

التحولات المقرونة بالتفاعلات حمض - قاعدة في محلول مائي

T transformations associées à des réactions acido - basiques en solution aqueuse

I - الجداء الأيوني للماء.

1 - التحليل البروتوني الذاتي للماء

الماء **أمفوليت** إذ ينتمي إلى المزدوجتين: $H_3O^+ / H_2O_{(l)}$ و $H_2O_{(l)} / HO^-$

التحلل البروتوني الذاتي للماء تفاعل حمض - قاعدة بين جزيئات الماء معادلته: $H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{aq} + HO^-_{aq}$. التحلل البروتوني للماء تفاعل محدود.

بما أن pH الماء الخالص عند $25^\circ C$ هو $pH = 7$ فإن الماء الخالص محايد كهربائياً:

$$[H_3O^+] = [HO^-] = 10^{-7} \text{ mol.l}^{-1}$$

2 - الجداء الأيوني للماء.

تسمى ثابتة التوازن المقرونة بتفاعل التحلل البروتوني الذاتي للماء، الجداء الأيوني للماء الذي نرمز له ب K_e .

عند حالة التوازن نكتب: $K_e = [H_3O^+]_{\acute{e}q} \cdot [HO^-]_{\acute{e}q}$

بالنسبة للماء الخالص عند $25^\circ C$: $K_e = 1,0 \cdot 10^{-14}$

عملياً نستعمل الثابتة pK_e ، بحيث: $pK_e = -\log K_e$

تتزايد قيمة K_e ، بتزايد درجة الحرارة، عكس الثابتة pK_e التي تتناقص بتزايد درجة الحرارة.

3 - المحاليل المحايدة والحمضية والقاعدية.

✓ يكون المحلول محايداً إذا كان: $[H_3O^+] = [HO^-]$

في هذه الحالة يصبح الجداء الأيوني للماء: $K_e = [H_3O^+]_{\acute{e}q}^2$ أي أن: $-\log K_e = -2 \log [H_3O^+]_{\acute{e}q}$ أو: $pH = \frac{1}{2} pK_e$

✓ يكون المحلول حمضياً إذا كان: $[H_3O^+]_{\acute{e}q} > [HO^-]_{\acute{e}q}$

يضرب طرفي المتساوية في $[H_3O^+]_{\acute{e}q}$ فنحصل على: $[H_3O^+]_{\acute{e}q}^2 > [H_3O^+]_{\acute{e}q} \cdot [HO^-]_{\acute{e}q}$

أو:

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

$$\left\{ \begin{array}{l} [H_3O^+]_{\acute{e}q}^2 > K_e \\ \log [H_3O^+]_{\acute{e}q}^2 > \log K_e \\ -\log [H_3O^+]_{\acute{e}q}^2 < -\log K_e \end{array} \right.$$

✓ يكون المحلول قاعدياً إذا كان: $[H_3O^+]_{\acute{e}q} < [HO^-]_{\acute{e}q}$ أي: $pH > \frac{1}{2} pK_e$

II - ثابتة الحمضية لمزدوجة قاعدة / حمض.

1 - تعريف

نعتبر عن تفاعل حمض المزدوجة HA/A^- مع الماء بالمعادلة: $HA_{aq} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons A^-_{aq} + H_3O^+_{aq}$. تسمى ثابتة التوازن الموافقة لمعادلة هذا التفاعل ثابتة الحمضية للمزدوجة HA/A^- ورمزها K_A حيث:

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

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

2 - العلاقة بين pH و pK_A والمزدوجة HA/A⁻.

لدينا: $K_A = \frac{[A^-]_{\acute{e}q} \cdot [H_3O^+]_{\acute{e}q}}{[HA]_{\acute{e}q}}$ نطبق اللوغاريتم العشري على طرفي المتساوية: $\log K_A = \log [H_3O^+]_{\acute{e}q} + \log \frac{[A^-]_{\acute{e}q}}{[HA]_{\acute{e}q}}$

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

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

3 - ثابتا الحمضية لمزدوجتي الماء.

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

$$pK_{A_1} = 0 \quad \text{أي} \quad K_{A_1} = \frac{[H_3O^+]_{\acute{e}q}}{[H_3O^+]_{\acute{e}q}} = 1$$

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

$$25^\circ C \quad pK_{A_2} = 14 \quad \text{أي أن} \quad pK_{A_2} = [H_3O^+]_{\acute{e}q} \cdot [HO^-]_{\acute{e}q} = K_e$$

III - قوة حمض وقوة قاعدة.

1 - مقارنة سلوك الأحماض في محلول مائي.

نشاط تجريبي: تغيرات نسبة التقدم النهائي بدلالة pH و K_A في محلول حمضي.

نعتبر محلولين (S₁) و (S₂) لهما نفس التركيز $C = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ ، عند $25^\circ C$.

(S₁) : محلول حمض الإيثانويك (CH₃COOH) $K_{A_1} = 1,8 \cdot 10^{-5}$ $pK_{A_1} = 4,75$ $pH_1 = 3,4$

(S₂) : محلول حمض الميثانويك (HCOOH) $K_{A_2} = 1,8 \cdot 10^{-4}$ $pK_{A_2} = 3,75$ $pH_2 = 2,9$

استثمار.

1 - اكتب معادلة التفاعل الذي يحدث عند إذابة الحمض في الماء.

2 - اعط تعبير نسبة التقدم النهائي τ لهذين التفاعلين بدلالة pH والتركيز C . ثم احسبها.

3 - كيف تتغير نسبة التقدم النهائي بدلالة pH محاليل حمضية لها نفس التركيز؟

4 - ما تأثير قيمة ثابتة الحمضية K_A على نسبة التقدم النهائي τ ؟

5 - اكتب تعبير K_A بدلالة τ في حالة محلول حمضي.

1 -

2 -

الحمض	pH	τ	K _A	pK _A
حمض الإيثانويك				
حمض الميثانويك				

3 - ندون النتائج في الجدول

4 -

يكون حمض A_1H أقوى من حمض A_2H إذا كانت بالنسبة لنفس التركيز، نسبة التقدم النهائي τ أكبر أي $\tau_1 > \tau_2$ يكون تفكك الحمض في هذه الحالة أكثر.

5 - جدول التقدم لتطور كميات المادة خلال تفاعل الحمض AH مع الماء:

$AH_{aq} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons A_{aq}^- + H_3O_{aq}^+$				المعادلة الكيميائية	
كميات المادة بالمول				تقدم التفاعل	حالة المجموعة
					الحالة البدئية
					الحالة النهائية

بالنسبة لنفس التركيز، يكون حمض أقوى (τ كبيرة) إذا:

✚ كان pH المحلول ضعيفا؛

✚ كانت ثابتة الحمضية K_A للمزدوجة كبيرة أي الثابتة pK_A صغيرة.

2 - مقارنة سلوك القواعد في محلول مائي.

نشاط تجريبي: تغيرات نسبة التقدم النهائي بدلالة pH و K_A في محلول قاعدي.

نعتبر محلولين (S_1) و (S_2) لهما نفس التركيز $C = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$ ، عند 25°C .

(S_1) : محلول الأمونياك (NH_3) $K_{A_1} = 6,3 \cdot 10^{-10}$ $pK_{A_1} = 9,2$ $pH_1 = 10,6$

(S_2) : محلول مثيل أمين (CH_3NH_2) $K_{A_2} = 2 \cdot 10^{-11}$ $pK_{A_2} = 11,4$ $pH_2 = 11,4$

استثمار:

1 - اكتب معادلة التفاعل الذي يحدث عند إذابة القاعدة B في الماء.

2 - أعط تعبير نسبة التقدم النهائي لهذا التفاعل بدلالة pH والتركيز C للمذاب المأخوذ.

3 - كيف تتغير نسبة التقدم τ بدلالة pH محاليل قاعدية لها نفس التركيز؟

4 - حدد في هذه الحالة، كيف تتغير τ بدلالة K_A .

5 - اكتب تعبير K_A بدلالة τ في حالة محلول قاعدي.

1 -

2 -

3 - ندون النتائج في الجدول

القاعدة	pH	τ	K_A	pK_A
الأمونياك				
مثيل أمين				

4 -

تكون قاعدة B_1 أقوى من قاعدة B_2 ، إذا كانت بالنسبة لنفس التركيز، نسبة التقدم النهائي لتفاعلها مع الماء أكبر $\tau_1 > \tau_2$.

5 - جدول التقدم لتطور كميات المادة خلال تفاعل القاعدة B مع الماء:

المعادلة الكيميائية			
$B_{aq} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons BH_{aq}^+ + HO_{aq}^-$			
حالة المجموعة	تقدم التفاعل	كميات المادة بالمول	
الحالة البدئية			
الحالة النهائية			

IV - ثابتة التوازن المقرونة بتفاعل حمضي - قاعدي.

نعتبر التفاعل بين حمض المزدوجة A_1H / A_1^- وقاعدة المزدوجة A_2H / A_2^- .

تكتب معادلة هذا التفاعل كالتالي: $A_1H_{aq} + A_{2aq}^- \rightleftharpoons A_{1aq}^- + A_2H_{aq}$

$$(1) K = \frac{[A_1^-]_{\acute{e}q} \cdot [A_2H]_{\acute{e}q}}{[A_1H]_{\acute{e}q} \cdot [A_2^-]_{\acute{e}q}} \times \frac{[H_3O^+]_{\acute{e}q}}{[H_3O^+]_{\acute{e}q}} \leftarrow K = \frac{[A_1^-]_{\acute{e}q} \cdot [A_2H]_{\acute{e}q}}{[A_1H]_{\acute{e}q} \cdot [A_2^-]_{\acute{e}q}}$$

$$K = \frac{[A_1^-]_{\acute{e}q} \cdot [H_3O^+]_{\acute{e}q}}{[A_1H]_{\acute{e}q}} \times \frac{[A_2H]_{\acute{e}q}}{[A_2^-]_{\acute{e}q} \cdot [H_3O^+]_{\acute{e}q}} \text{ أي:}$$

$$\text{نضع: } K_{A_1} = \frac{[A_1^-]_{\acute{e}q} \cdot [H_3O^+]_{\acute{e}q}}{[A_1H]_{\acute{e}q}} \text{ ثابتة الحمضية للمزدوجة } A_1H / A_1^-$$

$$K_{A_2} = \frac{[A_2^-]_{\acute{e}q} \cdot [H_3O^+]_{\acute{e}q}}{[A_2H]_{\acute{e}q}} \text{ ثابتة الحمضية للمزدوجة } A_2H / A_2^-$$

$$K = \frac{K_{A_1}}{K_{A_2}} \text{ نستنتج أن العلاقة (1) هي:}$$

تطبيق:

ينتمي حمض الميثانويك للمزدوجة $HCO_2H_{aq} / HCO_2^{-}_{aq}$ ثابتتها الحمضية، عند $25^\circ C$ ، $K_{A_1} = 1,8.10^{-4}$. وينتمي أيون بنزوات للمزدوجة $C_6H_5CO_2H_{aq} / C_6H_5CO_2^{-}_{aq}$ ثابتتها الحمضية $K_{A_2} = 6,4.10^{-5}$.

- 1 - اكتب معادلة تفاعل حمض الميثانويك مع أيونات بنزوات.
- 2 - احسب ثابتة التوازن الموافقة لمعادلة التفاعل الحاصل.

V - مخططات هيمنة وتوزيع الأنواع الحمضية والقاعدية في محلول.

1 - مخطط هيمنة النوعين المترافقين لمزدوجة قاعدة/حمض.

تتحقق العلاقة التالية بالنسبة لمزدوجة قاعدة/حمض AH_{aq} / A^{-}_{aq} في محلول مائي: $pH = pK_A + \log \frac{[A^{-}]_{\acute{e}q}}{[AH]_{\acute{e}q}}$

✓ إذا كان $pH = pK_A$ ، أي $\log \frac{[A^{-}]_{\acute{e}q}}{[AH]_{\acute{e}q}} = 0$ ، يكون $\frac{[A^{-}]_{\acute{e}q}}{[AH]_{\acute{e}q}} = 1$

✓ إذا كان $pH > pK_A$ ، أي $\log \frac{[A^{-}]_{\acute{e}q}}{[AH]_{\acute{e}q}} > 0$ ، يكون $\frac{[A^{-}]_{\acute{e}q}}{[AH]_{\acute{e}q}} > 1$

✓ إذا كان $pH < pK_A$ ، أي $\log \frac{[A^{-}]_{\acute{e}q}}{[AH]_{\acute{e}q}} < 0$ ، يكون $\frac{[A^{-}]_{\acute{e}q}}{[AH]_{\acute{e}q}} < 1$

❖ إذا كان $pH = pK_A$ ، يكون للحمض وقاعدته المرافقة، نفس التركيز: $[AH]_{\acute{e}q} = [A^{-}]_{\acute{e}q}$

❖ إذا كان $pH > pK_A$ ، تهيمن القاعدة: $[A^{-}]_{\acute{e}q} > [AH]_{\acute{e}q}$

❖ إذا كان $pH < pK_A$ ، يهيمن الحمض: $[AH]_{\acute{e}q} > [A^{-}]_{\acute{e}q}$

2 - مخطط توزيع النوعين المترافقين لمزدوجة قاعدة/حمض.

يمكن حساب النسبة المئوية لكل من الشكلين الحمضي والقاعدي للمزدوجة AH_{aq} / A^{-}_{aq} في المحلول باستعمال العلاقتين:

$$\%A^{-} = \frac{[A^{-}]_{\acute{e}q}}{[AH]_{\acute{e}q} + [A^{-}]_{\acute{e}q}} \quad \text{و} \quad \%AH = \frac{[AH]_{\acute{e}q}}{[AH]_{\acute{e}q} + [A^{-}]_{\acute{e}q}}$$

نسمي مخطط توزيع الحمض والقاعدة المرافقة لمزدوجة AH_{aq} / A^{-}_{aq} ، المنحنيين الممثلين لتغيرات النسبتين المئويتين للشكلين الحمضي والقاعدي للمزدوجة بدلالة pH .

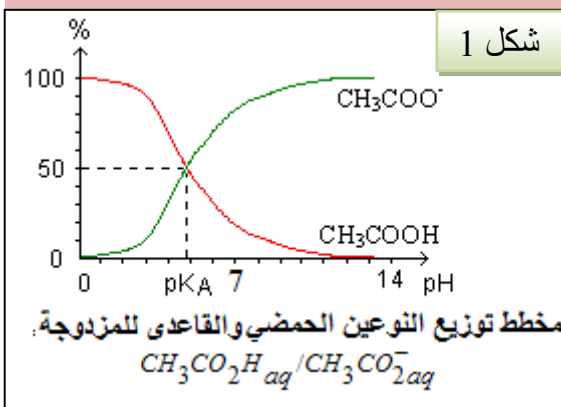
عند تقاطع منحنى مخطط التوزيع، تكون $\%AH = \%A^{-} = 50\%$ أي $[AH]_{\acute{e}q} = [A^{-}]_{\acute{e}q}$ وبالتالي $pH = pK_A$.

مثال: مخطط توزيع المزدوجة $CH_3CO_2H_{aq} / CH_3CO_2^{-}_{aq}$

عند تقاطع منحنى مخطط التوزيع تكون: $\%CH_3CO_2H_{aq} = 50\%$

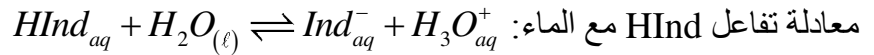
و $\%CH_3CO_2^{-}_{aq} = 50\%$ أي: $[CH_3CO_2H]_{\acute{e}q} = [CH_3CO_2^{-}]_{\acute{e}q}$

وبالتالي: $pH = pK_A$



تعريف

الكاشف الملون حمضي - قاعدي هو مزدوجة قاعدة/حمض نرمل لها، بصفة عامة، $HInd_{aq} / Ind_{aq}^-$. وتتميز باختلاف لوني الشكلين الحمضي والقاعدي في محلول مائي.



نكتب: $pH = pK_A + \log \frac{[Ind^-]_{\acute{e}q}}{[HInd]_{\acute{e}q}}$

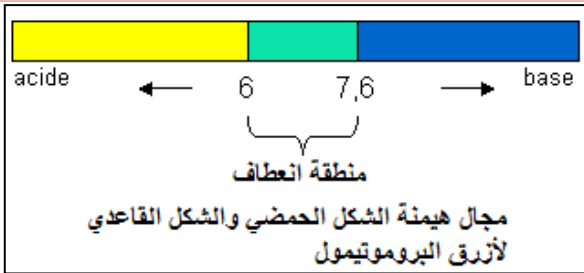
✓ يأخذ الكاشف لون شكله الحمضي $HInd$ إذا كانت $\frac{[HInd]_{\acute{e}q}}{[Ind^-]_{\acute{e}q}} > 10$ أي: $\frac{[Ind^-]_{\acute{e}q}}{[HInd]_{\acute{e}q}} < \frac{1}{10}$

أو: $pH < pK_A + 1$ أي أن: $pH - pK_A < -1$ $\log \frac{[Ind^-]_{\acute{e}q}}{[HInd]_{\acute{e}q}} < -1$

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

وبالتالي: $pH - pK_A > 1$ إذن: $pH > pK_A + 1$

في منطقة انعطاف الكاشف ($pK_{A_{ind}} - 1 \leq pH \leq pK_{A_{ind}} + 1$)؛ يأخذ المحلول لونية وسيطة تسمى اللوينة الحساسة للكاشف.



شكل 2

VI - المعايرة الحمضية - القاعدية

1 - تعريف

معايرة حمض في محلول هي تحديد تركيزه، وذلك بجعله يتفاعل مع قاعدة تركيزها معروف. يدعى الحمض المُعاير وتدعى القاعدة المُعاير. في حالة معايرة قاعدة بحمض تدعى القاعدة المُعاير ويدعى الحمض المُعاير.

يحدث أثناء المعايرة حمض - قاعدة **تفاعل سريع وكلي**.

2 - التكافؤ

يتحقق التكافؤ خلال معايرة حمض - قاعدة، عند اختفاء المتفاعلين (المعاير والمعاير) حسب النسب الستوكيومترية الموافقة لمعادلة تفاعل المعايرة.

3 - معايرة حمض بقاعدة

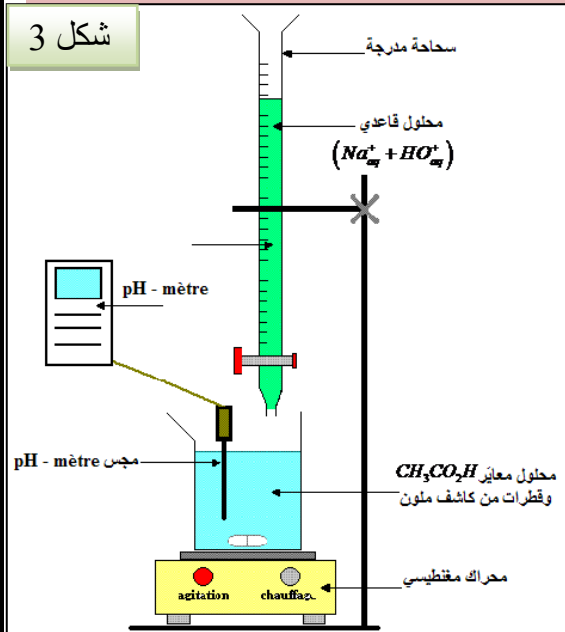
نشاط تجريبي: معايرة حمض الإيثانويك (CH_3COOH) بمحلول



نضع في كأس حجما $V_A = 15ml$ من محلول حمض الإيثانويك تركيزه C_A ، ونصب تدريجيا بواسطة صنبور السحاحة (burette) محلولاً مائياً لهيدروكسيد الصوديوم ($Na_{aq}^+ + HO_{aq}^+$) حجمه V_B وتركيزه

$C_B = 2.10^{-2} mol.l^{-1}$

نقيس pH المحلول عند كل إضافة بواسطة جهاز pH - mètre.



	V_B (ml)
	pH

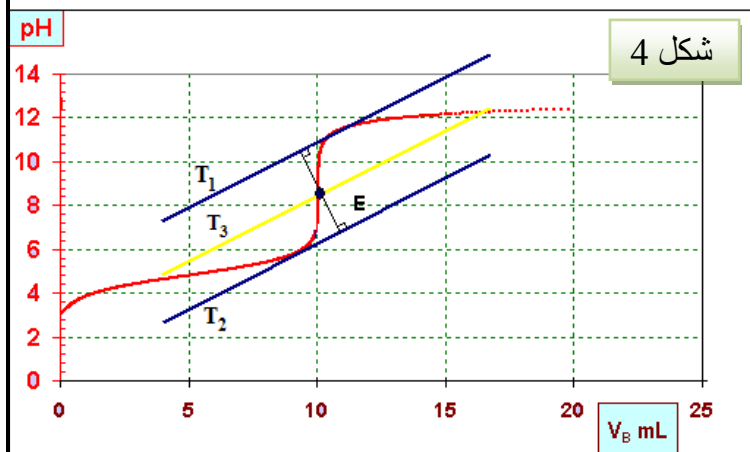
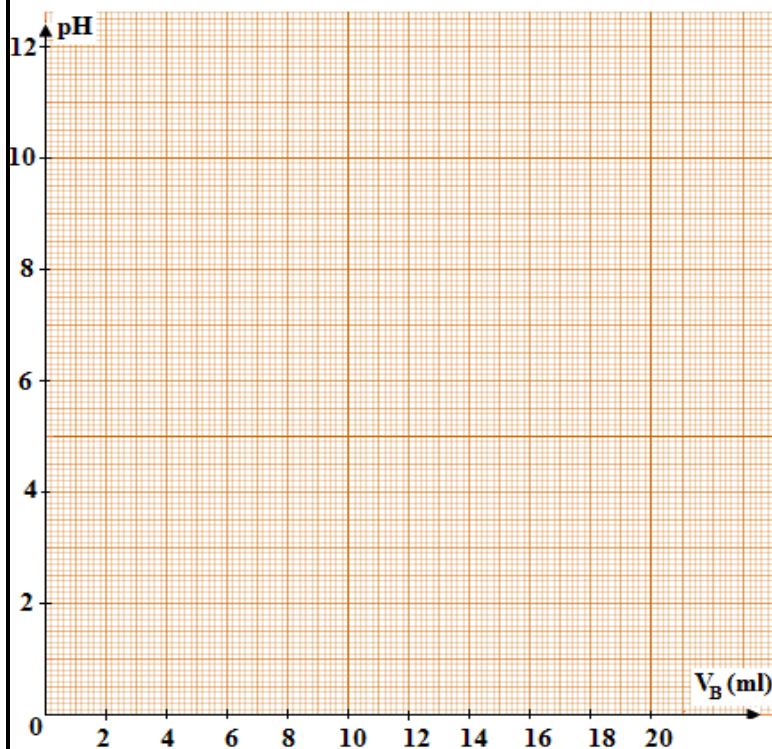
استثمار:

- 1 - اكتب معادلة التفاعل بين حمض الإيثانويك ومحلول هيدروكسيد الصوديوم. ما نوع هذا التفاعل؟
- 2 - عرف التكافؤ. احسب V_{BE} حجم المحلول القاعدي اللازم إضافته للحصول على التكافؤ.
- 3 - خط المنحنى $pH = f(V_B)$ باستعمال سلم مناسب.

1 -

2 -

المعادلة الكيميائية			
كميات المادة بالمول			
حالة المجموعة	تقدم التفاعل		
الحالة البدئية			
الحالة التكافؤ			



شكل 4

3 - تحديد نقطة التكافؤ.

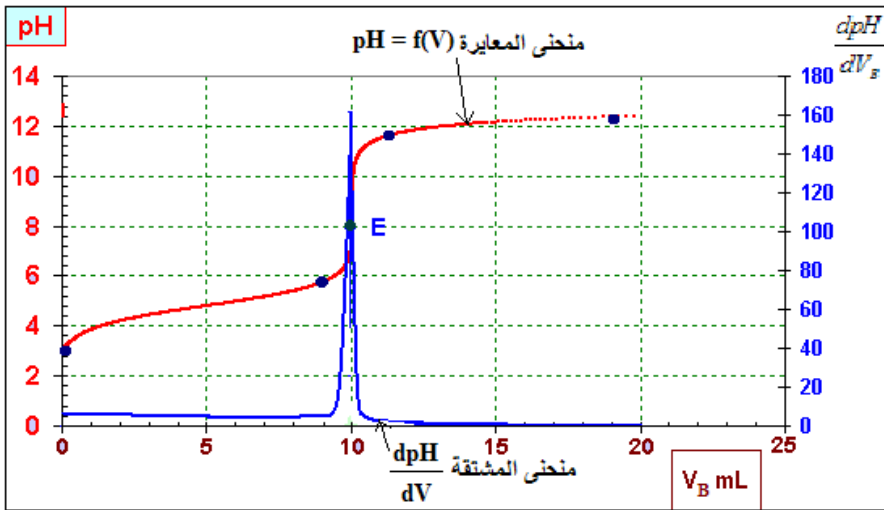
أ - طريقة المماسات

نرسم مستقيمين T_1 و T_2 متوازيين ومماسين للمنحنى $pH = f(V_B)$.

ثم نخط المستقيم T_3 الموازي للمستقيمين T_1 و T_2 والمار من منتصف القطعة الفاصلة بين المستقيمين T_1 و T_2 . نقطة التكافؤ هي نقطة تقاطع المستقيم T_3 مع المنحنى $pH = f(V_B)$.

مبانيا: احداثيات نقطة التكافؤ:

$$E \begin{cases} pH_E = \\ V_{BE} = \end{cases}$$



شكل 5

منطقة الانعطاف	pK _A	الكاشف الملون
4,4-3,1	3,6	الهييلانيتين
6,2-4,2	5,0	أحمر المثيل
7,0-6,0	6,4	أصفر النترازين
7,6-6,0	7,2	أزرق البروموتيمول
8,8-7,2	8,0	أحمر الكريزول
10-8,1	9,5	الفيئول فتاليين

في المعايرة الملوانية، يمكن تتبع معايرة حمضية قاعدية تجريبيا من خلال تطور لون كاشف ملون حمضي قاعدي. الكاشف الملون الملائم لمعايرة حمضية قاعدية هو الذي تنتمي قيمة pH الخليط عند التكافؤ pH_E إلى منطقة انعطافه. بالنسبة للنشاط التجريبي : pH_E = وبالتالي الكاشف الملون الذي نستعمله هو:

3 - معايرة قاعدة بحمض

مثال: معايرة محلول الأمونياك NH₃ بمحلول حمض الكلوريدريك (H₃O_{aq}⁺ + Cl_{aq}⁻).

✓ نملاً السحاحة بحمض الكلوريدريك (H₃O_{aq}⁺ + Cl_{aq}⁻)، ونضع حجماً V_B = 20ml من محلول الأمونياك في كأس.

✓ نتبع نفس الخطوات السابقة لإتمام المعايرة.

استثمار:

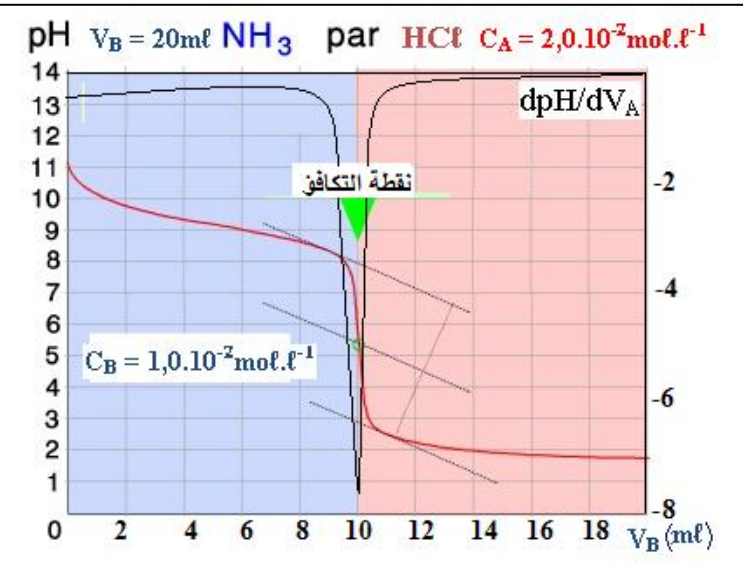
1 - اكتب معادلة التفاعل بين حمض الكلوريدريك ومحلول الأمونياك.

2 - احسب الحجم النظري اللازم إضافته من الحمض للحصول على التكافؤ (V_E)_{th}.

3 - حل المنحنيين pH = f(V_A) و g(V_A) = dpH/dV_A.

4 - حدد نقطة التكافؤ E مبيانيا وحجم التكافؤ المحصل عليه تجريبيا (V_E)_{exp}. استنتج.

- 1 -
- 2 -



شكل 6

بالنسبة لمعايرة قاعدة بحمض، يمثل حجم التكافؤ VE أفصول أدنى نقطة في المنحنى البممثل للدالة المشتقة $g(V_A) = \frac{dpH}{dV_A}$

3 - مميزات تفاعل المعايرة:

من مميزات تفاعل المعايرة:

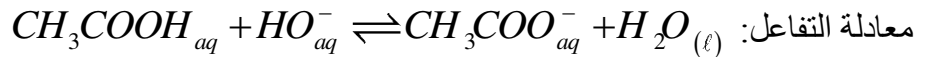
✓ تفاعل كلي: يتوقف باختفاء كلي لأحد المتفاعلين على الأقل.

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

✓ تفاعل انتقائي: يتفاعل النوع المعايير مع النوع المعايير.

VII - نسبة التقدم النهائي τ لتفاعل المعايرة الحمضية - القاعدية. (SM et PC)

نعتبر تفاعل المعايرة الحمضية - القاعدية السابق لحمض الإيثانويك بمحلول الصودا .



جدول تطور التحول:

المعادلة الكيميائية			المعادلة الكيميائية		
$CH_3COOH_{aq} + HO_{aq}^- \rightleftharpoons CH_3COO_{aq}^- + H_2O_{(\ell)}$			$CH_3COOH_{aq} + HO_{aq}^- \rightleftharpoons CH_3COO_{aq}^- + H_2O_{(\ell)}$		
كميات المادة بالمول			تقدم التفاعل	حالة المجموعة	
$C_A \cdot V_A$	$C_B \cdot V_B$	0	كبيرة	$X = 0$	الحالة البدئية
$C_A \cdot V_A - X_f$	$C_B \cdot V_B - X_f$	$X_f = X_E$	كبيرة	X_f	الحالة النهائية

لتكن V_B حجم محلول هيدروكسيد الصوديوم المضاف ($V_B < V_{BE}$).

في هذه الحالة المتفاعل المحد هو المتفاعل المعايير، أي أيونات الهيدروكسيد HO^- ، وبالتالي فالتقدم الأقصى هو

$$(1) \quad X_{\max} = C_B \cdot V_B$$

يُمكن قياس pH الخليط التفاعلي من تحديد التركيز $[HO^-]_f$ واستنتاج كمية المادة $n_f(OH^-)$:

$$\text{لدينا: } [HO^-]_f = \frac{C_B V_B - X_f}{V_A + V_B} \quad \text{و} \quad K_e = [HO^-] \cdot [H_3O^+] \quad \text{و} \quad pH = -\log[H_3O^+]$$

$$\text{ومنه: } (2) \quad X_f = C_B V_B - (V_A + V_B) \cdot 10^{(pH - pK_e)}$$

$$\tau = \frac{C_B V_B - (V_A + V_B) \cdot 10^{(pH - pK_e)}}{C_B V_B}$$

من (1) و(2) نستنتج تعبير نسبة التقدم النهائي τ لتفاعل المعايرة:

9	6	4	$V_B(\text{m}\ell)$
			pH
			τ

باستغلال نتائج النشاط السابق أتمم ملاً الجدول:

تقارب نسبة التقدم النهائي τ لتفاعل المعايرة الحمضية - القاعدية القيمة 1 بعد كل إضافة حجم V من المحلول المعايير. التحول المقرون بتفاعل الحمضية - القاعدية تحول كلي.