Talamid.ma : هذا الملف تم تحميله من موقع

5

التحولات المقرونة بالتفاعلات حمض – قاعدة في محلول مائي

Transformations associées aux réactions acide-base en solution aqueuse

I – المحلول المائي :

❖ المحلول المائي :

- المحلول المائي خليط متجانس نحصب 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 :

$$H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow\!\!\!\!\!\!\leftarrow H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

2 – التقدم النهائي للتحلل البروتوني الذاتي للماء :

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

يحتوي على كمية المادة :
$$n(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = \frac{1000}{18} = 55{,}6mol$$

- ننشئ الجدول الوصفي :

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

- نحدد التقدم الأقصى x_{max} :

نفترض أن التحول كلي : $55{,}6 - 2.x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = \frac{55{,}6}{2} \Rightarrow \boxed{x_{max} = 27{,}8mol}$

- نحدد التقدم عند التوازن $x_{éq}$:

$$x_{éq} = [H_3O^+]_{éq}.V$$

$$\boxed{x_{éq} = 10^{-7}.1 = 10^{-7}\, mol}$$

- نسبة التقدم النهائي τ :
$$\tau = \frac{x_{éq}}{x_{max}} = \frac{10^{-7}}{27{,}8} = 3{,}6.10^{-9}$$

نسبة التقدم النهائي جد صغيرة :

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

3 – الجداء الأيوني للماء :

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

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

$$K_e = [H_3O^+]_{éq}.[OH^-]_{éq}$$

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

K_e مقدار بدون وحدة و يساوي عند $25°C$: $K_e = 10^{-7}.10^{-7} = 10^{-14}$

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

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

❖ في محلول حمضي لدينا : $[H_3O^+]_{éq} > [OH^-]_{éq}$

$$[H_3O^+]^2_{éq} > [H_3O^+]_{éq}[OH^-]_{éq}$$

$$[H_3O^+]^2_{éq} > K_e$$

$$-2\log[H_3O^+]_{éq} < -\log K_e$$

$$2pH < pKe$$

$$\boxed{pH < \frac{1}{2} pKe}$$

❖ في محلول محايد : $[H_3O^+]_{éq} = [OH^-]_{éq}$

$$[H_3O^+]^2_{éq} = [H_3O^+]_{éq}[OH^-]_{éq}$$

$$[H_3O^+]^2_{éq} = K_e$$

$$-2\log[H_3O^+]_{éq} = -\log K_e$$

$$2pH = pKe$$

$$\boxed{pH = \frac{1}{2} pKe}$$

❖ في محلول قاعدي: $[H_3O^+]_{éq} < [OH^-]_{éq}$

$$\boxed{pH > \frac{1}{2} pKe}$$

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

II – ثابتة الحمضية قاعدة / حمض :

1 – تعريف :

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

$$HA_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

تسمى ثابتة التوازن الموافقة لهذا التفاعل ثابتة الحمضية للمزدوجة و نرمز لها ب : K_A

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

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 المزدوجة HA/A^- :

لدينا :

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

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

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

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

3 – ثابتة الحمضية لمزدوجتي الماء :

❖ الماء أمفلويت :

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

$$K_A = \frac{[H_3O^+]_{éq}}{[H_3O^+]_{éq}} = 1 \qquad pK_A = 0$$

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

$$K_A = [H_3O^+]_{éq}.[OH^-]_{éq} = K_e = 14 \quad ، \quad pK_A = 14$$

III – سلوك الأحماض و القواعد في محلول مائي :

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

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

1 – سلوك الأحماض في محلول مائي :

تفاعل حمض مع الماء : $HA_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

نسبة التقدم النهائي :

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

$$\tau = \frac{n_{éq}(H_3O^+)}{n_i(HA)} = \frac{[H_3O^+]_{éq}.V}{C.V}$$

$$\boxed{\tau = \frac{[H_3O^+]_{éq}}{C} = \frac{10^{-pH}}{C}}$$

$$[H_3O^+]_{éq} = C.\tau$$

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

$$K_A = \frac{(C.\tau)^2}{C(1-\tau)} = \frac{C.\tau^2}{1-\tau}$$

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 :

$$B_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons BH^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)}$$

ثابتة التوازن المقرونة بمعادلة التفاعل :

$$K = Q_{r,éq} = \frac{[BH^+]_{éq}.[HO^-]_{éq}}{[B]_{éq}} = \frac{[BH^+]_{éq}.\|OH^-\|_{éq}.[H_3O^+]_{éq}}{[B]_{éq}.[H_3O^+]_{éq}}$$

$$K = Q_{r,éq} = \frac{[BH^+]_{éq}.K_e}{[B]_{éq}.[H_3O^+]_{éq}} = K_A^{-1}.K_e$$

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 : $pH = pK_A + \log\frac{[B]_{éq}}{[A]_{éq}}$ لمزدوجة A/B بتحديد مجالات :

- $pK < pH$ أي $\log\frac{[B]_{éq}}{[A]_{éq}} < 0$ يعني $\frac{[B]_{éq}}{[A]_{éq}} < 1$ أي $[B]_{éq} < [A]_{éq}$ يهيمن الحمض A في المحلول

- $pK = pH$ أي $\log\frac{[B]_{éq}}{[A]_{éq}} = 0$ يعني $\frac{[B]_{éq}}{[A]_{éq}} = 1$ أي $[B]_{éq} = [A]_{éq}$ لا يهيمن أي نوع

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

Talamid.ma : هذا الملف تم تحميله من موقع

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

هيمنة الحمض $pK_A = pH$ هيمنة القاعدة

pH

$[A]_{éq} > [B]_{éq}$ $[A]_{éq} = [B]_{éq}$ $[A]_{éq} < [B]_{éq}$

2 – مخطط توزيع الأنواع الحمضية و القاعدية لمزدوجة :

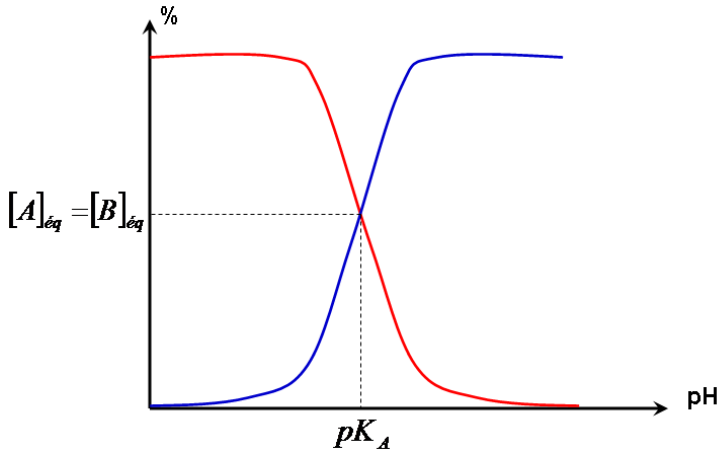
نسمي مخطط توزيع الحمض و القاعدة المرافقة لمزدوجة A/B المنحنيين الممثلين لتغيرات النسبتين المئويتين للشكلين الحمضي القاعدي للمزدوجة بدلالة pH .

حيث : $\%A = \frac{[A]_{éq}}{[A]_{éq} + \|B\|_{éq}} \times 100$ و $\%B = \frac{[B]_{éq}}{[A]_{éq} + \|B\|_{éq}} \times 100$

عند تقاطع منحنيي مخطط التوزيع تكون : $\%A = \%B = 50\%$ أي $[B]_{éq} = [A]_{éq}$ 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 مزدوجة قاعدة / حمض نرمز لها ب بصفة عامة $HInd / Ind^-$

معادلة تفاعل $HInd$ مع الماء :

$$HInd_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons Ind^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

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

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 $\frac{[HInd]_{éq}}{[Ind^-]_{éq}} > 10$ أي $\frac{[Ind^-]_{éq}}{[HInd]_{éq}} < \frac{1}{10}$

Talamid.ma : للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

إذن $\log\frac{[Ind^-]_{éq}}{[HInd]_{éq}} < -1$ و بالتالي $\boxed{pH < pK_{AInd} - 1}$

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

و بالتالي : $\boxed{pH < pK_{AInd} + 1}$

- يسمى مجال pH المحصور بين $pK_{AInd} - 1 < pH < pK_{AInd} + 1$ منطقة الانعطاف و تتميز بعدم هيمنة أي شكل في المحلول $[HInd]_{éq} \approx [Ind^-]_{éq}$

و يأخذ الكاشف لونية حساسة و سيطية 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

$$A_{1(aq)} + B_{2(aq)} \rightleftharpoons B_{1(aq)} + A_{2(aq)}$$

ثابتة التوازن :

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

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

$$K = \frac{K_{A1}}{K_{A2}} = \frac{10^{-pK_1}}{10^{-pK_2}} = 10^{pK_{A_2} - pK_{A_1}}$$

❖ تطبيق :

V – المعايرة الحمضية – القاعدية :

1 – تعريف :

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

2 – التكافؤ الحمضي القاعدي :

نحصل على التكافؤ الحمضي القاعدي عند مزج النوعين المعايِر والمعايَر 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

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

عند التكافؤ : $n_E(B)-x_E=0$ و $n_i(A)-x_E=0$

تسمى علاقة التكافؤ : $n_i(A)=n_E(B) \Rightarrow \boxed{C_AV_A=C_BV_{BE}}$

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

VI – المعايرة بقياس pH :

البروتوكول التجريبي :

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

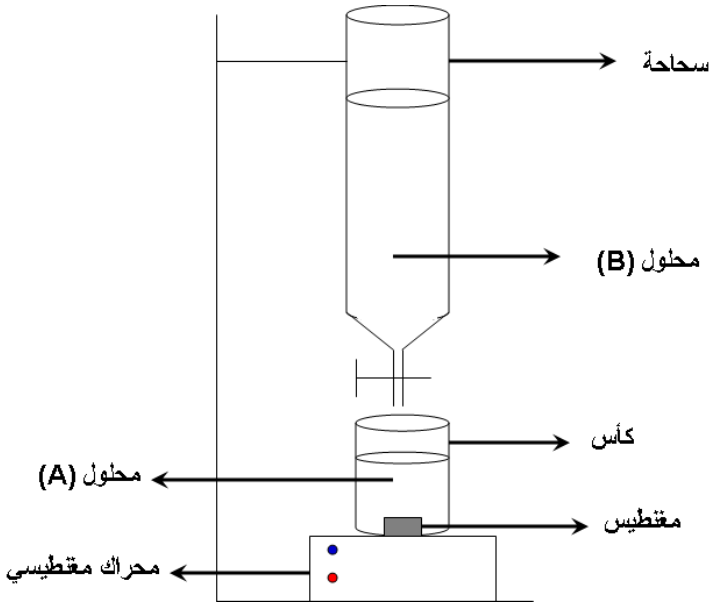
ـ نعين بواسطة ماصة حجما معينا V_A من المحلول المعايَر ذي تركيز مجهول و نصبه في كأس.

ـ نغمر في الكأس مجس جهاز pH – متر ثم نشغل المحراك المغنطيسي.

ـ نملأ السحاحة بالمحلول المعايِر ذي التركيز المعروف.

ـ نصب تدريجيا بواسطة السحاحة المحلول المعايِر و نقيس pH الخليط عند كل إضافة.

ـ 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 $(Na^+ + OH^-)$:

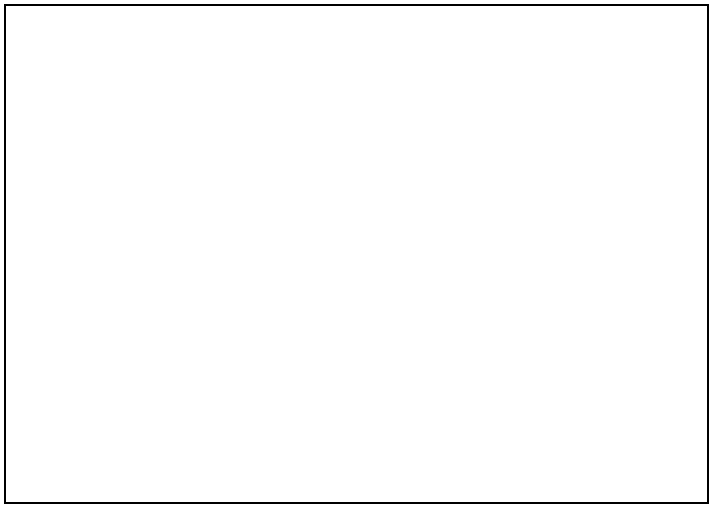
معادلة التفاعل		$CH_3COOH_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \longrightarrow CH_3COO^-_{(aq)} + H_2O_{(l)}$			
حالة التفاعل	تقدم التفاعل	كمية المادة ب mol			
الحالة البدئية	0	$n(CH_3COOH)$	$n_E(OH^-)$	0	Excès
حالة التكافؤ	X_E	$n(CH_3COOH)-x_E=0$	$n_E(OH^-)-x_E=0$	X_E	Excès

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

$n(CH_3COOH)=n_E(OH^-) \Rightarrow \boxed{C_AV_A=C_BV_{BE}}$

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

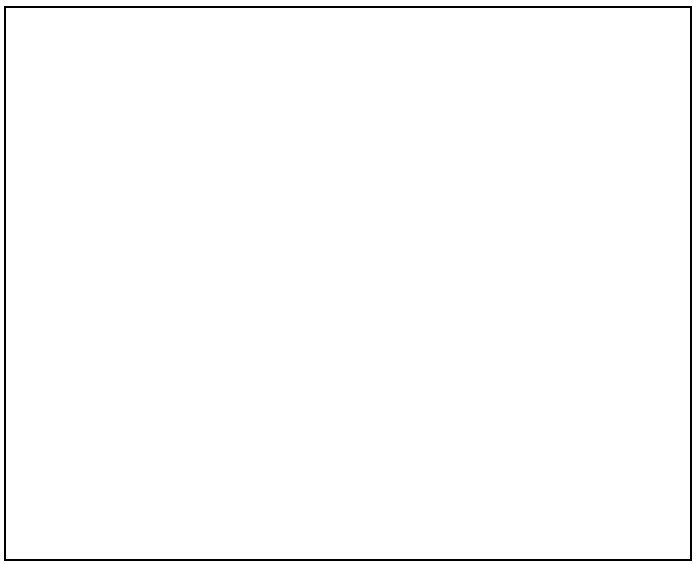


- الجزء AB : يتميز بتزايد ضعيف لقيمة pH و يبقى الخليط حمضيا.
- الجزء BC : يتميز بتغير مفاجئ لقيمة pH الخليط ، و يمر فيه الخليط من الحالة الحمضية إلى الحالة القاعدية.
- الجزء CD : يتميز بتزايد ضعيف لقيمة pH و يبقى الخليط قاعديا.

❖ 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 :

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

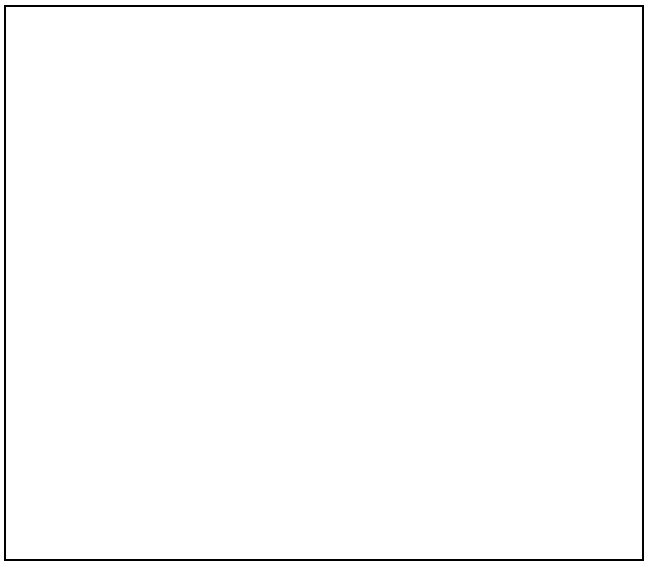
هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

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 المعايَر و نشغل المحراك المغنطيسي لجعل الخليط متجانسا ، ثم نصب بواسطة سحاحة تدريجيا المحلول المعايِر نوقف الإضافة فور تغير لون كاشف الملون ثم نسجل قيمة حجم التكافؤ.

2 – معايرة قاعدة بحمض :

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

$$NH_{3(aq)} + H_3O^+_{aq} \longrightarrow\!\!\!\!\!\!\leftarrow\!\!\!\!\!\!\longrightarrow NH^+_{aq} + H_2O_{(l)}$$



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 المعايِر مع النوع المعايَر 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 الخليط $pH = 4,8$:

$$n_A = C_A V_A = 10^{-2} \times 20 \times 10^{-3} = 0,2.10^{-3} mol$$

$$n_B = C_B V_B = 10^{-2} \times 10 \times 10^{-3} = 0,1.10^{-3} mol$$

معادلة التفاعل		$CH_3COOH_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \longrightarrow\!\!\!\!\!\!\leftarrow\!\!\!\!\!\!\longrightarrow CH_3COO^-_{(aq)} + H_2O_{(l)}$			
حالة التفاعل	تقدم التفاعل	كمية المادة ب mol			
الحالة البدئية	0	$0,2.10^{-3}$	$0,1.10^{-3}$	0	Excès
حالة التكافؤ	$X_E = X_f$	$0,2.10^{-3} - x_f$	$0,1.10^{-3} - x_f$	X_f	Excès

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

Talamid.ma : هذا الملف تم تحميله من موقع

❖ حساب التقدم الأقصى x_{max} :

$$0,1.10^{-3} - x_{max} = 0 \quad \Rightarrow \quad x_{max} = 0,1.10^{-3} mol$$

❖ حساب التقدم النهائي x_f :

حسب ثابتة الجداء الأيوني للماء :

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

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

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

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

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

$$n_f(OH^-) = 6,3\times10^{-10}(5+20).10^{-3} = 1,6.10^{-11} mol$$

$$n_f(OH^-) = 0,1\times10^{-3} - x_f$$

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

❖ نسبة التقدم النهائي :

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

تفاعل المعايرة تفاعل كلي $\tau = 1$

❖ ملحوظة :

يمكن حساب ثابتة التوازن :

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

$$pK_{A_2} = pK_A(H_2O/OH^-) \quad , \quad pK_{A1} = pK_A(CH_3OOH/CH_3OO^-)$$

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

و هي قيمة كبيرو جدا ، تفاعل المعايرة إذن تفاعل كلي

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

المعجم العلمي

مميزة	Caractère	محلول عيار	Solution tampon
ثابتة حمضية	Constante d’acidité	كاشف ملون	Indicateur coloré
أزرق البروموتيمول	Bleu de bromothymol	منطقة الانعطاف	Zone de virage
هيمنة	Prédominance	معايرة ملوانية	Titrage colorimétrique
تحلل بروتوني	Autoprotolyse	جداء أيوني	Produit ionique
سلوك	Comportement	نسبة التقدم	Taux d’avancement
مجال الهيمنة	Domaine de prédominance	مخطط التوزيع	Diagramme de distributio
لوينة حساسة	Teinte sensible	ممركزة	Centrée
تراكب	Superposition	معايَر	Titré
معايِر	Titrant		

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma