المحاليل المائية لحمض الكلور يدريك ولهيدروكسيد الصوديوم . 2

I ـ المحلول المائي لحمض الكلوريدريك 2

I ـ 1 جزيئة كلورور الهيدروجين 2

I -2 ذوبان كلورور الهيدروجين في الماء . 2

I ـ3 الميزة الأيونية لمحلول حمض الكلوريدريك 2

I -4 محاليل حمض الكلوريدريك 3

I ـ 5 الأحماض القوية 3

II ـ المحلول المائي لهدروكسيد الصوديوم . 4

II ـ 1 الحصول على محلول هيدروكسيد الصوديوم . 4

II ـ 2 الميزة ألأيونية الكلية لمحلول هيدروكسيد الصوديوم 4

II ـ 3 - pH محلول هيدروكسيد الصوديوم 4

II ـ4 القواعد القوية 5

*** تعريف 5**

III ـ التفاعل بين حمض قوي وقاعدة قوية 5

1 ـ تأثير أيون الهيدروكسيد OH^- على أيون الهيدرونيومH_3O^+ . 5

2 ـ التكافؤ 6

3 ـ تغير pH عند إضافة قاعدة قوية على حمض قوي : معايرة حمض الكلوريدريك بواسطة محلول الصودا 6

المحاليل المائية لحمض الكلور يدريك ولهيدروكسيد الصوديوم .

I ـ المحلول المائي لحمض الكلوريدريك

I ـ 1 جزيئة كلورور الهيدروجين

ـ غاز كلورور الهيدروجين مركب جزيئي ، يتألف من جزيئات HCl .

ـ تتكون جزيئة كلورور الهيدوجين من ذرة هيدروجين ومن ذرة كلور مرتبطين برابطة تساهمية σ

$$H \longrightarrow Cl$$
$$+\delta \qquad -\delta$$

بما أن ذرة الكلور كهرسالبة أكثر من ذرة الهيدروجين ، فإن الزوج الإلكتروني يوجد أقرب من ذرة الكلور فبالرغم أن جزيئة كلورور الهيدروجين تبقى محايدة كهربائيا ، بحيث أن ذرة الكلور تحمل شحنة سالبة $-\delta$ وذرة الهيدروجين تحمل شحنة موجبة $+\delta$ فإنها تكون تنائي قطب كهربائي أي إنها جزيئة قطبية .

I -2 ذوبان كلورور الهيدروجين في الماء .

ـ غاز كلورور الهيدروجين كثير الذوبان في الماء نتيجة قطبية الجزيئة HCl . ويكون هذا الذوبان مصحوبا بارتفاع درجة الحرارة إذن فهذا التفاعل هو ناشر للحرارة . ويسمى ناتج هذا التفاعل بالمحلول المائي لحمض الكلوريدريك .

ـ من خصائص هذا المحلول ، موصل للتيار الكهربائي . مما يبين انه يحتوي على أيونات وهي أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ وأيونات الكلورور Cl^- .

المعادلة الحصيلة للذوبان :

$$HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$$

I ـ 3 الميزة الأيونية لمحلول حمض الكلوريدريك

ـ تعريف : إن نوعا كيميائيا A اقلي بالنسبة لنوع كيميائي B إذا كان :

$$\frac{[A]}{[B]} \leq 10^{-2}$$

إن نوعا كيميائيا A أقلي جدا بالنسبة لنوع كيميائي B إذا كان :

$$\frac{[A]}{[B]} \leq 10^{-4}$$

ـ دراسة محلول مائي لحمض الكلوريدريك

نعتبر محلولا مائيا لحمض الكلوريدريك ، تركيزه المولي $C_A = 10^{-2}\ mol.l^{-1}$. وعند قياس pH هذا المحلول نجد pH =2

*جرد الأنواع الكيميائية المتواجدة في المحلول .

ـ الجزيئات : H_2O ، HCl (احتمال وجود جزيئات لم تتفكك)

ـ الأيونات : Cl^- , H_3O^+ , OH^-

* حساب تراكيز الأنواع الكيميائية المتواجدة في المحلول .

- $[H_3O^+]$

$[H_3O^+] = 10^{-pH}$ يعني أن $[H_3O^+] = 10^{-2}\ mol/l$

- $[OH^-]$

حسب الجداء الأيوني للماء $[OH^-] = Ke = 10^{-14}$. $[H_3O^+]$ عند درجة حرارة 25°C

أي أن $[OH^-] = 10^{-12}\ mol/l$ $\frac{k_e}{[H_3O^+]} = [OH^-]$ وبالتالي فإن $\frac{[OH^-]}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-12}}{10^{-2}} = 10^{-10} \langle\langle 10^{-4}$

نستنتج أن الأيونات OH^- أقلية جدا بالنسبة للأيونات H_3O^+ في المحلول المائي لحمض الكلوريدريك .

- $[Cl^-]$

الحياد الكهربائي للمحلول :
كل محلول يحتوي على أيونات سالبة (أيونات) وأيونات موجبة (كاتيونات) ، يكون عدد الشحنات السالبة الموجودة في لتر واحد من المحلول يساوي عدد الشحنات الموجبة .
ونعبر عن الحياد الكهربائي للمحلول بالعلاقة التالية :

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

ومنه

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

وبما أن الأيونات OH^- أقلية جدا بالنسبة H_3O^+ يمكن إهمال تركيز OH^- أمام تركيز أيونات H_3O^+

$$[Cl^-] = [H_3O^+]$$

$$[Cl^-] = 10^{-2} mol/l$$

- $[HCl]$

انخفاض المادة خلال التفاعل نعبر عنه بالعلاقة التالية :

$$[HCl] = {}_0\,[HCl]_{reste} + [HCl]_{réagit}$$

$$[HCl]_{reste} = [HCl]_0 - [HCl]_{réagit}$$

$$[HCl]_{reste} = [HCl]_0 - [Cl^-]$$

$$[HCl]_{reste} = 0$$

يتبين من خلال هذه النتيجة أن جزيئات HCl وجودها منعدم في المحلول الحمضي أي أن جزيئات HCl تفككت كليا في الماء . إذن كلورور الهيدروجين حمض قوي .
تعمم هذه النتيجة على أي محلول حمض الكلوريدريك كيفما كان تركيزه .

I-4 محاليل حمض الكلوريدريك

- pH محلول حمض الكلوريدريك

بالنسبة لمحلول مائي لحمض الكلوريدريك تركيزه C_A وحسب المعادلة الحصيلة للتفاعل وهو تفاعل تام

$$HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$$

C_A		0	0
0	0	C_A	C_A

$$[H_3O^+] = C_A$$

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$pH = -\log C_A$$

تتحقق هذه العلاقة في مجال محدود فبالنسبة للمحاليل المخففة ذات تركيز C_A بحيث أن :

$$10^{-6} mol/l \leq C_A < 10^{-1} mol/l$$

صلاحية العلاقة $pH = -\log C_A$

أما بالنسبة للمحاليل المركزة ($C_A \geq 10^{-1} mol/l$) لاتتحقق هذه العلاقة لأنه لايمكن إهمال التأثيرات البينية الكهرساكنة بين الأيونات . غير أننا نقبل بأن تفاعل ذوبان كلورور الهيدروجين يكون كليا .
في حالة أن $C_A < 10^{-6} mol/l$ (محاليل جد مخففة) pH يحافظ على قيمة تتناهى إلى 7 ، لأن مصدر أيونات الهيدرونيوم أساسا التحلل البروتوني للماء . لكن تبقى هذه المحاليل حمضية قليلا نتيجة ذوبان ثنائي أوكسيد الكربون الموجود في الهواء .

I – 5 الأحماض القوية

– تعريف

الحمض القوي هو كل مادة كيميائية قابلة لإعطاء أيونات H_3O^+ خلال تفاعلها التام مع الماء ، حيث تتأين كليا في المحلول المائي .

$$AH + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + A^-$$

– pH حمض قوي

$$pH = -\log C_A$$

C_A التركيز المولي لمحلول الحمض القوي

– أمثلة للأحماض القوية

*الأحماض الأحادية القوية .

تحرر هذه الأحماض مولا واحدا من الأيونات H_3O^+ في الماء انطلاقا من مول واحد من الحمض .

HCl , HBr , HI , HNO_3

* الأحماض الثنائية القوية .

هي التي تحرر مولين من أيونات H_3O^+ في الماء انطلاقا من مول واحد من الحمض .

حمض الكبريتيك H_2SO_4

II ـ المحلول المائي لهدروكسيد الصوديوم .

II ـ 1 الحصول على محلول هيدروكسيد الصوديوم .

ـ هيدروكسيد الصوديوم جسم أيوني يذوب بسهولة في الماء ليعطي محلول هيدروكسيد الصوديوم أو محلول الصودا ويكون هذا الذوبان مصحوبا بانتشار الحرارة .

المعادلة الكيميائية لتفاعل الذوبان ماء

$$NaOH \rightarrow Na^+aq + OH^-aq$$

II ـ 2 الميزة ألأيونية الكلية لمحلول هيدروكسيد الصوديوم

عند قياس pH محلول مائي لهدروكسيد الصوديوم تركيزه المولي $C_B=10^{-2}mol/l$ ، نجد $pH=12$ عند درجة الحرارة 25°C .

*جرد الأنواع الكيميائية المتواجدة في المحلول .

H_2O , Na^+ , OH^- , H_3O^+ , $NaOH$

* حساب تراكيز هذه الأنواع الكيميائية .

ـ تركيز أيونات H_3O^+

$[H_3O^+] = 10^{-12}mol/l$ مما يدل على أن $pH = 12$

وحسب الجداء الأيوني للماء

$Ke = [OH^-].[H_3O^+] = 10^{-14}$

$$\frac{k_e}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-12}} = 10^{-2} mol/l = [OH^-]$$

نلاحظ كذلك أن الأيونات H_3O^+ أقلية جدا بالنسبة للأيونات OH^-

ـ تركيز أيونات Na^+

حسب الحياد الكهربائي للمحلول نكتب :

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

$[Na^+] = [OH^-] - [H_3O^+]$ بما أن $[H_3O^+]$ مهملة أمام $[OH^-]$

$[Na^+] \approx [OH^-]$ أي أن $[Na^+] \approx 10^{-2}mol/l$

ـ تركيز NaOH (احتمال وجوده في الماء)

حسب انحفاظ المادة نكتب :

$[Na^+] + [NaOH] = C_B$

$[NaOH] = C_A - [Na^+]$

$[NaOH] = 0$

مما يدل على أن النوع الكيميائي NaOH لا يوجد في المحلول وهذا يبين أن التفاعل بين NaOH والماء تفاعل تام . أي أن NaOH تتفكك كليا في الماء حسب المعادلة الكيميائية التالية :

ماء

$$NaOH \rightarrow Na^+aq + OH^-aq$$

هيدروكسيد الصوديوم قاعدة قوية .

II ـ 3 ـ pH محلول هيدروكسيد الصوديوم

PH محاليل هيدروكسيد الصوديوم أكبر من 7 ، إنها محاليل قاعدية

ـ $C_B = [OH^-]$

ـ العلاقة بين pH والتركيز C_B : $pH = 14 + \log C_B$

*صلاحية العلاقة $pH = 14 + \log C_B$

لاتتحقق هذه العلاقة إلا في مجال محدود للتركيز C_B : $10^{-6}mol/l \leq C_B < 10^{-2}mol/l$

بالنسبة لمحاليل مركزة ، $C_B \geq 10^{-1} mol/l$ لايمكن تطبيق العلاقة إلا بصفة تقريبية
بالنسبةللمحاليل جد مخففة $C_B < 10^{-6} mol/l$ لاتتحقق العلاقة بحيث يكون pH المحلول جد قريب من 7

II ـ4 القواعد القوية

*** تعريف**

القاعدة القوية ، كل مادة كيميائية قابلة لإعطاء أيونات OH^- خلال تفاعلها التام مع الماء ، حيث تتأين كليا في المحلول المائي .

أمثلة لقواعد أحادية : هي التي تحرر مول واحد من ألأيونات OH^- انطلاقا من ذوبان مول واحد من المذاب .

KOH هيدروكسيد البوتاسيوم أو البوتاس

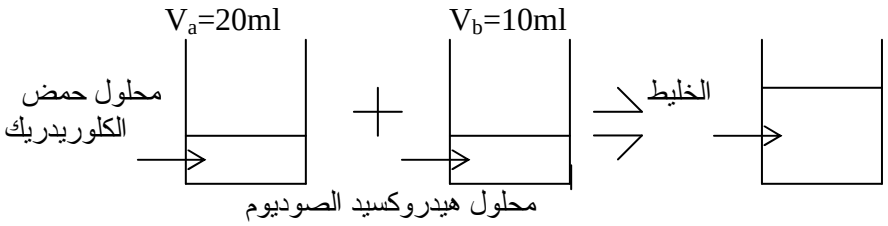
أمثلة لقواعد ثنائية . هي التي تحرر مولين من OH^- انطلاقا من ذوبان مول واحد من المذاب .

$Ca(OH)_2$ هيدروكسيد الكالسيوم

III ـ التفاعل بين حمض قوي وقاعدة قوية

1 ـ تأثير أيون الهيدروكسيد OH^- على أيون الهيدرونيوم H_3O^+ .

ـ تجربة :



ـ تركيز محلول حمض الكلوريدريك : $C_a=10^{-2} mol/l$ و pH=2
ـ تركيز محلول هيدروكسيد الصوديوم $C_b=10^{-2} mol/l$
ـ بعد إضافة محلول الصودا أصبح pH الخليط يساوي 2.5
ونلاحظ بعد أضافة الصودا أن هناك ارتفاع درجة حرارة الخليط مما يبين أن هذا التفاعل ناشر للحرارة .

ـ المعادلة الكيميائية للتفاعل بين محلول حمض الكلوريدريك ومحلول الصودا

ما هي الأنواع الكيميائية الموجودة في المحلول قبل وبعد التفاعل ؟

قبل التفاعل :

محلول حمض الكلوريدريك : H_3O^+ و Cl^- وجزيئات الماء H_2O

بما أن pH=2 فإن $[H_3O^+] = 10^{-2} mol/l$

يعني أن كمية المدة لأيونات الهيدرونيوم هي $n(H_3O^+) = [H_3O^+] . V_a$

$n(H_3O^+) = 10^{-2}.20.10^{-3} mol$

$n(H_3O^+) = 2.10^{-4} mol$

محلول الصودا : Na^+ و OH^- وجزيئات الماء .

كمية مادة أيونات OH^- التي يحتوي عليها الحجم المضاف 10ml من محلول الصودا هي :

$n(OH^-) = 10^{-2}.10.10^{-3} mol$

$n(OH^-) = 10^{-4} mol$

بعد التفاعل

PH الخليط هو 2.5 أي أن $[H_3O^+] = 10^{-2.5} mol/l$

$= 3.2\ 10^{-3} mol/l$

أي أن كمية مادة H_3O^+ في الخليط $n(H_3O^+) = 3.2\ 10^{-3} . 30.10^{-3} mol$

$= 9.6.10^{-5} mol$

أي ان تركيز OH^- في الخليط هو : $[OH^-] = 10^{-14}/10^{-2.5}$

$= 10^{-11.5} mol/l = 3.10^{-12} mol/l$

كمية مادة أيونات OH^- الموجودة في الخليط

$n(OH^-) = 3.10^{-12} .30.10^{-3} mol$

$= 9.10^{-14} mol$

من خلال حساب كمية مادة المتفاعلات ومقارنتها مع كمية مادة النواتج يتبين أن ايونات الهيدروكسيد قد تفاعلت مع كليا مع أيونات الهيدرونيوم . أما أيونات Na^+ و Cl^- فهي أيونات غير نشيطة .
لذا فمعادلة التفاعل بين حمض الكلوريدريك ومحلول الصودا هي كالتالي :

$$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$$

يمكن تعميم هذه النتيجة بالنسبة للتفاعلات بين حمض قوي وقاعدة قوية
ـ خلاصة : **خلال تفاعل حمض قوي وقاعدة قوية ، تتفاعل أيونات الهيدروكسيد للقاعدة القوية مع أيونات الهيدرونيوم للحمض القوي لتعطي الماء .**

2 ـ التكافؤ

ـ تعريف : نحصل على التكافؤ الحمضي ـ القاعدي ، إذا كانت كمية مادة أيونات OH^- في المحلول الصودا المضاف تساوي كمية مادة أيونات H_3O^+ الموجودة في المحلول حمض الكلوريدريك .

$$n(H_3O^+) = n(OH^-)$$

محلول مائي لحمض الكلوريدريك تركيزه C_a وحجمه V_a بإمكانه تحرير $n(H_3O^+)$ بحيث أن

$$n(H_3O^+) = C_aV_a$$

كذلك بالنسبة لمحلول الصودا تركيزه C_b وحجمه V_b بإمكانه تحرير $n(OH^-)$ بحيث أن

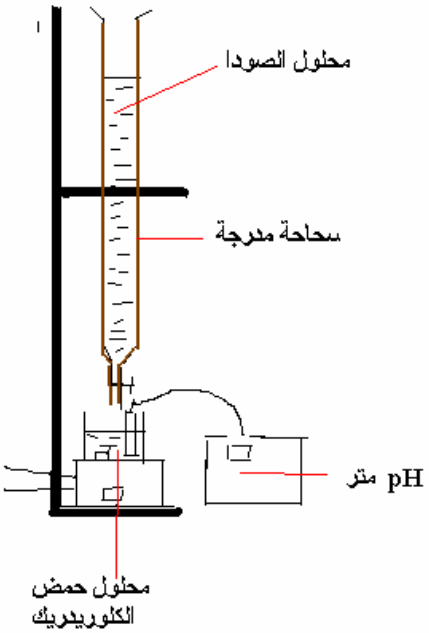
$$n(OH^-) = C_bV_b$$

إذن $\mathbf{C_bV_b = C_aV_a}$

وتسمى هذه العلاقة بعلاقة التكافؤ .

3 ـ تغير pH عند إضافة قاعدة قوية على حمض قوي : معايرة حمض الكلوريدريك بواسطة محلول الصودا

ـ تعريف : الغاية من المعايرة الحمضية ـ القاعدية هي تعيين تركيز الأيونات الهيدرونيوم بمعرفة تركيز أيونات الهيدروكسيد والعكس صحيح . ويعتمد هذا على التفاعل بين محلول حمضي ومحلول قاعدي .



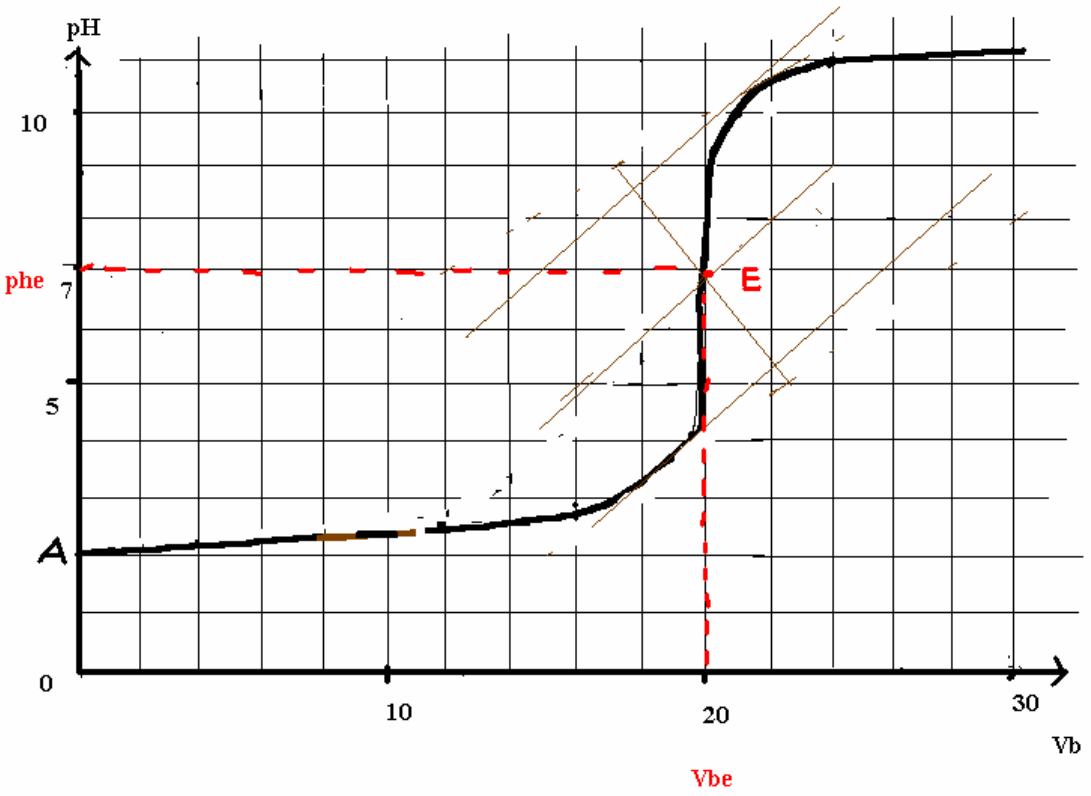
أ ـ الدراسة التجريبية
ـ طريقة العمل

نصب تدريجيا بواسطة سحاحة مدرجة محلولا مائيا للصودا تركيزه $C_b=10^{-2}mol/l$ في كأس يحتوي على حجم $V_a=20ml$ من محلول حمض الكلوريدريك تركيزه $C_a=10^{-2}mol/l$ ونقيس قيمة pH الخليط عند كل إضافة مع تحريكهلجعله متجانسا .
القيم المحصل عليها هي كالتالي :

$V_b(cm^3)$	0	2	4	6	8	10	12	14	16	18
pH	2	2.1	2.2	2.3	2.4	2.5	2.6	2.7	2.9	3.3

$V_b(cm^3)$	18.5	19	19.5	20	20.5	21	21.5	22	24	26	28	30
pH	3.45	3.6	4.2	7	9.3	10	10.3	10.5	10.9	11	11.1	11.2

ب ـ المنحنى $pH=f(V_b)$



ـ الخاصيات الأساسية للمنحنى $pH=f(V_b)$
ـ نلاحظ على أن المنحنى المحصل عليه يتكون من ثلاثة أجزاء :
ـ الجزء الأول ، $V_b<16ml$ يتزايد pH خطيا و يبقى الخليط حمضيا . كما نلاحظ أن هناك تغير مفاجئ لقيمة بين $V_b=16ml$ و $V_b=20ml$.
ـ الجزء الثاني : يتميز بالتغير المفاجئ لقيمة pH وذلك لتغير ضئيل في حجم V_b ، ويمر الخليط فجأة من الحالة الحمضية إلى الحالة القاعدية كما إن هذا الجزء يحتوي على نقطة التكافؤ pH=7 .
ـ الجزء الثالث : $V_b>20ml$ يتزايد pH الخليط خطيا من جديد ويصبح الخليط قاعديا .
ج ـ إيجاد نقطة التكافؤ مبيانيا .
لإيجاد إحداثيتي هذه النقطة نستعمل طريقة المماسات .
د ـ معادلة المعايرة .

معادلة المعايرة هي التفاعل التام بين أيونات H_3O^+ الحمض وأيونات OH^- لمحلول القاعدة :

$$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$$

ه ـ تركيب الخليط عند نقطة التكافؤ .

الأنواع الكيميائية الموجودة في المحلول عند نقطة التكافؤ : H_3O^+ ,OH^- , Cl^- , Na^+ , H_2O

حساب تراكيز الأنواع الكيميائية الموجودة في الخليط :

ـ المحلول عند التكافؤ أصبح محايدا أي أن pH =7 يعني أن $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}mol/l$

ـ الحياد الكهربائي للمحلول : $[Na^+] + [H_3O^+] = [OH^-] + [Cl^-]$

أي أن $[H_3O^+] = [OH^-]$ $[Cl^-] = [Na^+]$

$$[Na^+] = [Cl^-] = C_aV_a/V_a+V_b = C_bV_b/V_a+V_b$$

ملحوظتان .

تأثير التخفيف على المحلولين: عند تفاعل محلول قاعدة قوية مع محلول حمض قوي مخففين ولهما نفس التركيز فإن pH المحلول عند بداية المعايرة يزداد بينما إحداثيات نقطة التكافؤ تبقى ثابتة والجزء الثاني الذي يحتوي على نقطة التكافؤ يصبح أكثر ميلا .

معايرة قاعدة قوية بحمض قوي عند نقطة التكافؤ يبقى دائما pH=7

تطبيق : في الدراسة التجريبية السابقة احسب تراكيز الأنواع الكيميائية الموجودة في الخليط عندما يكون حجمه $V_b=12ml$

يحتوي الخليط على الأيونات H_3O^+ ,OH^- , Cl^- , Na^+ , H_2O

Cl^- , Na^+ أيونات غير نشيطة فتركيزها في الخليط هو:

$$[Cl^-] = C_aV_a/V_a+V_b = 6.2.10^{-3}mol/l$$

$$[Na^+] = C_bV_b/V_a+V_b = 3.7.10^{-3}mol/l$$

تتفاعل أيونات OH^-, H_3O^+ حسب المعادلة الكيميائية التالية

$$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$$

قبل بداية المعايرة ، كمية مادة أيونات H_3O^+ الموجودة في الكأس هي

$$n(H_3O^+)_0 = C_a.V_a$$

عند إضافة حجم $V_b=12ml$ من محلول الصودا تصبح كمية مادة أيونات H_3O^+ هي :

$$n'(H_3O^+)_{reste} = n(H_3O^+)_0 - n(OH^-)_{ajoutés}$$

$$n'(H_3O^+)_{reste} = C_aV_a - C_bV_b$$

$$[H_3O^+] = \frac{C_aV_a - C_bV_b}{V_a+V_b} = 2.5.10^{-3}mol/l$$

$$[OH^-] = 10^{-14}/[H_3O^+] = 4.10^{-12}mol/l$$

ومن الممكن حساب pH المحلول في هذه الحالة $pH = -\log [H_3O^+] = 2.6$