هذا الملف تم تحميله من موقع: Talamid.ma

المعايرة الحمضية القاعدية

I - مفهوم المعايرة حمض-قاعدة

1) الهدف من المعايرة الحمضية القاعدية :

الهدف من المعايرة الحمضية القاعدية، تحديد تركيز محلول حمضي(أو قاعدي) ويتم ذلك بالاعتماد على التفاعل حمض-قاعدة.
يجب أن يكون تفاعل المعايرة :-كليا وسريعا ووحيدا (أي يختفي خلاله المتفاعل المحد بسرعة مع عدموجود تفاعلات مشوشة).
خلال المعايرة يتم وضع المحلول المعايَر(أي المحلول المراد معايرته) في كأس ثم نضيف إليه تدريجيا بواسطة سُحاحة مدرجة المحلول المعايِر إلى ان نحصل على التكافؤ.

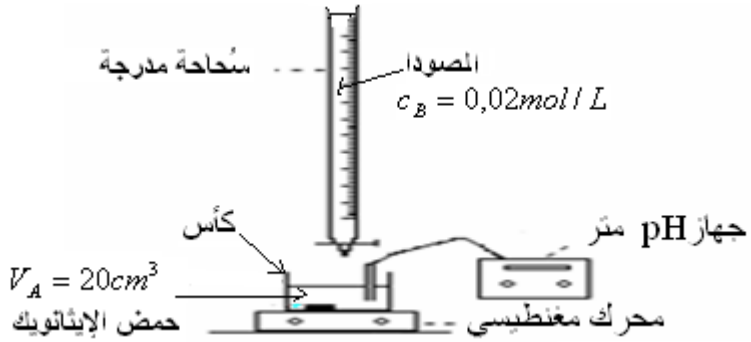
2) تعريف التكافؤ :

يتحقق التكافؤ خلال المعايرة حمض-قاعدة عند اختفاء المتفاعلين : المعايِر والمعايَر حسب النسب الستوكيومترية لمعادلة تفاعل المعايرة.

II - معايرة محلول مائي لحمض الإيثانويك

1) الدراسة التجريبية:

نصب في كأس حجما $V_A = 20cm^3$ من محلول مائي لحمض الإيثانويك ذي تركيز c_A مجهول ثم نضيف إليه تدريجيا بواسطة سُحاحة مدرجة محلولا مائيا للصودا تركيزه $c_B = 0,02mol/L$.

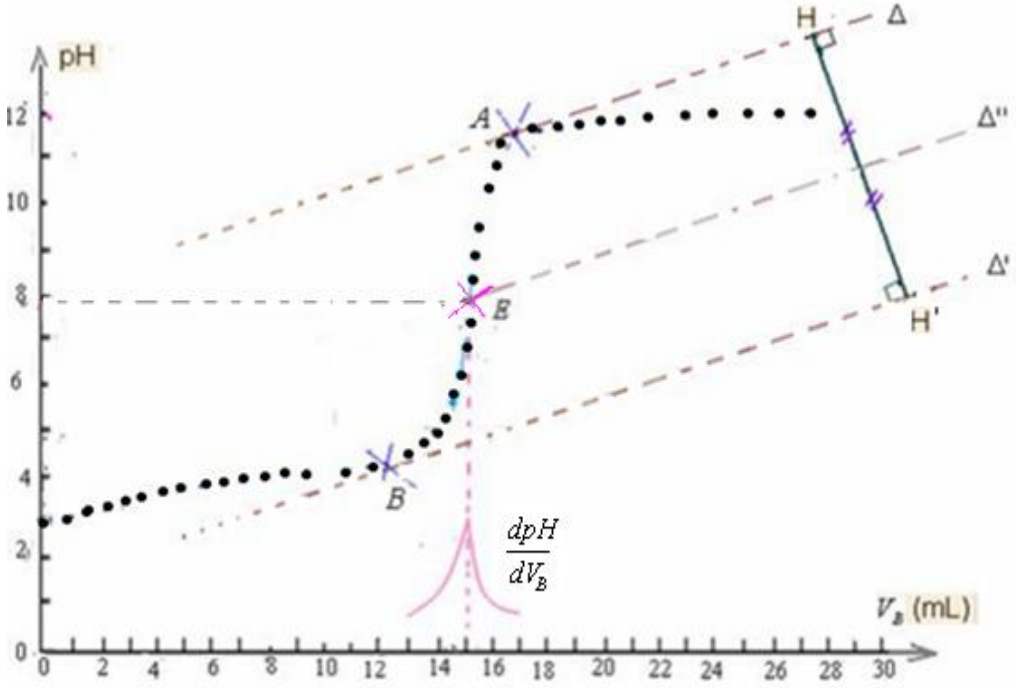


2) استثمار نتائج التجربة:

نقيس pH الخليط بعد كل إضافة ، وندون النتائج المحصل عليها في الجدول التالي:

V_B (mL)	0	2	4	8	10	12	14	14,5	15	15,5	16	18	20	24	26	30
pH	2,9	3,4	3,6	3,9	4,1	4,5	5	5,8	7,6	10	11	11,3	11,4	11,5	11,6	11,7

ثم نرسم المنحنى الممثل لتغيرات pH بدلالة الحجم V_B للصودا المضاف.



بما أن الأيونات Na^+ غير نشيطة فهي لا تساهم في تفاعل المعايرة.
معادلة التفاعل الحاصل خلال المعايرة :

$$CH_3COOH_{(aq)} + HO^-_{(aq)} \longrightarrow CH_3COO^-_{(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$

وهو تفاعل تام .

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

Talamid.ma : هذا الملف تم تحميله من موقع

1) التعادل الحمض القوي والأساس القوي

أ) طريقة المماسات :

- نرسم المستقيم Δ المماس للمنحنى في النقطة A .
- ثم نرسم المستقيم Δ' المماس للمنحنى في النقطة B والموازي للمستقيم Δ
- نمثل القطعة $[H,H']$ العمودية على Δ و Δ'.
- ثم نمثل المنصف Δ'' للقطعة $[H,H']$ الذي يتقاطع مع المنحنى $pH = f(V_B)$ في نقطة التكافؤ E.

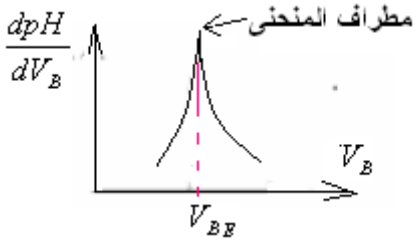
ثم نسجل إحداثيتي نقطة التكافؤ: $pH_E = 7,8$ و $V_{BE} = 15mL$

أ) طريقة المنحنى المشتق :

هذه الطريقة تمكن من تحديد حجم التكافؤ بدقة جد كبيرة.

بما أن المعامل الموجه لمستقيم مماس للمنحنى $pH = f(V_B)$ هو : $k = \frac{\Delta pH}{\Delta V_B}$. ويكتب بالنسبة لتغير جد صغير: $k = \frac{dpH}{dV_B}$

فعند رسم المنحنى $\frac{dpH}{dV_B}$ بدلالة حجم الصودا المضاف فإن حجم التكافؤ يوافق مطراف هذا المنحنى .



أي أن حجم التكافؤ يمثل أفصول أعلى نقطة في المنحنى الممثل للدالة $\frac{dpH}{dV_B} = f(V_B)$.

ج) طريقة قياس الموصلية:

لتتبع المعايرة بقياس الموصلية ، نرسم المبيان الذي يمثل تغيرات موصلية المحلول بدلالة حجم المحلول المضاف $\sigma = f(V_B)$

نقطة التكافؤ توافق تقاطع الجزئين المستقيمين لهذا المنحنى.

د) طريقة استعمال الكاشف الملون:

تجريبيا يتم تحديد نقطة التكافؤ باستعمال كاشف ملون . فعندما يتغير اللون فجأة إلى اللوينة الحساسة يكون قد تحقق التكافؤ فنسجل حجم الصودا المضاف عند التكافؤ.

الكاشف الملون المناسب هو الذي تضم منطقة انعطافه قيمة pH المحلول عند التكافؤ.

من خلال جدول الكواشف الملونة الذي رأيناه سابقا نجد أن أحمر الكريزول هو المناسب لهذه المعايرة لأن منطقة انعطافه $[8,8 - 7,2]$ تشمل $pH_E = 7,8$.

ب) علاقة التكافؤ:

قبل التكافؤ النوع المحد هو HO^- أي النوع المعاير.

وبعد التكافؤ النوع المحد هو CH_3COOH أي النوع المعايِر.

ويتحقق التكافؤ عند اختفاء المتفاعلين : المعاير والمعايِر حسب النسب الستوكيومترية لمعادلة تفاعل المعايرة.

إذن عند التكافؤ تكون كمية مادة جزيئات حمض الإيثانويك الموجودة في الحجم V_A من المحلول المعايَر مساوية لكمية مادة الأيونات HO^- الموجودة في الحجم V_{BE} من الصودا.

$$n_i(CH_3COOH) = n_E(HO^-)$$

علاقة التكافؤ تكتب كما يلي : $C_A.V_A = C_B V_{BE}$

ومنه : $C_A = \frac{C_B.V_{BE}}{V_A} = \frac{0,02 \times 15.10^{-3}}{20.10^{-3}} = 1,5.10^{-2}\, mol/L$

ج) تحديد نسبة التقدم النهائي لتفاعل المعايرة:

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

للتأكد من كون تفاعل المعايرة كلي ، يكفي أن نبين أن $\tau = 1$

من أجل ذلك نرسم جدول تقدم التفاعل، مثلا ، عند صب حجم $V_{B versé} = 10mL$ من محلول الصودا .

من خلال الجدول لدينا : $pH = 4,1$ عند صب هذا الحجم.

$HCOOH_{(aq)}$	+ $HO^-_{(aq)}$ ⟶	$HCOO^-_{(aq)}$	+ $H_2O_{(aq)}$	معادلة التفاعل		
0,3	0,2	0	excès	0	التقدم	الحالة البدئية (mmol)
0,3 - x_f	0,2 - x_f	x_f	excès	x_f	التقدم	الحالة النهائية (mmol)

$$n_o(CH_3COOH) = c_a.v_a = 0,015 \times 0,02 = 3 \times 10^{-4} mol = 0,3m.mol$$

$$n_o(HO^-) = n(HO^-)_{versé} = c_b.v_{bversé} = 0,02 \times 0,01 = 2 \times 10^{-4} mol = 0,2m.mol$$

المتفاعل المحد إذن هو : HO^- $\Leftarrow$ $x_{max} = 0,2m.mol$

الحالة النهائية المحصل عليها توافق: $pH = 4,1$ إذن : $[H_3O^+]_f = 10^{-4,1} mol/l$

ومن خلال الجداء الأيوني للماء $[H_3O^+]_f \times [HO^-]_f = 10^{-14}$ $\Leftarrow$ $[HO^-]_f = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]_f} = \frac{10^{-14}}{10^{-4,1}} = 10^{4,1-14} = 10^{-9,9} mol/l$

ومنه: $n_f(HO^-) = [HO^-]_f \times V_S = 10^{-9,9}(10+20).10^{-3} = 3.10^{-11,9} mol = 3.10^{-8,9} m.mol$

من خلال جدول التقدم : $0,2 - x_f = n_f(HO^-) = 3.10^{-8,9}$ $\Leftarrow$ $x_f = 0,2m.mol$

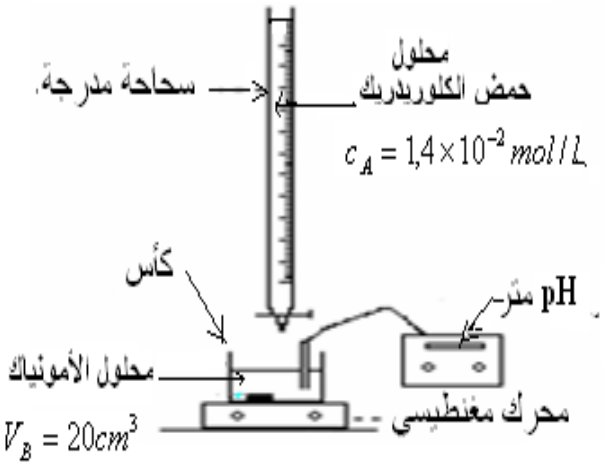
نسبة التقدم النهائي : $\tau = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{0,2}{0,2} = 1$ $\Leftarrow$ تفاعل المعايرة كلي .

III معايرة محلول مائي للأمونياك:

1) تجربة:

نصب في كأس حجما $V_B = 20cm^3$ من محلول الأمونياك NH_3 تركيزه c_B مجهول ثم نضيف إليه تدرجيا بواسطة سحاحة مدرجة محلولا مائيا لحمض الكلوريدريك $(H_3O^+ + Cl^-)$ تركيزه $c_A = 1,4 \times 10^{-2} mol/L$.

نقيس pH الخليط بعد كل إضافة .



2) معادلة التفاعل الحاصل خلال المعايرة :

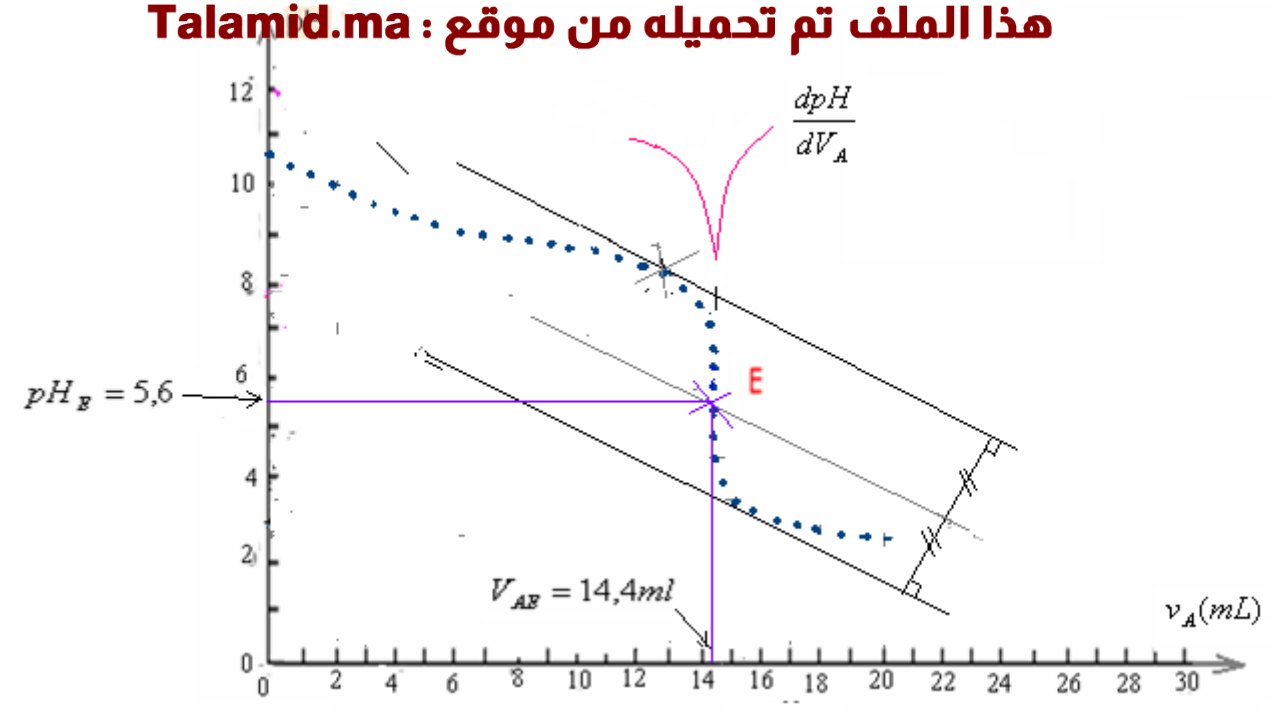
وهو تفاعل كلي. $NH_{3(aq)} + H_3O^+_{(aq)} \longrightarrow NH_4^+_{(aq)} + H_2O_{(aq)}$

3) جدول النتائج ورسم المنحنى $pH = f(V_A)$

$V_A.(mL)$	0	1	2	3	5	7	9	11	13	14	14,5	15	16	17	18	20
pH	10,6	10,3	10	9 ,8	9,5	9,2	9	8,7	8,2	7,3	4,4	3,6	3,2	3	2,8	2,7

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

Talamid.ma : هذا الملف تم تحميله من موقع



من خلال جدول الكواشف الملونة الذي رأيناه سابقا نجد أن أحمر المثيل هو المناسب لهذه المعايرة لأن منطقة انعطافه [6,2 – 4,2] تضم قيمة $pH_E = 5,6$.

4) علاقة التكافؤ:

وهو تفاعل كلي. $NH_3 + H_3O^+ \rightarrow NH_4^+ + H_2O$ (aq)

قبل التكافؤ النوع المحد هو H_3O^+ أي النوع المعاير.

وبعد التكافؤ النوع المحد هو NH_3 أي النوع المعايَر.

ويتحقق التكافؤ عند اختفاء المتفاعلين : المعاير والمعاير حسب النسب الستوكيومترية لمعادلة تفاعل المعايرة.

إذن عند التكافؤ تكون كمية مادة جزيئات الأمونياك الموجودة في الحجم V_B من المحلول المعايَر مساوية لكمية مادة الأيونات H_3O^+ الموجودة في الحجم V_{AE} من حمض الكلوريدريك.

علاقة التكافؤ: $C_A V_{AE} = C_B V_B$ ومنه : $C_B = \frac{C_A V_{AE}}{V_B} = \frac{1,4.10^{-2} \times 14,4}{20} = 10^{-2} mol/L$

ملحوظة : خلال معايرة حمض الكلوريدريك $(H_3O^+ + Cl^-)$ بواسطة الصودا $(Na^+ + HO^-)$ أو العكس ، معادلة التفاعل الحاصل خلال المعايرة تكتب كما يلي : $H_3O^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$ لأن الأيونات Na^+ و Cl^- غير نشيطة . وفي هذه الحالة $pH_E = 7$ المحلول محايد عند التكافؤ.

****

لا تنسونا من صالح دعائكم ونسأل الله لكم العون والتوفيق.

SBIRO Abdelkrim Lycée Agricole Oulad-Taima Agadir Maroc
Adresse électronique : sbiabdou@yahoo.fr

Talamid.ma : للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع