هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

# التحولات المقرونة بالتفاعلات حمض ـ قاعدة في محلول مائي
# Transformations associées à des réactions acido - basiques en solution aqueuse

## I ـ الجداء الأيوني للماء.

### 1 ـ التحليل البروتوني الذاتي للماء

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

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

التحلل البروتوني للماء تفاعل محدود.

بما أن pH الماء الخالص عند 25°C هو pH = 7 فإن الماء الخالص محايد كهربائيا:

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

### 2 ـ 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: $K_e = [H_3O^+]_{éq}.[HO^-]_{éq}$

بالنسبة للماء الخالص عند 25°C : $K_e = 1,0.10^{-14}$

عمليا 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 ـ المحاليل المحايدة والحمضية والقاعدية.

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

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

✓ يكون المحلول حمضيا إذا كان: $[H_3O^+]_{éq} \rangle [HO^-]_{éq}$

يضرب طرفي المتساوية في $[H_3O^+]_{éq}$ فنحصل على: $[H_3O^+]^2_{éq} \rangle [H_3O^+]_{éq}.[HO^-]_{éq}$

أو:

$$\begin{cases} [H_3O^+]^2_{éq} \rangle K_e \\ \log[H_3O^+]^2_{éq} \rangle \log K_e \\ -\log[H_3O^+]^2_{éq} \langle -\log K_e \end{cases} \Longrightarrow pH \langle \frac{1}{2} pK_e$$

✓ يكون المحلول قاعديا إذا كان: $[H_3O^+]_{éq} \langle [HO^-]_{éq}$ أي: $pH \rangle \frac{1}{2} pK_e$

## II ـ ثابتة الحمضية لمزدوجة قاعدة / حمض.

### 1 ـ تعريف

نعبر عن تفاعل حمض المزدوجة HA/A⁻ مع الماء بالمعادلة: $HA_{aq} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons A^-_{aq} + H_3O^+_{aq}$

تسمى ثابتة التوازن الموافقة لمعادلة هذا التفاعل ثابتة الحمضية للمزدوجة HA/A⁻ ورمزها $K_A$ حيث:

$$K_A = \frac{[A^-]_{éq}.[H_3O^+]_{éq}}{[HA]_{éq}}$$

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



للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

2 ـ العلاقة بين pH و $pK_A$ المزدوجة $HA/A^-$.

لدينا: $K_A = \dfrac{[A^-]_{éq}.[H_3O^+]_{éq}}{[HA]_{éq}}$ نطبق اللوغاريتم العشري على طرفي المتساوية: $\log K_A = \log[H_3O^+]_{éq} + \log\dfrac{[A^-]_{éq}}{[HA]_{éq}}$

أي: $-\log K_A = -\log[H_3O^+]_{éq} - \log\dfrac{[A^-]_{éq}}{[HA]_{éq}}$ ومنه: $pK_A = pH - \log\dfrac{[A^-]_{éq}}{[HA]_{éq}}$

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

3 ـ ثابتتا الحمضية لمزدوجتي الماء.

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

$K_{A_1} = \dfrac{[H_3O^+]_{éq}}{[H_3O^+]_{éq}} = 1$ أي $pK_{A_1} = 0$

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

$pK_{A_2} = [H_3O^+]_{éq}.[HO^-]_{éq} = K_e$ أي أن $pK_{A_2} = 14$ عند 25°C

## III ـ قوة حمض وقوة قاعدة.

1 ـ مقارنة سلوك الأحماض في محلول مائي.

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

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

$(S_1)$ : محلول حمض الإيثانويك $(CH_3COOH)$ $K_{A_1} = 1{,}8.10^{-5}$ $pK_{A_1} = 4{,}75$ $pH_1 = 3{,}4$

$(S_2)$ : محلول حمض الميثانويك $(HCOOH)$ $K_{A_2} = 1{,}8.10^{-4}$ $pK_{A_2} = 3{,}75$ $pH_2 = 2{,}9$

**استثمار.**

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

2 ـ اعط تعبير نسبة التقدم النهائي $\tau$ لهذين التفاعلين بدلالة pH والتركيز C . ثم احسبها.

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

4 ـ ما تأثير قيمة ثابتة الحمضية $K_A$ على نسبة التقدم النهائي $\tau$؟

5 ـ أكتب تعبير $K_A$ بدلالة $\tau$ في حالة محلول حمضي.

1 - .....

.....

2 - .....

.....

.....

.....

.....

3 ـ ندون النتائج في الجدول

| الحمض | pH | $\tau$ | $K_A$ | $pK_A$ |
|---|---|---|---|---|
| حمض الإيثانويك | | | | |
| حمض الميثانويك | | | | |


للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

Talamid.ma : هذا الملف تم تحميله من موقع

.....

.....

.....

.....- 4

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

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

| المعادلة الكيميائية | | $AH_{aq} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons A^-_{aq} + H_3O^+_{aq}$ | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| حالة المجموعة | تقدم التفاعل | كميات المادة بالمول | | | |
| الحالة البدئية | | | | | |
| الحالة النهائية | | | | | |

.....

.....

.....

.....

.....

.....

بالنسبة لنفس التركيز، يكون حمض أقوى ($\tau$ كبيرة) إذا:

- كان pH المحلول ضعيفا؛
- كانت ثابتة الحمضية $K_A$ للمزدوجة كبيرة أي الثابتة $pK_A$ صغيرة.

2 ـ مقارنة سلوك القواعد في محلول مائي.

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

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

$(S_1)$ : محلول الأمونياك $(NH_3)$ $K_{A_1} = 6,3.10^{-10}$ $pK_{A_1} = 9,2$ $pH_1 = 10,6$

$(S_2)$ : محلول مثيل أمين $(CH_3NH_2)$ $K_{A_2} = 2.10^{-11}$ $pK_{A_2} = 11,4$ $pH_2 = 11,4$

**استثمار:**

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

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

3 ـ كيف تتغير نسبة التقدم $\tau$ بدلالة pH محاليل قاعدية لها نفس التركيز؟

4 ـ حدد في هذه الحالة، كيف تتغير $\tau$ بدلالة $K_A$ .

5 ـ اكتب تعبير $K_A$ بدلالة $\tau$ في حالة محلول قاعدي.

.....- 1

.....

.....- 2

.....

.....

.....

.....

.....



Talamid.ma : للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

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 | | $B_{aq} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons BH^+_{aq} + HO^-_{aq}$ | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| 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: $A_1H_{aq} + A^-_{2aq} \rightleftharpoons A^-_{1aq} + A_2H_{aq}$

عند التوازن: $K = \dfrac{[A_1^-]_{éq}.[A_2H]_{éq}}{[A_1H]_{éq}.[A_2^-]_{éq}}$ $\Longleftarrow$ $(1)\ K = \dfrac{[A_1^-]_{éq}.[A_2H]_{éq}}{[A_1H]_{éq}.[A_2^-]_{éq}} \times \dfrac{[H_3O^+]_{éq}}{[H_3O^+]_{éq}}$

أي: $K = \dfrac{[A_1^-]_{éq}.[H_3O^+]_{éq}}{[A_1H]_{éq}} \times \dfrac{[A_2H]_{éq}}{[A_2^-]_{éq}.[H_3O^+]_{éq}}$

نضع: $K_{A_1} = \dfrac{[A_1^-]_{éq}.[H_3O^+]_{éq}}{[A_1H]_{éq}}$ ثابتة الحمضية للمزدوجة $A_1H / A_1^-$

$K_{A_2} = \dfrac{[A_2^-]_{éq}.[H_3O^+]_{éq}}{[A_2H]_{éq}}$ ثابتة الحمضية للمزدوجة $A_2H / A_2^-$

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


للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

**تطبيق:**

ينتمي حمض الميثانويك للمزدوجة $HCO_2H_{aq} / HCO_{2aq}^-$ ثابتتها الحمضية، عند 25°C ، $K_{A_1} = 1,8.10^{-4}$ . وينتمي أيون بنزوات للمزدوجة $C_6H_5CO_2H_{aq} / C_6H_5CO_{2aq}^-$ ثابتتها الحمضية $K_{A_2} = 6,4.10^{-5}$ .

1 ـ اكتب معادلة تفاعل حمض الميثانويك مع أيونات بنزوات.

2 ـ احسب ثابتة التوازن الموافقة لمعادلة التفاعل الحاصل.

.....

.....

.....

.....

## V ـ مخططات هيمنة وتوزيع الأنواع الحمضية والقاعدية في محلول.

### 1 ـ مخطط هيمنة النوعين المترافقين لمزدوجة قاعدة/حمض.

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

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

- ❖ إذا كان $pH = pK_A$، يكون للحمض وقاعدته المرافقة، نفس التركيز: $[AH]_{éq} = [A^-]_{éq}$
- ❖ إذا كان $pH > pK_A$ ، تهيمن القاعدة: $[A^-]_{éq} > [AH]_{éq}$
- ❖ إذا كان $pH < pK_A$، يهيمن الحمض: $[AH]_{éq} > [A^-]_{éq}$

### 2 ـ 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:

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

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

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

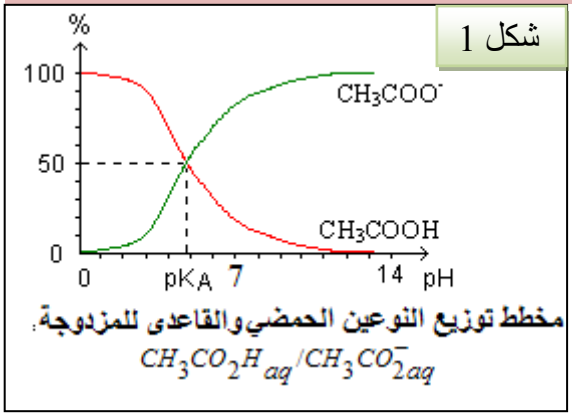
**مثال:** مخطط توزيع المزدوجة $CH_3CO_2H_{aq} / CH_3CO_{2aq}^-$

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

و $\%CH_3CO_{2aq}^- = 50\%$ أي: $[CH_3CO_2H]_{éq} = [CH_3CO_2^-]_{éq}$

وبالتالي: $pH = pK_A$

شكل 1




مخطط توزيع النوعين الحمضي والقاعدي للمزدوجة $CH_3CO_2H_{aq} / CH_3CO_{2aq}^-$



للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

3 ـ حالة الكواشف الملونة.

تعريف

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

معادلة تفاعل HInd مع الماء: $HInd_{aq} + H_2O_{(\ell)} \rightleftharpoons Ind^-_{aq} + H_3O^+_{aq}$

نكتب: $pH = pK_A + \log\dfrac{[Ind^-]_{éq}}{[HInd]_{éq}}$

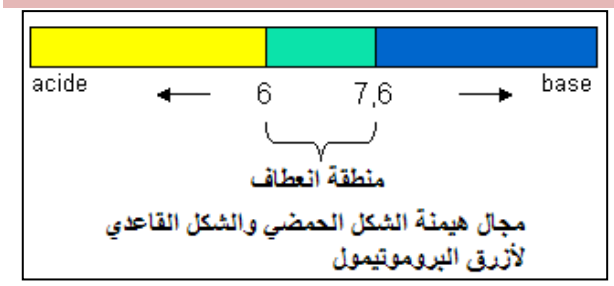
✓ يأخذ الكاشف لون شكله الحمضي HInd إذا كانت $\dfrac{[HInd]_{éq}}{[Ind^-]_{éq}} \rangle 10$ أي: $\dfrac{[Ind^-]_{éq}}{[HInd]_{éq}} \langle \dfrac{1}{10}$

$\log\dfrac{[Ind^-]_{éq}}{[HInd]_{éq}} \langle -1 \Longleftarrow$ أي أن: $pH - pK_A < -1$ أو: $pH \langle pK_A + 1$

✓ يأخذ الكاشف لون شكله القاعدي $Ind^-$ في محلول إذا كانت: $\dfrac{[Ind^-]_{éq}}{[HInd]_{éq}} \rangle 10$ أي أن: $\log\dfrac{[Ind^-]_{éq}}{[HInd]_{éq}} \rangle 1$

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

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




شكل 2

## VI ـ المعايرة الحمضية ـ القاعدية.

1 ـ تعريف.

معايرة حمض في محلول هي تحديد تركيزه، وذالك بجعله يتفاعل مع قاعدة تركيزها معروف. يدعى الحمض المُعايَر وتدعى القاعدة المُعايِر.

في حالة معايرة قاعدة بحمض تدعى القاعدة المُعايَر ويدعى الحمض المُعايِر.

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

2 ـ التكافؤ.

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

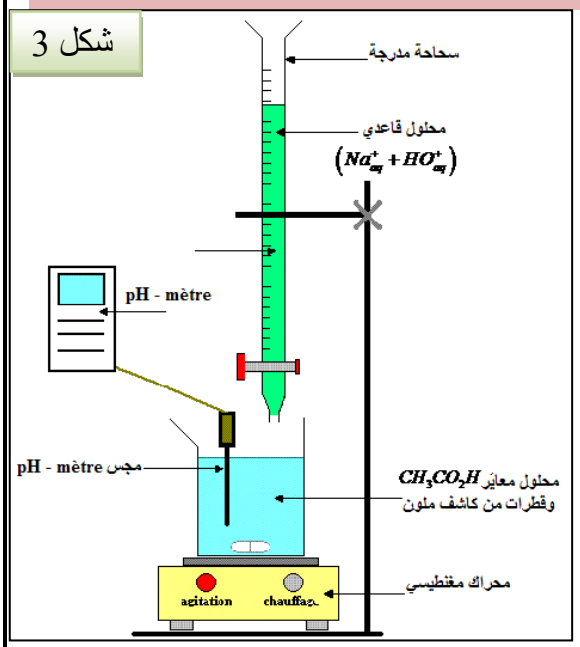
3 ـ معايرة حمض بقاعدة.

**نشاط تجريبي: معايرة حمض الإيثانويك ($CH_3COOH$) بمحلول هيدروكسيد الصوديوم $\left(Na^+_{aq} + HO^+_{aq}\right)$**

نضع في كأس حجما $V_A = 15m\ell$ من محلول حمض الإيثانويك تركيزه $C_A$ ، ونصب تدريجيا بواسطة صنبور السحاحة (burette) محلولا مائيا لهيدروكسيد الصوديوم $\left(Na^+_{aq} + HO^+_{aq}\right)$ حجمه $V_B$ وتركيزه $C_B = 2.10^{-2} mo\ell.\ell^{-1}$.

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

شكل 3






للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

جدول القياسات:

| $V_B$ (mℓ) | |
|---|---|
| pH | |

**استثمار:**

1 ـ اكتب معادلة التفاعل بين حمض الإيثانويك ومحلول هيدروكسيد الصوديوم. ما نوع هذا التفاعل؟

2 ـ عرف التكافؤ. احسب $V_{BE}$ حجم المحلول القاعدي اللازم إضافته للحصول على التكافؤ.

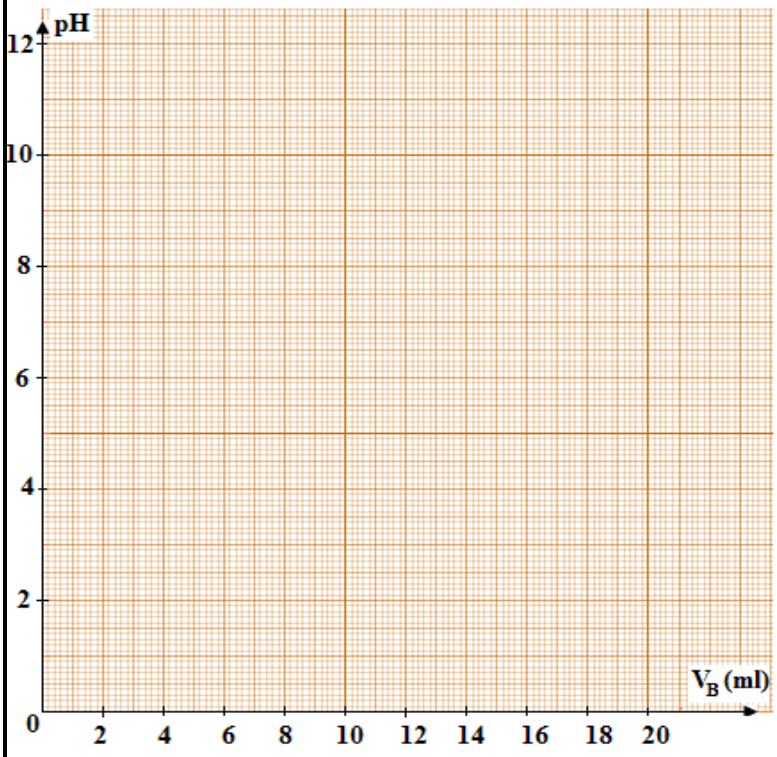
3 ـ خط المنحنى $pH = f(V_B)$ باستعمال سلم مناسب.

1 - .....

.....

2 - .....

| المعادلة الكيميائية | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| حالة المجموعة | تقدم التفاعل | كميـــــات المـــــادة بالمـــــول | | | |
| الحالة البدئية | | | | | |
| الحالة التكافؤ | | | | | |




.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

3 ـ تحديد نقطة التكافؤ.

**أ ـ طريقة المماسات**

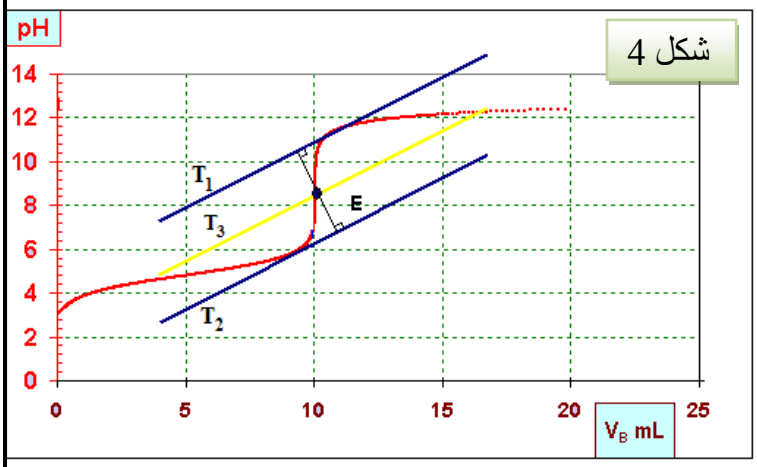
نرسم مستقيمين $T_1$ و $T_2$ متوازيين ومماسين للمنحنى $pH = f(V_B)$.

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 $pH = f(V_B)$.

مبيانيا: احداثيات نقطة التكافؤ:

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



شكل 4



للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

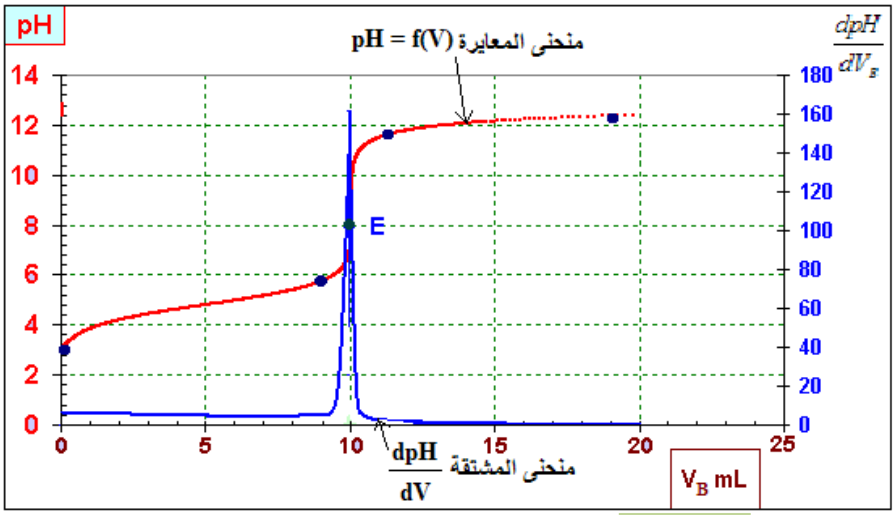
نحسب التركيز CA
من علاقة التكافؤ: .....

.....

## ب ـ طريقة الدالة المشتقة $\frac{dpH}{dV_B}$

لتحديد نقطة التكافؤ، يمكن أيضا، بواسطة مُجَدول (tableau)، خطُّ المنحنى $g(V_B)=\frac{dpH}{dV_B}$ مشتقة الدالة $pH = f(V_B)$
بالنسبة للحجم المضاف $V_B$ .
يمثل حجم التكافؤ $V_E$ أفصول أقصى نقطة من المنحنى الممثل للدالة $g(V_B)=\frac{dpH}{dV_B}$ .

مبيانيا: $V_E$ =




شكل 5

## ج ـ استعمال كاشف ملون.

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: .....

| الكاشف الملون | $pK_A$ | منطقة الانعطاف |
|---|---|---|
| الهيليانتين | 3,6 | 4,4-3,1 |
| أحمر المثيل | 5,0 | 6,2-4,2 |
| أصفر النترازين | 6,4 | 7,0-6,0 |
| أزرق البروموتيمول | 7,2 | 7,6-6,0 |
| أحمر الكريزول | 8,0 | 8,8-7,2 |
| الفينول فتاليين | 9,5 | 10-8,1 |

## 3 ـ معايرة قاعدة بحمض

مثال: معايرة محلول الأمونياك $NH_3$ بمحلول حمض الكلوريدريك $(H_3O^+_{aq}+C\ell^-_{aq})$ .

- ✓ نملأ السحاحة بحمض الكلوريدريك $(H_3O^+_{aq}+C\ell^-_{aq})$ ، ونضع حجما $V_B = 20m\ell$ من محلول الأمونياك في كأس.
- ✓ نتبع نفس الخطوات السابقة لإتمام المعايرة.

**استثمار:**

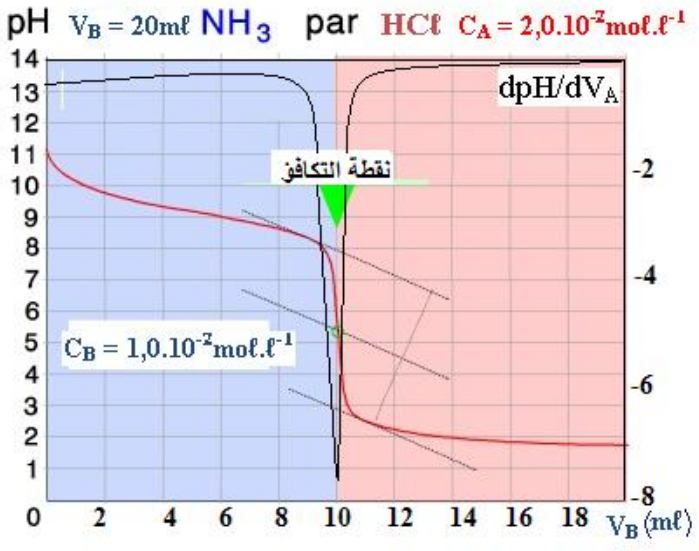
1 ـ اكتب معادلة التفاعل بين حمض الكلوريدريك ومحلول الأمونياك.
2 ـ احسب الحجم النظري اللازم إضافته من الحمض للحصول على التكافؤ $(V_E)_{th}$ .
3 ـ حلل المنحنيين $pH = f(V_A)$ و $g(V_A)=\frac{dpH}{dV_A}$ .
4 ـ حدد نقطة التكافؤ E مبيانيا وحجم التكافؤ المحصل عليه تجريبيا $(V_E)_{exp}$ . استنتج.

1 - .....

.....

2 - .....

.....




شكل 6

BOUADDI et EL FAKIR



للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

- 3 .....

.....

.....

.....

.....

- 4 .....

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

3 ـ 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 المعاير مع النوع المعايَر.

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

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

معادلة التفاعل: $CH_3COOH_{aq}+HO^-_{aq}\rightleftharpoons CH_3COO^-_{aq}+H_2O_{(\ell)}$

جدول تطور التحول:

| المعادلة الكيميائية | | $CH_3COOH_{aq}+HO^-_{aq}\rightleftharpoons CH_3COO^-_{aq}+H_2O_{(\ell)}$ | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| حالة المجموعة | تقدم التفاعل | كميـــــات المـــــادة بالمـــــول | | | |
| الحالة البدئية | X = 0 | كبيرة | 0 | $C_B.V_B$ | $C_A.V_A$ |
| الحالة النهائية | $X_f$ | كبيرة | $X_f = X_E$ | $C_B.V_B- X_f$ | $C_A.V_A- X_f$ |

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

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

(1) $X_{max} = C_B.V_B$

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

لدينا: $pH = -\log[H_3O^+]$ و $K_e = [HO^-].[H_3O^+]$ و $[HO^-]_f=\frac{C_BV_B-X_f}{V_A+V_B}$

ومنه: (2) $X_f = C_BV_B- (V_A+V_B).10^{(pH- pKe)}$

من (1) و(2) نستنتج تعبير نسبة التقدم النهائي τ لتفاعل المعايرة: $\tau=\frac{C_BV_B-(V_A+V_B).10^{(pH-pKe)}}{C_BV_B}$

باستغلال نتائج النشاط السابق أتمم ملأ الجدول:

| $V_B(m\ell)$ | 4 | 6 | 9 |
|---|---|---|---|
| pH | | | |
| τ | | | |

تقارب نسبة التقدم النهائي τ لتفاعل المعايرة الحمضية ـ القاعدية القيمة 1 بعد كل إضافة حجم V من المحلول المعاير.

التحول المقرون بتفاعل الحمضية ـ القاعدية تحول كلي.



للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma