الصفة الحمضية أو الأساسية للتنائية (أساس / حمض) :

تبرز ثلاث حالات كما في الشكل الاتي :



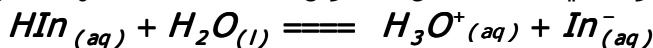
#### 4 - 6 - مخطط توزيع الصفة الغالبة للتنائية (أساس / حمض) :

- أ - لما  $pH > pK_a$  يكون % الحمض < % الأساس ومنه [الحمض] < [الأساس]
- ب - عند نقطة تقاطع المنحنيين يكون  $pH = pK_a$  و % الحمض = % الأساس = 50% ومنه [الحمض] = [الأساس]
- ج - لما  $pH < pK_a$  يكون % الحمض > % الأساس ومنه [الحمض] > [الأساس]

#### 4 - 7 - تطبيق على الكواشف الملونة :

أ - تعريف الكاشف الملون : هو ثنائية (أساس ضعيف / حمض ضعيف) ،  $(HIn / In^-)$  حيث لون الحمض  $HIn$  يختلف عن لون الأساس  $In^-$  .

\* عند وضع كاشف ملون في محلول مائي فإنه يتفاعل مع الماء وفق معادلة التفاعل حمض - أساس الاتية :



$$K_i = \frac{[H_3O^+]_f [In^-]_f}{[HIn]_f}$$

\* ثابت الحموضة  $K_i$  للتنائية  $(HIn / In^-)$  :

$$K_i = 10^{-pK_i} \Rightarrow pK_i = - \log K_i$$

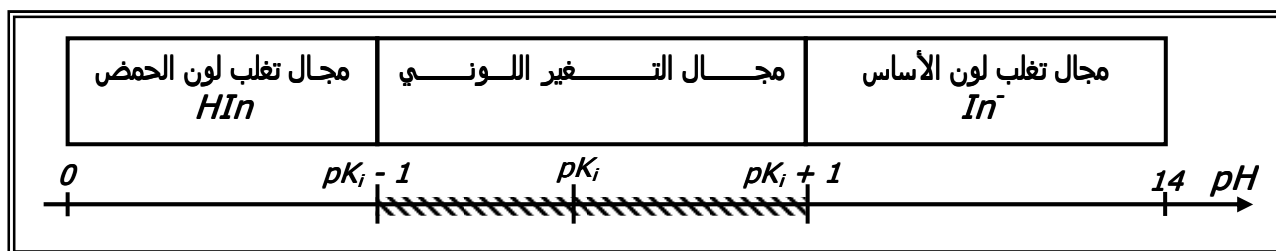
\* الـ  $pK_i$  للتنائية  $(HIn / In^-)$  :

$$pH = pK_i + \log \frac{[In^-]_f}{[HIn]_f}$$

\* العلاقة بين الـ  $pH$  و الـ  $pK_i$  :

\*  $K_i$  و  $pK_i$  ثابتان يتعلقان بدرجة الحرارة.

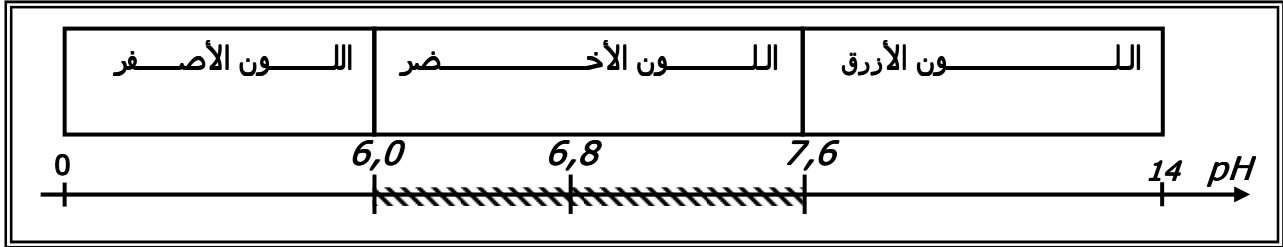
ب - مجالات التغير اللوني : تبرز ثلاث حالات كما في الشكل :



\* عند ادخال كاشف ملون وسط محلول يحقق العلاقة  $pH \leq pK_i - 1$  يأخذ المحلول لون الشكل الحمضي للكاشف .

\* عند ادخال كاشف ملون وسط محلول يحقق العلاقة  $pH \geq pK_i + 1$  يأخذ المحلول لون الشكل الأساسي للكاشف .

\* عند ادخال كاشف ملون وسط محلول يحقق العلاقة  $pK_i - 1 \leq pH \leq pK_i + 1$  يأخذ المحلول اللون الذي يتشكل من تطابق لوني الحمض و الأساس المرافق له .  
يدعى مجال الـ pH في هذه الحالة بمجال التغير اللوني ( *Zone de Virage* ) .  
**مثال :** مجالات التغير اللوني لكاشف الأزرق البروموثيمول ( *B B T* ) .  
مجال التغير اللوني للأزرق البروموثيمول ( *B B T* ) هو  $( 7.6 \geq pH \geq 6.0 )$



**ملاحظة :** ان مجال التغير اللوني للكواشف قليلا ما يوافق العلاقة  $pK_i - 1 \leq pH \leq pK_i + 1$  و السبب يعود الى الحساسية المتغيرة للعين من لون الى اخر .

#### 4 - 8 - المعايرة الـ pH مترية :

**مثال :** معايرة محلول حمض الايثانويك بواسطة محلول الصودا :

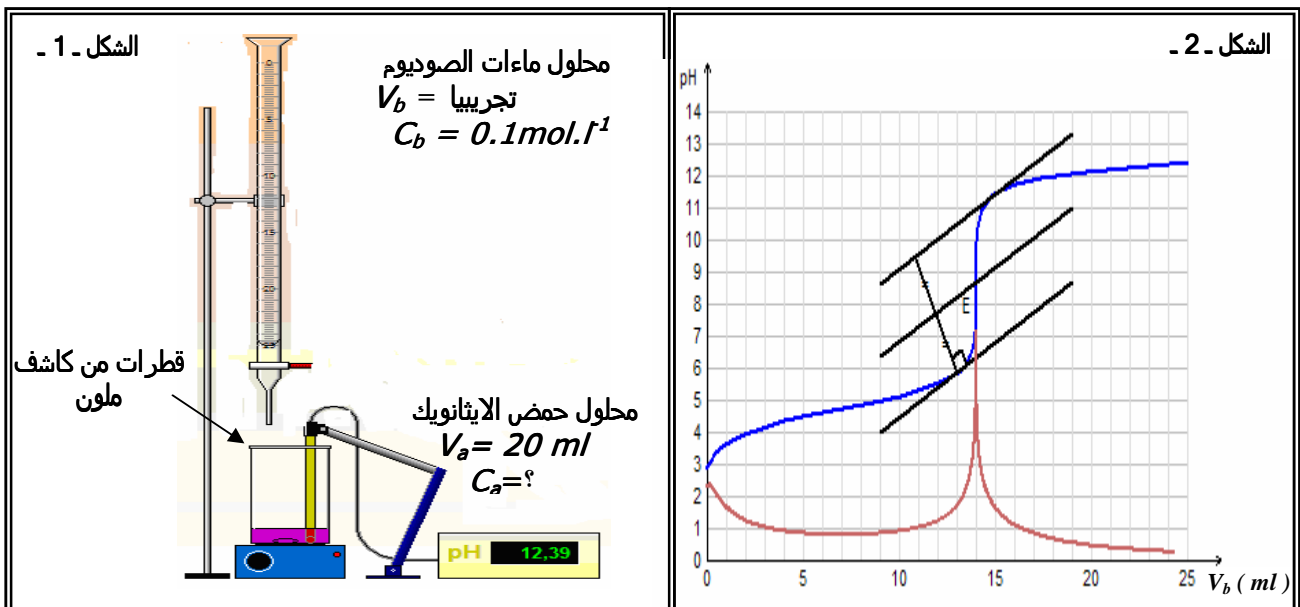
##### 1 - البروتوكول التجريبي :

**أ - الأدوات و المواد و الأجهزة :** \* كأس بيشر \* سحاحة \* حامل \* ماصة \* محلول حمض الايثانويك \* محلول ماءات الصوديوم \* مخلاط مغناطيسي \* مقياس الـ pH .

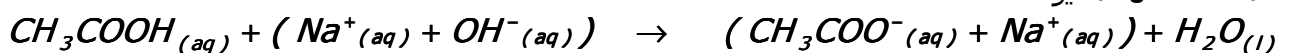
**ب - طريقة العمل :** كما هو مبين في الشكل - 1 - :  
\* نقيس الـ pH عند كل اضافة فنحصل على الجدول الاتي :

$V_b$ ml	0.0	2.0	5.0	9.0	13.0	13.5	14.0	14.5	15.5	18.0	22.0	25.0
pH	2.96	3.98	4.5	5.01	5.86	6.18	8.66	11.16	11.63	12.02	12.28	13.39

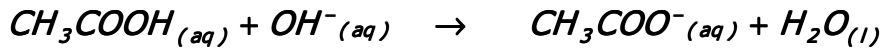
• نرسم البيان  $pH = f ( V_b )$  فنحصل على البيان كما هو مبين في الشكل - 2 - :



\* معادلة تفاعل المعايرة :



ان شوارد  $Na^+$  غير فعالة يمكن عدم اظهارها في المعادلة :



$$n_0(CH_3COOH) = n_0(OH^{-}) \Leftrightarrow C_a V_a = C_b V_{b(E)}$$

\* عند التكافؤ :

## 2 - تعيين نقطة التكافؤ :

- أ - طريقة المماسات المتوازية : تكون نقطة التكافؤ هي نقطة انعطاف البيان .  
 من الشكل نجد احداثيي نقطة التكافؤ ( $V_{b(E)} = 14 \text{ ml}$  ,  $pH = 8,6$ ) .  
 ب - الطريقة اللونية : نستعمل كاشف ملون مناسب ( يكون مجال تغيره اللوني يحتوي على قيمة  $pH$  نقطة التكافؤ )  
 \* الكاشف المناسب لهذه المعايرة هو الفينول فتالين ( $10 \geq pH \geq 8,2$ ) .

ج - باستعمال الاعلام الالي : نرسم البيان مشتق الـ  $pH$  بدلالة الحجم  $V_b$  فنكون فاصلة نقطة التكافؤ  $V_{b(E)}$

هي فاصلة النهاية العظمى للمنحني .

\* تعيين التركيز المولي للحمض : \* عند التكافؤ

$$C_a V_a = C_b V_{b(E)} \Rightarrow C_a = \frac{C_b \cdot V_{b(E)}}{V_a} \Rightarrow C_a = \frac{0.1 \times 14}{20} \Rightarrow C_a = 0.07 \text{ mol} \cdot l^{-1}$$

## 3 - نقطة نصف التكافؤ :

\* هي نقطة يستهلك فيها نصف عدد مولات الحمض  $CH_3COOH$  فينشأ نفس العدد من مولات الأساس المرافق  $CH_3COO^{-}$  و نكتب :

$$n_{CH_3COOH} = n_{CH_3COO^{-}} \Rightarrow [CH_3COOH] = [CH_3COO^{-}]$$

عند نقطة نصف التكافؤ

$$pH = pK_a + \log \frac{[CH_3COO^{-}]_f}{[CH_3COOH]_f} \Leftrightarrow pH = pK_a + \log 1 \Rightarrow$$

$$pH = pK_a (CH_3COOH / CH_3COO^{-})$$

\* تعريف آخر لنقطة نصف التكافؤ : هي نقطة يكون فيها حجم الصودا المضاف يساوي نصف حجمه عند التكافؤ و نكتب :

$$V_b\left(\frac{1}{2} E\right) = \frac{V_b(E)}{2}$$

\* من البيان احداثيي نقطة نصف التكافؤ هي :

$$\left\{ V_b\left(\frac{1}{2} E\right) = 7 \text{ ml} , pH = 4,7 \right\} , \left\{ V_b\left(\frac{1}{2} E\right) = \frac{V_b(E)}{2} , pH = pK_a \right\}$$