

الفصل التاسع

التوصيل الإلكتروني والحمل

(1) التوصيل الإلكتروني :

يعرف التوصيل النوعي K للمحول الإلكتروني على أنه توصيل عمود من المحلول طولها 1cm ومساحة مقطعة 1cm^2 وقيمتها وجد أنه يساوي مقلوب المقاومة النوعية ρ وهي مقاومة نفس العمود من المحلول. ويمكن تعيينها بقياس مقاومة خلية مكونة من قطبين متوازيين مساحة مقطع كل منهما 1cm^2 وتوجد مسافة بينهما قدرها 1cm .

وخلايا التوصيل عادة لا تتفق مع هذه المتطلبات وبالتالي يكون من الضروري تعيين ثابت مميز لكل خلية وهو ما يسمى بثابت الخلية k . العلاقة بين K ، k هي كالتالي :

$$K \cdot R = k$$
$$K = \frac{k}{R} = K \cdot k^{-1}$$

حيث R هي المقاومة المقاسة للخلية المحتوية على المحلول الإلكتروني ذات

التوصيل النوعي K ، $\frac{1}{R} = K \cdot k^{-1}$ التوصيل للإلكتروليت كما قيس في الخلية.

التوصيل المكافئ $\Lambda_v = \Lambda_v$ هو توصيل المحلول المحتوى على 1 جم مكافئ من المذاب عندما يوضع بين قطبين متوازيين ذو مساحة مناسبة ويبعدان بعضهما عن بعض مسافة 1cm - العلاقة بين Λ_v ، K هي كالتالي :

$$\Lambda_v = K \cdot V = K'' \cdot \frac{1000}{N}$$

حيث V هو حجم المحلول بالسنتيمتر المكعب المحتوى على 1 جم مكافئ من المذاب، N هي عيارية المحلول ولقياس التوصيل تستخدم قنطرة هويتستون والتي تتضمن نظام مكون من أربع مقاومات R_1 ، R_2 ، R_3 ، R_4 كما هو مبين في الشكل (29).

والأساس الذي بنى عليه إيزان القنطرة هو العلاقة التالية :

$$R_1 / R_2 = R_3 / R_4$$

ولذا فإنه إذا كان هناك ثلاث مقاومات معلومة يمكن الحصول على المقاومة الرابعة ففي القنطرة المتريية شكل (29) عند سلك من البلاطين أو من سبيكة البلاطين - إيريديوم على مسطرة مدرجة تحتوى على نسبة الذراعين المعروفة (مقاومتان معروفتان كل واحدة منهما تتناسب مع طول السلك المقابل) والمقاومة المعلومة الثالثة هي عبارة عن صندوق مقاومات متغير على ذراع واحد. وتكون المقاومة المجهولة على

شكل (29) قنطرة هويتستون

الذراع الرابعة للخلية. يستخدم مصدر للتيار المتردد على سبيل المثال متذبذب صمام أو ملف حتى تستخدم لتغذية القنطرة وذلك لتقليل إستقطاب أقطاب الخلية. ولتلاشى تأثيرات الإستقطاب تماماً حتى مع وجود التيار المتردد يجب بلتنة الإستقطاب (تغطي بطبقة لاصقة من أسود البلاطين). تستخدم زوج من سماعات الأذن ذات المقاومة المنخفضة لمعرفة نقطة الإتزان على القنطرة. المحلول المبلتن هو عبارة عن 1% من محلول ماني لكوريد البلاطين المضاف إليه بللورات صغيرة من خلاص الرصاص. وعاء الخلية والأقطاب يتم تنظيفهم بدقة بحمض نيتريك ساخن ثم عدة مرات بالماء المقطر.

تستخدم كمية من المحلول المبلتن وتتصل الأقطاب ببطارية 4 volt (خليتان حمضيتان على التوالي) خلال مفتاح يساعد على إنعكاس إتجاه التيار شكل (30) يمر التيار لمدة تتراوح بين 10 ، 15 دقيقة. وينعكس إتجاهه كل نصف دقيقة.

شكل (30)

وللقدره العاليه التي يتميز بها أسود البلاتين على الإمتزاز يصعب التخلص من الأثار البسيطة من المحلول المبلتن والذي يتخلله غاز الكلور وذلك بمجرد الغسيل. ويمكن التغلب على هذه المشكله وذلك بعمل التحلل الكهربى فى محلول مخفف من الكبريتيك لمدة ربع ساعه (15 min) وذلك بانعكاس التيار كل دقيقه. يتم غسل الأقطاب جيداً وتحفظ تحت الماء المقطر.

شكل (31)

ولتقدير ثابت الخلية k تستخدم محلول 0.1 عيارى من محلول كلوريد البوتاسيوم والذي يكون معروفاً بدقة قيمة توصيلته النوعية تستخدم كمحلول الكتروليتى قياسى. يتم غسل الخلية مرات عديدة بأجزاء من المحلول تشحن ثم تغمر فى حمام مائى عند درجة $25^{\circ}\text{C} \pm 0.1$ وذلك بالفنطرة المبيئه فى شكل (31) تقاس مقاومه المحلول بإختيار مناسب من صندوق المقاومات بحيث تقع نقطه الإتران فى الثلث الأوسط من طول السلك (بين 30 cm، 70 cm) وتبعاً للرسم يبدأ التدرج فى القراءات من اليسار. يتم أخذ ثلاث قراءات بإستخدام ثلاث مقاومات

صندوق مختلفة. إذا كانت R هي مقاومة الصندوق لنطقة الإيزان التي تقسم مقياس السلك إلى النسبة L إلى 100-L وتكون مقاومة الخلية هي R_C تبعاً للقاعدة المعروفة.

$$R_C = \frac{R \cdot L}{100 - L}$$

من $K = 1/R_C$ يمكن حسابها وبمعرفة قيمة التوصيل النوعي لمحلول 0.1N من كلوريد البوتاسيوم عند 25°C . يمكن حساب ثابت الخلية ($k = 0.01285 \text{ ohm}^{-1}$) باستخدام العلاقة السابقة.

2- الإلكتروليتات الضعيفة :

في الإلكتروليتات الضعيفة يكون إختلاف التوصيل بإختلاف تركيز المذاب يكون مرجعه في الأساس إلى الإختلافات في عدد الأيونات وذلك بقياس مدى التفكك للمحلول. درجة التفكك α بالتخفيف تخفيف قدره (V) يمكن الحصول عليه من

$$\alpha = \frac{\Lambda_V}{\Lambda_0} \quad \text{العلاقة التالية :}$$

حيث Λ_V هي التوصيل المكافئ عند التخفيف، Λ_0 هي التوصيل المكافئ المحدود عند تخفيف ما لا نهاية. وللمحاليل الإلكتروليتية الضعيفة لا يمكن الحصول على Λ_0 وذلك بمد الخط على إستقامته إلى تخفيف ما لا نهاية وذلك للنتائج التي حصلنا عليها عند تركيز معين. يمكن حسابها من قانون كولوراوش.

$$\Lambda_0 = \Lambda_+ + \Lambda_-$$

حيث Λ_+ ، Λ_- هي التوصيل الأيوني عند تخفيف ما لا نهاية لكل من الكاتيونات والأيونات.

التجربة : تقدير ثابت التفكك لحمض ضعيف بطريقة التوصيل .

المواد المستعملة والكميات المطلوبة :

حمض الساكسينيك - تقدير المقاومة للمحلول

(1) حضر 100 ml من محلول 0.2N من حمض الساكسينيك ومن هذا

المحلول حضر محاليل مخففة وهي 0.0125N ، 0.0251 ، 0.05 ، 0.1 ، .

(2) عين مقاومة كل محلول كما سبق.

الحسابات :

(1) من معرفة ثابت الخلية. إحسب التوصيل النوعي ثم التوصيل المكافئ لكل

محلول.

(2) بمعلومية التوصيل المكافئ المحدود للحمض Λ_0 وذلك من

$382 = \Lambda_0 = \Lambda_+ + \Lambda_-$. يمكن حساب درجة التفكك α عند تركيزين منخفضين.

(3) إحسب القيمة المتوسطة لثابت التفكك K_a للحمض بإستخدام علاقة

استوالد التالية.

$$K_a = \frac{\alpha^2 - C}{1 - \alpha}$$

حيث إن C هي التركيز معبراً عنه بالجـم مكافئ كل لتر

3- الإلكتروليتات القوية :

تبعاً لديباي هيكل وأونزاجر تعتبر الإلكتروليتات القوية مفككة تماماً عند كل التركيزات. لتقدير التغير في التوصيل بتغير التركيز يعتبر أونزاجر أثر العوامل المختلفة مثل اللزوجة، ثابت العزل، التكافؤ ... إلخ. ووضعت المعادلة التالية للإلكتروليتات أحادية التكافؤ.

$$\Lambda_0 = \frac{\Lambda + 59.78 \sqrt{C}}{1 - 0.2273 \sqrt{C}}$$

Λ هي التوصيل المكافئ عند تركيز C ، Λ_0 هي التوصيل عند تخفيف ما لا

نهاية. يمكن تطبيق هذه العلاقة فقط في المحاليل المخففة التي يصل تركيزها

حوالي 10^{-4} م. في المحاليل الأكثر تركيزاً تعطى المعادلة قيم Λ_0 التي تعطى زيادة

محدودة بالتركيز. في هذه المحاليل إلى تركيز يصل إلى 0.1N يمكن تمثيل النتائج

بالعلاقة النصف أولية والتي وضعها شدلوفسكى

$$\Lambda = \Lambda_0 + BC = \frac{\Lambda + 59.78 \sqrt{C}}{1 - 0.2273 \sqrt{C}}$$

حيث إن B هو ثابت . وتستخدم هذه العلاقة لتقدير قيمة Λ_0 من قياسات Λ عند تراكيزات مختلفة.

التجربة: تقدير التوصيل المكافئ عند تخفيف ما لا نهاية للإلكتروليت القوى أحادي التكافؤ.

المواد المستخدمة والكيمياءويات :

(1) نستخدم خلايا التوصيل التي سبق ذكرها - ملح كلوريد البوتاسيوم.

الطريقة :

(1) حضر 250ml من محلول 0.25N كلوريد البوتاسيوم ومن هذا المحلول يحضر محاليل مختلفة التركيز وهى محاليل 0.001N ، 0.0025N ، 0.005N ، 0.01N ، 0.05N ، 0.1N وذلك بالتخفيف المناسب. يوضع المحاليل فى حمام مائى عند درجة $25^\circ\text{C} \pm 0.1$.

(2) باستخدام خلية التوصيل التى يكون ثابت الخلية لها معروفاً نقدر مقاومة كل محلول عند 25°C .

الحسابات :

(1) إحسب قيم K ، Λ لكل محلول.

(2) إحسب Λ المقابلة باستخدام علاقة شذولوفسكى.

(3) إرسم العلاقة البيانية بين Λ ، التركيز C ويمد إلى تركيز C=0 وذلك لتقدير

Λ_0 .

(4) المعايرات بالتوصيل :

تعطى أيونات الهيدروجين والهيدروكسيل توصيلاً عالياً. عندما يضاف الحمض القوى بالتدرج إلى محلو قلوبى فإن توصيل المحلول سوف يقل أولاً وذلك لإختفاء أيونات الهيدروكسيد وذلك لإستبدالها بأيونات الحمض الأقل حركة. عندما يتم التخلص من أيونات الهيدروكسيد وذلك بإتحادها مع أيونات الهيدروجين وذلك لتكوين جزيئات الماء الغير مفككة.

فإن أى إضافة للحمض بعد ذلك سوف تؤدى إلى زيادة التوصيل مرة أخرى. برسم العلاقة بين توصيل المحلول وعدد الميليترات من الحمض المضاف نحصل

على منحنى يأخذ حرف V. ونقطة التلاقى لفرعى المنحنى يعطى عدد المليلترات من الحمض المكافئة لكمية القلوى المستخدم.

المعايير بالتوصيل تتضح فى معايرت الأحماض الضعيفة والقواعد الضعيفة والتي يصعب إتمامها بإستخدام طريقة الأدلة.

يمكن لمحلول من حمض الخليك عياريته N/100 أن يعاير توصيلياً بمحلول N/100 من هيدروكسيد الأمونيوم - ففى البداية يكون التوصيل منخفضاً وذلك لإنخفاض تأين الحمض ولكنها تزيد تدريجياً بإضافة هيدروكسيد الأمونيوم وذلك لتكوين خلات الأمونيوم التى هى من الإلكتروليتات القوية.

بعد نقطة النهاية يبقى التوصيل ثابتاً وذلك لأن تأين الزيادة من هيدروكسيد الأمونيوم سيتوقف بتأثير أيون الأمونيوم المشترك.

التجربة : المعايرة بالتوصيل لقاعدة قوية بحمض قوى.

الأدوات والكيمياويات المطلوبة :

- (1) دائرة قنطرة التوصيل.
- (2) هيدروكسيد الصوديوم، حمض الهيدروكلوريك - كربونات الصوديوم.

طريقة العمل :

- (1) حضر 100 ml من محلول هيدروكسيد الصوديوم عياريته تقريبا 0.1N وكذا لحمض الهيدروكلوريك. حضر 100 ml من محلول كربونات الصوديوم عياريته بالضبط 0.1N عاير الحمض مع الكربونات.
- (2) يوصل دائرة القنطرة المترية كما سبق.
- (3) إنقل 25 ml من محلول هيدروكسيد الصوديوم إلى خلية التوصيل وبإستخدام صندوق مقاومات مناسب عين نقطة الإتزان على سلك القنطرة.
- (4) صب HCl من السحاحة بكميات صغيرة فى نفس الوقت إخلط جيداً وبإستخدام نفس صندوق المقاومات عند نقطة الإتزان بعد كل إضافة.

الحسابات :

- (1) عند نقطة الإتزان يتناسب طول السلك مع مقاومة المحلول ويتناسب مقلوب الطول مع التوصيل. وإرسم مقلوب قراءات القنطرة مع عدد المليلترات من الحمض المضاف. نقطة تقاطع جزأى المنحنى تحدد نقطة التكافؤ.
- (2) بمعرفة عيارية الحمض. إحسب عيارية القلوى بإستخدام العلاقة التالية :

$$N \times V = N' \times V'$$

(5) أعداد الحمل :

عند تحلل محلول ملح بين قطبين معدنيين فعلى سبيل المثال، عند تحلل محلول نترات الفضة بين قطبين من الفضة.

يلاحظ تغير فى تركيز الإلكتروليت التى لا تكون متساوية عند القطب الموجب والقطب السالب.

حيث إن هناك كميات متكافئة من الأيونات الموجبة والسالبة تفقد شحناتها عند الأقطاب فإن سرعة هجرة الكاتيونات U_c تختلف عن سرعة هجرة الأنيونات U_a .

وحيث إن كمية الكهربية التى تنتقل بالأيون تتناسب مع سرعته فإن الكمية المنقلة بالكاتيون تتناسب مع U_c أما تلك التى تنتقل بالأنيون تتناسب مع U_a يتناسب الكمية المنقلة كلها مع مجموع $U_c + U_a$

وتبعاً لهيتتورف فإن الكسر $n_+ = \frac{U_c}{U_c + U_a}$ يساوى عدد حمل الكاتيون والكسر $n_- = \frac{U_a}{U_a + U_c}$ هو عدد حمل الأنيون.

ويمكن توضيح خلية نقل تستخدم فى تقدير أعداد الحمل فى الرسم التالى شكل (32)

شكل (32) خلية نقل تستخدم فى تقدير أعداد الحمل

الكمية الكلية للكهربية تتناسب مع $U_c + U_a$ يمكن تقديرها بواسطة كولومتر نحاس يتصل على التوالى مع الخلية. تقدر كمية النحاس المترسبة كاثودياً فى

الكولوميتير وتقدر أيضاً كمية الفضة المكافئة والذائبة أنودياً في غرفة الأنود (A). وكمية الكهربية المنتقلة بكاثيودات الفضة والمهجرة ناحية غرفة الكاثود (B) والتي تتناسب مع Uc يمكن تقديرها بالإخفاض النسبي في كمية الفضة في غرفة الأنود بعد السماح لكمية الفضة المذابة أنودياً بالانتقال إلى هذه الغرفة بمعرفة قيمة $Uc + Ua$ ، يمكن حساب n_+ ، n_- .

التجربة: تقدير أعداد الحمل لأيونات الفضة والنترات في محلول نترات الفضة

المواد والكيمائيات المستخدمة في التجربة :

(1) كلوريد الصوديوم - نترات الفضة - ثيوسيانيد البوتاسيوم - حمض النيتريك.

(2) يتركب الجهاز المبين في الشكل (32).

الطريقة :

حضر المحاليل التالية:

100 ml من محلول كلوريد الصوديوم عياريته بالضبط 0.1N، 250 ml من محلول نترات الفضة عياريتها تقريباً 0.1N ، 500 ml من محلول ثيوسيانيد البوتاسيوم عياريته تقريباً 0.1N. عاير نترات الفضة ضد كلوريد الصوديوم باستخدام طريقة موهر كالتالى :

يضاف إلى 10 ml من محلول كلوريد الصوديوم 50 ml من الماء المقطر وقطرات من كرومات البوتاسيوم. تضاف من السحاحة محلول نترات الفضة مع إستمرار التقليب (الرج). يستمر إضافة نترات الفضة حتى ظهور اللون الأحمر الطوبى.

(1) تعاير محلول ثيوسيانيد البوتاسيوم بمحلول نترات الفضة باستخدام طريقة فولهارد كالتالى : يضاف إلى 100 ml من نترات الفضة 5ml من محلول حمض النيتريك عياريته 6N، 1 ml من محلول 2% من دليل شب الحديد. تعاير بمحلول ثيوسيانيد البوتاسيوم حتى ظهور اللون الأحمر الدموى.

(2) يوزن بالضبط 25 ml من محلول نترات الفضة (w gm) ويعبر عن

تركيبها كالتالى [ماء (w-n)g + نترات الفضة n g] .

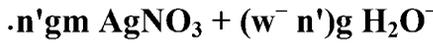
(3) تملأ الغرف (A)، (B)، (C) للخلية بمحلول نترات الفضة وتغمر أقطاب

الفضة كما هو مبين بالرسم. ويوصل كولومتر نحاسى وميللى أميتر على التوالي بالخلية من خلال مقاومة منزقة . والكولوميتير النحاسى يتكون ببساطة من كأس

سعته من 100 ml إلى 150 ml يمسخ حمام النحاس وشريحتين من أقطاب النحاس مساحة كل منهما تقريباً 2 cm^2 وذلك كاثود وكاثود. الإلكترود الذى يعمل كاثوداً ينظف وذلك بالكحول جيداً ويجفف ويوزن. ويتكون الحمام النحاس من 15 gm كبريتات نحاس + 5 gm حمض كبريتيك + 5 gm كحول إيثيلى + 100 gm ماء مقطر.

(4) وصل طرفا الخلية بمصدر متردد للتيار جهده من 40 إلى 60 فولت. وتضبط المقاومة بحيث يكون التيار المار هو 10 ma (كثافة التيار عند أقطاب النحاس تقريباً 2.5 ma/cm^2) يبقى حمام الكولوميتير فى تقليب مستمر وذلك بتيار من الهيدروجين النقى أو غاز ثانى أكسيد الكربون. يستمر مرور التيار الكهربى لمدة تتراوح بين 3 إلى 4 ساعات. يفصل الإلكتروليت فى الغرفة الوسطى (C) بين كل من الأنوليت، الكاثوليت وذلك بواسطة زوج من الصنابير.

(5) يرفع بحذر أنود الفضة وينقل كمياً الأنوليت خلال الصنبور السفلى وذلك فى قارورة موزونة. يغسل الأنود والغرفة بقليل من محلول نترات الفضة الأصىلى فى قارورة. يعين وزن الأنوليت وترمز له بالرمز $w \text{ gm}$ وبمعايرته بمحلول ثيوسيانيد البوتاسيوم ويقدر محتواه من الفضة ويعبر عن التركيب كالتالى:



(6) يرفع الكاثود الذى هو عبارة عن شريحة من النحاس من الكولوميتير يغسل جيداً بالماء المقطر ثم بالكحول. يجفف ويوزن - يحسب وزن النحاس المترسب c

mg ويعبر عنه على صورة gm مكافئ أى $X \text{ gm equiv}$ حيث $\frac{m}{31.78} = X$

الوزن المكافئ للنحاس هو 31.78.

(7) يجرى التأكد من أن تركيب المحلول فى الغرفة الوسطى (C) باقى لم

يتغير.

الحسابات :

(1) كمية الكهربية الكلية المنتقلة والتي تتناسب مع $Uc+Ua$ تعطى بالقيمة X . وتبعاً لقانون فاراداي X جم مكافئ من الفضة يجب أن تذاب فى غرفة الأنود.

(2) تهاجر كمية الكهربية المحمولة بكاتيونات الفضة ناحية الكاثود والتي

تتناسب مع Uc يمكن تقديرها بالإخفاض النسبى فى تركيز الفضة فى الأنوليت

وتعطى تلك بالمقدار $(O+X) - D = Y$ حيث O هو يحتوى الفضة الأصىلى فى

الأنبوتيت معبراً عنه بالجرام مكافئ قبل عملية التحليل الكهربى، X هى الفضة المكافئة والمذابة أنوديا أما D فهى كمية الفضة للأنبوتيت معبراً عنه بالجرام المكافئ مقدرة بعد عملية التحليل ويمكن حساب كل من O ، D كالتالى :

$$O = \frac{w' - n'}{w - n} \cdot \frac{n}{169.9} \text{ gm equivalent AgNO}_3$$

أو Ag (الوزن المكافئ لنترات الفضة هو 169.9)

$$D = \frac{n'}{169.9} \text{ gm equivalent AgNO}_3$$

أو Ag

(3) عدد الحمل أيون الفضة n_+ هو :

$$n_+ = \frac{U_c}{U_c + U_a}$$

ويعطى القيمة Y/X أما عدد حمل أيون النترات فهو :

$$n_- = \frac{U_a}{U_c + U_a}$$

أو بالقيمة $1 - n_+$

6- إستشراء أو هجرة الجزيئات المعلقة فى مجال كهربى :

تحت تأثير المجال الكهربى يتجه صول كبريتيد الزرنيخوز ناحية القطب الموجب دليلاً على أن هذه الجزيئات أو الدقائق عليها شحنة سالبة. أما تحرك صول هيدروكسيد الحديدك ناحية القطب السالب فيدل على أن هذه الدقائق تحمل شحنة موجبة. هذه الظاهرة تسمى هجرة الجزيئات المعلقة فى المجال الكهربى أو ما يسمى بالإلكتروفوريسيز ويبين الرسم التالى تبسيط للجهاز المستخدم فى تتبع دقائق الغروى تحت تأثير مجال كهربى وذلك فى الشكل رقم (33).

التجربة : تقدير طبيعة الشحنات على غروى كبريتيد الزرنيخوز وأكسيد

المنجنيز وتحديد حركية الجزيئات المعلقة تحت تأثير المجال الكهربى.

المواد المستخدمة والكيمائيات :

(1) الجهاز المبين فى الرسم.

(2) أكسيد الزرنيخوز - غاز كبريتيد الهيدروجين - غاز الهيدروجين -
برمنجنات البوتاسيوم - فوق أكسيد الهيدروجين.

الطريقة :

(1) حضر الصول كما هو موضح فيما يلي :

صول كبريتيد الزرنيخوز:

يغلى 29 gm من أكسيد الزرنيخوز مع 500 ml من الماء حتى تمام الذوبان.
يبرد المحلول ويشبع المحلول بغاز كبريتيد الهيدروجين الذى سبق غسله بفقاقيع
مياه. يدفع تيار من غاز الهيدروجين لطرد الزيادة من كبريتيد الهيدروجين.

صول ثانى أكسيد المنجنيز :

(1) يضاف إلى 50 ml من محلول برمنجنات البوتاسيوم عياريته 0.1N بالنقط
من السحاحة حوالى عشرة حجوم من محلول فوق أكسيد الهيدروجين مع التقليب
المستمر. يضاف فوق أكسيد الهيدروجين حتى تمام إختزال البرمنجنات. ويتضح
ذلك عندما يختير قليل من الصول بكاشف كلوريد الباريوم مع عدم إعطاء لون أحمر
(2) يركب الجهاز كما هو موضح فى الشكل. نضع قطعة من القطن على فوهة
الجزء السفلى من الأنبوبة (B) والتي يتصل بها قطعة من الأنبوبة المطاطية التى
يتصل بها من أعلى قمع صغير. مع قفل المشبك الزنبركى يصب بعناية الصول فى
القمع مع مراعاة عدم وجود فقاعات هوائية. يفتح المشبك الزنبركى قليلاً حتى يتم
ملء الأنبوبة (A) وذلك إلى إرتفاع من 3cm إلى 4cm. يخفض القمع حتى يكون
فى مستوى (B). يفتح المشبك الزنبركى بحرص ثم يرفع القمع تدريجياً وببطء
وذلك حتى يعطى الفرصة للغروى للإرتفاع فى ذراعى الأنبوبة دافعاً الماء إلى أعلى
حتى يكون مستوى الماء حوالى 2cm من القمة. يقفل المشبك الزنبركى وتوضع
الغطاء الفليني المثبت فيها قطبين من البلاتين.

يراعى أن تكون الأقطاب فوق مستوى الحد الفاصل بين الغروى والماء بمسافة
5 cm. يراعى عدم المساس بالحد الفاصل.

(3) يستخدم 100-200 D.C. فولت بين القطبين لمدة كافية 10 min إلى 20
min حتى يلاحظ تحرك واضح للحد الفاصل. يمكن قياس التحرك على مسطرة
مدرجة تتصل بطرفى الأنبوبة.

الحسابات :

(1) يقدر الفرق بين الحد الفاصل بين الماء والقوى قبل وبعد مرور التيار.

- (2) بمعرفة فرق الجهد المستخدم (V) فولت والمسافة d cm بين القطبين
يمكن حساب شدة المجال وهو عبارة عن V/d .
(3) يمكن حساب حركية الجزيئات لكل وحدة مجال كهربى.

شكل (33)

جهاز لقياس حركية الجزيئات تحت تأثير مجال كهربى

