

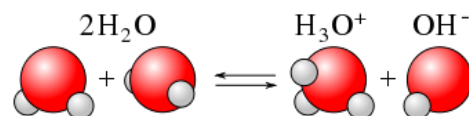
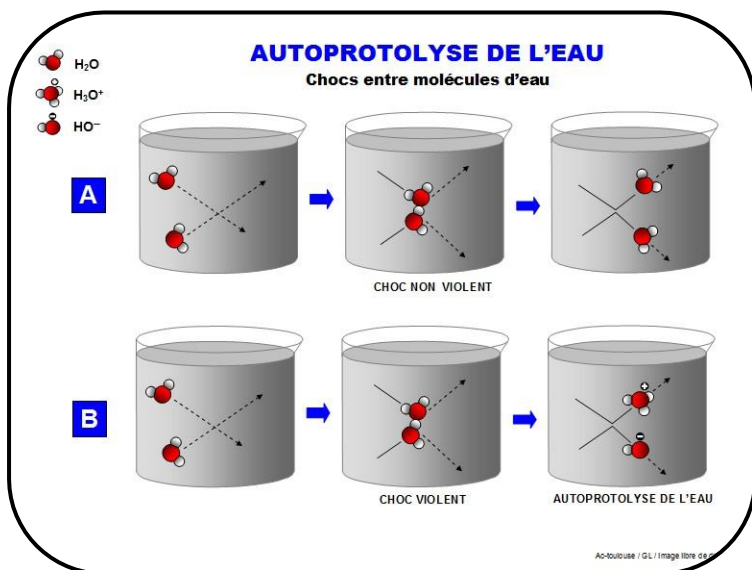
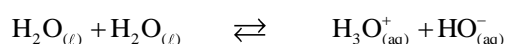
1 (المحاليل المائية) :

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



1 - 1 (التحلل الذاتي البروتوني للماء) :

إذا قمنا بقياس موصلية الماء الخالص (ماء مقطر) ، الجهاز يشير إلى قيمة غير منعدمة : $\sigma = 5,5 \mu\text{S}\cdot\text{m}^{-1}$ 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 : $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ و $\text{H}_2\text{O}_{(l)} / \text{HO}^-_{(aq)}$ 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 موصلية الماء بكونه يحتوي على أيونات الأكسونيوم و أيونات الهيدروكسيد .

يمكن أن نكتب : $\sigma = \lambda(\text{H}_3\text{O}^+) [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} + \lambda(\text{HO}^-) [\text{HO}^-]_{\text{éq}}$

و حسب معادلة التحلل الذاتي : $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} = [\text{HO}^-]_{\text{éq}}$

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

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

$$[H_3O^+]_{\text{éq}} = [HO^-]_{\text{éq}} = \frac{5,5 \cdot 10^{-6}}{35 \cdot 10^{-3} + 20 \cdot 10^{-3}} = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.m}^{-3} = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1} \text{ ومنه}$$

1 - 2) الجداء الأيوني للماء :

ثابتة التوازن المقرونة بتفاعل التحلل الذاتي للماء ، تسمى الجداء الأيوني للماء نرمر لها ب K_e :

$$K_e = [H_3O^+]_{\text{éq}} \times [HO^-]_{\text{éq}}$$

$$[H_3O^+]_{\text{éq}} = [HO^-]_{\text{éq}} = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1} \text{ في الماء الخاص و عند } 25^\circ\text{C} \text{ لدينا :}$$

$$K_e = (1,0 \cdot 10^{-7})^2 = 1,0 \cdot 10^{-14} \text{ : إذن عند } 25^\circ\text{C}$$

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

درجة الحرارة	K_e	pKe
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 : $pK_e = -\text{Log}K_e$

* تطبيق :

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

$$\text{بما أن } [HO^-]_{\text{éq}} = C \text{ و باعتماد تعريف } K_e \text{ نحصل على : } [H_3O^+]_{\text{éq}} = \frac{K_e}{C}$$

$$\text{و باستعمال تعريف pH نكتب : } \text{pH} = -\log\left(\frac{K_e}{C}\right) \text{ و } \text{pH} = -\log[H_3O^+]_{\text{éq}} = -\log\left(\frac{K_e}{C}\right) \text{ : } \text{pH} = -\log\left(\frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,0 \cdot 10^{-2}}\right) = 12,0 \text{ ومنه}$$

1 - 3) سلم pH :

نقول بأن المحلول محايد إذا كان $[H_3O^+]_{\text{éq}} = [HO^-]_{\text{éq}}$

نقول بأن المحلول حمضي إذا كان $[H_3O^+]_{\text{éq}} > [HO^-]_{\text{éq}}$

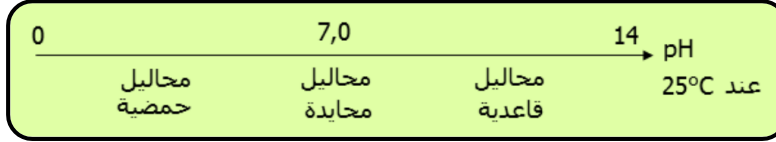
نقول بأن المحلول قاعدي إذا كان $[H_3O^+]_{\text{éq}} < [HO^-]_{\text{éq}}$

هذه التعاريف تمكن من تحديد مجال pH لمحلول محايد ، حمضي أو قاعدي :

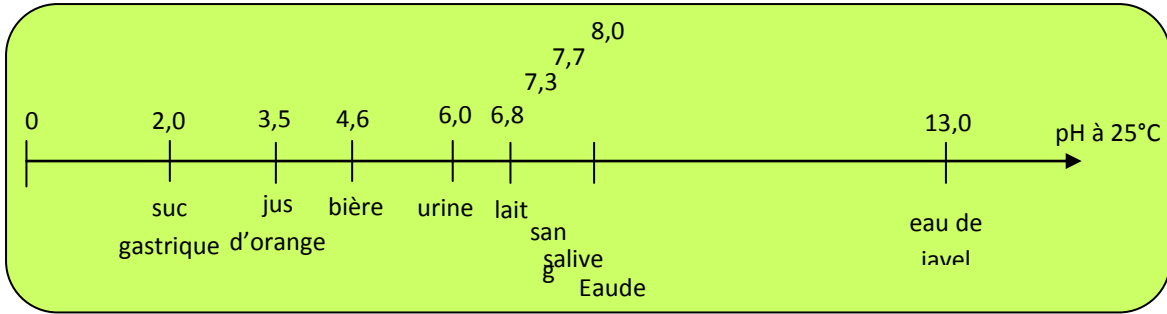
محلول حمضي $[H_3O^+]_{\text{éq}} > [HO^-]_{\text{éq}}$	محلول محايد $[H_3O^+]_{\text{éq}} = [HO^-]_{\text{éq}}$	محلول قاعدي $[H_3O^+]_{\text{éq}} < [HO^-]_{\text{éq}}$
في كل الحالات يمكن أن نكتب : $K_e = [H_3O^+]_{\text{éq}} \times [HO^-]_{\text{éq}}$		
$[H_3O^+]_{\text{éq}}^2 > K_e$	$K_e = [H_3O^+]_{\text{éq}}^2$	$[H_3O^+]_{\text{éq}}^2 < K_e$
بما أن $\text{pH} = -\log[H_3O^+]_{\text{éq}}$ فإن		
$2 \log[H_3O^+]_{\text{éq}} > \log K_e$ $-\log[H_3O^+]_{\text{éq}} < -\left(\frac{1}{2}\right) \log K_e$ $\text{pH} < -\frac{\log K_e}{2}$	$\log K_e = 2 \log[H_3O^+]_{\text{éq}}$ $-\log[H_3O^+]_{\text{éq}} = -\left(\frac{1}{2}\right) \log K_e$ $\text{pH} = -\frac{\log K_e}{2}$	$2 \log[H_3O^+]_{\text{éq}} < \log K_e$ $-\log[H_3O^+]_{\text{éq}} < -\left(\frac{1}{2}\right) \log K_e$ $\text{pH} > -\frac{\log K_e}{2}$

يظهر أنه عمليا يجب تعريف الثابتة pK_e حيث $pK_e = -\log K_e$ أو $K_e = 10^{-pK_e}$ عند 25°C لدينا إذن $pK_e = 14,0$ و دائما عند 25°C :

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



أمثلة :



(2) الأحماض و القواعد في محلول مائي :

(1.2) ثابتة الحمضية K_A أو pK_A .

(1.1.2) الحالة العامة :

معادلة تفاعل حمض لمزدوجة قاعدة / حمض مع الماء هي : $AH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$ ثابتة التوازن المقرونة بهذا التفاعل تسمى ثابتة الحمضية K_A للمزدوجة قاعدة / حمض ، حيث :

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

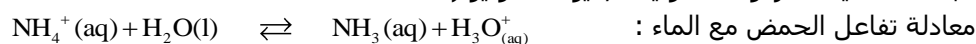
ثابتة الحمضية لمزدوجة قاعدة / حمض تتعلق فقط بدرجة الحرارة .
لدين كذلك : $K_A = 10^{-pK_A}$ أو $pK_A = -\log K_A$

المزدوجة	pK_A	إسم الحمض
$H_3O^+(aq) / H_2O(l)$	0	أيون الأكسزنيوم
$HSO_4^-(aq) / SO_4^{2-}(aq)$	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 ثنائي هيدروجينو فوسفات
$NH_4^+(aq) / NH_3(aq)$	9,2	أيون الأمونيوم

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

* مثال :

ثابتة الحمضية للمزدوجة أمونياك / أيون الأمونيوم .



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

بتطبيق الدالة اللوغارتمية على هذا التعبير نحصل على علاقة مهمة :

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

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

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

$$\text{pH} = \text{pK}_A + \log \left(\frac{[\text{base}]_{\text{éq}}}{[\text{acide}]_{\text{éq}}} \right)$$

* تطبيق :

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

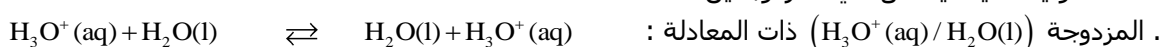
$$\log \left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{éq}}}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{éq}}} \right) = \text{pH} - \text{pK}_A \quad \text{بمعرفة } \text{pK}_A = 4,8 \text{ للمزدوجة } \text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} / \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})} \text{ ، يمكن أن نحسب النسبة}$$

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

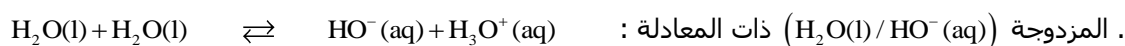
رغم أن المحلول حمضي ، فإن تركيز الشكل القاعدي أكبر من تركيز الشكل الحمضي

2.1.2 (ثابتتي الحمضية لمزدوجتي الماء :

الماء أمفوليت حيث يتدخل في المزدوجتين :



$$K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]}{[\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]} = 1 \quad \text{حيث } \text{pK}_A = 0 \text{ كلما كانت درجة الحرارة .}$$



$$K_A = [\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})] \times [\text{HO}^- (\text{aq})] = K_e \quad \text{حيث } \text{pK}_A = \text{pK}_e$$

ومنه $\text{pK}_A = 14,0$ عند 25°C

2.2 (مجالات الهيمنة .

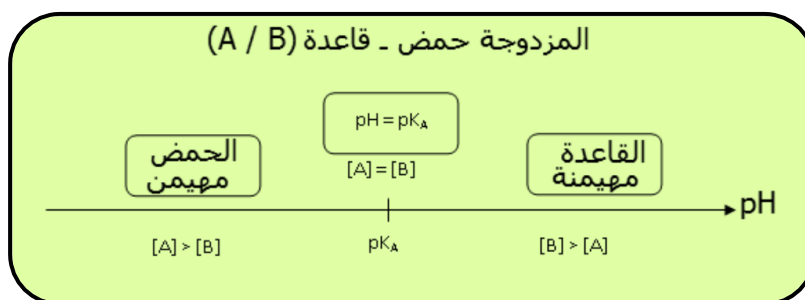
بالنسبة لمزدوجة قاعدة / حمض ، مجال هيمنة الحمض هو مجال pH حيث $[\text{القاعدة}] > [\text{الحمض}]$.

ومجال هيمنة القاعدة هو مجال pH حيث $[\text{الحمض}] > [\text{القاعدة}]$.

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

$[AH]_{\acute{e}q} > [A^-]_{\acute{e}q}$	$[AH]_{\acute{e}q} = [A^-]_{\acute{e}q}$	$[A^-]_{\acute{e}q} > [AH]_{\acute{e}q}$
<p>إذن</p> $\frac{[A^-]_{\acute{e}q}}{[AH]_{\acute{e}q}} < 1$ <p>حيث</p> $\log \left(\frac{[A^-]_{\acute{e}q}}{[AH]_{\acute{e}q}} \right) < 0$	<p>إذن</p> $\frac{[A^-]_{\acute{e}q}}{[AH]_{\acute{e}q}} = 1$ <p>حيث</p> $\log \left(\frac{[A^-]_{\acute{e}q}}{[AH]_{\acute{e}q}} \right) = 0$	<p>إذن</p> $\frac{[A^-]_{\acute{e}q}}{[AH]_{\acute{e}q}} > 1$ <p>حيث</p> $\log \left(\frac{[A^-]_{\acute{e}q}}{[AH]_{\acute{e}q}} \right) > 0$
<p>و بما أن $pH = pK_A + \log \left(\frac{[A^-]_{\acute{e}q}}{[AH]_{\acute{e}q}} \right)$</p>		
فإن $pH < pK_A$	فإن $pH = pK_A$	فإن $pH > pK_A$
الحمض مهيم	التراكيز متساوية	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 منحنيني مخطط التوزيع لدينا :

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

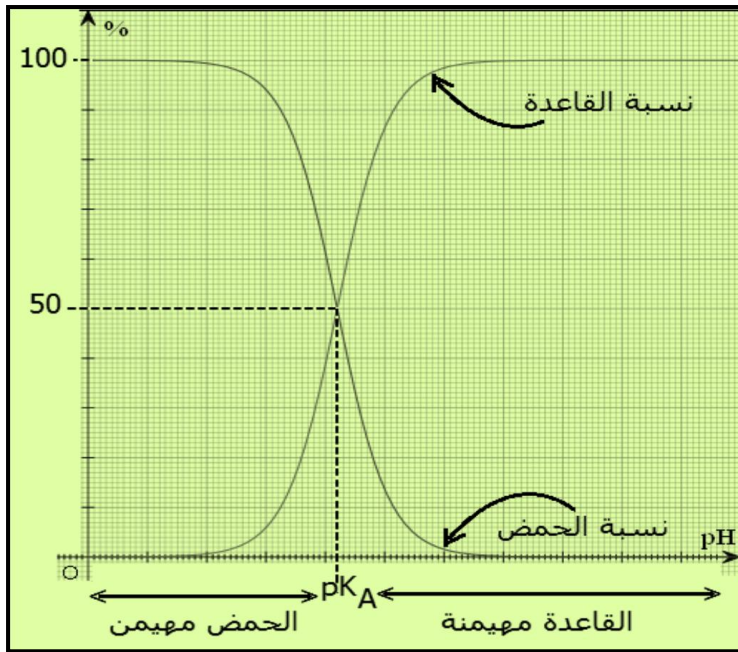
$$\text{أي أن : [القاعدة] = [الحمض] و } pH = pK_A$$

وباعتبار أن مجموع تركيزي الشكلين الحمضي و القاعدي تركيز ثابت و يساوي تركيز المحلول :

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

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

وبذلك نكتب :



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

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

2 - سلوك الأحماض والقواعد في محلول . * تجربة :

نستعمل في هذه التجربة الأدوات و المواد التالية :
- pH - متر و ثلاثة محاليل عيارية (أي لها pH ثابت) لها على التوالي : pH=10 , pH=7 , pH=4 .
- محاليل حمضية لها نفس التركيز $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$: حمض الكلوريدريك ، حمض الميتانويك ، حمض الإيتانويك .
- محاليل قاعدية لها نفس التركيز $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$: المثيل أمين ، الأمونياك .
قبل استعمال pH - متر ضبط 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	pKa
HCl	2,0	
HCOOH	2,9	3,8
CH ₃ COOH	3,4	4,8

القاعدة	pH	pKa
C ₂ H ₅ NH ₂	11,4	10,8
NH ₃	10,6	9,2

* استثمار :

يمكن أن نحسب نسبة التقدم النهائي لتفاعل الحمض مع الماء في كل محلول حمض :
- بالنسبة لحمض الكلوريدريك : $\text{HCl(g)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

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

- بالنسبة لحمض الميتانويك : $\text{HCOOH(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{HCOO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

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

- بالنسبة لحمض الإيتانويك : $\text{CH}_3\text{COOH(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

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

كذلك يمكن أن نحسب نسبة التقدم النهائي لتفاعل القاعدة مع الماء في كل محلول قاعدي :
- بالنسبة للمثيل أمين : $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$

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

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

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

نلاحظ أن :

. بالنسبة لمحاليل حمضية لها نفس التركيز ، كلما كانت pK_A لمزدوجة صغيرة ، كلما كان 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 pH كبيرا و كلما كانت نسبة التقدم النهائي لتفاعل القاعدة مع الماء كبيرة .
في السنة الثانية من سلك البكالوريا ، لانقرن الثابتة pK_A بالنسبة لأحماض كحمض الكلوريدريك ، الذي يتفاعل كليا مع الماء لتكوين $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$. مثلا حمض النتريك HNO_3 و حمض الكبريتيك H_2SO_4 ، نقول بأن هذه الأحماض أحماض قوية .

3 الكواشف الملونة :

1.3 تعريف :

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

نرمز لمزدوجة كاشف ملون إصطلاحا بالرمز : $\text{HInd} / \text{Ind}^-$

معادلة تفاعل الكاشف الملون مع الماء هي : $\text{HInd}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{Ind}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$

2.3 ملاحظات :

$$K_{A,\text{Ind}} = \frac{[\text{Ind}^-]_f \times [\text{H}_3\text{O}^+]_f}{[\text{HInd}]_f} \quad \text{حيث : } K_{A,\text{Ind}} \text{ بالرمز } \text{HInd} / \text{Ind}^-$$

$$\text{pH} = \text{pK}_{A,\text{Ind}} + \text{Log} \left(\frac{[\text{Ind}^-]_f}{[\text{HInd}]_f} \right) \quad \text{و بالتالي فإن :}$$

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

نميز ثلاث حالات :

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

$$\frac{[\text{HInd}]}{[\text{Ind}^-]} \geq 10 \Rightarrow \frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} \leq 0,1 \Rightarrow \text{Log} \left(\frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} \right) \leq -1 \Rightarrow \text{pH} \leq \text{pK}_{A,\text{Ind}} - 1 \quad \text{إذا كان :}$$

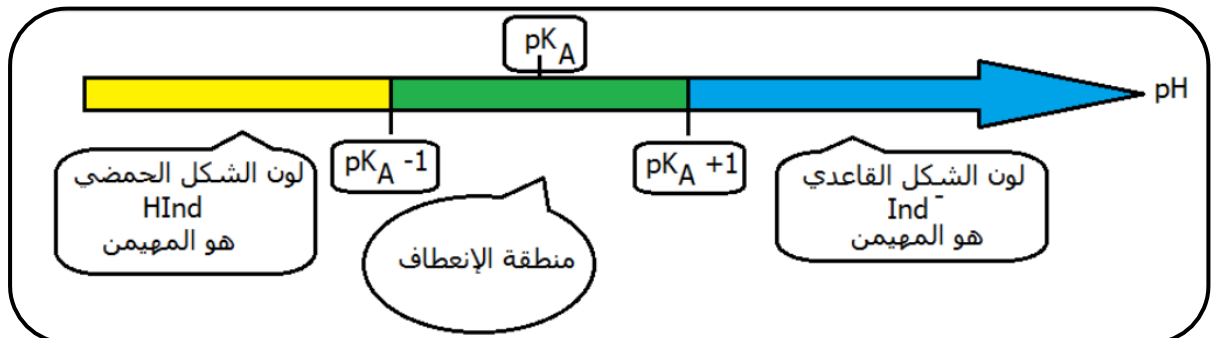
- بنفس الطريقة فإن الكاشف الملون يظهر بلون شكله القاعدي بوضوح دون لونه الحمضي في المحلول الذي يوجد به

$$\frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} \geq 10 \Rightarrow \text{Log} \left(\frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} \right) \geq +1 \Rightarrow \text{pH} \geq \text{pK}_{A,\text{Ind}} + 1 \quad \text{إذا كان :}$$

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

$$\text{pK}_{A,\text{Ind}} - 1 \leq \text{pH} \leq \text{pK}_{A,\text{Ind}} + 1$$

و يسمى هذا المجال من سلم pH بمنطقة انعطاف الكاشف .



الكاشف الملون	هيليانتين	أزرق البروموتيمولBBT	الفينول فتالين
لون الشكل الحمضي	أحمر	أصفر	عديم اللون
منطقة الإنعطاف	3,1 - 4,4	6,0 - 7,6	8,2 - 10,0
لون الشكل القاعدي	أصفر	أزرق	أحمر أوجواني

4 (ثابتة التوازن المقرونة بتفاعل حمض - قاعدة .

لنعتبر التفاعل الحاصل بين الحمض A_1 المنتمي للمزدوجة A_1/B_1 ذات ثابتة الحمضية $K_{A,1}$ ، و القاعدة B_2 المنتمية للمزدوجة A_2/B_2 ذات ثابتة الحمضية $K_{A,2}$.



المعادلة الموافقة لها التعبير :

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

ثابتة التوازن لهذا التفاعل هي :

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

يمكن أن نكتب :

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

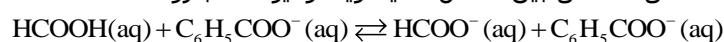
و منه :

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

إذن :

*تطبيق :

أحسب ثابتة التوازن المقرونة بالتفاعل الحاصل بين حمض الميثانويك و أيونات البنزوات :



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