

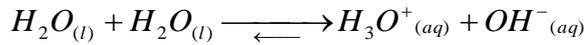
التحولات المقرونة بالتفاعلات حمض – قاعدة في محلول مائيTransformations associées aux réactions acide-base en solution aqueuseI – المحلول المائي :❖ المحلول المائي :

- المحلول المائي خليط متجانس نحسب عليه بإذابة جسم صلب أو سائل أو غاز في الماء.
- عند 25° يساوي pH الماء الخالص 7 و تركيز أيونات الأوكسونيوم $[H_3O^+] = 10^{-7} mol.l^{-1}$

1 – التحلل البروتوني الذاتي للماء :

يلعب الماء دور الأمفوليت : H_3O^+ / H_2O و H_2O / OH^-

التحلل البروتوني الذاتي للماء تفاعل حمض – قاعدة بين جزئيات الماء معادلته :

2 – التقدم النهائي للتحلل البروتوني الذاتي للماء :

تساوي كتلة $V = 1l$ من الماء $m = 10^3 g$:

$$n(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = \frac{1000}{18} = 55,6 mol$$

يحتوي على كمية المادة :

- ننشئ الجدول الوصفي :

معادلة التفاعل		$2H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$		
حالة التفاعل	تقدم التفاعل	كمية المادة ب mol		
الحالة البدئية	0	55,6	0	0
حالة التوازن	$x_{\text{éq}}$	$55,6 - 2 x_{\text{éq}}$	$x_{\text{éq}}$	$x_{\text{éq}}$

- نحدد التقدم الأقصى x_{max} :

$$55,6 - 2x_{\text{max}} = 0 \Rightarrow x_{\text{max}} = \frac{55,6}{2} \Rightarrow \boxed{x_{\text{max}} = 27,8 mol}$$

نفترض أن التحول كلي :

- نحدد التقدم عند التوازن $x_{\text{éq}}$:

$$x_{\text{éq}} = [H_3O^+]_{\text{éq}} \cdot V$$

$$\boxed{x_{\text{éq}} = 10^{-7} \cdot 1 = 10^{-7} mol}$$

$$\tau = \frac{x_{\text{éq}}}{x_{\text{max}}} = \frac{10^{-7}}{27,8} = 3,6 \cdot 10^{-9}$$

- نسبة التقدم النهائي τ :

نسبة التقدم النهائي جد صغيرة :

$$[OH^-]_{\text{éq}} = [H_3O^+]_{\text{éq}} = 10^{-7} mol.l^{-1} : \text{التحلل البروتوني للماء تفاعل جد محدود}$$

3 – الجداء الأيوني للماء :

تسمى ثابتة التوازن الموافقة لمعادلة التحلل البروتوني الذاتي للماء ، الجداء الأيوني للماء يرمز لها بـ : K_e حيث :

$$K_e = [H_3O^+]_{\acute{e}q} \cdot [OH^-]_{\acute{e}q}$$

يمثل $[H_3O^+]_{\acute{e}q}$ و $[OH^-]_{\acute{e}q}$ عددين مساويين لتركيزي H_3O^+ و OH^- معبر عنها بالوحدة $mol.l^{-1}$

$$K_e = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14} \quad : 25^\circ C \text{ مقدار بدون وحدة و يساوي عند } 25^\circ C$$

$$pK_e = -\log K_e \quad \text{أو} \quad K_e = 10^{-pK_e} \quad : \text{و عمليا نستعمل الثابتة } pK_e \text{ المعرفة بالعلاقة :}$$

تتعلق ثابتتان K_e و pK_e بدرجة الحرارة فقط و عند $25^\circ C$: $K_e = 10^{-14}$ و $pK_e = 14$

❖ ملحوظة :

تزداد قيمة K_e مع ارتفاع درجة الحرارة.

4 – المحاليل الحمضية و القاعدية و المحايدة :

تصنف المحاليل المائية إلى ثلاث أصناف :

$$[H_3O^+]_{\acute{e}q} > [OH^-]_{\acute{e}q} \quad \text{❖ في محلول حمضي لدينا :}$$

$$[H_3O^+]_{\acute{e}q}^2 > [H_3O^+]_{\acute{e}q} [OH^-]_{\acute{e}q}$$

$$[H_3O^+]_{\acute{e}q}^2 > K_e$$

$$-2 \log [H_3O^+]_{\acute{e}q} < -\log K_e$$

$$2pH < pK_e$$

$$pH < \frac{1}{2} pK_e$$

$$[H_3O^+]_{\acute{e}q} = [OH^-]_{\acute{e}q} \quad \text{❖ في محلول محايد :}$$

$$[H_3O^+]_{\acute{e}q}^2 = [H_3O^+]_{\acute{e}q} [OH^-]_{\acute{e}q}$$

$$[H_3O^+]_{\acute{e}q}^2 = K_e$$

$$-2 \log [H_3O^+]_{\acute{e}q} = -\log K_e$$

$$2pH = pK_e$$

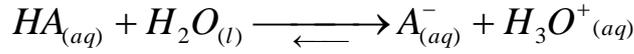
$$pH = \frac{1}{2} pK_e$$

$$[H_3O^+]_{\acute{e}q} < [OH^-]_{\acute{e}q} \quad \text{❖ في محلول قاعدي :}$$

$$pH > \frac{1}{2} pK_e$$

II – ثابتة الحمضية قاعدة / حمض :1 – تعريف :

نعتبر عن تفاعل حمض المزدوجة HA/A^- مع الماء بالمعادلة التالية :



تسمى ثابتة التوازن الموافقة لهذا التفاعل ثابتة الحمضية للمزدوجة ونرمز لها بـ K_A :

$$K_A = \frac{[A^-]_{\acute{e}q} \cdot [H_3O^+]_{\acute{e}q}}{[HA]_{\acute{e}q}}$$

نعرف كذلك الثابتة pK_A للمزدوجة HA/A^- : $K_A = 10^{-pK_A}$ و $pK_A = -\log K_A$

❖ ملحوظة :

تتعلق ثابتتان K_A و pK_A بدرجة الحرارة فقط

2 – العلاقة بين pH و pK_A للمزدوجة HA/A^- :

$$K_A = \frac{[A^-]_{\acute{e}q} \cdot [H_3O^+]_{\acute{e}q}}{[HA]_{\acute{e}q}}$$

لدينا :

$$-\log K_A = -\log [H_3O^+]_{\acute{e}q} - \log \frac{[A^-]_{\acute{e}q}}{[HA]_{\acute{e}q}}$$

$$pK_A = pH - \log \frac{[A^-]_{\acute{e}q}}{[HA]_{\acute{e}q}}$$

$$pH = pK_A + \log \frac{[A^-]_{\acute{e}q}}{[HA]_{\acute{e}q}}$$

3 – ثابتة الحمضية لمزدوجتي الماء :

❖ الماء أمفليت :

- بالنسبة للمزدوجة H_3O^+/H_2O : $H_3O^+_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2O_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

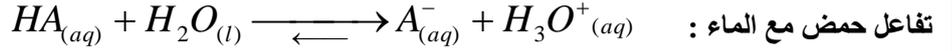
$$K_A = \frac{[H_3O^+]_{\acute{e}q}}{[H_3O^+]_{\acute{e}q}} = 1 \quad pK_A = 0$$

- بالنسبة للمزدوجة H_2O/OH^- : $H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

$$K_A = [H_3O^+]_{\acute{e}q} \cdot [OH^-]_{\acute{e}q} = K_e = 14 \quad , \quad pK_A = 14$$

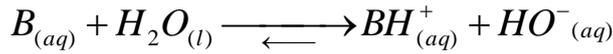
III – سلوك الأحماض و القواعد في محلول مائي :

تتعلق نسبة التقدم النهائي τ لتفاعل بثابتة التوازن الموافقة لمعادلته و بالحالة البدنية للمجموعة الكيميائية :

1 – سلوك الأحماض في محلول مائي :

نسبة التقدم النهائي :

$$\begin{aligned} [H_3O^+]_{\acute{e}q} &= C \cdot \tau & \tau &= \frac{x_f}{x_{\max}} \\ K_A &= \frac{[A^-]_{\acute{e}q} \cdot [H_3O^+]_{\acute{e}q}}{[HA]_{\acute{e}q}} & \tau &= \frac{n_{\acute{e}q}(H_3O^+)}{n_i(HA)} = \frac{[H_3O^+]_{\acute{e}q} \cdot V}{C \cdot V} \\ K_A &= \frac{(C \cdot \tau)^2}{C(1-\tau)} = \frac{C \cdot \tau^2}{1-\tau} & \tau &= \frac{[H_3O^+]_{\acute{e}q}}{C} = \frac{10^{-pH}}{C} \end{aligned}$$

تمثل نسبة التقدم النهائي τ نسبة تفكك الحمض في الماء (α)❖ بالنسبة لمحاليل مائية لأحماض ذات التركيز نفسه، كلما كانت ثابتة الحمضية K_A لمزدوجة هذا الحمض أكبر أي الثابتة pK_A أصغر ، كان pH المحلول أقل و نسبة التقدم النهائي τ لتفاعل أكبر ، تفكك الحمض أكثر.2 – سلوك القواعد في محلول مائي :

ثابتة التوازن المقرونة بمعادلة التفاعل :

$$\begin{aligned} K = Q_{r,\acute{e}q} &= \frac{[BH^+]_{\acute{e}q} \cdot [HO^-]_{\acute{e}q}}{[B]_{\acute{e}q}} = \frac{[BH^+]_{\acute{e}q} \cdot \|OH^-\|_{\acute{e}q} \cdot [H_3O^+]_{\acute{e}q}}{[B]_{\acute{e}q} \cdot [H_3O^+]_{\acute{e}q}} \\ K = Q_{r,\acute{e}q} &= \frac{[BH^+]_{\acute{e}q} \cdot K_e}{[B]_{\acute{e}q} \cdot [H_3O^+]_{\acute{e}q}} = K_A^{-1} \cdot K_e \end{aligned}$$

 K_A : ثابتة الحمضية للمزدوجة : BH^+ / B ❖ بالنسبة لمحاليل مائية لقواعد ذات التركيز نفسه، كلما كانت ثابتة الحمضية K_A لمزدوجة أصغر أي الثابتة pK_A أكبر ، كان pH المحلول أكبر و نسبة التقدم النهائي τ لتفاعل أكبر.IV – مجال هيمنة و مخطط توزيع الأنواع الحمضية و القاعدية في محلول مائي :1 – مجال هيمنة الأنواع الحمضية القاعدية :تمكن العلاقة : $pH = pK_A + \log \frac{[B]_{\acute{e}q}}{[A]_{\acute{e}q}}$ لمزدوجة A/B بتحديد مجالات :- $pK < pH$ أي $\log \frac{[B]_{\acute{e}q}}{[A]_{\acute{e}q}} < 0$ يعني $\frac{[B]_{\acute{e}q}}{[A]_{\acute{e}q}} < 1$ أي $[B]_{\acute{e}q} < [A]_{\acute{e}q}$ يهيمن الحمض A في المحلول- $pK = pH$ أي $\log \frac{[B]_{\acute{e}q}}{[A]_{\acute{e}q}} = 0$ يعني $\frac{[B]_{\acute{e}q}}{[A]_{\acute{e}q}} = 1$ أي $[B]_{\acute{e}q} = [A]_{\acute{e}q}$ لا يهيمن أي نوع

- $pK > pH$ أي $\log \frac{[B]_{\acute{e}q}}{[A]_{\acute{e}q}} > 0$ يعني $\frac{[B]_{\acute{e}q}}{[A]_{\acute{e}q}} > 1$ أي $[B]_{\acute{e}q} > [A]_{\acute{e}q}$ يهيمن القاعدة في المحلول

هيمنة الحمض

$$pK_A = pH$$

هيمنة القاعدة

—————→ pH

$$[A]_{\acute{e}q} > [B]_{\acute{e}q}$$

$$[A]_{\acute{e}q} = [B]_{\acute{e}q}$$

$$[A]_{\acute{e}q} < [B]_{\acute{e}q}$$

2 - مخطط توزيع الأنواع الحمضية و القاعدية لمزدوجة :

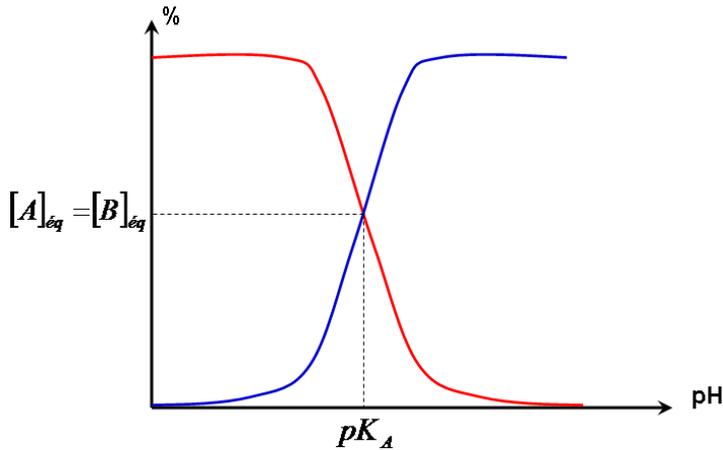
نسمي مخطط توزيع الحمض و القاعدة المرافقة لمزدوجة A / B المنحنيين الممثلين لتغيرات النسبتين المنويتين للشكلين الحمضي القاعدي للمزدوجة بدلالة pH .

$$\text{حيث : } \% A = \frac{[A]_{\acute{e}q}}{[A]_{\acute{e}q} + [B]_{\acute{e}q}} \times 100 \quad \text{و} \quad \% B = \frac{[B]_{\acute{e}q}}{[A]_{\acute{e}q} + [B]_{\acute{e}q}} \times 100$$

عند تقاطع منحنى مخطط التوزيع تكون : $\% A = \% B = 50\%$ أي $[B]_{\acute{e}q} = [A]_{\acute{e}q}$ و بالتالي : $pH = pK_A$

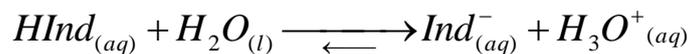
❖ مثال :

مخطط توزيع الحمض و القاعدة المرافقة للمزدوجة $CH_3COOH_{(aq)} / CH_3COO^-_{(aq)}$



3 - تطبيق على الكواشف الملونة الحمضية القاعدية :

الكاشف الملون الحمضي القاعدي لمزدوجة قاعدة / حمض نرمل لها ب بصفة عامة $HInd / Ind^-$ معادلة تفاعل $HInd$ مع الماء :



$$pH = pK_{AInd} + \log \frac{[Ind^-]_{\acute{e}q}}{[HInd]_{\acute{e}q}}$$

يتعلق لون الكاشف بالنوع المهيمن $HInd$ أو Ind^- في المحلول أي بقيمة pH و هكذا نميز ثلاث حالات :

- نعتبر أن الكاشف يأخذ لون شكله الحمضي $HInd$ في المحلول ، إذا كانت $\frac{[HInd]_{\acute{e}q}}{[Ind^-]_{\acute{e}q}} > 10$ أي $\frac{[Ind^-]_{\acute{e}q}}{[HInd]_{\acute{e}q}} < \frac{1}{10}$

$$\log \frac{[Ind^-]_{\acute{e}q}}{[HInd]_{\acute{e}q}} < -1 \text{ إذن } \log \frac{[Ind^-]_{\acute{e}q}}{[HInd]_{\acute{e}q}} < -1 \text{ وبالتالي } \boxed{pH < pK_{A_{Ind}} - 1}$$

- نعتبر أن الكاشف يأخذ لون شكله القاعدي Ind^- في المحلول ، إذا كانت $\frac{[Ind^-]_{\acute{e}q}}{[HInd]_{\acute{e}q}} > 10$ أي $\log \frac{[Ind^-]_{\acute{e}q}}{[HInd]_{\acute{e}q}} > 1$

$$\boxed{pH < pK_{A_{Ind}} + 1} \text{ و بالتالي :}$$

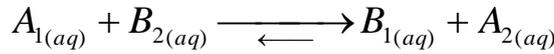
- يسمى مجال pH المحصور بين $pK_{A_{Ind}} - 1 < pH < pK_{A_{Ind}} + 1$ منطقة الانعطاف و تتميز بعدم هيمنة أي شكل في

$$\text{المحلول } [HInd]_{\acute{e}q} \approx [Ind^-]_{\acute{e}q}$$

و يأخذ الكاشف لونية حساسة و سيطبية تسمى اللونية الحساسة ناتجة عن تراكب لوني الشكلين :

4 - ثابتة التوازن المقرونة بتفاعل حمض - قاعدة :

نعتبر تفاعل حمض - قاعدة المقرونة بتفاعل حمض - قاعدة : A_1 / B_1 و A_2 / B_2



$$K = \frac{[B_1]_{\acute{e}q} \cdot [A_2]_{\acute{e}q}}{[A_1]_{\acute{e}q} \cdot [B_2]_{\acute{e}q}} \text{ ثابتة التوازن :}$$

$$K = \frac{[B_1]_{\acute{e}q} \cdot [H_3O^+]_{\acute{e}q} \cdot [A_2]_{\acute{e}q}}{[A_1]_{\acute{e}q} \cdot [B_2]_{\acute{e}q} \cdot [H_3O^+]_{\acute{e}q}}$$

$$K = \frac{K_{A1}}{K_{A2}} = \frac{10^{-pK_1}}{10^{-pK_2}} = 10^{pK_{A2} - pK_{A1}}$$

❖ **تطبيق :**

V - المعايرة الحمضية - القاعدية :

1 - تعريف :

معايرة حمض في محلول هي تحديد تركيزه و ذلك بجعله يتفاعل مع قاعدة تركيزها معروف يدعى الحمض المعايير و تدعى القاعدة المعايير.

2 - التكافؤ الحمضي القاعدي :

نحصل على التكافؤ الحمضي القاعدي عند مزج النوعين المعايير و المعايير بنسب موافقة للمعاملات التناسبية لمعادلة التفاعل مما يجعلهما يستهلكان بشكل تام.

❖ **الجدول الوصفي :**

معادلة التفاعل		$A_{(aq)} + B_{(aq)} \rightleftharpoons C_{(aq)} + D_{(aq)}$			
حالة التفاعل	تقدم التفاعل	كمية المادة ب mol			
الحالة البدئية	0	$n_i(A) = C_A V_A$	$n_E(B) = C_B V_B$	0	0
حالة التكافؤ	X_E	$n_i(A) - x_E = 0$	$n_E(B) - x_E = 0$	X_E	X_E

$$n_i(A) - x_E = 0 \text{ و } n_E(B) - x_E = 0$$

$$n_i(A) = n_E(B) \Rightarrow$$

$$C_A V_A = C_B V_{BE}$$

تسمى علاقة التكافؤ :

❖ تتم معلمة تكافؤ معايرة بتغير مفاجئ لمقدار فيزيائي قابل للملاحظة أو القياس : - المواصلة أو pH أو كاشف ملون.

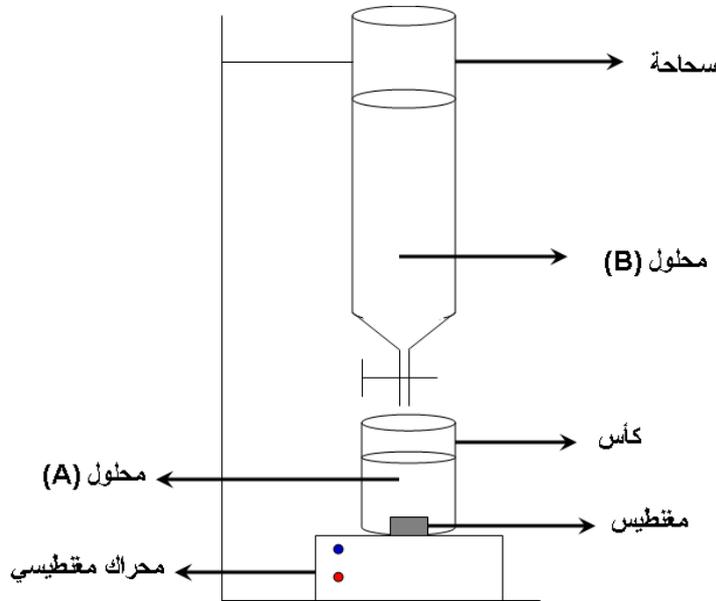
VI - المعايرة بقياس pH :

البروتوكول التجريبي :

لمعايرة حمض (A) بقاعدة (B) نتبع المراحل التالية :

- نعين بواسطة ماصة حجما معيناً V_A من المحلول المعايير ذي تركيز مجهول و نصبه في كأس.- نغمر في الكأس مجس جهاز pH - متر ثم نشغل المحرك المغنطيسي.

- نملأ السحاحة بالمحلول المعايير ذي التركيز المعروف.

- نصب تدريجياً بواسطة السحاحة المحلول المعايير و نقيس pH الخليط عند كل إضافة.- ندون الحجم المضاف V_B و pH ثم نخط المنحنى $pH = f(V_B)$ 

1 - معايرة حمض بقاعدة :

❖ مثال :

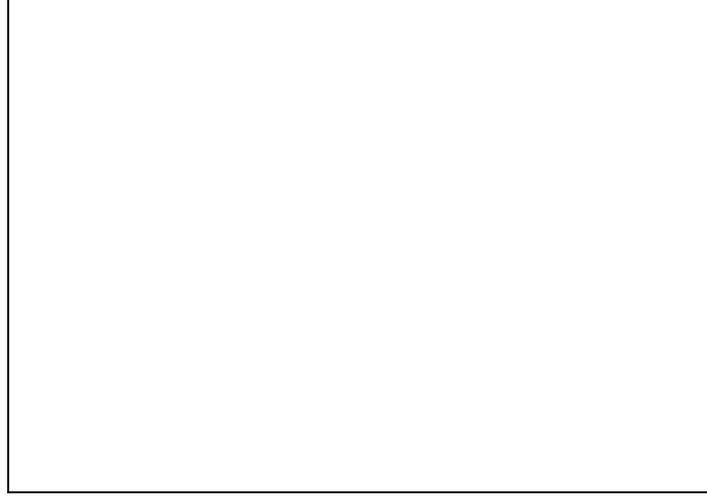
معايرة حمض الايثانويك CH_3COOH بمحلول هيدروكسيد الصوديوم $(Na^+ + OH^-)$:

معادلة التفاعل		$CH_3COOH_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_2O_{(l)}$			
حالة التفاعل	تقدم التفاعل	كمية المادة ب mol			
الحالة البدئية	0	$n(CH_3COOH)$	$n_E(OH^-)$	0	Excès
حالة التكافؤ	X_E	$n(CH_3COOH) - x_E = 0$	$n_E(OH^-) - x_E = 0$	X_E	Excès

عند التكافؤ : $n(CH_3COOH) - x_E = 0$ و $n_E(OH^-) - x_E = 0$

$$n(CH_3COOH) = n_E(OH^-) \Rightarrow$$

$$C_A V_A = C_B V_{BE}$$



- الجزء AB : يتميز بتزايد ضعيف لقيمة pH و يبقى الخليط حمضيا.

- الجزء BC : يتميز بتغير مفاجئ لقيمة pH الخليط ، و يمر فيه الخليط من الحالة الحمضية إلى الحالة القاعدية.

- الجزء CD : يتميز بتزايد ضعيف لقيمة pH و يبقى الخليط قاعديا.

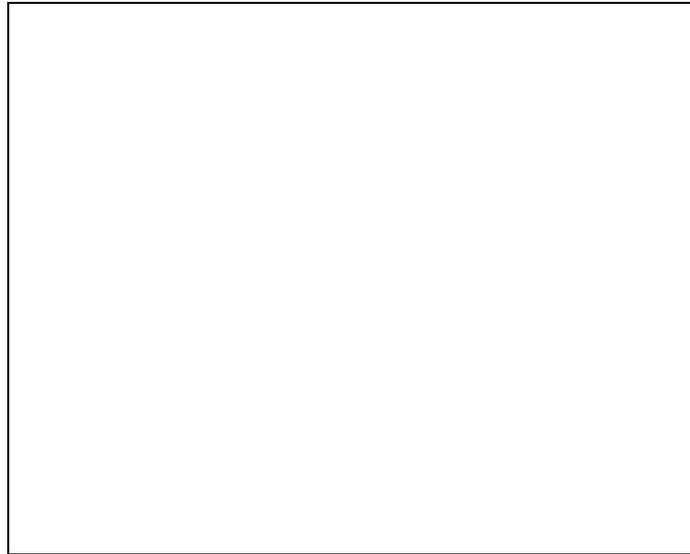
❖ طريقة تحديد نقطة التكافؤ E :

❖ طريقة المماسات :

- نرسم مستقيمين T_1 و T_2 متوازيين و مماسين للمنحنى $pH = f(V_B)$ جهتي نقطة التكافؤ E ، ثم المستقيم T_3 الموازي للمستقيمين

T_1 و T_2 و المار من منتصف القطعة الفاصلة بين المستقيمين T_1 و T_2 ، نقطة التكافؤ E هي نقطة تقاطع المستقيم T_3 مع المنحنى

: $pH = f(V_B)$



❖ طريقة الدالة المشتقة : $\frac{dpH}{dV_B}$

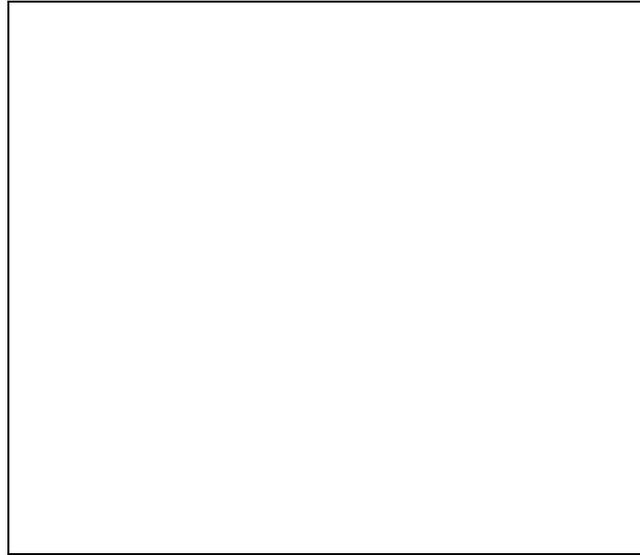
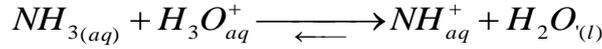
يمثل حجم التكافؤ V_E أفصول أقصى نقطة من المنحنى الممثل للدالة المشتقة : $\frac{dpH}{dV_B} = g(V_B)$

❖ استعمال كاشف ملون :

في المعايرة الملوانية يمكن تتبع معايرة حمضية قاعدية تجريبيا من خلال تطور لون كاشف ملون حمضي قاعدي ، وذلك بإضافة بعض قطرات من كاشف ملون ملائم إلى المحلول المعايير و نشغل المحرك المغنطيسي لجعل الخليط متجانسا ، ثم نصب بواسطة سحاحة تدريجيا المحلول المعايير نوقف الإضافة فور تغير لون كاشف الملون ثم نسجل قيمة حجم التكافؤ.

2 – معايرة قاعدة بحمض :

معايرة محلول الأمونياك NH_3 بمحلول حمض الكلوريدريك $(H_3O^+ + Cl^-)$:



VII – مميزات تفاعل المعايرة :

- تفاعل كلي : يتوقف باختفاء كلي لأحد المتفاعلين على الأقل، نسبة تقدمه $\tau = \frac{x_f}{x_{max}} = 1$

- تفاعل سريع : يتوقف تطور التفاعل بعد مدة زمنية قصيرة من بداية حدوثه.

- تفاعل انتقائي : يتفاعل النوع المعايير مع النوع المعايير فقط.

❖ مثال :

معايرة محلول حمض الإيثانويك بمحلول هيدروكسيد الصوديوم حيث $C_A = C_B = 10^{-2} mol.l^{-1}$ عند التكافؤ تكون $V_{BE} = 10ml$ نقوم

بحساب نسبة التقدم النهائي عند إضافة $V_B = 5ml$ و $V_A = 20ml$ و $pH = 4,8$ الخليط

$$n_A = C_A V_A = 10^{-2} \times 20 \times 10^{-3} = 0,2 \cdot 10^{-3} mol$$

$$n_B = C_B V_B = 10^{-2} \times 10 \times 10^{-3} = 0,1 \cdot 10^{-3} mol$$

معادلة التفاعل		$CH_3COOH_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_2O_{(l)}$			
حالة التفاعل	تقدم التفاعل	كمية المادة ب mol			
الحالة البدئية	0	$0,2 \cdot 10^{-3}$	$0,1 \cdot 10^{-3}$	0	Excès
حالة التكافؤ	$X_E = X_f$	$0,2 \cdot 10^{-3} - x_f$	$0,1 \cdot 10^{-3} - x_f$	X_f	Excès

$$0,1.10^{-3} - x_{\max} = 0 \quad \Rightarrow \quad x_{\max} = 0,1.10^{-3} \text{ mol} \quad \text{❖ حساب التقدم الأقصى } x_{\max}$$

$$\text{❖ حساب التقدم النهائي } x_f$$

$$K_e = [H_3O^+][OH^-] \quad \text{حسب ثابتة الجداء الأيوني للماء :}$$

$$-\log K_e = -\log[H_3O^+] - \log[OH^-]$$

$$pK_e = -\log[OH^-] + pH \quad \Rightarrow \quad [OH^-]_f = 10^{pH - pK_e}$$

$$[OH^-]_f = 10^{4,8 - 14} = 6,3.10^{-10} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$n_f(OH^-) = [OH^-]_f (V_A + V_B)$$

$$n_f(OH^-) = 6,3 \times 10^{-10} (5 + 20).10^{-3} = 1,6.10^{-11} \text{ mol}$$

$$n_f(OH^-) = 0,1 \times 10^{-3} - x_f$$

$$x_f = 0,1.10^{-3} - 1,6.10^{-11} \approx 0,1.10^{-3} \text{ mol}$$

$$\tau = \frac{x_f}{x_{\max}} = 1$$

$$\text{❖ نسبة التقدم النهائي :}$$

$$\tau = 1 \text{ تفاعل المعايرة تفاعل كلي}$$

❖ ملحوظة :

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

يمكن حساب ثابتة التوازن :

$$pK_{A2} = pK_A(H_2O/OH^-) \quad , \quad pK_{A1} = pK_A(CH_3OOH/CH_3OO^-)$$

$$K = 10^{14 - 4,75} = 10^{9,25} = 1,8.10^9$$

و هي قيمة كبيرو جدا ، تفاعل المعايرة إذن تفاعل كلي

Solution tampon	محلول عيار	Caractère	مميّزة
Indicateur coloré	كاشف ملون	Constante d'acidité	ثابتة حمضية
Zone de virage	منطقة الانعطاف	Bleu de bromothymol	أزرق البروموثيمول
Titration colorimétrique	معايرة ملوانية	Prédominance	هيمنة
Produit ionique	جداء أيوني	Autoprotolyse	تحلل بروتوني
Taux d'avancement	نسبة التقدم	Comportement	سلوك
Diagramme de distribution	مخطط التوزيع	Domaine de prédominance	مجال الهيمنة
Centrée	مركزة	Teinte sensible	لونية حساسة
Titre	معاير	Superposition	تراكب
		Titrant	معاير