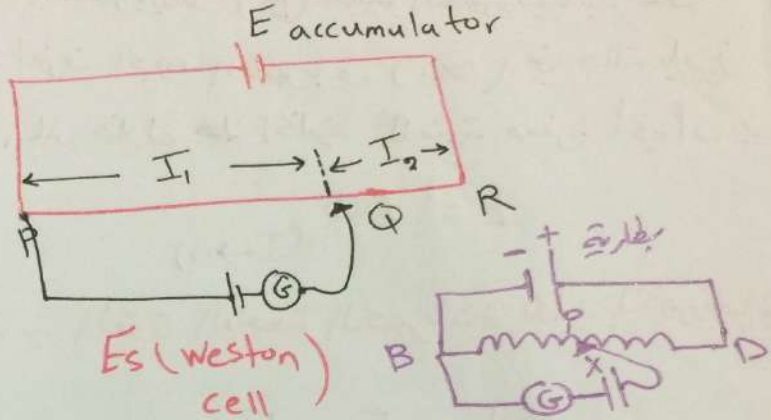


أهماله كليا .

ويستخدم لهذا الغرض (المجهاد) أو جهاز مقياس الجهد وتكون الدائرة الكهربائية الأساسية لمقياس الجهد كالآتي :-



الدائرة الكهربائية الأساسية لمقياس الجهد

قصد القياس موازنة القوة الدافعة الكهربائية (E) للخلية من قبل فرق جهد معاكس بشكل يجعل التيار الخارجي الخلية صافياً إلى الصفر، ويتكون الجهاز من مصدر تشغيل (بطارية) ذات قوة دافعة كهربائية أعلى منه تلك المراد قياسها وسلك مقاومة مضخم يمتد بين النقطتين B و D وانه المقاومة الكلية للموصل (السلك) يرمز لها بالرمز (R).

∴ عند غلق الدائرة لضبط الاتصال المتحرك (P) حيث يحصل على انحراف في الكلفانوميتر، ويعني انه التيار الخارجي الخلية (X) يساوي صفر.

حسب كيفية التفاعل الذي يحصل على القطب .

قياس القوة الدافعة الكهربائية ( e.m.f )

تعرف القوة الدافعة الكهربائية (E) للخلية الكهروكيميائية على أنها الفجوة المحددة لفروق الجهد الكهربائي ( $\Delta\phi$ ) في حالة بلوغ التيار الكهربائي المار خلال الخلية للقيمة صفر. أي أن :-

$$E = \Delta\phi \quad (I \rightarrow 0)$$

ومن هنا يمكن كتابة القوة الدافعة الكهربائية للخلية الكهروكيميائية كالآتي :-

$$E = E_R - E_L \\ = E_{red} - E_{ox}.$$

حيث انه :-

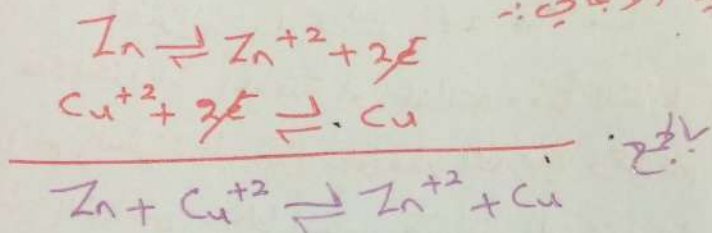
$E_{red} = E_R$  = جهد نصف الخلية الايمن الذي يحصل عنده تفاعل الأختزال .

$E_{ox} = E_L$  = = = = = الجهد الايسر = = = = تفاعل الأكسدة .

ولقياس القوة الدافعة الكهربائية للخلية الكهروكيميائية تستلزم ان يكون التيار المار في الدائرة الخارجية يساوي صفراً. وان التيار الناتج من الخلية ذاتية متناهي في الصفر بحيث يمكن

تصل عنده عملية التأكسد ويتم تمثيله في الطرف الأيسر لدى كتابة نفس الخلية الكهروكيميائية. أي أنه الأنود يكونه مسكوناً بالسحنة السالبة ولذلك يصبح الكاثود موجباً. وهذا عكس إشارة للكاثود والأنود في الخلايا (الالكتروكيميائية).

أما تفاعل الخلية الأجمالي :-



لذا فإن فرق الجهد الكهربائي للخلية الكهروكيميائية  $\Delta\phi$  يكتب عادة :-

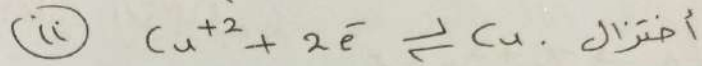
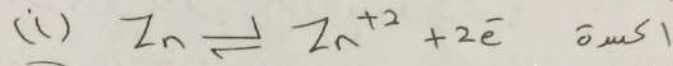
$$\begin{aligned} \Delta\phi &= \phi_R - \phi_L \\ &= \phi_{\text{red}} - \phi_{\text{ox}} \\ &\quad \text{اختزال} \quad \text{أكسدة} \end{aligned}$$

$\phi_R =$  فرق الجهد الكامل في الطرف الأيمن من الخلية

$\phi_L =$  الأيسر من الخلية = = = = =

سيتم التفاعل بصورة تلقائية اذ يجب ان يتساوى مقدار النقص في الطاقة الكيميائية للنظام بأكمله مع كمية الطاقة الكهربائية الناتجة. مما يجب الانتباه اليه ان الخلية الكهروكيميائية تكتب

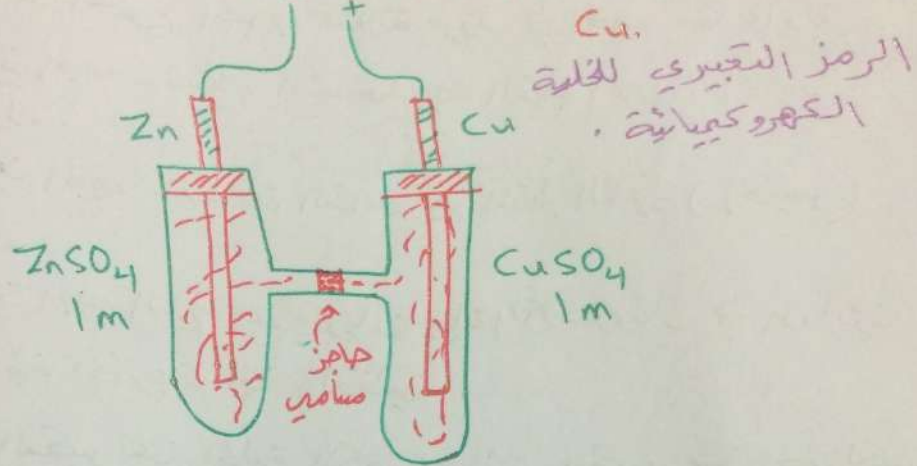
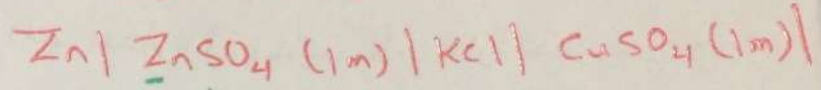
للفلز، أيهما أكثر سالبية كهربائية فهو الذي يعطي الإلكترونات في تفاعل الخلية، ومن المعروف أنه السالبية الكهربائية للفلز الخارصين أكثر من السالبية الكهربائية للفلز النحاس، فيكونه تفاعلات القطب على النحو التالي :-



وعليه فالإلكترونات المنبثقة أو المنطلقة وفقاً للتفاعل (i) سيؤدي إلى تراكم الشحنة السالبة على قطب الخارصين وتراكم الشحنة الموجبة على قطب النحاس، على أساس فقدان الإلكترونات القادمة إليه نظراً لتفاعلها مع أيونات النحاس كما يوضحه التفاعل (ii)، وهكذا تسحب الإلكترونات مرة في سريانها خلال الدائرة الكهربائية الخارجية من قطب الخارصين السالب إلى قطب النحاس الموجب، وبالتالي تستكمل الدائرة الكهربائية للخلية داخلياً نتيجة لهجرة الأيونات السالبة عبر ملتحقات السائل (الكافز المحامص) من الطرف الأيمن إلى الطرف الأيسر.

إذن عملية التأكسد تحدث عند التفاعل (i) ويكتسب الطرف الأيسر، في حين تحدث عملية الاختزال في التفاعل (ii) ويكتسب الطرف الأيمن. ويعرف الكاثود هو القطب الذي تصل عنده عملية الاختزال، ويمكن تسميته في الطرف الأيمن عند كتابة الخلية الكهروكيميائية، في حين يعرف الأنود هو القطب الذي

بين محلوليهما. ويمكن تمثيل خلية دانيال على النحو التالي:-



(خلية كهروكيميائية تقليدية) يعبر عنه

= الخط حيث يتصل عن حدود الطور بين القطب والالكتروليت .  
 = الكايز المسامي وملتقى الالكتروليتين .

قياس فرق الجهد الكهربائي بين نصفي الخلية الكهروكيميائية يتم بواسطة  
 استخدام مقياس الجهد ، لذا يتطلب معرفة اي القطبين موجب وايهما  
 سالب ، القطب الموجب يكتب عادة في الجهة اليمنى ، والقطب  
 السالب يكتب الى الجهة اليسرى ، فخلية دانيال تعتبر قطب انعام  
 موجبا في حين اعتبر قطب انارصن سالباً . ويعرف ذلك من تفاعل  
 القطب ، وعليه فان تفاعل القطب يعقد على السالبة الكهربائية

في الدائرة، وهكذا سيعد أي تأثير ينجم عن قانون أوم.

وعليه فإن فرق الجهد الكهربائي المقاس لأي خلية كهروكيميائية عبارة عن المجموع الجبري لثلاثة فروق في الجهد تنشأ كالآتي :-

① فرق الجهد عند نقطة التماس بين القطب الأول (الأيمن) وحلوله .

② فرق الجهد عند نقطة التماس بين القطب الثاني ( الأيسر) وحلوله .

③ فرق الجهد الناتج عنه سريان جلة الألكترونات في الدائرة الكهربائية الخارجية بين القطبين .

كيفية التعبير عن الخلية الكهروكيميائية وقياس فرق الجهد لكهربائي للخلية الكلفانية :-

ان عملية اتصال قطبي الخلية بموصل فلزي من الخارج يؤدي الى سريان تيار كهربائي، وتحدث تفاعلات كيميائية في نصفي الخلية الكهروكيميائية، مثال على ذلك خلية دانيال :-

مغمور

خلية دانيال :- تتكون من نصف خلية تحتوي على قطب الخارصين  $Zn$  في محلول تركيزه مولال واحد من كبريتات الخارصين، أما النصف الآخر فيشمل قطب النحاس مغمور في محلول تركيزه مولال واحد من كبريتات النحاس. كما يفصل بين المحلولين حاجز مسامي يسمح باتصال كهربائي بين نصفي الخلية دون حدوث اختلاط سحاي

ان حالة اتزان القطب تعتبر ديناميكية، ومعنى ذلك اهتموا بها على تفاعلات القطب المتعاكسة التي تحدث بنفس المعدل، أي انه يتوجب تساوي معدل التآين لذرات الفلز  $M$  الى الايونات  $M^{+z}$  مع معدل تفريغ سحنة الايونات  $M^{+z}$  الى الذرات  $M$ ، حيث يصاحب تلك العملية عدم تغير في كمية الذرات  $M$  أو الايونات  $M^{+z}$  الموجودة في المحلول، كما هو في المعادلة (1).

كما سبق ليوضح ان هناك فرق للجهد عند منطقة التماس بين الفلز ومحلول أيوناته، غير انه لا توجد أي طريقة نظرية أو عملية كسابقتها المطلقة لذلك الجهد، وتعمد كافة الطرق لعملية المستخدمة لقياس فرق الجهد للأقطاب على ضرورة آكحال الدائرة الكهربائية التي تحتوي على جهاز خاص بالقياس، أي وجود استخدام منطقة تماس لفلز آخر مع محلوله، وهكذا تؤدي القياسات العملية الى ايجاد الفرق بين فرقي الجهد لفلزين ومحلولهما ويعرف هذا النظام بالخلية الكهروكيميائية.

في مقياس الجهد (المجهاد)، يفترض سريان تيار كهربائي ذوقية صغيرة بحيث لا تؤدي الى تسوية، هبوط، فرق الجهد خلال النظام باكملها، من خلال وضع شروط منتظمة، اهمال كل من المقاومة الكهربائية الناتجة عنه وجود المحلول داخل الخلية، وكذلك مقاومة الاسلاك النحاسية المستخدمة لأغراض الربط الكهربائي

كيفية توليد فرق الجهد الكهربائي :-

عند غمر فلز ما في انكتروليت - مانه هذا النظام يدارك الوصول الى حالة اتزان مصحبة ينشأ من خلالها فرق ثابت لجهد كهربائي عبر منطقة الاتصال بين المعدن والحلول ، ويمكن اصل هذا الاتزان لجهد القطب في حقيقة استقرارية تأين ذرات الفلز حتى بلوغ حالة الموازنة الدقيقة بين المعينات الكهربائية المشحبة طبقاً لعملية التأين ومقابلة ذرات الفلز الاخرى لتأين اكثر ، وهكذا يعمل الحلول كوسط لحدوث عملية الاتزان التالية :-

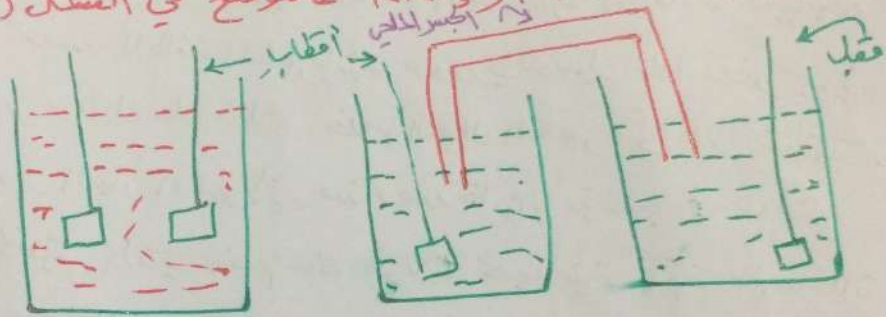


حيث ان  $M =$  ذرة الفلز .

- ان فرق الجهد الخاصه بالقطب الموجود خلال حالة الوصول الى حالة لاتزان يعزى الى بروز التقارب في منطقة القاس بين الفلز والحلول . ويعود السبب في ذلك الى ان فقدان الايونات الموجبة من قبل الفلز لابد ان يتترك خلفه زيادة في الالكترونات التي تحاول تنظيم نفسها لتضاد ملبة من الايونات الموجبة ذات شحنات متساوية ومتضادة في الوقت نفسه على جانب المذيب عند نقطة القاس حيث يقودنا الى تكوين الطبقة الكهربائية المزدوجة ، حيث تكون نتيجة لقوى التجاذب بين الايونات المتضادة بالشحنة وكذلك بواسطة قوى التنافر بين الايونات ذات الشحنات المتشابهة .



(١) ما يعرف بنصف الخلية يرتبطان داخلياً بواسطة الكتروليت مشترك لهما كما موضح في الشكل (١) (٢) أو عند ربط نصف الخلية بواسطة استخدام ما يعرف بالجسر الملحي (صية يعمل على جعل الاتصال الكهربائي اللازم بين المحلولين) صمكتنا وبطريقة تسمح بحدوث الخواصلة الأيونية بين محلولي نصف الخلية، ولكن في نفس الوقت تمنع الانتشار المتبادل بينهما، وغالباً ما يستخدم في الجسر الملحي محلول ذو تركيز عالٍ نسبياً من  $KCl$  أو  $KNO_3$  كما موضح في الشكل (١) ب



(٢)

(ب)

نوعان من الخلايا الكهروكيميائية

وهناك نوع آخر من الخلايا الكهروكيميائية والذي يتكون من نصف خلية ( فلز مغمور في محلوله) حيث يفصل بينهما حاجز مسامي يسمح بمرور الأيونات الكهربائية ولكنه في الوقت نفسه يمنع حدوث المزج الكلي المحقق للحلولين، إن الاحمال اللائحة الكهربائية الخارجية لأي نوع من الخلايا الكهروكيميائية يتم عبر ربط نصف الخلية بواسطة أسلاك من فلز النحاس مع ما يسمى بالمجهد أو مقياس الجهد.

## " الخلايا الكهروكيميائية "

يمكن تصنيف الخلايا الكهروكيميائية الى نوعين اساسيين هما :-

- ① خلايا الالكتروليسية :- electrolytic cells
- ② خلايا الكلفانية :- Galvanic cells

ويختلف النوعان من حيث عمل الخلية ، فالخلية الالكتروليسية هي عبارة عن جهاز يتم بواسطة تحويل الطاقة الكهربائية الى طاقة كيميائية ، وانه وجود مصدر للطاقة الكهربائية ضروري للحصول على تغير كيميائي في الخلية ، ومثال على ذلك خلايا التحلل الكهربائي للالكتروليكات . اذ ان مرور التيار الكهربائي من مصدر خارجي يتسبب في حدوث تفاعل اخلية الذي ينتج عنه تحويلات كيميائية ناجمة من تفاعلات الاكسدة والاختزال التي تحدث عند الاقطاب .

تصل الخلية المستخدمة كمصدر للطاقة الكهربائية وذلك بتحويلها الطاقة الكيميائية الى طاقة كهربائية بالخلية الكلفانية ، على سبيل المثال بطارية الرصاص او الخلية الجافة . والخلية الكلفانية المتكونة من ربط قطب اخلية من قطب الكلور والكاوية على محلول كلوريد اخلية . ويمكن كتابة  $Zn | ZnCl_2 | Cl_2, Pt$  الخلية على شكل :-

تتكون الخلية الكهروكيميائية من نظام كيميائي على فصلين مع الالكترولي

الحل وقف عملية التحلل المائي، فتصبح الحاصلة المولارية للقطول

التوصيل المولاري للقطول غير المتحلل مائياً.

$$\Lambda_{sol.} = \Lambda_{BH^+Cl^-} \dots (2)$$

من المعادلة (1) و (2) نجد على :-

$$\Lambda_{sol.} - \Lambda'_{sol.} = \alpha (\Lambda_{HCl} - \Lambda_{BH^+Cl^-})$$

$$\therefore \alpha = \frac{\Lambda - \Lambda'_{solution}}{\Lambda_{HCl} - \Lambda_{BH^+Cl^-}}$$

$$K_h = \frac{\alpha^2 c}{1 - \alpha}$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_h}$$

.. ثابت التحلل المائي

$K_b$  هو ثابت التآين للقاعدة.

$K_h = =$  التحلل المائي.

المقصود بالتغل المائي التفاعل الذي يحدث بين الملح والماء وتُخضع  
اصلاح القواعد الضعيفة والكواشف القوية (أو القواعد القوية والكواشف  
الضعيفة وكذلك القواعد الضعيفة والكواشف الضعيفة) إلى ظاهرة  
التغل المائي في محاليلها.



مثال

حيث أن B تمثل القاعدة الضعيفة مثل الأنيلين  $C_6H_5NH_2$  و  $NH_4OH$ .

$\alpha$  = درجة التغل المائي للمول الواحد من الملح الموجود في المحلول  
وهو بمثابة الكمية الفعلية المتغللة مائياً.

$\alpha c$  = الكمية المتغللة مائياً.

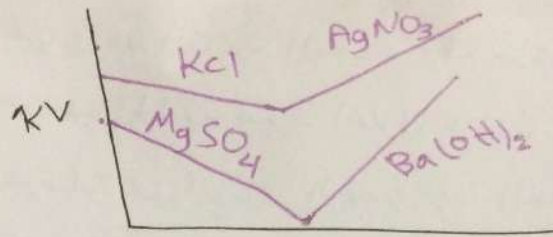
$K_h$  = ثابت التغل المائي.

$$k_{\text{المحلول}} = k_{BH^+ Cl^-} + k_{H_3O^+ Cl^-} \Rightarrow k = \frac{\Lambda \cdot c}{10^3}$$

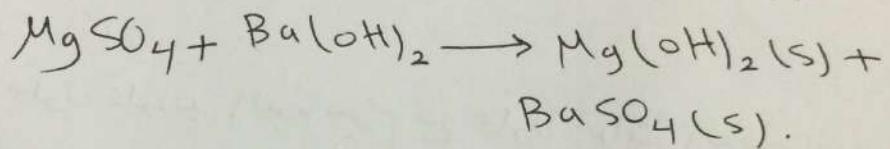
$$\Lambda_{\text{solution}} \alpha = \Lambda_{BH^+ Cl^-} (1-\alpha) + (\Lambda_{H_3O^+} + \Lambda_{Cl^-}) \alpha$$

$$[\Lambda_{\text{sol.}} = \Lambda_{BH^+ Cl^-} (1-\alpha) + \alpha \Lambda_{HCl}] \dots \textcircled{1}$$

عند إضافة زيادة من القاعدة الحرة B إلى المحلول، فإنها تؤدي



معايرة محلول كبريتات المغنسيوم مع محلول هيدروكسيد الباريوم،  
خلال المعايرة يتربب كل من هيدروكسيد المغنسيوم وكبريتات  
الباريوم.



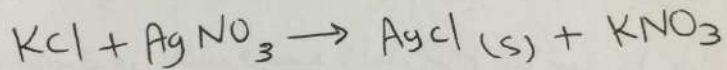
يحتوي المحلول الأصلي على أيونات المغنسيوم وأيونات الكبريتات فقط،  
وكلما أضيفت كمية من هيدروكسيد الباريوم يتربب كل من أيونات  
المغنسيوم وأيونات الكبريتات على شكل هيدروكسيد المغنسيوم وكبريتات  
الباريوم على التوالي. لذلك تقل موصلية المحلول إلى أن تصل قريباً  
من الصفر في نقطة النهاية، بعد نقطة النهاية يؤدي فائض هيدروكسيد  
الباريوم إلى زيادة عدد الأيونات وبالأخص أيونات الهيدروكسيد  
العالية الموصلية، لذلك تزداد موصلية المحلول.

Ⓣ ثوابت التحلل المائي :-

بعد إضافة كميات من القاعدة الضعيفة ولدى نقطة النهاية (المنطقة AB) تقل موصلية المحلول نتيجة اهلال كاتيونات القاعدة الضعيفة الواطئة الموصلية حل ايونات الهيدروجين العالية الموصلية. بعد نقطة النهاية (المنطقة BC) يبقى فائض القاعدة الضعيفة على شكل جزيئات غير متفككة ولهذا لا يؤثر تأثيراً ملحوظاً في موصلية المحلول. وهكذا تبقى موصلية المحلول ثابتة. ولذلك يكون شكل الرسم البياني في هذه المنطقة منحنيًا.

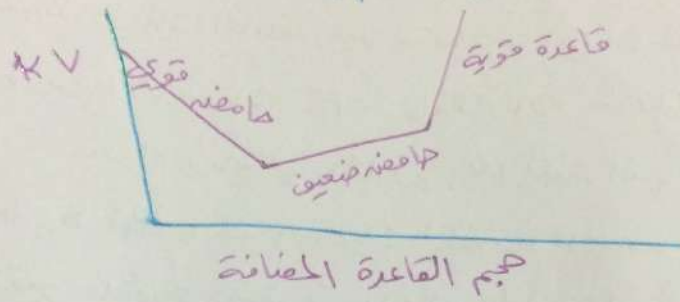
### (E) معايرات الترسيب :-

في معايرة محلول كلوريد البوتاسيوم مع محلول نترات الفضة لترسب كلوريد الفضة :-



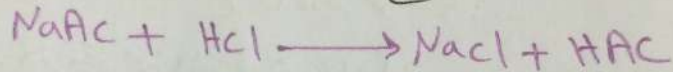
في بداية المعايرة ، يتكون المحلول من ايونات البوتاسيوم وايونات آي فقط. في نقطة النهاية يتكون المحلول من ايونات البوتاسيوم وايونات النترات. خلال تقدم المعايرة وكندقطة النهاية يتم استبدال ايونات آي بايونات النترات. ان موصلية هذين الايونين متقاربة جداً. لذلك لا يحدث تغير ملحوظ في موصلية المحلول. بعد نقطة النهاية ، تؤدي الزيادة او فائض نترات الفضة الى زيادة عدد الايونات في المحلول، وبذلك تزداد موصلية المحلول.

زيادة كبيرة حارة في موصلية المحلول ، نتيجة لزيادة عدد ايونات  $OH^-$  العالية الموصلية وكاتيونات القاعدة القوية والناجمة عنه تفكك القاعدة القوية التام .

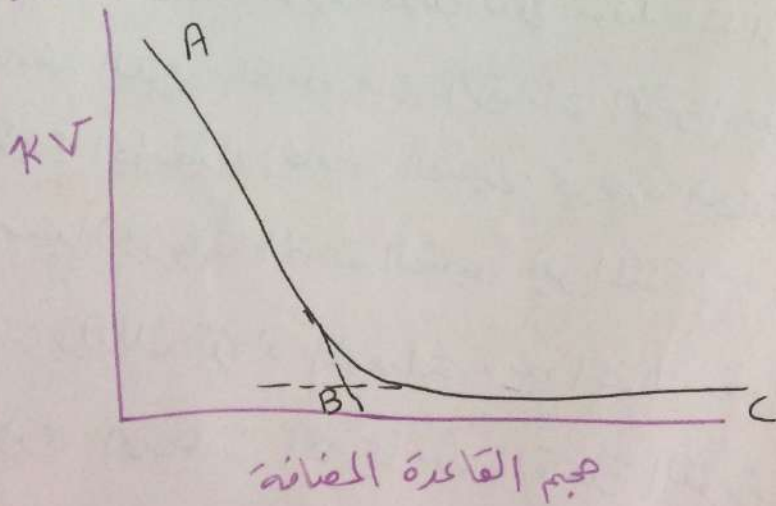


منحنى معايرة مزيج حامضين مع قاعدة قوية .

(d) معايرة حامض قوي مع قاعدة ضعيفة .



محتوي المحلول الاصلي على العديد من ايونات الهيدروجين وايونات احمضه القوي لذلك تكونه موصلية محلول احمضه القوي عالية ضعيفاً .



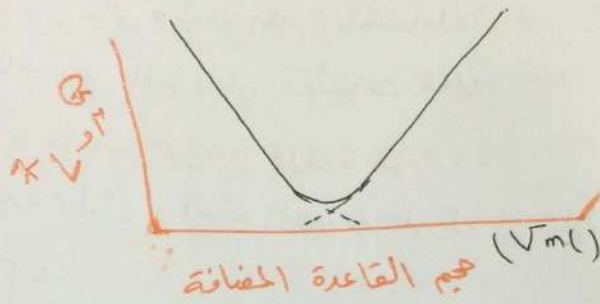
في البداية تقل الموصلية نتيجة استبدال أيونات  $H^+$  القليلة بأيونات  $Na^+$  ، بعد ذلك تزداد الموصلية من A إلى B نتيجة تكون الملح وذلك بعد إضافة كميات من المسحوق المحلول الكافض الضعيف . يتم هنا استبدال جزيئات الكافض غير المتفككة بأيونات الملح أي أيونات الصوديوم والأيونات  $A^-$  ، ولذلك تزداد موصلية المحلول بسبب زيادة عدد الأيونات في المحلول . بعد نقطة النهاية تزداد الموصلية من B إلى C لأن الكميات المضافة من هيدروكسيد الصوديوم تقبض فائضة وتبقى في المحلول على شكل أيونات  $Na^+$  وأيونات  $OH^-$  .

### ③ معايرة مزيج حامضين مع قاعدة قوية :-

إن الإضافات الأيونية من القاعدة إلى محلول المزيج تؤدي إلى استبدال أيونات  $H^+$  العالية الموصلية والناجمة من التفكك التام للكافض القوي بكاتيونات القاعدة القوية ، لذلك تقل موصلية المحلول . بعد تقارب الكافض القوي بالكامل فإنه الإضافات الأخرى من القاعدة القوية تؤدي إلى تقارب الكافض الضعيف ، في هذه العملية يتم أساساً استبدال جزيئات الكافض الضعيف غير المتفككة بأيونات الملح المتكونة ولذلك تزداد الموصلية ، بعد اكتمال تقارب الكافض الضعيف تؤدي الإضافات الأخرى من القاعدة القوية إلى



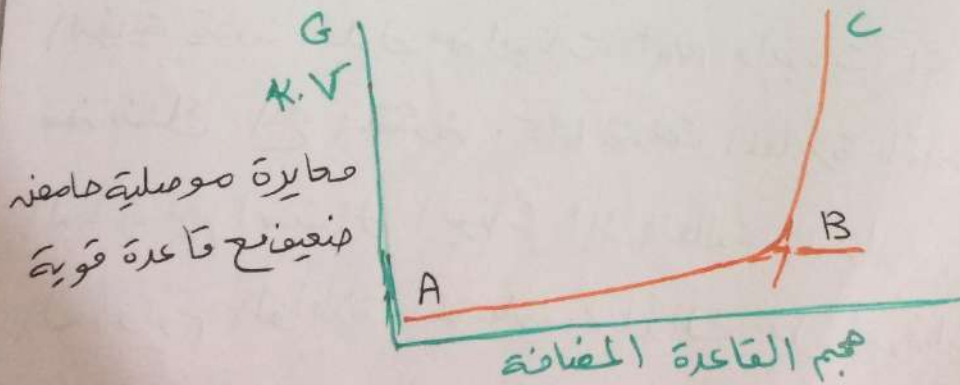
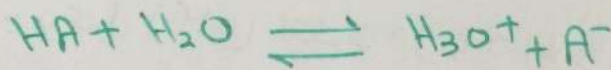
بعد نقطة التساوية تفوي إضافة كميات من NaOH للحلول إلى زيادة في عدد الأيونات، أي أيونات  $Na^+$  وأيونات  $OH^-$ ، بما أن موصليته أيونات  $OH^-$  عالية، لذلك تزداد موصليته الخلول زيادة كبيرة.



معايرة موصليته حامض قوي مع قاعدة قوية.

(b) معايرة حامض ضعيف مع قاعدة قوية :-

لاحتوي محلول الحامض الضعيف على عدد كبير من الأيونات لذلك تكون موصليته أقل بكثير من موصليته الحامض القوي. إن تلبت تفكك الحامض الضعيف HA هو :-



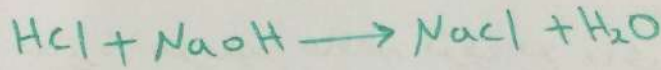
معايرة موصليته حامض ضعيف مع قاعدة قوية



المواصلة الأيونية عند نقطة أنتهاء التفاعل، وندرس العلاقة  
البيانية بين قيمة المواصلة الأيونية وحجم المادة المسحوة يمكن  
تحسين نقطة أنتهاء التفاعل بشكل دقيق جداً، ويعقد شكل  
الحظ البياني على صيغة المادة المتفاعلة.  
حيث ان للتسحيح التوصيلي تطبيقات عديدة منها.

⑨ معايرة حامض قوي مع قاعدة قوية.

مثال معايرة محلول حامض الهيدروكلوريك مع محلول هيدروكسيد  
الصوديوم :-



في البداية يتوي المحلول على ايونات  $\text{H}^+$  وايونات  $\text{Cl}^-$  الناتجة من  
التفكك التام للحامض القوي، ولذلك تكون موصلية هذا المحلول  
عالية نسبياً، بعد اضافة ايونات الصوديوم وايونات الهيدروكسيل  
على هيئة محلول هيدروكسيد الصوديوم، وتتحد ايونات  $\text{H}^+$   
مع ايونات الهيدروكسيل ( $\text{OH}^-$ ) لتكون جزيئات الماء، في نقطة  
النهاية يتكون المحلول من ايونات  $\text{Na}^+$  وايونات  $\text{Cl}^-$  فقط والناتجة  
من تفكك الملح المتكون، كلما تقدمت المعايرة باتجاه نقطة  
النهاية يتم استبدال ايونات  $\text{H}^+$  العالية الموصلية بايونات  
الصوديوم الواطئة الموصلية، لذلك تقل موصلية المحلول.

طريقة أخرى :-

يمكن الاعتماد على قيم الأنتقال الكهربائي الأيونية لكل من  $H_3O^+$  و  $OH^-$  لتعيين الحامل الأيوني للماء وبالأتي :-

$$k = (Z_+ U_+ + |Z_-| U_-) c F$$

وبالنسبة للماء  $1 = |Z_-| = Z_+$

$$k = (U_+ + U_-) c F$$

$$[ c = \frac{k}{(U_+ + U_-) F} ] \text{--- (4)}$$

يمكن الاستعانة بالجداول لايجار قيمة  $(U_+, U_-)$  ومنه الحواسلة الأيونية وثابت الخلية بحسب قيمة  $k$  التوصيل النوعي وبعد التعويض في المعادلة (4) نصل :-

$$c = 1.002 \times 10^{-7} \text{ mole} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$K_w = 1.004 \times 10^{-14} \text{ mole}^2 \cdot \text{dm}^{-6}$$

(3) المعايرات أو التحديدات التوصيلية :-

تعتبر عملية المعايرة بالطريقة الكهربائية أكثر دقة من حيث النتائج بالمقارنة بالطريقة التحليلية المعقدة على التغير في اللون، حيث أنه في هذه الطريقة يعتمد على التغير المفاجئ في قيمة

$$[k = KG \approx 5.5 \times 10^{-8} \text{ ohm}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}] \dots (1)$$

امامية (Λ<sub>0</sub>) فتحسب منه قيم الموصلية المولارية الأيونية /

$$[\Lambda_0 = \Lambda_0^{\text{H}_3\text{O}^+} + \Lambda_0^{\text{OH}^-}] \dots (2)$$

$$= 349.85 + 197.6 = 547.45$$

$\text{ohm}^{-1} \text{cm}^2 \text{mole}^{-1}$ .

$$\Lambda_0 = \frac{k}{c} \times 10^3 \Rightarrow [c = \frac{k \times 10^3}{\Lambda_0}]$$

--- (3)

عشان :-

$$[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = c$$

وبتجوزنا قيم المعادلة (1) و (2) في المعادلة (3) نصل على :-

$$c = \frac{5.5 \times 10^{-8} \text{ cm}^{-1}}{547.45 \text{ ohm}^{-1} \cdot \text{cm}^2 \text{mole}^{-1}}$$

$$= 1.0047 \times 10^{-10} \text{ cm}^{-3} \cdot \text{mole}$$

اذن تركيز كل من ايونات الهيدروجين وايونات الهيدروكسيل  
سيكون  $(1.0047 \times 10^{-10})$  مول، سم<sup>-3</sup>.

$$K_w = c^2 = (1.0047 \times 10^{-10} \text{ mole} \cdot \text{cm}^{-3})^2$$

$$= 1.0093 \times 10^{-20} \text{ mole}^2 \cdot \text{cm}^{-6}$$

$$= 1.0093 \times 10^{-8} \text{ mole}^2 \cdot \text{m}^{-3}.$$

(108)