

## التحولات المقرونة بتفاعل حمض - قاعدة

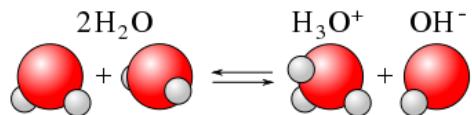
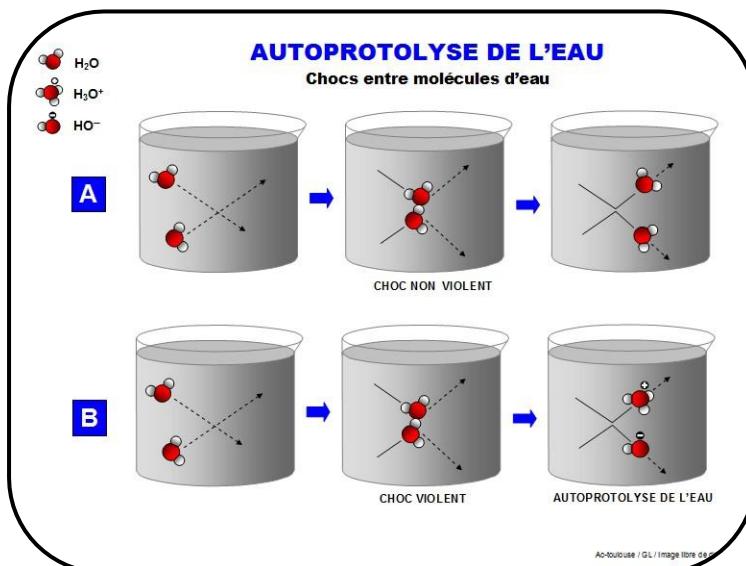
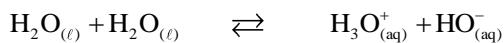
### 1) المحاليل المائية :

التفاعلات حمض - قاعدة المدروسة تحدث دائمًا في وسط مائي : إذن من الضروري الاهتمام بالسلوك الحمض - القاعدي للمذيب ألا وهو الماء .



#### 1. 1) التحلل الذاتي البروتوني الذاتي للماء :

إذا قمنا بقياس موصولة الماء الحالص (ماء مقطر) ، الجهاز يشير إلى قيمة غير منعدمة :  $\sigma = 5,5 \mu\text{S.m}^{-1}$  و منه فإن الماء موصل للتيار الكهربائي بشكل ضعيف : يحتوي على أيونات آتية من تفاعل ذاتي للماء ..... نعلم أن الماء أمفوليت ، حيث يلعب دور حمض و قاعدة بالتتابع في المزدوجات :  $\text{H}_3\text{O}_{(\text{aq})}^+ / \text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$  و  $\text{H}_2\text{O}_{(\ell)} / \text{HO}_{(\text{aq})}^-$   $\text{H}_2$  يتفاعل ذاتيا فنحصل على أيونات الهيدروكسيد و أيونات الأكسونيوم :



هذا التفاعل يسمى التحلل الذاتي البروتوني للماء ، و الذي يحدث في كل محلول مائي . و نفس موصولة الماء يكونه يحتوي على أيونات الأكسونيوم و أيونات الهيدروكسيد .

$$\sigma = \lambda(\text{H}_3\text{O}^+) [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} + \lambda(\text{HO}^-) [\text{HO}^-]_{\text{eq}}$$

يمكن أن نكتب :  $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = [\text{HO}^-]_{\text{eq}}$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} = [\text{HO}^-]_{\text{eq}} = \frac{\sigma}{\lambda(\text{H}_3\text{O}^+) + \lambda(\text{HO}^-)}$$

$$\lambda(\text{HO}^-) = 20 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1} \quad \text{و} \quad \lambda(\text{H}_3\text{O}^+) = 35 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

$$\left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right]_{\text{éq}} = \left[ \text{HO}^- \right]_{\text{éq}} = \frac{5,5 \cdot 10^{-6}}{35 \cdot 10^{-3} + 20 \cdot 10^{-3}} = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.m}^{-3} = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

ومنه ثابتة التوازن المقرونة بتفاعل التحلل الذاتي للماء ، تسمى الجداء الأيوني للماء نرمز لها بـ  $K_e$

## ٢-٢) الجداء الإيوني للماء :

ثابتة التوازن المقرونة بتفاعل التحلل الذاتي للماء ، تسمى الجداء الأيوني للماء نرمز لها بـ  $K_e$  :

$$K_e = \left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right]_{\text{éq}} \times \left[ \text{HO}^- \right]_{\text{éq}}$$

$$\left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right]_{\text{éq}} = \left[ \text{HO}^- \right]_{\text{éq}} = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$$

في الماء الخاص و عند 25°C لدينا :

$$K_e = (1,0 \cdot 10^{-7})^2 = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

إذن عند 25°C :

ثابتة التوازن  $K_e$  ميزة للتحلل الذاتي للماء ، قيمتها تتعلق فقط بدرجة الحرارة .

درجة الحرارة	$K_e$	$\text{p}K_e$
0°C	$1,1 \cdot 10^{-15}$	15,0
25°C	$1,0 \cdot 10^{-14}$	14,0
40°C	$3,0 \cdot 10^{-14}$	13,5
60°C	$1,0 \cdot 10^{-13}$	13,0
80°C	$2,5 \cdot 10^{-13}$	12,6
100°C	$2,5 \cdot 10^{-13}$	12,3

نشير إلى أن :  $\text{p}K_e = -\log K_e$

## \*تطبيقات :

أحسب ، عند 25°C ، pH محلول الهيدروكسيد  $(\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq}))$  تركيزه المولي  $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$

$$\left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right]_{\text{éq}} = \frac{K_e}{C} \quad \text{و باعتماد تعريف } K_e \text{ نحصل على :}$$

$$\text{pH} = -\log \left( \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,0 \cdot 10^{-2}} \right) = 12,0 \quad \text{و منه :} \quad \text{pH} = -\log \left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right]_{\text{éq}} = -\log \left( \frac{K_e}{C} \right)$$

## ٣-١) سلم pH :

نقول بأن محلول محيد إذا كان  $\left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right]_{\text{éq}} = \left[ \text{HO}^- \right]_{\text{éq}}$

نقول بأن محلول حمضي إذا كان  $\left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right]_{\text{éq}} > \left[ \text{HO}^- \right]_{\text{éq}}$

نقول بأن محلول قاعدي إذا كان  $\left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right]_{\text{éq}} < \left[ \text{HO}^- \right]_{\text{éq}}$

هذه التعريفات تمكن من تحديد مجال pH لمحلول محيد ، حمضي أو قاعدي :

محلول حمضي $\left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right]_{\text{éq}} > \left[ \text{HO}^- \right]_{\text{éq}}$	محلول محيد $\left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right]_{\text{éq}} = \left[ \text{HO}^- \right]_{\text{éq}}$	محلول قاعدي $\left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right]_{\text{éq}} < \left[ \text{HO}^- \right]_{\text{éq}}$
$K_e = \left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right]_{\text{éq}} \times \left[ \text{HO}^- \right]_{\text{éq}}$ : في كل الحالات يمكن أن نكتب		
$\left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right]_{\text{éq}}^2 > K_e$	$K_e = \left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right]_{\text{éq}}^2$	$\left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right]_{\text{éq}}^2 < K_e$
بما أن $\text{pH} = -\log \left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right]_{\text{éq}}$ فإن		
$2 \log \left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right]_{\text{éq}} > \log K_e$ $-\log \left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right]_{\text{éq}} < -\left(\frac{1}{2}\right) \log K_e$ $\text{pH} < -\frac{\log K_e}{2}$	$\log K_e = 2 \log \left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right]_{\text{éq}}$ $-\log \left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right]_{\text{éq}} = -\left(\frac{1}{2}\right) \log K_e$ $\text{pH} = -\frac{\log K_e}{2}$	$2 \log \left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right]_{\text{éq}} < \log K_e$ $-\log \left[ \text{H}_3\text{O}^+ \right]_{\text{éq}} < -\left(\frac{1}{2}\right) \log K_e$ $\text{pH} > -\frac{\log K_e}{2}$

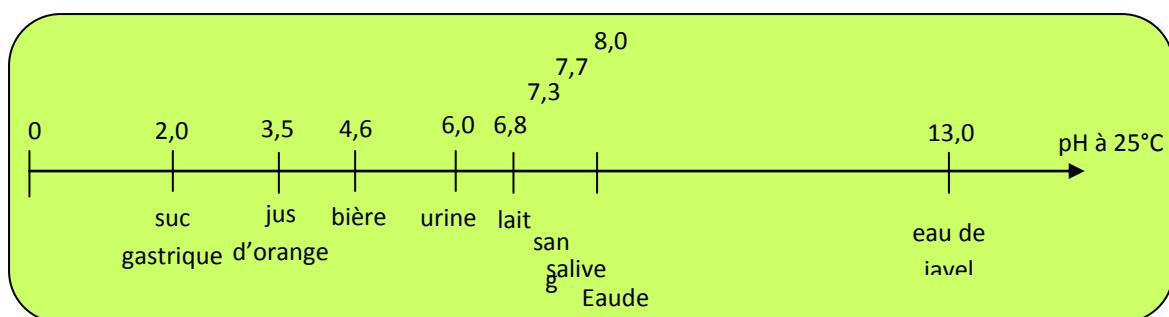
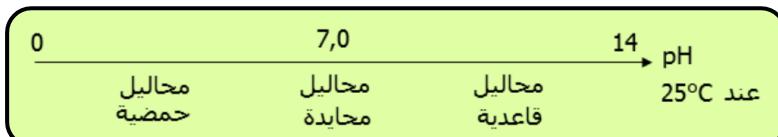
يظهر أنه عمليا يجب تعريف الثابتة  $K_e = 10^{-pK_e}$  أو  $pK_e = -\log K_e$  حيث :

عند  $25^\circ C$  لدينا إذن  $pK_e = 14,0$ .

و دائما عند  $25^\circ C$  :

$pH < 7,0$  أي بالنسبة لمحلول حمضي .  $pH = \frac{1}{2} pK_e = 7,0$  بالنسبة لمحلول محايدين .

$pH > 7,0$  أي بالنسبة لمحلول قاعدي .  $pH > \frac{1}{2} pK_e$



## 2 ) الأحماض و القواعد في محلول مائي :

2.1 ) ثابتة الحموضية  $K_A$  أو  $pK_A$  .

### 2.1.2 ) الحالة العامة :

معادلة تفاعل حمض لمزدوجة قاعدة / حمض مع الماء هي : ثابتة التوازن المقرنة بهذا التفاعل تسمى ثابتة الحموضية  $K_A$  للمزدوجة قاعدة / حمض ، حيث :

$$K_A = \frac{[A^-]_{\text{éq}} \times [H_3O^+]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}}$$

ثابتة الحموضية لمزدوجة قاعدة / حمض تتعلق فقط بدرجة الحرارة .

$K_A = 10^{-pK_A}$  أو  $pK_A = -\log K_A$  لдин كذلك :

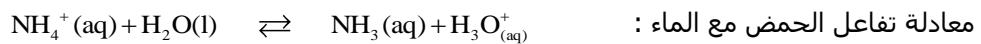
المزدوجة	$pK_A$	اسم الحمض
$H_3O^+(aq) / H_2O(l)$	0	أيون الأكسجينيوم
$HSO_4^-(aq) / SO_4^{2-}(aq)$	1,9	أيون الهيدروجينو كبريتات
$H_3PO_4(aq) / H_2PO_4^-(aq)$	2,1	حمض الفوسفوريك
$HF(aq) / F^-(aq)$	3,5	حمض الفلورودريك
$HCOOH(aq) / HCOO^-(aq)$	3,8	حمض الميتانويك
$C_6H_5COOH(aq) / C_6H_5COO^-(aq)$	4,2	حمض البنزويك
$CH_3COOH(aq) / CH_3COO^-(aq)$	4,8	حمض الإيتانويك
$CO_2, H_2O / HCO_3^- (aq)$	6,4	ثنائي أوكسيد الكربون
$H_2PO_4^-(aq) / HPO_4^{2-}(aq)$	7,2	أيون ثباتي هيدروجينو فوسفات
$NH_4^+(aq) / NH_3(aq)$	9,2	أيون الأمونيوم

# هذا الملف تم تحميله من موقع Talamid.ma

$\text{HCO}_3^- (\text{aq}) / \text{CO}_3^{2-} (\text{aq})$	10,3	أيون هيدروجينو كربونات
$\text{HPO}_4^{2-} (\text{aq}) / \text{PO}_4^{3-} (\text{aq})$	12,1	أيون هيدروجينو فوسفات
$\text{H}_2\text{O(l)} / \text{HO}^- (\text{aq})$	14,0	الماء

\*مثال :

ثابتة الحمضية للمزدوجة أمونياك / أيون الأمونيوم .



$$K_A = \frac{[\text{NH}_3]_{\text{eq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{NH}_4^+]_{\text{eq}}} \quad \text{ثابتة الحمضية عند } 25^\circ\text{C تساوي } 6,3 \times 10^{-10} \text{ حيث } pK_A = 9,2 \text{ و لها التعبير :}$$

بتطبيق الدالة اللوغارتمية على هذا التعبير نحصل على علاقة مهمة :

$$\log K_A = \log \left( \frac{[\text{base}]_{\text{eq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{acide}]_{\text{eq}}} \right)$$

$$-pK_A = \log [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}} + \log \left( \frac{[\text{base}]_{\text{eq}}}{[\text{acide}]_{\text{eq}}} \right)$$

$$-pK_A = -pH + \log \left( \frac{[\text{base}]_{\text{eq}}}{[\text{acide}]_{\text{eq}}} \right)$$

$$pH = pK_A + \log \left( \frac{[\text{base}]_{\text{eq}}}{[\text{acide}]_{\text{eq}}} \right)$$

\*تطبيقات :

محلول له  $pH = 5,0$  يحتوي على حمض الإيتانويك و أيونات الإيتانوات .

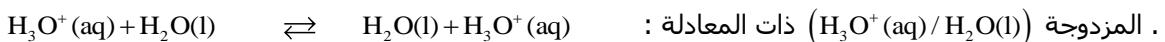
$$\log \left( \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{eq}}}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{eq}}} \right) = pH - pK_A \quad \text{بمعرفة } pK_A = 4,8 \text{ للمزدوجة } \text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} / \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})} \text{ ، يمكن أن نحسب النسبة}$$

$$\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{eq}}}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{eq}}} = 10^{pH-pK_A} = 10^{0,2} = 1,6 \quad \text{حيث نستنتج :}$$

رغم أن المحلول حمضي ، فإن تركيز الشكل القاعدي أكبر من تركيز الشكل الحمضي .....

2.1.2 ) ثابتة الحمضية للمزدوجة الماء :

الماء أمفوليست حيث يتدخل في المزدوجتين :



$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]}{[\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]} = 1 \quad \text{بالنسبة لهذه المزدوجة ،}$$



$$pK_A = pK_e \quad K_A = [\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})] \times [\text{HO}^- (\text{aq})] = K_e \quad \text{بالنسبة لهذه المزدوجة ،}$$

و منه  $pK_A = 14,0$  عند  $25^\circ\text{C}$

2.2 ) مجالات هيمنة .

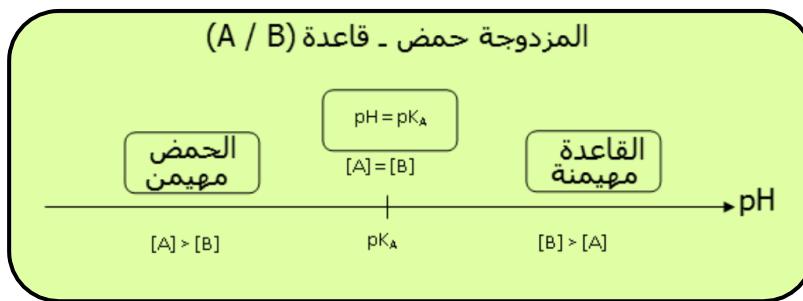
بالنسبة لمزدوجة قاعدة / حمض ، مجال هيمنة الحمض هو مجال  $pH$  حيث [القاعدة] > [الحمض] .

و مجال هيمنة القاعدة هو مجال  $pH$  حيث [الحمض] > [القاعدة] .

نلاحظ أن هناك ثلاثة حالات بالنسبة لمزدوجة :  $\text{AH}_{(\text{aq})} / \text{A}^-_{(\text{aq})}$

$[AH]_{eq} > [A^-]_{eq}$	$[AH]_{eq} = [A^-]_{eq}$	$[A^-]_{eq} > [AH]_{eq}$
<p>إذن</p> $\frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}} < 1$ <p>حيث</p> $\log\left(\frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}}\right) < 0$	<p>إذن</p> $\frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}} = 1$ <p>حيث</p> $\log\left(\frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}}\right) = 0$	<p>إذن</p> $\frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}} > 1$ <p>حيث</p> $\log\left(\frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}}\right) > 0$
$pH = pK_A + \log\left(\frac{[A^-]_{eq}}{[AH]_{eq}}\right)$ و بما أن		
pH < pK <sub>A</sub> فإن الحمض مهيمن	pH = pK <sub>A</sub> التراكيز متساوية	pH > pK <sub>A</sub> فإن القاعدة مهيمنة

يمكن أن نلخص هذه النتائج في مخطط للهيمنة :



**2 . 3 مخطط التوزيع .**  
بالنسبة لمزدوجة قاعدة / حمض ، يعطي مخطط التوزيع تطور نسبة الشكل الحمضي و نسبة الشكل القاعدي بدلالة pH .

عند نقطة تلاقي منحنيي مخطط التوزيع لدينا :

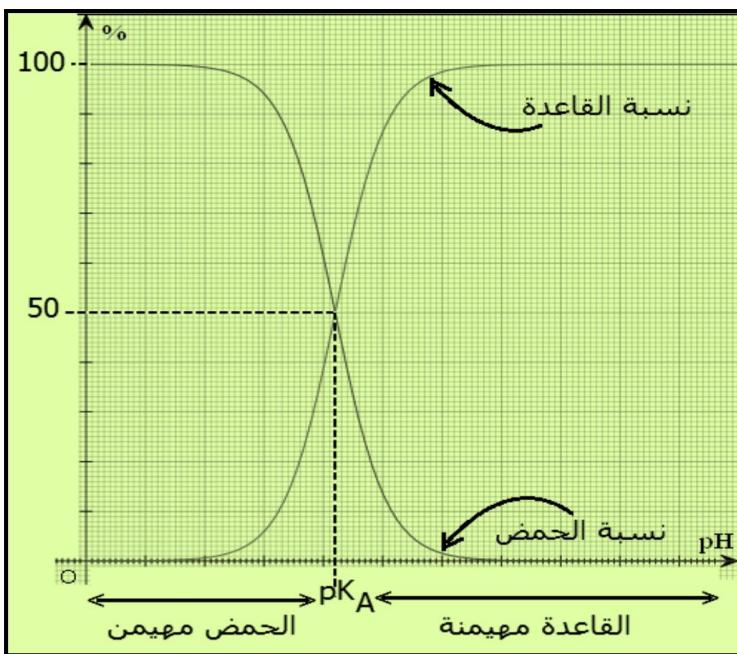
$$50\% \text{ القاعدة} = 50\% \text{ الحمض}$$

أي أن :  $[القاعدة] = [\text{الحمض}]$  و وباعتبار أن مجموع تركيزي الشكليين الحمضي و القاعدي تركيز ثابت و يساوي تركيز محلول :

$$[AH] + [A^-] = \frac{C \cdot V - x}{V} + \frac{x}{V} = C$$

$$\frac{[AH]}{C} + \frac{[A^-]}{C} = 1$$

وبذلك نكتب :



$$\% \text{ } A^- = \frac{[A^-]_{\text{eq}}}{[AH]_{\text{eq}} + [A^-]_{\text{eq}}} \times 100$$

$$\% \text{ } AH = \frac{[AH]_{\text{eq}}}{[AH]_{\text{eq}} + [A^-]_{\text{eq}}} \times 100$$

## 2 . 4 سلوك الأحماض والقواعد في محلول .

**\*تجربة :**

نستعمل في هذه التجربة الأدوات و المواد التالية :

- pH = 10 ، pH = 7 ، pH = 4 أي لها pH ثابت لها على التوالي :
  - محليل حممية لها نفس التركيز  $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$  : حمض الكلوريدريك ، حمض الميتانويك ، حمض الإيتانويك.
  - محليل قاعدية لها نفس التركيز  $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$  : المثيل أمين ، الأمونياك.
  - محليل pH - متر نضبط بالمحلولين العياريين 4 و 7 بالنسبة للأحماض ؛ و 7 و 10 بالنسبة للقواعد .
- قبل استعمال pH - متر نضبط بالمحلولين العياريين 4 و 7 بالنسبة للأحماض ؛ و 7 و 10 بالنسبة للقواعد .

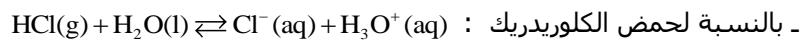
نقيس pH المحاليل الخمسة و ندون النتائج في الجدول أسفله :

الحمض	pH	pK <sub>A</sub>
HCl	2,0	
HCOOH	2,9	3,8
CH <sub>3</sub> COOH	3,4	4,8

القاعدة	pH	pK <sub>A</sub>
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> NH <sub>2</sub>	11,4	10,8
NH <sub>3</sub>	10,6	9,2

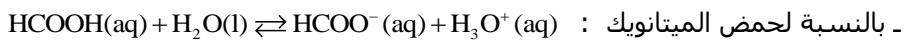
**\*استئمار :**

يمكن أن نحسب نسبة التقدم النهائي لتفاعل الحمض مع الماء في كل محلول حمض :



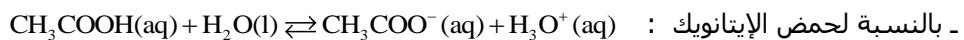
$$\tau = 100\% \quad \text{أي} \quad \tau = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{c} = \frac{10^{-\text{pH}}}{c} = 1$$

نسبة التقدم النهائي هي 1



$$\tau = 13\% \quad \text{أي} \quad \tau = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{c} = \frac{10^{-\text{pH}}}{c} = 0,13$$

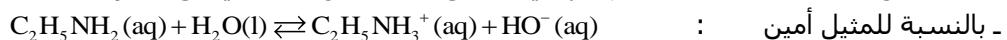
نسبة التقدم النهائي هي 0,13



$$\tau = 4,0\% \quad \text{أي} \quad \tau = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{c} = \frac{10^{-\text{pH}}}{c} = 0,040$$

نسبة التقدم النهائي هي 0,040

كذلك يمكن أن نحسب نسبة التقدم النهائي لتفاعل القاعدة مع الماء في كل محلول قاعدي :



$$\tau = 25\% \quad \text{أي} \quad \tau = \frac{[\text{HO}^-]_{\text{eq}}}{c} = \frac{\frac{K_e}{10^{-\text{pH}}}}{c} = 0,25 \quad \text{إذن}$$

- بالنسبة للأمونياك :  $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$

$$\tau = 4,0\% \quad \text{أي} \quad \tau = \frac{[\text{HO}^-]_{\text{eq}}}{c} = \frac{\frac{K_e}{10^{-\text{pH}}}}{c} = 0,040 \quad \text{إذن}$$

نلاحظ أن :

. بالنسبة لمحاليل حمضية لها نفس التركيز ، كلما كانت  $pK_A$  لمزدوجة صغيرة ، كلما كان  $\text{pH}$  صغيرا و كلما كانت نسبة التقدم النهائي لتفاعل الحمض مع الماء كبيرة .

. بالنسبة لمحاليل قاعدية لها نفس التركيز ، كلما كانت  $pK_A$  لمزدوجة كبيرة ، كلما كان  $\text{pH}$  كبيرا و كلما كانت نسبة التقدم النهائي لتفاعل القاعدة مع الماء كبيرة .

في السنة الثانية من سلك البكالوريا ، لأنقرن الثابتة  $K_A$  بالنسبة لأحماض كحمض الكلوريدريك ، الذي يتفاعل كلبا مع الماء لتكونين  $\text{H}_3\text{O}_{(\text{aq})}^+$  . مثلا حمض النتريك  $\text{HNO}_3$  و حمض الكبريتيك  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ، نقول بأن هذه الأحماض أحماض قوية .

### 3) الكواشف الملونة :

#### 1.3 ) تعريف :

الكافش الملون عبارة عن مزدوجة (قاعدة / حمض) حيث الشكل الحمضي والشكل القاعدي ليس لهما نفس اللون .

نرمز لمزدوجة كافش ملون إصطلاحا بالرمز :  $\text{HIInd} / \text{Ind}^-$

معادلة تفاعل الكافش الملون مع الماء هي :

#### 2.3 ) ملاحظات :

- نرمز لنثابة الحمضية للمزدوجة  $\text{HIInd} / \text{Ind}^-$  بالرمز  $K_{A,\text{Ind}}$  حيث :

$$\text{pH} = \text{p}K_{A,\text{Ind}} + \log \frac{[\text{Ind}^-]_f}{[\text{HIInd}]_f} \quad \text{و بالتالي فإن :}$$

إن لون محلول يتعلق بقيمة النسبة  $\frac{[\text{Ind}^-]_f}{[\text{HIInd}]_f}$  للكافش الملون المتواجد به ، وبالتالي بقيمة  $\text{pH}$  محلول .

نميز ثلاث حالات :

- نقبل أن العين المجردة تميز بوضوح لون الشكل الحمضي للكافش في محلول الذي يوجد به دون لون شكله القاعدي

$$\frac{[\text{HIInd}]}{[\text{Ind}^-]} \geq 10 \Rightarrow \frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HIInd}]} \leq 0,1 \Rightarrow \log \left( \frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HIInd}]} \right) \leq -1 \Rightarrow \text{pH} \leq \text{p}K_{A,\text{Ind}} - 1 \quad \text{إذا كان:}$$

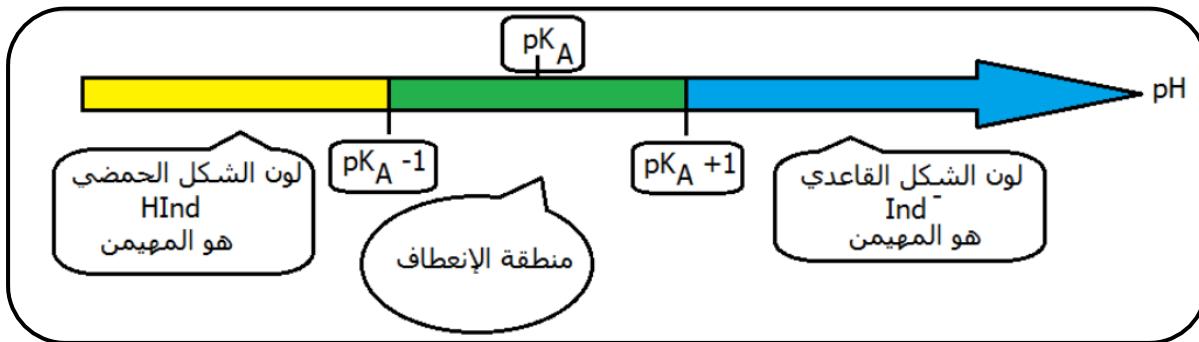
- بنفس الطريقة فإن الكافش الملون يظهر بلون شكله القاعدي بوضوح دون لونه الحمضي في محلول الذي يوجد به

$$\frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HIInd}]} \geq 10 \Rightarrow \log \left( \frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HIInd}]} \right) \geq +1 \Rightarrow \text{pH} \geq \text{p}K_{A,\text{Ind}} + 1 \quad \text{إذا كان:}$$

- يظهر الكافش الملون بلون مزيج من لون شكله الحمضي و لون شكله القاعدي في محلول الذي يوجد به إذا كان :

$$\text{p}K_{A,\text{Ind}} - 1 \leq \text{pH} \leq \text{p}K_{A,\text{Ind}} + 1$$

و يسمى هذا المجال من سلم  $\text{pH}$  بمنطقة انعطاف الكافش .

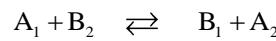


أمثلة : 3 - 3

الكافش الملون	هيليانتين	<b>BBT</b>	فينول فتاليين
لون الشكل الحمضي	أحمر	أصفر	عديم اللون
منطقة الانعطاف	3,1 - 4,4	6,0 - 7,6	8,2 - 10,0
لون الشكل القاعدي	أصفر	أزرق	أحمر أورجوانى

#### 4) ثابتة التوازن المقرونة بتفاعل حمض - قاعدة .

لعتبر التفاعل الحاصل بين الحمض  $A_1$  المنتهي للمزدوجة  $A_1 / B_1$  ذات ثابتة الحمضية  $K_{A,1}$  ، والقاعدة  $B_2$  المنتهية للمزدوجة  $B_2 / A_2$  ذات ثابتة الحمضية  $K_{A,2}$  .



المعادلة الموافقة لها التعبير :

$$K = \frac{[B_1]_{eq} \times [A_2]_{eq}}{[A_1]_{eq} \times [B_2]_{eq}}$$

ثابتة التوازن لهذا التفاعل هي :

$$K = \frac{[B_1]_{eq} \times [A_2]_{eq}}{[A_1]_{eq} \times [B_2]_{eq}} \times \frac{[H_3O^+]_{eq}}{[H_3O^+]_{eq}}$$

يمكن أن نكتب :

$$K = \frac{[B_1]_{eq} \times [H_3O^+]_{eq}}{[A_1]_{eq}} \times \frac{[A_2]_{eq}}{[B_2]_{eq} \times [H_3O^+]_{eq}}$$

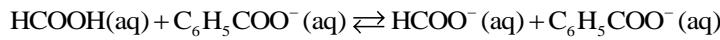
و منه :

$$K = \frac{K_{A,1}}{K_{A,2}} = 10^{pK_{A,2} - pK_{A,1}}$$

إذن :

**\*تطبيقات :**

أحسب ثابتة التوازن المقرونة بالتفاعل الحاصل بين حمض الميتانويك وأيونات البنزووات :



$$K = \frac{K_{A,1}}{K_{A,2}} = 10^{4,2 - 3,8} = 10^{0,4} = 2,9$$