

التحولات المقرونة بتفاعلات حمض - قاعدة

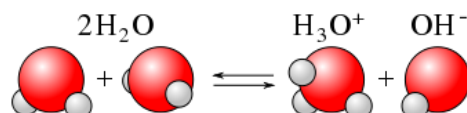
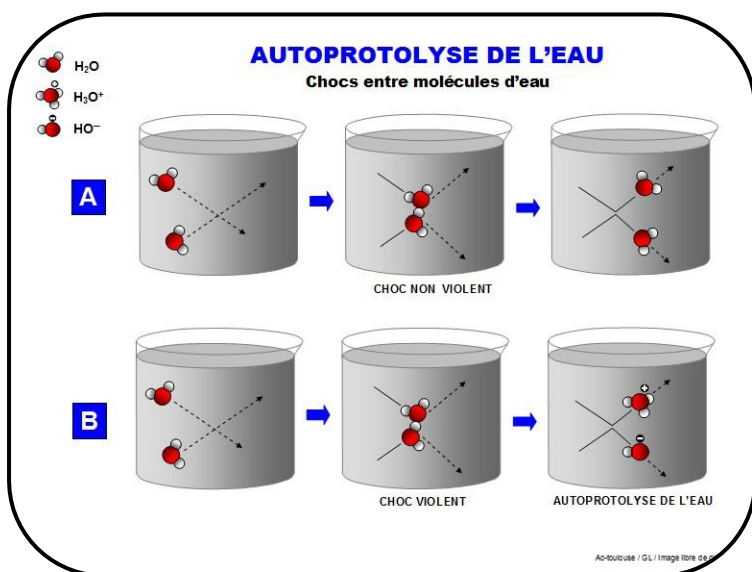
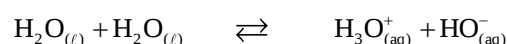
1 (المحاليل المائية :

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 : $\sigma = 5,5 \mu S.m^{-1}$ 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 : $H_2O_{(l)} / HO^-_{(aq)}$ و $H_3O^+_{(aq)} / H_2O_{(l)}$ 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 : $\sigma = \lambda(H_3O^+) [H_3O^+]_{\text{éq}} + \lambda(OH^-) [OH^-]_{\text{éq}}$

و حسب معادلة التحلل الذاتي : $[H_3O^+]_{\text{éq}} = [OH^-]_{\text{éq}}$

إذن : $[H_3O^+]_{\text{éq}} = [OH^-]_{\text{éq}} = \frac{\sigma}{\lambda(H_3O^+) + \lambda(OH^-)}$

مع $\lambda(OH^-) = 20 S.m^2.mol^{-1}$ و $\lambda(H_3O^+) = 35 S.m^2.mol^{-1}$

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

1. 2 (الجداء الأيوني للماء :

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

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

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

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

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

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

* تطبيق :

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

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

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

1. 3 (سلم pH :

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

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

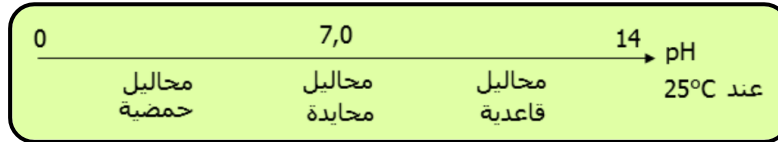
نقول بأن المحلول قاعدي إذا كان $[H_3O^+]_{\text{éq}} < [HO^-]_{\text{éq}}$

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

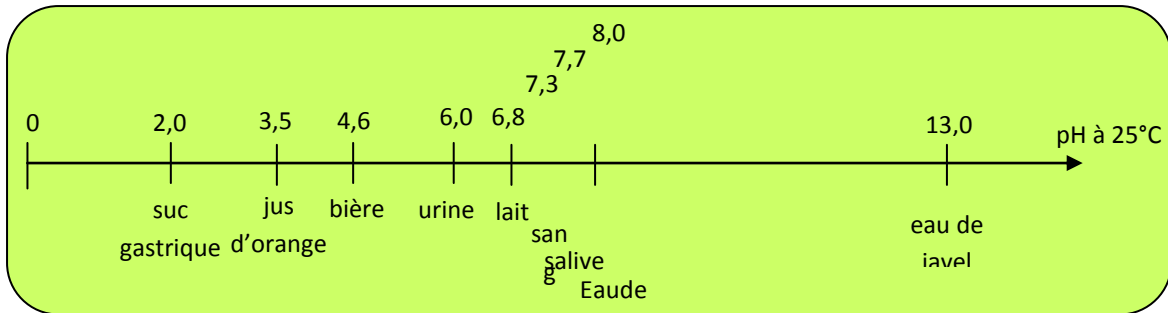
محلول حمضي $[H_3O^+]_{\text{éq}} > [HO^-]_{\text{éq}}$	محلول محايد $[H_3O^+]_{\text{éq}} = [HO^-]_{\text{éq}}$	محلول قاعدي $[H_3O^+]_{\text{éq}} < [HO^-]_{\text{éq}}$
في كل الحالات يمكن أن نكتب : $K_e = [H_3O^+]_{\text{éq}} \times [HO^-]_{\text{éq}}$		
$[H_3O^+]_{\text{éq}}^2 > K_e$	$K_e = [H_3O^+]_{\text{éq}}^2$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

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

معادلة تفاعل الحمض مع الماء : $\text{NH}_4^+ (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_3 (\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$

ثابتة الحمضية عند 25°C تساوي $6,3 \times 10^{-10}$ حيث $\text{pK}_A = 9,2$ و لها التعبير :

$$K_A = \frac{[\text{NH}_3]_{\text{éq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}}}{[\text{NH}_4^+]_{\text{éq}}}$$

بتطبيق الدالة اللوغارتمية على هذا التعبير نحصل على علاقة مهمة :

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

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

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

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

* تطبيق :

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

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

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

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 :

المزدوجة $(\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) / \text{H}_2\text{O}(\text{l}))$ ذات المعادلة : $\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$

بالنسبة لهذه المزدوجة ، $K_A = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]}{[\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]} = 1$ حيث $\text{pK}_A = 0$ كيما كانت درجة الحرارة .

المزدوجة $(\text{H}_2\text{O}(\text{l}) / \text{HO}^- (\text{aq}))$ ذات المعادلة : $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HO}^- (\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$

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

و منه $\text{pK}_A = 14,0$ عند 25°C

2.2) مجالات الهيمنة .

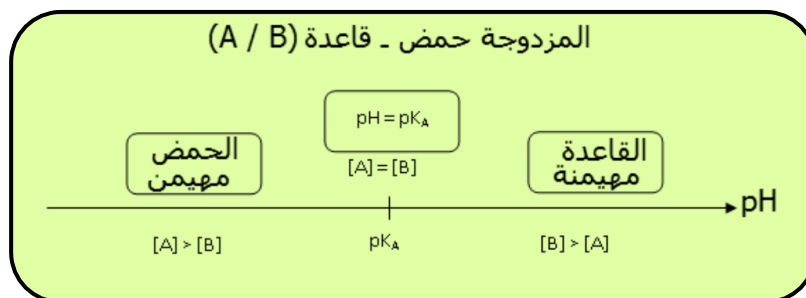
بالنسبة لمزدوجة قاعدة / حمض ، مجال هيمنة الحمض هو مجال pH حيث $[\text{القاعدة}] > [\text{الحمض}]$.

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

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

$[AH]_{\text{éq}} > [A^-]_{\text{éq}}$	$[AH]_{\text{éq}} = [A^-]_{\text{éq}}$	$[A^-]_{\text{éq}} > [AH]_{\text{éq}}$
إذن $\frac{[A^-]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}} < 1$ حيث $\log \left(\frac{[A^-]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}} \right) < 0$	إذن $\frac{[A^-]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}} = 1$ حيث $\log \left(\frac{[A^-]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}} \right) = 0$	إذن $\frac{[A^-]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}} > 1$ حيث $\log \left(\frac{[A^-]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}} \right) > 0$
و بما أن $pH = pK_A + \log \left(\frac{[A^-]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}} \right)$		
$pH < pK_A$ فإن	$pH = pK_A$ فإن	$pH > pK_A$ فإن
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 منحنى مخطط التوزيع لدينا :

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

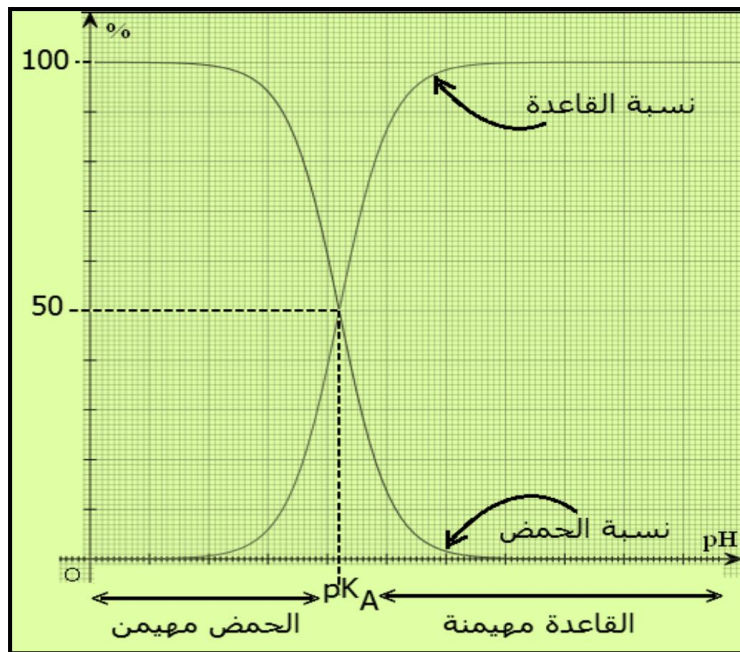
أي أن : $[\text{القاعدة}] = [\text{الحمض}]$ و $pH = pK_A$

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

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

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

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 $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$: الميثيل 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	pK _A
HCl	2,0	
HCOOH	2,9	3,8
CH ₃ COOH	3,4	4,8

القاعدة	pH	pK _A
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 للميثيل 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 :

3.1 (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 : $\text{HInd}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{Ind}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

3.2 (ملاحظات :

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

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

و بالتالي فإن :

$$\text{pH} = \text{pK}_{A,\text{Ind}} + \text{Log} \frac{[\text{Ind}^-]_f}{[\text{HInd}]_f}$$

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

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

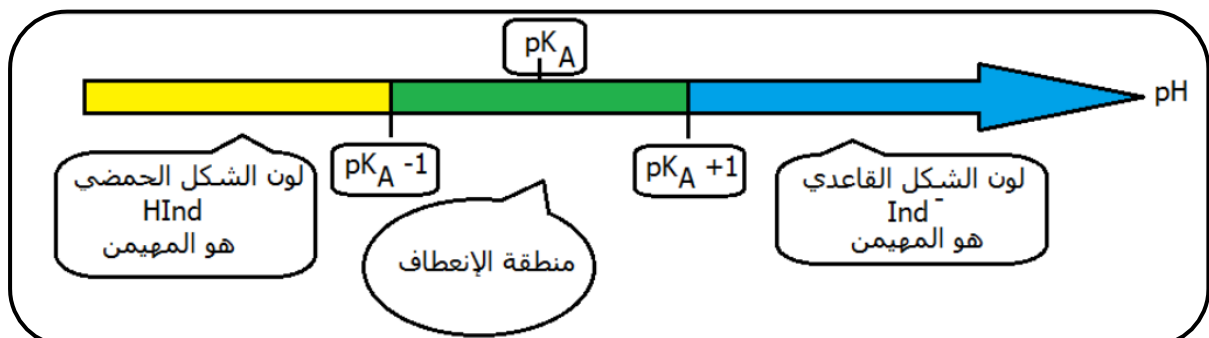
- بنفس الطريقة فإن الكاشف الملون يظهر بلون شكله القاعدي بوضوح دون لونه الحمضي في المحلول الذي يوجد به

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

- 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 .



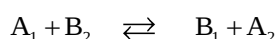
3.3 (أمثلة :

الكاشف الملون	هيليانتين	أزرق البروموتيمول BBT	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 :

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

يمكن أن نكتب :

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

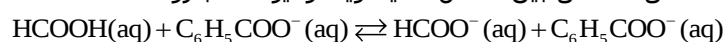
و منه :

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

إذن :

*تطبيق :

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



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